



Concours d'entrée (2024-2025)

Examen de chimie  
**(Bac. Libanais) Sujet A**

Durée: 1 h  
10 Juillet 2024

**Traiter les deux exercices suivants:**

**Exercice 1- Estérification et étude cinétique (10 points)**

Les deux parties A et B sont indépendantes.

**Partie A : Synthèse d'un ester (E)**

(E) est un ester utilisé en parfumerie pour son odeur agréable. Pour le synthétiser, on chauffe à reflux pendant 40 minutes et en présence de 1 mL d'acide sulfurique concentré, un mélange équimolaire formé d'un volume  $V_1$  d'acide carboxylique à chaîne saturée et non cyclique et d'une quantité de matière  $n_2$  d'éthanol. Le rendement de cette estérification est de 67 %. La quantité d'ester obtenu à l'équilibre est  $n_3 = 3$  mol.

**Données :**

- Masses molaires atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{O}) = 16$  ;
- Masse volumique de l'acide carboxylique (A) :  $\rho = 0,97 \text{ g.mL}^{-1}$  ;
- Le pourcentage en masse d'oxygène dans l'acide carboxylique (A) est : 36,36 %.

**Choisir la bonne réponse.**

**A.1-** L'acide carboxylique (A) :

- a) est obligatoirement l'acide butanoïque
- b) a pour formule moléculaire  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$
- c) a un pourcentage en masse en carbone égal à 63,64 %
- d) les réponses a et b sont correctes

**A.2-** La chaîne carbone de l'ester obtenu est ramifiée. Son nom systématique est :

- a) le butanoate d'éthyle
- b) l'éthanoate de butyle
- c) le 2-méthylpropanoate d'éthyle
- d) l'éthanoate de 2-méthylpropyle

**A.3-** L'utilisation de l'acide sulfurique dans cette synthèse permet :

- a) d'augmenter le rendement de la synthèse tout en augmentant sa vitesse
- b) d'accélérer la réaction sans modifier la quantité d'ester attendu à l'état final
- c) d'orienter la réaction vers la synthèse de l'ester voulu
- d) de diminuer la durée de cette synthèse en évitant toute perte de matière



A.4- Les caractéristiques de la réaction d'estérification que l'on peut dégager de cette synthèse sont :

- a) Lente et athermique
- b) Lente et limitée
- c) Lente et totale
- d) Lente, limitée et athermique

A.5- Les quantités utilisées pour effectuer cette synthèse sont :

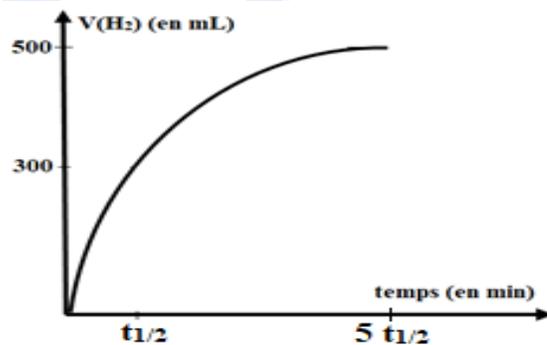
- a)  $V_1 = 272,2$  mL et  $n_2 = 3$  mol
- b)  $V_1 = 182,4$  mL et  $n_2 = 2$  mol
- c)  $V_1 = 406,2$  mL et  $n_2 = 4,48$  mol
- d)  $V_1 = 406,2$  mL et  $n_2 = 3$  mol

### Partie B: Étude cinétique

Dans un erlenmeyer contenant initialement 100 mL d'eau distillée, on verse un volume  $V = 100$  mL d'une solution (A) d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) de concentration  $C_a = 1,0$  mol.  $\text{L}^{-1}$ . À l'instant  $t_0$ , et à température constante égale à  $25^\circ\text{C}$ , on introduit rapidement dans l'erlenmeyer une masse  $m_0$  de fer en poudre. Une réaction totale et lente se produit d'équation :



Le suivi de l'évolution temporelle du volume du dihydrogène ( $\text{H}_2$ ) permet de tracer la courbe cinétique  $V_{(\text{H}_2)} = f(t)$  ci-contre :



Données :

- Volume molaire gazeux :  $V_m = 24$  L.mol $^{-1}$  ;
- Masse molaire en g.mol $^{-1}$  :  $M(\text{Fe}) = 56$  ;  $M(\text{HCl}) = 36,5$ .

### Choisir la bonne réponse.

B.1- La verrerie utilisée pour préparer la solution (A) à partir d'une solution d'acide chlorhydrique de pourcentage massique en  $\text{HCl}$  égal à 37 % et de masse volumique  $\rho = 1,19$  g.mL $^{-1}$  est :

- a) Fiole jaugée de 100 mL ; pipette jaugée de 10 mL
- b) Fiole jaugée de 100 mL ; pipette jaugée de 5 mL
- c) Fiole jaugée de 100 mL ; pipette graduée de 10 mL
- d) Fiole jaugée de 100 mL ; éprouvette graduée de 10 mL





### Figure 1- Caractéristiques de quelques espèces chimiques

Le but de cet exercice est de déterminer le soluté qui a été utilisé pour préparer la solution (S) et d'étudier ensuite sa réactivité chimique.

#### Données :

- L'étude est faite à 25 °C
- La constante d'ionisation de l'eau est  $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$

#### 1. Identification de la solution (S)

La concentration molaire de la solution (S) en soluté apporté est  $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ .

La concentration molaire de la solution (S) en ions oxonium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) est  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol. L}^{-1}$ .

**1.1.** Parmi les quatre solutés présents dans le **tableau 1**, indiquer celui (ou ceux) qui n'a (ont) pas été utilisé(s) pour préparer la solution (S). Justifier la réponse.

Dans la suite de cet exercice, le soluté utilisé pour préparer la solution (S) est noté B.

**1.2.** Écrire l'équation de la réaction du soluté B avec l'eau.

**1.3.** Montrer que le degré de conversion  $\alpha$  du soluté B dans l'eau et le pH de cette solution sont reliés par l'égalité :  $\alpha = 10^{\text{pH}-12}$

**1.4.** Calculer  $\alpha$ .

**1.5.** Identifier le soluté qui a été utilisé pour préparer la solution (S).

#### 2. Réaction acido-basique

La solution (S) peut être utilisée pour préparer une solution d'engrais chimique de pH acide.

Pour cela, on ajoute à un volume  $V_1 = 20 \text{ mL}$  de solution (S) une solution ( $S_a$ ) d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) de concentration molaire  $C_a = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ .

**2.1.** Écrire l'équation de la réaction qui s'est produite en mélangeant les deux solution (S) et ( $S_a$ ) sachant qu'elle est totale.

**2.2.** Déterminer le volume minimal de solution ( $S_a$ ) qu'il faut ajouter pour obtenir une solution d'engrais chimique de pH inférieur à 7.





	$K_A (HB^+/B) = \frac{(1 - 0,04) \times 2,51 \cdot 10^{-11}}{0,04} = 6,024 \cdot 10^{-10}$ $p K_A (HB^+/B) = -\log K_A (HB^+/B) = -\log(6,024 \cdot 10^{-10}) = 9,22$ <p>le soluté est l'ammoniac <math>NH_3</math></p>	
2.1.	$NH_3 + H_3O^+ \rightarrow NH_4^+ + H_2O$	1
2.2.	<p>Le volume minimal (<math>V_a</math>) de solution d'acide chlorhydrique qu'il faut ajouter pour avoir un mélange acide est celui qui rend le mélange stœchiométrique car suite à cette addition l'ion <math>NH_4^+</math>, majoritairement présent rend le milieu acide.</p> <p>Ainsi, <math>\frac{n(NH_3)_{initial}}{C \times V_1} = \frac{n(H_3O^+)_{initial}}{C_a \times V_a}</math></p> $D'où, V_a = \frac{C \times V_1}{C_a} = \frac{10^{-2} \times 20}{2 \cdot 10^{-2}} = 10 \text{ mL}$	2



Concours d'entrée (2024-2025)

Examen de chimie (Bac Fr)

Durée : 1 h

10 Juillet 2024

Traiter les deux exercices suivants:

**Exercice 1- Estérification et étude cinétique (10 points)**

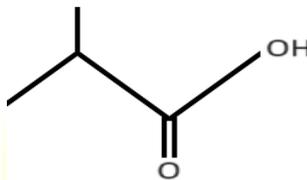
Les deux parties A et B sont indépendantes.

**Partie A : Synthèse d'un ester (E)**

(E) est un ester utilisé en parfumerie pour son odeur agréable. Pour le synthétiser, on chauffe à reflux pendant 40 minutes et en présence de 1 mL d'acide sulfurique concentré, un mélange équimolaire formé d'un volume  $V_1$  d'acide carboxylique à chaîne saturée et non cyclique et d'une quantité de matière  $n_2$  d'éthanol. Le rendement de cette estérification est de 67 %. La quantité d'ester obtenu à l'équilibre est  $n_3 = 3$  mol.

Données :

- Masses molaires atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{O}) = 16$  ;
- Masse volumique de l'acide carboxylique (A) :  $\rho = 0,97 \text{ g.mL}^{-1}$  ;
- La formule topologique de l'acide carboxylique (A) est :



Choisir la bonne réponse.

A.1- L'acide carboxylique (A) :

- e) est l'acide butanoïque
- f) a pour formule moléculaire  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$
- g) est un isomère du butan-2-one
- h) les réponses a et b sont correctes

A.2- Le nom systématique de l'ester (E) est :

- e) le butanoate d'éthyle
- f) l'éthanoate de butyle
- g) l'éthanoate de 2-méthylpropyle
- h) le 2-méthylpropanoate d'éthyle



A.3- L'utilisation de l'acide sulfurique dans cette synthèse permet :

- e) d'augmenter le rendement de la synthèse tout en augmentant sa vitesse
- f) d'accélérer la réaction sans modifier la quantité d'ester attendu à l'état final
- g) d'orienter la réaction vers la synthèse de l'ester voulu
- h) de diminuer la durée de cette synthèse en évitant toute perte de matière

A.4- Les caractéristiques de la réaction d'estérification que l'on peut dégager de cette synthèse sont :

- e) lente et non totale
- f) rapide et non totale
- g) lente et totale
- h) rapide et totale

A.5- Les quantités utilisées pour effectuer cette synthèse sont :

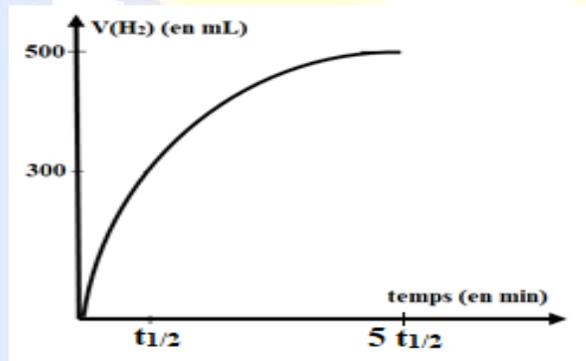
- e)  $V_1 = 272,2 \text{ mL}$  et  $n_2 = 3 \text{ mol}$
- f)  $V_1 = 182,4 \text{ mL}$  et  $n_2 = 2 \text{ mol}$
- g)  $V_1 = 406,2 \text{ mL}$  et  $n_2 = 4,5 \text{ mol}$
- h)  $V_1 = 406,2 \text{ mL}$  et  $n_2 = 3 \text{ mol}$

### Partie B : Etude cinétique

Dans un erlenmeyer contenant initialement 100 mL d'eau distillée, on verse un volume  $V = 100 \text{ mL}$  d'une solution (A) d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) de concentration  $C_a = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ . À l'instant  $t_0$ , et à température constante égale à  $25^\circ\text{C}$ , on introduit rapidement dans l'erlenmeyer une masse  $m_0$  de fer en poudre. Une réaction lente et totale se produit d'équation :



Le suivi de l'évolution temporelle du volume du dihydrogène ( $\text{H}_2$ ) permet de tracer la courbe cinétique  $V_{(\text{H}_2)} = f(t)$  ci-contre :



Données :

- Volume molaire gazeux :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$  ;
- Masse molaire en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $M(\text{Fe}) = 56$  ;  $M(\text{HCl}) = 36,5$ .



**Choisir la bonne réponse.**

**B.1-** La verrerie utilisée pour préparer la solution (A) à partir d'une solution d'acide chlorhydrique de pourcentage massique en HCl égal à 37 % et de masse volumique  $\rho = 1,19 \text{ g.mL}^{-1}$  est :

- e) Fiole jaugée de 100 mL ; pipette jaugée de 10 mL
- f) Fiole jaugée de 100 mL ; pipette jaugée de 5 mL
- g) Fiole jaugée de 100 mL ; pipette graduée de 10 mL
- h) Fiole jaugée de 100 mL ; éprouvette graduée de 10 mL

**B.2-** En se référant à la courbe  $V(\text{H}_2) = f(t)$ , on peut dégager que :

- e) La réaction est terminée à la date  $5t_{1/2}$
- f) Le pH est neutre à  $t = 5t_{1/2}$
- g) Fe est le réactif limitant
- h) La vitesse de formation de  $\text{H}_2$  à  $t = 0 \text{ min}$  est nulle

**B.3-** L'égalité qui relie la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  restant à chaque instant  $t$  à l'avancement  $x_f$  est :

- e)  $[\text{H}_3\text{O}^+]_t = 1,0 - 20 x_f$
- f)  $[\text{H}_3\text{O}^+]_t = 1,0 - 10 x_f$
- g)  $[\text{H}_3\text{O}^+]_t = 5.10^{-1} - 10 x_f$
- h)  $[\text{H}_3\text{O}^+]_t = 5.10^{-1} - 20 x_f$

**B.4-** La concentration molaire de la solution d'acide chlorhydrique à  $t_{1/2}$  est :

- e) 5 fois plus grande que celle à  $5 t_{1/2}$
- f) 5 fois plus petite que celle à  $5 t_{1/2}$
- g) Égale à  $0,375 \text{ mol.L}^{-1}$
- h) Les réponses a et c sont correctes.

**B.5-** La masse  $m_o$  du fer est :

- e) 1,17 g
- f) 1,40 g
- g) 2,8 g
- h) 5,6 g

**Exercice 2- Identification d'un soluté (10 points)**

Les indications portées sur l'étiquette d'un flacon contenant une solution (S) ne sont pas lisibles. Le soluté qui a été utilisé pour préparer cette solution est l'une des quatre espèces présentées **dans le tableau 1**.

Soluté	Caractère acide ou basique	pKa du couple acide/base correspondant
Benzoate de sodium ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ )	Base faible	4,20
Hydroxyde de sodium	Base forte	



(NaOH)		
Ammoniac (NH <sub>3</sub> )	Base faible	9,22
Acide éthanoïque (CH <sub>3</sub> COOH)	Acide faible	4,75

**Figure 1- Caractéristiques de quelques espèces chimiques**

Le but de cet exercice est de déterminer le soluté qui a été utilisé pour préparer la solution (S) et d'étudier ensuite sa réactivité chimique.

**Données :**

- L'étude est faite à 25 °C
- La constante d'ionisation de l'eau est  $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$

**1. Identification de la solution (S)**

La concentration molaire de la solution (S) en soluté apporté est  $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

La concentration molaire de la solution (S) en ions oxonium (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) est  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$ .

**1.1.** Parmi les quatre solutés présents dans le tableau 1, indiquer celui (ou ceux) qui n'a (ont) pas été utilisé(s) pour préparer la solution (S). Justifier la réponse.

Dans la suite de cet exercice, le soluté utilisé pour préparer la solution (S) est noté B.

**1.2.** Écrire l'équation de la réaction du soluté B avec l'eau.

**1.3.** Montrer que le taux d'avancement final de cette réaction est :  $\tau = \frac{K_e}{C \times 10^{-\text{pH}}}$

**1.4.** Calculer  $\tau$ .

**1.5.** Identifier le soluté qui a été utilisé pour préparer la solution (S).

**2. Réaction acido-basique**

La solution (S) peut être utilisée pour préparer une solution d'engrais chimique de pH acide.

Pour cela, on ajoute à un volume  $V_1 = 20 \text{ mL}$  de solution (S) une solution (S<sub>a</sub>) d'acide chlorhydrique (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>) de concentration molaire  $C_a = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

**2.1.** Écrire l'équation de la réaction qui s'est produite en mélangeant les deux solution (S) et (S<sub>a</sub>) sachant qu'elle est totale.

**2.2.** Déterminer le volume minimal de solution (S<sub>a</sub>) qu'il faut ajouter pour obtenir une solution d'engrais chimique de pH inférieur à 7.

**Bon travail**





	$K_A (HB^+/B) = \frac{[B]x [H_3O^+]}{[HB^+]} = \frac{C(1-\tau)x 2,51.10^{-11}}{C.\tau}$ $K_A (HB^+/B) = \frac{(1-0,04)x 2,51.10^{-11}}{0,04} = 6,024.10^{-10}$ $p K_A (HB^+/B) = -\log K_A (HB^+/B) = -\log(6,024.10^{-10}) = 9,22$ <p>le soluté est l'ammoniac NH<sub>3</sub></p>	2
2.1.	NH <sub>3</sub> + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> → NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + H <sub>2</sub> O	1
2.2.	<p>Le volume minimal (V<sub>a</sub>) de solution d'acide chlorhydrique qu'il faut ajouter pour avoir un mélange acide est celui qui rend le mélange stœchiométrique car suite à cette addition l'ion NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, majoritairement présent rend le milieu acide.</p> <p>Ainsi, <math>\frac{n(NH_3)_{initial}}{C} = \frac{n(H_3O^+)_{initial}}{C_a}</math></p> $C \times V_1 = C_a \times V_a$ <p>D'où, <math>V_a = \frac{C \times V_1}{C_a} = \frac{10^{-2} \times 20}{2.10^{-2}} = 10 \text{ mL}</math></p>	2