L'arome artificiel d'ananas

Bac S 2012 Métropole rattrapage (ancien programme) · Exercice 3 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Comment s'appelle la réaction entre la butyrine et la solution d'hydroxyde de sodium ?

La butyrine est un triester (corps gras) qui réagit à chaud avec les ions hydroxyde pour donner un savon et du glycérol.

C'est une **saponification**.

PIÈGE
Ne pas répondre « hydrolyse » : l'hydrolyse d'un ester se fait avec l'eau, elle est lente et limitée. Avec les ions HO^-, la réaction est totale et s'appelle saponification.

1.2 Donner la formule du savon obtenu et identifier sa partie hydrophobe.

Chaque groupe ester $C_3H_7{-}COO^-$ de la butyrine donne un ion carboxylate associé à un ion sodium : le savon est le butanoate de sodium.

Formule : $C_3H_7{-}COO^- + Na^+$, soit C_3H_7COONa.

La partie hydrophobe est la chaîne carbonée $C_3H_7{}^-$; la partie hydrophile est le groupe carboxylate $-COO^-$.

Savon : $C_3H_7COO^- + Na^+$; partie hydrophobe : la chaîne carbonée $C_3H_7{}^-$

PIÈGE
Désigner l'ion sodium comme partie hydrophobe, ou oublier la charge négative du groupe carboxylate.

COMPRENDRE
Un ion carboxylate à longue chaîne est amphiphile : la chaîne carbonée fuit l'eau (hydrophobe, lipophile), la tête chargée $-COO^-$ s'entoure de molécules d'eau (hydrophile). Le coefficient 3 de l'équation correspond aux trois groupes ester.

1.3.1 Écrire l'équation de la réaction acido-basique de l'étape 2, qui met en jeu l'ion butanoate.

L'ion butanoate (base du couple C_3H_7COOH / $C_3H_7COO^-$) réagit avec l'ion oxonium (acide du couple H_3O^+ / H_2O) apporté par l'acide chlorhydrique :

$$C_3H_7COO^-(aq) + H_3O^+(aq) = C_3H_7COOH(aq) + H_2O(l)$$

PIÈGE
Les ions sodium et chlorure sont spectateurs : ils ne figurent pas dans l'équation.

1.3.2 Exprimer la constante d'équilibre de cette réaction et calculer sa valeur à 25 °C.

Données utiles $pK_A = 4{,}8$; aide : $10^{4,8} = 6{,}3 \times 10^4$

$$K = \frac{[C_3H_7COOH]_{éq}}{[C_3H_7COO^-]_{éq} \cdot [H_3O^+]_{éq}}$$

(l'eau, solvant, n'apparaît pas). Or $K_A = \dfrac{[C_3H_7COO^-]_{éq} \cdot [H_3O^+]_{éq}}{[C_3H_7COOH]_{éq}}$, donc :

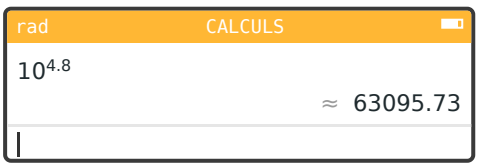
$$K = \frac{1}{K_A} = 10^{pK_A} = 10^{4,8}$$

$K = 6{,}3 \times 10^4$

PIÈGE
Le pK_E ne sert pas ici : la valeur $6{,}3 \times 10^{-10} = K_E/K_A$ de l'aide est la constante de la réaction de l'ion butanoate avec l'eau, pas avec H_3O^+.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme l'aide au calcul. $K > 10^4$: la réaction est quasi totale, l'ion butanoate est entièrement transformé en acide butanoïque.

À LA CALCULATRICE



2.1.1 À quelle famille de composés organiques appartient le butanoate d'éthyle ?

La molécule contient le groupe caractéristique $-COO-$ lié à deux chaînes carbonées.

Le butanoate d'éthyle est un **ester**.

2.1.2 Écrire l'équation de la synthèse du butanoate d'éthyle avec les formules semi-développées.

Acide butanoïque + éthanol = butanoate d'éthyle + eau :

$$CH_3-CH_2-CH_2-COOH + CH_3-CH_2-OH$$
$$= CH_3-CH_2-CH_2-COO-CH_2-CH_3 + H_2O$$

$C_3H_7COOH + C_2H_5OH = C_3H_7COOC_2H_5 + H_2O$

PIÈGE
Oublier l'eau dans les produits, ou écrire une flèche simple : la transformation est limitée, on écrit le signe « = ».

2.1.3 Donner le nom de l'alcool (B).

La partie $-O-CH_2-CH_3$ de l'ester (« d'éthyle ») provient de l'alcool à deux atomes de carbone.

L'alcool (B) est l'**éthanol** CH_3-CH_2-OH.

MÉTHODE
Dans « butanoate d'éthyle », le premier mot vient de l'acide (acide butanoïque), le second de l'alcool (éthanol).

2.1.4 Rappeler les caractéristiques de cette transformation chimique.

L'estérification est une transformation **lente** et **limitée** (elle conduit à un état d'équilibre avec l'hydrolyse de l'ester) ; elle est de plus quasi athermique.

COMPRENDRE
« Limitée » : même au bout d'un temps très long, les réactifs ne sont pas entièrement consommés. Pour un mélange équimolaire d'acide et d'alcool primaire, le rendement à l'équilibre est voisin de 67 %.

2.2.1 Comment nomme-t-on le montage de la figure 7 ?

On chauffe le ballon surmonté d'un réfrigérant à eau vertical.

C'est un montage de **chauffage à reflux**.

COMPRENDRE
Le chauffage accélère la réaction ; le réfrigérant condense les vapeurs qui retombent dans le ballon, ce qui évite les pertes de réactifs et de produit.

2.2.2 Quel est le rôle d'un catalyseur ?

Un catalyseur **accélère** la réaction (il diminue la durée nécessaire pour atteindre l'état final) sans figurer dans l'équation de la réaction ; il ne modifie pas l'état d'équilibre final.

2.2.3 Donner l'expression littérale de la quantité de matière n_B d'alcool introduite, en fonction des données et de V_B.

Données utiles ρ_B ; M_B ; V_B

La masse d'alcool introduite est $m_B = \rho_B \cdot V_B$, et $n_B = \dfrac{m_B}{M_B}$.

$$n_B = \frac{\rho_B \cdot V_B}{M_B}$$

COMPRENDRE
Numériquement, $n_B = \dfrac{0{,}79 \times 12{,}8}{46} = 0{,}22$ mol, égale à n_A : c'est pourquoi la question suivante parle de mélange équimolaire.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\frac{0.79 \times 12.8}{46} \approx 0.2198261$

2.2.4 Le mélange est équimolaire. Calculer le rendement de la synthèse.

Données utiles $n_A = n_B = 0{,}22$ mol ; $m_E = 14{,}8$ g ; $M_E = 116$ g · mol^{-1} ; aide : $\frac{14{,}8}{116 \times 0{,}22} = 5{,}8 \times 10^{-1}$

D'après l'équation, une mole d'acide et une mole d'alcool donnent une mole d'ester. Le mélange étant équimolaire, si la réaction était totale : $n_{E,\max} = n_A = 0{,}22$ mol.

Quantité d'ester obtenue : $n_E = \frac{m_E}{M_E}$.

$$\eta = \frac{n_E}{n_{E,\max}} = \frac{m_E}{M_E \cdot n_A} = \frac{14{,}8}{116 \times 0{,}22} = 5{,}8 \times 10^{-1}$$

$\eta = 58\ \%$

PIÈGE
Diviser par la masse d'acide ou d'alcool : le rendement compare des quantités de matière d'ester, ou des masses d'ester ($m_{E,\max} = 0{,}22 \times 116 = 25{,}5$ g).

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, imposés par $n_A = 0{,}22$ mol. Le rendement est inférieur aux 67 % de l'équilibre : une partie de l'ester est perdue lors de la décantation, du lavage et du séchage.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\frac{14.8}{116} \approx 0.1275862$

$\frac{14.8}{116 \times 0.22} \approx 0.5799373$

2.2.5 Parmi les trois propositions, laquelle ou lesquelles permettent d'augmenter la quantité maximale d'ester produit ?

Les **propositions 1 et 3** le permettent ; la proposition 2 ne le permet pas.

PIÈGE
Choisir la proposition 2 : doubler le catalyseur accélère la réaction mais ne change pas la quantité finale d'ester.

COMPRENDRE
Un réactif en excès déplace l'équilibre dans le sens de la formation de l'ester. Avec l'anhydride, la réaction devient totale. Le catalyseur ne fait qu'atteindre plus vite le même état final.