

**Cette épreuve est constituée de trois exercices. Elle comporte trois pages numérotées de 1 à 3. L'usage d'une calculatrice non programmable est autorisé.**

### **Premier exercice (7 points)**

#### **A-Alcools: isoméries et classes**

1. Donner la formule structurale, le nom et la classe de chacun des alcools ayant la formule  $C_4H_{10}O$ .
2. Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide propanoïque et un des alcools de formule  $C_4H_{10}O$ .
3. Citer les caractéristiques de cette réaction.
4. Selon la classe de chaque alcool et pour un mélange équimolaire des réactifs, donner la valeur du rendement théorique de cette réaction.
5. Dans une expérience notée (1), on chauffe dans un ballon un mélange formé d'acide propanoïque et d'un alcool, noté A, de formule  $C_4H_{10}O$  en présence d'acide sulfurique.
  - a. Citer le rôle du chauffage et indiquer le type de catalyse de cette réaction.
  - b. Après un temps assez long et lors de plusieurs tests on trouve qu'un échantillon de ce mélange décolore une solution de brome et résiste à l'estérification.  
Interpréter ce résultat tout en identifiant l'alcool (A).

#### **B- familles et groupes fonctionnels**

1. Un composé (B), isomère du composé organique, traité par une solution acidifiée de dichromate de potassium conduit à la cétone.  
Identifier (B) tout en indiquant sa famille et son groupe fonctionnel.
2. Un composé (C), isomère du composé organique, non ramifié, subit une oxydation ménagée en donnant 2 composés organiques le premier X et l'autre Y qui sont soumis à des tests.  
Les résultats sont groupés dans le tableau ci-dessous :

Composé	DNPH	Réactif de Tollens $Ag(NH_3)_2^+$
X	Test positif	Test positif
Y	Test négatif	Test négatif

- a. Identifier (C), X et Y
- b. Décrire le test de X avec DNPH et son test avec le réactif de Tollens et écrire l'équation de la réaction qui se déroule.

### **Deuxième exercice (7.5 points)**

#### **Etude de la cinétique d'une réaction chimique**

On étudie en milieu acide l'action d'une solution aqueuse d'eau oxygénée sur une solution aqueuse d'iodure de potassium. La réaction étudiée est lente et l'équation (1) correspondante est



### **Manipulation A :**

**I-** On réalise à température constante T la manipulation A de la façon suivante :

On prépare un mélange réactionnel (S) de volume 250 ml en mélangeant à la date  $t=0$ , un volume  $V_1=10\text{ml}$  de l'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  de concentration  $C_1=0,6\text{ mol.L}^{-1}$  avec un volume  $V_2=10\text{ml}$  d'une solution d'iodure de potassium de concentration  $C_2=2\text{ mol.L}^{-1}$ , un volume  $V_3=5\text{ml}$  d'acide sulfurique de concentration  $C_3=2\text{ mol.L}^{-1}$  et de l'eau distillée

1. Décrire le mode opératoire de la préparation du mélange (S).
2. Prévoir si ce mélange est stœchiométrique, si non indiquer le réactif limitant.
3. Calculer la concentration initiale de chaque réactif.

**II-** A divers dates, on effectue rapidement un prélèvement  $V=20\text{mL}$  du mélange réactionnel(S) que l'on trempe dans l'eau froide et on dose le diiode forme avec une solution de thiosulfate de sodium ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) de concentration  $C'=0,1\text{ mol.L}^{-1}$ , en présence d'empois d'amidon. Soit  $V'$  (exprimé en mL) le volume de thiosulfate versé à l'équivalence.

L'équation (2) de la réaction de dosage :



1. Nommer le matériel utilisé durant le dosage d'un prélèvement de (S)
2. Citer les caractéristiques d'une réaction de dosage.
3. Expliquer le rôle de l'empois d'amidon.
4. Expliquer l'utilité de la trempe dans l'eau froide.
5. Déterminer  $[\text{I}_2]_t$  (la concentration de  $\text{I}_2$  présent a un instant t) en fonction de  $V'$ , et calculer  $V'$  maximum.

**III-** les variations de la concentration de  $[\text{I}_2]$  en diiode en fonction du temps ont données dans le tableau ci-dessous :

t(min)	3	6	9	12	15	18	21	24	27
$[\text{I}_2]10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$	7	11	14	16	18	19	19,8	20,2	20,4

1. Tracer la courbe  $[\text{I}_2]=f(t)$  en respectant l'échelle  $1\text{cm}\rightarrow 2.10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$  ;  $1\text{cm}\rightarrow 1,5\text{min}$
2. Déterminer graphiquement la vitesse moyenne de formation de la diiode dans l'intervalle de temps  $t_1=6\text{min}$ ,  $t_2=15\text{min}$  et déduire celle de disparition de  $\text{I}^-$ .
3. Expliquer comment évolue la vitesse de formation de  $\text{I}_2$  au cours du temps tout en indiquant le facteur cinétique y intervenant
4. Déterminer le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$ .

### **Manipulation B**

Dans cette manipulation on réalise à  $t=0$  le même mélange réactionnel réalisé dans A et à la même température T mais à  $t=6\text{min}$  on augmente la température et on la maintient constante pour la suite de la manipulation.

Sur le même graphe de la courbe  $[I_2]=f(t)$  de la manipulation A tracer l'allure de la courbe  $[I_2]=g(t)$  de la manipulation B.

### Troisième exercice (5.5 points)

#### Gaz et équilibre chimique

#### I-étude d'un équilibre hétérogène

Dans un ballon, de volume invariable  $V=160L$  et maintenu à une température constante  $T=1160K$ , on introduit un excès de carbone solide et une quantité  $n_0=5mol$  de dioxyde de carbone de pression  $P_0$ , l'équilibre suivant s'établit :



Soient  $x$  et  $P_x$  respectivement le nombre de mole et la pression de CO à l'équilibre.

1. Vérifier que  $P_0=3atm$ , on donne  $R=8,314 Pa.m^3 mol^{-1}K^{-1}$ .
2. Dresser un tableau qui montre la composition molaire et les pressions partielles du système réactionnel aux instants  $t_0$  et  $t_{\text{équilibre}}$ .
3. Donner l'expression de  $K_p$  et calculer  $P_x$ .
4. Déduire la pression de  $CO_2$  et la pression totale à l'équilibre.
5. Calculer la masse molaire et la densité par rapport à l'air du mélange gazeux à l'équilibre.  
On donne les masses molaires en  $g.mol^{-1}$   $M(CO)=28$ ,  $M(CO_2)=44$ ,  $M(\text{air})=29$
6. Expliquer comment évolue le système en équilibre si :
  - a- On augmente le volume du système.
  - b- On introduit de carbone solide de volume négligeable.

#### II- Equilibre Biochimique : Toxicité de CO

L'homme respire le dioxygène, qui dissous dans le sang, réagit avec l'hémoglobine donnant l'oxyhémoglobine  $HbO_2$  (qui transporte le dioxygène nécessaire aux processus métaboliques) selon l'équation (1) :  $Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2 \quad K_c=0,9 \text{ à } 37^\circ C$

la respiration de l'air pollué par le monoxyde de carbone cause une grave intoxication.

Le fait toxique de CO est dû à sa grande affinité pour l'hémoglobine (200 fois plus grande que celle de dioxygène) donnant la carboxyhémoglobine  $HbCO$  qui est incapable de transporter le dioxygène.

Cette réaction est décrite par la réaction(2) :



au niveau du sang, à  $37^\circ C$ , l'équilibre suivant s'établit selon l'équation (3) :



1. Exprimer  $K''_c$  en fonction de  $K_c$  et  $K'_c$ .
2. Expliquer en se basant sur l'équilibre (3) comment traiter une personne intoxiquée par le CO.