

الدورة العادية للعام 2011	امتحانات الشهادة الثانوية العامة الفرع : علوم عامة	وزارة التربية والتعليم العالي المديرية العامة للتربية دائرة الامتحانات
الاسم: الرقم:	مسابقة في مادة الكيمياء المدة ساعتان	

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:

Premier exercice (7 points)

Cinétique de la réaction entre l'acide chlorhydrique et le magnésium

Le magnésium réagit, à la température ambiante, avec les ions H_3O^+ d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique suivant une réaction lente d'équation :



On introduit une masse de 2 g de magnésium dans un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 0,11 \text{ mol.L}^{-1}$. On suit l'évolution du système réactionnel au cours du temps en déterminant la quantité de matière de dihydrogène, $n(\text{H}_2)$, dégagé à différents instants.

Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

t (min)	0	2	4	6	8	10	14	18	22	26	30	34
n (H ₂) (10 ⁻³ mol)	0	0,85	1,6	2,2	2,9	3,4	4,2	4,7	4,9	5,1	5,2	5,3

Données :

- Masse molaire en g.mol^{-1} : $M(\text{Mg}) = 24$.
- Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

1- Étude préliminaire

Ce suivi a été réalisé en mesurant le volume du gaz dihydrogène libéré à la température de 25°C et sous une pression de $9,76 \times 10^4 \text{ Pa}$.

- 1.1- Montrer que la concentration des ions H_3O^+ , dans le milieu réactionnel à $t = 10 \text{ min}$, est égale à $4,2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Déduire le pH de ce milieu à cet instant.
- 1.2- Trouver le réactif limitant.
- 1.3- Déterminer le volume du gaz dihydrogène libéré à la fin de la réaction.

2- Étude cinétique

- 2.1- Tracer, sur un papier millimétré, la courbe représentant la variation de la quantité de matière de dihydrogène en fonction du temps : $n(\text{H}_2) = f(t)$ dans l'intervalle de temps : $[0 - 34 \text{ min}]$. Prendre les échelles suivantes : 1 cm pour 2 min en abscisses ; 1 cm pour $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ en ordonnées.
- 2.2- Déterminer la vitesse de formation du dihydrogène à l'instant $t = 7 \text{ min}$.
- 2.3- Choisir, en justifiant sans calcul, parmi les deux valeurs suivantes : $6,2 \times 10^{-4} \text{ mol.min}^{-1}$ et $8,0 \times 10^{-5} \text{ mol.min}^{-1}$, celle qui correspond à la vitesse de formation de H_2 à $t = 18 \text{ min}$.

2.4- Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

2.5- On reprend la même étude expérimentale réalisée précédemment, mais à une température de 40 °C.

Tracer, en justifiant, sur le même graphe de la partie 2.1, l'allure de la courbe qui représente la variation de la quantité de matière de dihydrogène en fonction du temps : $n(\text{H}_2) = g(t)$.

Deuxième exercice (6 points)

Un acide carboxylique : acide éthanoïque

Les acides carboxyliques présentent une grande importance industrielle. L'acide éthanoïque est l'un des plus importants intermédiaires organiques fabriqués en grande quantité dans le monde.

Données :

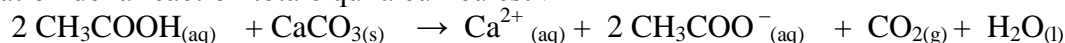
- $\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,75$.
- On néglige [X] devant [Y] si $\frac{[\text{Y}]}{[\text{X}]} \geq 100$

1- Acide éthanoïque et carbonate de calcium

On verse un volume V d'une solution d'acide éthanoïque de concentration C dans un bécher contenant de carbonate de calcium en poudre.

Une effervescence apparaît; cette effervescence diminue avec le temps et s'arrête après quelques minutes. Le pH de la solution obtenue est égal à 5,2.

L'équation de la réaction totale qui a eu lieu est :



1.1- Dégager, de ce qui précède, comment évolue la vitesse de cette réaction au cours du temps.

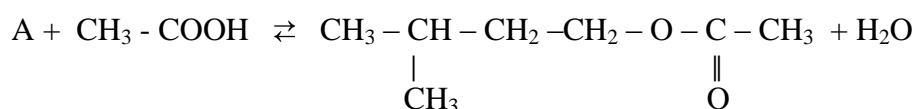
1.2- Déterminer la valeur du rapport $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ dans la solution à la fin de la réaction.

Déduire que le carbonate de calcium est le réactif limitant.

2- Acide éthanoïque et un alcool (A)

On chauffe un mélange équimolaire d'un alcool (A) et d'acide éthanoïque.

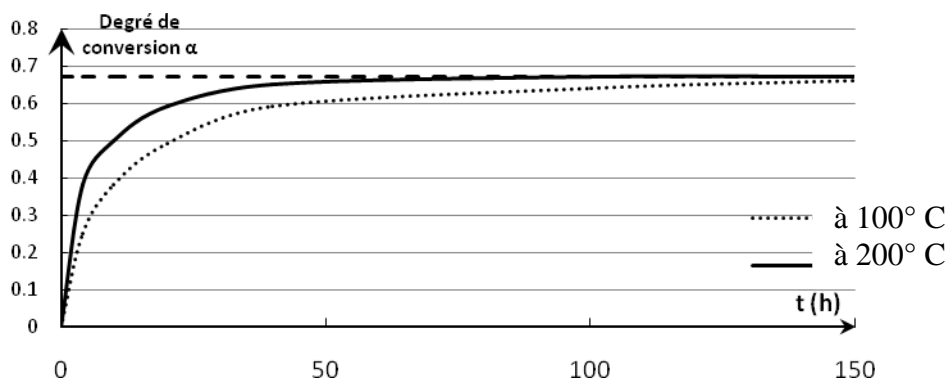
Une réaction a lieu dont l'équation est :



2.1- Donner le nom de cette réaction et celui du composé organique obtenu.

2.2- Identifier l'alcool (A).

2.3- On donne, ci-après, deux courbes représentant la variation du degré de conversion (α) de l'alcool (A), dans cette réaction, en fonction du temps à deux températures différentes, 100°C et 200 °C.



Déduire que cette réaction est : limitée, athermique et lente.

2.4- On chauffe le mélange précédent en présence d'un catalyseur. Indiquer l'effet de ce catalyseur sur le degré de conversion α .

2.5- Dans le but d'avoir une valeur de α proche de 1, un des deux réactifs, utilisés dans la réaction précédente, est remplacé par un autre composé organique (C).

2.5.1- Ecrire les formules semi-développées possibles de (C). Nommer les.

2.5.2- Ecrire, en choisissant une des formules possibles de (C), l'équation de la réaction correspondante.

2.5.3- Donner deux caractéristiques de cette réaction.

Troisième exercice (7 points) Identification d'un couple acide/base

On dispose d'une solution S contenant un acide faible HA, sa base conjuguée A^- et des ions sodium Na^+ .

On se propose de déterminer les concentrations de cet acide HA et de sa base conjuguée A^- dans cette solution S, afin de les identifier.

Pour cela, on réalise les deux dosages suivants :

1- Dosage de l'acide HA

On verse, progressivement, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration

$C_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ dans un bécher contenant un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S.

Un suivi pH-métrique donne les résultats groupés dans le tableau suivant :

$V_b \text{ (mL)}$	0	1	2	3	4	4,5	5	5,2	5,5	6	7	8	9	10
pH	5,0	5,1	5,3	5,5	5,8	6,1	6,9	9,2	10,9	11,4	11,7	11,8	11,9	12,0

où V_b est le volume de la solution basique ajouté.

1.1- Choisir, de la liste donnée ci-après, le matériel indispensable pour réaliser ce dosage.

Liste de matériel :

- | | |
|---------------------------------------|--|
| - Bêchers : 50, 100 et 150 mL. | - Balance de précision. |
| - Éprouvettes graduées : 20 et 50 mL. | - Erlenmeyers : 50, 100 et 150 mL. |
| - Burette de 25 mL. | - Pipettes jaugées : 10, 20 et 25 mL. |
| - pH-mètre et son électrode. | - Agitateur magnétique et son barreau. |

- 1.2- Écrire l'équation de la réaction de ce dosage.
- 1.3- Tracer, sur un papier millimétré, la courbe représentant la variation du pH en fonction de V_b ajouté : $pH = f(V_b)$.
Prendre les échelles suivantes : 1cm pour 1 mL en abscisses;
1cm pour 1 unité de pH en ordonnées.
- 1.4- Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence.
- 1.5- Déduire la concentration de HA, [HA], dans la solution S.

2- Dosage de la base A^-

On dose un autre volume $V_2 = 20,0$ mL de la solution S par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,10$ mol.L⁻¹.

L'équivalence est atteinte pour un volume d'acide versé $V_{aE} = 9,3$ mL.

- 2.1- Écrire l'équation de la réaction de ce dosage.
- 2.2- À partir des espèces chimiques présentes dans la solution obtenue à l'équivalence, préciser si cette solution est acide, basique ou neutre.
- 2.3- Déterminer la concentration des ions A^- , $[A^-]$, dans la solution S.

3- Identification de l'acide HA et de sa base conjuguée A^-

On donne les valeurs de pK_a de quelques couples acide / base :

Couple acide/base	HCOOH / HCOO ⁻	C ₆ H ₅ COOH / C ₆ H ₅ COO ⁻	CH ₃ COOH / CH ₃ COO ⁻
pK_a	3,75	4,20	4,75

- 3.1- Identifier les espèces du couple HA/ A^- présentes dans la solution S.
- 3.2- Généralement la courbe de dosage d'un acide faible par une base forte présente deux points d'inflexion. Préciser pourquoi la courbe de la question 1.3 présente un seul point d'inflexion.