

**SERIE : GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE****Exercice 1**

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 de 53% d'oxygène.

Ces données suffisent-elle pour déterminer la formule brute du composé A ? Quelle est la formule brute la plus simple pour A ?

**Exercice 2**

Un composé gazeux a, dans les conditions normales, une masse volumique égale à 1,34 kg.m<sup>-3</sup>.

Déterminer sa formule sachant qu'il ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène avec les pourcentages massiques suivants : C : 40,0% ; H : 6,67 %.

**Exercice 3**

La pourpre, qui ornait le bas de la toge romaine est extraite d'un coquillage abondant en Méditerranée, le murex.

Cette matière colorante a pour composition centésimale massique: C : 45,7 % ; H : 1,9 % ; O : 7,6 % ; N : 6,7 % ;

Br : 38,1 %.

1. Calculer la composition molaire de la pourpre et donner sa formule sous la forme : (C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O<sub>z</sub>N<sub>t</sub>Br)<sub>n</sub> ; x, y, z, t, n étant des entiers naturels.

2. Sachant que la molécule de pourpre contient deux atomes de brome, calculer sa masse molaire.

**Exercice 4**

La dégradation d'un produit pharmaceutique de masse m = 10g a donné : 5,94g d'eau et 18,8g de dioxyde de carbone. On sait de plus que le composé renferme en masse 26% d'oxygène et que sa masse molaire est M = 184 g.mol<sup>-1</sup>

Trouver la formule brute du composé sachant qu'il renferme uniquement du carbone, de l'hydrogène, de l'azote et de l'oxygène.

**Exercice 5**

La combustion complète de 0,6574 g d'un composé formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène donne 0,7995 g d'eau et 1,5640 g de dioxyde de carbone.

1) Quelle est la composition centésimale de la substance ?

2) Quelle est la masse molaire moléculaire de la substance, sachant que la densité de sa vapeur, par rapport à l'air, est environ égale à 2,6 ?

3) Quelle est la formule brute de la substance ?

**Exercice 6**

Afin de déterminer la formule brute d'un composé organique A, on réalise les deux expériences suivantes :

- On oxyde 0,344 g du composé A par CuO ; il se forme 0,194 g de vapeur d'eau et 0,957 g de dioxyde de carbone.
- On oxyde 0,272 g du composé A par le dioxygène dans un courant de dioxyde de carbone ; il se forme 41,9 mL de diazote gazeux.



Lors de ces deux expériences la température est de 18° C et la pression de 10<sup>5</sup> pascals.

Déterminer :

1. La composition centésimale massique du composé A
2. La formule molaire la plus simple du composé A.
3. La masse minimale d'oxyde de cuivre(II) utilisée dans la première expérience en supposant que CuO est exclusivement transformé en Cu.

Donnée : constante des gaz parfaits est R = 8,314 S.I

**Exercice 7**

Un composé organique A a pour composition centésimale en masse : 64,9% de carbone et 13,5% d'hydrogène ; l'excédent est constitué par un troisième élément inconnu. On vaporise 2,0g de cette substance ; la vapeur obtenue occupe un volume de 6,92L à 35° C et sous une pression de 10<sup>4</sup> Pa.

1. Calculer la masse molaire de A.
2. Donner le nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène contenus dans une molécule de A.
3. Trouver la formule brute de A.

Données : constante des gaz parfaits R= 8,314 S.I

**Exercice 8**

La glycine est une poudre blanche dont la formule est du type C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O<sub>z</sub>N<sub>t</sub>. On mélange intimement 1,5 g de glycine avec de l'oxyde de cuivre II (CuO) en excès ; on chauffe fortement et pendant longtemps. On fait passer les gaz formés dans des barboteurs :

- Le premier barboteur contient de la ponce sulfurique, finalement sa masse a augmenté de 0,9g ;
- Le deuxième barboteur contient de la potasse, finalement sa masse a augmenté de 1,76g ;
- Le diazote formé est récupéré en bout d'appareillage, il occupe à la fin un volume égal à 225cm<sup>3</sup> ; Le volume molaire des gaz dans ces conditions est de 22,5L.mol<sup>-1</sup>.

1. Calculer les masses de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène contenues dans 1,5g de glycine.
2. Calculer les pourcentages massiques des éléments qui constituent le composé.
3. Déterminer la formule brute de la glycine de masse molaire M = 75g.mol<sup>-1</sup>.

4. Equilibrer l'équation de la réaction suivante : Cours à domicile: 77 513 63 49



5. Quelle masse de cuivre s'est-il formé ?

### Exercice 9

A et B sont deux corps purs gazeux dont les molécules ne renferment que les éléments carbone et hydrogène. On effectue les mélanges suivants :

Mélange 1 :  $m_1=19,0g$  ; il contient 0,1mol de A et 0,3mol de B

Mélange 2 :  $m_2=10,6g$  ; il contient 0,3mol de A et 0,1 mol de B

1. Quelles sont les masses molaires  $M_A$  de A et  $M_B$  de B ?

2. Déterminer la formule brute de A

3. Quelle est la formule brute de B sachant que sa molécule possède 2,5fois plus d'atomes d'hydrogène que de carbone ?

4. Quel doit être le pourcentage en mol de A dans un mélange (A+B) pour que ce mélange contienne des masses égales de A et B ?

### Exercice 10

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 de ce composé en l'absence totale d'azote conduit à la formation de 0,17g d'ammoniac.

1) Déterminer les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenues dans les 0,45g du composé. Celui-ci contient-il de l'oxygène ? Justifier.

2) Quelle est la composition centésimale massique du composé ?

3) Sachant que dans les conditions normales de température et de pression, la masse volumique du composé est voisine de  $2g.L^{-1}$ , calculer une valeur approchée de sa masse molaire et déterminer sa formule brute.

Données : masse volumique de l'air  $\rho_{air}=1,3g.L^{-1}$ .

### Exercice 11

Un composé organique A gazeux à la température ordinaire ne contient que les éléments C, H et N. On fait la combustion de 0,59g de ce composé dans certaines conditions. On obtient 1,32g de dioxyde de carbone, 0,54g d'eau, et 0,17g d'ammoniac  $NH_3$ .

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion.

2) Déterminer la composition centésimale massique du composé.

3) La densité de A par rapport au diazote est voisine de  $d=2,11$ . Déterminer sa formule brute.

4) Proposer deux formules semi-développées de A.

### Exercice 12

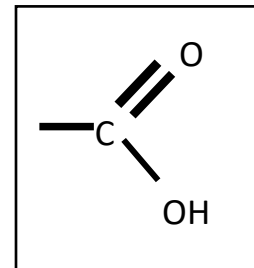
Un acide organique A a pour composition centésimale massique : C :26,1% ; H :4,4% ; O :69,5%.

On dissout  $m_A=11,5g$  de A dans 1L d'eau distillée et on dose la solution obtenue avec de la soude de concentration  $C_b=1mol.L^{-1}$ . La soude et la solution acide de A réagissent mole à mole.

1. Sachant que 20mL de solution acide sont dosés par 5mL

de soude, calculer la masse molaire de A ; en déduire sa formule brute.

2. L'étude structurale de la molécule révèle la présence du groupe carboxyle dont la formule est donnée ci-contre :



En respectant la valence des éléments, écrire la formule développée de A.

### Exercice 13

Dans les conditions où le volume molaire gazeux vaut

$V_0=25Lmol^{-1}$ , la combustion complète d'une masse  $m=3,51g$  d'un composé organique B de formule  $C_xH_yO$ , de densité de vapeur  $d$ , donne de l'eau et un volume  $V=5L$  de dioxyde de carbone.

1. Ecrire en fonction de X et Y l'équation-bilan de cette combustion.

2. Exprimer X et Y en fonction de  $d$ ,  $V_0$ ,  $V$  et  $m$ .

3. La densité de vapeur de B vaut  $d=3,03$  en déduire la formule brute de B.

4. En déduire les formules semi développées ramifiées des isomères envisageables pour B sachant que la molécule de B a une chaîne carbonée ramifiée renfermant un groupement hydroxyle (OH).

5. Le composé B est en fait l'isomère dont le carbone fonctionnel est asymétrique, indiquer sa formule semi développée.

N.B. Le carbone fonctionnel est l'atome de carbone lié au groupe OH. Un carbone asymétrique est un atome de carbone lié à quatre atomes ou groupes d'atomes tous différents.

### Exercice 14

Les questions A et B sont indépendantes

A. Le chlorhydrate de kétamine est une molécule utilisée comme anesthésique général en médecine humaine et en médecine vétérinaire ; Sa formule brute peut s'écrire sous la forme  $C_xH_yCl_zN_tO_p$

L'analyse quantitative du composé donne les pourcentages massiques

suivants : %C=65,68 ; %H=6,78 ; %N=5,89 ; %Cl=14,91

1.1 Déterminer la composition centésimale molaire du chlorhydrate de kétamine.

1.2 En déduire la formule brute du chlorhydrate de kétamine sachant que son atomicité est 32.

B. La dose létale 50 notée  $DL_{50}$  ou concentration létale médiane ( $CL_{50}$ ) est un indicateur de toxicité d'une substance : c'est la masse de cette substance qui entraîne la mort de 50% des êtres vivant auxquels elle est donnée. Elle s'exprime en milligrammes de substance par kg de masse corporelle.

Cours à domicile: 77.513.62.49  
La digitaline est un stimulant cardiaque utilisé dans le traitement des insuffisances cardiaques. La DL50 de la digitaline va La digitaline produit par un laboratoire se présente sous forme de comprimés contenant chacun 0,1mg de substance active.

- 1.1 Déterminer la masse minimale d'un malade pour qu'on puisse lui prescrire un comprimé sans dépasser la DL50. Commenter ce résultat.
- 1.2 Un malade de masse 75kg a fait une prise de 1 gramme de la digitaline. Vérifier si cette prise est normale ou le met en danger.

### Exercice 15

L'aspirine ou acide acétylsalicylique, est l'un des médicaments les plus consommés aujourd'hui. Ses principes actifs se trouvent dans l'écorce de saule qui fut utilisée en médecine jusqu'en 1900, date à laquelle le docteur Félix Hoffmann, réussit la synthèse de l'aspirine.

L'analyse quantitative de l'aspirine montre qu'il contient, en masse, 60% de carbone, 35,5% d'oxygène.

Dans une fiole jaugée de 100mL, dissolvons un comprimé de 0,5g d'aspirine et complétons à une solution de soude de concentration 0,1mol.L<sup>-1</sup>. Il faut 27,8mL de soude pour que le dosage soit terminé. Sachant que l'acide acétylsalicylique et la soude réagissent mole à mole, déterminer :

- 1) La quantité d'aspirine contenue dans le comprimé.
- 2) La masse molaire de l'aspirine.
- 3) Sa formule brute.

### Exercice 16

La combustion complète dans le dioxygène d'un mélange équimolaire de deux alcanes A de formule brute C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub> et B de formule brute C<sub>n'</sub>H<sub>2n'+2</sub> non isomères (n<sub>A</sub> = n<sub>B</sub> = 5.10<sup>-3</sup> mol) a fourni 2,64 g de dioxyde de carbone et de l'eau.

Soient n et n' les nombres d'atomes de carbone respectifs de A et B, sachant que n > n'.

- 1.1 Ecrire les équations- bilans générales de combustion de A et B.
- 1.2 Exprimer la quantité de matière de dioxyde de carbone formé en fonction de n et n'.
- 1.3 Les masses molaires M<sub>A</sub> de A et M<sub>B</sub> de B ne diffèrent que de 56g.mol<sup>-1</sup> :

1.3.1 Etablir une seconde relation entre n et n'.

1.3.2 En déduire les formules brutes de A et B.

### Exercice 17

Un alcane est un hydrocarbure saturé de formule brute générale C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub> avec n ≥ 1.

1.1°) Ecrire l'équation- bilan de la réaction de combustion complète d'un alcane A à n atomes de carbone dans le dioxygène de l'air. En déduire celle de la combustion du propane qui est un alcane comportant 3 atomes de carbone.

1.2°) Dans le but d'identifier l'alcane A, on réalise deux expériences dans deux récipients numérotés 1 et 2:

- ✓ Expérience 1 : Dans le récipient 1, on introduit 22 g de propane, une masse m de l'alcane inconnu A et un excès de dioxygène.

Après combustion complète des deux hydrocarbures, on recueille une masse de dioxyde de carbone m<sub>1</sub>(CO<sub>2</sub>) et une masse d'eau m<sub>1</sub>(H<sub>2</sub>O)

- ✓ Expérience 2 : Dans le récipient 2, on mélange 44 g de propane, une même quantité de masse m de l'alcane inconnu A et un excès de dioxygène.

Cette fois-ci on recueille une masse de dioxyde de carbone m<sub>2</sub>(CO<sub>2</sub>) et une masse d'eau m<sub>2</sub>(H<sub>2</sub>O).

1.2.1 Sachant que  $\frac{m_2(CO_2)}{m_1(CO_2)} = \frac{11}{8}$  ; montrer que la masse m de l'alcane A peut s'exprimer par la relation :

$$m = \frac{5}{n} (7n + 1)$$

1.2.2 Par ailleurs  $\frac{m_2(H_2O)}{m_1(H_2O)} = \frac{7}{5}$  ; montrer que la m de l'alcane s'exprime par la relation :  $m = \frac{6}{n+1} (7n + 1)$

1.2.3 Calculer n et m. En déduire la formule brute de l'alcane A.

1.3°) Trouver la composition centésimale massique de l'alcane A.

### Exercice 18

On considère un composé A de formule générale C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub>O<sub>2</sub> et un autre composé B de formule générale C<sub>n'</sub>H<sub>2n'+2</sub>O, tous deux à chaînes carbonées saturées non cycliques. Le composé A possède n atomes de carbone et le composé B possède deux atomes de carbone de plus que le composé A.

- 1) Exprimer n' en fonction de n
- 2) En déduire en fonction de n les pourcentages en masse respectif d'oxygène P<sub>A</sub> et P<sub>B</sub> des composés A et B.
- 3) Sachant que  $\frac{P_A}{P_B} = \frac{37}{15}$ , montrer que les formules brutes de A et B sont respectivement C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub> et C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O.
- 4) Proposer une formule semi-développée possible de A et B

### Exercice 19

#### PARTIE A:

Un composé organique, constitué de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, a pour atomicité 13. Sa molécule comporte 2 fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone et que sa masse molaire est voisine de 72g/mol.

A-1/ Déterminer sa formule brute.

A-2/ Donner toutes les formules semi-développées possibles de ce composé, sachant qu'il y'a une double liaison entre un atome de carbone et un atome d'oxygène.

#### PARTIE B:

On réalise dans un eudiomètre la combustion complète d'un volume V=2,5L d'un composé organique

essentiellement formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène en présence d'un volume  $V_1$  de dioxygène. Après combustion et retour aux conditions initiales, le volume de gaz dans l'eudiomètre est  $V_{\text{gaz}}=25,5\text{L}$ . Ce volume de gaz mis en contact avec la potasse est ramené à 18L. Ces 18L sont absorbables par le phosphore.

B-1/ On désire réaliser la synthèse de l'eau en mélangeant le volume  $V_1$  de dioxygène avec un excès de dihydrogène. Il se forme un volume  $V'=56\text{L}$  d'eau à l'état gazeux. Calculer ce volume  $V_1$  de dioxygène.

B-2/ Ecrire l'équation-bilan équilibrée de la réaction de combustion complète du composé organique.

B-3/ Calculer le volume de  $\text{CO}_2$  formé ainsi que le volume de  $\text{O}_2$  entré en réaction.

B-4/ En déduire la formule brute du composé, sachant que sa masse molaire est de 58g/mol.

B-5/ Ecrire deux formules semi-développées possibles, sachant qu'il y'a une double liaison entre un atome de carbone et un atome d'oxygène. Volume molaire est  $V_m=25\text{L/mol}$ .

### Exercice 20

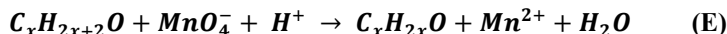
On dispose d'un composé organique A à l'état liquide. Sa formule brute peut s'écrire sous la forme  $\text{C}_x\text{H}_{2x+2}\text{O}$  avec x un entier non nul. Pour l'identification de ce composé, on réalise trois manipulations.

**Manipulation 1 :** Sur une balance de précision on réalise les trois pesées suivantes à l'aide d'un pycnomètre (un pycnomètre est une fiole jaugée de grand précision) :

- La pesée du pycnomètre rempli jusqu'au trait de jauge du composé organique A donne  $m_1=31,46\text{g}$ .
- La pesée du pycnomètre rempli jusqu'au trait de jauge de l'eau distillée donne  $m_2=34,34\text{g}$ .
- La pesée du pycnomètre vide et sec  $m_3=19,34\text{g}$ .

**Manipulation 2 :** on réalise la combustion complète dans un excès de dioxygène d'un échantillon volume de  $V=15,0\text{mL}$  du composé A. Un tube absorbeur contenant de l'hydroxyde de potassium permet de déterminer la masse de dioxyde de carbone formé. On trouve  $m(\text{CO}_2)=28,8\text{g}$ .

**Manipulation 3 :** dans un autre tube on effectue l'oxydation d'un échantillon de volume  $V=15,0\text{mL}$  du composé A par une solution aqueuse de permanganate de potassium qui conduit à la formation d'un produit organique B de formule  $\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{O}$  selon l'équation chimique :



A la fin de l'expérience on procède à des tests qui montrent que l'atome d'oxygène du composé B établit une liaison double avec un carbone lié à deux autres atomes de carbone. Le composé A comporte un groupe hydroxyle (-OH) lié à un carbone asymétrique (carbone lié à quatre atomes ou groupes d'atomes différents).

1.2.1. Déterminer l'expression de la densité du composé A en fonction de  $m_1$ ,  $m_2$  et  $m_3$ . Calculer la densité d.

1.2.2. Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète du composé A.

1.2.3. Montrer que la masse molaire du composé A est  $M(\text{A})=74\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . En déduire la formule brute de A et celle de B.

1.2.4. En utilisant les formules brutes de A et B, équilibrer l'équation de la réaction qui se produit à la manipulation 3.

1.2.5. Donner les formules semi-développées des composés organiques A et B.

1.2.6. Calculer la masse du produit B obtenu lors de l'oxydation d'une masse  $m=10\text{g}$  de A si le rendement de cette réaction est de 70%.

### Exercice 21

Un composé organique A de formule brute  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$  renferme en masse, 26,67% d'oxygène. La combustion d'une masse  $m = 3,75\text{g}$  de ce composé donne 8,25 g de dioxyde de carbone et 4,5 g d'eau.

2.1. Déterminer les pourcentages massiques du carbone et de l'hydrogène. En déduire les valeurs de x et y. En déduire la formule brute de A

2.2. Un mélange équimolaire de A et un autre composé organique B de formule  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$  contient 7,4 g de B. La combustion complète de ce mélange nécessite 26,25 L de dioxygène (volume mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut 25L/mol) et a donné 30,8g de dioxyde de carbone.

2.2.1. Ecrire les équations bilan des réactions de combustion.

2.2.2. Déterminer les de x, y et z sachant que  $m_{\text{O}} = 1,6m_{\text{H}}$  ( $m_{\text{O}}$  et  $m_{\text{H}}$  désignent respectivement d'oxygène et d'hydrogène dans le composé B).

2.2.3. Déterminer les pourcentages massiques de A et B dans le mélange.

2.2.4. En déduire la masse d'eau formée.

2.3. Les composés A et B possèdent dans leur structure un groupe hydroxyle (-OH).

2.3.1. Donner les formules semi-développées possibles de A.

2.3.2. Donner les formules semi-développées de B.

2.3.3. L'alcool A possède deux groupes méthyles et l'alcool B possède un atome de carbone asymétrique c'est - à - dire relié à quatre atomes ou quatre groupes d'atome différent.

a) Identifier les alcools A et B en donnant leur formule semi - développée.

b) Donner les formules topologiques des alcools A et B.