Groupe Excellence

Excellez avec les meilleurs professeurs !

Matière : Science Physique	**Série 1 : Chimie organique**	**Professeur** : M. SARR
Groupe Excellence (cours en ligne)		**Niveau** : Première S1-S2

Exercice 1 :

I-Ecrire les formules semi-développées des composés moléculaires suivants :

C_4H_{10}; C_3H_6; C_3H_8; $C_2H_4O_2$; C_3H_9N

II- L'oxydation complète de 0,250g de naphtalène conduit à 0,858g de dioxyde de carbone et 0,144g d'eau.

1-Montrer que le naphtalène ne contient que les éléments C et H.

2-La masse moléculaire du naphtalène est M=128g/mol. Quelle est sa formule brute ?

III L'un des composés oxygénés responsable de l'odeur du clou de girofle a un pourcentage massique en oxygène de 14%. La combustion d'une mole de corps nécessite 10 mol de dioxygène et produit du dioxyde de carbone et de l'eau en quantités égales.

1- En notant CxHyOz la formule brute du composé recherché, écrire l'équation bilan de la combustion.

2-Etablir les trois relations reliant x, y, z et les données de l'énoncé. En déduire la formule brute du composé.

3- Donner quatre formules semi-développées et indiquer éventuellement s'il en existe des isomères de chaîne, de position et de fonction.

Exercice 2 :

I.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 centésimal 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 $(C_xH_yO_zN_tBr)_n$, 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

II. On soumet à l'analyse une masse m = 2,728g d'une substance organique qui ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. On obtient m_1 = 5,456g de dioxyde de carbone et m_2 = 2,232g d'eau. Par ailleurs la densité de vapeur de la substance est d = 3,034.

1- Quelle est la composition centésimale massique de cette substance ?
2- Déterminer sa formule brute.
3- Indiquer pour cette molécule :

www.groupe-excellence.sn

Groupe Excellence

Excellez avec les meilleurs professeurs !

a) deux formules semi-développées d'isomères de chaîne
b) deux formules semi-développées d'isomères de position

Exercice 3 :

Un composé organique B a pour composition centésimale massique : 64,9 % de carbone et 13,5 % d'hydrogène ; l'excédent est constitué par un troisième élément inconnu. On vaporise 20g de cette substance ; la vapeur obtenue occupe un volume de 6,92 L à 35°C et une pression de 10^5 Pa.

1-Calculer la masse molaire de B.
2-Donner le nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène contenus dans une molécule de B.
3-Trouver la formule brute de B. En déduire les formules semi-développées possibles de B.

On donne la constante des gaz parfaits R = 8,314 J.mol^{-1}.K^{-1}

Exercice 4 :

La glycine est une poudre blanche dont la formule est du type $C_xH_yO_zN_t$ .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^3 ;

1-) Calculer les masses de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène.

2-) Calculer les pourcentages massiques des éléments qui constituent le composé.

3-) Déterminer la formule brute de la glycine de masse molaire M = 75 g.mol^{-1}.

4-) Equilibrer l'équation de la réaction suivante :

$$C_xH_yO_zN_t + CuO \rightarrow CO_2 + H_2O + N_2 + Cu$$

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

Exercice 5 :

L'analyse élémentaire qualitative d'une substance (S) a montré qu'elle est uniquement composée de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Soit $(C_xH_yO_z)_n$ la formule brute de (S), x, y, z et n sont des entiers naturels non nuls. La combustion complète dans le dioxygène d'une masse m=0,358g de (S) a donné 0,851 g d'un gaz absorbable par la potasse et 0,435g d'un gaz absorbable par la ponce sulfurique.

1. Calculer les masses de carbone, d'hydrogène et d'oxygène contenues dans les 0,358g de (S). En déduire la composition centésimale massique de (S)
2. Déterminer *x*, *y* et *z* sachant qu'ils sont des entiers les plus petits possibles.
3. Déterminer la formule brute du composé (S) sachant que sa densité par rapport à l'air est 2,55.

Groupe Excellence

Excellez avec les meilleurs professeurs !

Exercice 6 :

La pyridine ou azine, de formule brute $C_xH_yN_z$, est un composé hétérocyclique simple et fondamental qui se rapproche de la structure du benzène . Elle existe sous la forme d'un liquide limpide, légèrement jaunâtre ayant une odeur désagréable et pénétrante (aigre, putride et évoquant le poisson). Elle est très utilisée en chimie de coordination comme ligand et en chimie organique comme réactif et solvant. Les dérivés de la pyridine sont très nombreux dans la pharmacie et dans l'agrochimie. La pyridine est utilisée comme précurseur dans la fabrication d'insecticides, d'herbicides, de médicaments, d'arômes alimentaires, de colorants, d'adhésifs, de peintures, d'explosifs et de désinfectants. Elle est un composé aromatique qui possède une réactivité différente du benzène.

- ✓ Sa masse molaire moléculaires est voisine de $M = 79g/mol$.
- ✓ La combustion complète d'une masse m de pyridine en absence totale d'azote fourni :
- ➢ Une masse $m_1 = 17{,}40g$ de dioxyde de carbone (CO_2), une masse $m_2 = 3{,}58g$ d'eau (H_2O) et une masse $m_3 = 1{,}34g$ d'ammoniac (NH_3).

1-) Déterminer les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenues dans la masse m.
2-) Montrer que la masse totale m du composé est $m = 6{,}25g$.
3-) Calculer les pourcentages massiques des différents éléments de la molécule de pyridine.
4-) Calculer les valeurs de x, y et z.
5-) Donner sa formule brute.
6-) Déterminer son atomicité A.
7-) Evaluer les pourcentages molaires des différents éléments de la pyridine.

Exercice 7 :

La combustion dans le dioxygène de 0,745 g d'une substance organique a donné 1,77 g de dioxyde de carbone et 0,91 g d'eau. La substance étant vaporisée, la masse de 528,5 mL est 1,18 g. La pression du milieu est de 700 mm de Hg et la température est 100°C.

1. Trouver la densité de la substance à l'état vapeur.
2. Trouver la composition centésimale massique de la substance sachant qu'elle renferme que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène.
3. Trouver la formule brute du composé

On donne: M(C) = 12 g/mol; M(O) = 116 g/mol ; M(H) = 1 g/mol . 1 mm Hg = 1,33.10² Pa

Exercice 8 :

La combustion complète d'une masse $m_1 = 0{,}895g$ d'un composé organique A de formule $C_xH_yO_zN_t$ a donné une masse $m(CO_2) = 1{,}529g$ de dioxyde de carbone, d'une masse$m(H_2O) = 0{,}704g$ d'eau et un dégagement de diazote. On fait réagir la totalité du diazote formé avec du dihydrogène en excès, il se forme de l'ammoniac. La totalité de l'ammoniac est dissout dans 500mL d'eau pure, on obtient ainsi une solution S_0. On prélève un volume $V_b = 20mL$ de la solution S_0 qu'on dose avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 2{,}5.10^{-2}mol/L$. IL faut un volume $V_a =$

Groupe Excellence
Excellez avec les meilleurs professeurs !

$12{,}8mL$ pour atteindre l'équivalence. La réaction entre la solution d'ammoniaque et l'acide chlorhydrique se fait mole à mole. La vaporisation totale d'une masse $m' = 4{,}52g$du composé A fourni un volume $V' = 1{,}14L$ dans les conditions où la température est $T' = 37°C$ et la pression $P' = 0{,}99.10^5 Pa$.
On donne $R = 8{,}314 Pa.m^3.mol^{-1}K^{-1}$.

1-) Calculer la concentration C_0 de la solution S_0 et en déduire le nombre de mole total n_T d'ammoniac (NH_3) contenu dans la solution S_0.

2-) Ecrire l'équation bilan de la réaction entre le diazote et le dihydrogène.

3-) Calculer la masse de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène contenu dans A.

4-) Déterminer les pourcentages massiques des différents éléments de la molécule de A.

5-) Déterminer sa masse molaire moléculaire et en déduire sa formule brute.

6-) Déterminer toutes les formules semi-développées possibles de A sachant sa molécule renferme un groupement carboxylique $(-COOH)$ et un groupement amino$(-NH_2)$.

7-) Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion de A en fonction de x, y, z et t. Retrouver les valeurs de x, y, z et t en utilisant l'équation bilan de la réaction de combustion.

8-) Certains oxydants comme le ninhydrine $(C_9H_6O_4)$ attaquent la solution d'acide $\alpha - aminé$ A. Lorsque qu'une solution d'acide $\alpha - amimé$ est chauffée en présence de ninhydrine, il se forme un aldéhyde, de l'eau ,du dioxyde de carbone et un autre composé selon l'équation suivante :

$$C_xH_yO_zN_t + 2C_9H_6O_4 \rightarrow C_3H_6O\,(aldéhyde) + CO_2 + C_{18}H_9NO_4 + 3H_2O$$

Calculer la masse d'aldéhyde qu'on peut obtenir en traitant une masse de 60g du corps A avec un rendement de R=85%.

Exercice 9 :

Chez l'homme, la caféine agit comme stimulant du système nerveux central et du système cardiovasculaire, pouvant être toxique à forte dose (plus de 600mg par jour) et diminue la somnolence. Elle est présente dans le café, le Thé, le chocolat, les boissons au cola….

- ✓ La caféine est un composé contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote.
- ✓ Soient m_C, m_H, m_O et m_N les masses de carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et d'azote

Présentes dans un échantillon de caféine ; une analyse quantitative de ce composé a fourni les résultats suivants :

$m_C = 9{,}6m_H$, $m_C = 3m_O$ et $m_N = 5{,}6m_H$.

- ✓ La molécule de caféine ne possède que deux atomes d'oxygène.

1-) Déterminer la formule brute de la caféine. En déduire sa masse molaire moléculaire.
2) On effectue la combustion complète dans le dioxygène, un volume V=30mL de la caféine. Les gaz formés passent dans des tubes absorbeurs :

www.groupe-excellence.sn

Groupe Excellence
Excellez avec les meilleurs professeurs !

- Augmentation de volume des tubes à potasse : V_1
- Augmentation de volume des tubes à ponce sulfurique : V_2

Seul le volume V_1 est mesuré dans les CNTP.

a-) Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion.

b-) Calculer la quantité de matière de caféine utilisée.

c-) En déduire les volumes V_1 et V_2.

d-) Déterminer le nombre de mole présente dans une tasse de café contenant 80mg de caféine.

e-) En déduire le nombre de molécules N de caféine présente dans la tasse.

f-) Evaluer le nombre de tasses de café qu'on peut boire par jour sans risque d'intoxication liée à la caféine.

On donne : $masse\ volumique\ de\ la\ caféine\ \rho_C = 1230g/L$; $masse\ volumique\ de\ l'eau\ \rho_{eau} = 1000g/L$ $Constante\ d'Avogadro\ \mathcal{N} = 6{,}02.10^{23}mol^{-1}$

Exercice 10 :

La combustion dans le dioxygène d'un mélange **équimolaire** de deux alcanes A de formule C_nH_{2n+2} et B de formule $C_{n'}H_{2n'+2}$ non isomères a fourni 2,86g de dioxyde de carbone et 1,35g d'eau. Soit n et n' les nombres d'atomes de ; carbone respectivement de A et B avec $n' > n$.

1-) Donner les équations bilan générales de combustion de A et B.

2-) Calculer les nombres de mol de dioxyde de carbone$n(CO_2)$ et d'eau $n(H_20)$obtenus ; les exprimer en fonction de n, n' et du nombre n_T de mole du mélange**.**

3-) Calculer n_T et donner une relation entre n et n'**.**

4-) Sachant que les masses molaires A et B ne différent que de 42g.mol^{-1} ; trouver une seconde relation entre n et n'.

5-) Calculer, à partir des relations précédentes les valeurs de n et n' puis donner les formules brutes de A et B.

6-) Donner trois formules semi-développées pour chacune des molécules A et B.

7-) Déterminer le nombre de mole total de dioxygène nécessaire pour réaliser la combustion complète des deux alcanes. En déduire le volume de dioxygène nécessaire sachant dans les conditions de l'expérience le volume molaire $V_M = 25L/mol$.

8-) Déterminer le volume d'air mis en jeu dans cette combustion.

Exercice 11 :

On introduit dans un eudiomètre 10cm^{3}d'un hydrocarbure gazeux A de formule C_nH_{2n+2} et 75cm^3 de dioxygène. Après passage de l'étincelle électrique et refroidissement, le gaz résiduel contenu dans

Groupe Excellence
Excellez avec les meilleurs professeurs !

l'eudiomètre est constitué de deux volumes de gaz dont celui absorbable par le phosphore est égal au double de celui absorbable par la potasse.

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

2-) Déterminer le volume de dioxyde de carbone forme et celui de dioxygène entré en réaction.

3-) En déduire la formule brute de l'hydrocarbure

Exercice 12 :

On réalise 20 cm^3 d'un mélange ***volume à volume*** d'éthane (C_2H_6) et d'un hydrocarbure A (C_xH_y) gazeux. La combustion complète de ce mélange a nécessité 85 cm^3 de dioxygène et a produit 50 cm^3 de dioxyde de carbone.

1. Ecrire les équations bilan de combustion.
2. Déterminer la formule brute de A.
3. Qu'appelle-t-on composés isomères ? A possède-t-il des isomères ? Justifier.

Calculer la masse d'eau obtenue.

Exercice 13 :

La méthamphétamine ou N-méthyl-amphétamine ou encore N-méthyl-1-phénylpropan-2-amine est une drogue de synthèse sympathicomimétique et psycho-stimulante, extrêmement addictive de formule $C_xH_yN_z$. Synthétisée principalement à partir de pseudoéphédrine ($C_\alpha H_\beta O_\gamma N_\theta$) , un décongestionnant nasal en vente libre, la méthamphétamine pose un réel problème de santé publique dans certains pays par la dépendance qu'elle induit et ses effets délétères sur la santé. Elle provoque, entre autres, comme l'amphétamine dont elle est extrêmement proche, une hypertension artérielle, une tachycardie et une intense stimulation mentale. Ses effets à long terme peuvent être dévastateurs.
A l'état pure, la méthamphétamine se présente sous une forme solide cristalline (d'où sa dénomination de « ***crystal*** »), incolore et inodore, qui peut rappeler du verre pilé ou de la glace (d'où sa dénomination de « ***ice*** »). Elle se consomme généralement fumée dans une pipe, ou prisée.
On se propose de déterminer les formules brutes de ces deux molécules.

- ✓ La méthamphétamine est composée en masse de : $C = 80{,}54\%$, $H = 10{,}07\%$. Sa molécule renferme un seul

Atome d'azote.

- ✓ La pseudoéphédrine est une molécule connue sous le nom de N-méthyl-1-hydroxy-1-phénylpropan-2-amine ayant une atomicité $A = 27$. Les pourcentages molaires de ces éléments

Sont : $n_C = 37{,}04\%$, $n_H = 55{,}55\%$ et $n_O = n_N = 3{,}70\%$.

I-) Détermination de la formule de La méthamphétamine

1-) Déterminer le pourcentage massique d'azote dans sa molécule.

2-) Déterminer sa masse molaire moléculaire.

3-) Calculer les valeurs de x et y. En déduire la formule brute.

II-) Détermination de la formule de pseudoéphédrine

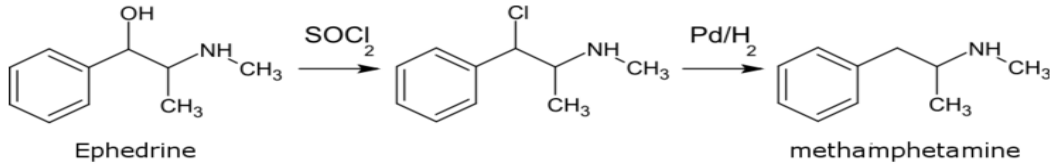
1-) Déterminer sa formule brute.

Groupe Excellence
Excellez avec les meilleurs professeurs !

2-) Calculer sa masse molaire

3-) Calculer les pourcentages massiques des éléments de la molécule.

II-) Synthèse de la méthamphétamine



Ephedrine methamphetamine

1-) Calculer la masse maximale de méthamphétamine qu'on peut obtenir avec un 2kg de La pseudoéphédrine (Ephédrine) sachant que la réaction se fait mole à mole.

2-) Déterminer le nombre de mole correspondant.

Exercice 14 :

1. La combustion complète d'une masse **m = 182 mg** d'un corps A de formule $C_xH_yO_z$ fournit une masse m_1 une masse **m_1 = 372 mg** de dioxyde de carbone et une masse **m_2 = 114 mg** d'eau.
   - **1.1.** Ecrire l'équation bilan de la réaction
   - **1.2.**
     - **a.** Calculer le pourcentage massique de A en ses éléments constitutifs.
     - **b.** En déduire les valeurs des rapports $\frac{x}{z}$ et $\frac{y}{z}$.
     - **c.** La masse molaire de A est **M_A = 86 g/mol**. Déterminer la formule brute puis proposer une formule semi-développée pour ce corps.
   - **1.3.** On réalise la combustion eudiométrique du mélange de deux corps A ($C_xH_yO_z$) et B (C_4H_8O) en présence de dioxygène. On recueille **105,6 g** d'un gaz qui trouble l'eau de chaux. Le volume de dioxygène nécessaire à cette combustion est de **74,4 L** (volume mesuré dans les conditions où le volume molaire est de **24 L/mol**).
     - **a.** Ecrire les équations bilan de combustion des corps A et B.
     - **b.** Calculer la masse $m_t = m_A + m_B$ du mélange des corps A et B.
2. Un eudiomètre contient un mélange de méthane, de monoxyde de carbone (CO) et du dioxygène, dont le volume total est **V_T = 32 cm^3**. Après l'étincelle, les gaz restants sont ramenés dans les conditions initiales de température et de pression. Il occupe alors un volume de **18 cm^3** dont **13 cm^3** sont absorbés par la potasse et les reste par le phosphore.
   - **2.1.** Ecrire les équations bilan des réactions de combustion.
   - **2.2.** Calculer les volumes du méthane, du dioxygène et du monoxyde de carbone dans le mélange initial.

Calculer la composition centésimale massique du mélange initial ainsi que la masse molaire moyenne du mélange.

Exercice 15 :

Groupe Excellence
Excellez avec les meilleurs professeurs !

La combustion dans le dioxygène de 1,125 g d'une substance organique a donné 1,35 g d'eau. Sa densité de vapeur est d = 2,07 et elle renferme, en masse, 60% de carbone.

1. Déterminer la formule brute du composé sachant qu'il renferme les éléments carbones, hydrogène et oxygène.
2. On introduit dans un eudiomètre un mélange de deux composés organiques C_3H_8O et C_3H_6O avec un excès de dioxygène. La masse du mélange est m = 2,38 g. Après passage de l'étincelle électrique et refroidissement on recueille une masse de 2,7 g d'eau.
   2.1. Ecrire les équations bilan équilibrées des réactions de combustion.
   2.2. Déterminer la composition centésimale massique du mélange.

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

Exercice 16 :

On considère deux composés organiques A et B qui renferment tous les éléments carbones, hydrogène et oxygène.

1. La combustion complète de A dans le dioxygène donne 1,08 g d'eau et 1,5 L de dioxyde de carbone (volume mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut 25 L/mol). De plus $3,01.10^{21}$ molécules de A pèsent 0,29 g.
   Déterminer la formule brute de A sachant que son atomicité est égale à 10.
2. Le composé B est de l'acide propanoïque de densité par rapport à l'eau d = 0,990. Un volume de 37 cm^3 de B contient 0,495 mol de molécules. De plus la proportion massique de l'élément carbone dans ce composé est de 48,65% et que $m_C = 1,125\ m_O$ (m_C et m_O désignent respectivement masse de carbone et masse d'oxygène). Déterminer la formule brute de B.
3. La combustion d'un mélange d'acétone (C_3H_6O) et d'acide propanoïque ($C_3H_6O_2$) nécessite 6,5 L de dioxygène. Il se forme 3,78 g d'eau.
   3.1. Ecrire les équations bilan de réaction.
   Déterminer la proportion centésimale massique de chaque composé du mélange

Exercice 17 :

Dans un eudiomètre on introduit 10 mL d'un hydrocarbure gazeux A de formule C_xH_{2x+2} et 100 mL de dioxygène, puis on fait jaillir une étincelle électrique. Après refroidissement, on constate que l'eudiomètre renferme des volumes égaux de dioxyde de carbone et de dioxygène.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion de A.
2. Trouver la formule brute de A.
3. Combien de formules semi-développées A possède-t-il ?
4. Une cartouche de « camping-gaz » contient 190g du gaz A. la combustion complète de A libère l'énergie thermique E = 2600 KJ/mol. Pour porter à 100 °C un litre d'eau pure pris initialement à 20 °C, il faut lui fournir une énergie thermique de 334 KJ.

Groupe Excellence

Excellez avec les meilleurs professeurs !

4.1. En négligeant les pertes thermiques, calculer la masse d'eau qu'il est passible de porter à ébullition en faisant brûler la totalité du gaz contenu dans la cartouche.

4.2. Même question si on évalue les pertes à 40 % d'énergie thermique libérée.

« « C'est le rôle essentiel du Professeur d'éveiller la joie d'apprendre et de connaitre » »

ALBERT EINSTEIN

www.groupe-excellence.sn