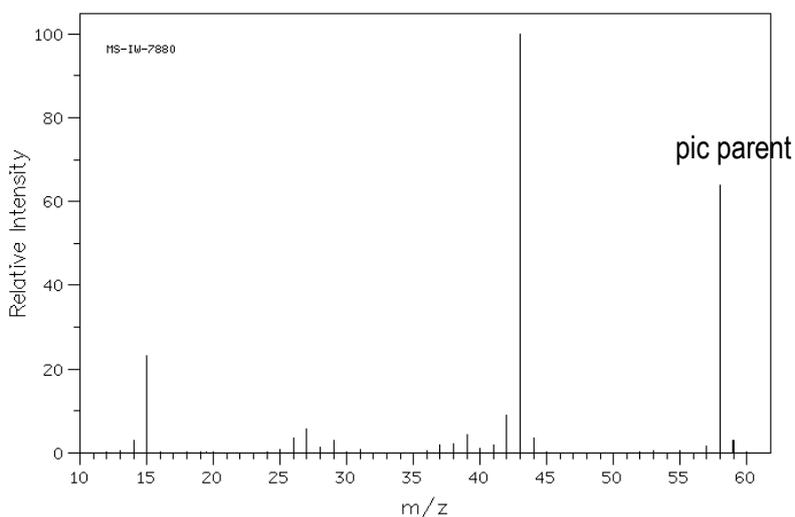


TD C01

Déterminer une formule brute : composition centésimale et spectrométrie de masse

S'approprier

1. Quelles sont les proportions en masse des éléments carbone, hydrogène et oxygène dans un composé de formule brute $C_6H_{14}O_6$?
2. On a soumis 256 mg d'un hydrocarbure à l'analyse élémentaire quantitative et on a obtenu : 177 mg d'eau et 867 mg de dioxyde de carbone. Quelles sont les proportions en masse des éléments ?
3. On a soumis 735 mg d'une substance **S** formée de carbone, d'hydrogène et d'oxygène à l'analyse élémentaire quantitative et on a obtenu : 684 mg d'eau et 1,690 g de dioxyde de carbone.
 - 3.1. Quelles sont les proportions en masse des éléments carbone, hydrogène et oxygène de **S** ?
 - 3.2. A l'aide du spectre de masse suivant, déterminer la formule moléculaire de **S**.



4. On a soumis 468 mg d'une espèce à l'analyse élémentaire quantitative et on a obtenu : 468 mg d'eau et 0,915 g de dioxyde de carbone. Quelles sont les proportions en masse des éléments ? Que peut-on en conclure ?
5. Un composé organique **A** chloré et azoté est soumis à l'analyse élémentaire.
 - 5.1. Un échantillon de masse $m_1 = 1,9600$ g est oxydé en présence d'oxyde de cuivre, dans un courant d'oxygène. L'augmentation de masse du tube absorbeur contenant de la ponce sulfurique (ou de l'anhydron) est de 0,3600 g et celle du tube absorbeur contenant de la potasse (ou de l'ascarite) de 2,6400 g. Déterminer la composition centésimale de **A** en carbone et hydrogène.
 - 5.2. Un échantillon de masse $m_2 = 0,9825$ g de **A** est décomposé par l'oxyde de cuivre en présence de dioxyde de carbone de manière à libérer le diazote. On recueille, après passage dans une solution de potasse, un volume gazeux $V = 56$ mL mesuré dans les conditions normales de température et de pression. Déterminer la composition centésimale de **A** en azote.
 - 5.3. Un échantillon de masse $m_3 = 0,6640$ g de **A** est oxydée par de l'acide nitrique. Cette oxydation suivie du traitement des produits par une solution de nitrate d'argent en excès donne un précipité de chlorure d'argent de masse égale à 1,4547 g. Déterminer la composition centésimale de **A** en chlore.
 - 5.4. Sachant que la masse molaire de **A** est voisine de $196,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, déterminer la formule brute de **A**. En déduire l'allure du massif parent du spectre de masse.

6. L'analyse quantitative d'un composé organique **A** a donné les résultats suivants :

- la combustion complète d'une masse $m_0 = 138$ mg de **A** a fourni $m_1 = 88$ mg de CO_2 et $m_2 = 36$ mg de H_2O
- l'oxydation, dans des conditions où tout l'azote de **A** se retrouve sous forme de diazote, réalisée sur un échantillon de masse $m_0 = 138$ mg a fourni un volume $V = 12,9$ mL de diazote (mesuré sur une cuve à eau, à 30°C et sous une pression de 765 mm de mercure). A 30°C , la pression de vapeur saturante de l'eau est égale à 32 mm de mercure.
- l'oxydation d'une masse $m_0 = 138$ mg de **A** par l'acide nitrique concentré, suivie du traitement des produits par une solution de nitrate d'argent en excès, a donné un précipité de bromure d'argent de masse $m_4 = 188$ mg.

6.1. Déterminer la composition centésimale de **A** en carbone, hydrogène, azote et brome. Que peut-on en déduire ?

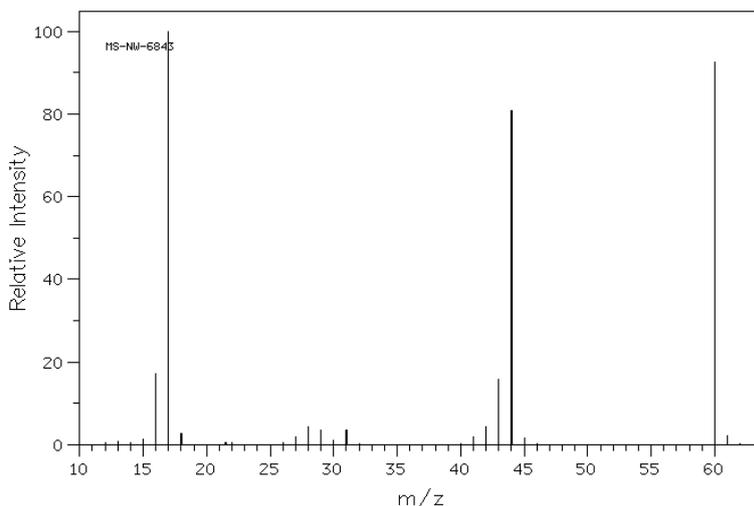
6.2. Sachant que la masse molaire de **A** est égale à $138\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, déterminer la formule brute de **A**.

7. 0,6786 g d'une substance **A**, constituée de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote, ont fourni, par oxydation par l'oxyde cuivrique, 0,4977 g de dioxyde de carbone et 0,4071 g d'eau. L'azote a été dosé par la méthode de Kjeldahl. Tout l'azote contenu dans 0,7364 g de **A** a été transformé en ammoniac qui a été absorbé par 80 mL d'une solution d'acide sulfurique à $24,5\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; puis l'excès d'acide a été exactement neutralisé par 15,4 mL d'une solution de soude de concentration $1,00\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

7.1. Vérifier que la composition centésimale de **A** est : %C = 20,00 ; %H = 6,67 ; %O = 26,67 et %N = 46,66.

7.2. Déterminer la formule brute de **A** sachant que la molécule ne possède qu'un seul atome d'oxygène.

7.3. Le spectre de masse ci-dessous est-il compatible avec le résultat trouvé à la réponse 7.2.

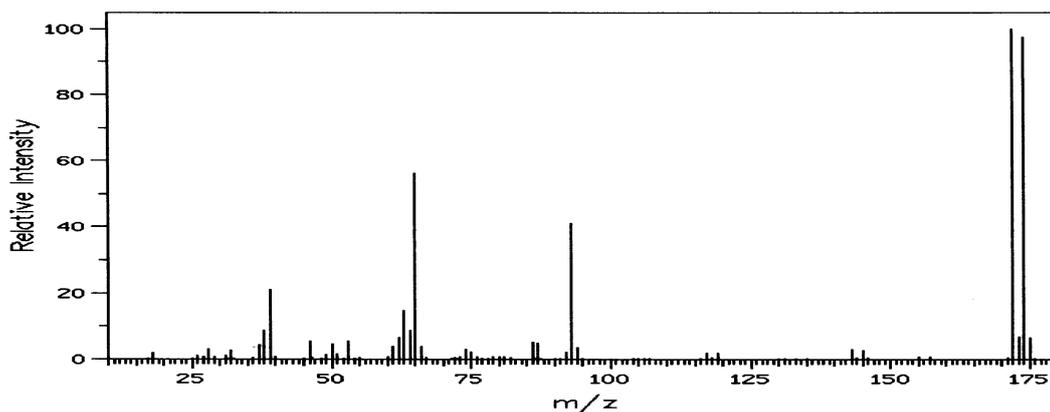


8. L'analyse de la caféine donne la composition suivante : carbone : 49,44 %, hydrogène : 5,15 % et azote : 28,84 %. La masse molaire de la caféine est $M = 194,19\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Déterminer sa formule brute.

Analyser

9. On veut déterminer la formule brute d'un composé organique **A**, l'analyse élémentaire ayant mis en évidence la présence des éléments carbone, hydrogène et halogène. La molécule **A** ne comporte qu'un seul atome d'halogène et pourra être écrite sous la forme $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{X}$ ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$ ou I).

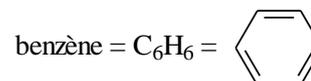
9.1. Le spectre de masse de **A** est reproduit ci-dessous :



- Repérer le « massif » parent et en déduire la nature de l'halogène présent dans **A**.
- A l'aide du spectre de masse, déterminer la masse molaire de **A**.

9.2. La combustion complète d'un échantillon de masse $m_1 = 346$ mg de **A** a conduit à la formation d'une masse $m_2 = 528$ mg de dioxyde de carbone et d'une masse $m_3 = 90$ mg d'eau. Déterminer la formule brute de **A**.

9.3. Proposer une structure sachant que **A** contient une sous-structure aromatique dérivée du benzène.



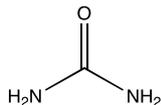
9.4. Indiquer les formules respectives des entités chimiques qui ont donné, sur le spectre de masse, les pics pour lesquels $m/z = 175$, 174 , 173 et 172 .

- Justifier les hauteurs relatives des pics pour lesquels $m/z = 175$ et 174 .
- Quelle est la structure de l'entité chimique ayant donné le pic pour lequel $m/z = 93$?

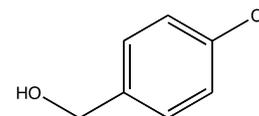
10.

10.1. Expliquer les expériences qui devraient être réalisées pour analyser :

a- un échantillon d'urée :



b- un échantillon d'alcool para-chlorobenzyle



10.2. Quels seraient alors les résultats obtenus et l'allure du spectre de masse pour chacun de ces composés.

Abondance naturelle des isotopes :

	Abondance naturelle (%)		Abondance naturelle (%)
1H	99,985	2H	0,015
^{12}C	98,89	^{13}C	1,11
^{19}F	100		
^{35}Cl	75,53	^{37}Cl	24,47
^{79}Br	50,54	^{81}Br	49,46
^{127}I	100		