

EXERCICE 1

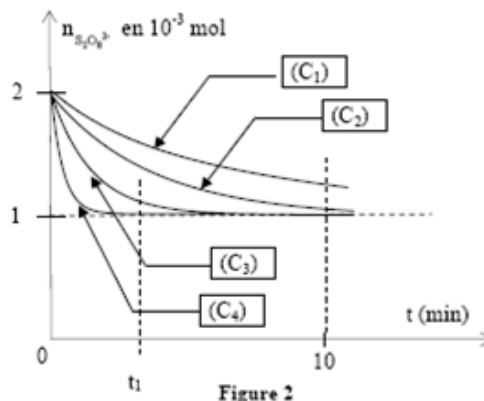
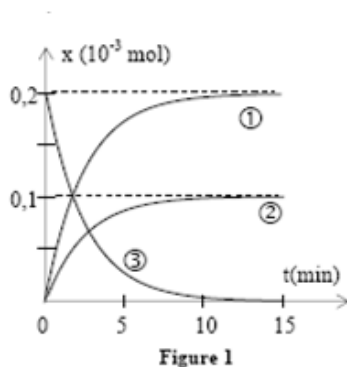
On s'intéresse à la cinétique de la réaction d'oxydoréduction décrite par le tableau descriptif suivant :

| Equation de la réaction chimique | | $S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$ | | | |
|----------------------------------|-------------------|---|--------|----|---|
| Etat du système | Avancement en mol | Quantité de matière en 10^{-3} mol | | | |
| initial | 0 | 0,2 | 0,2 | 0 | 0 |
| en cours | x | 0,2-x | 0,2-2x | 2x | x |

- Donner la définition de la vitesse instantanée de réaction.
 - Préciser la méthode graphique qui permet d'obtenir sa valeur.
- Parmi les trois courbes de la figure 1 ci-dessous, uniquement une seule qui correspond l'évolution de l'avancement x de la transformation chimique étudié.
 - Préciser en justifiant la courbe qui ne correspond en aucun cas à l'évolution de l'avancement x de la réaction.
 - Préciser en justifiant la courbe qui convient à l'évolution de l'avancement x de la transformation chimique étudié.
- On réalise quatre expériences correspondantes aux conditions suivantes :
 - (A) température: $\theta = 41^\circ C$.
 - (B) température: $\theta = 30^\circ C$.
 - (C) température: $\theta = 15^\circ C$.
 - (D) température: $\theta = 41^\circ C$ et présence d'ion Fe^{2+} .

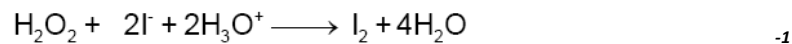
Sur la figure 2 ci-dessous sont reportées les courbes de l'évolution temporelle de la quantité de matière des ions Peroxodisulfate ($S_2O_8^{2-}$)

- On désigne par (p) la pente de la tangente à la courbe à l'instant t. Sachant qu'à l'instant t $\frac{dn(S_2O_8^{2-})}{dt} = p$ déduire qu'à cette date la vitesse instantanée de réaction est $v = -p$.
 - On donne dans le désordre pour les courbes (C_1) et (C_2), la valeur (p) de la pente de la tangente à la courbe pour $t = 10$ min sont : $-6 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$ et $-0,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$.
Déduire v_1 et v_2 , respectivement les valeurs des vitesses de la réaction à $t=10$ min correspondants aux expériences représentées par les courbes (C_1) et (C_2).
 - En justifiant votre réponse attribuer à chacune des courbes (C_1) et (C_2), l'expérience (A), (B), (C) ou (D) correspondante.
 - Comparer à l'instant t_1 la valeur de l'avancement x de réaction pour les expériences représentées par les courbes (C_3) et (C_4), Attribuer en justifiant à chacune des courbes (C_3) et (C_4), l'expérience (A), (B), (C) ou (D) correspondante.
- 4) Pratiquement la durée du dosage nécessaire pour suivre l'évolution de la l'avancement de la transformation chimique peut dépasser facilement 1 min, or la figure 2 montre qu'en une minute le variation de $n(S_2O_8^{2-})$ est notable.
D'après les résultats précédents quelle précaution expérimentale doit-on prendre avant de faire le dosage afin d'avoir des résultats relativement précis



EXERCICE 2

On étudie la cinétique de la réaction entre l'eau oxygène H_2O_2 et les ions iodures I^- apportés par une solution d'iodure de potassium, en milieu acide. Cette réaction est lente et totale, son équation bilan est :



A la date $t=0$, on mélange un volume $V_1 = 90 \text{ mL}$ d'iodure de potassium de concentration $c_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 10 \text{ mL}$ d'eau oxygénée de concentration $c_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume $V_3 = 50 \text{ mL}$ d'acide sulfurique de concentration $c_3 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

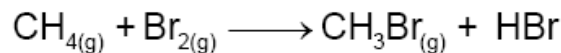
Le milieu réactionnel est homogène, et garde un volume constant $V_M = 150 \text{ mL}$.

- 1) Quand dit-on qu'une réaction est lente ?
- 2) a- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique.
b- Calculer la valeur de l'avancement final x_f .
c- Préciser s'il existe réactif limitant ?
- 3) On rappelle que le temps de demi-réaction est la durée au bout de laquelle la moitié de la quantité du réactif limitant à disparaître.
a- En justifiant, compléter le tableau ci-contre
b- Représenter l'allure de la courbe donnant l'évolution de l'avancement x de la transformation chimique en fonction du temps de la date $t=0$ à la date $t = 18 \text{ min}$ (Echelle : $2 \text{ cm} \longrightarrow 3 \text{ min}$; $1 \text{ cm} \longrightarrow 0,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$)
c- Déduire une description de l'évolution de l'avancement x au cours du temps.

| | | Quantité de matière en 10^{-3} mol | | |
|-------------|---------|--|--------------|----------------------|
| | | H_2O_2 | I^- | I_2 |
| Temps (min) | t=0 | | | 0 |
| | t= 3min | | | $4,5 \cdot 10^{-1}$ |
| | t=6min | | | $7,5 \cdot 10^{-1}$ |
| | t=9min | | | $8,75 \cdot 10^{-1}$ |
| | t=15min | 0 | 7 | |

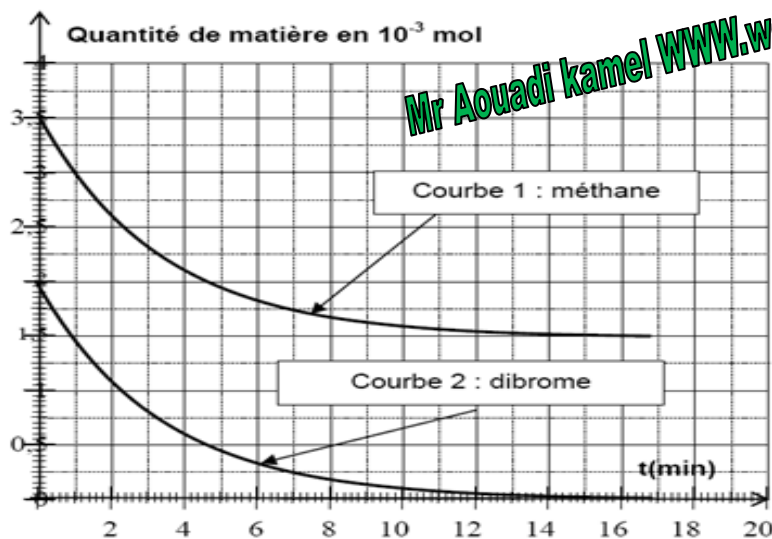
EXERCICE 3

On réalise la bromation du méthane en phase gazeuse en présence de la lumière blanche. La réaction chimique qui modélise cette transformation est symbolisée par :



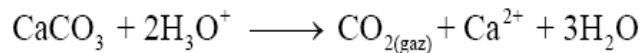
La **figure ci-dessous en annexe** donne les courbes de l'évolution au cours du temps de la quantité de matière du méthane CH_4 et du dibrome Br_2

- 1) a- Donner la définition de l'avancement x d'une réaction.
b- Calculer en exploitant la courbe 1 puis la courbe 2 de la figure 1 ci-dessous l'avancement x de la réaction à la date $t = 7 \text{ min}$. Comparer les résultats et conclure.
c- Calculer en exploitant la courbe 1 de la figure 1 en annexe, l'avancement final x_f de la réaction.
- 2) Quel renseignement concernant les réactifs peut-on déduire à $t = 15 \text{ min}$. Justifier.
- 3) a- Calculer en mol.min^{-1} la vitesse **moyenne** de la réaction entre les dates $t=7 \text{ min}$ et $t=15 \text{ min}$.
b- En expliquant la méthode déterminer à partir de la courbe 2 de la figure 1 en annexe, la vitesse **initiale** de la réaction.
c- Trouve-t-on le même résultat si l'on a utilisé la courbe 1 ? Justifier.



EXERCICE 4

On étudie la réaction de l'acide chlorhydrique avec le carbonate de calcium (constituant essentiel du calcaire) dont l'équation est :



- Proposer parmi la liste ci-dessous 2 méthodes physiques pour suivre l'évolution de la réaction.
Liste : Dosage – conductimétrie - mesure de la masse – mesure du volume – mesure de pression.
- Une expérience, réalisée avec 0,2 moles de carbonate de calcium et un excès d'acide, a permis d'obtenir les résultats suivants :

| | | | | | |
|----------------------------------|------|------|------|------|------|
| t (s) | 20 | 40 | 60 | 80 | 100 |
| V _{CO₂} (mL) | 22,8 | 41,2 | 55,6 | 65,4 | 71,7 |

Le volume de dioxyde de carbone (CO₂) dégagé a été mesuré dans les conditions où le volume molaire des gaz est V_m = 24 L.mol⁻¹.

- Compléter le tableau descriptif de l'évolution de la réaction donné ci-dessous.
- En justifiant et sans faire de calcul préciser la valeur de l'avancement final x_f.
- Déterminer l'avancement de la réaction à t=100s l'avancement de la réaction.
- Vérifier si la vitesse de réaction est nulle à t = 100s.

| | | |
|-----------------|-------------------|--------------------------------------|
| | | Mr Aouadi kamel WWW.webéducation.com |
| Etat du système | Avancement en mol | |
| initial | | |
| en cours | | |

Tableau descriptif de l'évolution du système

EXERCICE 5

On veut étudier la cinétique de l'oxydation des ions iodure I⁻ par le peroxyde d'hydrogène (Eau oxygénée) H₂O₂.

L'équation bilan de la réaction étudiée est $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{I}^- \longrightarrow 4\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$

On réalise le mélange suivant :

| | | | |
|--------|------------------|--------------------------------|--------------|
| | acide sulfurique | solution d'iodure de potassium | eau oxygénée |
| Volume | 2 mL | 40 mL | 10 mL |

- Le mélange réactionnel initialement incolore brunit peu à peu.
- Quelle est l'espèce chimique responsable de cette coloration ?
b- L'acide sulfurique est-il un catalyseur dans cette réaction ? Justifier ?
- La transformation chimique étant lente se qui à permis de suivre l'évolution au cours du temps de l'avancement x de la réaction. (voir courbe de l'annexe ci-dessous)

La vitesse moyenne de réaction entre les dates t₀ et t₁ = 1000s, est v_m = 0,2.10⁻⁶ mol.s⁻¹.

- Déduire la vitesse moyenne volumique de la réaction entre les instants t₀ et t₁ = 1000s.
- Déduire l'avancement volumique y₁ de la réaction à la date t₁.

- 3) Le graphe de la figure 1 ci-dessous donne les variations de l'avancement x en fonction du temps.
- Expliquer la méthode permettant de déterminer la vitesse instantanée de réaction à une date t .
 - Déterminer la vitesse instantanée de réaction $v(t_3)$ et $v(t_4)$ aux instants de dates $t_3 = 200$ s et $t_4 = 1200$ s.
 - Justifier la variation de cette vitesse au cours du temps.
- 4) Représenter sur le graphe de la figure 1 l'allure de la courbe $x = f(t)$ si on refait la même étude à une température plus élevée.

