

LYCEE BILINGUE DE MISSOLE II					
DEPARTEMENT DES SCIENCES PHYSIQUES ET TECHNOLOGIE					
EPREUVE DE:	EVALUATION N° 2	SERIE :	T ^{le} D	SESSION :	FEVRIER 2020
CHIMIE	TRIMESTRE 2	COEF :	2	DUREE :	2H30

EXERCICE 1 : 6 points

Au cours de la combustion complète de 7,4g d'un alcool saturé de formule générale $C_nH_{2n+1}-OH$, il s'est formé 8,96 L de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les conditions normales.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction. En déduire la formule brute de cet alcool. **1pt**
- Ecrire les formules semi-développées de tous les isomères alcools de cette molécule et préciser la classe de chacun. **1pt**
- L'isomère alcool secondaire subit une oxydation ménagée par une solution diluée de dichromate de potassium en milieu acide.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction. **0,5pt**
 - Quelle est la nature du produit organique ainsi formé ? **0,25pt**
 - Quel est parmi les tests suivants, celui qui permettrait d'identifier ce produit en solution aqueuse :
(i) -2,4-DNPH ; (ii) – Liqueur de Fehling ? **0,25pt**
- L'isomère alcool tertiaire peut être obtenu par hydratation en milieu acide d'un alcène.
 - Nommer cet alcène. **0,25pt**
 - Comment expliquer la formation prioritaire de cet isomère au cours de la réaction ? **0,25pt**
- Le butan-1-ol subit une oxydation ménagée par une solution de dichromate de potassium en excès et en milieu acide pour donner un produit organique B.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer le produit B. **0,75pt**
 - Le traitement du produit B par l'ammoniac forme un composé C qui, chauffé à 210°C, se déshydrate pour donner un composé D.
 - Ecrire les équations bilans de ces deux réactions. **0,5pt**
 - Nommer les produits C et D. **0,5pt**
 - Au cours des réactions précédentes, on a obtenu 28,5g de composé D avec un rendement de 80%. Déterminer la masse du composé B utilisé. **0,75pt**
*Données : volume molaire : $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$
 Masses molaires atomiques (en g/mol) : C:12 ; H:1 ; O:16 ; N :14*

EXERCICE 2 : 5 points

- Définir : Acide au sens de Bronsted et base au sens de Bronsted. **1pt**
- Une solution d'acide éthanoïque de concentration 10^{-3} mol/l a un $pH = 3,9$ à 25°C.
 - Déterminer la concentration de chaque espèce chimique dans la solution. **1,5pts**
 - Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible et en déduire le pourcentage d'acide des molécules ionisées. **0,75pt**
- A 25°C, une solution de méthanoate de potassium a pour concentration $C_b = 10^{-3} \text{ mol/L}$ et son coefficient d'ionisation $\alpha = 13\%$.
 - Ecrire l'équation d'ionisation de l'ion méthanoate avec l'eau. **0,25pt**
 - Justifier que c'est un acide faible. **0,25pt**
 - Calculer son pH. **0,5pt**
- A 60°C, une solution d'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ a pour concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Déterminer son pH. On donne $K_e = 9,6 \cdot 10^{-14}$. **0,75pt**

EXERCICE 3 : 5 points

L'éthylamine appartient au couple acide-base $C_2H_5-NH_3^+ / C_2H_5-NH_2$

1. Ecrire l'équation de la réaction de l'éthylamine avec l'eau. **0,5pt**
2. Une solution aqueuse d'éthylamine de concentration $3 \cdot 10^{-2}$ mol/l a un **pH = 11,6** à **25°C**.
 - 2.1. Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution. **1,5pts**
 - 2.2. Justifier que la mono-éthylamine est une base faible. **0,5pt**
3. Calculer la constante pK_a' du couple acide / base mis en jeu dans la solution ; dire si l'éthylamine est une base plus forte ou plus faible que l'ammoniac, sachant que l'on a $pK_a = 9,2$ pour le couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ **1pt**
4. A la solution de mono-éthylamine, on ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique jusqu'à l'obtention de l'équivalence.
 - 4.1. Définir l'équivalence. **0,75pt**
 - 4.2. Le pH de la solution obtenue est-il supérieur, égal ou inférieur à 7 ? Justifier la réponse. **0,75pt**

EXERCICE 4 : TYPE EXPERIMENTAL / 4 Points

On mélange un volume V_a d'acide éthanóique de molarité $C_a = 0,1 \text{ mol/L}$ à un volume V_b d'éthanoate de sodium $C_b = 0,1 \text{ mol/L}$, puis l'on mesure le pH du mélange obtenu. Les valeurs du pH pour différentes valeurs de V_a et V_b sont consignées dans le tableau ci-dessous :

$V_B(\text{ml})$	10	20	30	40	50	60	70	80	90
$V_A(\text{ml})$	90	80	70	60	50	40	30	20	10
p^H	3,8	4,15	4,4	4,6	4,75	4,9	5,1	5,35	5,7
$\log(V_B/V_A)$									

- 1-Citer trois matériels de laboratoire indispensables à la réalisation de cette expérience. **0.75pt**
- 2-On admettra que dans le mélange, les quantités d'acide et de base conjuguées sont pratiquement égales à celles qui ont été introduites.
 - 2-1-Etablir la relation entre les rapports $[\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$ et V_b/V_a . **0.75pt**
 - 2-2-Compléter le tableau en calculant $\log(V_b/V_a)$ **0.75pt**
- 3-Sur la feuille de papier millimétré, représenter graphiquement $pH = f([\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}])$.
Echelle : 2,5cm \rightarrow 1 unité de $\log([\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}])$ et 2,5cm \rightarrow 1 unité de pH **1pt**
- 4-A partir du tracé, montrer que le pH peut se mettre sous la forme :
 $pH = b + a \log([\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}])$ où a et b les constants à déterminer. **1.25pt**
- 5-En déduire le pK_A du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ **0.5pt**