

**OFFICE DU BACCALAUREAT DU CAMEROUN**

EXAMEN	BACCALAUREAT	SERIE	C et D	SESSION	2009
EPREUVE	CHIMIE	COEF.	2	DUREE	3h

**EXERCICE-1 : CHIMIE ORGANIQUE (6pts)**

- 1- Qu'est-ce qu'un zwitterion ?  
 - En donner un exemple. (0,5pt)
- 2- Au cours de la combustion complète de 7,4 g 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.
- 2.1- Ecrire l'équation- bilan de la réaction ? (0,25pt)  
 - En déduire la formule brute de cet alcool. (0,5pt)
- 2.2- Ecrire les formules semi- développées de tous les isomères alcools de cette molécule et préciser la classe de chacun. (1pt)
- 2.3- L'isomère alcool secondaire subit une oxydation ménagée par une solution diluée de dichromate de potassium en milieu acide.
- 2.3.1- Ecrire l'équation- bilan de la réaction. (0,5pt)
- 2.3.2- 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)
- 2.4- 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)
- 2.5- Le butan-1-cl subit une oxydation ménagée par une solution de dichromate de potassium en excès et en milieu acide, pour donner un produit organique B.
- 2.5.1- Ecrire l'équation- bilan de la réaction et nommer le produit B. (0,75pt)
- 2.5.2- 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- bilan de ces deux réactions. (0,5pt)  
 - Nommer les produits C et D. (0,5pt)
- 2.5.3- Au cours des réactions précédentes, on a obtenu 28,5 g de composé D avec un rendement de 80 %.  
 - Déterminer la masse de composé B utilisée. (0,5pt)

**Données : Volume molaire :  $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$**

**Masses molaires atomiques (en  $\text{g.mol}^{-1}$ ) : C :12 ; H :1 ; O :16 ; N :14**

**EXERCICE-2 : CHIMIE GENERALE (4pts)**

- 1- Une réaction lente a pour équation- bilan :  $S_2O_8^{2-} + 2I^- \longrightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$ .
- 1.1- Donner l'expression de :  
 - la vitesse moyenne de disparition des ions iodures  $I^-$  entre les instants  $t_1$  et  $t_2$  (0,25pt)  
 - la vitesse moyenne de formation du diiode  $I_2$  entre les instants  $t_1$  et  $t_2$ . (0,25pt)  
 - la vitesse instantanée de disparition des ions  $S_2O_8^{2-}$  à l'instant t. (0,25pt)  
 - la vitesse instantanée de formation du diiode  $I_2$  à l'instant t. (0,25pt)
- 1.2- Pour la même réaction, on dispose des courbes suivantes :  $[I_2] = f(t)$  ;  $[S_2O_8^{2-}] = f(t)$ .
- 1.2.1- Quelle est la courbe ascendante ? la courbe descendante ? (0,5pt)
- 1.2.2- Expliquer brièvement comment déterminer la vitesse instantanée de disparition des ions  $S_2O_8^{2-}$  à un instant t donné, à partir de l'une des deux courbes ci-dessus. (0,5pt)
- 1.3- Si on augmente la température du milieu réactionnel comment varie la vitesse instantanée de disparition des réactifs ? (0,25pt)  
 - Si on diminue la concentration initiale des réactifs, comment varie la vitesse instantanée de formation des produits ? (0,25pt)
- 2- Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ avec } E_1 \text{ en eV et } n \in \mathbb{N}^*$$


- 2.1- Définir l'état fondamental. (0,25pt)
- 2.2- Qu'est-ce que l'énergie d'ionisation, pour l'atome d'hydrogène ?  
- Déterminer la valeur de cette énergie. (0,75pt)
- 2.3- Pris à son état fondamental, l'atome d'hydrogène est excité : son électron passe du niveau d'énergie 1 au niveau 3. Quelle est, en eV, l'énergie reçue ? (0,5pt)

### EXERCICE-3 : ACIDES ET BASES (6pts)

1- QCM : Choisir la réponse juste parmi celles proposées ci-dessous :

- 1.1- Dans un dosage acide faible – base forte, le pH du point d'équivalence est :  
(a)- égal à 7 ; (b)- supérieur à 7 ; (c)- égal au  $pK_a$ . (0,25pt)
- 1.2- A 0°C, le produit ionique de l'eau est :  
(a)-  $K_e = 1,0 \cdot 10^{-13}$  ; (b)-  $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$  ; (c)-  $K_e = 1,1 \cdot 10^{-15}$ . (0,25pt)
- 2- On dose 25 cm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse de monoamine par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_A = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . On trace la courbe  $\text{pH} = f(V_A)$ , où  $V_A$  représente le volume (en cm<sup>3</sup>) d'acide versé (document ).
- 2.1- Citer deux types de dosages souvent utilisés pour les solutions acides et bases. (0,5pt)
- 2.2- Ecrire l'équation- bilan de la réaction de dosage. (0,5pt)
- 2.3- Déterminer graphiquement (par la méthode des tangentes parallèles), les coordonnées du point d'équivalence, puis calculer la concentration molaire  $C_B$  de la solution de monoamine. (1,5pt)
- 2.4- Déterminer graphiquement le  $pK_a$  du couple acide / base de la solution de monoamine.  
- A partir de la liste suivante, en déduire le nom de la monoamine concernée :  
(a)- éthylamine :  $pK_a = 10,8$  ; (b)- diéthylamine :  $pK_a = 11,1$  ;  
(c)- triéthylamine :  $pK_a = 9,8$ . (0,25pt)
- 2.5- Pour un volume  $V_A = 3 \text{ cm}^3$  d'acide versé :  
2.5.1- Déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques en solution, sachant que le mélange a un pH de 11,1. (1pt)  
2.5.2- En déduire la valeur du  $pK_a$  du couple acide / base de la monoamine. (0,5pt)  
- Y a-t-il accord avec la valeur du  $pK_a$  obtenue graphiquement ? (0,25pt)
- 2.6- Si le dosage avait été réalisé en présence d'indicateur coloré quel serait le plus approprié parmi les indicateurs suivants : Rouge de méthyle : [4,8 – 6,0] ; Bleu de bromothymol : [6,0 – 7,6] ; Phénolphthaléine : [8,2 – 10,0] . Justifier. (0,5pt)

### EXERCICE-4 : TYPE EXPERIMENTAL (4pts)

- 1- On prépare 250 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_b = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ , à partir de pastilles de ce composé.
- 1.1- Quelle masse d'hydroxyde de sodium solide faut-il peser ? (0,5pt)
- 1.2- Indiquer la verrerie utilisée pour cette opération. (0,5pt)
- 2- La solution d'hydroxyde de sodium précédente est utilisée pour doser 10 mL d'une solution d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en présence de bleu de bromothymol comme indicateur coloré. L'équivalence est atteinte lorsqu'on a versé 10 mL de solution basique.
- 2.1- Faire un schéma du dispositif expérimental utilisé pour le dosage. (0,5pt)
- 2.2- Décrire brièvement le mode opératoire. (0,5pt)
- 2.3- Comment peut-on repérer l'équivalence ? (0,25pt)
- 2.4- Ecrire l'équation- bilan de la réaction de dosage. (0,5pt)
- 2.5- Calculer la concentration molaire de la solution d'acide sulfurique. (0,5pt)
- 2.6- La solution d'acide sulfurique utilisée a été préparée à partir d'une solution commerciale dont la bouteille comporte une étiquette sur laquelle on note le pictogramme ci-contre.
- 
- 2.6.1- Que signifie ce pictogramme ? (0,25pt)
- 2.6.2- Indiquer deux précautions à prendre lors de l'utilisation de l'acide sulfurique. (0,5pt)

Données : Masses molaires atomiques (en  $\text{g.mol}^{-1}$ ) : Na :23 ; O :16 ; H :1