

# Mole et grandeurs molaires

---

## Exercice 1

- 1) Calculer les masses molaires moléculaires des molécules suivantes : acide éthanique :  $C_2H_4O_2$  ; 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 méthane,  $CH_4$  dans les CNTP
- 2) Sous la pression atmosphérique normale et à  $18^\circ C$ , le volume molaire vaut 23,9 litres. On dispose de  $100\text{ cm}^3$  de dioxygène et de  $80\text{ cm}^3$  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.  $M(O)=16g/mol$

### 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  $V_m=24 L/mol$ , 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  $M = 56 g.mol^{-1}$  ; masse volumique  $\rho = 7800 kg.m^{-3}$ .
  - 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  $\rho$  à l'état solide. Al:  $27 gmol^{-1}$ ;  $\rho=2700 kg m^{-3}$  ; Cu:  $63,5 gmol^{-1}$ ;  $\rho=8900 kg m^{-3}$  ; 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 :
  - Calculer la masse molaire de chaque gaz.
  - Déterminer la quantité de matière de chaque gaz.

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

En déduire le volume molaire de chaque gaz. Quelle est la loi vérifiée par cette expérience ? Énoncer cette loi. C = 12; O=16; H=1 g.mol<sup>-1</sup>