

# Chimie

## Probatoire Scientifique

Session de 2008

### Série C-D

#### Exercice 1 : CHIMIE ORGANIQUE

8pts

1. Définir les termes suivants :
  - a) Indice de polymérisation ;
  - b) Indice d'octane
  
2. Ecrire les formules semi-développées des composés suivants :
  - a) 2-bromo,4-chloro,3-méthylpentane ;
  - b) 1,3-diméthylbenzène
  
3.
  - a) Donner la formule développée et la structure géométrique des molécules d'éthylène et du benzène.
  - b) Comparer la nature et la longueur de la liaison (C—C), des deux molécules.
  
4. L'analyse élémentaire d'un hydrocarbure non cyclique, de masse molaire  $M=56 \text{ g/mol}$ , montre qu'il est constitué, en masse, de 86% de carbone.
  - a) Déterminer la formule brute de cet hydrocarbure et préciser sa nature.
  - b) Ecrire les formules semi-développées des quatre isomères de cette molécule.
  - c) Parmi ces isomères, quels sont ceux qui donnent par hydratation un Seul composé ? Justifier.
    - Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'hydratation de l'un de ces isomères.
    - Donner le nom du produit formé et préciser son groupement fonctionnel.
  
5. Quelles sont les deux étapes principales de la distillation fractionnée des pétroles ?
  - Pour chacune d'elles, donner un exemple de coupe de pétrole obtenue.
  - Qu'est-ce que le reformage catalytique?
  - Quel est son rôle dans le raffinage des pétroles ?

#### Exercice II : OXYDOREDUCTION ET ANGRAIS

8pts

##### 1. OXYDOREDUCTION

- 1.1. Définir les termes suivants : oxydoréduction ; couple oxydant-réducteur.
- 1.2. En utilisant les nombres d'oxydation, équilibrer l'équation-bilan suivante :
 
$$H_2S + SO_2 \longrightarrow S + H_2O$$
- 1.3. On traite un échantillon d'aluminium de masse  $m = 1,35 \text{ g}$  par une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C = 0,2 \text{ mol/l}$ .
  - 1.3.1. Ecrire les couples oxydant/réducteur mis en jeu.
  - 1.3.2. Ecrire les demi-équations électroniques correspondantes.
    - En déduire l'équation-bilan de la réaction.

- Quel est l'oxydant le plus fort ? Quel est le réducteur le plus fort

1.3.3. Déterminez le volume minimal de la solution d'acide chlorhydrique à utiliser pour obtenir la disparition complète de l'échantillon d'aluminium.

1.3.4. Quel est le volume de dihydrogène dégagé lors de cette réaction?

1.3.5. Déterminer la concentration des ions  $Al^{3+}$  dans la solution obtenue.

1.3.6. Calculer la masse de chlorure d'aluminium obtenue.

Données : volume molaire  $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$  ; masses molaires atomiques (en  $g/mol$ ) :  $Al : 27$  ;  $Cl : 35,5$ .

1.4. On réalise une pile argent-nickel en associant une lame de nickel Ni plongeant dans une solution de sulfate de nickel ( $Ni^{2+} + SO_4^{2-}$ ) à une lame d'argent Ag plongeant dans une solution de nitrate d'argent ( $Ag^+ + NO_3^-$ ). Les potentiels redox standards des couples sont :  $E^\circ (Ag^+/Ag) = 0,80V$ ;  $E^\circ (Ni^{2+}/Ni) = -0,23V$ .

1.4.1. Donner la représentation conventionnelle de cette pile.

- Préciser sa polarité.
- Calculer la force électromotrice de cette pile.

1.4.2. Ecrire les équations des réactions aux électrodes lorsque la pile débite

- \* En déduire l'équation -bilan de fonctionnement de cette pile.

## 2. ENGRAIS :

2.1. Qu'est-ce qu'un engrais composé ?

2.2. L'un des engrais azotés les plus utilisés en agriculture se prépare par réaction de l'acide nitrique  $HNO_3$  sur l'ammoniac  $NH_3$ .

2.2.1. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

2.2.2. Nommer cet engrais.

2.2.3. Citer deux effets nocifs des nitrates sur la santé.

2.2.4. L'OMS a fixé la dose journalière maximale admissible en nitrates pour un adulte à  $3,55 \text{ mg/kg}$  de masse corporelle.

Quelle est la masse journalière de nitrates pour un adulte de  $60 \text{ kg}$  ?

## EXERCICE 3 : DE TYPE EXPERIMENTAL - 4 PTS

1. Pour la préparation d'une solution d'ions métalliques, on utilise comme verrerie une fiole jaugée. La caractérisation de ces ions se fait par une solution d'hydroxyde de sodium.

1.1. Faire une représentation schématique de la fiole jaugée.

- Dire à quoi sert une fiole jaugée dans un laboratoire.

1.2. Citer deux exemples de précautions à prendre lors de la manipulation d'une solution concentrée d'hydroxyde de sodium.

2. Dans un laboratoire de Lycée, on dispose de trois béchers notés A, B et C. Dans chacun de ces béchers, on verse  $25 \text{ ml}$  d'une solution de chlorure d'étain (II),  $SnCl_2$ .

Dans le bēcher A, on ajoute quelques gouttes d'une solution concentrée d'hydroxyde de sodium : il y apparaît un précipité blanc.

Dans le bēcher B, on plonge une lame de fer : il y apparaît progressivement un dépôt noir pulvérulent.

Dans le b cher C, on ajoute de la limaille de fer, puis on maintient une agitation régulière pendant quelques minutes. Après cette agitation, on ajoute quelques gouttes d'une solution concentrée d'hydroxyde de sodium : il se forme un précipité vert.

- 2.1.  crire l'équation-bilan de la dissolution du chlorure d'étain (II) dans l'eau.
- 2.2. Donner une interprétation de l'observation faite dans le b cher A, sachant que les ions  $Cl^-$  sont indifférents en solution.  crire l'équation-bilan de la réaction correspondante.
- 2.3. Déterminer la nature du dépôt noir observé dans le b cher B ?
  - Quels sont les ions caractérisés dans le b cher C ?
  - Expliquer ce qui se passé entre la limaille de fer et le chlorure d'étain (II).
  -  crire l'équation-bilan correspondante.
- 2.4. Quel est le rôle des ions étain (II) ?
  - Qu'est-ce qu'ils subissent au cours de cette réaction ? v
  -  crire le couple oxydant-réducteur auquel ils appartiennent.
- 2.5. Calculer la masse de métal déposé dans le b cher B, si la solution de chlorure d'étain (II) est de  $0,5 \text{ mol/L}$

Données : masse molaire atomique :  $Sn : 118,7 \text{ g/mol}$ .