

Exercice 1

- 1) Calculer les masses molaires moléculaires des molécules suivantes : acide éthanóique : $C_2H_4O_2$; glucose : $C_6H_{12}O_6$; acide sulfurique : H_2SO_4 ; acide nitrique : HNO_3 ; dioxyde de carbone : CO_2
- 2) Calculer les masses molaires des composés ioniques suivants : sulfure d'aluminium : Al_2S_3 ; sulfate de sodium : Na_2SO_4 ; phosphate de magnésium : $Mg_3(PO_4)_2$
- 3) Calculer les pourcentages massiques de chaque élément dans les composés suivants : NH_4Cl ; $Al_2(SO_4)_3$
On donne en g/mol : $M(C)=12$; $M(H)=1$; $M(O)=16$; $M(S)=32$; $M(N)=14$; $M(Na)=23$; $M(Mg)=24$; $M(P)=31$; $M(Cl)=35,5$; $M(Al)=27$;

Exercice 2

- 1) Calculer le nombre de mole contenu dans :
 - a) 15g de dioxyde de carbone, CO_2
 - b) 12g de sulfate d'aluminium, $Al_2(SO_4)_3$
 - c) 1L de methane, CH_4 dans les CNTP
- 2) Sous la pression atmosphérique normale et à $18^\circ C$, le volume molaire vaut 23,9 litres. On dispose de 100 cm^3 de dioxygène et de 80 cm^3 de monoxyde d'azote. Calculer les quantités de matière de dioxygène et de monoxyde d'azote.
- 3) Déterminer la masse de 0,2 mol de glucose $C_6H_{12}O_6$
- 4) Quel est le volume occupé par 3kg de butane C_4H_{10} ? Le volume d'une mole de gaz dans les conditions de l'expérience est égal à 25L

Exercice 3

- I. Un composé organique oxygéné a pour formule générale $C_xH_yO_z$ avec x, y et z des entiers naturels non nuls. Il a pour composition centésimale massique : $\%C=59,8$ et $\%O=26,8$. Sa masse molaire moléculaire est voisine de $60,8\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
 - 1) Déterminer sa formule brute ainsi que sa masse molaire exacte
 - 2) Calculer la masse d'une molécule de ce composé
 - 3) Calculer le nombre de molécules contenues dans 45mg de ce composé
- Donnée : nombre d'Avogadro est égal à $6,02\cdot 10^{23}\text{ mol}^{-1}$**
- II. Un corps pur a pour formule brute CH_yCl_z avec y et z des entiers non nuls
 - 1) L'analyse montre qu'un échantillon de 500mg de ce corps contient 70,5mg de carbone. Calculer sa masse molaire
 - 2) Déterminer sa formule brute si $y=z$ et donner sa formule développée

Exercice 4

La densité par rapport à l'air d'un hydrocarbure de formule générale C_nH_{2n+2} est égale à 2. Calculer sa masse molaire et déterminer sa formule brute.

Exercice 5

Un composé organique oxygéné $C_xH_yO_z$ a la composition centésimale suivante : %C=54,5% ; %H=9,1% ; %O=36,4%. Sa densité de vapeur vaut 1,52.

- 1) Déterminer sa masse molaire moléculaire.
- 2) En donnant l'expression des différentes compositions centésimales massiques, identifier x, y et z.
- 3) Proposer une formule de Lewis de la molécule et vérifier la règle de l'octet.

Données : C=12 g/mol ; H=1 g/mol ; O=16 g/mol.

Exercice 6

Une bouteille de dioxygène en acier utilisé dans un hôpital a un volume de 25L. La pression du gaz qu'elle contient vaut 125 atm et la température est égale à 20°C.

- 1) Calculer la quantité de matière de dioxygène contenu dans la bouteille ainsi que sa masse
- 2) Quelle serait la pression si la bouteille était placée en plein soleil lors d'une chaude journée d'été où la température est de 60°C. $M(O)=16\text{g/mol}$

Exercice 7

- 1) Calculer la masse d'air contenue dans une salle de 6m x 5m x 3m. La pression du lieu vaut 76 cm de mercure et la température est égale à 27°C.
- 2) Calculer les pourcentages massiques de l'oxygène et de l'azote.

Données : l'air renferme en volume 20% d'oxygène et 80% d'azote ; 1 litre d'air dans les CNTP a une masse de 1,29g.

Exercice 8

- 1) La masse volumique d'un gaz, mesurée dans les conditions où $V_m=24\text{ L/mol}$, a été trouvée égale à 2,4 g/L. L'analyse fournit la composition centésimale massique de ce gaz : %C=82,7 ; %H=17,3. Déterminer la formule de la molécule.
- 2) Proposer pour cette molécule, une représentation de Lewis.

Exercice 9

- 1) On donne, pour le fer : masse molaire $M = 56\text{ g.mol}^{-1}$; masse volumique $\rho = 7800\text{ kg.m}^{-3}$.
 - Déterminer le volume d'un morceau de fer de masse 150 g.
 - Quelle est la quantité de matière contenue dans ce morceau de fer ?
- 2) On donne pour l'aluminium et le cuivre la masse molaire M et la masse volumique ρ à l'état solide. Al: 27 g.mol^{-1} ; $\rho=2700\text{ kg m}^{-3}$; Cu: $63,5\text{ g.mol}^{-1}$; $\rho=8900\text{ kg m}^{-3}$; Déterminer pour chaque métal le volume molaire (volume d'une mole) à l'état solide.
- 3) On considère trois flacons qui contiennent à la même température, et sous une même pression un même volume de gaz. On a déterminé la masse de chaque gaz. Les résultats sont groupés dans le tableau ci-dessous :

gaz	formule	volume (L)	masse (g)
dioxygène	O ₂	1,5	2,01
méthane	CH ₄	1,5	1,01
dioxyde de carbone	CO ₂	1,5	2,78

En déduire le volume molaire de chaque gaz. Quelle est la loi vérifiée par cette expérience ? Enoncer cette loi. C = 12; O=16; H=1 g.mol⁻¹