

Enoncé

1

Répondre par vrai (V) ou faux (F).

- 1- Une transformation chimique est toujours totale
- 2- Un système chimique est une portion de l'univers séparé par des frontières réelles ou fictives bien définies.
- 3- L'avancement maximal d'une réaction limitée est égal à son avancement final
- 4- Toutes les réactions acide base sont des réactions limitées
- 5- Une réaction chimique est totale lorsque son taux d'avancement final est égal à l'unité.
- 6- L'avancement d'une réaction chimique est égal au nombre de fois que la réaction a marché depuis l'état initial.
- 7- Le temps de demi-réaction est égal à la durée au bout duquel l'avancement de la réaction est égal à la moitié de sa valeur finale.
- 8- Le taux d'avancement final d'une réaction rapide peut être supérieur à l'unité.
- 9- Lorsqu'un système est en état d'équilibre chimique, la quantité des réactifs change alors que celle des produits reste inchangée.
- 10- A l'équilibre dynamique la réaction directe est toujours plus rapide que la réaction inverse.

2

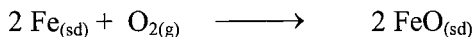
La combustion complète du propane C_3H_8 dans le dioxygène donne du dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1- Dans une première expérience on fait agir 88 g de propane sur 120 L de dioxygène
 - a- Calculer la quantité de matière de chaque réactif.
 - b- Montrer que l'un des réactifs est limitant
 - c- Dresser un tableau d'avancement pour la réaction étudiée.
- 2- Calculer la masse du réactif qu'il faut utiliser pour que le mélange initial soit stœchiométrique.

On donne : $M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_M = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

3

Soit le système (S_1) constitué de 0.2 mol de fer solide et 0.6 L de dioxygène. la réaction qui se produit est symbolisée par :

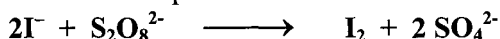


- a- Dresser le tableau d'évolution du système (S_1)
- b- Calculer l'avancement maximal de la réaction:

On donne : $M_{Fe} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_M = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

4

On fait agir n_{01} mol d'ions iodure avec n_{02} mol d'ions prexodisulfate, il se produit la réaction d'équation :



À un instant de date $t = t_1$, la quantité d'ions sulfate SO_4^{2-} est $n_1 = 0,2$ mol

- 1- Préciser les couples redox mis en jeu au cours de cette transformation.
- 2- Dresser le tableau descriptif de l'évolution de ce système chimique.
- 3- Déterminer l'avancement x_1 de la réaction à l'instant t_1
- 4- La réaction étant totale et l'avancement final est $x_f = 0,4$ mol. Sachant que I⁻ est le réactif limitant, déterminer n_{01}

5

Le sulfure d'hydrogène (H_2S) réagit avec le dioxyde de soufre (SO_2) pour donner du soufre (S) et de l'eau.

- 1) Ecrire l'équation de cette réaction.
- 2) a- Dresser un tableau d'évolution d'un système chimique formé initialement de 8 mol de SO_2 et 10 mol de H_2S
b- Déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant.
- 3) Quelle est la composition molaire de l'état final, sachant que cette réaction est totale.
- 4) On considère le mélange initial formé de 7 mol de SO_2 et n mol de H_2S . Déterminer n pour que les réactifs soient dans des proportions stœchiométriques

6

On mélange un volume $V_1 = 50$ mL d'une solution de sulfate de cuivre II CuSO_4 de concentration molaire $C_1 = 0.15$ mol. L^{-1} avec $V_2 = 50$ mL d'une solution de soude de concentration molaire $C_2 = 0.2$ mol. L^{-1} , il se forme un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II de masse $m = 0,4875$ g.

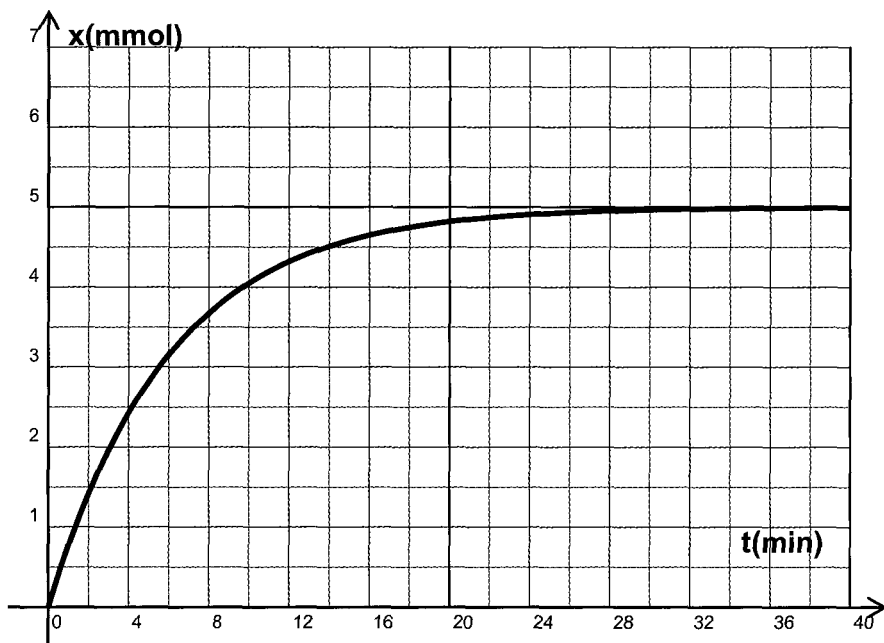
- 1- Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.
- 2- Déterminer les quantités de matières initiales des réactifs et dresser le tableau d'avancement du système étudié.
- 3- Montrer que l'un des réactifs est limitant.
- 4- a- Calculer l'avancement maximal de la réaction.
b- calculer l'avancement final de la réaction.
c- Calculer le taux d'avancement final de la réaction et déduire si la réaction étudiée est totale ou limitée.

On donne : $M_{\text{Cu}} = 64$ g.mol⁻¹ $M_{\text{Cl}} = 35.5$ g.mol⁻¹



On considère la réaction d'oxydation des ions iodure par les ions peroxydisulfate

Pour cela on mélange $V_1=100$ mL d'une solution de KI 0,5 M avec $V_2=100$ mL d'une solution de $K_2S_2O_8$ 0,05 M. L'évolution de l'avancement X de la réaction au cours du temps est donnée par le graphe suivant :



1. Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
2. Donner les couples redox mis en jeu.
3. Déterminer dans les conditions de l'expérience:
 - a) la valeur de l'avancement final x_f de la réaction
 - b) la valeur de l'avancement maximal $x_{\max}$ de la réaction.
 - c) Comparer les valeurs de l'avancement maximal $x_{\max}$ et de l'avancement final x_f de la réaction. La réaction étudiée est-elle totale ou limitée ?
- 4-. Donner la composition, en mol.L^{-1} , du système à l'instant $t = 10\text{min}$



S_1 est une solution de KI de volume $V_1=100\text{mL}$, de concentration $C_1=4,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

S₂ est solution d'eau oxygénée H₂O₂ de volume V₂=100mL et de concentration C₂ = 4. 10⁻² mol.L⁻¹

A la date t =0, on mélange les deux solutions et on ajoute un petit volume d'acide sulfurique concentré en quantité suffisante. Il se produit la réaction suivante



1- Dresser un tableau descriptif de l'évolution du système chimique étudié.

2-Exprimer l'avancement x en fonction de V₁, V₂ et [I₂].

3-Proposer une méthode expérimentale permettant de suivre l'évolution de la molarité [I₂] au cours du temps.(écrire l'équation de la réaction s'il y a lieu).

4-Calculer le nombre de mole de I⁻ et celui de H₂O₂ dans le mélange initial. Lequel des deux réactifs est excès ? Justifier la réponse.

5-On mesure à des dates différentes, la molarité du diiode formé, on obtient les résultats suivants.

T (min)	0	1	2	4	6	8	12	20	30	40	60	80
[I ₂](10 ⁻³ mol.L ⁻¹)	0	1,5	2,8	4.9	6,2	7,3	8,8	10,3	11	11,4	11,6	11,6
X (mol)												

a- Tracer la courbe $x = f(t)$

b- La réaction est – elle totale ou limitée ? justifier la réponse.

c- Déterminer les molarités de H₂O₂ et de I⁻ à l'instant de date t = 20 min.

d- Déterminer le temps de demi- réaction.

e- Donner la composition du mélange réactionnel (en mol.L⁻¹) à la date t = 20 min.

6- Tracer dans le même système d'axes l'allure des courbes n_(H₂O₂) = f(t) et n_(I⁻) = g(t)



L'acide chlorhydrique réagit sur le zinc selon une réaction totale.

L'équation de cette réaction est :



A l'instant t = 0, on introduit une masse m = 2,3 g de zinc en grenaille dans un ballon contenant un volume V = 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration

C_a = 0,2 mol.L⁻¹.

Les résultats de cette expérience permettent de tracer la courbe de la figure 1, donnant la concentration en ions Zn²⁺ de la solution en fonction du temps.

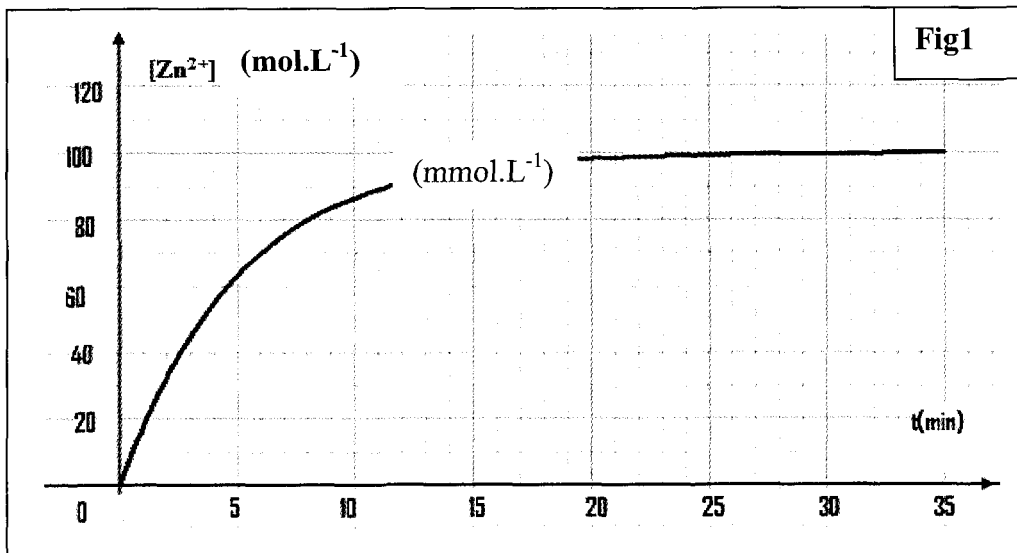


Fig1

1- a) Etablir un tableau d'avancement de la réaction.

b) En déduire le réactif limitant.

c) Donner la relation entre l'avancement x de la réaction et $[Zn^{2+}]$ à la date t .

2. a) Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ (durée au bout de laquelle l'avancement atteint la moitié de sa valeur finale).

b) En déduire la composition de la solution à la date $t_1 = t_{1/2}$.

c) La réaction est-elle achevée à la date $t_2 = 2 t_{1/2}$? Justifier la réponse.

On donne : $M_{Zn} = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$.

Corrigé

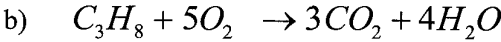


- 1- faux 2- vrai 3- faux 4- faux 5- vrai 6- vrai
7- vrai 8- faux 9- faux 10- faux



$$1) a) n_{C_3H_8} = \frac{m}{M} = \frac{88}{(3 \times 12 + 8 \times 1)} = 2 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{v_{O_2}}{v_M} = \frac{120}{24} = 5 \text{ mol}$$



$$c) \frac{n_{C_3H_8}}{\text{coeff}(C_3H_8)} = \frac{2}{1} = 2$$

$$\frac{n_{O_2}}{\text{coeff}(O_2)} = \frac{5}{5} = 1$$

$$\frac{n_{(C_3H_8)}}{\text{coeff}(C_3H_8)} > \frac{n_{O_2}}{\text{coeff}(O_2)} \Rightarrow C_3H_8 \text{ est en excès et } O_2 \text{ est le réactif limitant.}$$

Equation de la réaction		$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$			
Etat du système	Avancement t	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	0	2	5	0	0
Etat intermédiaire	x	2 - x	5 - 5x	3x	4x
Etat final	x _f	2 - x _f	5 - 5x _f	3x _f	4x _f

A la fin de la réaction le réactif limitant disparaît totalement.

$$\Rightarrow 5 - 5x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 1 \text{ mol}$$

$$x_{\max} = x_{\text{final}} \text{ car la réaction est totale}$$

$$n_{(C_3H_8)_f} = 2 - x_f = 2 - 1 = 1 \text{ mol}$$

2) Lorsque le rué lange initiale soit stœchiométrique il faut que.

$$\frac{n_{(C_3H_8)}}{1} = \frac{n_{(O_2)}}{5} \Rightarrow n_{(O_2)} = 5 n_{(C_3H_8)} \\ = 5 \times 2$$

$$n_{O_2} = 10 \text{ mol}$$

Or on avait 5 mol de O_2 , donc il faut ajouter 5 mol

Donc la masse d'oxygène à ajouter est

$$m' = n_{O_2} \times M_{O_2} = 5 \times 32 = 160 \text{ g}$$

$$\Rightarrow m'_{(O_2)} = 160 \text{ g}$$



a) $n_{Fe} = 0,2 \text{ mol}$

$$n_{O_2} = \frac{\sqrt{0,2}}{VM} = \frac{0,6}{24} = 0,025 \text{ mol}$$

Equation de la réaction		$2Fe + O_2 \rightarrow 2FeO$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)		
Initial	0	0,2	0,025	0
Intermédiaire	x	$0,2 - 2x$	$0,025 - x$	$2x$
final	x_f	$0,2 - 2x_f$	$0,025 - x_f$	$2x_f$

b)

le dioxygène est le réactif limitant

la réaction étant totale $\Rightarrow x_f = x_{\max}$

$$\Rightarrow n_{(O_2)_{\text{final}}} = 0,025 - x_{\max} = 0$$

$$x_{\max} = 0,025 \text{ mol}$$

1) I_2 / I^- et $S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-}$

2)

Equation de la réaction		$2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$			
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (mol)			
Etat initial	0	n_{01}	n_{02}	0	0
Etat intermédiaire	X	$n_{01}-2x$	$n_{02}-x$	x	2x
Etat final	x_f	$n_{01}-2x_f$	$n_{02}-x_f$	x_f	$2x_f$

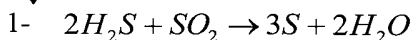
3) l'instant t_1 , $n_{SO_4^{2-}} = n_1 = 0,2 \text{ mol}$

$$\text{Or } n_{SO_4^{2-}} = 2x_1 \Rightarrow x_1 = \frac{n_1}{2}$$

$$x_1 = 0,1 \text{ mol}$$

4) I^- limitant $\Rightarrow n_{01} - 2x_f = 0$

$$\Rightarrow n_{01} = 2x_f = 2 \times 0,4 = 0,8 \text{ mol}$$



$$t=0 \quad 10 \quad 8 \quad 0 \quad 0$$

$$t_{\text{intermédiaire}} \quad (10-2x) \quad (8-x) \quad 3x \quad 2x$$

$$t_{\text{final}} \quad (10-2x_f) \quad (8-x_f) \quad 3x_f \quad 2x_f$$

b - 1^{ère} méthode

$$\left(\frac{n_{H_2S}}{2} \right)_{t=0} = \frac{10}{2} = 5$$

$$\left(\frac{n_{SO_2}}{1} \right)_{t=0} = \frac{8}{1} = 8$$

$$\frac{n_{H_2S}}{2} < \frac{n_{SO_2}}{1} \Rightarrow SO_2 \text{ est en excès et } H_2S \text{ est limitant}$$

$$x = x_{\max} \Rightarrow (n_{H_2S})_{\text{final}} = 0 \Rightarrow 10 - 2x_{\max} = 0$$

$$\Rightarrow x_{\max} = 5 \text{ mol}$$

* 2^{ème} méthode

$$\text{Si } H_2S \text{ est limitant } \Rightarrow 10 - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 5 \text{ mol}$$

$$\text{et } (n_{SO_2})_f = 8 - x_{\max} = 8 - 5 = 3 \text{ mol}$$

$$\text{Si } SO_2 \text{ est limitant } \Rightarrow 8 - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 8 \text{ mol}$$

$$\text{et } (n_{SO_2}) = 10 - 2x_{\max} = 10 - 16 = -6 < 0 \text{ impossible}$$

$$\text{donc } x_{\max} = 5 \text{ mol}$$

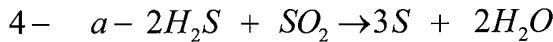
$$3 - \text{Si réaction est totale } x_f = x_{\max}$$

$$\text{Composition finale } (n_s)_f = 3x_f = 3x_{\max} = 15 \text{ mol}$$

$$(n_{H_2O})_f = 2x_f = 10 \text{ mol}$$

$$(n_{H_2S})_f = 10 - 2x_{\max} = 0 \text{ mol}$$

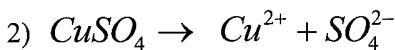
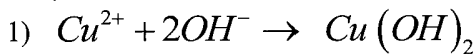
$$(n_{SO_2})_f = 8 - x_{\max} = 3 \text{ mol}$$



$$t = 0 \quad \quad n \quad \quad 7 \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

a - Pour que les réactifs soient dans des proportions stoechiométriques il faut

$$\text{que } \frac{n_{(H_2S)}}{\text{coeff}(H_2S)} = \frac{n_{(SO_2)}}{\text{coeff}(SO_2)} \Rightarrow \frac{n}{2} = \frac{7}{2} \Rightarrow n = 2 \times 7 \Rightarrow \boxed{n = 14 \text{ mol}}$$



$$M_{Cu^{2+}} = C_1 \cdot V_1 = 0,05 \times 0,15 = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$n_{(OH^-)} = C_1.V_1 = 0,05 = 10^{-2} \text{ mol}$$

Equation de précipitation		$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)		
Initiale	0	$7,5 \cdot 10^{-3}$	10^{-2}	0
finale	x_f	$7,5 \cdot 10^{-3} - x_f$	$10^{-2} - 2x_f$	x_f

3) Recherche de l'avancement maximal et du réactif limitant.

$$\text{Si } Cu^{2+} \text{ est limitant} \Rightarrow 7,5 \cdot 10^{-3} - x_{\max} = 0$$

$$\Rightarrow x_{\max} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Et } n_{(OH^-)}_{\text{final}} = 10^{-2} - 2x_{\max} = 10^{-2} - 2 \times 7,5 \cdot 10^{-3} < 0$$

Donc impossible $\Leftrightarrow Cu^{2+}$ ne peut pas être limitant et c'est OH^- qui est limitant.

$$OH^- \text{ Limitant} \Rightarrow 10^{-2} - 2x_{\max} = 0$$

$$\Rightarrow x_{\max} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{et } n_{(Cu^{++})}_{\text{final}} = 7,5 \cdot 10^{-3} - 5 \cdot 10^{-3}$$

$$= 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} > 0$$

Conclusion

$$OH^- \text{ Limitant et } x_{\max} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$4)a) \quad m_{Cu(OH)_2} = n_{Cu(OH)_2} \times M_{Cu(OH)_2}$$

$$\text{Or } n_{Cu(OH)_2} = x_f$$

$$= \frac{0,4875}{(63,5 + 34)} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$b) \tau_f = \frac{xy}{x_{\max}} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-3}} = 1$$

$$\tau_f = 1 \Rightarrow \text{La réaction est totale}$$



1-

Equation de réaction		$2 I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
Etat initial	0	$n_{01} - C_1V_1$	$n_{02} = C_2V_2$	0	0
Etat intermédiaire	x	$n_{01} - 2x$	$n_{02} - x$	x	$2x$
Etat final	x_f	$n_{01} - 2x_f$	$n_{02} - x_f$	x_f	$2x_f$

2- Les couples I_2 / I^- et $S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-}$

3- a- $x_f = 5 \text{ mmol} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

b- $n_{01} = C_1V_1 = 0,1 \times 0,5 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$n_{02} = C_2V_2 = 0,1 \times 0,05 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Si I^- limitant $\Rightarrow n_{01} - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = \frac{n_{01}}{2}$

$$\Rightarrow x_{\max} = \frac{5 \cdot 10^{-2}}{2} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Si $S_2O_8^{2-}$ limitant $\Rightarrow n_{02} - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow \boxed{x_{\max} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$

c) $x_f = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = x_{\max} \Rightarrow$ la réaction est totale.

4°) à $t = 10 \text{ mn}$ $x = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$[I^-] = \frac{n_{01} - 2x}{v_1 + v_2} = \frac{5 \cdot 10^{-2} - 2 \times 3,5 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 0,215 \text{ mol.L}^{-1}$$

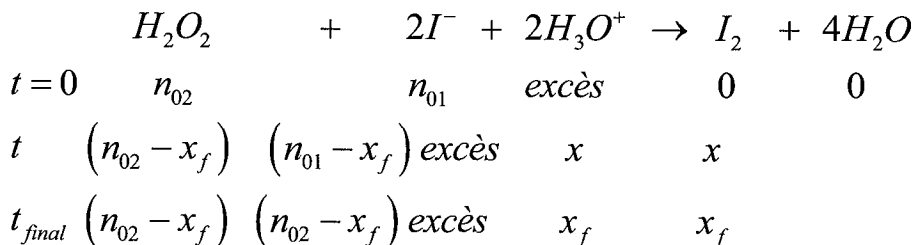
$$[S_2O_8^{2-}] = \frac{n_{01} - x}{v_1 + v_2} = \frac{5 \cdot 10^{-3} - 3,5 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[I_2] = \frac{x}{v_1 + v_2} = \frac{3,5 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 17,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{2x}{v_1 + v_2} = 35 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$



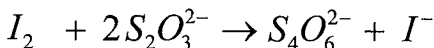
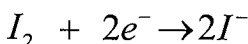
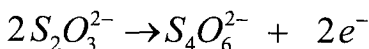
1-



$$2- x = n_{I_2} = [I_2] \times (V_1 + V_2)$$

3- On peut suivre l'évaluation de l'avancement x par iodométrie : on dose le diiode formé par le thiosulfate de sodium ($Na_2S_2O_3 \rightarrow 2Na^+ + S_2O_3^{2-}$)

$S_2O_3^{2-}$ va réduire I_2 selon :



$$4- n_{01} = C_1 \cdot V_1 = 4,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{02} = C_2 \cdot V_2 = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Si } \frac{n_{H_2O_2}}{1} = \frac{n_{(I^-)}}{2} \Rightarrow \text{mélange dans des proportions stœchiométriques.}$$

$$\text{Si } \frac{n_{H_2O_2}}{1} > \frac{n_{(I^-)}}{2} \Rightarrow H_2O_2 \text{ est en excès, } I^- \text{ est limitant.}$$

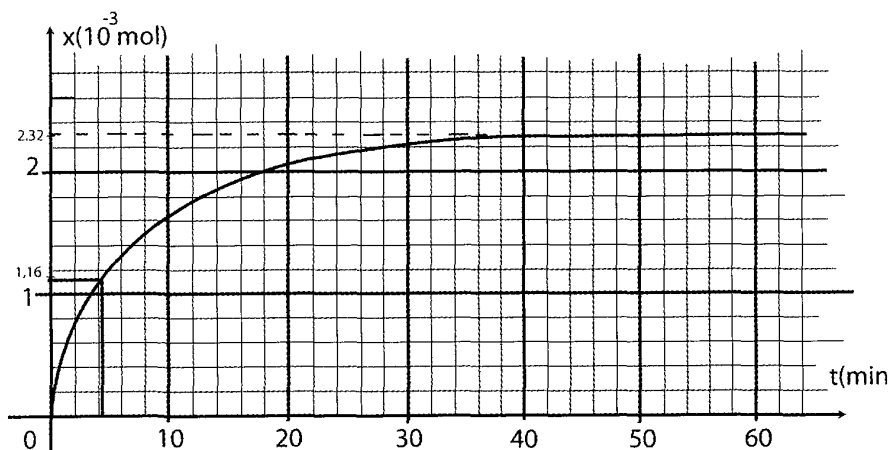
$$\text{Si } \frac{n_{H_2O_2}}{1} < \frac{n_{(I^-)}}{2} \Rightarrow H_2O_2 \text{ est limitant, } I^- \text{ est en excès.}$$

$$\text{On a } \frac{n_{(I^-)}}{2} = \frac{4,64 \cdot 10^{-3}}{2} = \frac{2,32 \cdot 10^{-3}}{2} < \frac{n_{H_2O_2}}{1} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \{H_2O_2 \text{ est en excès}$$

5) a)

$t(\text{min})$	0	1	2	4	6	8	12	20	30	40	60	80
$x(10^{-3} \text{ mol})$	0	0,3	0,56	0,98	1,24	14,6	1,76	2,06	2,2	2,28	2,32	2,32



$$b- x_f = 2,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{(r)_{\text{final}}} = n_{01} - 2x_f = 4,64 \cdot 10^{-3} - 2 \times 2,32 \cdot 10^{-3} = 0$$

$\Rightarrow I^-$: le réactif limitant disparaît totalement à la fin de la réaction $\Rightarrow$ la réaction est totale.

$$\text{Autrement : } x_f = 2,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$x_{\text{max}} = 2,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$x_f = x_{\text{max}} \Rightarrow \text{la réaction est totale}$$

$$c- [H_2O_2]_t = \frac{n_{(H_2O_2)_t}}{V_1 + V_2} = \frac{n_{02} - x}{V_1 + V_2} = \frac{n_{02}}{V_1 + V_2} - \frac{x}{V_1 + V_2}$$

$$t = 20 \text{ min}$$

$$x = 2,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[H_2O_2]_t = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{0,2} - \frac{2,06 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 9,70 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[I^-]_t + \frac{n_{01} - 2x}{V_1 + V_2} = \frac{n_{01}}{V_1 + V_2} - 2 \frac{x}{V_1 + V_2}$$

$$= \frac{4,64 \cdot 10^{-3}}{0,2} - \frac{2 \times 2,06 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

d) Graphiquement :

$$t = t_{1/2} \Rightarrow x = \frac{x_f}{2} = \frac{2,32 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,16 \cdot 10^{-3}$$

$$\Rightarrow t_{1/2} \approx 4,5 \text{ min}$$

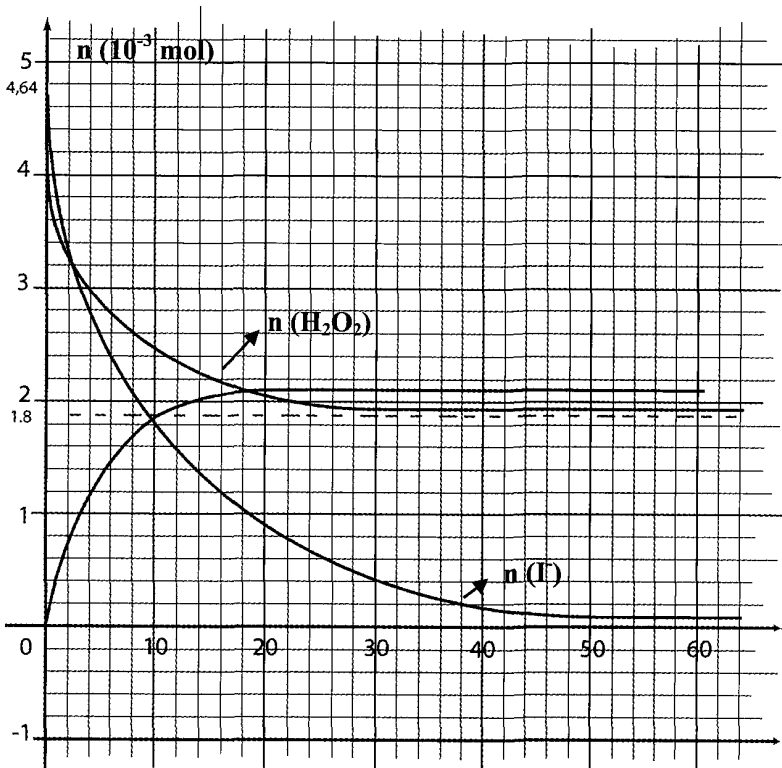
e) $t = 20 \text{ min}$ $x = 2,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Composition : $n_{I_2} = x = 2,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$n_{H_2O_2} = 4x = 8,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_r = n_{O_1} - 2x = 4,64 \cdot 10^{-3} - 2 \times 2,06 \cdot 10^{-3} = 5,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{H_2O_2} = n_{O_2} - x = 4 \cdot 10^{-3} - 2,06 \cdot 10^{-3} = 1,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$n_{(H_2O_2)} = f(t)$$

$$n_{02} = 4.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{(H_2O_2)_f} = 4.10^{-3} - x_f = 4.10^{-3} = 1,68.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{(I^-)} = g(t)$$

$$n_{01} = 4,64.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{(H_2O_2)_f} = 4,64.10^{-3} - 2 \times 2,32.10^{-3} = 0 \text{ mol}$$



1) a)

Equation de	la réaction	$2H_3O^+ + Zn \rightarrow Zn^{2+} + H_2 + 2H_2O$				
Etat du système	avancement	quantité de matière en mol				
$t = 0$	0	n_{01}	n_{02}	0	0	0
t	x	$n_{01} - 2x$	$n_{02} - x$	x	x	$2x$
t_f	x_f	$n_{01} - 2x_f$	$n_{02} - x_f$	x_f	x_f	$2x_f$

$$b- n_{01(H_2O^+)} = C_a \cdot V = 2.10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{02(Zn)} = \frac{m}{M_{Zn}} = \frac{2,3}{63,5} = 3,52.10^{-2} \text{ mol}$$

$$\frac{n_{Zn}}{1} = 3,52.10^{-2} > \frac{n_{H_2O^+}}{2} = 10^{-2} \text{ mol}$$

$\Rightarrow H_3O^+$ est limitant

$$c- [Zn^{2+}] = \frac{n_{Zn^{2+}}}{V} = \frac{x}{V}$$

$$2- a- t_{1/2} \Rightarrow x = \frac{x_f}{2} \Rightarrow t_{1/2} = 3,5 \text{ min}$$

b-

Composition :

$$n_{H_2} = n_{Zn^{2+}} = \frac{x_f}{2} = \frac{[Zn^{2+}]_f \cdot V}{2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

 H_2O en excès

$$n_{(H_3O^+)} = n_{01} - 2x = 2 \cdot 10^{-2} - 2 \times 0,5 \cdot 10^{-2} = 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{Zn} = 3,52 \cdot 10^{-2} - 0,5 \cdot 10^{-2} = 3,02 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

c- non car à $t = t_{1/2}$; $x = 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$$\Rightarrow n_{(H_2O^+)} = n_{01} - 2x = 2 \cdot 10^{-2} - 2 \times 0,75 \cdot 10^{-2} = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \neq 0$$

$\Leftrightarrow$ Le réactif limitant ne disparaît pas totalement à cet instant $\Rightarrow$ la réaction n'est pas achevée.