COLLÈGE FRANÇOIS-XAVIER VOGT			DÉPARTEMENT DE CHIMIE		
EXAMEN	**ÉPREUVE**	**SESSION**	**DURÉE**	**COEF.**	**CLASSES**
BACC BLANC	**CHIMIE**	**2018**	**3 H**	**2**	**T^{les} C et D**

EXERCICE 1 : CHIMIE ORGANIQUE — 6 POINTS

1.1. Nommer les composés suivants :
(a) $C_6H_5{-}NHCOCH_2CH_3$ **(b)** $C_6H_5{-}CH_2(NH_2)CHCOOH$ **0,5 pt**

1.2. L'hydratation du méthylproprène conduit à deux alcools A et B (l'alcool B est majoritaire).
1.2.1. Écrire la formule semi-développée du méthylproprène. **0,25 pt**
1.2.2. Quels sont la formule et le nom de l'alcool B ? **0,5 pt**

1.3. On fait réagir le 2-méthylpropan-2-ol et l'acide benzoïque (C_6H_5COOH) en présence de l'acide sulfurique.
1.3.1. Quel nom donne-t-on à cette réaction ? **0,25 pt**
1.3.2. Écrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu. **0,5 pt**
1.3.3. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ? **0,25 pt**

1.4. Quels sont la formule semi-développée et le nom de l'alcool A ? **0,5 pt**

1.5. On fait réagir 6 g d'alcool A avec 90 ml d'une solution molaire de permanganate de potassium contenant de l'acide sulfurique. L'ion permanganate appartient au couple redox MnO_4^-/Mn^{2+}.
1.5.1. Quel est le réactif limitant ? Justifier votre réponse. **0,5 pt**
1.5.2. Écrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu dans le milieu réactionnel. **0,5 pt**
1.5.3. Quelle est la masse du produit obtenu si le rendement de la réaction est de 95 % ? **0,5 pt**
1.5.4. La décarboxylation du produit obtenu à la question **1.5.3.** conduit à un composé organique saturé. Écrire la formule semi-développée et nommer ce composé. **0,5 pt**

1.6. On réalise la réaction d'addition du chlorure d'hydrogène sur l'isomère linéaire du méthylproprène et on obtient un composé unique optiquement actif.
1.6.1. Pourquoi dit-on que ce composé est optiquement actif ? **0,25 pt**
1.6.2. Quel type d'isomérie rencontre-t-on dans ce composé ? Justifier. **0,5 pt**
1.6.3. Représenter ses stéréoisomères. **0,5 pt**

Masses molaires atomiques en g mol^{-1} : O(16) ; C(12) et H(1)

EXERCICE 2 : CHIMIE GÉNÉRALE — 4 POINTS

Les niveaux d'énergie quantifiés de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation : $E_n = -13,6/n^2$ avec E_n en eV et n un nombre entier.

2.1. Définir : photon, absorption. **0,5 pt**

2.2. Quand dit-on qu'un atome est ionisé ? Calculer l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène pris à son état fondamental. **0,5 pt**

2.3. Établir l'expression littérale de la fréquence des radiations émises lorsque cet atome passe d'un état excité tel que $n > 2$ à l'état $n = 2$ *(les radiations formant la série de Balmer).* **0,5 pt**

2.4. L'analyse du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène révèle la présence de radiations de longueurs d'onde égales à : $\lambda_1 = 656\,nm$; $\lambda_2 = 486\,nm$; $\lambda_3 = 434\,nm$ et $\lambda_4 = 410\,nm$. *(On rappelle que 1 nm = 10^{-9} m)*
2.4.1. Déterminer, par calcul, à quelles transitions électroniques correspondent ces radiations de la série de Balmer. **1 pt**
2.4.2. Tracer, sur papier millimétré, le diagramme représentant les transitions entre les différents niveaux de l'atome d'hydrogène pour ces quatre raies. **1 pt**

Échelle : Sur l'axe des énergies, 2 cm correspondront à 1 eV.

2.4.3. Entre quelles valeurs extrêmes sont situées les longueurs d'onde des radiations de cette série de Balmer ? **0,5 pt**

On donne : $h = 6,62 \times 10^{-34}$ J s ; $c = 3 \times 10^{+8}$ m s^{-1} ; 1 eV $= 1,6 \times 10^{-19}$ J

EXERCICE 3 : ACIDES ET BASES 6 POINTS

(Consignes : Calcul des concentrations, mettre le résultat avec 3 chiffres après la virgule)

3.1. Qu'est-ce qu'un couple acide/base ? Qu'est-ce qu'une base selon Brönsted ? **0,5 pt**

3.2. Pour préparer 100 ml de solution de chlorure d'ammonium (NH_4Cl), on dissout 0,32 g de solide dans l'eau distillée. La solution obtenue a alors un pH $= 5,2$ à 25 °C.

3.2.1. Écrire l'équation d'ionisation de ce composé dans l'eau. **0,25 pt**

3.2.2. Calculer la concentration initiale en ions ammonium. Déterminez la force de cet acide, puis écrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau. **0,75 pt**

3.2.3. Calculer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques en solution. **1,25 pt**

3.2.4. Déterminer le pourcentage de molécules ionisées ainsi que le pKa du couple acide/base mis en jeu. **0,5 pt**

3.2.5. Le couple (NH_4^+/NH_3) a pour pKa $= 9,2$. Définir la constante d'équilibre de cette réaction et déterminer sa valeur numérique. **0,5 pt**

3.3. On ajoute 15 ml de solution d'hydroxyde de potassium ($K^+ + HO^-$) aux 100 ml de solution de chlorure d'ammonium précédente. On obtient alors une nouvelle solution S de pH $= 9,2$ à 25 °C. On rappelle les valeurs des pKa des autres couples acide/base mis en jeu : pKa (H_3O^+/H_2O) $= 0,0$; pKa (H_2O/HO^-) $= 14,0$.

3.3.1. Classer les couples acide/base par ordre croissant d'acidité. **0,5 pt**

3.3.2. Quelle est la réaction prépondérante entre les couples (NH_4^+/NH_3) et (H_2O/HO^-) ? Calculer la constante de la réaction Kr puis conclure. **0,75 pt**

3.3.3. Déterminer la concentration de la solution d'hydroxyde de potassium utilisée. **0,25 pt**

3.3.4. Comment appelle-t-on la solution S précédente ? Donnez 2 de ses caractéristiques. **0,5 pt**

3.3.5. Dessinez un instrument dans lequel on prépare les 100 ml de la solution de NH_4Cl. **0,25 pt**

Données : Ke $= 10^{-14}$ à 25 °C ; H : 1 g mol^{-1} ; N : 14 g mol^{-1} ; Cl : 35,5 g mol^{-1}

EXERCICE 4 : TYPE EXPÉRIMENTAL 4 POINTS

On réalise un mélange d'une mole de propan-1-ol, d'une mole d'acide éthanoïque et de quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Ce mélange est reparti dans différents tubes placés dans une enceinte chauffée à température constante. À différents instants t, on retire un tube, on le refroidit puis on dose la quantité d'acide restant à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium. On en déduit la quantité d'ester formé.

4.1. Quel rôle joue l'acide sulfurique ? **0,25 pt**

4.2. Pourquoi refroidit-on le mélange ? **0,25 pt**

4.3. Faire le schéma du dispositif expérimental permettant le dosage. **0,5 pt**

4.4. Les résultats expérimentaux sont consignés dans le tableau ci-dessous où $\mathbf{n_1}$ représente la quantité de matière de l'acide éthanoïque et $\mathbf{n_2}$ la quantité de matière de l'ester.

t (h)	0	1	5	10	20	30	50	60	70
$\mathbf{n_1}$	1	0,88	0,72	0,61	0,49	0,43	0,35	0,33	0,33
$\mathbf{n_2}$									

4.4.1. Compléter la dernière ligne du tableau en calculant la quantité de matière de l'ester. **0,5 pt**

4.4.2. Tracer la courbe donnant la variation de la quantité de l'ester en fonction du temps. **0,5 pt**

Échelle : 1 cm pour 5 h en abscisses et 1 cm pour 0,1 mol en ordonnées.

4.4.3. Déterminer la vitesse de formation de l'ester entre les instants $t_1 = 5$ h et $t_2 = 50$ h. **0,5 pt**

4.4.4. Déterminer la vitesse de formation de l'ester à l'instant $t_3 = 20$ h. **0,5 pt**

4.4.5. Déterminer le temps de demi-réaction. **0,5 pt**

4.4.6. Déterminer la quantité de matière de l'ester à la date t = 15 h. **0,5 pt**