

ثانوية رمال رمال الدوير الرسمية		وزارة التربية و التعليم العالي مديريّة التعليم الثانوي
الصف : علوم حياة وعلوم عامة فرنسي		رقم الثانوية في المركز التربوي للبحوث و الإنماء 1157
المادة : كيمياء		رقم الثانوية في المنطقة التربوية 5009
مدة المسابقة : 90 دقيقة		التاريخ: 08 / 06 / 2023

Cette épreuve est constituée de trois exercices. Elle comporte quatre pages numérotées de 1 à 4. L'usage d'une calculatrice non programmable est autorisé.

Traiter les trois exercices suivants.

Exercice 1 (6 points)

L'Acide perchlorique

L'acide perchlorique est utilisé pour séparer le potassium du sodium, et dans de nombreux tests de laboratoire et procédés industriels.

Sur l'étiquette d'un flacon d'une solution commerciale (S_0) d'acide perchlorique $HClO_4$, on lit les informations suivantes :

pourcentage en masse de $HClO_4$ dans la solution : $p \%$
masse molaire de $HClO_4$: $M(HClO_4) = 100,5 \text{ g.mol}^{-1}$
Masse volumique de la solution : $\rho = 1,67 \text{ g.mL}^{-1}$

Document-1-

Le but de cet exercice est de déterminer le pourcentage en masse d'acide perchlorique dans la solution commerciale (S_0).

Donnée : - L'étude est réalisée à 25°C .

- Le produit ionique de l'eau $K_e = 1 \times 10^{-14}$ à 25°C .

@aliwehbedu

1- Préparation d'une solution (S) d'acide perchlorique

Une solution (S) d'acide perchlorique $HClO_4$ ($H_3O^+ + ClO_4^-$) est préparée en diluant 290 fois une solution commerciale (S_0) d'acide perchlorique.

Choisir, à partir du document-2-, l'ensemble pratique utilisé dans la préparation de la solution (S).

Ensemble (1)	Ensemble (2)	Ensemble (3)
Bécher de 50 ml	Bécher de 50 ml	Bécher de 50 ml
Fiole jaugée de 250 mL	Fiole jaugée de 250 mL	Fiole jaugée de 250 mL
Eprouvette graduée de 5 mL	Pipette jaugée de 2 mL	Pipette graduée de 2 mL

Document-2-

2- Comportement de l'hydroxyde de sodium dans l'eau

Disponible au laboratoire, un flacon de solution d'hydroxyde de sodium $NaOH$ ($Na^+ + HO^-$) noté (S') de concentration molaire $C_b = 6,31 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$.

On mesure le pH de la solution (S'), on trouve $pH(S') = 12,8$

2.1. Calculer la concentration molaire des ions hydroxyde, $[HO^-]$, dans la solution (S').

2.2. Dédire que l'hydroxyde de sodium est une base forte.

3- Dosage pH-métrique de l'acide perchlorique

Un volume $V_a = 10 \text{ ml}$ de la solution (S) d'acide perchlorique, est placé dans un bécher puis de l'eau distillée est ajoutée pour immerger l'électrode du pH-mètre. Un dosage pH-métrique est réalisé en

ajoutant progressivement dans le bécher la solution (S') d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire $C_b = 6,31 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$. Le volume de NaOH ajouté pour atteindre l'équivalence est $V_{b,E} = 6,4 \text{ mL}$.

- 3.1. Écrire l'équation bilan de la réaction du dosage.
- 3.2. Préciser la valeur du pH à l'équivalence.
- 3.3. Montrer que la concentration molaire (C_a) de l'acide perchlorique dans la solution (S) est égale à $4 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$.
- 3.4. Déduire le pourcentage en masse d'acide perchlorique dans la solution commerciale (S_0).
- 3.5. Déterminer le pH de la solution obtenue après addition de 10 ml de la solution de NaOH.

Exercice 2 (7 points)

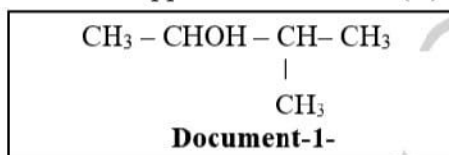
Réaction d'estérification

Les esters de formule générale RCOOR' sont très abondants dans la nature. Beaucoup d'entre eux ont une odeur caractéristique agréable et contribuent aux goûts et aux saveurs naturels ou artificiels de certains fruits, plantes et bonbons.

Le but de cet exercice est d'étudier la réaction de préparation d'un ester (E).

1. Etude du composé (A)

La formule semi-développée du monoalcool (A) est donnée dans le **document-1-**.



@aliwehbedu

- 1.1. Donner le nom systématique de (A). Indiquer la classe de cet alcool.

Pour SV

- 1.2. Montrer que (A) est une molécule chirale.
- 1.3. Représenter, selon Cram, les deux énantiomères de cet alcool.

Pour SG

- 1.1. Identifier un isomère de position de (A).
- 1.2. Identifier un isomère de squelette (chaîne) de (A).

2. Identification du composé (B)

Le **document-2-** donne des informations sur le composé (B).

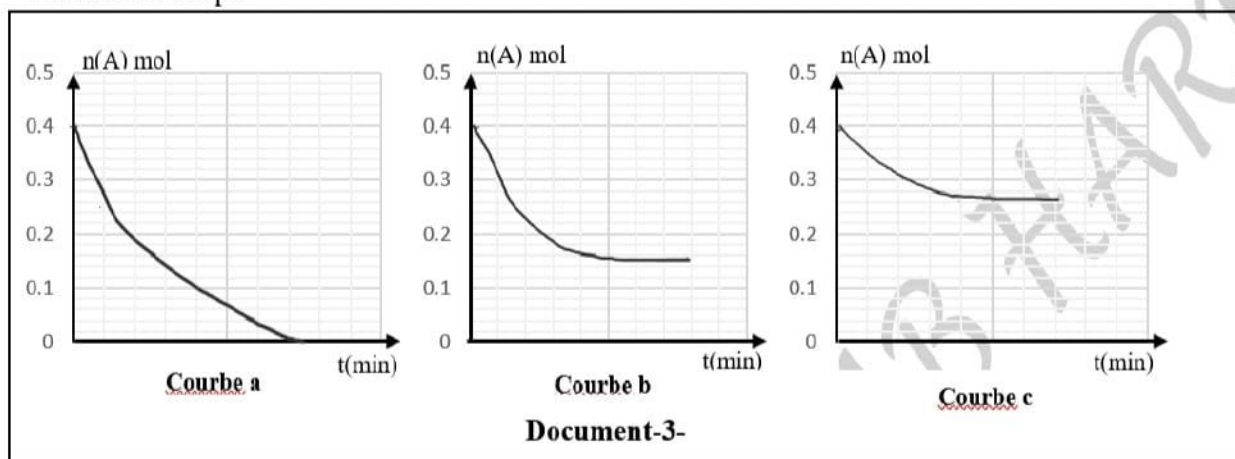
- | |
|---|
| <ul style="list-style-type: none">• (B) est un composé organique saturé, noncyclique et monofonctionnel de formule moléculaire $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_2$.• L'analyse de (B) donne les pourcentages par mol suivants :
% C = 25 % et % H = 50 % |
| Document-2- |

- 2.1. Montrer que la formule moléculaire de (B) est $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Déduire les familles possibles de (B).
- 2.2. Lorsque le composé (B) est dissous dans l'eau, on obtient une solution de pH inférieur à 7. Identifier (B).

3. Synthèse de l'ester (E)

Afin de synthétiser (E), un mélange formé de $n_1 = 0,5 \text{ mol}$ de (B) et $n_2 = 0,4 \text{ mol}$ de (A) est chauffé à reflux.

- 3.1. Écrire, en utilisant les formules semi-développées, l'équation de la réaction d'estérification.
Citer deux de ses caractéristiques.
- 3.2. Donner le nom systématique de l'ester (E).
- 3.3. En supposant que le rendement d'estérification est de 66,75 %. Choisir, en justifiant, à partir **du document-3**- la courbe qui correspond à l'évolution du nombre de moles du composé (A) en fonction du temps.

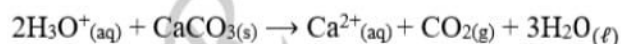


- 3.4. Déterminer la constante d'équilibre de la réaction.

@aliwehbedu

Exercice 3 (7 points) | Etude cinétique d'une réaction lente

Une solution d'acide chlorhydrique HCl ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) réagit avec le carbonate de calcium CaCO_3 selon une réaction lente et complète comme le montre l'équation ci-dessous :



Afin d'étudier la cinétique de cette réaction, on introduit une masse m g de carbonate de calcium dans un erlenmeyer.

A l'instant $t = 0$, un volume $V = 1$ L d'une solution d'acide chlorhydrique (S) HCl ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) de concentration molaire $C = 1$ mol. L^{-1} est versé dans l'erlenmeyer.

En utilisant une méthode appropriée, le nombre de moles de dioxyde de carbone gaz $n(\text{CO}_2)$ est déterminé à différents instants t .

Les résultats sont groupés dans le tableau du **Document-1** :

t (min)	10	20	30	40	60	80	100	120
$n(\text{CO}_2)$ 10^{-2} mol	6,0	10	14	17,5	22,5	26,5	29,5	31,0

Document-1

Donnée:

- La masse molaire du carbonate de calcium est : $M(\text{CaCO}_3) = 100$ g.mol $^{-1}$
- L'étude est réalisée à une température $T = 25^\circ\text{C}$.
- H_3O^+ est la seule espèce chimique à caractère acide dans le système de réaction.

1- Etude préliminaire

A la fin de la réaction, le pH de la solution obtenue est : $\text{pH} = 0,7$

- 1.1. Déduire que CaCO_3 est le réactif limitant.

- 1.2. Montrer qu'à chaque instant t , le nombre de moles de CO_2 en mol, $n(\text{CO}_2)_t$, et le pH de la solution sont liés selon la relation suivante $n(\text{CO}_2)_t = 0,5 - \frac{10^{-\text{pH}}}{2}$
- 1.3. Déduire si $t = 120$ min représente le temps de la fin de la réaction.

2- Étude Cinétique @aliwehbedu

- 2.1. Tracer la courbe qui représente la variation du nombre de moles de dioxyde de carbone gazeux (CO_2) en fonction du temps : $n(\text{CO}_2) = f(t)$ dans l'intervalle de temps: $[0 - 120 \text{ min}]$.
Prendre les échelles suivantes : en abscisses : 1 cm pour 10 min
en ordonnées : 1 cm pour $2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
- 2.2. Déterminer la vitesse moyenne de formation de CO_2 entre le temps $t_1 = 10$ min et le temps $t_2 = 80$ min. Déduire la vitesse moyenne de disparition de H_3O^+ entre t_1 et t_2 .
- 2.3. Déterminer, graphiquement, le temps de demi-réaction ($t_{1/2}$) de cette réaction.
- 2.4. L'expérience réalisée au début de l'exercice est répétée mais avec une seule modification : le ballon est placé dans un bain d'eau à température $T' = 5^\circ\text{C}$.
Choisir, avec justification, la bonne réponse :
- 2.4.1. Le nombre de moles de CO_2 à l'instant $t = 40$ min est :
a) $n(\text{CO}_2) > 17,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$; b) $n(\text{CO}_2) < 17,5 \text{ mol} \times 10^{-2} \text{ mol}$; c) $n(\text{CO}_2) = 17,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- 2.4.2. le temps de demi-réaction ($t_{1/2}$) de cette réaction :
a) diminue b) augmente c) ne varie pas

امس تصحيح امتحان النهائي كيمياء لصفى علوم عامة و علوم حياة فرنسي

Exercice 1 (6 points)		Acide perchlorique																		
Q	Réponses attendues	Note																		
1	Ensemble (3) (justification) : Pendant la dilution, le nombre de moles du soluté apporté (HClO ₄) est conservé. $n(\text{HClO}_4)_{\text{dans solution } S_0} = n(\text{HClO}_4)_{\text{dans solution } S}$ alors $C_0 V_0 = C V$ Facteur de dilution = $\frac{V}{V_0} = 290$ fois. Donc $V_0 = \frac{V}{290} = \frac{250}{290} = 0,86 \text{ mL}$	0.25																		
2.1	$[\text{HO}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 10^{12,8-14} = 6,31 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	0.5																		
2.2	Puisque $C_b = [\text{HO}^-]$ alors NaOH est une base forte.	0.5																		
3.1	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	0.75																		
3.2	Les espèces chimiques présentes dans la solution à l'équivalence sont : Na ⁺ et ClO ₄ ⁻ (ions indifférents) et H ₂ O (pH de l'eau pure à 25 °C est 7). Alors pH _E = 7.	0.5																		
3.3	À l'équivalence et selon les proportions stœchiométriques : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{présent initialement dans le bêcher}} = n(\text{HO}^-)_{\text{ajouté de la burette}}$ $C_a V_a = C_b V_{bE}$ avec $C_b = 6,31 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, $V_{bE} = 6,4 \text{ mL}$ et $V_a = 10 \text{ mL}$. Alors $C_a = 4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	1																		
3.4	Pendant la dilution, le nombre de moles du soluté apporté (HClO ₄) est conservé. $n(\text{HClO}_4)_{\text{dans solution } S_0} = n(\text{HClO}_4)_{\text{dans solution } S}$ alors $C_0 V_0 = C V$ Facteur de dilution = $\frac{C_0}{C} = 290$. Alors $C_0 = 290 \times 4 \times 10^{-2} = 11,6 \text{ mol.L}^{-1}$ Pourcentage en masse d'acide perchlorique (HClO ₄) « p » : $p(\text{HClO}_4) = \frac{m(\text{HClO}_4)}{m(\text{solution})} = \frac{n(\text{HClO}_4) \times M(\text{HClO}_4) \times 100}{\rho(\text{solution}) \times V(\text{solution})} = \frac{C_0 \times M(\text{HClO}_4) \times 100}{\rho(\text{solution})} = \frac{11,6 \times 100,5 \times 100}{1670}$ $p(\text{HClO}_4) = 69,8 \%$	1.25																		
3.5	$n(\text{HO}^-)_{\text{initial}} = C_b V_b = 6,31 \times 10^{-2} \times 10 \times 10^{-3} = 6,31 \times 10^{-4} \text{ mol}$. $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} = C_a V_a = 4 \times 10^{-2} \times 10 \times 10^{-3} = 4 \times 10^{-4} \text{ mol}$. $V_{(\text{NaOH ajouté})} = 10 \text{ mL} > V_{bE} = 6,4 \text{ mL}$ alors H ₃ O ⁺ est le réactif limitant <table><tr><td></td><td>H₃O⁺</td><td>+</td><td>HO⁻</td><td>→</td><td>2 H₂O</td></tr><tr><td>Etat initial (en mol)</td><td>4 × 10⁻⁴</td><td></td><td>6,31 × 10⁻⁴</td><td></td><td>solvant</td></tr><tr><td>Etat final (en mol)</td><td>0</td><td></td><td>(6,31 - 4) × 10⁻⁴</td><td></td><td>solvant</td></tr></table> $n(\text{HO}^-)_{\text{restant}} = 2,31 \times 10^{-4} \text{ mol}$ $[\text{HO}^-]_{\text{restant}} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{restant}}}{V_{\text{total}}}$ avec $V_{\text{total}} = V_a + V_b = 10 + 10 = 20 \text{ mL}$. Alors $\text{pH} = 14 + \log [\text{HO}^-]_{\text{restant}} = 14 + \log \left(\frac{2,31 \times 10^{-4}}{20 \times 10^{-3}} \right) = 12,06$		H ₃ O ⁺	+	HO ⁻	→	2 H ₂ O	Etat initial (en mol)	4 × 10 ⁻⁴		6,31 × 10 ⁻⁴		solvant	Etat final (en mol)	0		(6,31 - 4) × 10 ⁻⁴		solvant	1.25
	H ₃ O ⁺	+	HO ⁻	→	2 H ₂ O															
Etat initial (en mol)	4 × 10 ⁻⁴		6,31 × 10 ⁻⁴		solvant															
Etat final (en mol)	0		(6,31 - 4) × 10 ⁻⁴		solvant															

@aliwehbedu

Exercice 2 (7 points)		Réaction d'estérification
Q	Réponses attendues	Note
1.1	3-méthyl butan-2-ol ; alcool secondaire	0.75
POUR SV SEULEMENT		
1.2	(A) est chiral puisqu'il contient un atome de carbone asymétrique qui est le carbone numéro 2 (carbone attaché à 4 groupes d'atomes différents : CH ₃ - ; H- ; -OH; -CH(CH ₃) ₂)	0.5
1.3	Soit R= (CH ₃) ₂ -CH- <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{OH} \end{array}$ </div> <div style="margin: 0 10px;">et</div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$ </div> </div>	0.75
POUR SG		
1.2	isomère de position de (A): $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 3-méthyl butan-1-ol	
1.3	Isomère de squelette de (A): $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2-méthyl butan-2-ol	
2.1	Pourcentage en mol d'oxygène : % O = 100 - (%C + % H) = 100 - (25+50) = 25% La formule moléculaire de (B) est de la forme C _x H _y O ₂ Selon la loi des proportions définies : $\frac{x}{\% \text{ C}} = \frac{y}{\% \text{ H}} = \frac{2}{\% \text{ O}} \Rightarrow \frac{x}{25} = \frac{y}{50} = \frac{2}{25}$ alors x = 2 et y = 4 Donc la formule moléculaire de (B) est C ₂ H ₄ O ₂ . Puisque C ₂ H ₄ O ₂ satisfait la formule générale C _n H _{2n} O ₂ et (B) est monofonctionnel, saturé et non-cyclique alors (B) peut-être un acide carboxylique ou un ester.	1
2.2	Puisque pH _(B) < 7 alors (B) est un acide carboxylique. Donc (B): CH ₃ -COOH acide éthanoïque .	0.5
3.1	$\text{CH}_3\text{-COOH} + \begin{array}{c} \text{HO}-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}-\begin{array}{c} \text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ Caractéristiques : lente et réversible (limitée).	1
3.1	$\text{CH}_3\text{-COOH} + \begin{array}{c} \text{HO}-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}-\begin{array}{c} \text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ Caractéristiques : lente et réversible (limitée).	1
3.2	éthanoate de 1,2-diméthylpropyle	0.5
3.3	Rendement = $\frac{n(\text{ester})_{\text{expérimental}}}{n(\text{ester})_{\text{théorique}}} \times 100$ avec rendement = 66,75% Supposons que la réaction est complète : $\left. \begin{array}{l} \text{R}(\text{acide}) = \frac{n(\text{acide})_{\text{initial}}}{1} = \frac{0,5}{1} = 0,5 \\ \text{R}(\text{alcool}) = \frac{n(\text{alcool})_{\text{initial}}}{1} = \frac{0,4}{1} = 0,4 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{R}(\text{acide}) > \text{R}(\text{alcool}) \\ \Rightarrow \text{le mélange n'est pas stœchiométrique et l'alcool} \\ \text{est le réactif limitant.} \end{array}$ Selon R.S : $\frac{n(\text{alcool})_{\text{réagit}}}{1} = \frac{n(\text{ester})_{\text{formé}}}{1} \Rightarrow n(\text{ester})_{\text{théorique}} = 0,4 \text{ mol}$	1.5

Alors $n(\text{ester})_{\text{expérimental}} = \frac{66,75 \times 0,4}{100} = 0,267 \text{ mol}$

Soit x est le nombre de moles de l'ester formé à l'équilibre.

	Acide	Alcool	Ester	Eau
Etat initial (t=0)	0,5	0,4	0	0
Etat d'équilibre	0,5 - x	0,4 - x	x	x
	0,233	0,133	0,267	0,267

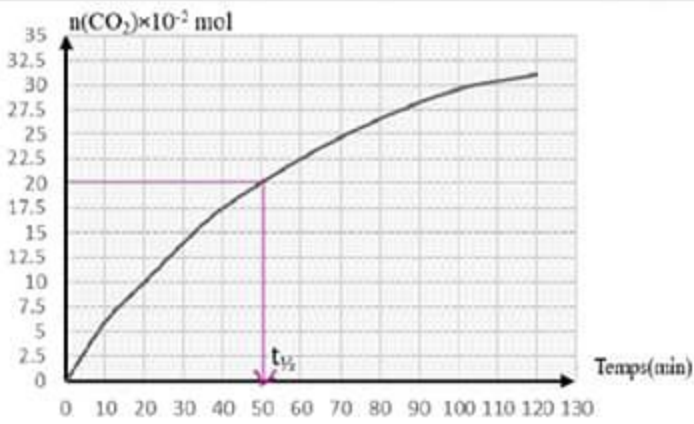
$n(\text{A})_{\text{initial}} = 0,4 \text{ mol}$ et $n(\text{A})_{\text{restant à l'équilibre}} = 0,133 \text{ mol}$

Alors courbe (b).

3.4

$$K_C = \frac{[\text{ester}][\text{eau}]}{[\text{acide}][\text{alcool}]} = \frac{n(\text{ester})/V \times n(\text{eau})/V}{n(\text{acide})/V \times n(\text{alcool})/V} = \frac{n(\text{ester}) \times n(\text{eau})}{n(\text{acide}) \times n(\text{alcool})} = \frac{(0,267)(0,267)}{(0,233)(0,133)} = 2,3$$

0.5

Exercice 3 (7 points)		Etude Cinétique d'une réaction lente
Q	Réponses attendues	Note
1.1	Puisque $\text{pH}=0,7 < 7$ alors le milieu est acide, et H_3O^+ est en excès donc CaCO_3 est le réactif limitant.	0.5
1.2	<p>$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{restant}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_0 - n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagit}}$</p> <p>Selon R.S :</p> $\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagit}}}{2} = \frac{n(\text{CO}_2)_{\text{formé}}}{1} \quad \text{alors } n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagit}} = 2 n(\text{CO}_2)_{\text{formé}}$ $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{restant}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_0 - 2 n(\text{CO}_2)_{\text{formé}}$ <p>A chaque instant t : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_t = n(\text{H}_3\text{O}^+)_0 - 2 n(\text{CO}_2)_t$</p> <p>Divisons par le volume constant de la solution :</p> $[\text{H}_3\text{O}^+]_t = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 - \frac{2 n(\text{CO}_2)_t}{V_{\text{solution}}} \quad \text{avec } V_{\text{solution}} = 1 \text{ L.}$ $10^{-\text{pH}} = 1 - 2n(\text{CO}_2)_t \quad \text{alors } n(\text{CO}_2)_t = 0,5 - \frac{10^{-\text{pH}}}{2}$	0.75
1.3	<p>A la fin de la réaction, $\text{pH} = 0,7$ alors $n(\text{CO}_2)_{\infty} = 0,5 - \frac{10^{-0,7}}{2} = 0,4 \text{ mol} = 40 \times 10^{-2} \text{ mol}$</p> <p>$n(\text{CO}_2)_{t=120 \text{ min}} = 31 \times 10^{-2} \text{ mol} < n(\text{CO}_2)_{\infty} = 40 \times 10^{-2} \text{ mol}$</p> <p>alors $t = 120 \text{ min}$ ne représente pas le temps de la fin de la réaction.</p>	1
2.1	 <p>The graph shows the evolution of the amount of CO_2 produced over time. The y-axis is labeled $n(\text{CO}_2) \times 10^{-2} \text{ mol}$ and ranges from 0 to 35. The x-axis is labeled 'Temps(min)' and ranges from 0 to 130. The curve starts at the origin (0,0) and rises steeply at first, then gradually levels off, approaching a value of 40. A horizontal dashed line is drawn at $y = 20$, which intersects the curve. From this intersection point, a vertical dashed line is dropped to the x-axis, where it is labeled $t_{1/2}$, indicating the half-reaction time.</p>	1

2.2	$\bar{v}(\text{CO}_2) = \frac{\Delta n(\text{CO}_2)}{\Delta t} = \frac{n(\text{CO}_2)_{80} - n(\text{CO}_2)_{10}}{t_2 - t_1} = \frac{(26,5 - 6) \times 10^{-2}}{80 - 10} = 0,293 \times 10^{-2} \text{ mol.min}^{-1}$ <p>Selon R.S: $\frac{\bar{v}(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = \frac{\bar{v}(\text{CO}_2)}{1}$</p> <p>Alors $\bar{v}(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \times 0,293 \times 10^{-2} = 0,586 \times 10^{-2} \text{ mol.min}^{-1}$</p>	1
2.3	<p>Le temps de demi-réaction est le temps nécessaire au bout duquel la moitié de la quantité maximale de CO_2 se forme.</p> <p>A $t_{1/2}$: $n(\text{CO}_2)_{t_{1/2}} = \frac{n(\text{CO}_2)_{\infty}}{2} = \frac{40 \times 10^{-2}}{2} = 20 \times 10^{-2} \text{ mol}$</p> <p>Graphiquement: $t_{1/2} = 50 \text{ min}$.</p>	1
2.4.1	<p>La température est un facteur cinétique. Lorsque la température diminue, la vitesse de la réaction diminue. Par suite, la vitesse de formation de CO_2 diminue.</p> <p>A chaque instant t: $n(\text{CO}_2)_{\text{formé à } 25^\circ\text{C}} > n(\text{CO}_2)_{\text{formé à } 5^\circ\text{C}}$</p> <p>À $t = 40 \text{ min}$ $n(\text{CO}_2)_{\text{formé}} = 17,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$</p> <p>Alors $n(\text{CO}_2)_{\text{formé à } 5^\circ\text{C}} < 17,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$</p> <p>Donc (b).</p>	1
2.4.2	<p>À $t_{1/2}$, la moitié de la quantité de CO_2 va prendre plus de temps à se former puisque la vitesse de formation de CO_2 diminue. Alors $t_{1/2}$ augmente.</p> <p>Donc (b).</p>	0.75

