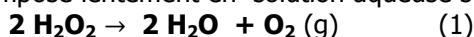


EXERCICE N°1 : (05pts) Les trois parties de ce problème sont indépendantes.

Données : $E^\circ (\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = 1,77 \text{ V}$; $E^\circ (\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2) = 0,69 \text{ V}$; $E^\circ (\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0,63 \text{ V}$;
 $E^\circ (\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ (\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,09 \text{ V}$; $V_m = 25 \text{ L/mol}$ et $d_{\text{H}_2\text{O}_2} = 1,13$

1. DECOMPOSITION DE L'EAU OXYGENEE

Le peroxyde d'hydrogène se décompose lentement en solution aqueuse selon la réaction d'équation-bilan (1) :



On considère un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène de concentration initiale $C_i = 2 \text{ mol.L}^{-1}$. À l'instant $t = 0$, on introduit une petite quantité d'ions Fe^{3+} . On mesure le volume $V(\text{O}_2)$ de dioxygène gazeux dégagé par la solution au cours du temps, sous pression $p = 1 \text{ bar}$ et à température $T = 300 \text{ K}$ fixées. Le dioxygène est considéré comme un gaz parfait, et on néglige sa solubilité dans l'eau.

1.1 – Retrouver l'équation bilan (1) sachant qu'elle met en jeu les couples $(\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O})$ et $(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2)$. (0,75pts)

1.2 – Quel est le rôle des ions Fe^{3+} ? (0,25pts)

1.3 – Etablir la relation : $[\text{H}_2\text{O}_2] = 2 \left(1 - \frac{2V_{\text{O}_2}}{5} \right)$. (0,5pts)

2. DOSAGES DE L'EAU OXYGENEE

On cherche à doser le peroxyde d'hydrogène contenu à concentration C_0 inconnue dans une solution aqueuse commerciale d'entretien de lentilles de contact. On prélève $V = 10 \text{ mL}$ de cette solution commerciale, que l'on dilue dans de l'eau pour atteindre un volume total $V' = 100 \text{ mL}$ et la solution ainsi obtenue, de concentration C_0' , est notée S.

Deux méthodes de dosage de S sont utilisées : dosage de H_2O_2 en tant que réducteur, dosage de H_2O_2 en tant qu'oxydant.

2.1. Peroxyde d'hydrogène en tant que réducteur

On verse dans un erlenmeyer $V_0 = 10 \text{ mL}$ de solution S, environ 10 mL d'acide sulfurique à 2 mol.L^{-1} . Ce mélange est alors dosé par une solution de permanganate de potassium (KMnO_4) de concentration $C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, le volume équivalent obtenu (apparition d'une couleur rose persistante) est $V_{\text{éq1}} = 16 \text{ mL}$.

2.1.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction entre le peroxyde d'hydrogène et l'ion permanganate. (0,5pts)

2.1.2. Quel est le rôle de l'acide sulfurique ? (0,25pts)

2.1.3. Calculer la concentration C_0' de la solution S et en déduire C_0 . (0,5pts)

2.2. Peroxyde d'hydrogène en tant qu'oxydant

On verse dans un erlenmeyer $V_0 = 10 \text{ mL}$ de solution S, environ 50 mL d'iodure de potassium (KI) à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et environ 10 mL d'acide sulfurique à 2 mol.L^{-1} . Ce mélange est agité pendant environ dix minutes, pendant lesquelles il devient brun foncé puis il est dosé par du thiosulfate de sodium ($2 \text{ Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration $C_2 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le volume équivalent obtenu est $V_{\text{éq2}} = 16 \text{ mL}$.

2.2.1. Quelle est l'espèce chimique responsable de la coloration brune ? (0,25pts)

2.2.2. Déterminer la concentration initiale des ions iodure dans ce mélange. (0,25pts)

2.2.3. Écrire l'équation-bilan de la réaction entre le peroxyde d'hydrogène et l'ion iodure. (0,5pts)

2.2.4. Écrire l'équation-bilan de la réaction de dosage de diiode formée par l'ion thiosulfate. (0,5pts)

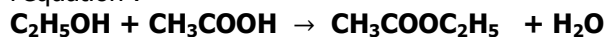
2.2.5. Calculer la concentration C_0' de la solution S et en déduire C_0 . (0,5pts)

2.2.6. Quelle est la pourcentage massique de l'eau oxygénée dans sa solution commerciale. (0,25pts)

EXERCICE N°2 : (05pts)

On réalise deux mélanges contenant chacun n_0 mol d'acide éthanóique et n_0 mol d'éthanol. Pour le mélange (2) On ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

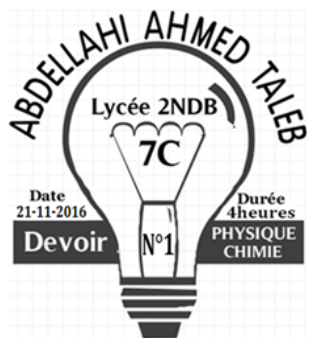
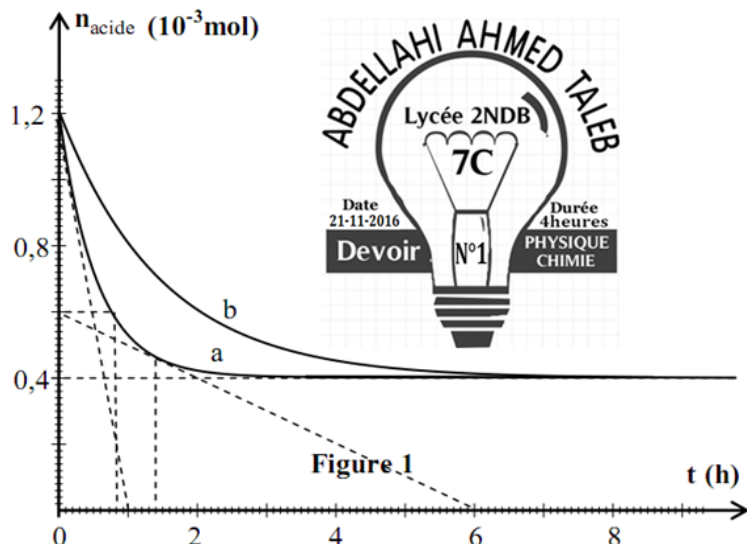
La transformation chimique est modélisée par l'équation :



Pour suivre l'évolution temporelle de chacun de ces deux systèmes chimiques, on dose d'heure en heure l'acide éthanóique restant à l'aide d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. Les résultats des mesures sont portés par les courbes de la figure-1. Le volume réactionnel est constant.

1. Quel facteur cinétique mis en évidence? (0,25pts)

2. Attribuer en le justifiant les courbes (a) et (b) avec le mélange qui convient. (0,25pts)



- déterminer graphiquement la valeur de n_0 . (0,25pts)
- déterminer la composition finale du mélange (2). (0,75pts)
- Calculer le taux d'avancement final τ_f de cette transformation. (0,25pts)
- Exprimer la constante d'équilibre K de la réaction d'estérification en fonction du taux d'avancement final τ_f , la calculer. (0,75pts)
- Préciser, en justifiant, l'effet de l'acide sulfurique sur la valeur de K et τ . (0,25pts)
- pour la réaction qui déroule dans le mélange (2):
 - Définir et Calculer sa vitesse instantanée de aux instant $t_1=0h$ et $t_2=13h$. (01pts)
 - Comment évolue cette vitesse, quel est le facteur cinétique responsable de sa variation. (0,25pts)
- Définir et calculer le temps de demi-réaction. (0,5pts)
- À l'instant de date $t = 4 h$, on ajoute $0,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'acide éthanóique au mélange 2. déterminer la nouvelle composition du mélange à l'équilibre. (0,5pts)

physique (10 pts)

EXERCICE N°3 : (02,5pts)

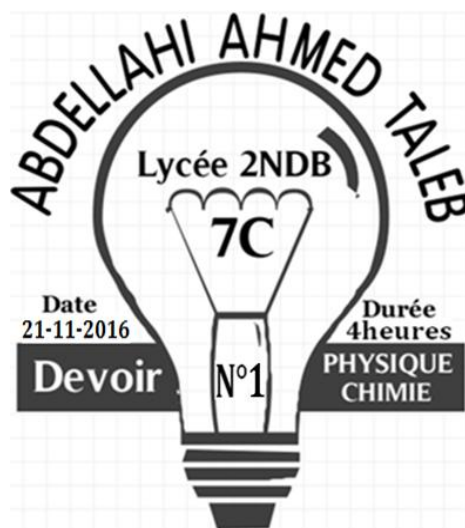
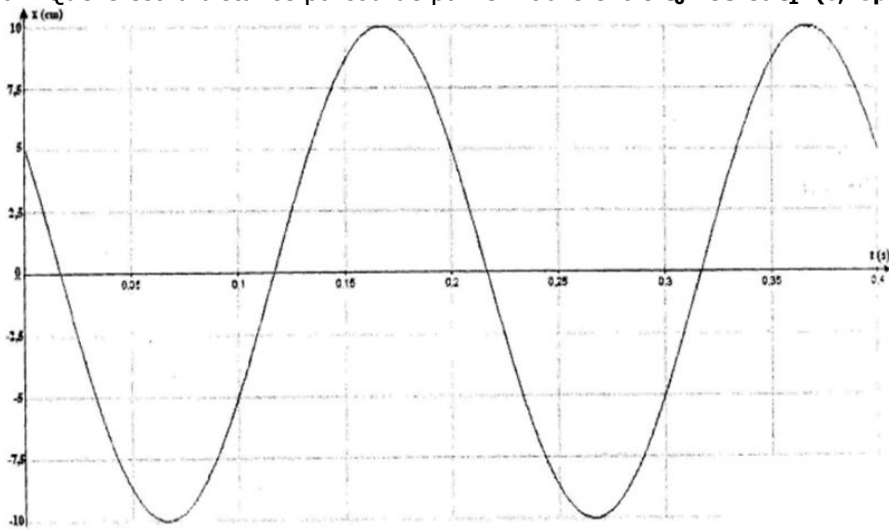
Deux voitures M_1 et M_2 se suivent à une distance d à la même vitesse constante $V_0 = 108 \text{ km/h}$. A un certain moment correspondant à l'origine des temps ($t = 0 \text{ s}$), la voiture M_1 commence à freiner avec une accélération $a_1 = -6 \text{ m/s}^2$; la voiture M_2 ne commence à freiner qu'avec un retard d'une seconde et une accélération $a_2 = -5 \text{ m/s}^2$

- Quelle condition doit satisfaire d pour que la voiture M_2 s'arrête sans heurter M_1 ? (0,5pts)
- Si $d=30m$ la voiture M_2 heurte M_1 . A quel instant aura lieu le choc. Déterminer les vitesses respectives de M_1 et M_2 au moment du choc. (01pts)
- Si $d=55m$ la collision n'aura pas lieu. Déterminer la distance D séparant M_1 et M_2 lorsqu'elles s'arrêtent. (01pts)

EXERCICE N°4 : (04,5pts)

Un mobile ponctuel M se déplace sur un axe horizontal ($x'Ox$) d'origine O . la loi horaire de son mouvement $x=f(t)$ est donnée par le graphe ci-dessous.

- Quelle est la nature du mouvement? (0,25pts)
- Déterminer l'amplitude X_m , la période T , la pulsation ω , la fréquence N et la phase initiale φ . (01,5pts)
- Ecrire la loi horaire sous forme $x = x_m \cos(\omega t + \varphi)$ puis sous la forme $x = A \cos(\omega t) + B \sin(\omega t)$ avec A et B des constantes que l'on précisera. (0,75pts)
- En considérant l'équation de la forme $x = x_m \cos(\omega t + \varphi)$, à quelle date t_1 le mobile passe-t-il pour la deuxième fois (après la date $t=0$) par l'élongation $X = -5 \text{ cm}$ en allant dans le sens positif? (01pts)
- Calculer la vitesse et l'accélération à cet instant. Le mouvement à cet instant est-il accéléré ou retardé? (0,75pts)
- Quelle est la distance parcourue par le mobile entre $t_0=0s$ et t_1 . (0,25pts)



EXERCICE N°5 : (03 pts)

Un mobile M reposant sur une table horizontale, est soumis à une force motrice constante \vec{F} et une force de frottement \vec{f} . On enregistre les positions successives de la projection du centre d'inertie G du mobile toutes les $0,2s$.

Date(s)	0,2	0,4	0,6	0,8	1	1,2
X(cm)	-2	5	14	25	38	53

- Déterminer la nature du mouvement puis calculer son accélération. (0,5pts)
- Calculer les vitesses aux dates $t=0,4s$; $t=0,6s$; $t=0,8s$; $t=1s$. (0,5pts)
 - Tracer la courbe représentant la vitesse du mobile en fonction du temps. (0,5pts)
 - En déduire sa vitesse initiale et retrouver la valeur de l'accélération. (0,5pts)
- Etablir l'équation horaire du mouvement. (0,5pts)
- On suppose que $F = 8 \cdot f$, déterminer les valeurs de \vec{F} et \vec{f} . On donne $m=0,7kg$. (0,5pts)

Bonne réflexion