

<b>LYCEE DE MONATELE (LM)</b>					<b>DPT- SPT</b>
<b>EXAMEN</b>	<b>Baccalauréat Blanc N°2</b>	<b>Classes</b>	<b>T<sup>les</sup> CD</b>	<b>Session</b>	<b>Février 2017</b>
<b>Examineur</b>	<b>M. J.C. MIMSHE FEWU</b>	<b>COEF</b>	<b>C (2) ; D (2)</b>	<b>DUREE</b>	<b>3h</b>

## **EPREUVE DE CHIMIE**

### **Exercice 1 : Chimie organique**

**8 points**

On dispose d'un hydrocarbure gazeux A dont la densité par rapport à l'air est de  $d = 1,931$ . On fait brûler une petite quantité de A dans le dioxygène et on obtient alors 2,7g d'eau et 3,36L de dioxyde de carbone.

1. Ecrire l'équation-bilan de cette combustion **0,5pt**
2. Déterminer la formule brute de A **1pt**
3. Un hydrocarbure non cyclique B a pour formule  $C_4H_8$ . Il réagit avec l'eau en présence de l'alumine à chaud pour donner un mélange de deux composés  $B_1$  et  $B_2$ . On traite  $B_1$  par le permanganate de potassium en milieu acide : On obtient successivement deux composés  $C_1$  et  $D_1$ .  $C_1$  donne un précipité rouge brique en présence d'une solution contenant les ions cuivre II alors que  $D_1$  fait virer au jaune le bleu de bromothymol. On traite  $B_2$  avec une solution orangée de dichromate de potassium et on obtient après deux jours un mélange orangé.
- 3.1. En utilisant les formules semi-développées, écrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu entre B et l'eau en précisant le produit majoritaire. Nommer  $B_1$  et  $B_2$  **1pt**
- 3.2. En utilisant les formules semi-développées, écrire l'équation-bilan de la réaction de  $B_1$  avec le permanganate de potassium conduisant à la formation de  $C_1$  ; Puis nommer  $C_1$  **0,75pt**
- 3.3. En utilisant les formules semi-développées, écrire l'équation-bilan de la réaction de  $B_1$  avec le permanganate de potassium conduisant à la formation de  $D_1$  ; Puis nommer  $D_1$  **0,75pt**
- 3.4. On fait réagir  $B_2$  avec  $D_1$  et on obtient un composé E. En utilisant les formules semi-développées, écrire et nommer la réaction qui a lieu ; Puis nommer le composé E **0,75pt**
4. On fait réagir le composé  $B'$  isomère de B avec le chlorure d'hydrogène et on obtient un mélange de deux composés  $F_1$  ( $F_1$  composé chiral) et  $F_2$  ( $F_2$  composé achiral).
- 4.1. En utilisant les formules semi-développées, écrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu, puis nommer  $F_1$  et  $F_2$  **0,75pt**
- 4.2. Représenter les deux énantiomères du composé  $F_1$  **0,5pt**
5. On considère un composé organique X dont la molécule a la formule suivante :  

$$H_2N - CH(CH_3) - CO - NH - CH_2 - CO - NH - CH(C_6H_5) - COOH$$
- 5.1. A quelle famille de composés organiques appartient le composé X ? **0,25pt**
- 5.2. Quelle est nature du composé X ? **0,25pt**
- 5.3. Identifier (formule semi-développée et nom systématique) les différents acides  $\alpha$ -aminés dont dérive le composé A. **1,5pt**

### **Exercice 2 : Acides et bases**

**5 points**

1. Qu'est qu'une **base forte selon la théorie de Bronsted** ? **0,5pt**
2. Question à choix multiples (QCM) **1pt**

**NB** : réponse juste : (+0,25) ; réponse fausse : (-0,25) ; aucune réponse : (0)

**Q 1** Une base est d'autant plus faible que son  $K_a$  est

A	B	C
fort	faible	constant

**Q 2** Lorsqu'on dilue n fois une solution de base forte, le pH diminue de

A	B	C
n	$\log n$	$1/n$

**Q 3** On mélange 200mL d'une solution A d'acide chlorhydrique, de pH = 2,5 et 300mL d'une solution B d'acide chlorhydrique de pH inconnu. Le mélange final C a un pH = 2,8 ; le pH est inconnu est :

A	B	C
3,3	4,3	2,3

**Q 4** L'acide iodhydrique HI est un acide fort. On mélange 300mL de HI de pH = 3 et 700mL d'acide chlorhydrique de pH = 4. Le pH de la solution obtenue est :

A	B	C
3,4	2,4	4,4

3. Le **Vert de Malachite** est un indicateur coloré d'acido-basicité. Il peut être considéré comme un acide faible dont le couple acide/base est noté en abrégé  $\text{HIn}/\text{In}^-$ , et a un  $\text{pK}_a$  égale à **13,90**.

3.1. Ecrire l'équation chimique traduisant la réaction de la phénolphtaléine avec l'eau **0,5pt**

3.2. Définir la constante d'acidité  $K_a$  du couple  $\text{HIn}/\text{In}^-$ . La calculer **0,75pt**

3.3. Sur un axe gradué en pH, placer les domaines de prédominance des formes de ce couple

3.4. On admet qu'une solution contenant quelques gouttes de **Vert de Malachite** est :

- Vert : Couleur de sa forme acide si  $[\text{HIn}] > 5[\text{In}^-]$  ;
- Incolore : Couleur de sa forme basique si  $[\text{HIn}] < 250[\text{In}^-]$  ;

3.4.1. Définir : **zone de virage** **0,25pt**

3.4.2. Quelle est la zone de virage de la zone de **Vert de Malachite** ? **1,5pt**

### Exercice 3 : Type expérimental

**7 points**

1. On mélange 10cm<sup>3</sup> d'acide éthanoïque à **0,1mol/L** avec 40cm<sup>3</sup> d'éthanoate de sodium de même concentration : le pH du mélange obtenu est 5,4.

1.1. Déterminer les concentrations des espèces chimiques présentes dans le mélange. **1,5pt**

1.2. Déterminer la constante d'acidité  $K_a$  du couple ; Puis en déduire son  $\text{pK}_a$  **0,5pt**

2. On se propose de vérifier expérimentalement la valeur du  $\text{pK}_a$  trouvée ci-dessous. Pour cela on mesure le pH des différentes solutions contenant les espèces  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ . On donne :

- Une solution d'éthanoate de sodium de concentration  $C_b = 0,1\text{mol/L}$  ;
- Une solution d'acide éthanoïque, de concentration  $C_a = 0,1\text{mol/L}$  ;

On dispose du matériel suivant :

- 2 béchers (50 et 100mL) ;
- 2 pipettes jaugées (10mL et 20mL) ;
- Une burette de 50mL graduée en mL ;
- 1 agitateur magnétique ;
- 1 support de burette.

#### 2.1. Obtention de mélanges

Le tableau 1 ci-dessous indique les mélanges à préparer :

Mélange	M <sub>1</sub>	M <sub>2</sub>	M <sub>3</sub>	M <sub>4</sub>	M <sub>5</sub>
Volume de V <sub>b</sub> de $\text{CH}_3\text{COO}^-$ en mL	4	10	20	30	40
Volume de V <sub>a</sub> de $\text{CH}_3\text{COOH}$ en mL	40	40	40	40	40

Dans le même bécher on veut obtenir successivement les différents mélanges du tableau 1. Lorsqu'un des mélanges est réalisé, on mesure son pH et on fabrique le mélange suivant. On souhaite utiliser le moins possible de solutions et réduire le nombre de prélèvements.

Expliquer comment procéder, en précisant le choix du matériel.

**1pt**

#### 2.2. Mesure du pH

Avec le pH-mètre, on effectue les mesures de pH pour les mélanges du tableau 1 et pour quatre autres mélanges supplémentaires M<sub>6</sub>, M<sub>7</sub>, M<sub>8</sub> et M<sub>9</sub>

2.2.1. Recopier et compléter le tableau 2 suivant

1pt

Mélange	M <sub>1</sub>	M <sub>2</sub>	M <sub>3</sub>	M <sub>4</sub>	M <sub>5</sub>	M <sub>6</sub>	M <sub>7</sub>	M <sub>8</sub>	M <sub>9</sub>
V <sub>b</sub> (mL)	4	10	20	30	40	40	40	40	40
V <sub>a</sub> (mL)	40	40	40	40	40	30	20	10	4
pH	3,6	4	4,3	4,5	4,6	4,7	4,9	5,2	5,6
V <sub>b</sub> /V <sub>a</sub>	0,1								
log (V <sub>b</sub> /V <sub>a</sub> )	-1								

2.2.2. Tracer la courbe représentant  $\text{pH} = f(\log (V_b/V_a))$ .

1,5pt

Echelle : abscisse : 5cm pour une unité ; Ordonnée : 2cm pour une unité

### 2.3. Exploitation des résultats

2.3.1. En admettant que dans le mélange, les quantités d'acide éthanoïque et d'ions éthanoate sont égales aux quantités introduites, démontrer que :  $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{V_b}{V_a}$

2.3.3. Montrer que  $\text{pH} = a \cdot \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right) + b$  ; a et b sont des constantes à déterminer

0,75pt

2.3.4. En déduire graphiquement la valeur approchée du pKa ; Puis conclure

0,75pt