

Suivi temporel d'une transformation chimique vitesse de réaction

Exercices corrigés

Exercice 1 :

Pour étudier la cinétique d'une réaction produisant des gaz, on peut suivre l'évolution de la pression des gaz produits en fonction du temps.

L'expérience suivante a pour but de déterminer le temps $t_{1/2}$ de demi-réaction de réaction entre le zinc métallique et l'acide chlorhydrique dont l'équation est :



La transformation sera supposée totale.

Dans un ballon, on verse un volume $V = 7,0 \text{ m}$ d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$) de concentration $C = 0,8 \text{ m/L}$.

A l'instant initial, on introduit une masse de $m = 0,6 \text{ g}$ de zinc en poudre. Très rapidement, on ferme ce ballon avec un bouchon percé qui permet de relier, par un tuyau, le contenu du ballon avec un manomètre.

On note, régulièrement, la valeur de la pression indiquée sur le manomètre.

Données : La masse molaire du zinc : $M(\text{Z}) = 64 \text{ g/mol}$

L'équation du gaz parfait : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ avec $R = 8,3 \text{ S.I}$

Le volume du ballon vide : $V = 1 \text{ L}$ (on néglige le volume du tube connecteur devant celui du ballon).

1- Soit $n_i(\text{H}_3\text{O}^+)$ la quantité de matière des ions oxonium et $n_i(\text{Z})$ la quantité de matière initiale de zinc. Calculer $n_i(\text{H}_3\text{O}^+)$ et $n_i(\text{Z})$.

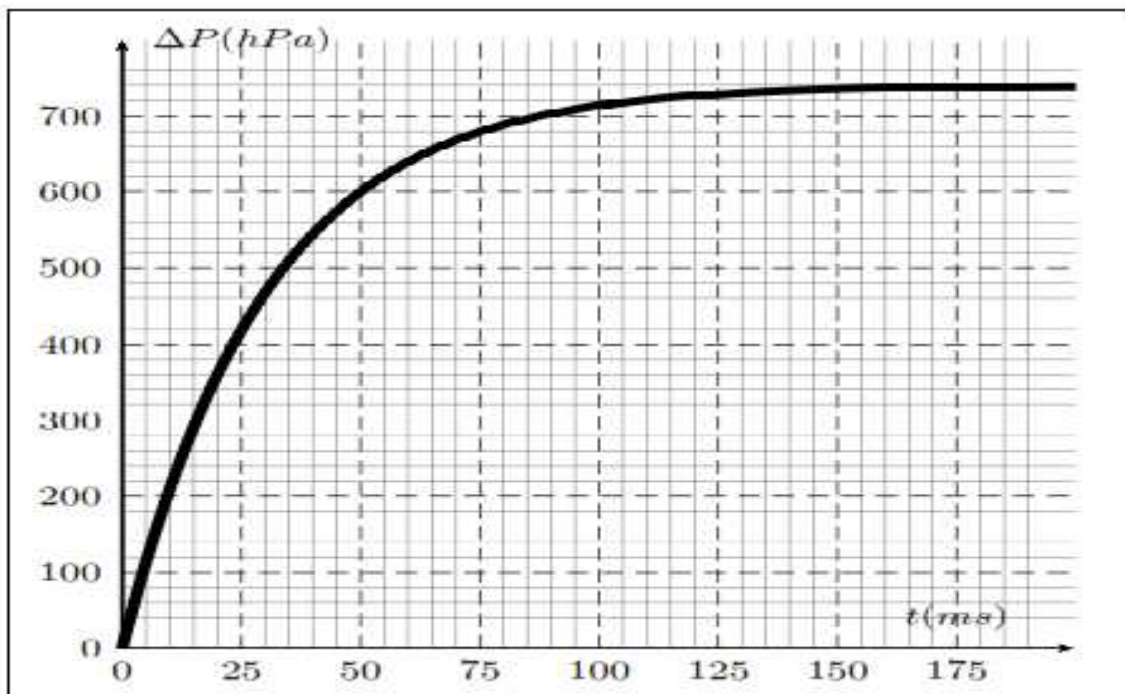
2- Dresser le tableau d'avancement de cette transformation. Quelle est le réactif limitant et calculer x_m l'avancement maximal.

3- En appliquant l'équation d'état d'un gaz parfait et en utilisant le tableau d'avancement, trouver l'expression de l'avancement x à l'instant t en fonction de R , T , V et $\Delta P = P - P_0$ tel que P_0 est la pression mesuré à l'instant $t = 0$ et P la pression à l'instant t .

4- Soit $\Delta P_m = P_m - P_0$ la pression maximale et x_m l'avancement maximal, montrer que :

$$x(t) = \frac{\Delta P}{\Delta P_m} \cdot x_m$$

- 5- Cette expérience nous permet de tracer la courbe dans la figure ci-contre qui représente la variation de ΔP en fonction du temps t . Déterminer graphiquement la valeur de demi-réaction $t_{1/2}$.
- 6- Déterminer la composition du mélange à $t = 50 \text{ m}$.



Exercice 2 :

On se propose d'étudier la cinétique de la transformation lente de décomposition de l'eau oxygénée par les ions iodure présence d'acide sulfurique, transformation considérée comme totale.

L'équation de la réaction qui modélise la transformation d'oxydoréduction s'écrit :



La solution de diiode formée étant colorée, la transformation est suivie par dosage de diiode formée.

1- Etude théorique de la réaction :

1-1- Donner de la définition d'un oxydant, et celle d'un réducteur.

1-2- Identifier, dans l'équation de la réaction étudiée, les deux couples d'oxydoréduction mis en jeu et écrire leurs demi-équations correspondantes.

2- Suivi de la réaction

2-1- A la date $t = 0$, on mélange 20,0 mL d'une solution d'iodure de potassium de concentration 0,10 mol . L⁻¹ acidifiée avec l'acide sulfurique en excès, 8,0 mL d'eau oxygéné à 0,10 mol . L⁻¹.

On détermine la concentration $[I_2]$ du diiode formée :

t(s)	0	126	434	682	930	1178	1420	∞
$[I_2](\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	0,00	1,74	4,06	5,16	5,84	6,26	6,53	Type equation here.

2-1- Le mélange initial est-il stœchiométrique ?

2-2- Etablir le tableau descriptif de l'évolution du système (tableau d'avancement de la transformation).

2-3- Etablir la relation entre $[I_2]$ et l'avancement x de la transformation.

2-4- Déterminer l'avancement maximal. En déduire la valeur théorique de la concentration en diiode formé lorsque la transformation est terminée.

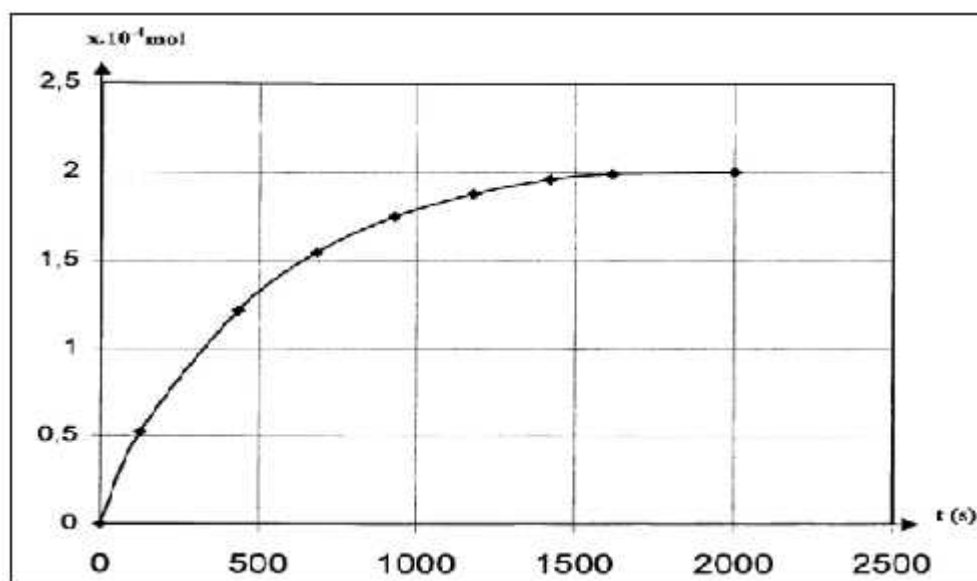
3- Exploitation des résultats

La courbe ci-dessous représente les variations de l'avancement x de la transformation en fonction du temps.

3-1- Donner la composition du mélange réactionnel pour $t = 300$ s.

3-2 Commentez l'évolution temporelle de la réaction ? Justifier. Quel facteur cinétique peut-être responsable de cette variation ?

3-3- Donner la définition du temps de la demi-réaction, puis le déterminer.



Exercice 3 :

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

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

La réaction chimique étudiée est modélisée par l'équation suivante :



On verse dans un ballon, un volume $V_{\text{s}} = 100 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique à la concentration $C = 0,1 \text{ mol/L}$.

A la date $t = 0$, on introduit rapidement dans le ballon 2 g de carbonate de calcium $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$, au même temps on déclenche le chronomètre.

On relève les valeurs du volume V_{CO_2} de dioxyde de carbone dégagé en fonction du temps.

On obtient les résultats suivants :

$t(\text{s})$	0	20	40	60	80	100	120	140	160	180	200	220
$V_{\text{CO}_2}(\text{mL})$	0	29	49	63	72	79	84	89	93	97	100	103

$t(\text{s})$	240	260	280	300	320	340	360	380	400	420	440
$V_{\text{CO}_2}(\text{mL})$	0	29	49	63	72	79	84	89	93	97	100

La pression du gaz est égale à la pression atmosphérique $P_{\text{CO}_2} = P_{\text{at}}$.

Données :

-Température au moment de l'expérience : $\theta = 2 \text{ }^{\circ}\text{C}$

-Constante des gaz parfaits : $R = 8,3 \text{ (S.I)}$

-Masses molaires :

$$M(O) = 1 \text{ g.m}^{-1}, M(C) = 12 \text{ g.m}^{-1}, M(H) = 1 \text{ g.m}^{-1}, M(CO_2) = 44 \text{ g.m}^{-1}$$

-Densité d'un gaz par rapport à l'air: $d = \frac{M}{29}$ où M est la masse molaire du gaz.

-La pression atmosphérique : $P_{at} = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

1- Calculer la densité par rapport à l'air du dioxyde de carbone.

2- Déterminer les quantités de matière initiales de chacun des réactifs.

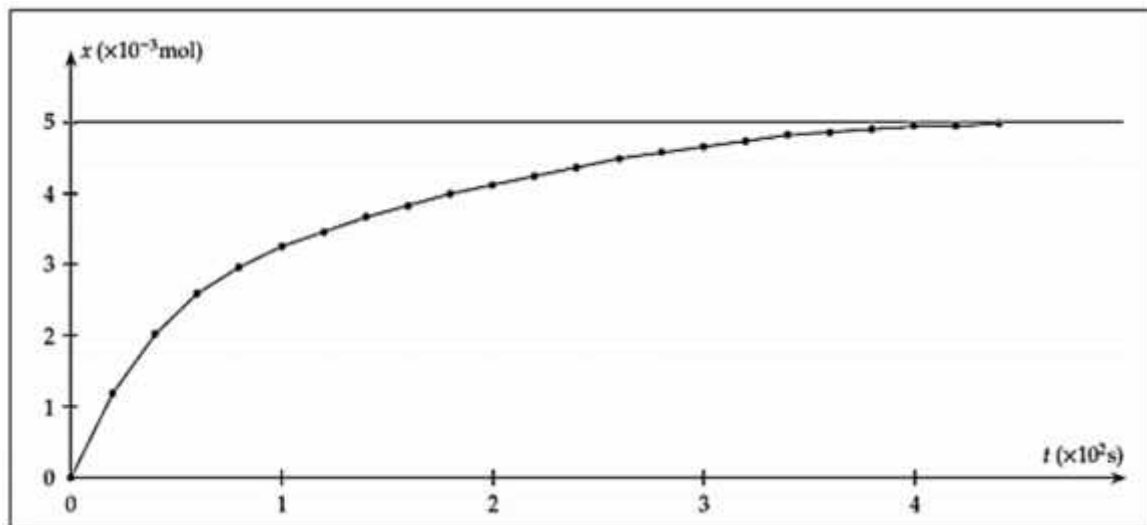
3- Dresser le tableau descriptif de l'évolution du système chimique. Quel est le réactif limitant ? En déduire la valeur x_m de l'avancement maximum.

4-

4-1- Exprimer l'avancement x de la réaction à la date t en fonction de V_{C_2} , T , P_{at} et R . Calculer sa valeur à la date $t = 20 \text{ s}$.

4-2- Calculer le volume maximum de gaz susceptible d'être recueilli dans les conditions de l'expérience.

5- On calcule la valeur de l'avancement x et on reporte les résultats sur le graphe :



5-1- Donner l'expression de la vitesse volumique de la réaction.

Comment varie cette vitesse au cours du temps ? Justifier à l'aide de la courbe.

5-2- Montrer que l'expression de la vitesse volumique s'écrit de la forme :

$$v = \frac{P_{at}}{V_s \cdot R \cdot T} \times \frac{dV_{CO_2}}{dt}$$

5-3- définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$. Déterminer graphiquement sa valeur.

6- On répète la même expérience précédente mais à une température inférieure à 25 °C. Quel est l'effet de cet abaissement de température sur la vitesse volumique de la réaction à la date $t = 0$.

7- La réaction précédente peut-être suivie en mesurant la conductivité σ de la solution en fonction du temps.

7-1- Faire l'inventaire des ions présents dans la solution. Quel est l'ion spectateur dont la concentration ne varie pas ?

7-2- On observe expérimentalement une diminution de la conductivité.

Justifier sans calcul ce résultat connaissant les valeurs de la conductivité molaires des ions à 25°C :

$$\lambda_{Cl^-} = 7,5 \text{ m} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{m}^{-1} ; \lambda_{Ca^{2+}} = 1 \text{ m} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{m}^{-1} ; \lambda_{H_3O^+} = 3,0 \text{ m} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{m}^{-1}$$

7-3- Calculer la conductivité de la solution à l'instant de date $t = 0$, notée $\sigma(0)$.

7-4- Montrer que la conductivité est reliée à l'avancement x par la relation : $\sigma = 4,2 - 5 \cdot x \text{ (S.I)}$

7-5- Calculer σ_m la conductivité de la solution pour la valeur maximale de l'avancement.

7-6- Donner l'expression de la vitesse volumique en fonction la conductivité σ et le volume V_s .

Corrigés des exercices

Exercice 1 :

1- Quantité de matière initiale :

$$n_i(H_3O^+) = C \cdot V = 0,8 \times 75,0 \times 10^{-3} = 0,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,6 \text{ mmol}$$

$$n_i(Z) = \frac{m}{M} = \frac{0,6}{65,4} = 9,17 \times 10^{-3} \text{ mol} = 9,2 \text{ mmol}$$

2-

Equation de la réaction		$Z_{(s)} + 2H_3O^+_{(aq)} \rightarrow Z^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)} + H_2O_{(l)}$					
Etat du système	avancement	Quantités de matière en (mmol)					
initial	0	$n_i(Z) = 9,2$	$n_i(H_3O^+) = 0,6$	--	0	0	excès
Au cours	x	$9,2 - x$	$0,6 - 2x$	--	x	x	excès
final	x_m	$9,2 - x_m$	$0,6 - 2x_m$	--	x_m	x_m	excès

$$\frac{n_i(Z)}{1} = 9,2 \text{ mmol} \quad \text{et} \quad \frac{n_i(H_3O^+)}{2} = \frac{0,6}{2} = 0,3 \text{ mmol}$$

$$\frac{n_i(H_3O^+)}{2} < n_i(Z)$$

Le réactif limitant est H_3O^+ et l'avancement maximal est $x_m = 0,3 \text{ mmol}$

3- L'expression de l'avancement :

L'équation d'état de gaz parfait : $P_{H_2} \cdot V = n(H_2) \cdot R \cdot T$

D'après la tableau d'avancement : $n(H_2) = x$

A l'instant $t = 0$ La pression à l'intérieur du ballon est : $P = P_0$

A l'instant t : $P = P_{H_2} + P_0 \Rightarrow P_{H_2} = P - P_0 = \Delta P$

$$P_{H_2} \cdot V = x \cdot R \cdot T$$

$$\Delta P \cdot V = x \cdot R \cdot T$$

$$x = \frac{\Delta P \cdot V}{R \cdot T} \quad (1)$$

4- Montrons la relation demandée :

A la fin de la réaction on a : $x = x_m$ et $\Delta P_m = P_m - P_0$

$$x_m = \frac{\Delta P_m \cdot V}{R \cdot T} \quad (2)$$

$$\frac{(1)}{(2)} \Rightarrow \frac{x}{x_m} = \frac{\frac{\Delta P \cdot V}{R \cdot T}}{\frac{\Delta P_m \cdot V}{R \cdot T}} = \frac{\Delta P}{\Delta P_m}$$

$$x = \frac{\Delta P}{\Delta P_m} \cdot x_m$$

5- La détermination du temps de demi-réaction :

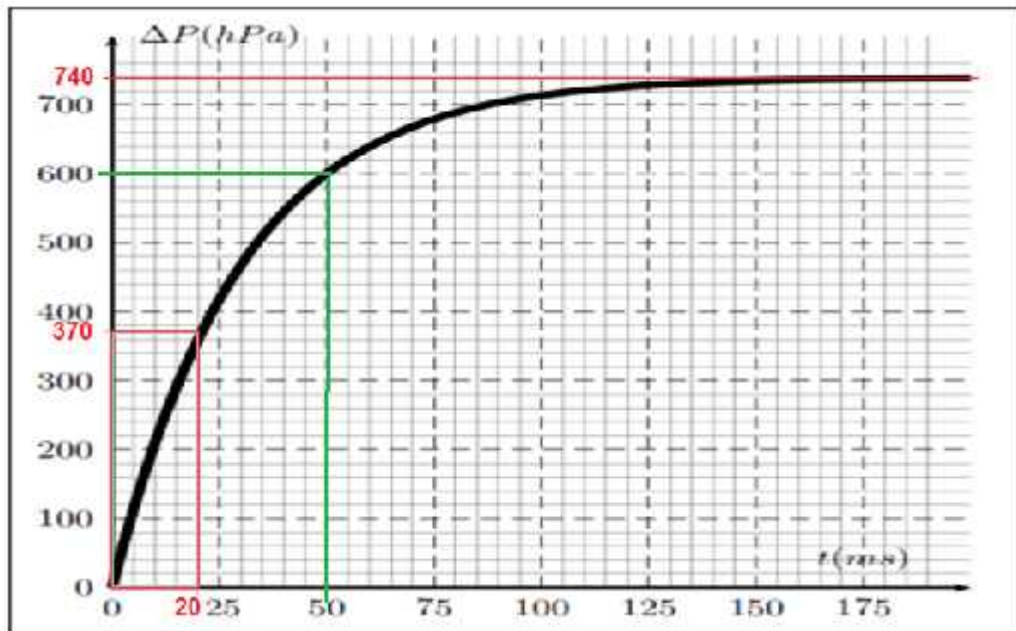
$$x(t_{1/2}) = \frac{x_m}{2}$$

$$x(t_{1/2}) = \frac{\Delta P(t_{1/2})}{\Delta P_m} \cdot x_m$$

$$\Delta P(t_{1/2}) = \frac{\Delta P_m}{x_m} x(t_{1/2})$$

$$\Delta P(t_{1/2}) = \frac{\Delta P_m}{x_m} \cdot \frac{x_m}{2} = \frac{\Delta P_m}{2} = \frac{740}{2} = 370 \text{ hPa}$$

Graphiquement on trouve : $t_{1/2} = 15 \text{ m}$



6- Composition du mélange quand $\Delta P = 600 \text{ hPa}$:

Quand $t = 50 \text{ m}$ d'après la courbe on trouve la variation de pression ΔP est 600 hPa

$$x = \frac{\Delta P}{\Delta P_m} \cdot x_m$$

$$x = \frac{600}{740} \times 0,3 = 0,24 \text{ m}$$

$n(Z^-)$	$n(H_3O^+)$	$n(Z^{2+})$	$n(H_2)$	$n(H_2O)$
$9,2 - 0,24$ $= 8,96 \text{ m}$	$0,6 - 2 \times 0,24$ $= 0,07 \text{ m}$	$x = 0,24 \text{ m}$	$x = 0,24 \text{ m}$	En excès

Exercice 2 :

1- Etude théorique de la réaction :

1-1- Définitions :

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs d'électrons.

Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs d'électrons.

1-2- Les couples redox et les demi-équations :

Couple $H_2O_2(aq)/H_2O(l)$ réduction de l'eau oxygénée $H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2H_2O$

Couple $I_2(aq)/I^-(aq)$ oxydation des ions iodure $2I^-(aq) \rightarrow I_2 + 2e^-$

2- Suivi de la réaction

2-1- Les réactifs sont-ils dans les conditions stœchiométriques ?

$$n_1 = n_1(I^-) = C_1 \cdot V_1 = 0,10 \times 20,0 \cdot 10^{-3} = 2,0 \text{ m}$$

$$n_2 = n_1(H_2O_2) = C_2 \cdot V_2 = 0,10 \times 2,0 \cdot 10^{-3} = 0,2 \text{ m}$$

D'après l'équation de la réaction, les réactifs sont en proportions stœchiométriques si :

$$\frac{n_1(I^-)}{2} = n_1(H_2O_2) \Rightarrow n_1(H_2O_2) = \frac{n_1(I^-)}{10}$$

Les réactifs ne sont pas dans les conditions stœchiométriques.

2-2- Tableau descriptif :

Equation	$H_2O_2(aq) + 2I^-_{(aq)} + 2H_3O^+_{(aq)} \rightarrow I_{2(aq)} + 4H_2O(l)$
Etat initial	n_2 n_1 e $e.$ $ès$ 0 e $e.$ $ès$
Etat intermédiaire	$n_2 - x$ $n_1 - 2x$ e $e.$ $ès$ x e $e.$ $ès$
Etat final	$n_2 - x_m$ $n_1 - 2x_m$ e $e.$ $ès$ x_m e $e.$ $ès$
$t = 300s$ (e m)	$n_2 - x(300) = 0,20 - 0,09 = 0,11$ $n_2 - 2 \times x(300) = 2,0 - 2 \times 0,09 = 1,8$ e $e.$ $ès$ $x(300) = 0,09$ e $e.$ $ès$

2-3- Relation entre $[I_2]$ et x :

$$[I_2] = \frac{x}{V_T} \quad \text{Avec } V_T = 20,0 + 8,0 + 2,0 = 30 \text{ m}$$

2-4- Détermination de x_m :

Si le diode est le réactif limitant alors $n_1 - 2x_m = 0$ soit : $x_m = \frac{n_1}{2} = 1,0 \text{ m}$

Si l'eau est le réactif limitant alors $n_2 - x_m = 0$ soit : $x_m = n_2 = 0,20 \text{ m}$

Le réactif limitant est l'eau oxygénée car il donne la valeur de x_m la plus faible.

$$[I_2]_{th} = \frac{x_m}{V_T} = \frac{0,2}{3} = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ m} \cdot L^{-1} \quad \text{Lorsque la transformation est terminée}$$

3- Exploitation des résultats

3-1- La composition du mélange à $t = 300 \text{ s}$:

On utilise l'échelle horizontale du document :

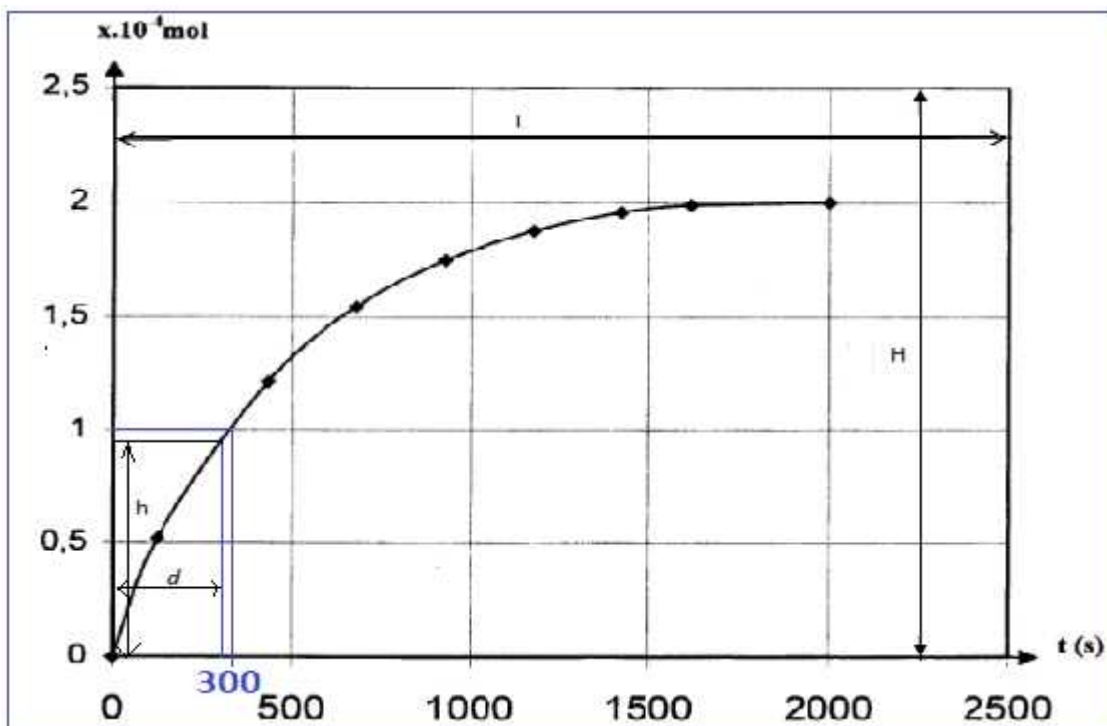
$$\begin{cases} 2500 \text{ s} \rightarrow L = 14,8 \text{ c} \\ 300 \text{ s} \rightarrow d \text{ c} \end{cases} \Rightarrow d = \frac{14,8 \times 300}{2500} = 1,8 \text{ c}$$

On trace un segment de $d = 1,8 \text{ c}$ pour repérer $t = 300s$

On utilise l'échelle verticale du document :

$$\begin{cases} 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ m} \rightarrow H = 11,3 \text{ c} \\ x(300) \rightarrow h = 4,2 \text{ c} \end{cases} \Rightarrow x = \frac{2,5 \cdot 10^{-4} \times 4,2}{11,3} = 0,93 \cdot 10^{-4} \text{ m} = 0,093 \text{ m}$$

Soit $x(300) = 0,09 \text{ m}$



Composition :

Equation	$H_2O_2(a) + 2I_{(a)}^- + 2H_3O_{(a)}^+ \rightarrow I_{2(a)} + 4H_2O_{(l)}$				
Etat initial	n_2	n_1	e e. ès	0	e e. ès
Etat intermédiaire	$n_2 - x$	$n_1 - 2x$	e e. ès	x	e e. ès
$t = 300s$ (e m)	$n_2 - x(300) =$ $0,20 - 0,09 = 0,11$	$n_1 - 2 \times x(300) =$ $2,0 - 2 \times 0,09 = 1,02$	e e. ès	$x(300)$ $= 0,09$	e e. ès

3-2- L'expression de la vitesse de la réaction est : $v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$

Où $\frac{dx}{dt}$ représente le coefficient directeur de la tangente à la courbe $x = f(t)$ à la date t, on voit sur la courbe que cette valeur diminue au cours du temps. La vitesse de la réaction diminue au cours du temps. Le facteur cinétique responsable de cette diminution est la concentration des réactifs (qui diminue au cours du temps).

3-3- Définition du temps de demi-réaction :

Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est la durée pour laquelle l'avancement vaut $\frac{x_f}{2}$.

Sur le graphe, on lit $t_{1/2}$ pour $x(t_{1/2}) = \frac{2,0 \times 10^{-4}}{2} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ m}$

Détermination de $t_{1/2}$ (voir courbe) : $t_{1/2} \approx 300 \text{ s}$

Exercice 3 :

1- Calcul de densité :

$$d = \frac{M(C_2)}{29} \Rightarrow d = \frac{12 + 16 \times 2}{29} \approx 1,52$$

2- Détermination des quantités de matière :

$$n_i(H_3O^+) = C \cdot V_s \Rightarrow n_i(H_3O^+) = 0,1 \times 0,1 = 10^{-2} \text{ m}$$

$$n_i(CO_3) = \frac{m}{M(CO_3)} \Rightarrow n_i(CO_3) = \frac{2}{40 + 12 + 16 \times 3} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ m}$$

3- Tableau descriptif de l'évolution du système :

Equation de la réaction		$CO_{3(s)} + 2H_3O^+_{(a)} \rightarrow CO_{2(g)} + C_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$					
Etat du système	avancement	Quantités de matière en (mol)					
initial	0	$2 \cdot 10^{-2}$	10^{-2}	--	0	0	excès
Au cours	x	$2 \cdot 10^{-2} - x$	$10^{-2} - 2x$	--	x	x	excès
final	x_m	$2 \cdot 10^{-2} - x_m$	$10^{-2} - 2x_m$	--	x_m	x_m	excès

Si CO_3 est le réactif limitant : $2 \cdot 10^{-2} - x_{m1} = 0 \Rightarrow x_{m1} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ m}$

Si H_3O^+ est le réactif limitant : $10^{-2} - 2x_{m1} = 0 \Rightarrow x_{m1} = \frac{10^{-2}}{2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$

Donc le réactif limitant est H_3O^+ et l'avancement maximal est $x_m = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$

4-1- Expression de l'avancement x :

D'après l'équation de la réaction le seul gaz dégagé est le dioxyde de carbone CO_2 d'après le tableau d'avancement $n(CO_2) = x$

L'équation d'état des gaz parfait s'écrit : $P(CO_2) \cdot V_{CO_2} = n(CO_2) \cdot R \cdot T$

On a: $P(C_2) = P_{at} \Rightarrow P_{at} \cdot V_{CO_2} = x \cdot R \cdot T$

$$x = \frac{P_{at} \cdot V_{CO_2}}{R \cdot T}$$

A.N : à $t = 0$ on a d'après le tableau : $V_{CO_2} = 29 \text{ m} = 29 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$

$$x = \frac{P_{at} \cdot V_{CO_2}}{R \cdot (\theta + 273)}$$

$$x = \frac{1,020 \cdot 10^5 \times 29 \cdot 10^{-6}}{8,31 \times (25 + 273)} \Rightarrow x \approx 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

4-2- Le volume maximum V_{CO_2m} :

A la fin de la réaction on a : $x = x_m = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$ et d'après le tableau d'avancement : $V_{CO_2m} = x_m$

on remplace dans la relation (1) on obtient :

$$P_{at} \cdot V_{CO_2m} = x_m \cdot R \cdot T \Rightarrow V_{CO_2m} = \frac{x_m \cdot R \cdot T}{P_{at}}$$

$$V_{CO_2m} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \times 8,31 \times (25 + 273)}{1,020 \cdot 10^5} = 1,21 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$V_{CO_2m} = 121 \text{ m}$$

5-1- Expression de la vitesse volumique :

$$v = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{dx}{dt}$$

$\frac{dx}{dt}$: le coefficient directeur de la tangente à la courbe représentant la fonction $x=f(t)$.

Ce coefficient directeur diminue progressivement au cours du temps, donc la vitesse volumique diminue au cours du temps.

5-2- Expression de la vitesse en fonction des données :

$$v = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{dx}{dt}$$

$$P_{at} \cdot V_{CO_2} = x \cdot R \cdot T \quad (1) \Rightarrow x = \frac{P_{at} \cdot V_{CO_2}}{R \cdot T}$$

Par dérivation : $\frac{d}{dt} = \frac{d}{dt} \left(\frac{P_{at} \cdot V_{CO_2}}{R \cdot T} \right) = \frac{P_{at}}{R \cdot T} \times \frac{dV_{CO_2}}{dt}$ puisque $P_{at} = c_1$ et $R = c_1$ et $T = c_1$.

L'expression de la vitesse s'écrit :

$$v = \frac{P_{at}}{V_s \cdot R \cdot T} \times \frac{dV_{CO_2}}{dt}$$

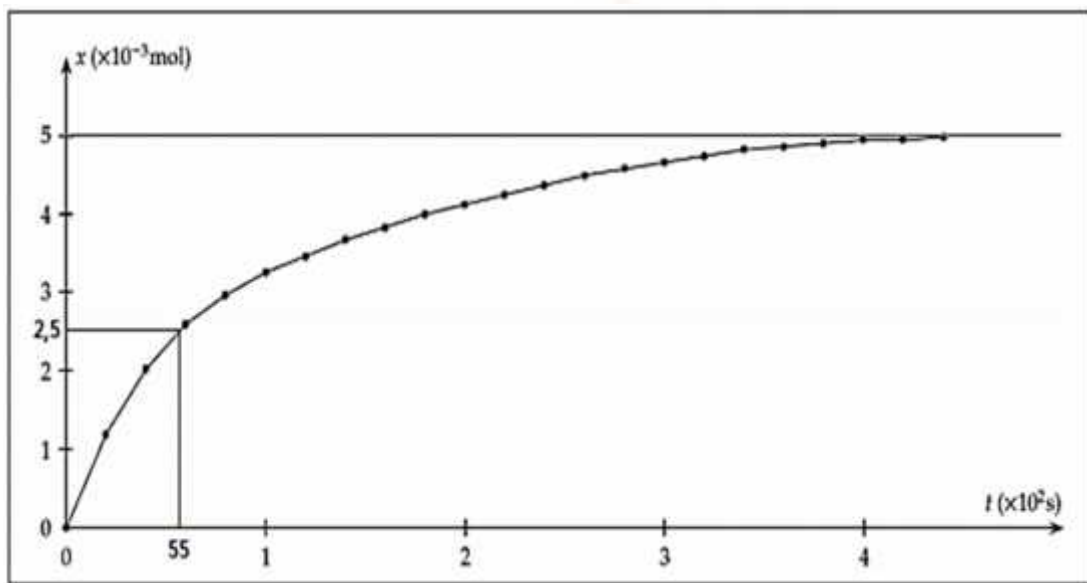
5-3- Temps de demi-vie :

Le temps de demi-vie est la durée au bout de laquelle l'avancement x est égal à la moitié de sa valeur final.

$$x_f = x_m = 5.10^{-3} \text{ mol}$$

$$\frac{x_m}{2} = \frac{5.10^{-3}}{2} = 2.5.10^{-3} \text{ mol}$$

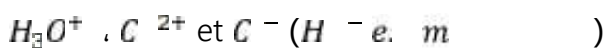
Graphiquement on trouve : $t_{1/2} \approx 55 \text{ s}$



6- Effet de l'abaissement de la température :

Si la température diminue, la vitesse volumique de la réaction diminue aussi à n'importe quel date conclut $t = 0$.

7-1- Les ions présents dans la solution sont :



L'ion C^- est spectateur, sa concentration ne varie pas au cours de la réaction.

7-2- Justification :

D'après l'équation de la réaction on constate qu'il y a disparition de deux ions de H_3O^+ alors qu'il y a formation d'un ion Cl^{2+} . De plus les ions H_3O^+ ont une conductivité molaire plus grande que celle des ions Cl^{2+} , donc la conductivité σ diminue.

7-3- Calcul de la conductivité σ à $t=0$:

A $t=0$ il n'y a pas encore d'ion Cl^{2+} :

$$\sigma(0) = \lambda_{H_3O^+} \cdot [H_3O^+]_0 + \lambda_{Cl^-} \cdot [Cl^-]_0 = (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{Cl^-}) \cdot C$$

$$\sigma(0) = (35,0 + 7,5) \times 10^{-3} \times 0,1 \times 10^3 \Rightarrow \sigma(0) = 4,24 \text{ S.m}^{-1}$$

7-4- Montrons la relation de σ en fonction de x :

A l'instant t la conductivité de la solution s'écrit :

$$\sigma = \lambda_{H_3O^+} \cdot [H_3O^+] + \lambda_{Cl^-} \cdot [Cl^-] + \lambda_{Cl^{2+}} \cdot [Cl^{2+}]$$

$$\sigma = \lambda_{H_3O^+} \cdot \left(C - \frac{2x}{V_s} \right) + \lambda_{Cl^-} \cdot C + \lambda_{Cl^{2+}} \cdot \frac{x}{V_s}$$

$$\sigma = (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{Cl^-}) \cdot C + x \cdot \left(\frac{\lambda_{Cl^{2+}} - 2 \times \lambda_{H_3O^+}}{V_s} \right)$$

$$\sigma = (35,0 + 7,5) \times 10^{-3} \times 0,1 \times 10^3 + x \cdot \left(\frac{12,0 \times 10^{-3} - 2 \times 35,0 \times 10^{-3}}{0,1 \times 10^{-3}} \right)$$

$$\sigma = 4,25 - 580 x$$

7-5- Calcul de σ_m :

Dans l'expression précédente on remplace x par x_m on obtient :

$$\sigma_m = 4,25 - 580 x_m$$

$$\sigma_m = 4,25 - 580 \times 5 \times 10^{-3} = 1,35 \text{ S.m}^{-1}$$

7-6- Expression de la vitesse volumique :

$$\square = \frac{1}{V_s} \cdot \frac{d}{d}$$

$$\sigma = 4,25 - 580 x \Rightarrow x = \frac{4,25}{580} + \frac{1}{580} \cdot \sigma$$

$$\frac{d}{d} = \frac{d}{d} \left(\frac{4,25}{580} + \frac{1}{580} \cdot \sigma \right) = \frac{1}{580} \cdot \frac{d}{d}$$

$$\square = \frac{1}{580 V_s} \cdot \frac{d}{d}$$