

Lycée Bilingue de Ndzihi		Année Scolaire 2016-2017
Département de PCT		Baccalauréat Blanc
Séries C-D		Durée 3h - Coef : 2
EPREUVE DE CHIMIE		

Exercice 1 : Chimie organique /6pts

N.B. les questions 1, 2, 3 et 4 sont indépendantes

- Ecrire les formules semi-développées des composés A, B, C, D suivants :
(A) éthanoate de 2- méthylbutyle ; (B) anhydride de 2-méthylpropanoïque ; (C) acide 2-amino-4-méthylpentanoïque ; (D) 2,2-diméthylpentan -2- one. 0,25ptx4
- Définir molécule chirale et dire parmi les molécules ci-dessus celle qui est chirale puis donner la représentation de Fischer de ses deux énantiomères. 0,25ptx4
- Le composé (A) a été obtenu par une réaction totale et rapide d'un monoalcool (E) sur un composé (F). Nommer les composés (E) et (F) et écrire l'équation bilan de cette réaction. 1pt
- L'analyse élémentaire d'un composé (G) a révélé que sa formule brute est de la forme $C_nH_{2n}O_2$. Ce composé rougit le papier pH et donne sans modification de sa chaîne carbonée avec de la soude, un seul sel de sodium de masse molaire égale à $110g.mol^{-1}$
 - Quelle fonction chimique comporte le composé (G) ? Ecrire en fonction de n sa formule générale en mettant en exergue sa fonction chimique. 0,75pt
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction donnant lieu au sel de sodium. 0,25pt
 - Déterminer la masse molaire du composé (G) et donner les formules semi-développées et les noms de ses isomères. 1,25pt
 - Sachant en plus que le composé (G) donne par déshydratation intermoléculaire l'anhydride de 2-méthylpropanoïque, en déduire sa formule semi-développée et son nom puis écrire l'équation-bilan de la déshydratation. 0,75pt

Données : C : $12g.mol^{-1}$; H : $1g.mol^{-1}$; O : $16g.mol^{-1}$; Na : $23g.mol^{-1}$

Exercice 2 : Acides et bases /6pts

N.B. les questions 1 et 2 sont indépendantes

- On dispose de 5 béchers contenant un même volume v de solutions différentes mais de même concentration $C=10^{-2} mol.L^{-1}$. Pour identifier chaque solution, on mesure le pH en numérotant le bécher correspondant. Ainsi on obtient les résultats suivants :

n° bécher	1	2	3	4	5
pH	5,6	7	10,6	11,3	12

Chaque solution a été préparée par dissolution dans l'eau pure de l'un des cinq produits suivants :

- Le chlorure de sodium : NaCl ;
- Le chlorure d'ammonium : NH_4Cl ;
- La méthylamine : CH_3-NH_2 ;
- L'hydroxyde de sodium : NaOH ;
- L'ammoniac : NH_3 .

Données
$K_{a1}(NH_4^+/NH_3)=6,3.10^{-10}$
$K_{a2}(CH_3-NH_3^+/CH_3-NH_2)=2,6.10^{-11}$

- 1.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique qui s'est produite dans chaque bécher au cours de la préparation de la solution. 1,25pt

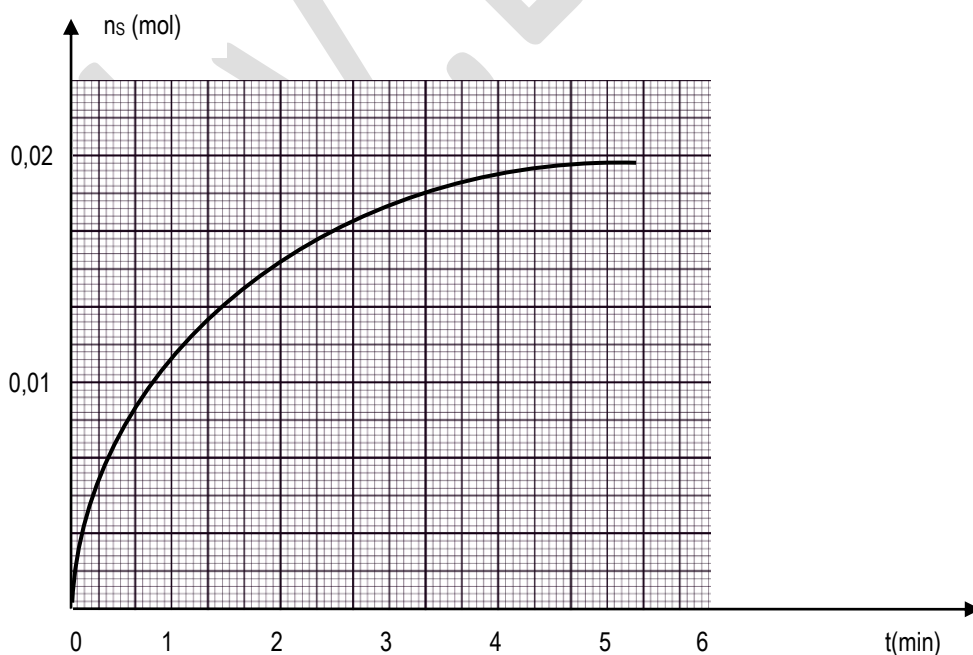
- 1.2. Identifier en justifiant (avec un minimum de calcul), la solution se trouvant dans chaque bécher. 1,25pt
- 1.3. On mélange le contenu des deux béchers contenant l'un : la solution de chlorure d'ammonium et l'autre : la solution d'ammoniac. Le pH du mélange alors est de 9,2. Comment appelle-t-on la solution ainsi obtenue ? donner une de ses applications en chimie. 0,5pt
2. On dispose d'une solution aqueuse d'un monoacide AH de concentration $C_a=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH}=3,4$.
- 2.1. Montrer que l'acide AH est un acide faible. 0,25pt
- 2.2. Ecrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau. 0,25pt
- 2.3. Calculer la concentration molaire des espèces en solution. 1pt
- 2.4. En déduire le pK_a du couple AH/A^- . 0,25pt
- 2.5. On prélève 100mL de la solution précédente que l'on place dans un bécher et on y ajoute 1mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,2\text{mol.L}^{-1}$. Après homogénéisation, la mesure du pH du mélange donne $\text{pH}=4,2$.
- a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre la solution d'acide AH et la solution d'hydroxyde de sodium. 0,5pt
- b) Calculer la concentration de toutes les espèces en solution. 0,75pt

Exercice 3: Dismutation de l'ion thiosulfate /4pts

On verse $V_1=10\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_1=5\text{mol.L}^{-1}$ dans $V_2=40\text{mL}$ d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_2=0,5\text{mol.L}^{-1}$. Le thiosulfate de sodium a pour formule $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Le mélange blanchit progressivement par la formation du soufre solide. L'équation bilan de la réaction s'écrit :



1. On suit la formation du soufre solide au cours du temps. On obtient la courbe ci-après où n_s désigne la quantité de matière de soufre formé. Déterminer le réactif limitant et justifier à partir de l'équation-bilan de la réaction la valeur de la limite atteinte par n_s sur la courbe. 0,75pt



2. Exprimer puis calculer la vitesse moyenne de formation du soufre (en $\text{mol}\cdot\text{min}^{-1}$) entre les instants $t=0$ et $t_1=2\text{min}$. 0,75pt
3. Exprimer puis calculer la vitesse moyenne de disparition des ions hydronium (en $\text{mol}\cdot\text{min}^{-1}$) entre ces mêmes instants. 0,75pt
4. Déterminer la vitesse instantanée de la formation du soufre à la date $t=2\text{min}$. 0,75pt
5. On recommence l'expérience en changeant la concentration de l'acide qui vaut maintenant $C_1' = 3\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, les volumes V_1, V_2 et la concentration C_2 restant inchangés.
 - 5.1. Montrer que la limite de la réaction est modifiée et déterminer sa nouvelle valeur. 0,5pt
 - 5.2. Montrer aussi que la vitesse de formation du soufre est aussi modifiée. 0,5pt

Exercice 4: Expérience de chimie /4pts

Le degré d'un vinaigre est la masse de l'acide éthanóique présent dans 100g de vinaigre. La masse volumique du vinaigre est $\rho=1,02\cdot 10^3\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$. Le pK_a du couple $(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-)=4,7$

H : $1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; C : $12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; O : $16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

On dispose dans un laboratoire de Lycée du matériel et des solutions dont la liste est la suivante :

• Agitateur + barreau magnétique	• Pipettes jaugées : 10mL ; 20mL ; 25mL
• Balance électronique	• Poire à pipeter
• Bêchers : 50mL ; 100mL	• Eau distillée
• Burette graduée : 50mL	• Soude de concentration $C_b=0,1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
• Eprouvettes graduées : 20mL ; 50mL	• Fioles jaugées : 50mL ; 100mL
• pH-mètre + sondes	

On désire identifier l'acide contenu dans le vinaigre et en vérifier le degré. A partir de ce vinaigre, on prépare une solution S diluée au $1/10^{\text{ème}}$. On dose un volume $V_S=20,0\text{mL}$ de la solution S par de la soude de concentration $C_b=0,10\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On obtient les résultats contenus dans le tableau suivant :

V_b (mL)	0	1	3	5	7	9	12	14	15	17	18	19	20	21	21,5
pH	3,1	3,4	3,9	4,2	4,5	4,6	4,8	4,9	5	5,2	5,3	5,5	5,9	6,9	9,8

V_b (mL)	22	23	24	25	27	28
pH	10,7	11	11,2	11,3	11,4	11,5

1. Décrire le mode opératoire de préparation de la solution S. 0,5pt
2. Faire le schéma annoté du dispositif expérimental de ce dosage. 0,5pt
3. Tracer sur papier millimétré le graphe $\text{pH}=f(V_b)$ 1pt
4. Ecrire l'équation-bilan du dosage et montrer que cette réaction est totale. 0,5pt
5. Définir équivalence acido-basique et calculer la concentration C_s de l'acide dans la solution S, puis en déduire la concentration C de l'acide dans le vinaigre étudié. 0,75pt
6. Déterminer la quantité d'acide (en moles) dans 100g de ce vinaigre et en déduire son degré. 0,75pt