

Epreuve de Chimie

Exercice 1 : Chimie organique

6points

1- Nommer les composés organiques ci-dessous.

0,25 x 4 = 1pt

- a)  $CH_3 - CH(CH_3) - CH(OH) - CH(CH_3)_2$   
b)  $CH_2(OH) - CH(OH) - CH_2(OH)$   
c)  $CH_2 = CH - CH(OH) - CH_3$   
d)  $CH(CH_3)_2 - C \equiv C - CH(OH) - CH_3$

2- Parmi les composés organiques ci-dessous quels sont ceux qui sont des alcools

0,25x4=1pt

- a)  $CH_3 - CH(OH) - CH_2OH$                       b)  $H - CH_2 - OH$   
c)  $C_6H_5 - OH$                                       d)  $CH_3 - CH_2 - CH = CHO$

3- Ecrire les formules semi-développées des composés suivants

0,25x2=0,5pt

- a) 2-éthyl-3-méthylcyclobutan-1-ol  
b) phényméthanol

4- QCM Choisir la ou les bonnes réponses parmi celles proposées.

0,25 x 3 = 0,75pt

4.1- Le groupe fonctionnel des alcools a une structure géométrique

- a) linéaire                      b) tétraédrique                      c) plane                      d) pyramidale

4.2- Un alcool à chaîne carbonée ramifiée et de formule brute  $C_4H_{10}O$  peut-être de classe

- a) primaire                      b) secondaire                      c) tertiaire

5- Un alcool secondaire saturé et ramifié A contient en masse 68,18% de carbone

1pt

5.1- Déterminer la formule brute de A.

0,5pt

5.2- Déterminer la formule semi-développée de A et nommer A.

0,5 + 0,25pt

5.3- La déshydratation de A conduit à deux alcènes

5.3.1- Donner les conditions expérimentales de cette réaction.

0,25pt

5.3.2- Quelles sont les formules semi-développées de ces alcènes ?

1pt

5.3.3- Nommer ces alcènes.

0,25 x 2 = 0,5pt

5.3.4- Lequel de ces alcènes est minoritaire ?

0,25pt

Données : C : 12g/mol      H:1g/mol ;      O : 16g/mol

Exercice 2 : Acide et base en solution aqueuse

5points

On considère une solution aqueuse  $S_1$  de méthanoate de sodium ( $HCOONa$ ) de concentration molaire 0,1 mol/L et le pH = 8,4.

1- Montrer que le méthanoate de sodium est une base faible.

0,25pt

2- Ecrire une équation-bilan de la réaction des ions méthanoate avec l'eau.

0,5pt

3- Calculer sa constante d'acidité  $K_a$  (calculer la concentration des espèces en solution).

1pt

4- A 10mL de la solution  $S_1$  on ajoute 10mL d'une solution  $S_2$  d'acide méthanoïque  $HCOOH$  décimolaire.

4.1- Quel est le pH de la solution obtenue ? (Calculer les concentrations des espèces) on supposera

$H_3O^+$  et  $OH^-$  très minoritaire devant  $Na^+$  et les ions méthanoate

1pt

4.2- Quel nom donne-t-on à une telle solution ?

0,25pt

4.3- Quelles sont les propriétés d'une-t-elle solution ?

0,5pt

5- A 10mL de la solution  $S_2$ , on ajoute un volume X de la solution  $S_1$  pour atteindre un pH = 4,1.

5.1- Exprimer la concentration molaire de  $HCOO^-$  et  $HCOOH$  en fonction de X (on négligera les concentrations molaire en ions  $H_3O^+$  et  $OH^-$  devant celle en  $Na^+$ )

0,5 x 2 = 1pt

5.2- Calculer la valeur de X.

0,5pt

Exercice 3 : Niveaux d'énergie

4points

Le spectre de l'atome d'hydrogène est obtenu par décharge dans un tube contenant du dihydrogène sous faible pression. Deux électrodes situées à chaque extrémité du tube permettent d'appliquer une différence de potentiel.

Lorsque les paramètres (d.d.p, température, pression) sont correctement fixés, on observe l'émission de lumière dont l'analyse est faite à l'aide d'un spectroscope.

Le spectre obtenu est constitué, dans sa partie visible, de quatre raies notées  $H_\alpha$  ;  $H_\beta$  ;  $H_\gamma$  ;  $H_\delta$  de longueurs d'onde respectives dans le vide : 656,27 nm ; 486,13 nm ; 434,05 nm ; 410,17 nm

Sachant que la couleur des raies émises sont bleue, indigo, rouge et violet, restituer à chaque radiation sa couleur. 0,5pt

2- En 1885, le physicien suisse Balmer, remarque que les longueurs d'onde  $\lambda$  de ces quatre radiations satisferont à une relation empirique :

$$\lambda = \lambda_0 \frac{n^2}{n^2 - 4} ; \lambda_0 = 367,7 \text{ nm} ; n \text{ est un nombre entier naturel non nul } (n \in \mathbb{N}^*)$$

2.1- Indiquer la plus petite valeur possible de n. En déduire la longueur d'onde de la raie correspondante. 0,25pt

2.2- Quelles valeurs doit prendre n pour retrouver les autres raies visibles du spectre ? 0,5pt

3- Les niveaux d'énergie quantifiés de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation :

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2} \text{ (eV) avec } E_0 = 13,6 \text{ eV et } n \text{ un nombre entier naturel non nul.}$$

Pour  $n = 1$  l'énergie de l'atome est minimale, l'atome est dans son état fondamental. Pour toutes les autres valeurs de n ( $n \geq 2$ ), l'atome est dans un état excité.

3.1- Expliquer brièvement le terme « niveau d'énergie quantifié ». 0,25pt

3.2- Etablir, en fonction de n, la fréquence  $\nu_{n,2}$  (exprimée en Hz) des radiations émises lorsque cet atome passe d'un état excité  $n > 2$  à l'état  $n = 2$ . 0,25pt

3.3- Retrouver l'expression empirique de Balmer :  $\lambda = \lambda_0 \frac{n^2}{n^2 - 4}$  ; calculer la valeur de  $\lambda_0$ . 0,5pt

- A quelle transition correspond l'émission de la radiation de longueur d'onde  $\lambda_0$  ? justifier la réponse. 0,25pt

3.4- Tracer le diagramme représentant les transitions entre les différents niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène pour les quatre raies  $H_\alpha$  ;  $H_\beta$  ;  $H_\gamma$  ;  $H_\delta$  de la série de Balmer. 0,5pt

4-

4.1- Quelle est l'énergie cinétique minimale d'un électron projectile capable de provoquer par choc l'excitation d'un atome d'hydrogène de son état fondamental à son deuxième état excité ? 0,25pt

4.2- Sous quelle tension minimale cet électron projectile, initialement au repos, a-t-il été accéléré ? 0,25pt

4.3- L'atome d'hydrogène précédemment excité revient à son état fondamental avec émission de deux photons. Déterminer les longueurs d'onde de ces deux photons. (0,25 + 0,25)pt

**Données :**  $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J.S}$      $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$      $m_e = 9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$      $|e| = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

#### Exercice 4 : A caractère expérimental /

5 points

On prépare un mélange équimolaire. Le butan-2-ol et d'acide éthanoïque. On prélève  $V = 5 \text{ mL}$  de ce mélange et on dose l'acide présent avec une solution de NaOH hydroxyde de sodium, de concentration  $C_b = 2 \text{ mol/L}$ . Il faut verser  $V_0 = 16,8 \text{ cm}^3$  de solution de NaOH pour obtenir l'équivalence. On répartit le mélange restant dans 10 (dix) tubes scellés. Chaque tube contenant 5 mL du mélange. A  $t = 0$  on place les dix tubes dans une étuve maintenue à  $100^\circ\text{C}$ .

1- Comment appelle-t-on la réaction qui a lieu ? 0,25pt

2- Ecrire son équation bilan. 0,25pt

3- Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ? 0,5pt

4- Exprimer [Ester] en fonction de  $V_0$  ;  $C_b$  ;  $V$  et  $V_b$   
 $V_b$  est volume de la base (NaOH) à l'équivalence. 0,75pt

5-

5.1- Compléter le tableau. 0,75pt

t(h)	0	1	5	10	15	20	30	40	50	60	70
$V_b \text{ (cm}^3\text{)}$		14,8	12,1	10,2	9	8	6,8	6,3	5,8	5,6	5,6
[Ester]											

5.2- Tracer la courbe [Ester] = f(t). 0,75pt

**Echelles : -2cm pour 10h et 2cm pour 1mol/L**

5.3- Déterminer la vitesse moyenne de l'ester entre  $t_1 = 5 \text{ h}$  et  $t_2 = 15 \text{ h}$ . 0,5pt

5.4- Quelle est la vitesse de formation de l'ester à  $t = 10 \text{ h}$ . 0,5pt

5.5- déterminer le temps de demi-réaction. 0,5pt