

**EXERCICE N : 1**

On mélange une solution aqueuse d'iodure de potassium de volume  $v_1=90\text{ml}$  et de concentration  $C_1=0.1\text{mol.l}^{-1}$  et une solution aqueuse de peroxydisulfate de potassium de volume  $v_2=10\text{ml}$  et de concentration  $C_2=0.1\text{mol.l}^{-1}$ .

- 1- Ecrire l'équation de la réaction totale qui se produit et préciser les couples redox mis en jeu.
- 2- Dresser un tableau descriptif de l'évolution de cette réaction.
- 3- Montrer que `un des réactif est en excès.
- 4- Calculer la concentration de diiode formé à la fin de la réaction.
- 5- A l'instant  $t_0=120\text{min}$  la concentration du diiode formé est égale a  $7.6.10^{-3}\text{mol}$ . Dire, en le justifiant, si à cet instant la réaction est terminée ou non sachant la réaction est totale.

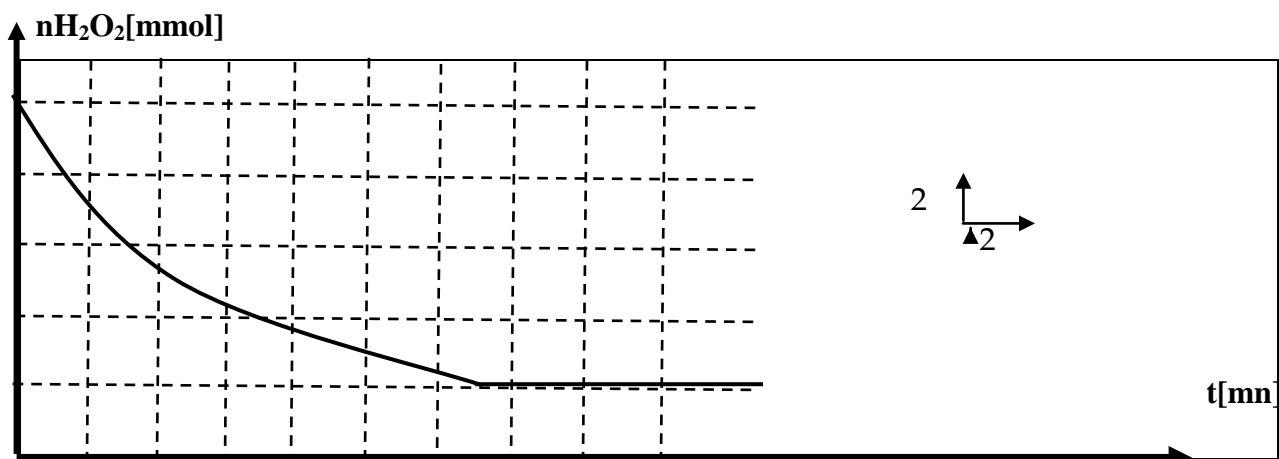
**EXERCICE N : 2**

1-Le peroxyde d'hydrogène  $\text{H}_2\text{O}_2$  peut oxyder lentement les ions iodures  $\text{I}^-$  en milieu acide.

a- Ecrire l'équation de la réaction étudiée. Sachant les couples redox mis en jeu sont  $\text{I}_2/\text{I}^-$  et  $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ .

b- peut-on travail dans un milieu sans acide. Justifier ?

2- Pour étudier l'évolution temporel de cette réaction, on dose le diiode formée aux différents instants par les ions  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ , on obtient la courbe [1] qui représente la variation de nombre de mole de  $\text{H}_2\text{O}_2$  restant en fonction de temps.



a- Dresser un tableau descriptif de l'évolution de cette réaction étudiée.

b- Ecrire l'équation de la réaction du dosage.

c- le dosage est réalisée avec des prélèvements effectués dans le milieu réactionnel, des prises d'essai successives auxquelles on y ajoute de l'eau glacée.

Préciser les facteurs cinétiques mis en jeu au cours de cette opération.

3- Définir la vitesse moyenne d'une réaction chimique. Calculer sa valeur entre  $t_0=0$  et  $t_1=10\text{mn}$ .

4- Déterminer l'instant  $t_2$  pour le quel la vitesse instantanée de la réaction est égale a la vitesse moyenne entre  $t_0$  et  $t_1$

5- Comment varie la vitesse au cours de temps ? Justifier.

6- En exploitant la courbe, déterminer la quantité de matière des ions  $\text{I}^-$  oxydée et la quantité de  $\text{I}_2$  formée a la fin de la réaction.

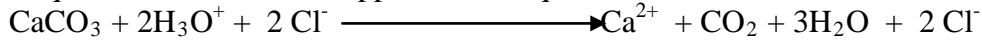
7- Déterminer le temps de demi réaction, en précisant l'intérêt pratique de cet instant.

8- tracer sur la même courbe une autre si on travail avec un catalyseur.

### EXERCICE N : 3

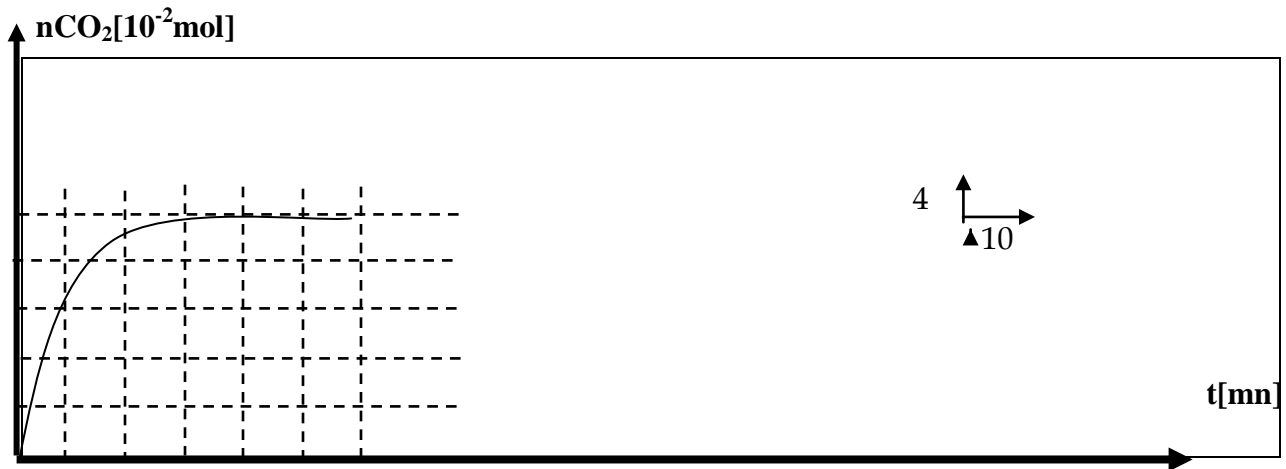
A l'instant  $t=0$ , on verse sur un échantillon de carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3$  de masse  $m$ , une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$ .

L'équation de la réaction supposée totale qui a lieu est :



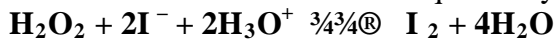
On maintient le mélange réactionnel à température constante  $T$  et à l'aide d'un dispositif expérimentale appropriée, on récupère le  $\text{CO}_2$  dégagé et on trace la courbe de variation de  $\text{CO}_2$  . $n[\text{CO}_2]=f[t]$ .

- 1- Définir la vitesse instantanée d'une réaction chimique.
- 2- Expliquer qualitativement, en indiquant sur la figure la méthode utilisée, comment varie cette vitesse au cours de temps.
- 3- Préciser les facteurs cinétiques responsables à cette variation.
- 4- Définir la vitesse moyenne d'une réaction chimique. Et calculer sa valeur entre  $t_0=0$  et  $t_1=20\text{mn}$ .
- 5- En déduire l'instant pour le quel la vitesse instantanée à cet instant est égale à la vitesse moyenne entre  $t_0$  et  $t_1$ .
- 6- On admettant que la fin de la réaction correspond à une disparition totale de l'échantillon. Déterminer la masse  $m$ . [on donne  $M[\text{CaCO}_3]=100\text{gmol}^{-1}$ ].
- 7- tracer sur la même courbe une autre si on travail avec une température  $T' > T$ , en précisant l'effet de la température sur la variation de la vitesse de la réaction et interpréter microscopiquement cette variation.



### EXERCICE N : 4

On étudie à  $25^\circ\text{C}$  la transformation chimique d'oxydoréduction modélisée par l'équation suivante :



1°) Pour étudier la transformation chimique, on mélange dans un erlenmeyer :

- $V_1 = 60,0$  mL de solution  $\text{H}_2\text{O}_2$  de concentration molaire  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- $V_2 = 30,0$  mL de solution d'iodure de potassium  $\text{KI}$  de concentration molaire  $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- $V_3 = 10,0$  mL d'acide chlorhydrique de concentration molaire en  $\text{H}_3\text{O}^+$   $C_3 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

a - Calculer les quantités de matière initiale en  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{I}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans le mélange réactionnel.

2°) Dresser le tableau d'avancement de cette transformation chimique.

3°) Sachant que la transformation est totale, calculer la valeur finale de l'avancement  $x_f$ .

4°) En déduire la composition du système chimique à l'état final.

5°) Par une méthode non décrite ici, on trace le graphe  $x = f(t)$  ( figure 1 sur la feuille annexe).

a- Déterminer la vitesse volumique moyenne de la réaction entre les instants  $t_1=3\text{min}$  et  $t_2=12\text{min}$ .

b- Définir la vitesse de la réaction.

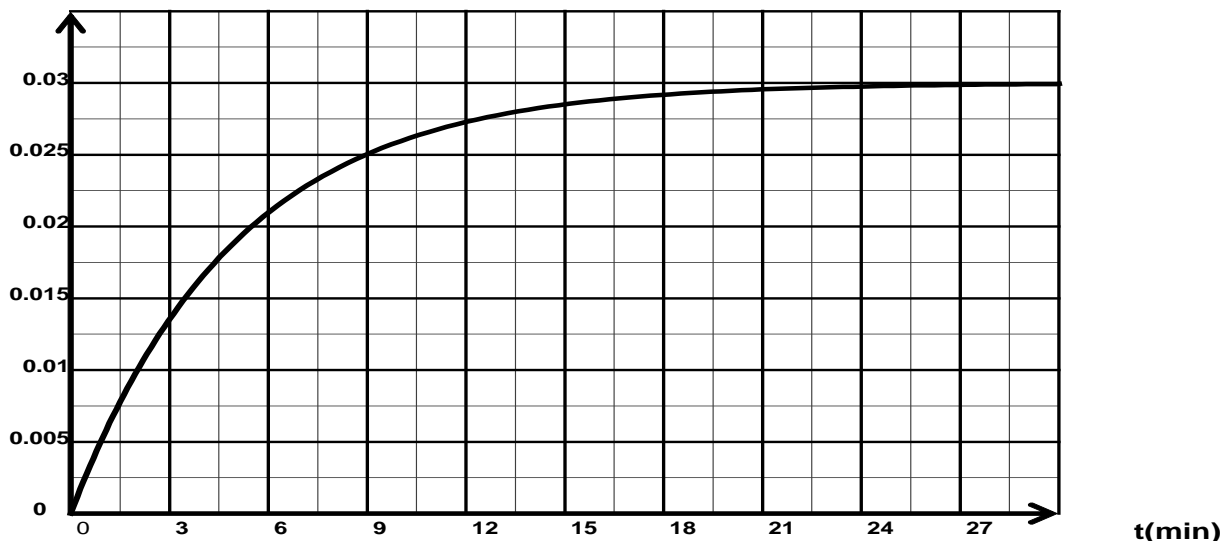
c- Déterminer les vitesses de la réaction aux instants  $t_1=3\text{min}$  et  $t_2=12\text{min}$ .

d- Comment évolue cette vitesse au cours du temps ? Justifier.

6°) La température du mélange est à présent égale à  $50^\circ\text{C}$  .

Sur la courbe  $x=f(t)$  ,de la feuille annexe ,représenter sur le même diagramme la nouvelle allure de la courbe.

x(mmol)



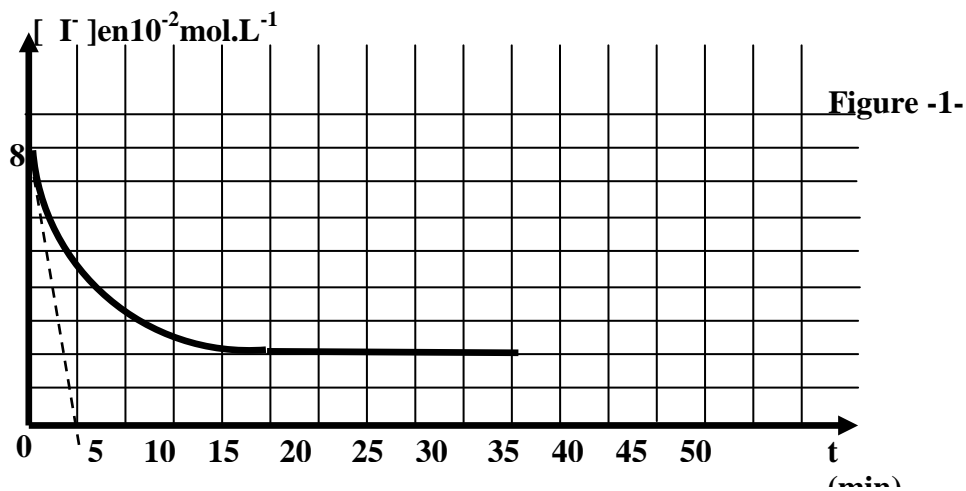
### EXERCICE N : 5

A  $t=0$ , et à une température  $T_1$  on réalise un mélange à partir d'un volume  $V_1=40\text{ml}$  d'une solution d'iodure de potassium **KI** de concentration molaire  $C_1$ , d'un volume  $V_2=20\text{ml}$  d'une solution de peroxydisulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$  de concentration  $C_2$  et quelques gouttes d'une solution contenant des ions  $\text{Fe}^{3+}$ .

Les ions iodure  $\text{I}^-$  s'oxydent par les ions peroxydisulfate  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  selon une réaction totale et lente représentée par l'équation suivante :  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$

- 1- a- Compléter le tableau descriptif correspondant à la réaction étudiée en utilisant l'avancement volumique  $y$ .  
 b- Préciser le rôle des ions  $\text{Fe}^{3+}$  dans la réaction. Justifier.
- 2- L'étude expérimentale a permis de tracer la courbe de la figure (1), (voir page -4-), qui traduit la variation de la concentration des ions  $\text{I}^-$  dans le mélange au cours de temps.
  - a- Sans faire le calcul, préciser le réactif limitant. Justifier.
- b- Déterminer la concentration  $C_1$ .
- c- Calculer la concentration initiale des ions  $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_i$  dans le mélange.
  - d- Déduire la concentration  $C_2$ .
- 3- On définit la vitesse instantanée  $v(t)=dx/dt$ .
  - a- Préciser en le justifiant, à quel instant cette vitesse maximale.
  - b- Calculer sa valeur à cet instant.
  - c- Déduire la vitesse volumique instantanée à cet instant.
  - d- Comment varie la vitesse de cette réaction au cours de temps. Justifier.
- 5- déterminer graphiquement le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$ .
  - 4- Tracer sur la figure - 1- la courbe qui traduit la variation de concentration des ions iodure si on refait la même expérience à une température  $T_2 < T_1$ .

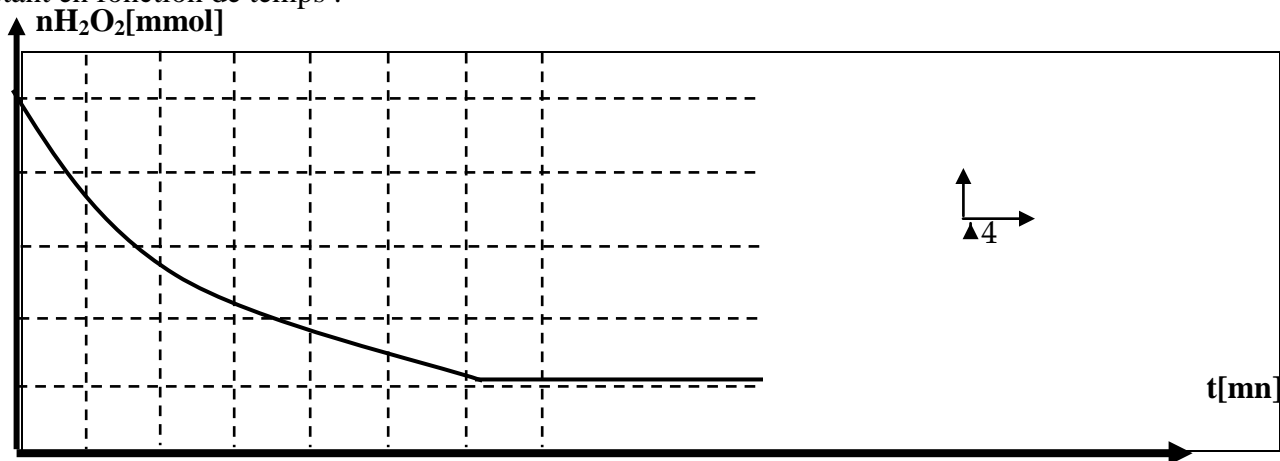
Etat du système	Avancement volumique $y(\text{mol.L}^{-1})$	L'équation de la réaction						
		$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	+	$2\text{I}^-$	$\rightarrow$	$2\text{SO}_4^{2-}$	+	$\text{I}_2$
Initial		$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_i$		$[\text{I}^-]_i$				
Intermédiaire								
Final								



### **EXERCICE N : 6**

A la date  $t=0$ , on réalise un système (s), en mélangeant en milieu acide une solution aqueuse d'eau oxygénée en excès avec un volume  $v=8\text{ml}$  d'une solution aqueuse de KI de concentration  $C=1\text{mol.l}^{-1}$ .

L'étude d'évolution de cette réaction au cours de temps permet de tracer la courbe de variation de nombre de moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$  restant en fonction de temps :



- 1- Ecrire l'équation de la réaction étudiée sachant que les couples redox mis en jeu sont  $\text{H}_2\text{O}_2 \backslash \text{H}_2\text{O}$  et  $\text{I}_2 \backslash \text{I}^-$ .
- 2- Dresser un tableau descriptif d'évolution de système.
- 3- a- Calculer la quantité de matière de  $\text{H}_2\text{O}_2$  nécessaire pour oxyder tous les ions iodures initiaux.  
b- En exploitant la courbe, déterminer l'échelle utilisée dans le traçage.  
c- Déduire le nombre de moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$  initial.
- 4- Déterminer la vitesse moyenne de la réaction entre  $t_0=0$  et  $t_1=20\text{mn}$ .
- 5- En déduire l'instant pour lequel la vitesse instantanée à cet instant est égale à la vitesse moyenne entre  $t_0$  et  $t_1$ .
- 6- Comment varie la vitesse au cours de temps ? Justifier.
- 7- tracer sur la même courbe une autre si on travail avec un catalyseur.

### **EXERCICE N : 7**

L'oxydation des ions  $\text{I}^-$  par les ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  est une réaction totale et lente.

Le diiode est de couleur jaune brunâtre.

#### **Expérience 1 :**

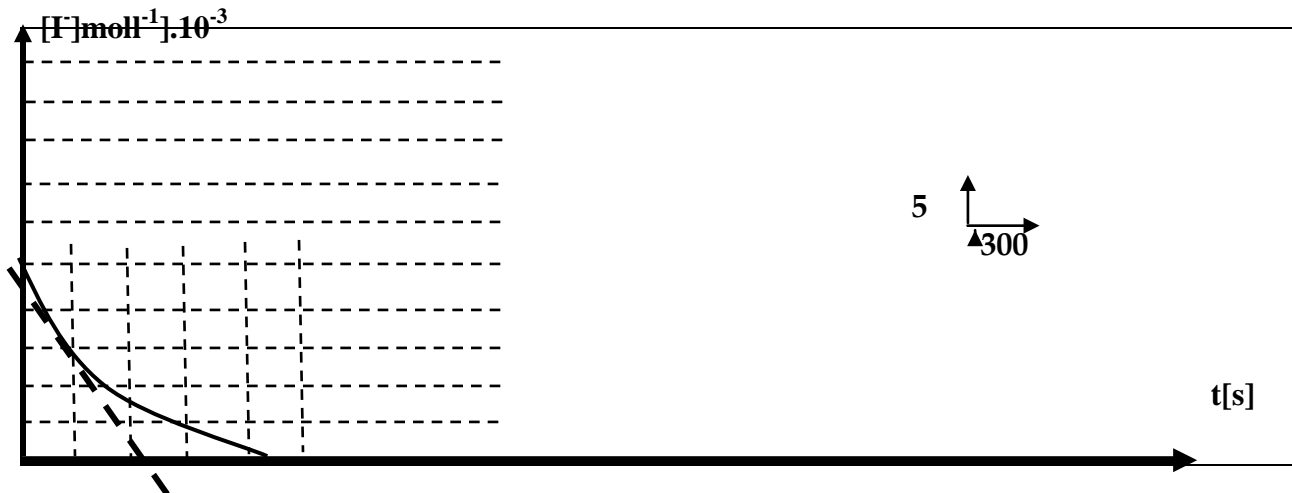
A  $t=0$  on mélange une solution aqueuse d'iodure de potassium de volume  $v_1=100\text{ml}$  et de concentration  $C_1=0.05\text{mol.l}^{-1}$  et une solution aqueuse de peroxydisulfate de potassium de volume  $v_2=100\text{ml}$  et de concentration  $C_2=0.04\text{mol.l}^{-1}$ .

- 1- Ecrire l'équation de la réaction totale qui se produit et préciser les couples redox mis en jeu.
- 2- Dresser un tableau descriptif de l'évolution de cette réaction.

- 3- Le mélange réactionnel prend une coloration jaune brunâtre qui devient de plus en plus foncée au cours de temps. Préciser en le justifiant le quel de deux caractères de cette réaction lente ou totale est affirmée pour cette observation ?

On effectue des prélèvements de 10 ml à partir de ce mélange réactionnel au quel on ajoute de l'eau glacée, puis on y détermine la quantité de diiode formée à l'aide d'un dosage.

Ceci permet de tracer la courbe  $[I]=f(t)$  :



a- Préciser si t correspond à :

- La date à la quelle est effectuée la dilution du prélèvement avec de l'eau glacée.

- La date à la quelle, l'équivalence est atteinte au cours du dosage.

b- L'un de deux réactifs est en défaut, déduire, à partir du graphe, s'il s'agit de  $I^-$  et  $S_2O_8^{2-}$

c- Déterminer, en  $mol.L^{-1}.s^{-1}$ , la vitesse volumique de cette réaction à la date  $t=0$ .

Expérience 2 :

On refait l'expérience précédente, en ajoutant 1,652g de cristaux de KI. (au cours de la dissolution le volume reste constante).

On veut tracer la courbe  $[I]=f(t)$ .

1- Effectuer les calculs nécessaires.

2- Comparer les vitesses de la réaction dans les deux expériences à l'instant  $t=0$ .

3- Tracer la courbe  $[I]=f(t)$  sur la même figure

On donne  $M(I)=126,1 g mol^{-1}$  et  $M(K)=39,1 g mol^{-1}$

### **EXERCICE N : 8**

On fait réagir 100ml, d'une solution de bichromate de potassium  $K_2Cr_2O_7$  de concentration  $C_1=0,03 mol.l^{-1}$ . Avec 100ml d'acide oxalique  $H_2C_2O_4$  de concentration  $C_2=0,06 mol.l^{-1}$ .

On étudie l'évolution de la réaction qui met en jeu les couple suivants :  $Cr_2O_7^{2-} \setminus Cr^{3+}$  et  $CO_2 \setminus H_2C_2O_4$

La courbe  $[Cr^{3+}]=f(t)$  est représentée dans la figure 1 :

1- Calculer la vitesse volumique moyenne entre  $t_0=0$  et  $t_1=20s$ .

2- Déterminer l'instant  $t_3$  pour le quel la vitesse instantanée est égale à la vitesse moyenne entre ces deux instants.

3- Déterminer l'instant au quel  $[H_2C_2O_4]=0,012 mol.l^{-1}$ .

4- Calculer la vitesse volumique instantanée à l'instant  $t=0s$  et  $t=40s$ .

5- Déterminer graphiquement le temps de demi réaction  $t_{1/2}$ .

6- Dire en le justifiant, si  $t_{1/2}$  croît ou décroît par élévation de température du milieu réactionnel.

7- Déterminer la quantité de matière des ions  $Cr^{3+}$  susceptible d'être formée à la fin de la réaction supposée totale.



### EXERCICE N : 9

L'acide nitreux  $\text{HNO}_2$  est peu stable en solution aqueuse, il se forme en acide nitrique avec un dégagement de monoxyde d'azote  $\text{NO}$  selon cette réaction :  $3 \text{HNO}_2 \longrightarrow 2 \text{NO} + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$

Le suivi temporel de cette transformation a permis de tracer les courbes  $[\text{HNO}_2]=f(t)$  et  $[\text{NO}_3^-]=f(t)$

- 1- Dresser un tableau descriptif de l'évolution du système.
- 2- Donner une relation entre  $[\text{HNO}_2]$ ,  $x$  et le volume de mélange réactionnel  $v$  supposé constante.
- 3- Donner une relation entre  $[\text{NO}_3^-]$ ,  $x$  et  $v$ .
- 4- Déterminer l'expression de la vitesse volumique instantanée de la réaction en fonction de  $[\text{HNO}_2]$  puis en fonction  $[\text{NO}_3^-]$ .
- 5- Comment varie la vitesse au cours de temps ? Justifier. A quel instant cette vitesse est maximale.
- 6- Déterminer graphiquement la valeur de cette vitesse maximale.
- 7- Déterminer l'instant  $t_0$  pour le quel  $[\text{HNO}_2]=[\text{NO}_3^-]$ .
- 8- Déterminer le temps de demi réaction  $t_{1/2}$ .
- 9- Comparer  $t_0$  et  $t_{1/2}$ . Expliquer.

