

Chimie

Baccalauréat Scientifique

Série C-D

Session de 2002

EXERCICE-I : CHIMIE ORGANIQUE

(5 pts)

1. On considère le 2-méthylbutan-2-ol et le 2-méthylbutan-1-ol
 - 1.1. Ecrire la formule semi - développée de chacune de ces molécules. Indiquer la classe de chacun de ces alcools.
 - 1.2. Quel type d'isomérisie existe entre ces composés?
 - 1.3. Toutes ces molécules sont-elles chirales? Justifier la réponse.
 - 1.4. Représenter, si possible, les deux énantiomères de chaque molécule chirale en perspective.
2. le pentan-2-ol est oxydé par les ions dichromates en milieu acide.
 - 2.1. Donner la nature du composé organique obtenu. Indiquer un test pouvant caractériser ce composé.
 - 2.2. Ecrire l'équation - bilan de la réaction.
3. l'alanine a pour formule:
$$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array}$$
 - 3.1. A quelle famille appartient ce composé?
 - 3.2. Donner son nom dans la nomenclature systématique.
 - 3.3. A l'état pur, l'alanine se présente sous forme d'ion.
 - 3.3.1. Donner le nom et la formule générale de cet ion.
 - 3.3.2. Donnez une propriété caractéristique de cet ion

EXERCICE 2 : ACIDES ET BASES

(5 pts)

1. Donner la définition d'un acide selon Brønsted.
 - Qu'est-ce qu'un couple acide-base?
2. Pour préparer 100 ml de solution de chlorure d'ammonium (NH_4Cl), on dissout 0,32 g de solide dans l'eau, la solution obtenue a alors un $\text{pH} = 5,2$ à 25°C .
 - 2.1. Ecrire l'équation d'ionisation de ce composé dans l'eau.
 - 2.2. Calculer la concentration initiale en ion ammonium.
 - Montrer que l'ion ammonium est un acide faible.
 - 2.3. Ecrire l'équation- bilan de la réaction entre l'ion ammonium et l'eau.
 - 2.4. le couple ($\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$) a pour $\text{pK}_A = 9,2$
 - Définir la constante d'équilibre de cette réaction.
 - Déterminer sa valeur numérique.
 - 2.5. Déterminer les espèces chimiques majoritaires dans la solution.
3. On ajoute 15 ml de solution d'hydroxyde de potassium (KOH) aux 100 ml de solution de chlorure d'ammonium précédente. On obtient alors une nouvelle solution S de $\text{pH} = 9,2$ à 25°C .

On rappelle les valeurs des pK_A des autres couples acide-base mis en jeu:
 $\text{pK}_A (\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}) = 0,0$; $\text{pK}_A (\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-) = 14,0$.

 - 3.1. Classer les couples acide/base par ordre croissant d'acidité.
 - 3.2. Quelle est la réaction prépondérante entre les couples ($\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$) et ($\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$) ?
 - Calculer la constante K_r de cette réaction.
 - Quelle conclusion peut-on en tirer?

3.3. Déterminer la concentration de la solution d'hydroxyde de potassium utilisée.

3.4. Comment appelle-t-on la solution S précédente?

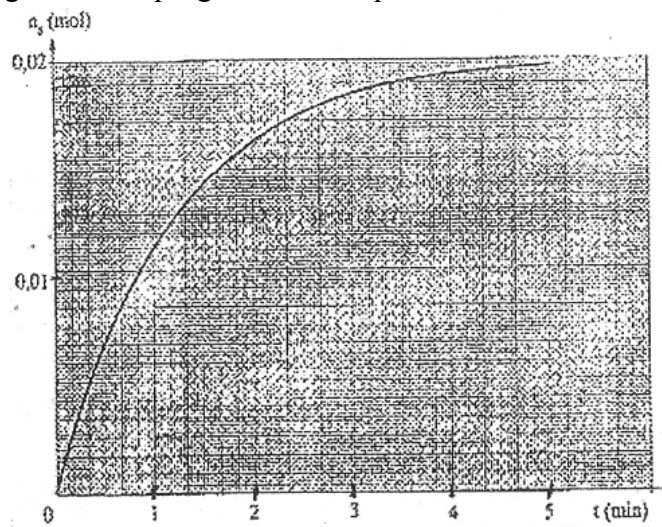
- Quelle propriété présente-t-elle ?

On donne: Produit ionique de l'eau: $K_E = 10^{-14}$; $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $N = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $Cl = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICE III : CINETIQUE CHIMIQUE (5 pts)

1. Définir les termes suivants: vitesse moyenne de formation d'un corps; vitesse instantanée de formation.
2. On veut étudier la cinétique de la réaction entre le thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) et l'acide chlorhydrique.

Pour cela, on verse 10 ml de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 5 \text{ mol.L}^{-1}$ dans 40 ml d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C' = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$. Il se dégage du dioxyde de soufre, et le mélange blanchit progressivement par formation du soufre solide.



2.1. Ecrire l'équation - bilan de la réaction.

2.2. L'étude de l'évolution de la formation du soufre en fonction du temps conduit à la courbe ci-contre, où n_s représente la quantité de matière de soufre formé.

2.2.1. Déterminer la valeur limite de n_s

- Quel est le réactif en excès?

2.2.2. Calculer la vitesse moyenne de formation du soufre (en mol.min^{-1}) entre les instants $t_0 = 0$ et $t_1 = 2 \text{ min}$.

2.2.3. Déterminer la vitesse moyenne de disparition des ions hydroniums entre ces mêmes instants.

2.2.4. Calculer la vitesse instantanée de formation du soufre à la date $t = 2 \text{ minutes}$.

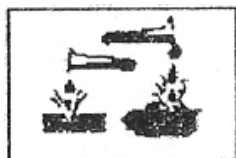
2.3. Avec une nouvelle solution d'acide chlorhydrique de concentration 3 mol.L^{-1} , on reprend l'expérience précédente, tout en conservant les mêmes volumes de réactifs et la concentration de la solution de thiosulfate de sodium.

- Dire, en justifiant la réponse, si la valeur limite trouvée à la question 2.2.1. est modifiée.
- la vitesse de formation du soufre est-elle également modifiée?

EXERCICE IV : TYPE EXPERIMENTAL

(5 pts)

Dans un laboratoire de lycée, un élève de Terminale veut préparer une solution décimolaire S d'acide chlorhydrique. Pour cela, il dispose d'une solution commerciale S_0 contenue dans une bouteille qui porte les indications suivantes: " Acide chlorhydrique: masse volumique $\mu = 1,2 \text{ kg.l}^{-1}$; Pourcentage en masse d'acide chlorhydrique: 37 % ; Pictogramme:



Cet élève introduit d'abord 100 ml d'eau distillée dans une fiole jaugée de 500 ml. Ensuite, il prélève un volume V_0 de la solution acide S_0 qu'il ajoute dans la fiole contenant déjà de l'eau. Puis il complète le volume de la solution jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Il note S la solution acide ainsi obtenue.

- Donner la signification du symbole observé sur l'étiquette de la bouteille.
 - Donner un exemple de précaution nécessaire à la sécurité corporelle pendant la manipulation.
 - Représenter et nommer une des verreries utilisées pour préparer la solution S.
- Pourquoi l'élève a-t-il d'abord introduit de l'eau dans la fiole avant d'y verser l'acide?
- Quel est le volume V_0 d'acide chlorhydrique prélevé par l'élève pour préparer la solution S ?
- Afin de vérifier la concentration de la solution S, l'élève procède au dosage pH-métrique de cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$. Pour cela, il verse progressivement un volume V_s de solution S dans 20mL d'hydroxyde de sodium, en prenant soin de noter la valeur du pH après chaque ajout, ce qui conduit aux résultats du tableau ci-dessous

$V_s \text{ (mL)}$	0	1	2	3	4	5	6	7	8	8,5	9	10	11	12	13
pH	12,6	12,5	12,4	12,3	12,5	12,1	11,9	11,7	11,1	3,6	2,7	2,3	2,1	2,0	1,9

- Faire un schéma annoté du dispositif utilisé pour le dosage.
- Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_s)$: Echelle: 1 cm pour 1 mL de solution. 1 cm pour 1 unité de pH.
 - Déterminer, par la méthode des tangentes, le volume équivalent V_{se} .
- En déduire la concentration de la solution S.
- Cet élève peut également procéder à un dosage colorimétrique pour déterminer cette concentration.

Dire, en justifiant le choix, quel est dans la liste ci-dessous, l'indicateur coloré adapté pour ce dosage, et indiquer l'évolution de sa teinte lors du virage. 0,5pt

Indicateur:	Zone de virage
Hélianthine	Rouge 3,1 - 4,4 Jaune
Bleu de bromophénol	Jaune 3,0 - 4,6 Bleu
Bleu de bromothymol	Jaune 6,0 - 7,6 Bleu

On donne: $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $Cl = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$