


**SERIE C4 : MOLE ET GRANDEURS MOLAIRE**
**Exercice 1 :** Connaissances essentielles du cours

1. Énoncer l'hypothèse d'Avogadro – Ampère.
2. Définir la mole.
3. Que représente la constante d'Avogadro ? Quelle est sa valeur approchée ?
4. Quelle est la signification macroscopique de la formule chimique ?
5. Qu'appelle-t-on conditions « normales » de température et de pression (C.N.T.P) ?
6. Le volume molaire normal du dihydrogène ( $H_2$ ) est-il le même que celui du diazote ( $N_2$ ) et celui du néon (Ne) ? Justifier.

**Exercice 2 :**

1°) Calculer les masses molaires moléculaires de : méthane  $CH_4$ ; dioxyde de carbone  $CO_2$ ; butane  $C_4H_{10}O$ ; ammoniac  $NH_3$ ; Acide propanoïque  $C_3H_6O_2$ ; Glucose  $C_6H_{12}O_6$  et acide phosphorique  $H_3PO_4$

2°) Calculer les masses molaires ioniques des composés suivants : chlorure de baryum  $BaCl_2$ ; chlorure de sodium  $NaCl$ ; sulfate de sodium  $Na_2SO_4$ ; sulfate d'ammonium  $(NH_4)_2SO_4$ ; Sulfate d'aluminium  $Al_2(SO_4)_3$ ; Carbonate de calcium  $CaCO_3$ ; Phosphate de Magnésium  $Mg_3(PO_4)_2$

3°) Calculer les compositions centésimales massiques des corps purs suivants :  $CO_2$ ;  $C_3H_8$ ;  $NH_4Cl$ ;  $Al_2(SO_4)_3$ ;  $HCl$ .

4°) a) Calculer la masse de 1 litre de dihydrogène (gaz); le volume est mesuré dans les conditions normales.

b) Calculer le volume occupé dans les conditions normales par 5g de dioxyde de carbone  $CO_2$  (gaz).

c) Calculer la masse de 10 litres de butane (gaz)  $C_4H_{10}$ , le volume est mesuré dans les CNTP

5) a) Combien y a-t-il de mole de dihydrogène dans 2 litres de dihydrogène pure volume mesuré dans les C.N.T.P

b) Combien y a-t-il de mole de butane renfermant 2.7 kg de butane liquide

c) Combien y a-t-il de mole d'hydroxyde de sodium  $NaOH$  dans 10g de  $NaOH$  pur.

**Données :**  $M(C)=12,0g/mol$ ;  $M(H)=1,0g/mol$ ;  $M(O)=16,0g/mol$ ;  $M(Mg)=24,3g/mol$ ;  $M(Ca)=40,1g/mol$ ;  $M(P)=31,0g/mol$ ;  $M(Cl)=35,5g/mol$ ;  $M(Ba)=137,34 g/mol$ ;  $M(S)=32 g/mol$ ;  $M(Na)=23g/mol$

**Exercice 3 :**

A- Un comprimé de vitamine C :500 contient une masse  $m=500g$  de vitamine C de formule  $C_6H_8O_6$

1) Calculer la masse molaire moléculaire de la vitamine C

2) Calculer la quantité de matière de vitamine C contenue dans un comprimé

3) Calculer le nombre de molécules de vitamine C dans ce comprimé

Donner :  $N_A=6,02 \cdot 10^{23} mol^{-1}$

B- La nitroglycérine est un explosif de formule  $C_3H_5O_9N_3$ .

1) Déterminer sa composition centésimale molaire.

2) Déterminer la masse molaire de la nitroglycérine, puis établir sa composition centésimale massique.

**Exercice 4 :**

1. Le propane  $C_3H_8$  est commercialisé sous forme liquide. La bouteille contient 7 kg de propane et a un volume de 10 L.

a) Quelle est la masse volumique  $\rho_L$  du propane liquide ?

b) Quelle est la masse volumique  $\rho_g$  du propane gazeux ? Ce gaz est-il plus dense que l'air ?

c) Quel volume de gaz peut libérer cette bouteille dans les conditions où le volume molaire  $V_m = 25 L \cdot mol^{-1}$  ?

2. Un corps a pour formule brute  $C_xH_yO$ . Sa composition centésimale massique est : %C= 52,2 ; %H = 13,3.

a) Déterminer le pourcentage en masse d'oxygène. En déduire la masse molaire M de ce composé.

b) Trouver les valeurs de x et y.

c) Calculer le nombre de moles de molécules de composé contenu dans un volume  $V = 100mL$  si sa masse volumique est  $\rho = 0,79 g/cm^3$ . En déduire le nombre de molécules contenues dans ce volume.

**Exercice 5 :**

Un corps pur gazeux A dont la formule brute s'écrit sous la forme  $C_nH_{2n+2}$  a pour densité par rapport à l'air  $d = 2,0$ .

- 2
- Calculer la masse molaire de A. en déduire sa formule brute. Proposer une formule développée pour A.
  - Calculer le nombre de moles contenues dans 10g du composé.
  - Quel volume occupe cette masse :
    - Dans les CNTP
    - Dans les conditions où la pression est  $P = 1 \text{ bar}$  et sa température  $t = 98^\circ\text{C}$ .
  - Calculer le volume molaire du corps gazeux dans les conditions où la pression est  $P = 1 \text{ bar}$  et sa température  $t = 98^\circ\text{C}$ . On donne  $R = 8,31 \text{ Pa}\cdot\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

**Exercice 6 :**

L'urée est un composé organique de formule brute  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_t$ . Sa composition centésimale massique est la suivante :  $\%C = 20$  ;  $\%H = 6,67$  ;  $\%O = 26,66$  ;  $\%N = 46,67$

On vaporise 6,1g de ce composé, la vapeur obtenue assimilée à un gaz parfait a un volume  $V = 2,5 \text{ L}$  dans les conditions où la température  $t = 27^\circ\text{C}$  et la pression  $P = 1 \text{ atm}$ .

**6.1.** Déterminer la masse molaire de l'urée.

**6.2.** Déterminer x, y, z et t. En déduire la formule brute de l'urée.

**6.3.** Donner sa formule de Lewis ainsi que sa formule semi-développée sachant que sa molécule ne comporte qu'une liaison double (carbone – oxygène).

**Données :**  $M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{N}) = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $R = 8,314 \text{ Pa}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

**EXERCICE 7 :**

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 :** masse  $m_1 = 19,0 \text{ g}$  ; il contient 0,1 mol de A et 0,3 mol de B.

**Mélange 2 :** masse  $m_1 = 10,6 \text{ g}$  ; il contient 0,3 mol de A et 0,1 mol de B.

1./ Quelles sont les masses molaires  $M_A$  et  $M_B$  des deux composés

2./ Déterminer la formule de A

3./ 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.

4./ 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. En déduire celle de B.

**Exercice 8 :**

1. Un ballon en verre, fermé, contient 4,0g de gaz dioxygène. La température du gaz est  $20^\circ\text{C}$  et sa pression est  $1,013\cdot 10^5 \text{ Pa}$ .

a) Quelle est la quantité de matière de dioxygène dans le ballon ?

b) Quelle est la température absolue du gaz ?

c) Quel est le volume du gaz ?

d) 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.

2. Deux récipients sont pleins de gaz : le premier a un volume de 4 L et contient 0,25 mol de monoxyde d'azote ; le second a un volume de 2L et contient 0,125 mol de dioxyde de soufre. Les deux récipients sont à la même température.

a) Calculer la valeur du volume molaire.

b) Calculer la masse de chaque gaz ; en déduire leur masse volumique

**Exercice 9 :**

1. Donner la valeur numérique de la constante des gaz parfait dans les cas suivants :

<u>Pression</u>	<u>Volume</u>	<u>Température</u>	<u>R</u>
Pa	$\text{m}^3$	K	.....
atm	L	K	.....

2. a) Une enceinte de capacité 5L renferme 12g de dioxygène à  $0^\circ\text{C}$ . Calculer la pression du gaz.

b) On chauffe l'enceinte à  $25^\circ\text{C}$ . Calculer la nouvelle pression.