

Chimie

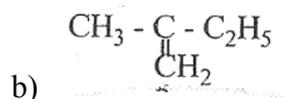
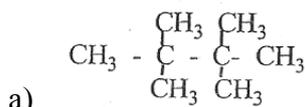
Probatoire Scientifique Session de 2002

Série C-D

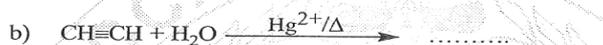
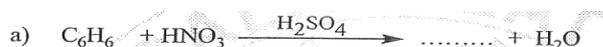
EXERCICE 1 : CHIMIE ORGANIQUE

6 points

1. Donner le nom de chacun des composés suivants:



2. Compléter les équations des réactions suivantes et donner les noms des produits.



3. A propos du traitement des pétroles, définir les termes suivants: raffinage, craquage, reformage.

4. En faisant barboter du dichlore dans du benzène en présence d'un catalyseur, il se produit une réaction de substitution.

4.1. Préciser le nom de ce catalyseur.

4.2. Indiquer comment on peut mettre en évidence le chlorure d'hydrogène formé.

4.3. Quelle précaution doit-on prendre pour éviter la réaction d'addition?

5. L'acétylène s'obtient au laboratoire par action de l'eau sur le carbure de calcium CaC_2 .

5.1. Schématiser le dispositif expérimental de cette préparation.

5.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique.

5.3. L'acétylène obtenu est utilisé après purification, pour préparer l'éthanal en présence d'un catalyseur. Quel est le catalyseur utilisé?

5.4. On part d'une masse $m = 35\text{g}$ de solide, contenant 67 % en masse de carbure de calcium.

Calculer la masse m , d'acétylène préparé, si le rendement de la fabrication de ce gaz est de 95 %.

On donne: $\text{C} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{H} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{Ca} = 40,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 2 : OXYDOREDUCTION

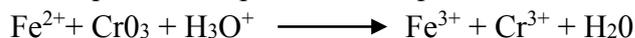
6 points

1. Du point de vue électronique, définir les termes suivants: - oxydation, - Réducteur.

2. En s'appuyant sur les nombres d'oxydation des éléments dire si les réactions ci-dessous sont des réactions d'oxydo-réduction:



a. Equilibrer l'équation chimique suivante en utilisant les nombres d'oxydation:



3. On considère les piles P_1 et P_2 décrites comme suit

P_1 : (-) $\text{Mg} / \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ (+), de force électromotrice $E_1 = 2,71 \text{ V}$

P_2 : (-) $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Pt}^{2+} / \text{Pt}$ (+), de force électromotrice $E_2 = 0,66 \text{ V}$ 3.1

3.1. Déterminer le potentiel standard des couples $\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$ et $\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}$, sachant que celui du couple $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ est de 0,34 V.

- Ecrire les équations des réactions aux électrodes de la pile P_4 , puis l'équation-bilan.

3.2. On réalise une pile P_3 à partir de couples Mg^{2+} / Mg et Pt^{2+} / Pt .

- Faire un schéma annoté de cette pile P_3 en indiquant ses pôles.
- Quel est le sens du courant débité par cette pile?

EXERCICE III : ANGRAIS

4 points

1. Que signifie l'abréviation C.A.H.?

- Quel est le rôle du C.A.H. dans le sol?

2. L'étiquette d'un sac d'engrais porte les indications suivantes: 20-14-18

2.1. Que signifient ces nombres?

2.2. Calculer les masses des éléments azote, phosphore et potassium contenus dans un sac de 50 kg de cet engrais.

En donne: $N = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $P = 31 \text{ g.mol}^{-1}$; $K = 39 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICE 4 : EXPERIENCE

4 point

1. Au cours d'une expérience de laboratoire, un élève de 1ère D constate que, en versant quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium dans une solution aqueuse d'ions métalliques, il se forme un précipité dont la couleur varie avec l'ion métallique.

1.1. Reproduire le tableau ci-dessous en indiquant ta couleur du précipité obtenue dans chaque cas:

Solution d'ions M^{n+}	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Zn^{2+}
Couleur du précipité					

1.2. L'élève observe la même couleur pour les précipités $Al(OH)_3$ et $Zn(OH)_2$. Proposer un test pouvant permettre de les distinguer.

2. Pour sa deuxième expérience, cet élève prépare une solution de sulfate de cuivre en dissolvant 3,19 g de solide pur et anhydre dans 500 cm^3 d'eau. Par la suite, il y ajoute de la limaille de fer en large excès. Il se forme un dépôt métallique. Il filtre la solution et, dans le filtrat obtenu, il verse une solution d'hydroxyde de sodium, il se forme un précipité.

2.1. Donner un exemple de verrerie utilisée par l'élève.

2.2. Déterminer la concentration molaire de la solution de sulfate de cuivre.

2.3- Ecrire l'équation - bilan de la réaction du fer avec le sulfate de cuivre.

- Calculer la masse du dépôt métallique obtenu.

2.3. Calculer la masse du précipité formé.

On donne: $Cu = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $S = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $Fe = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$