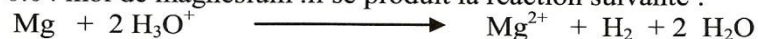


<b>Mr : FRADI</b>	<b>Série Chimie N° .... ( Tr 1 )</b>	<b>4 eme Sc/teq</b>
<b>Septembre</b>	<b>Facteur Cinétique</b>	<b>2015/2016</b>

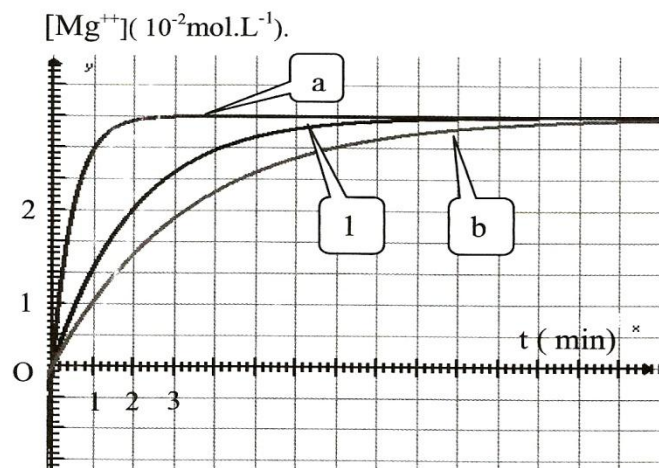
### Exercice N° 1 :

On introduit à  $\theta_1 = 25\text{ °C}$  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



1- Définir la vitesse volumique moyenne de la réaction entre deux instants  $t_1$  et  $t_2$ . La calculer entre les dates  $t_1 = 2\text{ min}$  et  $t_2 = 6\text{ min}$ .

2- a- Définir la vitesse volumique instantanée de réaction.

b- Calculer cette vitesse à la date  $t = 3\text{ min}$ .

3- a- Déterminer de la courbe la concentration finale des ions  $\text{Mg}^{2+}$ , et montrer que le magnésium Mg est en excès.

b- en déduire la concentration initiale des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

4- Déterminer à la date  $t = 5\text{ min}$ , les concentrations des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{Mg}^{2+}$ .

5- Trouver la date  $t$  pour laquelle

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

6- On recommence l'expérience dans deux autres conditions expérimentales :

\*Exp2.  $\theta_2 = 15\text{ °C}$

\*Exp 3  $\theta_3 = 25\text{ °C}$  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
$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
$[\text{I}^-]_0 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{I}^-]_0 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{I}^-]_0 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$
$\theta = 20\text{ °C}$	$\theta = 30\text{ °C}$ en présence d'ions $\text{Fe}^{2+}$	$\theta = 30\text{ °C}$

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

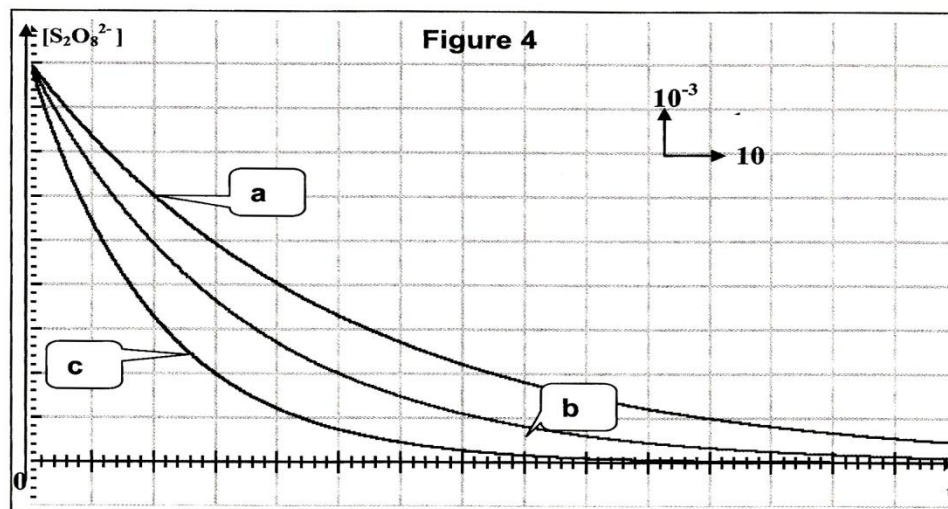
a- Attribuer à chaque expérience la courbe correspondante. Justifier la réponse.

b-

$t_1 = 10\text{ min}$  et  $t_2 = 50\text{ min}$  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.

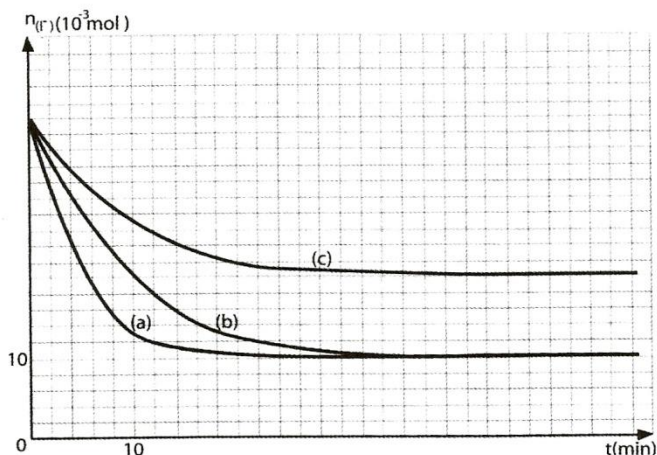


### Exercice N° 3 :

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 :
      - c<sub>1</sub> -Indiquer pour quelle réaction cette concentration limite est atteinte ?
      - c<sub>2</sub> - Déduire le temps, ( $t_{1/2}$ ), pour lequel la moitié de la quantité initiale d'eau oxygéné a réagi.