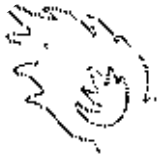


MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES

Exercice 1 : contrôle de connaissance :

Vrai ou faux : Pour chaque affirmation, précisez si elle est exacte ou non (sans justifier).

- 1) la masse molaire moléculaire du dihydrogène est la masse d'une molécule de H₂.
- 2) le volume de 1,5 mol de fer (s) et 1,5 mol de carbone (s) sont identiques à même pression et même température.
- 3) Une mole de citrons signifie 6,02.10²³ kg de citrons.
- 4) Une mole d'atomes d'hydrogène pèse environ 1 g.
- 5) Il y a le même nombre de molécules dans 2 mol de cyclohexane (l) et dans 2 mol d'eau (l).
- 6) Une mole d'orange correspond à environ 1 g d'orange.
- 7) A la pression atmosphérique et à 20°C, un flacon de 1 L de dioxygène O₂ (g) contient le même nombre de molécules qu'un flacon de 1 L de diazote N₂ (g).



Exercice 2 :

- 1) Calculer les masses molaires moléculaires de : CH₄; CO₂; C₃H₈; NH₃; C₂H₅OH; C₀(CH₃)₂; C₁₀H₁₈O
- 2) Calculer les masses molaires ioniques des composés suivants : CaCl₂; NaNO₃; Na₃PO₄; (NH₄)₂SO₄; Fe₂(SO₄)₃.
- 3) Calculer les compositions centésimales massiques des corps purs suivants : CO₂; C₃H₈; NH₄Cl; Al₂(SO₄)₃
- 4) a) Calculer la masse d'un litre de dihydrogène ; le volume est mesuré dans les CNTP.
b) Calculer le volume occupé dans les CNTP par 5g de dioxyde de carbone CO₂.
c) Calculer la masse de 10 L de gaz butane C₄H₁₀, le volume est mesuré dans les CNTP
- 5) a) Combien y a-t-il de moles de molécules de dihydrogène dans 2L de dihydrogène pur ; le volume est mesuré dans les CNTP. En déduire le nombre de molécules de dihydrogène.
b) Combien y a-t-il de moles de butane renfermant 2,7 Kg de butane liquide.

Exercice 3 :

La vitamine C, ou acide ascorbique C₆H₈O₆, est souvent prescrite en cas de grippe ou en période de convalescence. Elle se présente en sachets contenant, entre autres, une masse m₁ = 1,0g de vitamine C et m₂ = 6,05g de saccharose C₁₁H₂₂O₁₁.

- 1) Déterminer les quantités de matière de vitamine C et de saccharose contenues dans un sachet.
- 2) Déterminer la masse molaire de la substance constituée de vitamine C et de saccharose.

Exercice 4 :

On pèse m = 60 g de carbone . La masse molaire du carbone est M = 12 g.mol⁻¹.

- 1) Calculer le nombre d'atomes de carbone présent dans ces 60 g.
- 2) En déduire la masse d'un atome de carbone en kilogramme (Kg), puis en unité de masse atomique (u)
- 3) Calculer la masse d'un atome de carbone en kilogramme (Kg), puis en unité de masse atomique (u) sachant que le carbone étudié est : ¹²C. Comparer cette valeur avec la question 3).

Donnée :

m_{proton} = 1,67.10⁻²⁷kg (masse des électrons est négligeable dans cet exercice et masse d'un neutron = masse d'un proton). Nombre d'Avogadro : N_A = 6,02 × 10²³ mol⁻¹ 1 u = 1,67.10⁻²⁷ Kg

Exercice 5 :

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

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

Exercice 6 :

Un composé A ne contient que les éléments carbone, hydrogène et oxygène.

L'analyse d'un échantillon de ce corps montre que : m_C = 1,5 m_O et m_C = 4 m_H

m_C ; m_O et m_H étant les masses respectives de carbone, de l'oxygène et de l'hydrogène contenues dans l'échantillon. Sachant que la molécule A ne renferme qu'un seul atome d'oxygène :

- 1) Déterminer la formule de A
- 2) Calculer la masse molaire de A
- 3) Calculer le nombre de moles puis le nombre de molécules contenues dans 115 g de A.

Exercice 7 :

A. La formule générale d'un corps A est C_xH_{2x}. (x ∈ N)

- 1) a) Sachant que sa masse molaire est $M = 56 \text{ g.mol}^{-1}$, exprimer M en fonction de x .
 b) Déterminer sa formule brute. Ecrire deux formules développées possible de A.
 2) Déterminer le nombre de molécules dans 6,45g de ce corps A.
- B.** On mélange dans un récipient de 5L le corps A et un corps B de formule brute C_3H_8 (A et B sont des gaz). Lorsque la température est de 20°C , la pression est de 6,2 bars.
- 1) Calculer le nombre de moles que contient ce récipient (on suppose le mélange assimilable à un mélange de gaz parfaits).
 2) La masse du mélange gazeux est de 60g. Déterminer la composition massique du mélange.
 3) Quelle est la masse molaire du mélange ?

On donne : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$; $R = 8,31$ dans le système international ; $M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exercice 8 :

Un mélange contient du méthane CH_4 et de l'éthane C_2H_6 . La masse du mélange est $m = 7,8\text{g}$ et son volume $V = 10\text{L}$. Les conditions de température et de pression sont telles que le volume molaire est $V_m = 25\text{L.mol}^{-1}$.

- 1) Déterminer la composition molaire du mélange c'est à dire le nombre de mol n_1 de méthane et n_2 de l'éthane dans le mélange. En déduire les volumes v_1 de méthane et v_2 de l'éthane.
 2) Déterminer la masse molaire du mélange.
 3) Déterminer la densité du mélange.

Exercice 9 :

Un composé organique A de formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$ (x, y, z entiers naturels) a pour densité de vapeur $d = 2,034$. Sa composition centésimale massique est la suivante : C : 61.02 % ; H : 15.25 % et N : 23.73 %.

- 1) Déterminer sa masse molaire.
 2) Calculer x, y, z et en déduire la formule brute du composé A.
 3) Donner deux schémas de Lewis de A.

Exercice 10 :

Un composé moléculaire gazeux ne contient que du carbone et de l'hydrogène. Sa formule est de la forme C_xH_y où x et y sont des entiers. Sa masse volumique est $\rho = 2.58 \text{ g.L}^{-1}$. L'analyse de ce composé indique qu'il contient 82.7 % de carbone.

- 1) Quel est le pourcentage en masse d'hydrogène contenu dans ce composé ?
 2) Quelles sont les masses de carbone et d'hydrogène dans une mole de ce composé ?
 3) Déterminer x, y et la formule du composé.

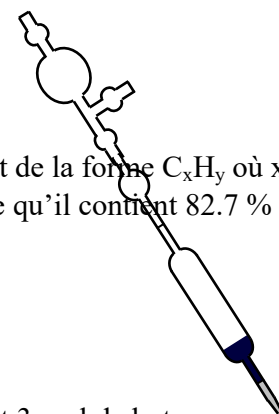
Exercice 11 :

- 1) Un mélange gazeux est composé de 5 mol de dioxygène, 2 mol de dioxyde de carbone et 3 mol de butane (C_4H_{10}).
 a) Calculer la masse molaire du mélange et en déduire sa densité par rapport à l'air.
 b) Quel volume occupe ce mélange dans les conditions normales de pression et de température ?
 c) Quelle est la masse d'un volume $V_1 = 12\text{L}$ de ce mélange, mesuré à la température $t_1 = 25^\circ\text{C}$ et sous une pression $p_1 = 1,5 \text{ atm}$?
 2) Dans une bouteille métallique adéquate, de volume $V_2 = 5\text{L}$, on emprisonne une masse $m_2 = 15\text{kg}$ de ce mélange. La pression dans la bouteille est alors $p_2 = 1,6\text{kbar}$. Quelle est la température qui règne dans la bouteille ? L'exprimer en $^\circ\text{C}$.

NB : On suppose que le mélange est un gaz parfait. $1 \text{ bar} = 1 \text{ atm} = 10^5 \text{ Pa}$.

Exercice 12 :

La densité de l'oxygène dans les CNTP est de 1,1. Sa masse volumique dans ces conditions est $1,43\text{g/L}$. Trouver la densité et la masse volumique de l'oxygène à la température de 100°C , sous la pression de 2 bars.



Amedeo Avogadro (1776 - 1856)