

EXERCICE 1 : CHIMIE ORGANIQUE (6 points)

1. Définir : composé carbonylé.
Donner un exemple en écrivant sa formule semi-développée.
2. Un composé organique oxygéné A de masse molaire 88 g.mol^{-1} contient 62,2% de carbone ; 13,6% d'hydrogène.
 - 2.1. Déterminer les masses approximatives de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.
 - 2.2. En déduire la formule brute de A
 - 2.3. Le composé A est un alcool à chaîne ramifiée. Montrer qu'il existe cinq formules semi-développées pour A.
 - 2.4. On fait subir à ce composé de formule brute $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$ une oxydation ménagée qui conduit à un composé B pouvant réagir sur la 2,4-DNPH pour donner un précipité jaune.
Pourquoi ce seul test ne permet-il pas de trouver sans ambiguïté la formule semi-développée de A ?
 - 2.5. Le composé B ne réagit pas sur la liqueur de Fehling. Montrer que ce constat permet de lever l'ambiguïté précédente.
Donner les formules semi-développées des composés A et B.
Les nommer respectivement.
 - 2.6. Écrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation de A avec l'ion MnO_4^- en milieu acide.

Données : Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) : C : 12 ; H : 1 ; O : 16.

EXERCICE 2 : CHIMIE GÉNÉRALE (4 points)

1. On étudie la cinétique de l'estérification en prenant dix éprouvettes graduées identiques. Dans chacune d'elles, on réalise le mélange liquide de $5,9 \text{ cm}^3$ constitué de 4.10^{-2} mol d'acide méthanoïque et de 4.10^{-2} mol de pentan-1-ol et quelques gouttes d'acide sulfurique, qui sont immédiatement introduits dans l'eau glacée à 0°C . A l'instant $t = 0$, on plonge toutes les éprouvettes dans l'eau bouillante à température constante. A chaque instant t , on sort une éprouvette de l'eau bouillante et on la replonge dans l'eau glacée, puis on dose la quantité d'acide restant par une solution d'hydroxyde de sodium.
 - 1.1. Définir : facteur cinétique et donner un exemple.
Ce facteur cinétique modifie-t-il la limite d'estérification ?
 - 1.2. Écrire l'équation-bilan de la réaction qui s'est produite dans chaque éprouvette.
 - 1.3. A quoi sert l'eau glacée ? L'eau bouillante ?
 - 1.4. Donner l'expression de la quantité de matière n_e d'ester formé à chaque instant en fonction de celle de l'acide disparu n_a .
En déduire l'expression de la concentration d'ester formé.

Les résultats obtenus ont permis de tracer la courbe $[\text{Ester}] = f(t)$ (Voir la figure ci-dessous).

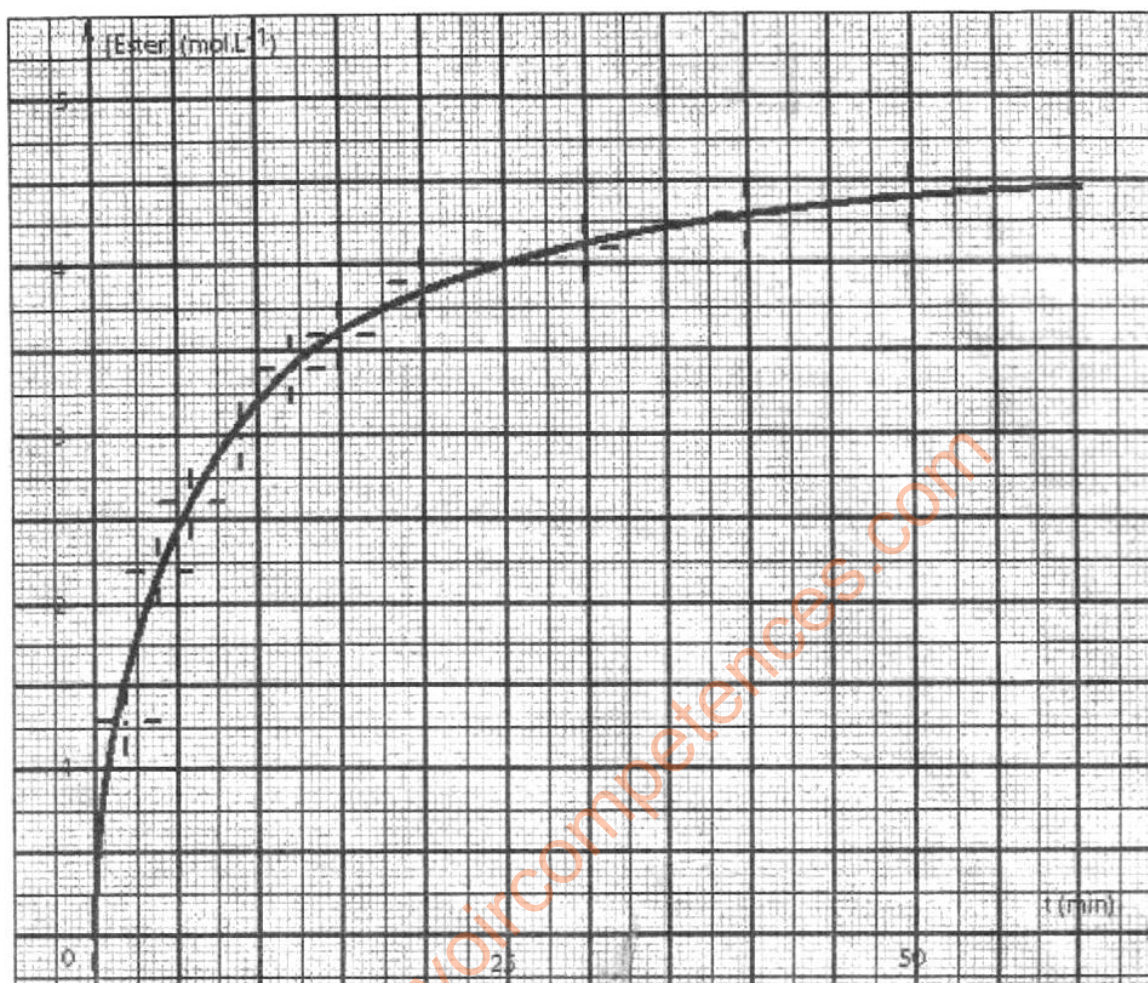


Figure : Tracé de la courbe $[\text{Ester}] = f(t)$

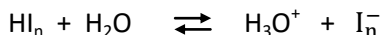
- 1.5. Quelle est l'allure de la courbe ?
- 1.6. Calculer la vitesse de formation de l'ester à l'instant $t = 20$ min.
2. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la formule :

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2}, \text{ avec } E_n \text{ en eV et } n, \text{ entier supérieur ou égal à } 1.$$
 - 2.1. Donner l'énergie d'ionisation, en eV, de l'atome d'hydrogène.
 - 2.2. Déterminer l'énergie cinétique minimale d'un électron capable de provoquer par choc l'excitation d'un atome d'hydrogène de son niveau fondamental ($n = 1$) à son premier niveau excité ($n = 2$).

Données : Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) : C : 12 ; H : 1 ; O : 16.

EXERCICE 3 : ACIDES ET BASES (6 points)

1. Un indicateur coloré en solution peut être considéré comme un couple acide-base suivant la réaction :



Ce couple $\text{HI}_n / \text{I}_n^-$ a un $\text{pK}_a = 5$. La forme acide HI_n de cet indicateur est rouge en solution. La forme basique I_n^- est jaune. La couleur d'une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur apparaît rouge, si $[\text{HI}_n] > 10 \times [\text{I}_n^-]$ et jaune si $[\text{I}_n^-] > 10 \times [\text{HI}_n]$.

- 1.1. Définir : indicateur coloré ; teinte sensible.
- 1.2. Déterminer les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de l'indicateur coloré.
2. Dans un erlenmeyer contenant un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique, de concentration molaire $C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on introduit quelques gouttes d'un indicateur coloré, puis on ajoute progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2.1. Exprimer les concentrations molaires des ions Na^+ et Cl^- présents dans le mélange.
- 2.2. A l'aide de l'équation d'électro neutralité, donner la concentration molaire des ions H_3O^+ restant dans le mélange en fonction du volume V_B d'hydroxyde de sodium ajouté avant l'équivalence.
- 2.3. Déterminer la valeur V_{B1} de V_B qui correspond au début du virage de l'indicateur coloré.
- 2.4. Déterminer la valeur V_{B2} de V_B qui correspond à la fin du virage de l'indicateur coloré.
3. Cet indicateur coloré est utilisé pour doser 10 cm^3 de la solution d'acide chlorhydrique avec la solution de soude concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 3.1. En prenant le volume de soude $V_{B1} = 9,8 \text{ cm}^3$ et en supposant atteinte l'équivalence, calculer la concentration molaire C'_A de la solution d'acide chlorhydrique.
- 3.2. Évaluer alors la précision faite en arrêtant le dosage au début du virage de l'indicateur.
(Utiliser la formule : $\% = \frac{C_A - C'_A}{C_A} \times 100$).
- 3.3. Fait-on une précision significative en utilisant fin du virage de l'indicateur coloré ? Justifier la réponse.
- 3.4. Quelle étape du virage de l'indicateur coloré choisirez-vous pour déterminer le point d'équivalence de la réaction ? Justifier la réponse.

EXERCICE 4 : TYPE EXPÉRIMENTAL (4 points)

Ali désire doser un produit liquide qui sert à déboucher les tuyaux de canalisation.

Il peut lire sur l'étiquette :

« DANGER. Produit corrosif ; (contient de l'hydroxyde de sodium : soude caustique) ; solution : 20% ».

1. Ce produit est trop concentré pour être dosé sans danger. C'est pourquoi on prépare un litre de solution

diluée 50 fois.

- 1.1. Déterminer le volume de la solution qu'il doit prélever.
- 1.2. Donner le mode opératoire de la préparation de la solution.
- 1.3. Citer deux précautions qu'il faut prendre lors de la préparation.

2. Ali veut réaliser un dosage pH-métrique d'un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ de cette solution diluée, avec une solution d'acide sulfurique de concentration $C_a = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

2.1. Faire un schéma du montage.

2.2. Quelle opération doit-il effectuer avant de mesurer le pH de la solution ?

2.3. Lors du dosage, il ajoute un peu d'eau distillée dans le bécher contenant la solution à doser.

Donner la raison de cet ajout.

Cet ajout a-t-il une influence sur le résultat du dosage ? Justifier la réponse.

2.4. Écrire l'équation-bilan de la réaction.

2.5. L'équivalence est obtenue lorsque le volume d'acide est $V_a = 24 \text{ mL}$.

En déduire la concentration C' de la solution diluée, puis la concentration C du produit commercial.

promouvoircompetences.com