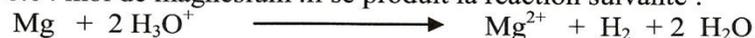


Mr : FRADI	Série Chimie N° (Tr 1)	4 eme Sc/teq
Septembre	Facteur Cinétique	2015/2016

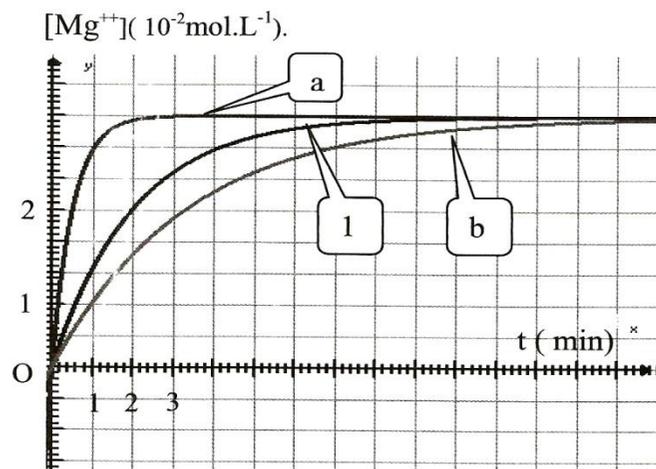
Exercice N° 1 :

On introduit à $\theta_1 = 25^\circ\text{C}$ dans 30 mL d'une solution d'acide chlorhydrique, 0,04 mol de magnésium .il se produit la réaction suivante :



Au cours de l'expérience le volume reste constant.

*Au cours d'une première expérience, des mesures ont permis de tracer la courbe 1 de la figure suivante



- Définir la vitesse volumique moyenne de la réaction entre deux instants t_1 et t_2 . La calculer entre les dates $t_1 = 2$ min et $t_2 = 6$ min.
- a- Définir la vitesse volumique instantanée de réaction.
- b- Calculer cette vitesse à la date $t = 3$ min.
- a- Déterminer de la courbe la concentration finale des ions Mg^{2+} , et montrer que le magnésium Mg est en excès.
- b- en déduire la concentration initiale des ions H_3O^+ .
- Déterminer à la date $t = 5$ min , les concentrations des ions H_3O^+ et Mg^{2+} .
- Trouver la date t pour laquelle $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- On recommence l'expérience dans deux autres conditions expérimentales :

*Exp2. $\theta_2 = 15^\circ\text{C}$

*Exp 3 $\theta_3 = 25^\circ\text{C}$ en utilisant un catalyseur approprié.

On trouve les courbes (a) et (b).Attribuer chaque courbe à l'expérience correspondante

Exercice N° 2 :

On réalise la réaction de l'oxydation des ions iodure par les ions peroxydisulfate.

1) a- Ecrire l'équation de la réaction et préciser les couples red-ox mis en jeu.

a- Pour suivre l'évolution de cette réaction, on dose le diiode formé à diverses dates avec une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Ecrire l'équation de la réaction qui se produit au cours du dosage.

2) On réalise cette réaction dans différentes conditions expérimentales consignées dans le tableau suivant:

Première expérience	Deuxième expérience	Troisième expérience
$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
$[\text{I}^-]_0 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{I}^-]_0 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{I}^-]_0 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$
$\theta = 20^\circ\text{C}$	$\theta = 30^\circ\text{C}$ en présence d'ions Fe^{2+}	$\theta = 30^\circ\text{C}$

Les courbes $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] = f(t)$ relatives à ces trois expériences sont données par la figure 4

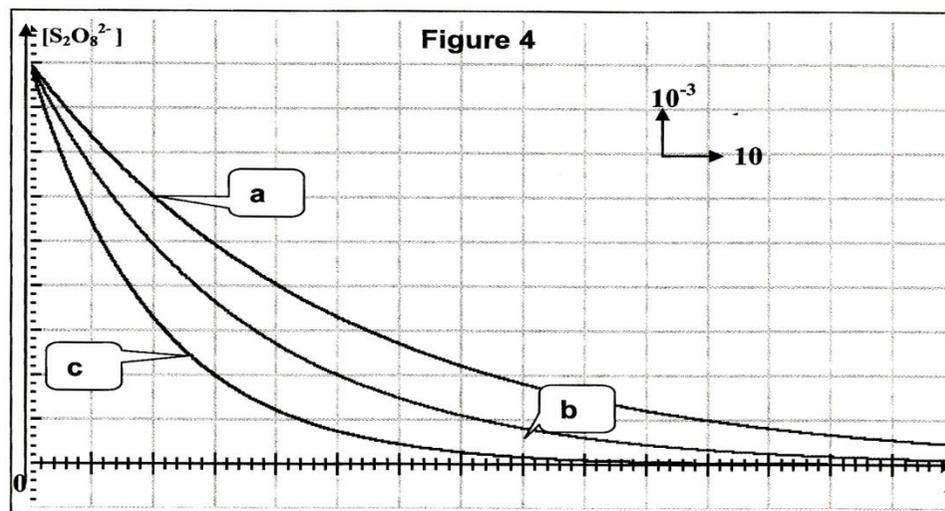
a- Attribuer à chaque expérience la courbe correspondante. Justifier la réponse.

b-

$t_1 = 10$ min et $t_2 = 50$ min pour l'expérience relative à la courbe (c).

b-2. Comparer les deux valeurs trouvées et justifier la différence.

c- Calculer la molarité du diiode et celle des ions iodure à la fin de chaque expérience sachant que la réaction est totale.

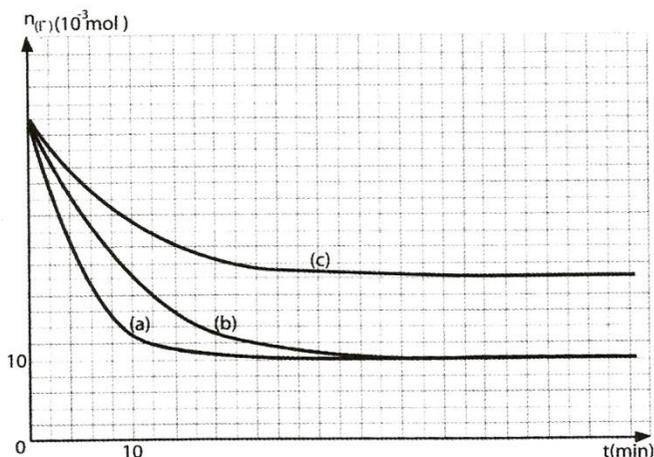


Exercice N° 3 :

On réalise l'oxydation des ions iodure par les ions peroxodisulfate. Trois expériences sont réalisées à volume constant du milieu réactionnel et dans les conditions expérimentales indiquées dans le tableau ci-contre :

Expérience n°	1	2	3
$n(I^-) \cdot 10^3 \text{ mol}$	40	40	40
$n(S_2O_8^{2-}) \cdot 10^3 \text{ mol}$	n_1	n_2	n_2
$\theta (^\circ C)$	20	40	20

- 1- préciser les couples redox mis en jeu et écrire l'équation de la réaction qui se produit sachant qu'elle est totale.
 - 2- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
 - 3-Exprimer l'avancement de la réaction en fonction des nombres de moles des réactifs.
 - 4- on suit l'évolution du nombre de mole d'ions iodure restant en fonction du temps dans les 3 expériences. les résultats ont donnés les courbes **a ; b ; c** du graphe ci-dessous.
 - a- Associer, en justifiant la réponse, à chaque expérience la courbe correspondante.
 - b- Préciser le réactif limitant et déduire les valeurs de n_1 et n_2 sachant que la réaction est totale.
 - 5- On s'intéresse à la réaction correspondant à la courbe (a)
 - a- Définir la vitesse de la réaction puis déterminer sa valeur à l'instant de date $t = 10 \text{ min}$.
 - b- Comment évolue la vitesse de la réaction au cours du temps ?
 - c- Donner la composition, en mol, du système à l'instant $t = 4 \text{ min}$.
- Tracer les allures des courbes $n(I_2)=f(t)$ pour les trois expériences.

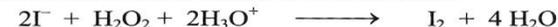


Exercice N° 4 :

Pour réaliser la réaction entre l'eau oxygénée (ou peroxyde d'hydrogène) H_2O_2 et les ions iodures I^- , on dispose des solutions suivantes :

- Solution d'iodure de potassium, de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution d'eau oxygénée, de concentration $C_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution d'acide sulfurique concentré.

L'équation bilan de cette réaction lente et totale s'écrit :



Le mélange des réactifs ayant été fait à la date $t = 0$. A différentes dates, on effectue des prélèvements du milieu réactionnel et on dose le diiode formé. Les mesures ont permis de tracer les deux courbes $n(I_2) = f(t)$ données sur la figure ci-dessous pour les deux expériences suivantes :

Expérience n°	- 1 -	- 2 -
Eau distillée		40ml
Solution d'acide sulfurique	10mL	10mL
Solution d'iodure de potassium	80mL	40mL
Eau oxygénée	10mL	10mL
Volume total du mélange	100mL	100mL



- 1) L'ion H_3O^+ joue le rôle d'un réactif ou d'un catalyseur ? justifier. Calculer la quantité de matière initiale d'eau oxygénée et d'ions iodure introduite dans chacun des deux mélanges. Dresser le tableau d'évolution de la réaction étudiée.
 - a- Exprimer l'avancement x de la réaction en fonction du nombre de mole de I_2 formé.
 - 2)
 - a- Définir la vitesse instantanée de la réaction.
 - b- Déterminer, à la date $t=5 \text{ min}$, sa valeur pour chacune des deux courbes (C_1) et (C_2).
 - c- Quel facteur cinétique permet d'expliquer cette différence entre ces deux vitesses ? Faire associer alors à chaque expérience la courbe correspondante.
 - d- Peut-on à l'aide d'une seule courbe, mettre en évidence l'influence de ce facteur cinétique ? Justifier.
 - 3)
 - a- Déduire que dans chacune des deux solutions l'eau oxygénée est le réactif limitant (en défaut) de la réaction.
 - b- Déterminer la concentration de diiode formé, lorsque la réaction est terminée.
 - c- En exploitant les deux courbes :
 - c₁ -Indiquer pour quelle réaction cette concentration limite est atteinte ?
 - c₂ - Déduire le temps, ($t_{1/2}$), pour lequel la moitié de la quantité initiale d'eau oxygéné a réagi.