

TRES IMPORTANT

1. Pour te permettre de trouver la formule brute d'un composé organique, on te donnera :
 - 1.1. Soit la composition centésimale massique et la masse molaire du composé (**exercice 2**)
 - 1.2. Soit la composition massique et la masse molaire du composé (**exercice 3**)
 - 1.3. Soit une des deux compositions massiques et la densité du composé (gazeux) Dans ce cas la masse molaire est 29xd
 - 1.4. Soit une des deux compositions et le nombre d'atome d'au moins l'un des constituants (**exercice 4**)
 - 1.5. Soit une analyse quantitative sans la masse molaire (**ex 5**) ou avec la masse molaire (**exercice 6**)
2. Pour te permettre de trouver la composition centésimale massique d'un composé organique, on te donnera :
 - 2.1. Soit la formule brute (**exercice 7**)
 - 2.2. Soit une analyse quantitative (**exercice 8**)

ATTENTION :

Dans chaque exercice, utilise si nécessaire, les valeurs suivantes :

- Masses atomiques molaires (en g/mol) : $M(C) = 12$;
 $M(O) = 16$; $M(H) = 1$; $M(N) = 14$; $M(S) = 32$.
- Volume molaire (en L/mol): $V_m = 22,4$ L

1

Complete ces phrases en te servant de tes acquis

Les composés organiques ont pour constituant principal

On met le carbone contenu dans les composés organiques par formation de carbone ou du Le

second élément important est l'élément Le troisième

est l'élément Les composés organiques constitués uniquement de carbone et d'hydrogène sont appelés Pour trouver la formule brute d'un composé organique, on peut partir de sa composition..... massique et de sa molaire. A défaut, on peut procéder à une analyse d'un échantillon du composé.

2

Tu découvres dans une revue scientifique ces informations sur un composé organique.

- Constituants : ; hydrogène ; oxygène ; azote
- Pourcentages massiques : ; %H = 2,10 ; %O = 61,54 ; %N = 19,58.
- Masse molaire : $M = 286 \text{ g/mol}$

Tu tentes alors de trouver la formule brute de ce composé

1. Donne le nom du constituant manquant du composé organique
2. Donne l'expression de la formule générale brute du composé
3. Fais le bilan de formation du composé et écris les équations de conservation de la matière
4. Trouve le pourcentage massique de l'élément manquant et la formule brute du composé

3

Ton professeur de physique chimie fait l'analyse d'un échantillon de masse $m = 154 \text{ g}$ d'un composé organique de masse molaire $M = 308 \text{ g/mol}$; il montre que cet échantillon contient 114 g de carbone, 10 g d'hydrogène, 16 g d'oxygène et 14 g d'azote.

Le professeur te soumet ces données en interrogation écrite pour trouver la formule brute du composé organique.

1. Donne la formule générale brute du composé
2. Fais le bilan de formation du composé et écris les équations de conservation de la matière.

4

Aka est un élève en classe de 1^{ère} D et ton ami ; son professeur lui donne une activité à faire à la maison.

Aka prend les notes suivantes :

- Nom du composé : Aspirine
- Quantité analysée : 1 mol
- Constituants : 3 atomes d'oxygène ; carbone ; hydrogène.
- Composition centésimale massique : %C = 60,90 ; %O = 34,80
%H = 4,30.
- Consigne : trouver la formule brute.

Aka ne comprend rien, il vient te voir pour que tu l'aides à résoudre son problème.

1. Donne la formule générale brute de l'aspirine
2. Fais le bilan de formation du composé et écris les équations de conservation de la matière.
3. Calcule la masse molaire de l'aspirine
4. Trouve la formule brute de l'aspirine.

5

En compagnie de tes camarades de classe, au laboratoire de physique chimie, vous brûlez dans un eudiomètre 10 cm³ d'un composé organique gazeux A, dans 65 cm³ de dioxygène pour avoir une combustion complète. Les mesures après réaction donnent 40 cm³ de dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau non mesurée. L'étiquette sur la bouteille du composé organique vous informe que le composé A est uniquement constitué de carbone et d'hydrogène. Le professeur vous demande d'exploiter vos résultats pour trouver la formule brute du composé A.

1. Ecris la formule générale brute du composé A.
2. Ecris l'équation bilan de la combustion complète de A.

3. Fais le bilan volumique de cette réaction chimique

4. Ecris les équations de conservation et montre que la formule brute de A est C_4H_{10}

6

Au cours de la même séance de travaux pratiques (ex-5), un autre groupe brûle dans les mêmes conditions, 20 cm^3 d'un composé organique B, lui constitué de carbone, oxygène et hydrogène, dans 20 cm^3 de dioxygène. Cette combustion a fourni 20 cm^3 de dioxyde de carbone et de l'eau. Pour renforcer tes acquis, tu demandes les résultats de ce groupe pour trouver la formule brute du composé B dont une mole pèse 30 g.

1. Donne la formule brute générale du composé B.
2. Ecris l'équation bilan de la combustion complète de B.
3. Fais le bilan volumique de cette réaction et écris les équations de conservation.
4. Exprime la masse molaire de B en fonction des nombres d'atomes des constituants.
5. Montre que la formule brute de B est CH_2O

7

Pour une évaluation de 5 minutes, ton professeur de chimie te donne le texte suivant :

- Composé organique B
- Formule brute CH_2O
- Consigne : détermine la composition centésimale massique.

Tu désires faire un sans faute afin d'obtenir 20/20 ; pour cela tu utilises une méthode plus explicite.

1. Fais le bilan de formation du composé B
2. Ecris les équations de conservation
3. Calcule le pourcentage massique de chaque constituant

8

Au cours d'une journée portes ouvertes dans un lycée de ton pays, tu vas visiter le laboratoire de chimie. Un produit attire ton attention par sa bouteille d'emballage. Tu approches ce produit et le professeur de service te dis ceci :

« C'est une substance de formule générale brute $C_xH_yO_z$; Si on brûle complètement, dans du dioxygène, une masse $m = 0,2523$ g de ce composé, on recueillerait 0,4470 g de dioxyde de carbone et 0,1846 g d'eau. Sa masse molaire est de 74 g/mol »

Avec ces informations, une fois rentré à la maison, tu décides de connaître ce composé.

1. Ecris les équations bilans des combustion complètes
 - 11 Du carbone
 - 12 De l'hydrogène
- 2 Fais le bilan massique de chaque réaction et écris ses équations de conservation
- 3 Calcule
 - 3.1. La masse de carbone contenu dans l'échantillon
 - 3.2. La masse d'hydrogène contenu dans l'échantillon
 - 3.3. La composition centésimale massique du composé
4. Détermine la formule brute de ce corps.

Exercice 1

La combustion complète de 0,825 g d'une substance organique dans le dioxygène donne 2,76 g de dioxyde de carbone et 0,645 g d'eau. Sa masse molaire moléculaire est $M = 92 \text{ g/mol}$. On te donne : $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

- 1) La masse de carbone contenu dans ce composé est :
a) 0,653 g b) 0,753 g c) 0,560 g
- 2) La masse d'hydrogène contenu dans ce composé est :
a) 0,050 g b) 0,0650 g c) 0,072 g
- 3) Le pourcentage massique du carbone est :
a) 81,3% b) 91,3% c) 75,3%
- 4) Le pourcentage massique de l'hydrogène est :
a) 8,7% b) 18,7% c) 24,7%
- 5) La formule brute du composé est :
a) C_7H_6 b) C_7H_9 c) C_7H_8

Exercice 2

La caféine est un stimulant que l'on retrouve dans le café, le thé et le chocolat. Elle contient, en masse, 49,48% de carbone, 5,15% d'hydrogène, 28,87% d'azote et 16,49% d'oxygène. La masse molaire de la caféine est égale à 194,2 g/mol.
Détermine la formule brute de la caféine.

Exercice 3

On veut déterminer la formule brute de la vitamine A de masse molaire 286,4 g/mol et de formule générale $\text{C}_x\text{H}_y\text{E}$, où E est un élément chimique inconnu. Elle contient en masse 83% de C et 10,56% de H.

1. Détermine les nombres entiers x et y.
2. Détermine la masse molaire de E.
3. En t'aidant du tableau de classification périodique des éléments, détermine l'élément chimique E.
4. En déduis la formule brute de A.

Exercice 4

Un corps pur A, a pour formule brute CH_xCl_y .

L'analyse de 500 mg d'un échantillon de A montre qu'il contient 70,5 mg de carbone.

1. Calcule le pourcentage en masse de carbone de A.
2. Détermine la masse molaire de A.
3. Détermine la formule brute du composé A ?

Exercice 1

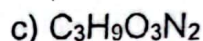
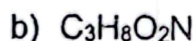
1. Donne la différence entre la pyrolyse et la combustion.
2. Soient les formules brutes suivantes : C_4H_{10} ; CO ; NH_3 ; C_2H_5ON ; H_2O .
Cite celles qui correspondent aux composés organiques.
3. Décris une expérience mettant en évidence la présence du carbone dans un composé organique.
4. Donne la formule générale d'un composé organique contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote.

Exercice 2

La thréonine est un acide aminé constitué de 40,3% de carbone ; 7,6% d'hydrogène ; 40,3% d'oxygène et 11,82 d'azote. Sa masse molaire est $M = 119 \text{ g/mol}$.

On donne en g/mol les masses molaires atomiques : $C(12)$; $H(1)$; $O(16)$; $N(14)$.

La formule brute de la thréonine est :



Entoure la bonne réponse et justifie ta réponse.

Exercice 3

Le saccharose a pour formule brute $C_{12}H_{22}O_{11}$.

- 1- Calcule sa masse molaire
- 2- Détermine la composition centésimale massique.
- 3- Calcule la densité par rapport à l'air de sa vapeur.

Exercice 4

Au cours d'une séance de travaux Pratiques, votre professeur de Physique-Chimique vous demande de déterminer la formule brute d'un composé organique. Pour cela vous soumettez à l'analyse la substance organique de masse $m = 0,2523 \text{ g}$ ne contenant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. Vous obtenez $0,1846 \text{ g}$ d'eau (H_2O) et $0,4470 \text{ g}$ de dioxyde de carbone (CO_2). La densité de vapeur de cette substance est $d = 2,56$. On vous donne en g/mol les masses molaires atomiques : $C(12)$; $H(1)$; $O(16)$.

Tu es le rapporteur. Réponds aux questionnaires suivants

1. Définis un composé organique
2. Calcule la masse molaire de cette substance.
3. Détermine la composition centésimale massique de cette substance.
4. Dédus-en sa formule brute.

Exercice 5

La combustion complète de $3,6 \text{ g}$ d'un hydrocarbure A de formule C_xH_y donne 11 g de dioxyde de carbone et $5,4 \text{ g}$ d'eau. On donne : $M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(H) = 1 \text{ g/mol}$.

- 1- Écris l'équation bilan de la combustion de A.
- 2- Calcule les quantités d'eau et de dioxyde de carbone formées.
- 3- La masse molaire de A est 72 g/mol . En déduis sa formule brute.

Exercice 6

La combustion complète de 10 cm^3 d'un composé gazeux A ne comportant que du carbone et de l'hydrogène, nécessite 65 cm^3 de dioxygène et produit 40 cm^3 de dioxyde de carbone et de l'eau. Le volume molaire dans les conditions de l'expérience est $V_m = 25 \text{ L/mol}$.

Détermine la formule brute du composé A.

Exercice 7

Un élève veut déterminer la formule brute d'un composé A de formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$. Pour cela, il analyse 2 g de ce dernier et obtient 50% d'oxygène et 2750 mg de dioxyde de carbone.

1. Détermine la masse molaire M du composé A.
2. Détermine les pourcentages massiques de carbone et d'hydrogène contenus dans A.
3. Détermine les nombres x et y. En déduis la formule brute du composé A.

On donne la masse molaire des éléments en g.mol^{-1} : C : 12 ; H : 1 ; O : 16.

Exercice 8

On donne la masse molaire des éléments en g.mol^{-1} : C : 12 ; H : 1 ; O : 16.

L'acide méthanoïque, appelé aussi acide formique car il se trouve dans le venin des fourmis, est composé de 26,1% de carbone, 4,3% d'hydrogène et 69,6% d'oxygène en masse.

- 1- Justifie que l'acide étudié contient uniquement du carbone, de l'hydrogène et d'oxygène.
- 2- Détermine la formule brute de cette molécule sachant qu'elle contient 1 atome de carbone.

Exercice 9

Au cours d'une séance de TD, un professeur de physique-Chimie au lycée départemental d'Abengourou demande à un groupe d'élèves de déterminer la formule brute d'un composé organique appelé la saccharine. Pour cela, il met à leur disposition les informations suivantes

Pourcentage en masse : %H = 2,7 ; %O = 26,2 ; %N = 7,7 ; %S = 17,5.

Un 5^e élément chimique a été omis. On donne en g/mol : C(12) ; H(1) ; O(16) ; N(14) ; S(32).

1. Détermine le nom et la proportion centésimale de l'élément omis.
2. Sachant que la molécule comporte un seul atome de soufre, détermine la masse molaire de la saccharine et en déduis sa formule brute.

Exercice 10

Après un cours de Chimie sur les alcanes, tu es proposé en classe pour corriger l'exercice suivant : une substance renfermant 44,4% de carbone, possède entre autre, les éléments hydrogène et azote. On traite 0,25 g de la substance de façon à en libérer sous forme de diazote qui occupe 104 cm^3 mesuré dans les conditions normales. On te donne $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

1. Détermine la quantité de matière (en mol) de diazote libéré.
2. Sachant qu'elle ne renferme qu'un seul atome d'azote,
 - 2.1. Calcule la masse de diazote et en déduis celle de l'azote contenue dans la substance.
 - 2.2. Calcule le pourcentage massique d'azote et en déduis la masse molaire de la substance
3. De tout ce qui précède, déduis la formule brute de la substance.

Evaluation SA₂-A1

Contexte et support

Afin de déterminer la formule brute d'un composé organique un laborantin réalise la combustion complète de 0,58 g d'un composé organique donne 0,9 g d'eau et 1,76 g de dioxyde de carbone. La densité de vapeur du composé par rapport à l'air est égale à 2.

Consigne

1. Montre que ce composé ne contient que du carbone et de l'hydrogène.
2. Détermine la composition centésimale massique de ce composé.
3. Détermine la formule brute de ce composé.
4. Calcule le volume de dioxygène utilisé lors de la combustion.

Evaluation SA₂-A2

Contexte et support

Sagbo dispose d'une bouteille de composé organique dont il désire connaître la formule brute. A cet effet, il réalise la combustion complète de 2,3 g de ce liquide organique A formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. La réaction donne 4,4 g de dioxyde de carbone et 2,70 g d'eau. Le volume d'une mole de ce liquide est 58,2 mL. La masse volumique du liquide pur est 790 kg/m³.

Consigne

1. Calcule la masse molaire du composé.
2. Détermine les masses de carbone, d'hydrogène et d'oxygène contenues dans le composé.
3. Détermine la formule brute du liquide A.
4. Calcule la composition centésimale massique du liquide A.

Evaluation SA₂-A3

Contexte et support

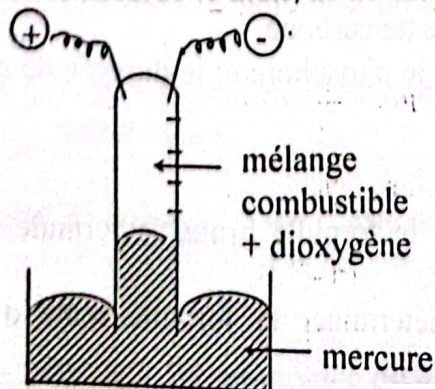
Un professeur des SPCT réalise l'eudiométrie d'un liquide organique. Ce liquide organique pour formule brute C_xH_yO_z. Le professeur en vaporise 0,018 g dans un eudiomètre contenant un excès de dioxygène (voir figure).

Après passage de l'étincelle électrique, il trouve que la combustion a nécessité 30,8 cm³ de dioxygène et donné 22,4 cm³ d'un gaz absorbable par la potasse, les volumes gazeux étant mesurés dans les conditions normales.

La densité de vapeur du composé est voisine de $d = 2,48$.

$M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(O) = 16 \text{ g/mol}$; $M(H) = 1 \text{ g/mol}$

On rappelle que la potasse absorbe le dioxyde de carbone.



Consigne

1. Ecris l'équation de la combustion.
2. Détermine x, y et z et écris la formule brute du composé.
3. Calcule la masse d'eau recueillie.

Evaluation SA₂-A4

Contexte et support

Dossou réalise la combustion complète de 3,6 g d'un composé organique de formule C_xH_yO . Cette réaction donne de l'eau et un volume $v = 4,48$ L de dioxyde de carbone. La densité d de vapeur de ce composé est 2,48.

L'équation de la réaction s'écrit : $C_xH_yO + nO_2 \rightarrow mCO_2 + pH_2O$

On donne : $M(C) = 12$ g/mol ; $M(O) = 16$ g/mol ; $M(H) = 1$ g/mol.

Consigne

1. Détermine n, m et p en fonction de x et/ou de y pour que l'équation soit équilibrée.
2. Calcule les valeurs de x, y, n, m et p.
3. Donne la formule brute du composé.
4. Donne la composition centésimale massique de ce composé.
5. Calcule le volume de dioxygène utilisé.

Evaluation SA₂-A5

Contexte et support

Kocou, le laborantin du collège décide de connaître la formule d'un composé organique contenu dans une bouteille dont l'étiquette est illisible. A cet effet, il réalise l'analyse du composé comprenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote et obtient les résultats suivants :

- Dosage du carbone et de l'hydrogène : il oxyde 0,252 g du corps à analyser et obtient 0,185 g de gaz carbonique et 0,151 g de vapeur d'eau.
- Dosage de l'azote : il a employé 0,368 g de matière et l'azote qui y était contenu a été transformé en gaz ammoniac qu'on fait passer à travers 20 cm³ de solution sulfurique normale (½ mole par litre). Après l'opération, l'acide restant dans ces 20 cm³ était le même que celui qui était primitivement contenu dans 7,7 cm³ de la liqueur normale employée.

On donne : $M(C) = 12$ g/mol ; $M(H) = 1$ g/mol ; $M(O) = 16$ g/mol ; $M(N) = 14$ g/mol.

Consigne

1. Détermine la composition centésimale massique du composé analysé.
2. Donne la formule moléculaire sachant que la détermination d'une valeur approchée de la masse molaire a donné $M \approx 60$ g.mol⁻¹.

Evaluation SA₂-A6

Contexte et support

Un composé organique de formule brute $C_xH_yO_zN_t$ a pour masse molaire moléculaire 227 g.mol⁻¹. L'analyse quantitative montre que cette substance comporte, en masse : 15,9 % de carbone et 18,5 % d'azote.

Ce composé, liquide à température ordinaire, se décompose au moindre choc. La réaction très exothermique produit du dioxyde de carbone, de l'eau, du diazote et du dioxygène.

Consigne

1. Détermine x, y, z et t sachant que le rapport des pourcentages en masse d'oxygène et d'hydrogène est 28,82.
2. a) Ecris l'équation bilan de la décomposition.
b) On provoque la décomposition de 10 g de ce composé. Calcule le volume gazeux total libéré, sachant qu'il est mesuré dans les conditions où le volume molaire gazeux est $V_M = 24$ L.mol⁻¹.

Evaluation SA₂-A7

Contexte et support

Soit un composé organique A contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote. La combustion de 1,40 g de ce composé produit 2,38 g de dioxyde de carbone et 1,10 g d'eau. L'azote contenu dans ce composé peut être libéré dans certaines conditions. Le volume d'azote recueilli à partir de 0,70 g de ce composé est égal à 76 cm³ dans les conditions normales. Le composé organique A ne contient qu'un seul atome d'azote par molécule.

Consigne

1. Détermine les masses de carbone, d'hydrogène, d'azote, d'oxygène contenues dans 1,40 g de ce composé.
2. Donne la composition centésimale massique du composé.
3. Détermine sa formule brute.

Evaluation SA₂-A8

Contexte et support

L'acide acétylsalicylique, connu sous le nom commercial d'aspirine, est l'un des médicaments les plus consommés aujourd'hui. L'analyse quantitative de l'acide acétylsalicylique donne la composition centésimale massique suivante :

60 % de carbone ; 35,5 % d'oxygène ; 4,5 % d'hydrogène.

Un comprimé de 0,5 g d'aspirine contient $2,777 \cdot 10^{-3}$ mol d'acide acétylsalicylique.

Consigne

1. Détermine :
 - a) la masse molaire de l'acide acétylsalicylique ;
 - b) la formule brute de l'acide acétylsalicylique.
2. Calcule en mg les masses de carbone, d'hydrogène et d'oxygène dans un comprimé d'aspirine de 500 mg.

Evaluation SA₂-A9

Contexte et support

Un laborantin réalise un mélange gazeux de méthane et d'acétylène. Afin de connaître la composition de ce mélange, il procède à la combustion complète de $V = 100 \text{ cm}^3$ de ce mélange constitué de $V_1 \text{ cm}^3$ de méthane et de $V_2 \text{ cm}^3$ d'acétylène. Cette combustion nécessite un volume $V_3 = 230 \text{ cm}^3$ de dioxygène.

Consigne

Détermine la composition exprimée en cm³ du mélange gazeux et le volume V_4 de dioxyde de carbone dégagé.

Evaluation SA₂-A10

Contexte et support

Un professeur introduit dans un eudiomètre 10 cm³ d'un hydrocarbure gazeux et 80 cm³ d'oxygène. Il fait jaillir une étincelle qui déclenche la combustion complète du mélange. Après refroidissement, il reste dans l'eudiomètre 60 cm³ d'un gaz dont l'analyse révèle qu'il est formé de 40 cm³ de dioxyde de carbone et de 20 cm³ d'oxygène.

Consigne

1. Détermine la formule brute de l'hydrocarbure.
2. Ecris alors l'équation de la réaction déclenchée dans l'eudiomètre.
3. Calcule la masse d'eau formée.

On donne : $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$;
 $M(N) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(S) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Br) = 80 \text{ g.mol}^{-1}$;
 $M(Ag) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$;

Volume molaire dans les conditions normales : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice 1 :

Un composé a pour formule brute $C_nH_{2n+2}O$. Sachant que sa densité de vapeur par rapport à l'air est égale à 2,55, en déduis sa formule moléculaire et sa masse molaire exacte.

Exercice 2 :

On réalise la combustion de 0,5g d'un hydrocarbure C_xH_y . Les gaz formés passent dans des tubes absorbeurs. La masse du dioxyde de carbone est 1,526g.

- 1) Détermine la composition centésimale de cet hydrocarbure.
- 2) Quelle est la masse de vapeur d'eau ?
- 3) La masse molaire de cette substance est égale à 72g/mol. Détermine sa formule brute.

Exercice 3 :

L'analyse élémentaire d'un composé organique A indique qu'il est formé en masse de 40% de carbone ; de 6,7% d'hydrogène et 53,3% d'oxygène.

- 1- Ces données suffisent-elles pour déterminer la formule brute du composé A ? Quelle est la formule brute la plus simple ?
- 2- La masse molaire du composé A est voisine de 60g, trouve sa formule brute.
- 3- Trouve deux formules développées et semi-développées.

Exercice 4 :

Par combustion de 0,356g d'un composé organique, on a obtenu 0,200g d'eau et 0,990g d'un gaz absorbable par la potasse. Un procédé d'analyse montre que la décomposition de 0,237g de ce produit libère 37,6 cm³ de diazote, mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut 24L.

Quelle est la composition centésimale de ce corps ?

Exercice 5 :

L'analyse d'un composé organique (l'urée) montre que sa formule est de la forme $C_xH_yO_zN_t$. Par oxydation de 0,50g de ce corps on a obtenu 0,37g de dioxyde de carbone et 0,30g de vapeur d'eau.

D'autre part la détermination de la masse molaire de ce corps donne $M = 60\text{g/mol}$.

Calcule x et y et en déduis une relation entre z et t. Quelle est la formule brute la plus simple.

Exercice 6 :

On soumet à l'analyse élémentaire 0,45g d'un composé organique azoté gazeux. Sa combustion produit 0,88g de dioxyde de carbone et 0,63g d'eau ; par ailleurs, la destruction d'une même masse en l'absence totale d'azote conduit à la formation de 0,17g d'ammoniac NH_3 .

1) Détermine les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenue dans les 0,45g du composé. Contient-il de l'oxygène ?

2) Quelle est la composition centésimale du composé ?

3) Sachant que, dans les CNTP, la masse volumique du composé est voisine de 2g/L .

Calcule une valeur approchée de sa masse molaire et détermine sa formule.

4) Donne les formules développées et semi-développées de deux isomères.

Exercice 7 :

Un composé organique A chloré et azoté est soumis à l'analyse élémentaire.

1- Un échantillon de masse $m_1 = 1,9600\text{ g}$ 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'anhydride) est de 0,3600 g et celle du tube absorbeur contenant de la potasse (ou de l'ascarite) de 2,6400 g.

Détermine la composition centésimale de A en carbone et hydrogène.

2- Un échantillon de masse $m_2 = 0,9825\text{ g}$ 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 $V = 56\text{ mL}$ mesuré dans les conditions normales de température et de pression.

Détermine la composition centésimale de A en azote.

3- Un échantillon de masse $m_3 = 0,6640\text{ g}$ de A est oxydé 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 ($AgCl$) de masse égale à 1,4547 g.

Détermine la composition centésimale de A en chlore. Le composé A contient-il d'autres éléments ? Pourquoi ?

✓ **Exercice 8 :**

Soit un composé organique A contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote. On soumet à l'analyse élémentaire 0,78g de ce composé organique. Sa combustion produit 1,47g de CO_2 et 0,66g d'eau. Le volume d'azote recueilli dans les conditions normales pour la même masse du composé est 74,7cm³.

- 1) Quelle est la composition centésimale du composé ?
- 2) Détermine sa formule brute sachant qu'elle contient un seul atome d'azote par molécule.
- 3) Donne les formules développées et semi-développées de deux isomères.

Exercice 9 :

Un composé organique A de formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$ contient en masse 64,86% de carbone et 21,6% d'oxygène. Un autre composé organique B de formule $\text{C}_z\text{H}_t\text{O}_2$ comporte 9 atomes de carbones et contient en masse 21,3% d'oxygène.

- 1) Détermine les masses molaires des composés A et B.
- 2) Quelles sont les valeurs de x, y, z et t ? En déduis les formules moléculaires de A et B.
- 3) Donne les formules développées et semi-développées de deux isomères pour chacun des composés.

Exercice 10 :

L'analyse de 2g d'une substance organique contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote a donné les résultats suivants:

- Masse de gaz carbonique obtenu : 4,05g :
- Masse d'hydrogène contenu dans la substance : 0,21g :
- Pourcentage d'azote contenu dans la substance : 16%.
- Densité de vapeur de la substance vaut : 3.

- 1-a) Calcul la masse molaire moléculaire de la substance.
 - b) Calcule les masses de carbone, d'azote et d'oxygène contenues dans cette substance.
 - c) En déduis la formule brute de la substance.
- 2- Pour cette formule brute, trouves les formules développées et semi-développées de trois isomères.

Exercice 11 :

Donne une formule semi développée pour chacune des formules brutes suivantes :

- a) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ b) C_4H_8 c) $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$ d) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ e) C_4H_{10} f) C_3H_4

Exercice 12 :

Trouve pour chacune des formules brutes suivantes $C_5H_{12}O$; C_4H_8O et $C_4H_8O_2$:

- a) Deux isomères de fonction ;
- b) Deux isomères de position ;
- c) Deux isomères de chaîne.

Exercice 13 :

Parmi les composés suivants, indique ceux qui peuvent donner lieu à une isomérisation Z/E. Donne alors les isomères correspondants.

- a) $CH_3-CH=CH_2$ b) $CH_3-CH=C(CH_3)_2$ c) $CH_3-CH=CH-CH_3$
- d) $C_6H_5-CH=CHCH_3$ e) $C_6H_5-CHCl-CH_3$ f) $C_6H_5-CH_2-CH_3$
- g) $CH_3-CH=CCl-CH_2-CH_3$

Exercice 14 :

Soient les formules brutes suivantes : $C_4H_{11}N$.

- 1- Calcule le pourcentage massique de chaque atome dans ces molécules.
- 2- Donne la définition du terme isomère.
- 3- Trouve les formules semi-développées de quatre isomères de la formule $C_4H_{11}N$. On se limitera aux isomères qui possèdent un groupe $-NH_2$.

Exercice 15 :

L'analyse de 0,5g d'un composé organique constitué de carbone, d'hydrogène et d'oxygène a donné 1,189g de gaz carbonique et 0,608g d'eau. La densité de vapeur de la substance vaut 2,5.

- 1) Quelle est la composition centésimale de ce composé ?
- 2) Détermine sa formule moléculaire.
- 3) Trouve pour cette formule brute :
 - a) deux isomères de fonction.
 - b) deux isomères de position.
 - c) deux isomères de chaîne.