

# Chimie

## Baccalauréat scientifique      Session de 2009

### Série C-D

#### EXERCICE 1 : CHIMIE ORGANIQUE -

6 points

1. Qu'est-ce qu'un zwitterion ? En donner un exemple.
2. Au cours de la combustion complète de 7,4g d'un alcool saturé de formule générale  $C_nH_{2n+1}OH$ , il s'est formé 8,96 l de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les conditions normales.
  - 2.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction. En déduire la formule brute de cet alcool.
  - 2.2. Ecrire les formules semi-développées de tous les isomères alcools de cette molécule et préciser la classe de chacun.
  - 2.3. L'isomère alcool secondaire subit une oxydation ménagée par une solution diluée de dichromate de potassium en milieu acide.
    - 2.3.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction
    - 2.3.2. Quelle est la nature du produit organique ainsi formé ? Quel est parmi les tests suivants, celui qui permettrait d'identifier ce produit en solution aqueuse :
      - i. 2,4-DNPH ?
      - ii. Liqueur de Fehling ?
  - 2.4. L'isomère alcool tertiaire peut être obtenu par hydratation en milieu acide d'un alcène. Nommer cet alcène. Comment expliquer la formation prioritaire de cet isomère au cours de la réaction ?
  - 2.5. Le butan-1-ol subit une oxydation ménagée par une solution de dichromate de potassium en excès et en milieu acide, pour donner un produit organique B.
    - 2.5.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction et nommer le produit B
    - 2.5.2. Le traitement du produit B par l'ammoniac forme un composé qui, chauffé à 210°C, se déshydrate pour donner un composé D. Ecrire les équations-bilan de ces deux réactions. Nommer les produits C et D.
    - 2.5.3. Au cours des réactions précédentes, on a obtenu 28,5 g de composé D avec un rendement de 80%. Déterminer la masse de composé B utilisée.

**Données :** volume molaire,  $V_0 = 22,4 \text{ l/mol}$  ;

Masses molaires atomiques (en g/mol), C : 12 ; H : 1 ; O : 16 ; N : 14.

#### CHIMIE GENERALE :

4 points

1. Une réaction lente a pour équation-bilan :  $S_2O_8^{2-} + 2I^- \longrightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$ 
  - 1.1. Donner l'expression de :
    - la vitesse moyenne de disparition des ions iodures  $I^-$  entre les instants  $t_1$  et  $t_2$  ;
    - la vitesse moyenne de formation du diiode  $I_2$  entre les instants  $t_1$  et  $t_2$  ;
    - la vitesse instantanée de disparition des ions  $S_2O_8^{2-}$  à l'instant  $t$  ;
    - la vitesse instantanée de formation du diiode  $I_2$  à l'instant  $t$ .
  - 1.2. Pour la même réaction, on dispose des courbes suivantes :  $[I_2] = f(t)$  ;  $[S_2O_8^{2-}] = f(t)$ 
    - 1.2.1. Quelle est la courbe ascendante ? La courbe descendante ?
    - 1.2.2. Expliquer brièvement comment déterminer la vitesse instantanée de disparition des ions  $S_2O_8^{2-}$  à un instant  $t$  donné, à partir de l'une des deux courbes ci-dessus.

1.3. Si on augmente la température du milieu réactionnel comment varie la vitesse instantanée de disparition des réactifs ? Si on diminue la concentration initiale des réactifs, comment varie la vitesse instantanée de formation des produits ?

2. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation :

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2} \quad \text{En en eV et } n \in \mathbb{N}^*$$

2.1. Définir l'état fondamental

2.2. Qu'est-ce que l'énergie d'ionisation pour l'atome d'hydrogène ? Déterminez la valeur de cette énergie

2.3. Pris à son état fondamental, l'atome d'hydrogène est excité : son électron passe du niveau d'énergie 1 au niveau 3. Quelle est en eV, l'énergie reçue ?

### EXERCICE 3 : ACIDES ET BASES -

6 points

1. QCM

Choisir la réponse juste parmi celles proposées ci-dessous

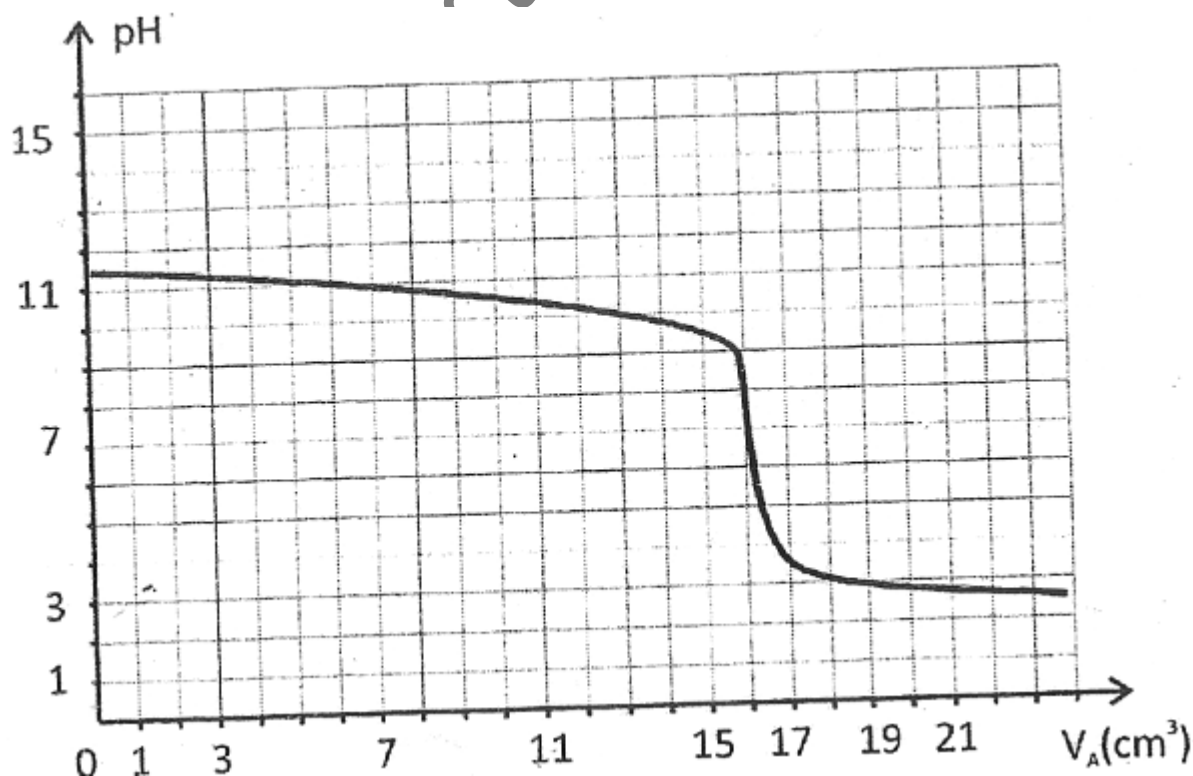
1.1. Dans un dosage acide faible-base forte, le pH du point d'équivalence est :

- a) égal à 7 ;                      b) supérieur à 7 ;                      c) égal au  $pK_a$

1.2. A 0°C, le produit ionique de l'eau est :

- a)  $K_e = 1,0 \cdot 10^{-13}$  ;                      b)  $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$  ;                      c)  $K_e = 1,1 \cdot 10^{-15}$

2. On dose  $25 \text{ cm}^3$  d'une solution aqueuse de monoamine par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_A = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$ . On trace la courbe  $\text{pH} = f(V_A)$ , où  $V_A$  représente le volume (en  $\text{cm}^3$ ) d'acide versé (document)



2.1. Citer deux types de dosages souvent utilisés pour les solutions acides et bases

2.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage

2.3. Déterminer graphiquement (par la méthode des tangentes parallèles), les coordonnées du point

d'équivalence, puis calculer la concentration molaire  $C_B$  de la solution de monoamine.

2.4. Déterminer graphiquement le  $pK_a$  du couple acide/base de la solution de monoamine. A partir de la liste suivante, en déduire le nom de la monoamine concernée :

- a) éthylamine :  $pK_a = 10,8$  ;
- b) diéthylamine :  $pK_a = 11,1$  ;
- c) triéthylamine :  $pK_a = 9,8$ .

2.5. Pour un volume  $V_A = 3\text{cm}^3$  d'acide versé

2.5.1. Déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques en solution, sachant que le mélange a un pH de 11,1.

2.5.2. En déduire la valeur du  $pK_a$  du couple acide (base de la monoamine). Y a-t-il accord avec la valeur du  $pK_a$  obtenue graphiquement ?

2.6. Si le dosage avait été réalisé en présence d'indicateur coloré, quel serait le plus approprié parmi les indicateurs suivants : rouge de méthyle, [4,8-6,0] ? ; bleu de bromothymol, [6,0-7,6] ? ; phénolphthaléine, [8,2-10,0] ? Justifier.

#### EXERCICE 4 : TYPE EXPERIMENTAL -

4 points

1. On prépare 250ml d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_b = 10^{-1}\text{mol/l}$ , à partir de pastilles de ce composé.

1.1. Quelle masse d'hydroxyde de sodium solide faut-il peser ?

1.2. Indiquer la verrerie utilisée pour cette opération.

2. La solution d'hydroxyde de sodium précédente est utilisée pour doser 10ml d'une solution d'acide sulfurique  $H_2SO_4$ , en présence de bleu de bromothymol comme indicateur coloré. L'équivalence est atteinte lorsqu'on a versé 10 ml de solution basique.

2.1. Faire un schéma du dispositif expérimental utilisé pour le dosage.

2.2. Décrire brièvement le mode opératoire.

2.3. Comment peut-on repérer l'équivalence ?

2.4. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.

2.5. Calculer la concentration molaire de la solution d'acide sulfurique.

2.6. La solution d'acide sulfurique utilisée a été préparée à partir d'une solution commerciale dont la bouteille comporte une étiquette sur laquelle on note le pictogramme ci-dessous.



2.6.1. Que signifie ce pictogramme ?

2.6.2. Indiquer deux précautions à prendre lors de l'utilisation de l'acide sulfurique.

Données : masses molaires atomiques (en  $g/mol$ ), Na : 23 ; H : 1 ; O : 16.