

OFFICE DU BACCALAURÉAT DU CAMEROUN

EXAMEN :	BACCALAURÉAT	SÉRIE : C-D	SESSION :	2018..
EPREUVE :	CHIMIE	COEF : 2	DURÉE :	3heures

Epreuve disponible sur www.emergencetechnocm.com

EXERCICE 1 : CHIMIE ORGANIQUE/ 6 points.

- 1-Un alcène A a pour formule brute C_nH_{2n} . Son hydratation en présence de l'acide sulfurique conduit à un composé B.
 - 1-1- Écrire l'équation-bilan de la réaction et préciser la fonction de B. 0,75pt
 - 1-2- Sachant que B renferme en masse 21,6% d'oxygène, déterminer sa formule brute. 0,5pt
 - 1-3- Écrire les différentes formules semi-développées possibles de B. 1pt
 - 1-4- L'oxydation ménagée de B étant impossible, déduire les formules semi-développées de A et B. 0,5pt
- 2- Une amine tertiaire A de formule C_3H_9N réagit avec le 1-iodobutane en solution dans l'éther. Il se forme un précipité blanc.
 - 2-1- Écrire l'équation- bilan de la réaction en utilisant les formules semi-développées. 0,5pt
 - 2-2- Nommer le produit formé. 0,5pt
 - 2-3- Identifier le caractère de l'amine, mis en évidence dans cette réaction. 0,25pt
- 3- On considère un acide α - aminé de masse molaire $M = 131 \text{ g.mol}^{-1}$ dont le groupe R est un radical alkyle saturé à une seule ramification.
 - 3-1-Écrire la formule générale des acides α - aminés. 0,5pt
 - 3-2- Déterminer sa formule brute. 0,5pt
 - 3-3- Sachant que la molécule d'acide α - aminé ne comporte qu'un seul atome de carbone asymétrique, en déduire sa formule semi- développée et préciser son nom en nomenclature systématique. 1pt

Masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

EXERCICE 2 : ACIDES – BASES / 6 points.

- 1- Définir un acide faible. 0,5pt
- 2- Deux solutions aqueuses à 25°C ont un pH identique de valeur 3,4.
La première est une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) de concentration $C_1 = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;
La deuxième est une solution d'acide éthanóïque CH_3COOH de concentration $C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - 2-1- Calculer la concentration des ions hydronium H_3O^+ dans ces solutions. 0,5pt
 - 2-2- Montrer que l'acide éthanóïque est un acide faible. 0,5pt
 - 2-3- Écrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide éthanóïque et l'eau. 0,75pt
 - 2-4- Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution d'acide éthanóïque. En déduire le pK_a de l'acide éthanóïque. 1,5pt
- 3-On réalise le dosage d'un volume $V_a = 50 \text{ mL}$ d'un acide carboxylique de formule $C_nH_{2n}O_2$ par une solution d'hydroxyde de sodium. Pour atteindre le point d'équivalence, on doit verser un volume $V_b = 100 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - 3-1- Déterminer la concentration molaire C_a de la solution d'acide carboxylique. 0,75pt
 - 3-2- Cette solution est obtenue en dissolvant $m = 20,4 \text{ g}$ d'acide carboxylique dans $V = 1 \text{ L}$ d'eau; en déduire la masse molaire de cet acide. 1pt
 - 3-3- Déterminer sa formule brute. 0,5pt

Masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : C = 12 ; H = 1 ; O = 16 .

EXERCICE 3 : CHIMIE GÉNÉRALE / 4points .

1-Niveau d'énergie / 2 points

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation $E_n = \frac{-13,6}{n^2} \text{ (eV)}$.

- 1-1- Définir énergie d'ionisation. 0,5pt
- 1-2- Pris dans son état fondamental, l'atome d'hydrogène est excité et son électron passe du niveau 1 au niveau $p > 1$.
 - 1-2-1- Y-a-t-il absorption ou émission des photons? Justifier votre réponse. 0,5pt
 - 1-2-2- Établir l'expression littérale de la fréquence des radiations émises lorsque cet atome passe d'un état excité p à l'état $n = 1$. 0,5pt
 - 1-2-3- Calculer cette fréquence pour $p = 3$. 0,5pt

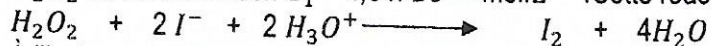
Données : $1\text{eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$ Constante de Planck $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s}$

Epreuve disponible sur www.emergencetechnocm.com

2- Cinétique chimique/ 2 points

On étudie la cinétique de la réaction d'oxydation des ions iodure I^- en milieu acide par l'eau oxygénée

H_2O_2 de concentration $C_1 = 4,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Cette réaction lente a pour équation – bilan :



À l'instant $t = 0 \text{ min}$, On mélange dans un bécher 100 mL de la solution S_1 d'eau oxygénée et 100 mL d'une solution d'iodure de potassium ($K^+ + I^-$) de concentration $C_2 = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

On y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique. La solution obtenue est répartie dans 10 béchers à raison de 20 mL par bécher. À l'instant $t = 3 \text{ min}$, on ajoute rapidement de la glace dans le premier bécher et on dose le diiode formé par une solution de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) de concentration C' en présence de l'empois d'amidon. Soit V' le volume de la solution de thiosulfate versé à l'équivalence.

Toutes les trois minutes, on renouvelle l'opération ci-dessus sur le 2^{ème} puis le 3^{ème}, etc.. La réaction du dosage est rapide et totale. Son équation-bilan est : $I_2 + 2S_2O_3^{2-} \longrightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$

2-1- Montrer que dans le mélange du départ, les ions iodure sont en excès.

0,5pt

2-2 Pourquoi ajoute-t-on de la glace rapidement à l'instant t à chaque bécher?

0,5pt

2-3 Montrer que la concentration du diiode apparu dans un bécher à l'instant t a pour expression: $[I_2]_t = \frac{1}{2} C' \frac{V'}{V}$ où v est le volume de diiode présent dans le bécher.

0,5pt

2-4 Calculer la valeur de la concentration $[I_2]_t$ en diiode à la fin de la réaction.

0,5pt

EXERCICE 4 : À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL / 4 points**1- Préparation d'une solution**

On veut préparer $V = 250 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique S de concentration $C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, à partir d'une solution S_0 disponible. Sur la paillasse du laboratoire, on trouve le matériel et les produits suivants :

Matériel : une burette graduée de 50 mL; deux béchers de 150 mL et 500 mL ; deux fioles jaugées de 250 mL et 500 mL; pipettes jaugées de 10 mL et 20 mL.

Produits : une solution d'acide chlorhydrique S_0 de concentration $C_0 = 2,5 \text{ mol.L}^{-1}$; une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et de l'eau distillée.

1-1 Calculer le volume de la solution S_0 à prélever pour cette préparation.

0,5pt

1-2 Citer deux éléments du matériel nécessaire pour la préparation de la solution S .

0,5pt

1-3 Décrire brièvement le mode opératoire pour cette préparation.

0,5pt

2-Vérification de la concentration

Pour vérifier la concentration de la solution S , on prélève $V_a = 20 \text{ mL}$ de celle-ci que l'on introduit dans le bécher de 100 mL. À l'aide de la burette, on y verse progressivement la solution d'hydroxyde de sodium S_1 . Un pH- mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange pendant le dosage.

Le tableau suivant indique les valeurs de pH obtenues pour différentes valeurs de volume V_b d'hydroxyde de sodium versé :

$V_b(\text{mL})$	0	5	7	10	12	15	16	17	18	19	20	21	22
pH	1	1,1	1,2	1,3	1,5	1,8	2,0	2,2	2,3	3	9	11,2	11,7

2-1 Construire la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ sur le papier millimétré à remettre avec la copie.

Échelle : 1 cm pour 1 mL et 1 cm pour une unité de pH.

1pt

2-2 Dédire de la courbe, le volume V_b d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.

0,5pt

2-3 Calculer la concentration C_a de la solution S .

0,5pt

2-4 Comparer la valeur C_a obtenue à C et en déduire le rôle du dosage.

0,5pt