

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.

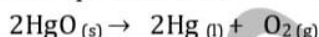
@aliwehbedu

Traiter les trois exercices suivants :

Exercice 1 Cinétique de la décomposition de l'oxyde mercurique

L'oxyde mercurique est une poudre cristalline jaune à jaune orangé, inodore. Il est utilisé dans les piles alcalines et les pigments, comme protecteur de graines et comme conservateur dans les cosmétiques.

La décomposition de l'oxyde mercurique (HgO) lors du chauffage, conduisant à la formation de mercure (Hg) et d'oxygène (O₂), est représentée par l'équation chimique suivante :



Donné:

$$V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$$

1) Préparation de la solution de HgO

Sur l'étiquette d'une bouteille commerciale de HgO on lit les indications suivantes :

- ❖ Pourcentage massique de HgO = 10.85 %
- ❖ Masse volumique $\rho = 11.14 \text{ g.mL}^{-1}$
- ❖ $M(\text{HgO}) = 216 \text{ g.mol}^{-1}$.

1.1) Montrer que la concentration C_0 de la solution (S_0) est $5,6 \text{ mol.L}^{-1}$.

1.2) 10mL de la solution commerciale (S_0) sont dilués 40 fois pour préparer une solution (S_1) de concentration C_1 .

1.2.1) Déduire la concentration C_1 de la solution (S_1).

1.2.2) Choisir du document-1, la verrerie la plus précise à la préparation de (S_1) :

- Pipettes jaugées : 10 mL et 20 mL
- Fioles jaugées : 100 mL, 200 mL et 400 mL
- Pipettes graduées : 10 mL et 20 mL
- Epruvettes graduées : 10 mL et 20mL.

Document 1

2) Etude Cinétique

A l'instant $t = 0 \text{ min}$, un volume $V = 50 \text{ mL}$ de la solution (S_1) sont versés dans un flacon vide à $T = 20^\circ\text{C}$. Par une méthode appropriée, la concentration molaire en oxyde mercurique HgO dans le flacon est déterminée à chaque instant t .

Les résultats sont dans le tableau du document-2.

Temps (min)	0	5	10	15	20	25	30
$[\text{HgO}] \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	140	70	30	18	14	12	10.5

Document-2

2.1) Calculer le nombre de mol initiale de HgO.

2.2) Déduire le volume de O₂ obtenue à la fin de la réaction.

2.3) Tracer la courbe qui représente la variation de la concentration de HgO en fonction de temps, $[\text{HgO}] = f(t)$ dans l'intervalle de temps $[0 - 30 \text{ min}]$.

Prendre les échelles suivantes : Abscisses : 1cm pour 5 min ; Ordonnées : 1cm pour $10 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

2.4) Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction.

2.5) La vitesse de disparition de HgO à $t = 10$ min est $5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}\text{min}^{-1}$.

2.5.1) Choisir parmi les deux valeurs suivantes celles qui convient à la vitesse de disparition initiale de HgO :

a) $V_1 = 3.6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}\text{min}^{-1}$

b) $V_2 = 17.6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}\text{min}^{-1}$

2.5.2) Préciser le facteur cinétique responsable la variation de la vitesse de disparition de HgO.

2.5.3) Déduire la vitesse de formation de O_2 à $t = 10$ min.

2.6) Dans une deuxième expérience, la réaction est effectuée à une température de 40°C . Les propositions suivantes sont données :

Proposition 1 : la concentration molaire de HgO restant à $t = 5$ min est inférieure à $70 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

Proposition 2 : le volume d' O_2 obtenu en fin de réaction dans la deuxième expérience est supérieur à celui obtenu dans la première expérience.

Si la proposition est correcte, justifier-la, et si elle est fausse, corriger-la.

Exercice 2

Identification de trois composés organiques

Soit, dans le tableau du document-1, les formules chimiques de trois composés organiques :

Composé organique	Formule Chimique
(A)	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ avec $\%C = 48.64 \%$
(B)	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$
(E)	$\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$

Document-1

Le but de cet exercice est d'identifier ces composés.

1) Identification de (A)

L'analyse de (A) montre que son formule semi-développé contient un groupe carboxyle.

1.1) Écrire la formule du groupe carboxyle et indiquer la famille chimique de (A).

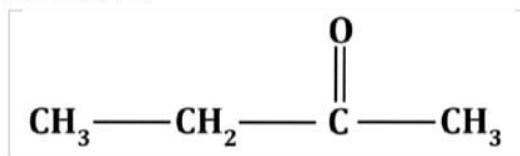
1.2) Déterminer la formule moléculaire de (A).

1.3) Écrire la formule semi-développé de (A) et donner son nom systématique.

1.4) Écrire la formule semi-développé d'un dérivé de (A).

2) Identification de (B)

L'équation de la réaction de (B) à $T = 300^\circ\text{C}$ en présence de cuivre (Cu) comme catalyseur donne le composé organique (C) présenté dans le document-2.



Document-2

2.1) Donner le nom de cette réaction.

2.2) Écrire la formule semi-développé de (B), encrer et nommer son groupe fonctionnel.

2.3) Donner le nom systématique de (B).

2.4) Vérifier que (B) est chiral.

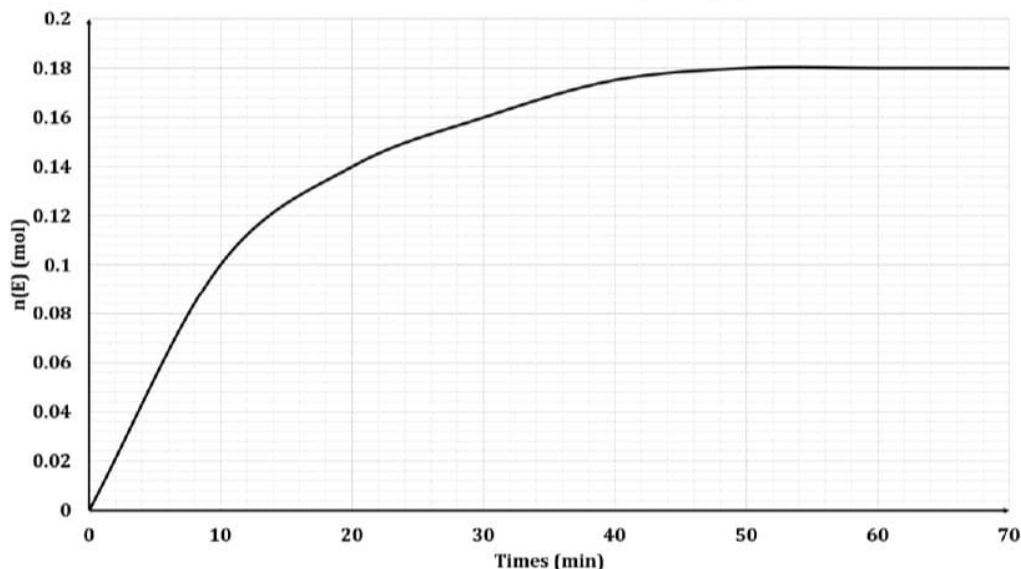
2.5) Représenter, selon Cram, les deux énantiomères de (B).

2.6) Écrire la formule semi-développé d'un isomère de position de (B).

3) Préparation de (E)

Le composé organique (E) est obtenu par la réaction entre (A) et (B).

A l'instant $t = 0$, 0.3 mol de (A) sont mélangés avec 0.3 mol de (B), puis quelques gouttes d'acide sulfurique concentré sont ajoutées et le mélange est chauffé à reflux à température constante T . La courbe de le document-3 représente l'évolution du nombre de moles du composé (E) formé en fonction du temps.



Document-3

3.1) Écrire, en utilisant les formules semi-développées, l'équation de la réaction qui a lieu entre (A) et (B).

3.2) Donner le nom systématique du composé (E).

3.3) En se référant à la courbe du document-3, justifier si cette réaction est lente ou rapide.

3.4) Calculer le rendement de cette réaction à l'équilibre.

3.5) Un autre mélange réactionnel contenant 0.2 mol de (A) et 0.3 mol de (B) est préparé.

Choisir, en justifiant, la bonne réponse :

A l'équilibre, le rendement de cette réaction est :

a) 56.66 %

b) 60 %

c) 66.66 %

Exercice 3

L'eau Fortis

L'acide nitrique (HNO_3), appelé eau Fortis, est un acide minéral très corrosif. L'acide nitrique pur est incolore et utilisé pour la production de nitrate d'ammonium, un composant majeur des engrais.

Le but de cet exercice est de préparer une solution d'acide nitrique (HNO_3) et d'étudier son dosage avec une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$).

1) Propriétés d'une solution commerciale d'acide nitrique

Le pH d'une solution commerciale de HNO_3 notée (S_0) est égal à 2.

1.1) Calculer la concentration initiale de la solution commerciale (S_0) sachant que HNO_3 est un acide fort.

1.2) On donne les affirmations suivantes. Justifiez les vraies affirmations et corriger les affirmations fausses.

1.2.1) La dissociation de l'acide nitrique est partielle dans l'eau.

1.2.2) NO_3^- est la base conjuguée de l'acide nitrique.

2) Préparation d'une solution (S_1) d'acide nitrique

Une solution (S_1) d'acide nitrique est préparée en diluant 100 fois la solution commerciale (S_0).

2.1) Choisir, parmi les ensembles du document-1, celui le plus convenable pour cette préparation.

Ensemble 1	Ensemble 2	Ensemble 3
Pipette jaugée de 5 mL	Pipette jaugée de 10 mL	Eprouvette graduée de 2 mL
Fiole Jaugée de 250 mL	Fiole Jaugée de 1000 mL	Erlenmeyer de 200 ml
Bécher de 50 ml	Bécher de 50 ml	Bécher de 50 ml

Document 1

2.2) On donne les trois valeurs de pH :

a) pH = 2

b) pH = 3

c) pH = 4

Choisir celui qui correspond au pH de la solution (S_1). Justifier sans calcul.

3) Etude pH-metrique

Un volume $V_a = 10,0$ mL de la solution d'acide nitrique (S_1) de concentration C_a , est prélevé et introduit dans un bécher, puis un certain volume d'eau distillée est ajouté pour bien immerger l'électrode du pH-mètre.

Une solution de soude NaOH de concentration $C_b = 2 \times 10^{-4}$ mol.L⁻¹ est ajoutée progressivement.

Les résultats du dosage sont donnés dans le document-2 ci-dessous :

V_b (ml)	0	2	4	5	10	∞
pH	X	Y	4,84	7	9,69	Z

Document 2

3.1) Nommer la verrerie nécessaire pour :

3.1.1) Prélever le volume V_a .

3.1.2) Ajouter la solution d'hydroxyde de sodium.

3.2) Écrire l'équation de la réaction du dosage.

3.3) En se référant au document-2, indiquer le volume de la base ajouté pour atteindre l'équivalence. Justifier.

3.4) Déterminer la concentration de la solution (S_1).

3.5) Répondre par vrai ou faux. Justifier.

3.5.1) L'ajout d'eau distillée dans le bécher avant le dosage n'a aucun effet sur V_{bE} .

3.5.2) La Phénolphthaléine (Incolore 8.3 – 10 Rose) est l'un des indicateurs colorés appropriés pour réaliser ce dosage.

3.6) Calculer les valeurs de X, Y et Z dans le tableau ci-dessus.

3.7) Tracer l'allure de la courbe $pH = f(V_b)$ pour $0 \leq V_b \leq 10$ ml.

Prendre l'échelle suivante : en abscisse : 1cm pour 1mL, en ordonnée : 1cm pour 1 unité pH.

Good Luck

Exercice 1 Cinétique de la décomposition de l'oxyde mercurique

1.1) $\% \text{mass (HgO)} = \frac{m_{\text{(HgO)}}}{m_{\text{solution}}} \times 100$

$\% \text{mass (HgO)} = \frac{n_{\text{(HgO)}} \times M_{\text{(HgO)}}}{\text{density} \times V} \times 100$

$\% \text{mass (HgO)} = \frac{C_0 \times M_{\text{(HgO)}}}{\text{densite}} \times 100$

$C_0 = \frac{\% \text{mass (HgO)} \times \text{densite}}{100 \times M_{\text{(HgO)}}}$

$C_0 = \frac{10.85 \times 11.14 \times 10^3}{100 \times 216} = 5.6 \text{ mol.L}^{-1}$

1.2.1) Lors de la dilution, le nombre de mol de (HgO) est conservé.

$f = \frac{C_0}{C_1}$

$C_1 = \frac{C_0}{f} = \frac{5.6}{40} = 0.14 \text{ mol.L}^{-1}$

1.2.2) 400 mL Fiole jaugée

10 mL pipette jaugée

2.1) $n(\text{HgO})_0 = C \times V = 0.14 \times 0.05 = 0.007 \text{ mol}$

2.2) D'après le rapport stoechiométrique:

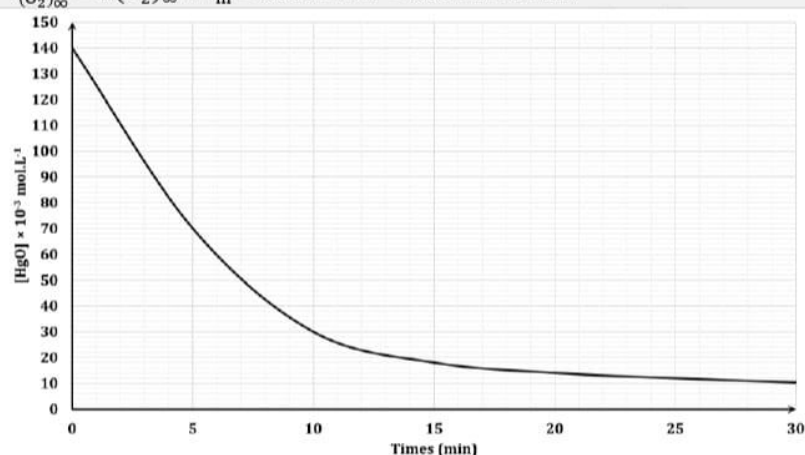
$\frac{n(\text{O}_2)_\infty}{1} = \frac{n(\text{HgO})_{\text{initiale}}}{2}$

$n(\text{O}_2)_\infty = \frac{0.007}{2} = 0.0035 \text{ moles.}$

$n(\text{O}_2)_\infty = \frac{V(\text{O}_2)_\infty}{V_m}$

$V(\text{O}_2)_\infty = n(\text{O}_2)_\infty \times V_m = 0.0035 \times 24 = 0.084 \text{ L} = 84 \text{ mL}$

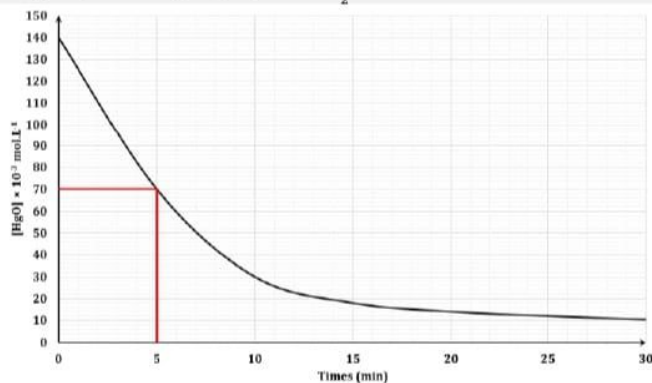
2.3)



2.4) $t_{1/2}$ est le temps nécessaire pour que la concentration initiale de HgO devienne sa moitié.

$[\text{HgO}]_{t_{1/2}} = \frac{[\text{HgO}]_0}{2} = \frac{0.14}{2} = 0.07 \text{ mol.L}^{-1}$

Graphiquement, par projection $t_{1/2} = 5 \text{ min}$


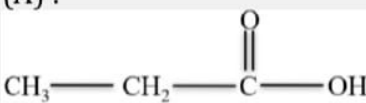
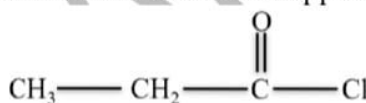
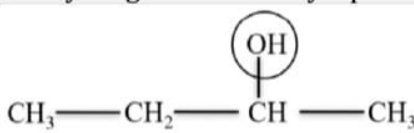


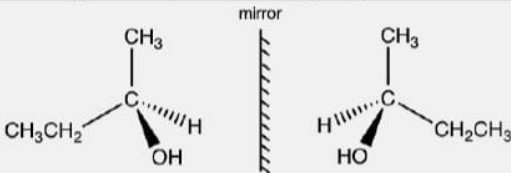
@aliwehbedu

2.5.1)	La bonne reponse est b) $V_2 = 17.6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \text{ min}^{-1}$
2.5.2)	Le facteur cinétique responsable de la variation de la vitesse de disparition de HgO est la concentration des réactifs. Au cour du temps, la concentration des réactif diminue, puis la vitesse de disparition de HgO diminue.
2.5.3)	D'après le rapport stoechiométrique: $\frac{V(\text{HgO})_{10}}{2} = \frac{V(\text{O}_2)_{10}}{1}$ $V(\text{O}_2)_{10} = \frac{V(\text{HgO})_{10}}{2} = \frac{5 \times 10^{-3}}{2} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \text{ min}^{-1}$
2.6)	Proposition 1 : Vrai. L'augmentation de température qui est un facteur cinétique augmente la vitesse de disparition de HgO et par conséquent, la quantité de HgO disparu à chaque instant augmente. Ensuite, la quantité de HgO restant à chaque instant diminue. Proposition 2 : Faux Le volume d'O ₂ obtenu en fin de réaction dans la deuxième expérience est égal à celui obtenu dans la première expérience.

Exercice 2

Identification de trois composés organiques

1.1)	La formule de group carboxyle est : 
1.2)	(A) est un acide carboxylique. La formule générale de (A) est $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$. $M(\text{A}) = 12n + 2n + 2(16) = 14n + 32$ D'après la loi de proportion de la masse : $\frac{M(\text{A})}{100} = \frac{M(\text{C})}{\%C} = \frac{M(\text{H})}{\%H} = \frac{M(\text{O})}{\%O}$ $\frac{14n+32}{100} = \frac{12n}{48.64} = \frac{2n}{\%H} = \frac{32}{\%O}$ $\frac{14n+32}{100} = \frac{12n}{48.64}$ $n = 3$ Donc la formule moléculaire de (A) est $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$
1.3)	(A) :  Acide Propanoïque
1.4)	La formule semi-développé d'un dérivé de (A): 
2.1)	Déshydrogénation Catalytique
2.2)	 Le nom du groupe fonctionnel est le groupe hydroxyle.
2.3)	Butan-2-ol

2.4)	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{OH}}{\overset{\star}{\text{CH}}} - \text{CH}_3$ <p>(B) est chirale car il a un carbone asymétrique lié à 4 groupes d'atomes différents.</p>
2.5)	
2.6)	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
3.1)	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{OH} + \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3 \xrightleftharpoons[\text{Heat}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3.2)	(E): Propanoate de 1-methylpropyle
3.3)	La réaction est lente car il faut 50 minutes pour atteindre l'équilibre.
3.4)	$R_{(A)} = \frac{n_{(A)0}}{1} = \frac{0.3}{1} = 0.3$ $R_{(B)} = \frac{n_{(B)0}}{1} = \frac{0.3}{1} = 0.3$ <p>$R_{(A)} = R_{(B)}$ donc le mélange est stœchiométrique. Si la réaction est totale : D'après le rapport stœchiométrique : $\frac{n_{(A)0}}{1} = \frac{n_{(E)\text{théorique}}}{1}$ Donc $n_{(E)\text{théorique}} = 0.3 \text{ mol}$. En se référant à la courbe : $n_{(E)\text{exp}} = 0.018 \text{ moles}$ $\% \text{ rendement} = \frac{n_{(E)\text{exp}}}{n_{(E)\text{the}}}} \times 100$ $\% \text{ rendement} = \frac{0.018}{0.3} \times 100 = 60 \%$</p>
3.5)	<p>La bonne réponse est c) 66,66 %</p> <p>En utilisant 0.2 mol de (A) et 0.3 mol de (B), le mélange initial devient non équimolaire ce qui augmente le rendement de la réaction d'estérification à l'équilibre.</p>

Exercice 3

Aqua Fortis

1.1)	HNO_3 est un acide fort, donc $\text{Ca} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$
1.2.1)	La dissociation de l'acide nitrique est totale dans l'eau.
1.2.2)	NO_3^- est un ion spectateur.
2.1)	Ensemble 2
2.2)	La dilution 100 fois d'une solution d'acide fort (HNO_3) augmente le pH de 2 unités. La bonne réponse est 4.
3.1.1)	10 mL pipette jaugée
3.1.2)	Burette Graduée

3.2)	$H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$												
3.3)	En référence au document-2, puisque le $pH_E = 7$ le volume de base ajouté pour atteindre le point d'équivalence est égale à 5 mL.												
3.4)	<div>au point d'équivalence: $\frac{n(HNO_3)_{reagit}}{1} = \frac{n(NaOH)_{verse}}{1}$$C_a \times V_a = C_b \times V_{bE}$$C_a = \frac{C_b \times V_{bE}}{V_a} = \frac{2 \times 10^{-4} \times 5}{10} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$</div> <div>@aliwehbedu</div>												
3.5.1)	<div>au point d'équivalence: $n_{(H_3O^+)_{reagit}} = n_{(OH^-)_{verse}}$$C_a \times V_a = C_b \times V_b$$V_{bE} = \frac{C_a V_a}{C_b} = \frac{n_{(H_3O^+)_{reagit}}}{C_b}$</div> <div>L'ajout d'eau ne change pas le nombre de moles de H_3O^+ puisque lors de la dilution le nombre de moles de H_3O^+ est conservé. La concentration de NaOH ne change pas car la solution de NaOH est présente dans la burette et l'eau est ajoutée dans le bécher. Alors V_{bE} n'est pas affecté par l'ajout d'eau. La proposition est vraie.</div>												
3.5.2)	<div>Faux. La Phénolphthaléine (Incolore 8.3 – 10 Rose) n'est pas convenable pour effectuer ce dosage car le pH_E n'est pas compris dans la zone de virage de l'indicateur.</div>												
3.6)	<div>$X = pH_o = -\log C_a$ (car la solution dans le bécher est une solution d'acide fort pour $V_b = 0$) $X = -\log 1 \times 10^{-4} = 4$ pour $V_b = 2 \text{ mL}$: $n(NaOH)_{verse} = C_b \times V_b = 2 \times 10^{-4} \times 2 \times 10^{-3} = 4 \times 10^{-7} \text{ mol}$$n(HNO_3)_{reagit} = C_a \times V_a = 1 \times 10^{-4} \times 10 \times 10^{-3} = 10 \times 10^{-7} \text{ mol}$ <table><tr><td></td><td>H_3O^+</td><td>OH^-</td><td>H_2O</td></tr><tr><td>Initial state</td><td>10×10^{-7}</td><td>4×10^{-7}</td><td>-</td></tr><tr><td>Final State</td><td>6×10^{-7}</td><td>0</td><td>-</td></tr></table> A la fin de la réaction, la solution contient $6 \times 10^{-7} \text{ mol}$ de H_3O^+. Donc $pH = -\log [H_3O^+] = -\log \frac{6 \times 10^{-7}}{0.012} = 4.3$ $Y = 4.3$ $Z = pH_\infty = 14 + \log C_b$ (car la solution dans le bécher est une solution de base forte pour $V_b = \infty$) $Z = 14 + \log 2 \times 10^{-4} = 10.3$</div>		H_3O^+	OH^-	H_2O	Initial state	10×10^{-7}	4×10^{-7}	-	Final State	6×10^{-7}	0	-
	H_3O^+	OH^-	H_2O										
Initial state	10×10^{-7}	4×10^{-7}	-										
Final State	6×10^{-7}	0	-										



3.7)

