

Collège Jean Tabl d'Etoudi Département de PCT B.P. 4174 Yaoundé Tel/fax : 222 21 60 53	 SESSION INTENSIVE DE FEVRIER 2019	Année scolaire 2018-2019 Classe : T ^{le} CD Durée : 3h Coef : 2
---	---	---

EPREUVE DE CHIMIE

Exercice 1 : Chimie organique / 6 points

Un chimiste réalise deux séries d'expériences aboutissant chacune à la formation d'un composé non cyclique, de formule brute C_3H_7NO dont la molécule contient deux atomes de carbone tétraédrique.

A- Le produit C_3H_7NO final obtenu dans cette première partie est noté A. L'addition d'eau sur le propène conduit à une masse $m = 240$ g d'un mélange de deux alcools B et C, dont l'un B est primaire et représente 1% de la masse m.

- 1.1) Donner les noms et les formules de B et C ainsi que la classe de C. 1,25 pt
 - 1.2) Après avoir été séparés l'un de l'autre, les alcools B et C sont respectivement oxydés en D et E par un excès de solution acidifiée de dichromate de potassium. Donner la formule et le nom des composés de D et E. 1 pt
 - 1.3) En absence de dérivés chlorés, A se prépare en 2 étapes à partir de la solution aqueuse de D.
 - 1.3.1- Ecrire l'équation-bilan de chacune des deux étapes. 0,5 pt
 - 1.3.2- Nommer le produit intermédiaire F et le produit final A. 0,5 pt
 - 1.3.3- Calculer la masse maximale de A susceptible d'être obtenue. 1 pt
- B- Un isomère A' de A peut se préparer en deux étapes :
- 1.4) L'acide éthanoïque est tout d'abord transformé en chlorure d'acyle G. Donner le nom et la formule semi-développée de G. 0,5 pt
 - 1.5) G réagit ensuite avec une amine primaire H pour donner A'. Donner le nom et la formule semi-développée de H et de A' après avoir établi l'équation-bilan de la réaction. 1,25 pt

On donne en g/mol : C = 12 ; H = 1 ; N = 14 ; O = 16.

Exercice 2 : Acides et bases / 10 points

NB : Les questions 1,2,3,4,5 sont toutes indépendantes

1-Pour préparer 100 cm³ de solution de chlorure d'ammonium NH_4Cl , on dissout 320 mg de solide dans l'eau. La solution obtenue a un pH = 5,2 à 25°C.

- 1.1) Calculer la concentration initiale en ion ammonium et montrer que l'ion ammonium est un acide faible. 1pt
- 1.2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'ion ammonium et l'eau. 0,5 pt
- 1.3) Déterminer les concentrations des espèces en solution et en déduire le pKa du couple NH_4^+/NH_3 1,5pt

2-Un indicateur coloré en solution peut être considéré comme un couple acide-base suivant la réaction : $HIn + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + In^-$. Ce couple HIn/In^- a un pKa = 5. La forme acide HIn de cet indicateur est rouge. La forme basique In^- est jaune. La couleur d'une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur apparaît rouge, si $[HIn] > 10 \times [In^-]$ et jaune si $[In^-] > 10 \times [HIn]$.

2-1-Déterminer les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de l'indicateur coloré ? 1 pt

2-2-Dans un erlenmeyer contenant un volume $V_A = 10$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique, de concentration molaire $C_A = 10^{-2}$ mol.L⁻¹, on introduit quelques gouttes de l'indicateur, puis on ajoute progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

- 1-1-Exprimer les concentrations molaires des ions Na^+ et Cl^- présents dans le mélange. 0,5 pt
- 1-2-A l'aide de l'équation d'électro neutralité, donner la concentration molaire des ions H_3O^+ restant dans le mélange en fonction du volume V_B d'hydroxyde de sodium ajouté. 0,5 pt
- 1-3-Déterminer la valeur V_{B1} de V_B qui correspond au début du virage de l'indicateur. 0,5pt
- 1-4-Déterminer la valeur V_{B2} de V_B qui correspond à la fin du virage de l'indicateur. 0,5pt

- 3- Parmi les phrases suivantes, indiquer en justifiant celles qui sont vraies et celles qui sont fausses. **1 pt**
- (a) Une solution d'acide faible de concentration $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L a un pH égal à 3.
 - (b) Une solution de base faible de concentration $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L a un pH > 11.
 - (c) L'ion sulfite SO_3^{2-} est l'acide conjugué de HSO_3^- .
 - (d) Une base est une espèce chimique qui peut capter un proton.

- 4- Choisir pour chaque phrase suivante, la bonne réponse. **1 pt**

- 4.1- Une solution d'acide benzoïque de concentration $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L a un pH égal à :
a) 3 ; b) 3,6 ; c) 8,4
- 4.2- Une solution de méthanoate de sodium de concentration $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L a un pH égal à :
a) 12 ; b) 6,5 ; c) 7,9
- 4.3- L'ion dihydrogénophosphate H_2PO_4^- est l'acide conjugué de :
a) HPO_4^- ; b) PO_4^{3-} ; c) H_3PO_4^- ; d) H_3PO_3 ; e) HPO_4^{3-}
- 4.4- Une solution d'acide faible a un pH = 3,2. On la dilue dix fois, le pH de la solution devient :
a) 2,2 ; b) 4,2 ; c) 3,7

- 5- On dispose de trois solutions A, B et C ayant les caractéristiques suivantes :

Solution A : pH = 2,7 ; Solution B : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \times 10^{-3}$ mol/L ; Solution C : $[\text{HO}^-] = 6,3 \times 10^{-12}$ mol/L

Classer en justifiant les trois solutions par ordre d'acidité croissante.

1 pt

- 4- On dispose de deux solutions :

- S_1 , d'acide sulfurique H_2SO_4 de volume $V_1 = 25$ mL et de $\text{pH}_1 = 2,5$
- S_2 , d'acide iodhydrique HI de concentration $C_2 = 2 \times 10^{-2}$ mol/L et de volume $V_2 = 50$ mL.

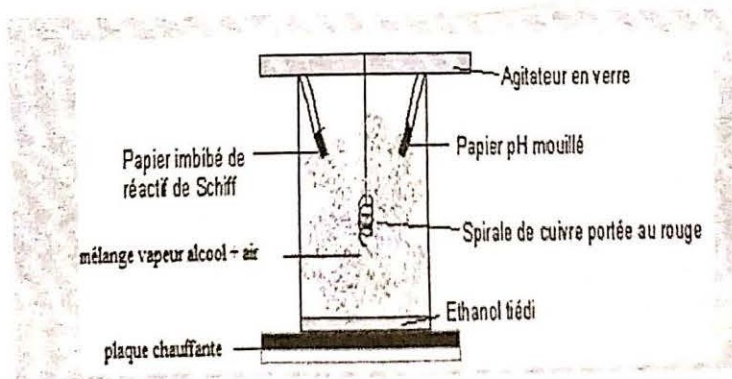
- (a) Calculer le pH de la solution S obtenue en mélangeant les deux solutions
- (b) Calculer le pH de la solution S' obtenue en diluant trois fois la solution S_1 .

0,5 pt

0,5 pt

Exercice 3 : Caractère expérimental / 4 points

On réalise l'expérience schématisée ci-dessous où l'éthanol est versé initialement dans un bécher tiédi sur une plaque chauffante pour le vaporiser partiellement. Une spirale de cuivre chauffée au préalable, puis introduite dans le bécher, reste incandescente durant l'expérience. Un papier-pH et un papier imbibé de réactif de Schiff est placé au dessus du liquide.



- 1- Donner le nom de cette expérience
- 2- Pourquoi la spirale de cuivre reste incandescente durant toute l'opération ?
- 3- Nommer le catalyseur utilisé pour cette réaction.
- 4- Le papier pH rougit et celui au réactif de Schiff rosit. Justifier ces observations.
- 5- Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation aboutissant à l'aldéhyde.
- 6- Il peut arriver que les vapeurs d'éthanol s'enflamment. Ecrire alors l'équation-bilan de la réaction se produisant dans ce cas.

1pt

0,5pt

0,5pt

1pt

0,5pt

0,5pt

EVALUATION PERSONNALISEE DU 21 JANVIER 2 019 : EPREUVE DE CHIMIE.

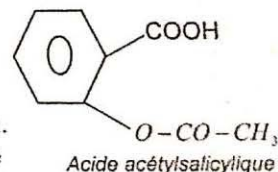
On donne les masses molaires atomiques, en g/mol : O = 16 ; H = 1 ; C = 12 .

EXERCICE 1 : Chimie organique. / 4 points

- Indiquer pour chacune des réactions suivantes le nom et la formule semi-développée des composés représentés par les lettres D, F, G, H. **1,00 pt**
 - Ethanoate d'isopropyle + D → éthanoate de sodium + propan-2-ol.
 - Acide éthanoïque + chlorure d'éthanoyle → F + HCl.
 - Chlorure de propanoyle + N-méthyléthylamine → G + H.
- Représenter, en projection de Newman, la conformation la plus stable et la conformation la plus instable du 1,2-dichoroéthane. Nommer ces conformations. **1,00 pt**
- Un monoalcool saturé A renferme en masse 21,6% d'oxygène. La déshydrogénation catalytique de A conduit à un composé B n'ayant pas de propriétés réductrices.
 - Identifier A par sa formule semi-développée et son nom. **0,75 pt**
 - Montrer que A possède deux énantiomères. Les représenter. **0,75 pt**
 - Par action d'un acide carboxylique sur A, on obtient un composé organique E de formule $C_5H_{10}O_2$. Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer E. **0,50 pt**

EXERCICE 2 : Acides et bases en solution. / 6 points

- Un comprimé d'aspirine contient 500 mg d'acide acétylsalicylique. La formule de l'acide acétylsalicylique est donnée ci-contre. La solubilité de cet acide dans l'eau, à 25°C, est de 2,5 g par litre d'eau.
 - Calculer, en mL, la quantité minimale d'eau nécessaire pour que tout l'acide contenu dans un comprimé passe en solution. **0,50 pt**
 - Calculer la concentration C de l'acide acétylsalicylique dans la solution obtenue. **0,50 pt**
 - Dans la suite, on symbolisera l'acide acétylsalicylique par AH. La réaction de cet acide avec l'eau est très peu avancée.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acide acétylsalicylique avec l'eau et exprimer la constante d'équilibre réduite K_a du couple acido-basique correspondant. **0,50 pt**
 - Montrer que pour un monoacide faible en solution dans l'eau avec une concentration C et tel que la réaction est très peu avancée, on a :
$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C).$$
 0,75 pt
 - Calculer le pK_a du couple de l'acide acétylsalicylique, sachant que la solution étudiée a un $pH = 2,67$. **0,50 pt**
- Les solutions sont préparées à 25°C.



- 2.1. On mélange 200 mL d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de pH = 10,7 avec 300 mL d'une solution S_2 d'hydroxyde de magnésium ($Mg(OH)_2$) de pH inconnu. On obtient une solution S dont le pH est égal à 11,5.
- 2.1.1. Définir : base forte. **0,25 pt**
- 2.1.2. Calculer la concentration de la solution S_1 . **0,25 pt**
- 2.1.3. Déterminer le pH de la solution S_2 . **0,50 pt**
- 2.2. On dispose d'une solution (S_a) d'acide sulfurique de concentration $C_a = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Quel est le pH de la solution (S_a) ? **0,25 pt**
- 2.3. On mélange 25 mL de la solution (S_a) avec 20 mL d'une solution (S_b) d'hydroxyde de potassium de concentration $C_b = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2.3.1. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit et calculer sa constante d'équilibre K_r . **0,75 pt**
- 2.3.2. Calculer la concentration de chacune des espèces chimiques dissoutes dans la solution finale. **1,00 pt**
- 2.3.3. Ecrire l'équation d'électroneutralité de cette solution finale. **0,25 pt**

EVALUATION HARMONISEE DU 14 JANVIER 2019: EPREUVE DE CHIMIE.

Données: masses molaires atomiques en g.mol⁻¹ : M(H) = 1 ; M(O) = 16 ; M(S) = 32,1 ; M(N) = 14 ; M(Cl) = 35,5 ;
M(C) = 12 ; M(Na) = 23

EXERCICE 1 : Composés organiques. / 6 points

1. Par oxydation ménagée d'un composé organique A à chaîne carbonée et ne comportant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, on obtient un mélange de deux composés B et C. Le composé B réduit le nitrate d'argent ammoniacal. Le composé C est soluble dans l'eau ; si l'on dissout 0,10 g de C dans 50 cm³ d'eau distillée et que l'on ajoute quelques gouttes de phénophtaléine, il faut verser 9,8 cm³ de soude à 0,1 mol.L⁻¹ pour observer le virage au rose violacé de la solution. (C ne possède pas de fonction multiple).

1.1. Déterminer la formule brute de C. 0,50 pt

1.2. Identifier les composés A et C par leur formule semi-développée et leur nom, sachant que la molécule de C est chirale. 0,50 pt

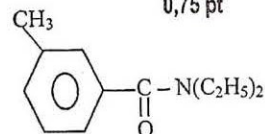
1.3. Par action du dichlore sur C en présence du soufre, on obtient un composé organique D.

1.3.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction et nommer D. 0,50 pt

1.3.2. Comparer la force acide des composés C et D. 0,25 pt

1.4. Par action de l'hydroxyde de sodium, à chaud, en solution dans l'éthanol, sur le composé D, on réalise une réaction d'élimination conduisant à l'acide 2-méthylbut-2-énoïque. Combien de stéréoisomères peut-on obtenir ? Représenter et nommer ces composés. 0,75 pt

2. Le DEET est un liquide légèrement jaune à la température ambiante destiné à être appliqué sur la peau ou les vêtements. Il offre une protection contre les moustiques, puces et de nombreux autres insectes piqueurs. La représentation de sa molécule est donnée ci-contre.



2.1. Recopier la formule. Entourer le(s) groupe(s) fonctionnel(s) présent(s) et le(s) nommer. 0,50 pt

2.2. Le DEET peut être préparé en utilisant l'acide 3-méthylbenzoïque, le chlorure de thionyle et une amine.

2.2.1. Donner la formule semi-développée et le nom de l'amine. 0,50 pt

2.2.2. Ecrire les équations-bilans des réactions correspondant à cette préparation en utilisant les formules semi-développées. 0,50 pt

2.2.3. Donner le nom du DEET en nomenclature officielle. 0,25 pt

3. On prélève 0,2 mol d'acide propanoïque pur et 0,2 mol de butan-1-ol qu'on verse dans un ballon.

3.1. Ecrire l'équation bilan de la réaction, nommer le composé organique G obtenu. 0,50 pt

3.2. Calculer la quantité de matière de G obtenue à l'équilibre, sachant que la constante d'équilibre est $K = 4,0$. 0,50 pt

3.3. En déduire le rendement final de la réaction. 0,25 pt

3.4. Pour augmenter le rendement final de la réaction, un groupe d'élèves formule les propositions suivantes :

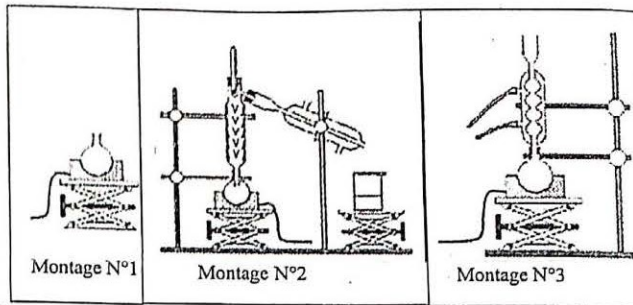
- (a) On chauffe le milieu réactionnel pendant 5 minutes.
(b) On ajoute un catalyseur : l'acide sulfurique concentré par exemple.
(c) On réalise une distillation pour éliminer l'eau.
(d) On chauffe à reflux.

3.4.1. Parmi ces propositions, choisir, en justifiant celle qui vous semble correcte. 0,25 pt

3.4.2. Quel montage doit-on réaliser parmi ceux proposés ci-dessous ? 0,25 pt

Données :

Composés	Températures d'ébullition (°C)
Acide propanoïque	141,0
Butan-1-ol	117,5
G	146,0
Eau	100



EXERCICE 2 : Composés azotés. / 4 points

On se propose d'identifier un dipeptide noté D, résultant de la réaction entre deux acides aminés A et B.

- Des méthodes d'analyse quantitative ont permis de déterminer les pourcentages massiques de carbone, d'hydrogène et d'azote du composé A ; soient : % C = 40,45 ; % H = 7,87 ; % N = 15,72 .
 - Sachant que le composé A ne contient qu'un atome d'azote par molécule, déterminer sa formule brute. 0,50 pt
 - Le composé A est précisément un acide α -aminé. Ecrire sa formule semi-développée et donner son nom dans la nomenclature officielle. 0,50 pt
 - Donner les représentations de Fischer des deux énantiomères du composé A. 0,50 pt
 - Le composé A donne lieu à deux couples acido-basiques dont les valeurs de pK_a sont $pK_{a1} = 2,3$ et $pK_{a2} = 9,9$. Sur un axe de pH, indiquer le domaine de prédominance de chaque espèce. 0,50 pt
- Par réaction de A avec un autre acide α -aminé B de formule, $C_4H_9 - CH(NH_2) - COOH$, on obtient le dipeptide D.
 - Ecrire la formule semi-développée de B sachant que sa molécule contient deux atomes de carbone asymétriques et donner son nom dans la nomenclature officielle. 0,50 pt
 - Ecrire, à l'aide de formules semi-développées, l'équation-bilan traduisant la synthèse du dipeptide D sachant que A est l'acide α -aminé N-terminal. Nommer D. 0,50 pt
- On effectue une décarboxylation de A, par chauffage. Le composé organique azoté E obtenu est dissout dans de l'eau pour donner une solution (S).
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction de décarboxylation de A. Nommer le produit E. 0,50 pt
 - Quelle est la nature de la solution (S) ? Justifier à l'aide d'une équation bilan. 0,50 pt

EXERCICE 3 : Solutions aqueuses. / 6 points

- Comment varie le pH d'une solution aqueuse lorsque la concentration des ions hydroxyde HO^- diminue ? 0,25 pt
- Indiquer une méthode permettant de montrer le caractère acide d'une solution d'acide propanoïque. 0,25 pt
- Une solution commerciale d'hydroxyde de sodium a une densité par rapport à l'eau de 1,40 et titre 35% d'hydroxyde de sodium en masse. Les solutions sont préparées à 25°C.
 - Pourquoi l'hydroxyde de sodium est-il une base forte ? 0,25 pt
 - Quelle est la concentration C_0 de cette solution commerciale ? 0,50 pt
 - On veut préparer, à partir de cette solution commerciale, 1 L d'une solution S de pH = 13,09.
 - Déterminer le volume V_0 de la solution commerciale à prélever et indiquer avec précision comment opérer. 1,00 pt
 - Donner deux précautions à observer au cours de cette préparation. 0,25 pt
 - On mélange 400 mL d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de pH = 10,7 avec 100 mL d'une solution S_2 d'hydroxyde de sodium de pH = 12,3. Calculer le pH de la solution obtenue. 0,50 pt
 - On dispose d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$. On désigne par x la concentration des ions hydroxyde HO^- provenant de l'autoprotolyse de l'eau dans cette

solution.

<http://www.edusec.biz>

Exprimer le produit ionique de l'eau en fonction de x , puis déterminer le pH de cette solution. 0,75 pt

4. A la température de 60°C, le produit ionique de l'eau est $K_w = 1,0 \cdot 10^{-13}$.
- 4.1. Comment varie le produit ionique de l'eau avec la température ? 0,25 pt
- 4.2. Calculer le pH de l'eau pure à 60°C. 0,25 pt
- 4.3. Déterminer le pourcentage de molécules d'eau dissociées à la température de 60°C. 0,75 pt
5. On prélève trois échantillons d'une solution S_3 et on y ajoute quelques de trois indicateurs colorés différents. On observe les couleurs suivantes :

	Indicateurs colorés	Dans S_3
Échantillon N° 1	Rouge de bromocrésol	Orangé
Échantillon N° 2	Vert de bromocrésol	Vert
Échantillon N° 3	Bleu de bromothymol	Jaune

On donne :

Indicateurs colorés	Couleur de la forme acide	Zone de virage	Couleur de la forme basique
Rouge de bromocrésol	Jaune	5,2 – 6,8	Rouge
Vert de bromocrésol	Jaune	3,8 – 5,4	Bleu
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu

- 5.1. Définir : indicateur coloré. 0,25 pt
- 5.2. Déterminer le domaine des valeurs possibles du pH de la solution S_3 . 0,50 pt
- 5.3. Les mesures étant faites à 25°C, S_3 peut-elle être une solution d'iodure d'hydrogène ou d'hydroxyde de potassium ? 0,25 pt

On donne la masse volumique de l'eau : $\rho_e = 1 \text{ kg} \cdot \text{dm}^{-3}$.

EXERCICE 4 : Identification de solutions. / 4 points

On prépare une solution en dissolvant une masse m d'un monoacide fort de masse molaire M dans un volume V d'eau pure. On négligera la variation de volume consécutive à la dissolution de l'acide. Le monoacide est représenté par la formule AH . Les solutions sont préparées à 25°C.

1. Ecrire l'équation bilan de sa réaction avec l'eau. 0,25 pt
2. Exprimer le pH de la solution en fonction de m , M et V . 0,25 pt
3. On mesure les pH de plusieurs solutions obtenues chacune par dissolution d'une masse m de cet acide dans un volume $V = 500 \text{ mL}$ d'eau. On a obtenu les résultats :

m (g)	1,2	1,5	1,8	2,5	3,0	3,5	4	4,8
pH	1,61	1,51	1,43	1,29	1,21	1,14	1,08	1,00

- 3.1. Tracer le graphe $pH = f(\log(m))$, où \log est le logarithme décimal.
Echelles : 1 cm pour $\log(m) = 0,05$ et 1 cm pour $pH = 0,1$. 1,25 pt
- 3.2. Montrer, à partir du graphe obtenu, que le pH peut se mettre sous la forme : $pH = a \log(m) + b$, où a et b sont des constantes dont on déterminera les valeurs. 0,50 pt
- 3.3. Dédurre des résultats précédents la masse molaire M de l'acide et l'identifier parmi les acides de formules : HNO_3 ; H_2SO_4 ; HClO_3 ; $\text{H}_2\text{N} - \text{SO}_3\text{H}$. 0,75 pt
- 3.4. On prélève un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ d'une des solutions de l'acide de $pH = 2,1$ et on y ajoute un volume $V_b = 30 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde sodium de concentration molaire $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On rappelle l'équation bilan de la réaction entre un acide fort et une base forte : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.
- 3.4.1. Le mélange obtenu est-il acide, basique, ou neutre? Justifier la réponse. 0,50 pt
- 3.4.2. Calculer le pH de ce mélange. 0,50 pt

Collège Jean Tabi d'Etoudi
Département de Physique-Chimie
BP 4 174 Yaoundé
Tél. /Fax : 222 21 60 53
Courriel : contact@college-jeantabi.org
N/Réf. : C.JT/ 18- 19/DP/AB/EA

Année scolaire 2 018 – 2 019.
Séquence : 03
Classe : Terminale C
Durée : 50 min
Coef. : 2

EVALUATION PERSONNALISEE DU 13 DECEMBRE 2 018 : EPREUVE DE CHIMIE.

On donne les masses molaires atomiques, en g/mol : C = 12 ; O = 16 ; H = 1 ; N = 14.

EXERCICE 1 : Synthèse organique. / 5 points

On souhaite préparer un composé organique, le N-éthyl-2-méthylbutanamide A, à partir du 2-méthylbutan-1-ol B.

1. Donner la formule semi-développée de chacun des composés A et B. 0,50 pt
2. Plusieurs étapes sont nécessaires afin de réaliser la synthèse de A.
 - 2.1. Tout d'abord, on réalise l'oxydation ménagée du composé B en le faisant réagir avec un excès d'une solution acidifiée de dichromate de potassium. Donner la formule semi-développée et le nom du composé organique C obtenu à l'issue de cette réaction. 0,50 pt
Quel est le nombre de stéréoisomères isolables de C ? Les représenter en perspective et donner la nature de l'isomérisation qui les lie. 1,00 pt
 - 2.2. On fait réagir ensuite le composé C avec l'éthylamine. Un composé D, intermédiaire entre C et A, est alors obtenu. Ecrire l'équation bilan correspondante. Donner le nom de D. 0,50 pt
 - 2.3. Enfin, la déshydratation du composé D par chauffage conduit à la formation du composé A. Ecrire l'équation bilan de cette réaction. 0,25 pt
 - 2.4. Déterminer le rendement global de la réaction sachant que 30 g de B ne libère que 4 g d'eau. 0,50 pt
3. Dans la pratique, il est possible d'utiliser à la place du composé C, un dérivé E de ce dernier obtenu par action du pentachlorure de phosphore sur C. Ecrire l'équation bilan de cette réaction et nommer E. 0,50 pt
4. Il existe des polymères appartenant à la même famille que A. Pour préparer l'un d'eux, on utilise les deux monomères suivants : chlorure d'hexanedioyle F et hexane-1,6-diamine G.
 - 4.1. Ecrire l'équation bilan de la polymérisation qui peut être réalisée à partir de ces deux corps. 0,50 pt
Cette réaction est-elle une polyaddition ou une polycondensation ? 0,25 pt
 - 4.2. Donner le nom usuel de ce polymère et citer une de ses applications. 0,50 pt

EXERCICE 2 : Composés organiques. / 5 points

1. Répondre par vrai ou faux :
Un mélange racémique est tantôt dextrogyre, tantôt lévogyre. 0,25 pt
2. Comment attribue-t-on les dénominations Z et E aux isomères de formule $ACH = CHB$ (A et B sont différents de H) ? 0,25 pt
De ces deux isomères, lequel est généralement le plus stable ? Pourquoi ? 0,50 pt

3. Les acides α -aminés jouent un rôle important dans la vie. Ils rentrent dans la constitution des protéines.
- 3.1. L'acide α -aminé, de formule semi-développée $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$, fait partie des vingt principaux acides α -aminés des organismes vivants.
- 3.1.1. Donner le nom systématique du composé A. **0,25 pt**
- 3.1.2. Donner la représentation de Fischer des deux énantiomères de cet acide α -aminé. **0,50 pt**
- 3.2. On réalise la réaction de condensation d'un acide α -aminé B de formule semi-développée $\text{R} - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$ sur l'acide α -aminé A dans lequel R est un radical. On ne tiendra pas compte dans cette question de l'isomérisation optique et on ne considérera que les réactions possibles entre A et B.
- 3.2.1. Combien de dipeptides peut-on alors obtenir ? Ecrire les équations bilans des réactions mises en jeu. **0,75 pt**
- 3.2.2. Sachant que chaque dipeptide a une masse molaire $M = 174 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, déterminer la formule semi-développée et le nom systématique de l'acide α -aminé B. **0,50 pt**
- 3.2.3. Indiquer (sans équation bilan), comment procéder pour obtenir uniquement le dipeptide où B est N-terminal. Nommer ce dipeptide. **0,50 pt**
- 3.3. L'acide α -aminé B ressemble beaucoup, quand il est pur, à un corps à structure ionique. Il se présente en effet sous la forme d'un ion dipolaire appelé amphion ou zwitterion.
- 3.3.1. Définir amphion et écrire la formule semi-développée de cet ion dipolaire. **0,50 pt**
- 3.3.2. Justifier son caractère amphotère à l'aide d'équations bilans. **0,50 pt**
- 3.3.3. Les pK_a de ces couples acide/base qui sont associés à cet amphion ont pour valeur $\text{pK}_{a1} = 2,3$ et $\text{pK}_{a2} = 9,6$.
Recopier et compléter le diagramme ci-dessous en y indiquant les espèces acido-basiques majoritaires de l'acide α -aminé B pour chaque domaine de pH. **0,50 pt**

