

Mr REKIK Fathi **4^{ème} Année**
CHIMIE (Nouveau programme) **Série N° :6**
 SCIENCES PHYSIQUES
Cinétique chimique(I).

Exercice N°1 :

Données :

- température du laboratoire au moment de l'expérience : 25°C soit $T = 298 \text{ K}$
- pression atmosphérique : $P_{atm} = 1,020 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
- loi des gaz parfaits : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
- constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ SI}$
- masses molaires atomiques, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{Ca}) = 40$

Dans un ballon, on réalise la réaction entre le carbonate de calcium $\text{CaCO}_{3(s)}$ et l'acide chlorhydrique $(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)})$.

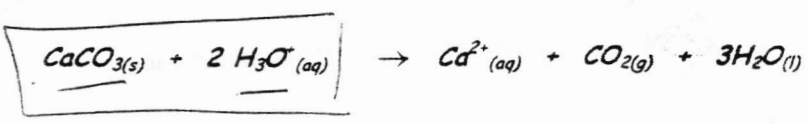
Le dioxyde de carbone formé est recueilli par déplacement d'eau, dans une éprouvette graduée.

Un élève verse dans le ballon, un volume $V_S = 100 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. A la date $t = 0 \text{ s}$, il introduit rapidement dans le ballon 2 g de carbonate de calcium $\text{CaCO}_{3(s)}$ tandis qu'un camarade déclenche un chronomètre. Les élèves relèvent les valeurs du volume V_{CO_2} de dioxyde de carbone dégagé en fonction du temps. Elles sont reportées dans le tableau ci-dessous. La pression du gaz est égale à la pression atmosphérique.

(s)	0	20	40	60	80	100	120	140	160	180	200	220
V_{CO_2} (mL)	0	29	49	63	72	79	84	89	93	97	100	103

(s)	240	260	280	300	320	340	360	380	400	420	440
V_{CO_2} (mL)	106	109	111	113	115	117	118	119	120	120	120

La réaction chimique étudiée peut être modélisée par l'équation :



- 1) Déterminer les quantités de matière initiale de chacun des réactifs.
- 2) Dresser le tableau d'avancement de la réaction. En déduire la valeur x_{max} de l'avancement maximum. Quel est le réactif limitant ?



Exercice N°2 :

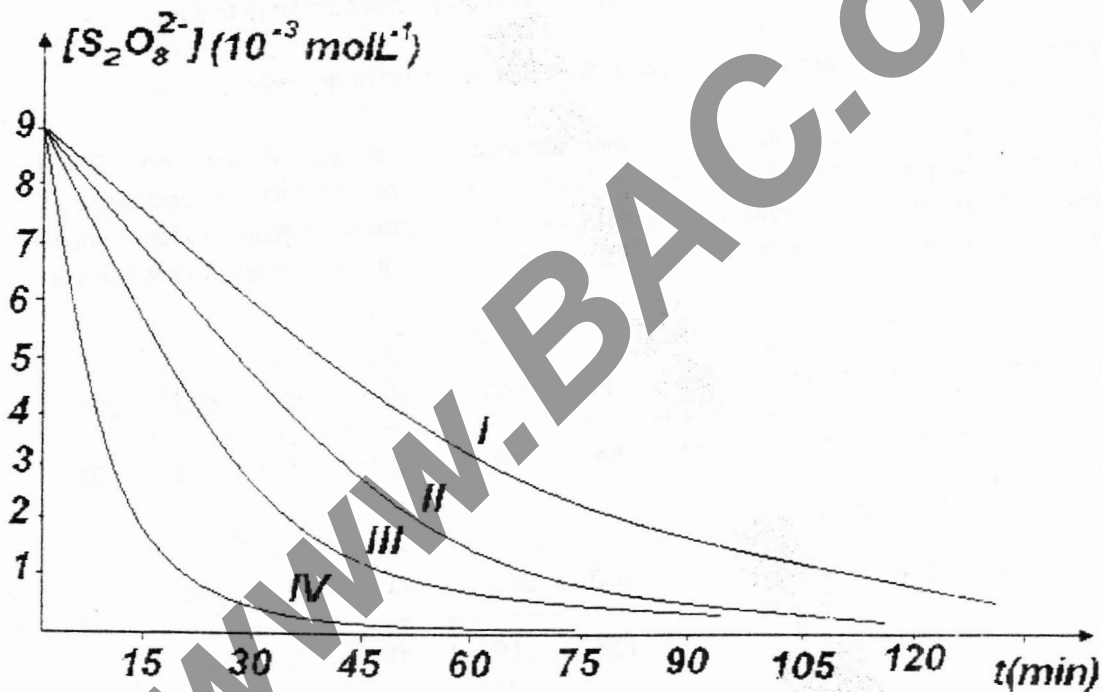
On réalise la réaction entre les ions iodure I^- et les ions peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}$ dans quatre expériences notées (a), (b), (c) et (d).

Pour chaque expérience on dose le diiode formé à des instants différents par une solution de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ de concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et on détermine la concentration des ions $S_2O_8^{2-}$.

Les conditions expérimentales sont consignées dans le tableau suivant:

Expérience	Température	$[S_2O_8^{2-}]_0$	$[I^-]_0$	
a	30°C	$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Présence d'ion Fe^{2+}
b	30°C	$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	
c	30°C	$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Présence d'ion Fe^{2+}
d	17°C	$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	

On obtient les courbes ci - dessous :



1°) Ecrire l'équation bilan de la réaction entre I^- et $S_2O_8^{2-}$. Préciser les couples redox mis en jeu.

2°) Attribuer avec justification claire la courbe correspondante à chaque expérience:

3°) On considère l'expérience représentée par la courbe (I)

a- Définir la vitesse volumique de la réaction. Déterminer sa valeur à la date $t_1 = 20 \text{ min}$.

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

c- Calculer le volume de la solution de thiosulfate de sodium utilisé pour le dosage d'un prélèvement de 5 cm^3 à la date $t_2 = 30 \text{ min}$.

4°)

a- Etablir le tableau d'avancement correspondant à cette réaction.

b- Calculer pour l'expérience (III) les concentrations molaires des espèces chimiques présentes à la fin de la réaction.





3°)

- a- Exprimer l'avancement x de la réaction à une date t en fonction de V_{CO_2} , T , P_{atm} et R . Calculer sa valeur numérique à la date $t = 20$ s.
- b- Calculer le volume maximum de gaz susceptible d'être recueilli dans les conditions de l'expérience. La transformation est-elle totale ?

4°) Les élèves ont calculé les valeurs de l'avancement x et reporté les résultats sur le graphe donné en annexe.

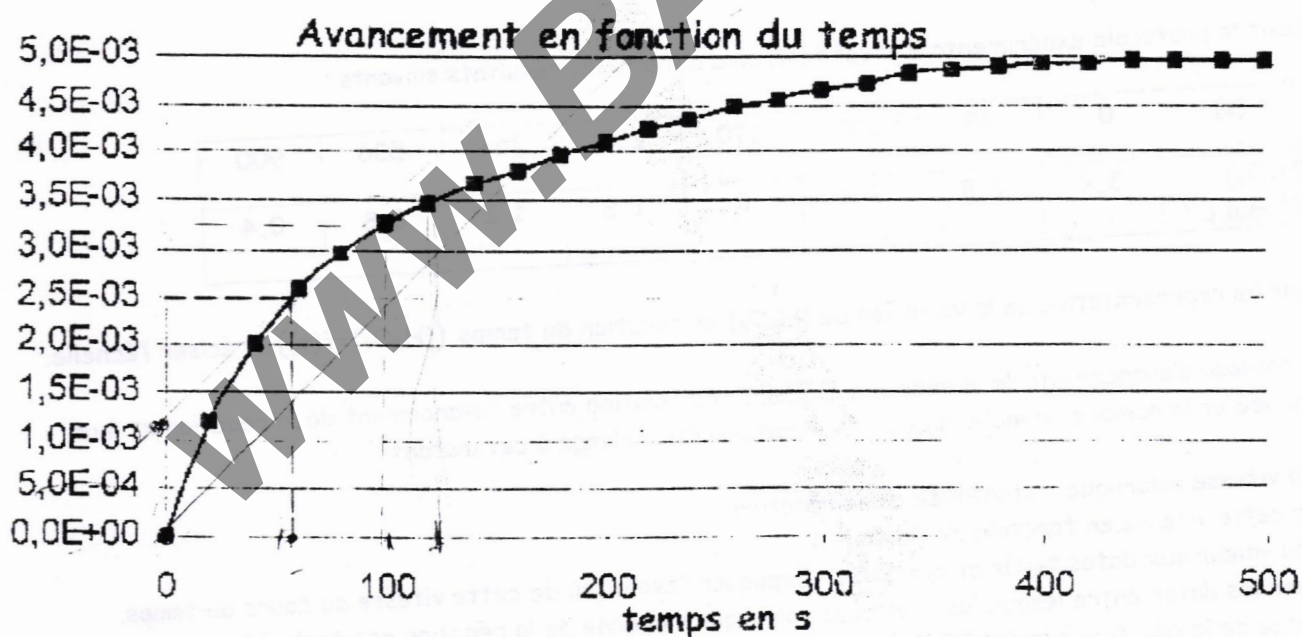
- a- Donner l'expression de la vitesse volumique de réaction en fonction de l'avancement x et du volume V_S de solution. Comment varie la vitesse volumique au cours du temps ? Justifier à l'aide du graphe.
- b- Définir le temps de demi réaction $t_{1/2}$. Déterminer graphiquement sa valeur sur l'annexe.
- c- Calculer la vitesse volumique de la réaction au temps de demi réaction et à $t=0$. Comparer ces deux vitesses et fournir une explication permettant de justifier cette comparaison

5°)

- a- Définir la vitesse volumique moyenne de la réaction.
- b- Calculer cette vitesse entre les dates $t_0=0s$ et $t_1=150s$.
- c- Dédire la date à laquelle la vitesse instantanée de la réaction est égale à la vitesse moyenne déjà calculer en b-

7°) La température de la grotte qui doit être explorée par les élèves est inférieure à $25^\circ C$.

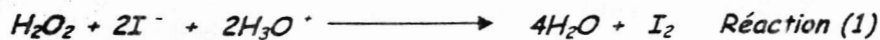
- a- Quel est l'effet de cet abaissement de température sur la vitesse volumique de réaction à la date $t = 0$ s ?
- b- Tracer, sur l'annexe, l'allure de l'évolution de l'avancement en fonction du temps dans ce cas.





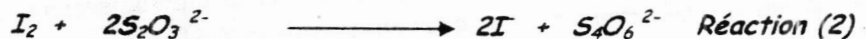
Exercice N°3 :

L'équation bilan de la réaction de réduction de l'eau oxygénée H_2O_2 par les ions iodure I^- supposée lente est :



Pour étudier la cinétique de cette réaction, on mesure la durée nécessaire pour produire une certaine quantité de matière de diiode I_2 .

Pour se faire, on utilise la réaction d'oxydoréduction très rapide entre le diiode et les ions thiosulfate d'équation bilan :



On note que les réactions (1) et (2) ont lieu successivement dans le milieu réactionnel.

A une date $t=0$, on mélange :

- 10mL d'eau oxygénée de concentration molaire $c=4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 114mL d'une solution d'iodure de potassium ($K^+ + I^-$) acidifiée contenant un excès d'ions iodure I^- .
- 1mL d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $c'=0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et quelques gouttes d'empois d'amidon.

La solution reste incolore jusqu'à la date $t_1=48s$, date à laquelle le mélange se colore en bleu noir.

1°)

- Calculer à la date t_1 , le nombre de mole de diiode produit par la réaction (1).
- A la date t_1 on rajoute un deuxième mL de solution de thiosulfate de sodium qui fait disparaître la coloration bleu noir. Celle-ci réapparaît à la date $t_2=103s$. On rajoute un troisième mL de solution de thiosulfate de sodium et la coloration disparaît pour réapparaître à une date t_3 ou l'on rajoute un autre mL de solution de thiosulfate et ainsi de suite.
 - Expliquer la disparition de la coloration bleu noir de la solution chaque fois que l'on rajoute 1mL supplémentaire de la solution de thiosulfate de sodium.
 - Montrer qu'entre deux rajouts de solution de thiosulfate de sodium la quantité de matière d'eau oxygénée disparue est la même. Calculer sa valeur.

2°) En appliquant le protocole expérimentale précédent, on a obtenu les résultats suivants :

t (s)	0	48	103	170	254	366	536	900
$[H_2O_2]$ $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	3,2	2,8	2,4	2	1,6	1,2	0,8	0,4

Tracer la courbe représentative de la variation de $[H_2O_2]$ en fonction du temps ($[H_2O_2]=f(t)$). Préciser l'échelle.

3°) Dresser le tableau d'avancement de la réaction. Dédire une relation entre l'avancement de la réaction x à un instant t donnée et le nombre de mole, $n_{(H_2O_2)}$, existant dans le mélange à cet instant.

4°)

- Définir la vitesse volumique instantanée d'une réaction.
- Exprimer cette vitesse en fonction de $[H_2O_2]$.
- Dédire sa valeur aux dates $t_0=0s$ et $t_1=103s$. Expliquer l'évolution de cette vitesse au cours du temps.
- Déterminer les dates entre lesquelles la vitesse volumique moyenne de la réaction est égale à la vitesse instantanée de la réaction à la date t_1 .

5°)

- Définir le temps de demi réaction. Déterminer sa valeur dans cette réaction.
- Pour diminuer le temps de demi réaction correspondant à cette transformation faut-il :
 - Ajouter de l'eau glacée.
 - Utiliser un catalyseur.
 - Chauffer le mélange.





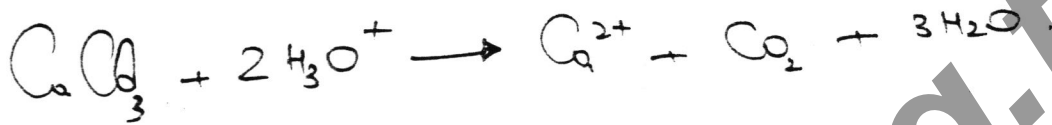
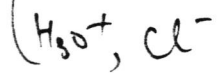
Séance N° 6

Cinétique chimique.Exercice N° 15

$$V_3 = 100 \text{ mL}$$

$$m = 2 \text{ g (CaCO}_3)$$

$$C = 0,1 \text{ mol L}^{-2}$$



$$1^\circ) n_0(\text{H}_3\text{O}^+) = C \cdot V_3 \quad \text{donc} \quad n_0(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \times 0,1 = 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n_0(\text{CaCO}_3) = \frac{m}{M_{\text{CaCO}_3}} \quad \text{donc} \quad n_0(\text{CaCO}_3) = \frac{2}{100} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$



$$t=0 \quad 2 \cdot 10^{-2} \quad 10^{-2} \quad 0 \quad 0 \quad -$$

$$t > 0 \quad 2 \cdot 10^{-2} - x \quad 10^{-2} - 2x \quad x \quad x \quad -$$

$$t_f \quad 2 \cdot 10^{-2} - x_f \quad 10^{-2} - 2x_f \quad x_f \quad x_f \quad -$$

En supposant que la r^{cr} est totale: $x_f = x_{\text{max}}$.

$$\text{à partir de CaCO}_3: \quad n_f(\text{CaCO}_3) = 2 \cdot 10^{-2} - x_{\text{max}} > 0$$

$$\text{donc} \quad x_{\text{max}} \leq 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$\text{à partir de H}_3\text{O}^+: \quad n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} - 2x_{\text{max}} > 0$$

$$\text{donc} \quad x_{\text{max}} \leq 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$\text{donc} \quad x_{\text{max}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$





$n_f(\text{H}_2\text{O}^+) = 10^{-2} - 2 \times 5 \cdot 10^{-3} = 0 \Rightarrow \text{H}_2\text{O}^+$ n'a le r^{ct} final

3°) D'après le tableau d'avancement:

a- $n(\text{CO}_2) = x$

d'après la C.G.P: $n(\text{CO}_2) = \frac{P \cdot V_{\text{CO}_2}}{R \cdot T}$

à $t = 20\text{s}$: $V_{\text{CO}_2} = 28\text{mL} = 28 \cdot 10^{-3}\text{L} = 28 \cdot 10^{-6}\text{m}^3$

$P = 1,02 \cdot 10^5\text{Pa}$

$T = 298\text{K}$

$R = 8,31$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{28 \cdot 10^{-6} \times 1,02 \cdot 10^5}{8,31 \times 298}$$

à $t = 20\text{s}$: $x = n(\text{CO}_2) = 1,2 \cdot 10^{-3}\text{mol}$

b- $V(\text{CO}_2)_{\text{max}} = \frac{n(\text{CO}_2)_{\text{max}} \cdot R \cdot T}{P}$

$n(\text{CO}_2)_{\text{max}} = X_{\text{max}} = 5 \cdot 10^{-3}\text{mol}$

Av: $V(\text{CO}_2)_{\text{max}} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \times 8,31 \times 298}{1,02 \cdot 10^5}$

$V(\text{CO}_2)_{\text{max}} = 1,21 \cdot 10^{-4}\text{m}^3 \approx 120\text{mL}$

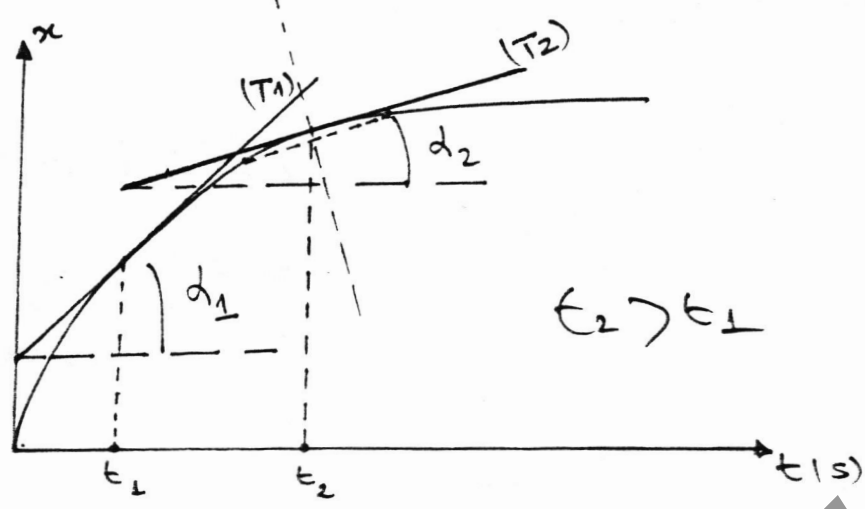
d'après le tableau: $V(\text{CO}_2)_f = 120\text{mL}$

donc si des erreurs près: $V(\text{CO}_2)_{\text{max}} = V(\text{CO}_2)_f$

donc la r^{ct} est totale..



$v_v(t) = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{dx}{dt}$ $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$



$v_v(t_1) = \frac{1}{V_s}$ Coefficient directeur de la tangente à la courbe $x = f(t)$ à la date $t_1 = \frac{1}{V_s} \cdot a_1$.

avec : $a_1 = \text{tg } \alpha_1$.

$v_v(t_2) = \frac{1}{V_s}$ Coefficient directeur de la tangente à la courbe $x = f(t)$ à la date $t_2 = \frac{1}{V_s} \cdot a_2$.

avec $a_2 = \text{tg } \alpha_2$

graphiquement $\alpha_1 > \alpha_2$ donc $a_2 = \text{tg } \alpha_2 < a_1 = \text{tg } \alpha_1$

d'où $v_v(t_2) < v_v(t_1)$.

donc la vitesse volumique de la r^{ct} au cours

du temps

b°- Le temps de demi-réaction est la durée au bout de laquelle l'avancement de la r^{ct} est égale à $\frac{n_f}{2}$ (avec n_f l'avancement final de la r^{ct}).

la r^{ct} est totale n_f = n_{max} donc $x_{1/2} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{2} = 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol
graphiquement $t_{1/2} = 56,6$ s.

1° - $V_v(t_{1/2}) = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{dx}{dt} / t_{1/2} = \frac{1}{V_s}$ Coefficient directeur de la tangente à la courbe $n = f(t)$ à la date $t_{1/2}$.

$$V_v(t_{1/2}) = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{n_A - n_B}{t_A - t_B}$$

Ans: $V_v(t_{1/2}) = \frac{1}{0,1} \cdot \frac{2,5 \cdot 10^{-3} - 1,25 \cdot 10^{-3}}{56,6 - 0} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-2}$

$V_v(t=0) = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{dx}{dt} / t=0 = \frac{1}{V_s}$ Coefficient directeur de la tangente à la courbe $n = f(t)$ à la date $t=0$.

$$V_v(t=0) = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{n'_A - n'_B}{t'_A - t'_B}$$

Ans: $V_v(t=0) = \frac{1}{0,1} \cdot \frac{3,5 \cdot 10^{-3} - 0}{43 - 0} = 7,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-2}$

$$V_v(t=0) > V_v(t_{1/2})$$

Au cours du temps la vitesse de la r^{ct} diminue. Ceci peut être expliqué par la diminution de la concentration des réactifs au cours du temps.

5° / a° - $V_{moy}(t_1, t_2) = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1}$



b-

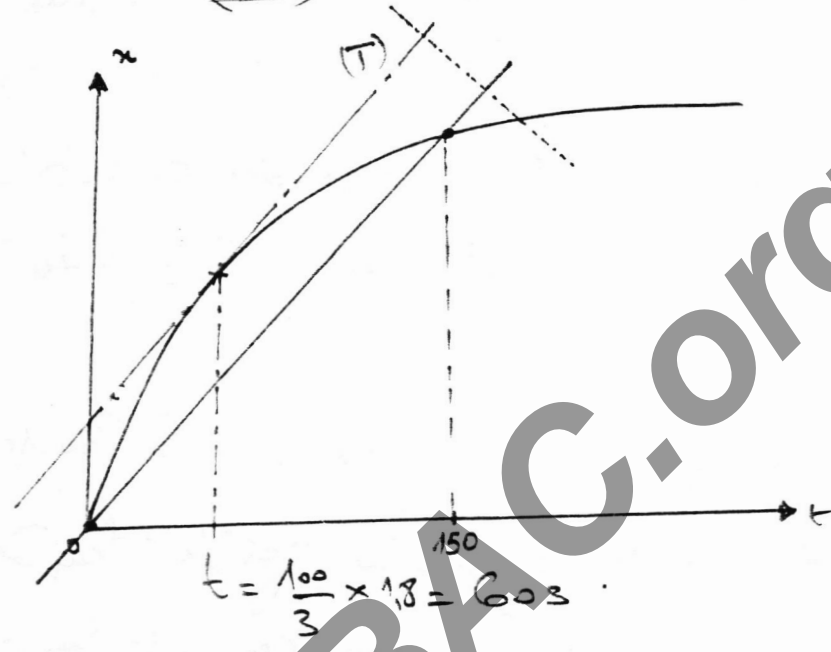
$$v_{moy}(t_0, t_1) = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{x_1 - x_0}{t_1 - t_0}$$

on:

$$v_{moy}(t_0, t_1) = \frac{1}{0,2} \cdot \frac{3,75 \cdot 10^{-3} - 0}{150}$$

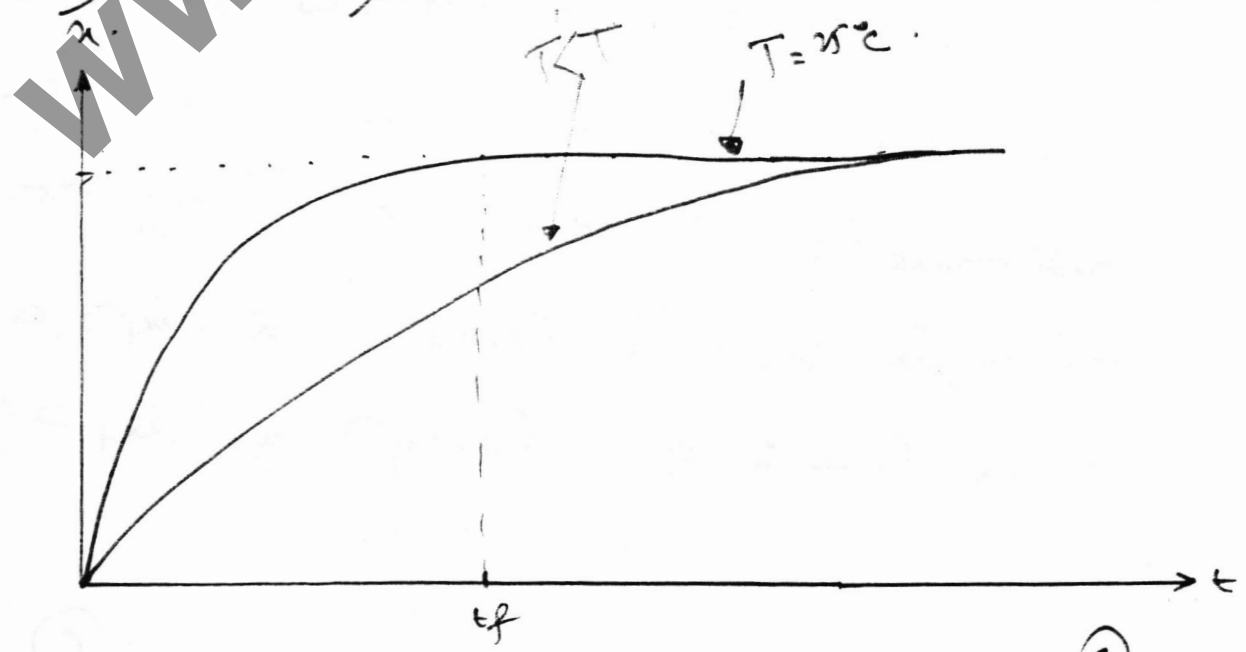
$$v_{moy}(t_0, t_1) = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c-



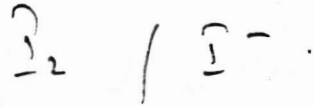
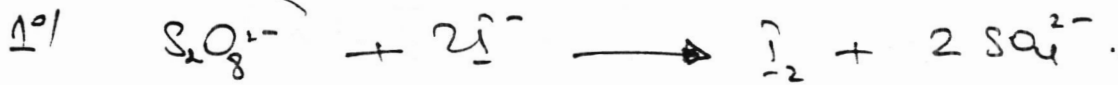
$t = 60 \text{ s}$

6/ a: l'abaissement de la température diminue la vitesse de la réaction à la date t_0 .





Exercice N° 2 :



2°/

Dans l'exp (a). faite à la température la plus grande avec de concentration de réactifs la plus grande en utilisant le catalyseur. (Or l'exp) la plus rapide.

d'on l'exp c correspond à la Courbe (IV).

Dans l'exp (b): faite à la plus faible température avec des [] faibles et sans utilisation de catalyseur. (Or l'exp) la plus lente correspond à la Courbe (I).

L'exp (a) est plus rapide que l'exp. b car en a utilisé le catalyseur en (a) avec [] et plus fins (en température et [] de réactifs).

d'on la courbe III correspond à l'exp (a)

et la courbe II correspond à l'exp (b).





Suite de la série N°6

Suite de l'exercice N°2

3/ a) - V_v(t) = 1/V * dx/dt = dy/dt avec y = x/V : A^{uwr} volumique

à t=0: 2e0g^{2-} + 2i^{-} -> 1/2 + 280u^{2-}
t=0: n_0(S2O8^{2-}) - x n_0(I^{-}) - 2x x 2x

V_v(t) = 1/V * dx/dt

n(S2O8^{2-})_{t_2} = n_0(S2O8^{2-}) - x x n_0(I^{-}) - n_0(S2O8^{2-})_{t_2}

V_v(t) = 1/V * d(n_0(S2O8^{2-}) - n(S2O8^{2-})_{t_2})

V_v(t) = -1/V * d n(S2O8^{2-})/dt = - d n(S2O8^{2-})/dt

V_v(t) = 1/V * dx/dt

on trouve par exemple :

V_v(t) = -1/1 * d(S2O8^{2-})/dt = -1/2 * d(I^{-})/dt = +1/1 * d(I_2)/dt = +1/2 * d(SO4^{2-})/dt

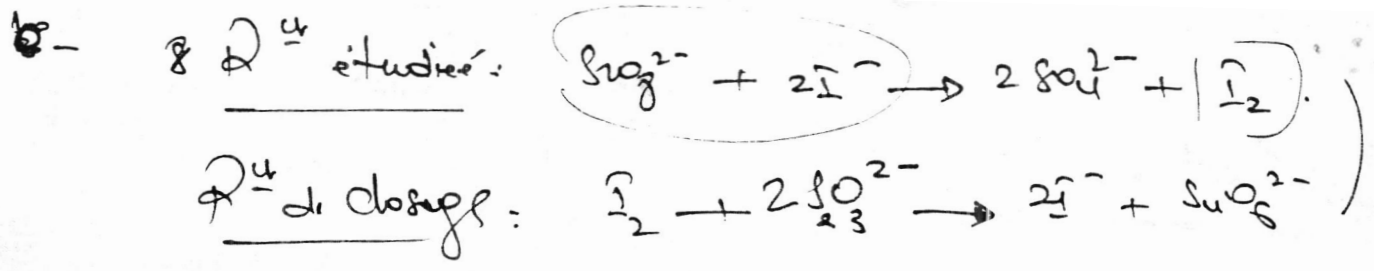
Exprimer: Etalhi

V_v(t_2) = - d(S2O8^{2-})/dt / t_2 = - Coefficient directeur de la tangente à la courbe (S2O8^{2-}) = f(t) à la date t_2.

V_v(t_2) = -(7*10^{-3} - 3*10^{-3}) / (20 - 0) = 2*10^{-3} / 20 = 10^{-4} mol.l^{-1}.s^{-1}

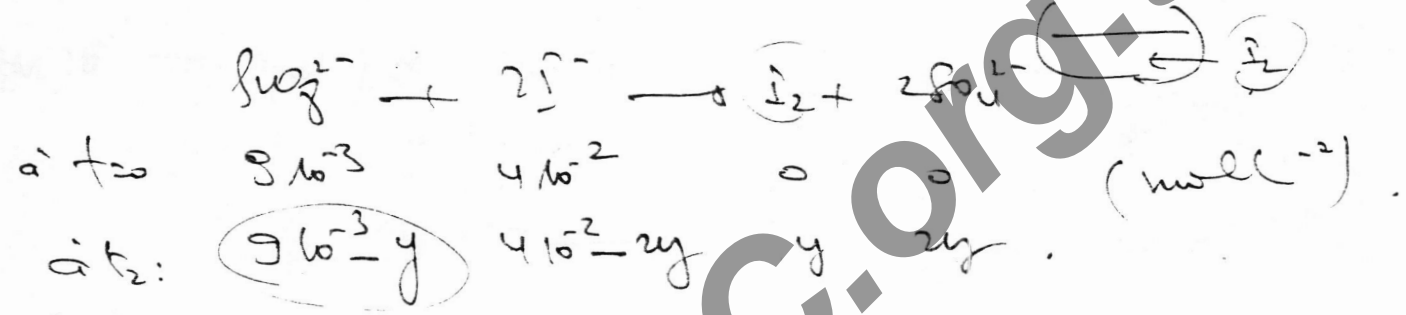
(7)





$$c^0 \text{ à } t_2 = 30 \text{ min}$$

$$[\text{SnO}_3^{2-}] = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$$



$$9 \cdot 10^{-3} - y = 6 \cdot 10^{-3}$$

$$y = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$$

d'après la d'A: $n(\text{I}_2) = y = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$

$$n(\text{I}_2)_{t_2} = (\text{I}_2) \times V \quad (V = 5 \text{ cm}^3)$$

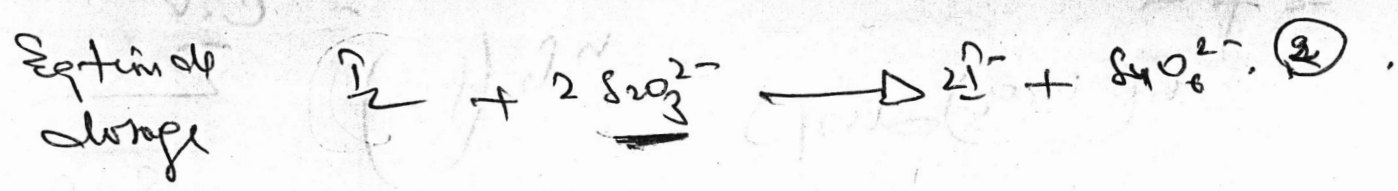
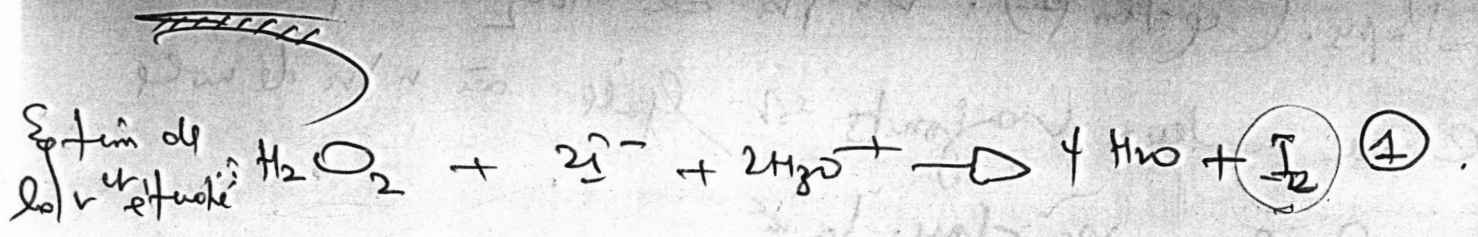
$$\text{AN: } n(\text{I}_2)_{t_2} = 3 \cdot 10^{-3} \times 5 \cdot 10^{-3} = 15 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

d'après (équation de dosage): $n(\text{SnO}_3^{2-})_{\text{versé}} = 2 \cdot n(\text{I}_2)$

$$C \cdot V_{\text{versé}} = 2 \cdot n(\text{I}_2)$$

$$\text{AN: } V_{\text{versé}} = \frac{2 \cdot n(\text{I}_2)}{C} = \frac{2 \cdot 15 \cdot 10^{-6}}{10^{-2}} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$$

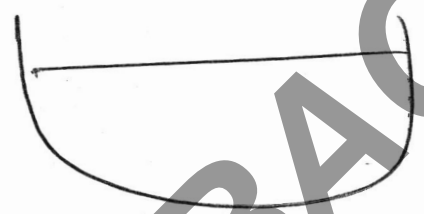
8



H_2O_2
 $V = 10 \text{ ml}$
 $C = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$

K^+, I^-
 $V = 114 \text{ ml}$
 en excès

SO_3^{2-}
 $C' = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$
 $V' = 1 \text{ ml}$



H_2O_2
 I^- + excès d'iodure
 SO_3^{2-}

$n(I_2)_{\text{formé}} = n(I_2)_{\text{réag}} = \frac{n(SO_3^{2-})}{2} = \frac{C' \cdot V'}{2}$

Au $n(I_2)_{\text{formé}} = \frac{0,4 \times 10^{-3}}{2} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol l}^{-1}$

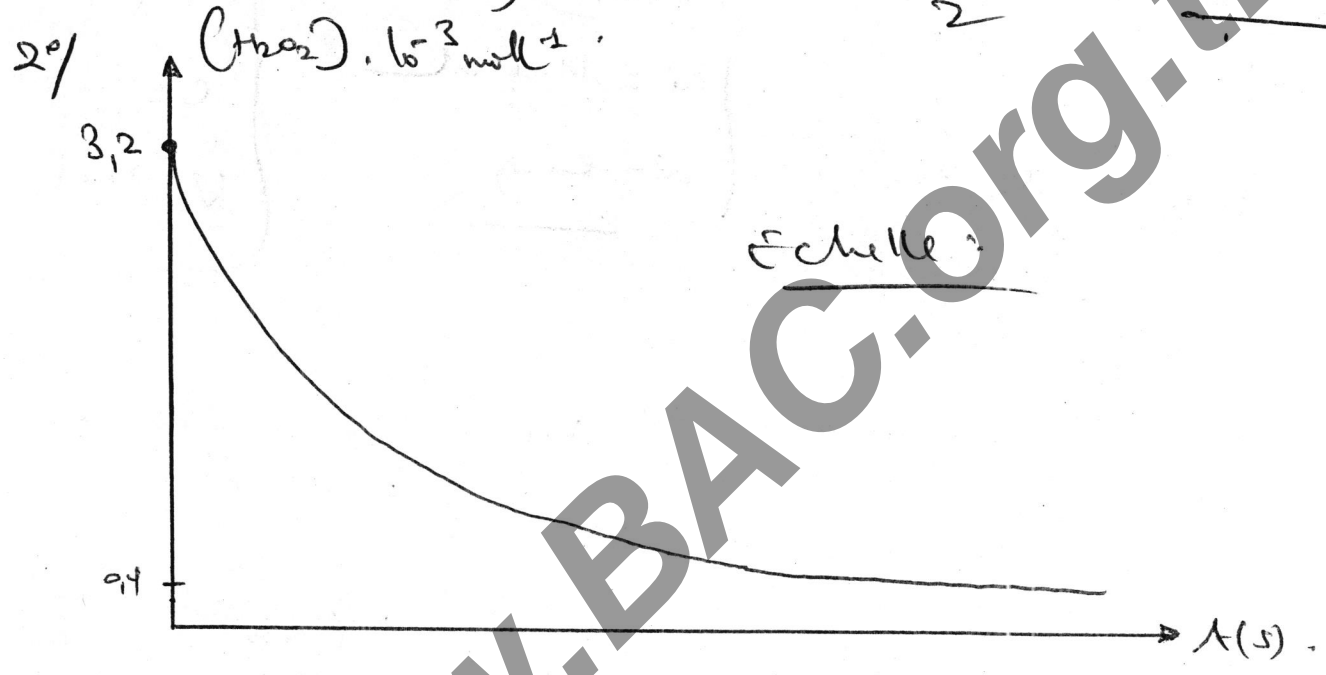
- 1° - La disparition de la coloration bleue de la solution se due à la disparition de I_2 suite de sa réaction avec $5 \text{ mg } SO_3^{2-}$ versé.
- 2° - Entre deux rajouts de SO_3^{2-} il y a formation d'une m^e pte de I_2 égale: $\frac{C' \cdot V'}{2}$

5

1°) l'opérateur (réaction A) : le n° de moles de H₂O₂ disparues entre deux rajouts est égale au n° de moles de I₂ formé si donc le n°

$$n(\text{H}_2\text{O}_2)_{\text{disp}} = n(\text{I}_2)_{\text{formé}} = \frac{C \cdot V}{2}$$

Av. $n(\text{H}_2\text{O}_2)_{\text{disp}} = \frac{0,1 \times 10^{-3}}{2} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$



3°) Équation de la réaction: $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 4\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$

quantité de matière (mol)

Etat du système	Av						
t=0	0	$4 \cdot 10^{-4}$	énergie	0	X	0	0
t=0	x	$4 \cdot 10^{-4} - x$	"	-		-	x
t_f	$\frac{x}{2}$	$4 \cdot 10^{-4} - \frac{x}{2}$	"	-		-	$\frac{x}{2}$

$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) = C \cdot V$ Av. $n_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$$n(\text{H}_2\text{O}_2)_{\text{rest}} = 4 \cdot 10^{-4} - x$$

$$V_V(t) = \frac{1}{V} \cdot \frac{dn}{dt}$$

(Exp - iner \equiv Etrigir)

$$b- V_V(t) = \frac{1}{V} \cdot \frac{d}{dt} (4 \cdot 10^{-4} - n(\text{H}_2\text{O}_2)_{\text{rest}})$$

$$V_V(t) = - \frac{1}{V} \frac{dn(\text{H}_2\text{O}_2)_{\text{rest}}}{dt}$$

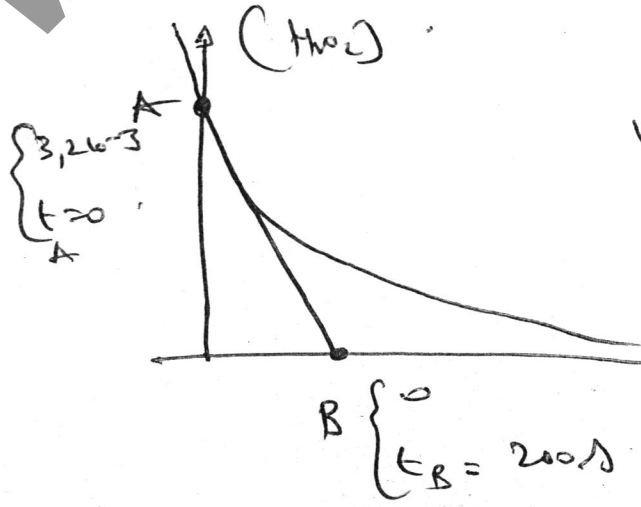
facteur $V = \text{ck}$

$$V_V(t) = - \frac{d \left(\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)_{\text{rest}}}{V} \right)}{dt}$$

$$V_V(t) = - \frac{d(n(\text{H}_2\text{O}_2))}{dt}$$

$$c- V_V(t_0) = - \frac{d(n(\text{H}_2\text{O}_2))}{dt} / t_0 = - \text{Coff. directeur de } \Delta_0$$

Donc: tangente à la courbe $(\text{H}_2\text{O}_2) = f(t)$ à la date t_0 .



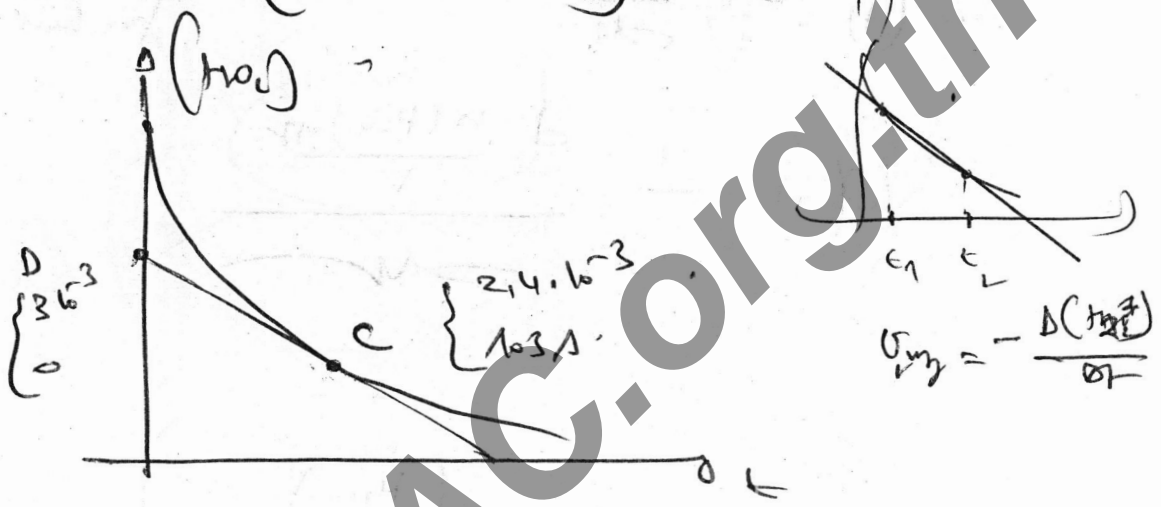
$$V_V(t_0) = - \left(\frac{3,2 \cdot 10^{-3} - 0}{0 - 2000} \right)$$

$$V_V(t_0) = 16 \cdot 10^{-5} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

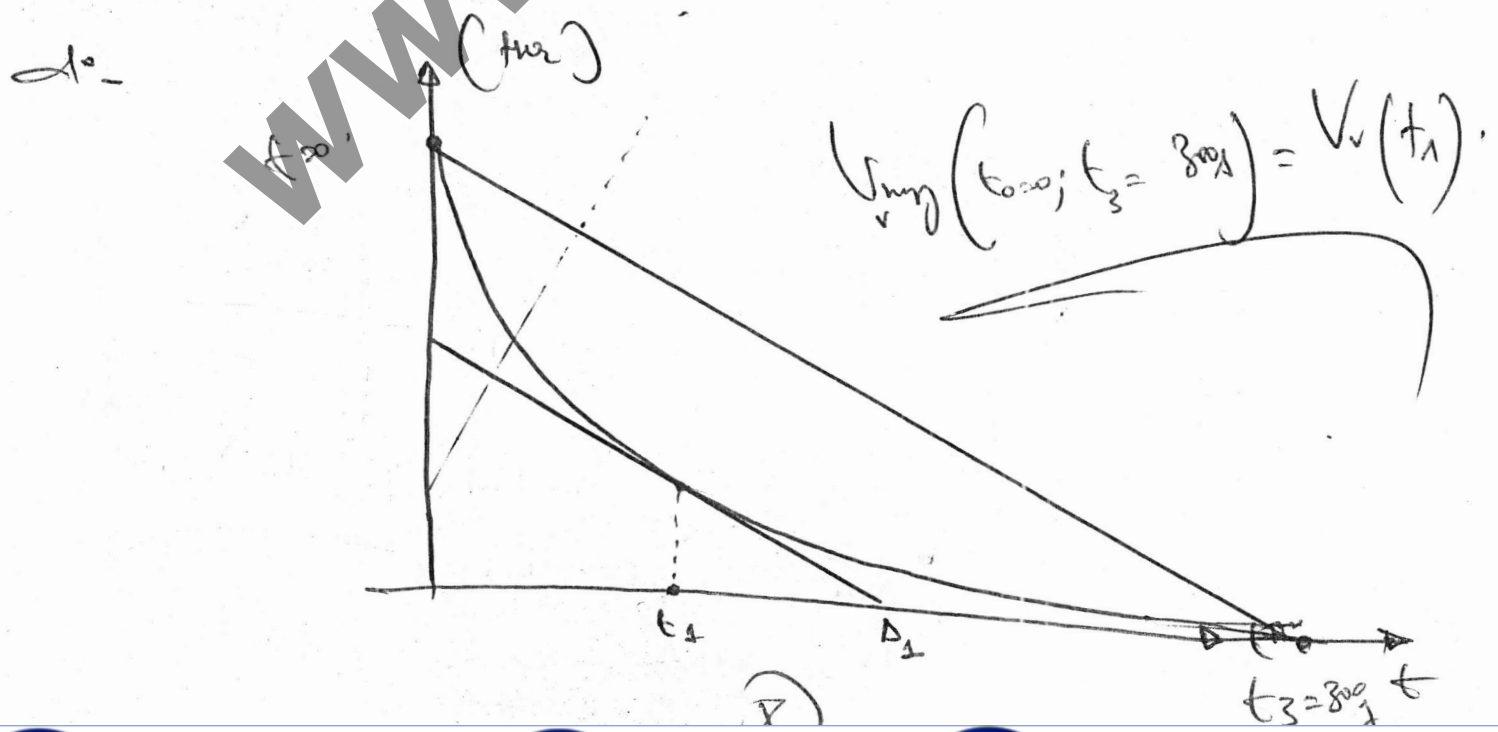
$$v(t_1) = - \left. \frac{d(\text{H}_2\text{O}_2)}{dt} \right|_{t_1} = - \text{coef. dir de } \Delta_1$$

avec Δ_1 : tangente à la Courbe $(\text{H}_2\text{O}_2) = f(t)$ à la date t_1

$$v(t_1) = - \left(\frac{2,6 \cdot 10^{-3} - 2,4 \cdot 10^{-3}}{0 - 10^3} \right) = 5,85 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l/s}$$



La vitesse volumique de H_2O_2 diminue au cours du temps car H_2O_2 diminue, à la diminution de la concentration de H_2O_2 .



5°) a) le temps de demi réaction et la durée au bout de laquelle l'avancement de la réaction atteint la moitié de l'avancement final

$$C_{A,0} - x = \frac{C_{A,0}}{2} \Rightarrow x = \frac{C_{A,0}}{2} = \frac{n_f}{2}$$

$$n_f = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{1/2} = \frac{n_f}{2} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$C_{(CH_2O)}_{1/2} = \frac{n_{(CH_2O)}_{1/2}}{V_{HT}} \quad V_{HT} = 10 + 114 + 1 = 125 \text{ ml} = 0,125 \text{ L}$$

$$C_{(H_2O_2)}_{1/2} = \frac{4 \cdot 10^{-4} - 2 \cdot 10^{-4}}{V_{HT}} = \frac{2 \cdot 10^{-4}}{0,125}$$

$$C_{(H_2O)} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

graphiquement: $t_{1/2} = 254 \text{ s}$

en peu précipiter pour éliminer le temps de demi réaction (accélérer la v^{ch}) on peut mettre un catalyseur ou chauffer le mélange