

DM 6 de Chimie à rendre le lundi 3/11/25 à 10h

(Le paquet de DM devra être rendu à M Stochement à la pause de 10h)

L'éthanol**Pouvoir calorifique et détermination de la constante d'équilibre de sa réaction d'estérification par l'acide éthanoïque****A. ETUDE D'ATOMES ET DE MOLECULES INTERVENANT DANS LA REACTION D'ESTERIFICATION**Données spécifiques à la partie A

- Masse molaire atomique de l'isotope $^{12}_6\text{C}$: $12,00000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Masse molaire atomique de l'isotope $^{13}_6\text{C}$: $13,00335 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Numéro atomique de l'oxygène : 8.

A-1. Indiquer la configuration électronique dans son état fondamental :

A-1-1. De l'atome d'oxygène.

A-1-2. De l'atome de carbone.

A-2. Le carbone à l'état naturel est constitué principalement par les isotopes $^{12}_6\text{C}$ et $^{13}_6\text{C}$.

A-2-1. Que signifient l'indice 6 et l'exposant 13 relatifs à l'isotope $^{13}_6\text{C}$?

A-2-2. Combien de neutrons le noyau de l'isotope $^{13}_6\text{C}$ contient-il ?

A-2-3. Déduire de la masse molaire atomique du carbone à l'état naturel ($12,01115 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$):

A-2-3-1. Sa fraction molaire en isotope $^{13}_6\text{C}$.

A-2-3-2. Sa fraction massique en isotope $^{13}_6\text{C}$.

A-3. Etude de la molécule d'eau.

A-3-1. Ecrire la représentation de Lewis de la molécule d'eau.

A-3-2. Déduire de la question A-3-1 la géométrie de la molécule d'eau. La dessiner en faisant apparaître les doublets liants et les doublets non liants éventuels.

A-3-3. La molécule d'eau présente-t-elle un moment dipolaire $\vec{p}$ non nul ou nul ? Justifier votre réponse.

A-4. Etude de la molécule d'acide éthanoïque CH_3COOH .

A-4-1. Ecrire la représentation de Lewis de l'acide éthanoïque.

A-4-2. Dans la molécule d'acide éthanoïque 4 atomes sont toujours coplanaires : quels sont ces atomes ? Justifier votre réponse.

B. POUVOIR CALORIFIQUE DE L'ETHANOL ET TEMPERATURE DE ROSEE DES GAZ DE COMBUSTION

Données spécifiques à la partie B

- Composition molaire de l'air : 21 % de dioxygène et 79 % de diazote.
- Capacité calorifique massique à pression constante de l'eau liquide : $c_{p,\text{eau}} = 4\,180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
- Chaleur latente de vaporisation de l'eau à 40°C : $L_{v(40^\circ\text{C})} = 43\,340 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- L'échangeur de chaleur est isobare ($P^0 = 1 \text{ bar}$).
- Tous les gaz (ou vapeurs) sont parfaits.
- Masse molaire de l'éthanol : $46,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $T (\text{K}) = \theta (^\circ\text{C}) + 273,15$ $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$.
- Pression de vapeur saturante, en pascal, de l'eau en fonction de sa température T exprimée en

$$\text{Kelvin : } P_{\text{eau}}^{\text{sat}}(T) = \exp\left(23,1964 - \frac{3816,44}{T - 46,13}\right)$$

Composé	Enthalpie standard de formation $\Delta_f H_{25^\circ\text{C}}^0 \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{)}$	Capacité calorifique molaire isobare $C_p \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{)}$
Ethanol liquide	- 276 520	110,5
Dioxygène gaz	0	29,5
Diazote gaz	0	29,1
Dioxyde de carbone gaz	- 393 500	38,7
Eau vapeur	- 241 810	37,7

- B-1. Ecrire l'équation bilan de la réaction [1] de combustion, en présence de dioxygène, d'une mole d'éthanol liquide ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en dioxyde de carbone gazeux et en vapeur d'eau.
- B-2. Calculer l'enthalpie standard à 25°C de la réaction [1] : $\Delta_{r,1} H_{25^\circ\text{C}}^0$
- B-3. On appelle pouvoir calorifique inférieur (PCI) d'un combustible, la chaleur libérée, à 25°C et 1 bar, lors de la réaction de combustion quand l'eau est formée à l'état vapeur. Calculer le PCI de l'éthanol exprimé en $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.
- B-4. Un brûleur est alimenté à pression constante ($P^0 = 1 \text{ bar}$) et à 25°C par 4 moles d'éthanol liquide et par 100 moles d'air. La réaction de combustion est totale et conduit à la formation de dioxyde de carbone et de vapeur d'eau.
- B-4-1. Calculer le nombre de moles de chaque composé dans le mélange sortant du brûleur.
- B-4-2. Calculer la pression partielle de l'eau dans ce mélange.
- B-4-3. En considérant que l'intégralité de la chaleur de combustion est reçue par les gaz de combustion, déterminer la température T_1 des gaz sortant du brûleur.
- B-4-4. A la sortie du brûleur les gaz circulent dans un échangeur de chaleur d'où ils ressortent à 110°C et au sein duquel ils cèdent de la chaleur à de l'eau liquide dont la température augmente de 15°C à 40°C.
- B-4-4-1. Calculer la quantité de chaleur échangée (le transfert thermique reçu par les gaz) entre les gaz de combustion et l'eau liquide.
- B-4-4-2. Calculer la masse d'eau liquide chauffée par les gaz de combustion.

B-4-5. En refroidissant suffisamment les gaz de combustion dans l'échangeur de chaleur on peut liquéfier une partie de l'eau formée lors de la réaction de combustion.

B-4-5-1. Déterminer la température de rosée des gaz de combustion (température pour laquelle la première goutte d'eau liquide apparaît) (*Penser à utiliser l'expression de la pression de vapeur saturante*).

B-4-5-2. Dans le cas où la température de sortie de l'échangeur de chaleur des gaz de combustion est égale à 40°C :

B-4-5-2-1. Calculer le nombre de moles d'eau liquide formée.

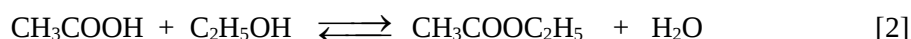
B-4-5-2-2. Calculer la quantité de chaleur échangée par les gaz de combustion au sein de l'échangeur.

C. ETUDE DE L'EQUILIBRE D'ESTERIFICATION

Données spécifiques à la partie C :

- Masse molaire (g.mol^{-1}) : acide éthanóique $M_a = 60,05$; éthanol $M_b = 46,07$; eau $M_c = 18,02$; chlorure d'hydrogène $M_{\text{HCl}} = 36,46$.
- Masse volumique à 25°C (g.mL^{-1}) : acide éthanóique $\rho_a = 1,042$; éthanol $\rho_b = 0,786$; solution aqueuse d'acide chlorhydrique molaire ($C_{\text{cat}} = 1,000 \text{ mol.L}^{-1}$) : $\rho_{\text{cat}} = 1,016$.
- La température est égale à 25°C. Toutes les constantes d'équilibre sont données à 25°C.
- Produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$
- Constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$: $K_a = 10^{-4,75}$.
- L'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) et l'éthanoate d'éthyle ($\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$) n'ont pas de propriété acido-basiques dans l'eau.
- Le chlorure d'argent est un sel peu soluble dans l'eau : $K_s = 10^{-9,50}$.
- $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,800 \text{ volt}$.
- L'activité des espèces en solution aqueuse intervenant dans les réactions acido-basiques sera assimilée à leur concentration exprimée en mol.L^{-1} .
- On considérera que les mélanges se comportent comme des solutions idéales et qu'il y a donc additivité des volumes.
- Dans le tube à essai comme dans le bécher il n'y a qu'une seule phase.
- Constante des gaz parfaits : $R = 8,3145 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$.
- Le Faraday : $F = 96\,484 \text{ C.mol}^{-1}$.
- $T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

La formation de l'éthanoate d'éthyle $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ à partir d'acide éthanóique CH_3COOH et d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ met en jeu l'équilibre traduit par l'équation bilan [2].



La constante d'équilibre apparente K s'écrit :
$$K = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}$$

Pour étudier l'équilibre [2] un expérimentateur mélange dans un tube à essai les différents réactifs et il attend plusieurs jours afin que l'équilibre soit établi. Il réalise ensuite un dosage pour obtenir le nombre de moles d'acide éthanóique présent à l'équilibre ce qui lui permet de calculer la valeur numérique de la constante d'équilibre apparente K .

C-1. Etude du mélange initial :

L'expérimentateur mélange dans le tube à essai $V_a = 2,00$ mL d'acide éthanóïque pur, $m_b = 2,25$ g d'éthanol pur et $V_{cat} = 5,00$ mL de solution aqueuse d'acide chlorhydrique à $C_{cat} = 1,000$ mol.L⁻¹ qui permet de catalyser la réaction d'estérification.

C-1-1. Donner l'expression littérale et la valeur numérique du nombre de moles a d'acide éthanóïque introduit dans le tube.

C-1-2. Donner l'expression littérale et la valeur numérique du nombre de moles b d'éthanol introduit dans le tube.

C-1-3. Donner l'expression littérale et la valeur numérique du nombre de moles c d'eau introduit dans le tube.

C-2. Etude du mélange à l'équilibre :

C-2-1. En appelant x le nombre de moles d'ester ($\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$) formées à l'équilibre, donner l'expression littérale du nombre de moles d'acide éthanóïque, d'éthanol et d'eau présentes à l'équilibre en fonction de x , a , b et c .

C-2-2. Donner l'expression littérale et la valeur numérique du volume V_T de solution contenu dans le tube à l'équilibre. Pour cela on considérera que le changement de composition de la solution par rapport à l'état initial n'entraîne pas de modification du volume.

C-3. Dosage du contenu du tube par une solution de soude à $C_s = 1,00$ mol.L⁻¹ :

Pour obtenir le nombre de moles d'acide éthanóïque présentes à l'équilibre, l'expérimentateur verse le contenu du tube dans un bécher et ajoute 50,00 mL d'eau avant de réaliser le dosage par la solution de soude. L'ajout d'eau permet d'obtenir un volume suffisamment grand pour immerger les électrodes qui mesurent le pH. Le dosage est réalisé rapidement de telle sorte que les 50,00 mL d'eau ajoutés n'entraînent pas de déplacement de l'équilibre [2]. La courbe pH-métrique obtenue est donnée sur la figure (1).

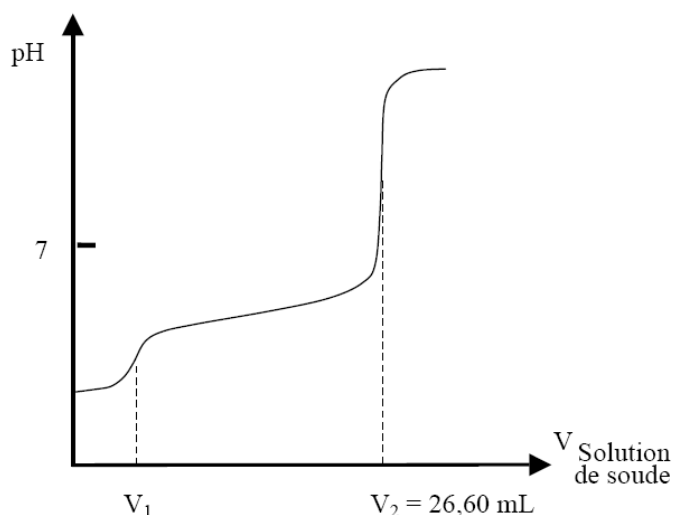


Figure 1 : Courbe pH-métrique du dosage par la soude du contenu du tube dilué avec 50,00 mL d'eau.

C-3-1. L'acide chlorhydrique utilisé comme catalyseur est dosé en premier.

C-3-1-1. Ecrire l'équation bilan traduisant la réaction de dosage. Calculer sa constante. Conclure.

C-3-1-2. Calculer le volume équivalent de solution de soude V_1 nécessaire pour atteindre cette première équivalence.

C-3-2. Après V_1 , la solution de soude versée permet le dosage de l'acide éthanóique présent à l'équilibre. Pendant ce dosage il n'y a pas déplacement de l'équilibre [2].

C-3-2-1. Ecrire l'équation bilan traduisant la réaction de dosage. Calculer sa constante d'équilibre. Conclure.

C-3-2-2. En déduire l'expression littérale, en fonction notamment de V_2 , et la valeur numérique du nombre de moles d'acide éthanóique présent dans le tube à l'équilibre [2].

C-3-3. Constante d'équilibre apparente de la réaction d'estérification :

C-3-3-1. Déduire de C-3-2-2. la valeur numérique du nombre de moles d'ester, d'éthanol et d'eau présentes à l'équilibre [2] dans le tube.

C-3-3-2. Calculer la valeur numérique de la constante d'équilibre apparente K .

C-4. Electrode de référence :

Pour mesurer le pH d'une solution, on mesure la différence de potentiel entre une électrode de verre et une électrode de référence. Le potentiel d'électrode de l'électrode de verre dépend du pH et le potentiel d'électrode de l'électrode de référence est constant. Une électrode de référence souvent utilisée est obtenue en plongeant un fil d'argent recouvert de chlorure d'argent dans une solution d'acide chlorhydrique où l'activité des ions chlorure (Cl^-) est constante et égale à 1.

C-4-1. Calculer l'activité des ions Ag^+ présents dans la solution contenue dans l'électrode de référence.

C-4-2. Ecrire la demi-équation électronique du couple redox fonctionnant à l'électrode de référence.

C-4-3. Donner l'expression littérale du potentiel d'électrode de l'électrode de référence.

C-4-4. Calculer la valeur numérique, à 25°C , du potentiel d'électrode de l'électrode de référence.