

Cette épreuve, constituée de trois exercices, comporte dix pages numérotées de 1 à 10. L'usage d'une calculatrice non programmable est autorisé.

مسابقة في مادة الكيمياء

المدة: ساعتان

(فرنسي)

الاسم:

الرقم:

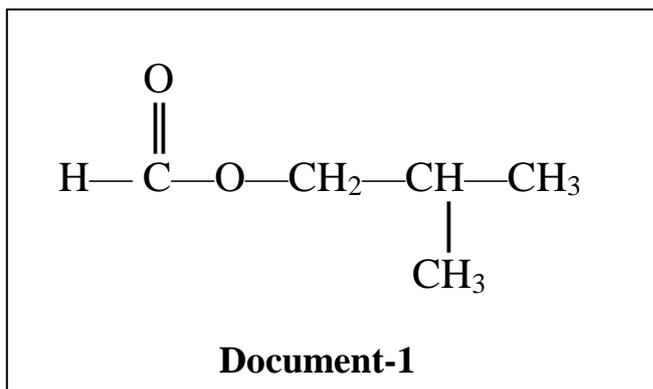
Traiter les trois exercices suivants :

Exercice 1 (7 points)

Synthèse d'un composé organique (E)

Le composé organique (E) à goût et à odeur de framboise est utilisé dans l'industrie alimentaire.

La formule semi-développée de ce composé est donnée dans le **document-1**.



1. Etude de la structure du composé (E)

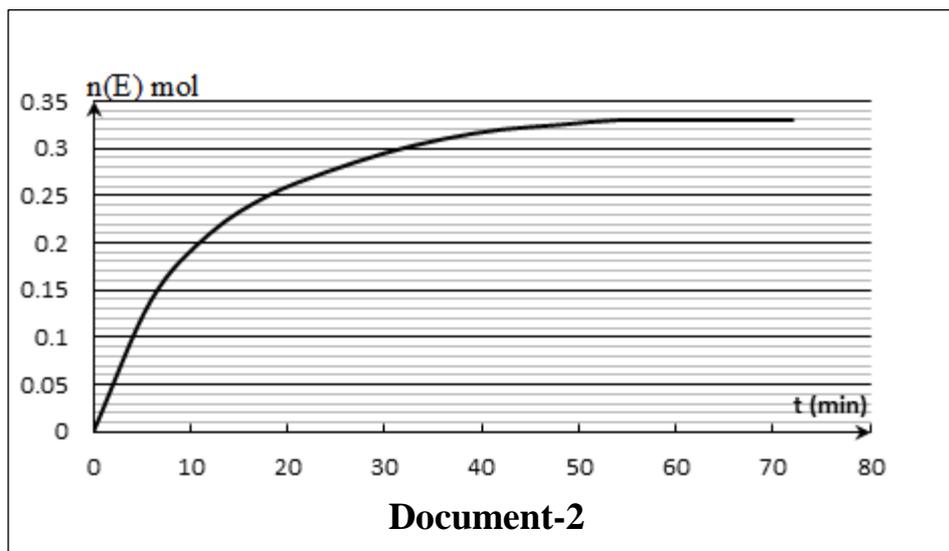
- 1.1. **Nommer** le groupe fonctionnel présent de ce composé.
- 1.2. **Donner** le nom systématique de (E).

2. Préparation du composé (E)

Le composé (E) peut être obtenu par **la réaction** entre un acide carboxylique (A) et un alcool (B).

- 2.1. **Identifier** l'acide carboxylique (A) et l'alcool (B).
- 2.2. **Indiquer** la classe de l'alcool (B).
- 2.3. **Ecrire**, en utilisant les formules semi-développées, l'équation de la réaction de préparation de (E) à partir de l'acide carboxylique (A) et l'alcool (B).
- 2.4. A l'instant $t = 0$, on mélange une quantité de 0,5 mol de (A) avec 0,5 mol de (B).
On ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentrée et on chauffe à reflux à une température constante T.

Le graphe du **document-2** représente l'évolution du nombre de mol de (E) formé en fonction du temps.



2.4.1. **Déterminer** le nombre de mol théorique du composé (E) formé **à la fin** de la réaction.

2.4.2. En se référant au document-2, **justifier** chacune des propositions suivantes :

Proposition 1 : La réaction de préparation de (E) est **lente**.

Proposition 2 : La réaction de préparation de (E) est **limitée**.

2.4.3. **Calculer** le rendement de cette réaction à l'équilibre, sachant que :

$$r = \frac{n(E)_{\text{experimentale obtenue}}}{n(E)_{\text{théorique}}} \times 100$$

Dans le but d'améliorer le rendement, on propose les deux expériences du **Doc.3**:

| | Acide carboxylique (A) | Alcool (B) | Acide sulfurique | Température |
|---------------------|-----------------------------------|-----------------------|-------------------------|-----------------------------|
| Expérience 1 | 0,5 mol | 0,5 mol | Quelques gouttes | T₁ > T |
| Expérience 2 | 0,5 mol | 2,5 mol | Quelques gouttes | T |
| Document-3 | | | | |

2.5. Pour chaque expérience du Document-3, **Préciser**, si le rendement est amélioré.

2.6. L'acide carboxylique (A) possède un dérivé chloré (D).

2.6.1. **Ecrire** la formule semi-développée du composé (D)

2.6.2. **Nommer** le composé (D)

Exercice 2 (7points)

Dosage d'un vinaigre

Le vinaigre est **une solution aqueuse d'acide éthanoïque**.

Le but de cet exercice est de déterminer le degré d'acidité d'un vinaigre blanc du commerce.

- Formule semi-développée de l'acide éthanoïque est CH_3COOH

Document-1

Données :

- Masse volumique du vinaigre : $\mu = 1,020 \text{ g.mL}^{-1}$.
- Masse molaire de l'acide éthanoïque $M = 60\text{g.mol}^{-1}$.
- Cette étude est réalisée a 25^0 C

1. Préparation d'une solution diluée (S) de vinaigre

On dilue 100 fois une solution (S_0) de vinaigre blanc du commerce.

On obtient une solution (S).

- Choisir** du document-2, le lot le plus convenable pour préparer la solution (S).
- Justifier** votre choix.

| Lot 1 | Lot 2 |
|---|--|
| <ul style="list-style-type: none">• Fiole jaugée de 250 mL• Pipette graduée de 5 mL• Bécher de 50 mL | <ul style="list-style-type: none">• Fiole jaugée de 250 mL• Eprouvette graduée de 5 mL• Bécher de 50 mL |
| Document-2 | |

2. Dosage pH-métrique de la solution (S)

On prélève un volume $V_a = 20,0 \text{ mL}$ de la solution (S) que l'on verse dans un bécher et on y ajoute de l'eau distillée pour assurer l'immersion de l'électrode du pH-mètre.

On réalise un dosage pH-métrique en versant progressivement dans le bécher **une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$)** de concentration molaire $C_b = 2,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Les résultats sont groupés dans le tableau du **document-3**.

| | | | | | | | | | | |
|---------------------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|------|------|------|
| V _b (mL) | 0 | 2 | 4 | 6 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 14 |
| pH | 3,5 | 4,3 | 4,7 | 5,1 | 5,5 | 5,8 | 8,2 | 10,8 | 11,0 | 11,2 |
| Document-3 | | | | | | | | | | |

2.1 . Tracer la courbe représentant la variation pH de la solution en fonction du volume de la base versé : **pH= f (V_b)**.

Prendre les échelles suivantes :

| |
|---|
| En abscisses : 1 cm → 1 mL ; En ordonnées : 1 cm → 1 unité pH. |
|---|

2.2 En se référant à la **courbe pH = f (V_b)** :

2.2.1 **Déterminer** les coordonnées du point équivalent.

2.2.2 **Donner** deux raisons qui vérifient que l'acide éthanoïque est un acide faible.

2.3 **Ecrire** l'équation de la réaction de dosage entre l'acide éthanoïque **CH₃COOH** et l'hydroxyde de sodium (**Na⁺ + HO⁻**).

2.4 **Montrer** que la concentration molaire de la solution (**S**) : **C= 1 . 10⁻² mol.L⁻¹**

2.5 Le degré d'acidité d'un vinaigre est la masse (en g) d'acide éthanoïque dans 100 g de vinaigre.

Document - 2

a) **Déduire** la concentration molaire de la solution commerciale S₀ du vinaigre blanc.

b) **Déduire**, en se référant au document-2, le degré d'acidité de la solution commerciale S₀ du vinaigre.

2.6 L'hélianthine est un indicateur acido-basique dont la zone de virage :
rouge - 3,1 – 4,4 - jaune

Justifier pourquoi l'hélianthine n'est pas convenable pour ce dosage.

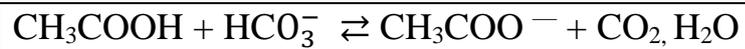
3 Réaction du vinaigre sur l'hydrogencarbonate de sodium

Données :

- $pK_a (\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-) = 6,4$; $pK_a (\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$.
- CO_2 est un gaz très peu soluble dans l'eau.

On introduit un volume de vinaigre blanc dans un flacon contenant l'hydrogencarbonate de sodium (NaHCO_3).

Il se produit une réaction limitée d'équation :



- 3.1. Calculer** la constante K_r de cette réaction.
- 3.2. Vérifier** que cette réaction est limitée.

Exercice 3 (6 points)

Etude cinétique d'une réaction lente

Le zinc réagit avec une solution d'acide chlorhydrique selon une réaction lente et totale dont l'équation est :



Le but de cet exercice est d'étudier la cinétique de cette réaction.

Données :

- l'étude est réalisée à 25 °C.
- Les ions Zn^{2+} et Cl^- sont indifférents de point de vue acido-basique.

A l'instant $t = 0 \text{ min}$, on verse dans un bécher contenant une masse m de poudre de zinc, un volume $V_0 = 100 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) qui est un acide fort et de concentration molaire C_0 et de pH initial pH_0 .

Le mélange réactionnel est stœchiométrique.

1. Etude préliminaire

Sachant que le pH d'une solution est déterminé par la relation $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$:

Choisir, en justifiant la réponse :

1.1. la relation qui relie C_0 à pH_0 :

$$C_0 = \frac{1}{10^{\text{pH}_0}} \qquad C_0 = \frac{1}{10^{\text{pH}_0}}$$

1.2. la variation du pH au court du temps

Le pH augmente

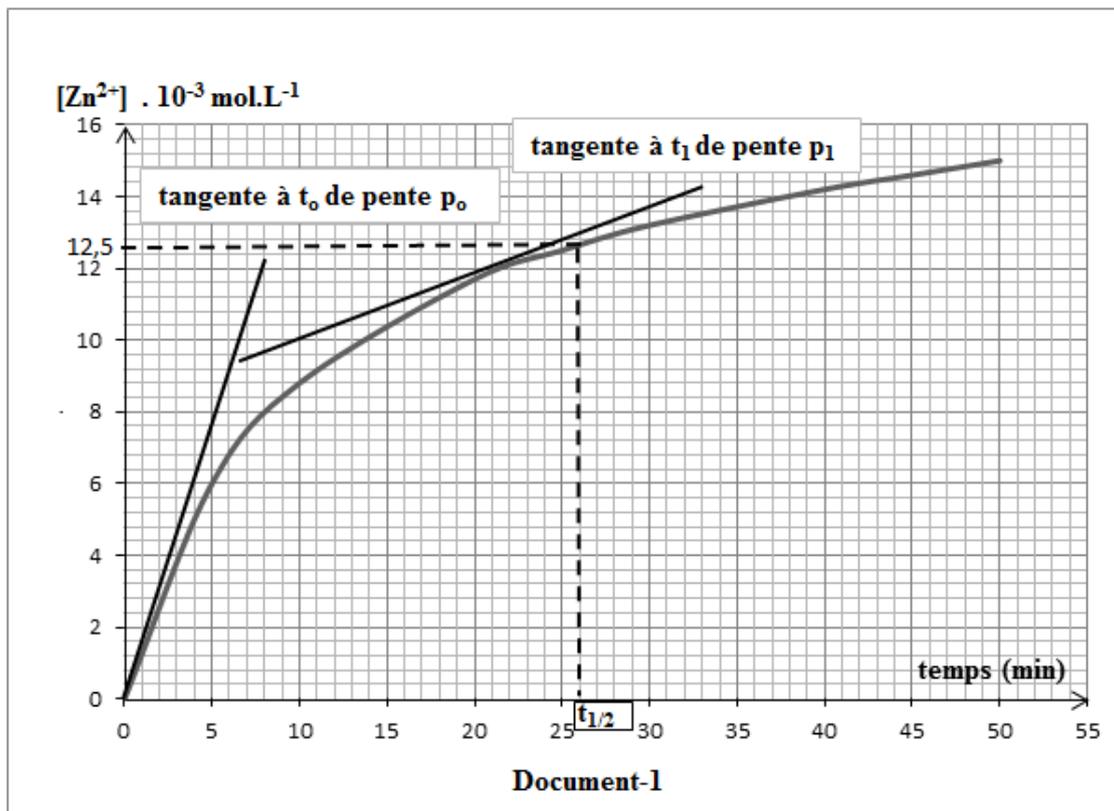
Le pH diminue

1.3. Sachant que la réaction est totale.

- Préciser** les espèces chimiques présentes dans le milieu réactionnel à la fin de la réaction
- Déduire** que la valeur du pH à la fin de la réaction est égale à 7.

2. Étude cinétique

Le suivi de l'évolution de la concentration molaire des ions Zn^{2+} en fonction du temps par une méthode appropriée, a permis de tracer la courbe $[Zn^{2+}] = f(t)$ représentée dans le **document-1**.



2.1. En se référant au **document-1** :

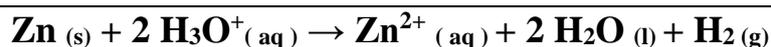
2.1.1. **Déduire** la variation de la vitesse de formation des ions Zn^{2+} au cours du temps.

2.1.2. **Montrer** que la valeur de la concentration des ions Zn^{2+} à la fin de la réaction est égale à $25 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2.1.3. **Montrer** que la concentration $C_0 = 50 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2.2 **Choisir** la relation qui relie la vitesse initiale v_0 de disparition des ions H_3O^+ à la pente p_0 .

En se référant à l'équation de la réaction :



- a. $v_0(H_3O^+) = 2 p_0$
- b. $v_0(H_3O^+) = p_0$
- c. $v_0(H_3O^+) = -2 p_0$

2.3. La concentration molaire des ions Zn^{2+} notée $[\text{Zn}^{2+}]_{(t)}$ formés à chaque instant t de l'évolution du système réactionnel est reliée au pH du milieu réactionnel par la relation :

$$[\text{Zn}^{2+}]_{(t)} = \frac{1}{2} (C_0 - 10^{-\text{pH}})$$

2.3.1. **Déterminer** la concentration $[\text{Zn}^{2+}]$ à $t = 5$ minutes, en se référant au **doc.1**

2.3.2. **Déduire** le pH du milieu à $t = 5$ minutes, sachant que $C_0 = 50 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

3. Etude de l'effet d'un facteur cinétique

On répète l'expérience précédente mais en apportant une seule modification : on utilise un volume $V_0 = 100 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique et de concentration $C_1 > C_0$

Répondre par vrai ou faux à chaque proposition. Puis **justifier** votre choix.

3.1. La concentration molaire des ions Zn^{2+} à $t = 5 \text{ min}$ reste égale à $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

3.2. La concentration molaire des ions Zn^{2+} à la fin de réaction est égale à celle trouvée à la question (2.1.2), sachant que Zn reste le réactif limitant.