

# MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES

## EXERCICE 1 :

1. Calculer les masses molaires moléculaires de : CH<sub>4</sub>; CO<sub>2</sub>; C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O ; NH<sub>3</sub>.
2. Calculer les masses molaires ioniques des composés suivants : NaCl ; (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. En déduire le nombre d'ions dans chaque composé pour les masses suivantes: m(NaCl) = 87,75g et m((NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) = 64,05g.
3. Calculer le volume occupé dans les conditions normales par 5g de dioxyde de carbone CO<sub>2</sub> (gaz).
4. Calculer la masse de 10 litres de butane (gaz) C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, le volume est mesuré dans les C.N.T.P.
5. Combien y a-t-il de mole d'hydroxyde de sodium NaOH dans 10g de NaOH pur.

## EXERCICE 2 :

Un corps pur A, a pour formule C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>O.

1. Calculer les compositions centésimales massiques en carbone, en hydrogène et en oxygène du corps A.
2. Déterminer sa densité de vapeur par rapport à l'air.
3. Calculer le nombre de molécules de gaz contenu dans 10g de ce composé.
4. Quel volume occupe cette masse:
  - a. Dans les CNTP ?
  - b. Dans les conditions où la pression P=1bar et sa température t=98°C.

## EXERCICE 3 :

Les dissolvants pour vernis à ongle, vendus en parfumerie et en pharmacie, sont souvent en base de propanone. Cet exercice a pour objet d'établir la formule de la propanone à partir des informations suivantes :

- ❖ La propanone ne contient que les éléments C, H et O.
- ❖ Soit m<sub>C</sub>, m<sub>H</sub> et m<sub>O</sub> les masses de carbones, d'hydrogène et d'oxygène présentes dans un échantillon de propanone; l'analyse fournit les résultats suivants: m<sub>C</sub> = 6m<sub>H</sub>, m<sub>C</sub> = 2,25m<sub>O</sub>.
- ❖ La molécule de propanone ne possède qu'un seul atome d'oxygène.

1. Etablir la formule de la propanone.
2. Calculer sa masse molaire.
3. Calculer le nombre de moles contenu dans un litre de propanone.

Masse volumique de la propanone ρ=800kg/m<sup>3</sup>.

## EXERCICE 4 :

Un corps a pour formule C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O, les coefficients x et y étant entiers. L'analyse d'un échantillon de cette substance montre que les pourcentages en masse des éléments C,H qu'elle renferme sont: % C = 52,2 ; %H =13,3

1. Déterminer le pourcentage en masse d'oxygène. En déduire la masse molaire M de ce composé
2. Trouver les valeurs de x et y
3. Proposer au moins une formule semi-développée pour ce composé.

## EXERCICE 5 :

Un ballon à parois élastiques ne peut dépasser un volume de 3,0L sans éclater. On introduit dans ce ballon 2,0L d'hélium (He) à 20°C et à une pression de 1,013.10<sup>5</sup>Pa.

1. Quelles sont la quantité de matière et la masse d'hélium introduites dans le ballon ?
2. Le ballon est placé sous une cloche à vide. On admet que la pression est la même à l'intérieur et à l'extérieur du ballon et que la température est constante au cours de la transformation. Quelle est la pression de l'air sous la cloche au moment où le ballon éclate ?
3. Le même ballon est lâché et s'élève à une altitude où la température est de 15°C et la pression atmosphérique de 8,2.10<sup>4</sup>Pa. Le ballon va-t-il éclater ? (On suppose l'égalité des pressions à l'intérieur et à l'extérieur du ballon). Donnée : M(He)=4,0g.mol<sup>-1</sup>.

## EXERCICE 6 :

A et B sont deux corps purs gazeux dont leurs molécules ne renferment que les éléments carbone et hydrogène.

On effectue les mélanges suivants :

- ❖ **Mélange 1** : masse  $m_1=19,0\text{g}$ . Il contient 0,1mol de A et 0,3mol de B.
- ❖ **Mélange 2** : masse  $m_2=10,6\text{g}$ . Il contient 0,3mol de A et 0,1mol de B.

- Quelles sont les masses molaires  $M_A$  et  $M_B$  des deux composés?
- Déterminer la formule et le nom de A.
- Quelles est la formule du corps B sachant que sa molécule possède 2,5 fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone?
- Quel doit être le pourcentage, en moles de A d'un mélange A+B pour que ce mélange contienne des masses égales de A et B?

#### **EXERCICE 7 :**

- On donne, pour le fer: masse molaire  $M = 56 \text{ g.mol}^{-1}$ ; masse volumique  $\mu = 7800 \text{ kg.m}^{-3}$ .
  - Déterminer le volume d'un morceau de fer de masse 150 g.
  - Quelle est la quantité de matière contenue dans ce morceau de fer ?
- On donne pour l'aluminium et le cuivre la masse molaire M et la masse volumique  $\mu$  à l'état solide: Al: 27  $\text{gmol}^{-1}$ ;  $\mu_{\text{Al}}=2700 \text{ kg m}^{-3}$ ; Cu: 63,5  $\text{gmol}^{-1}$ ;  $\mu_{\text{Cu}}=8900 \text{ kg m}^{-3}$ . Déterminer pour chaque métal le volume molaire (volume d'une mole) à l'état solide.
- La masse volumique d'un gaz, mesurée dans les conditions où  $V_m=24 \text{ L/mol}$ , a été trouvé égale à 24 g/L. L'analyse fournit la composition centésimale massique de ce gaz : %C=92,3; %H=7,7.
  - Déterminer la formule de la molécule.
  - Proposer pour cette molécule, une représentation de Lewis.
- 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

- Calculer la masse molaire de chaque gaz.
- Déterminer la quantité de matière de chaque gaz.
- En déduire le volume molaire de chaque gaz.
- Quelle est la loi vérifiée par cette expérience ? Enoncer cette loi.

#### **EXERCICE 8 :**

Le phosgène est un composé gazeux constitué des éléments chimiques carbone, oxygène et de chlore. Les pourcentages en masse de ces éléments sont: C = 12,12% ; O = 16,16 % ; Cl = 71,71 %.

- Déterminer la formule brute du phosgène sachant que 2,4436 L de phosgène pris dans les conditions  $P_1 = 1 \text{ atm}$  et  $t_1 = 25^\circ\text{C}$  contiennent une masse  $m = 9,9\text{g}$  de ce composé. On donne  $R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.K^{-1}$ .
- Proposer le schéma de Lewis de la molécule de phosgène et en déduire sa formule développée.
- Calculer la masse volumique  $\rho_0$  du phosgène dans les CNPT ( $P_0 = 1 \text{ atm}$  et  $t_0 = 0^\circ\text{C}$ )
- Etablir la relation liant  $\rho_0$  et  $\rho_1$  (masse volumique du phosgène dans les conditions standard  $P_1$  et  $t_1$ ). Calculer  $\rho_1$ .
- Calculer la densité du phosgène.
- Déterminer dans les CNTP le volume V occupé par une masse  $m = 68 \text{ g}$  de phosgène et en déduire le nombre de molécules de phosgène N contenu dans cette masse.  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

#### **EXERCICE 9 :**

La thréonine est un composé organique. Sa composition centésimale massique est: C= 40,3% ; H= 7,6% ; O= 40,3% ; N= 11,8%.

On vaporise 12,1 g de ce composé, la vapeur obtenue assimilée à un gaz parfait occupe un volume  $V=2,5 \text{ L}$  dans les conditions où la température  $T = 27^\circ\text{C}$  et la pression  $P=1\text{atm}$ .

- Déterminer la masse molaire du composé.
- La molécule pouvant s'écrire  $C_xH_yO_zN_t$ , déterminer x, y, z et t.
- Donner la formule brute de la thréonine.

Données: C : 12 g/mol ; H : 1 g/mol ; O : 16 g/mol ; N : 14 g/mol ; constante des gaz parfaits : R=8,32 S.I.

4. On composé oxygéné du soufre a pour masse molaire 64g/mol. Il contient la même masse d'oxygène et de soufre. Quelle est la formule brute de ce composé.

**EXERCICE 10 :**

Un corps pur A a pour formule  $C_xH_yO_z$  ; sa densité par rapport à l'air est égale à  $d = 1,104$ .

1. Déterminer sa masse molaire.
2. L'analyse d'un échantillon de A indique les pourcentages en masses suivants: %C = 37,5 ; %H = 12,5.
  - a. Trouver les valeurs de x ; y et z (x ; y et z sont des entiers). En déduire sa formule brute.
  - b. Calculer la masse molaire exacte de A, et écrire ses formules de Lewis et développée.
3. Au laboratoire, on effectue le mélange de A avec un corps pur gazeux B dont sa molécule renferme les mêmes éléments chimiques que A. Sachant que la différence entre les masses molaires de A et B est de 14g.mol<sup>-1</sup> avec ( $M_B > M_A$ ).
  - a. Quelle est la masse molaire de B?
  - b. Sachant que sa molécule possède un seul atome d'oxygène et 3fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone, montrer que la formule de B est  $C_2H_6O$ .
  - c. Calculer la composition centésimale massique de B.
  - d. Calculer le nombre de molécules de gaz contenu dans une masse  $m = 4,6\text{g}$  de ce corps B.
4. Sachant qu'on est dans les conditions où la pression  $P = 1\text{bar}$  et la température  $T = 27^\circ\text{C}$  ?
  - a. Quel est le volume molaire dans ces conditions.
  - b. En déduire le volume du corps B dans ces conditions ?
5. Données:  $M(O)=16\text{g/mol}$ ;  $M(C)=12\text{g/mol}$ ;  $M(H)=1\text{g/mol}$ ; constante des gaz parfaits  $R = 8,31 \text{ S.I.}$ ;  $1\text{bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ; constante d'Avogadro  $N = 6,02 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$ .

**EXERCICE 11 :**

Un ballon en verre, fermé, contient 4 g de gaz dioxygène ( $O_2$ ). La température du gaz est  $20^\circ\text{C}$  et sa pression est  $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .

1. Quelle est la quantité de matière de dioxygène dans le ballon?
2. Quelle est la température absolue du gaz?
3. Quel est le volume du gaz?
4. On chauffe le ballon et son contenu. La température atteint  $50^\circ\text{C}$ . La variation du volume du ballon étant négligeable, déterminer la nouvelle pression du gaz.

**EXERCICE 12 :**

Un corps a pour formule  $C_xH_yN$ , les coefficients x et y étant entiers .L'analyse d'un échantillon de cette substance fournit les résultats suivants:  $m_C = 4m_H$  ;  $m_C = 18/7 m_N$ .

1. Etablir la formule de ce corps.
2. Sachant que l'atome d'azote est lié à un seul atome de carbone: proposer une formule de Lewis puis une formule développée de ce composé.
3. Calculer sa masse molaire.
4. Calculer la composition centésimale massique de ce composé.
5. Combien y a-t-il de mole dans 10g de ce composé. En déduire le nombre de molécules dans ces 10g.  
On donne:  $M(C)=12\text{g/mol}$ ,  $M(H)=1\text{g/mol}$ ,  $M(N)=14\text{g/mol}$ ,  $N=6,02 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$ .