



SERIE D'EXERCICES SUR C4: MOLE – GRANDEURS MOLAIRES

EXERCICE 1 :

Un corps pur A, a pour formule $C_5H_{10}O$.

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

EXERCICE 2 :

Un corps a pour formule C_xH_yO , les coefficients x et y étant entiers naturels non nuls. L'analyse d'un échantillon de cette substance montre que le nombre d'atomes d'hydrogène est le triple de celui du carbone et que le pourcentage masse l'oxygène est $\%O = 34,78$.

- 1/ Calculer la masse molaire M de ce composé.
- 2/ Déterminer sa formule brute.
- 3/ Donner la formule semi-développée de ce composé sachant que les carbones sont liés par liaison covalente simple.

EXERCICE 3 :

Un corps pur gazeux 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: $\%C = 3\%H$; $\%O = 4\%H$.
 - a/ Trouver les valeurs de x ; y et z (x ; y et z sont des entiers).
 - b/ Déterminer la masse molaire exacte de A, puis écrire ses formules de Lewis et développée.
- 3/ Au laboratoire, on effectue le mélange de A avec un corps pur gazeux B dont la molécule renferme les mêmes atomes que A. Sachant que la différence entre les masses molaires de A et B est de $14\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ avec ($M_B > M_A$).
 - a/ Quelle est la masse molaire de B?
 - b/ Quelle est la formule de B sachant que sa molécule possède un seul atome d'oxygène et 3fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone.
 - c/ Calculer la composition centésimale massique de B.
 - d/ Calculer le nombre de molécules de gaz contenu dans 4,6g de ce corps B.
 - e/ Quel volume occupe cette masse dans les conditions où la pression $P = 1\text{bar}$ et la température 27°C ?

Données: Constante des gaz parfaits $R = 8,31 \text{ S.I}$; $1\text{bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{Pa}$.

EXERCICE 4 :

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

- 1/ 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 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

- 2/ Proposer le schéma de Lewis de la molécule de phosgène et en déduire sa formule développée.
- 3/ Calculer la masse volumique ρ_0 du phosgène dans les CNPT ($P_0 = 1 \text{ atm}$ et $t_0 = 0^\circ\text{C}$)
- 4/ Etablir la relation liant ρ_0 et ρ_1 (masse volumique du phosgène dans les conditions standard P_1 et t_1). Calculer ρ_1 .
- 5/ Calculer la densité du phosgène.
- 6/ 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. **Nombre d'Avogadro $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.**

EXERCICE 5:

Un professeur de Sciences Physiques trouve dans le laboratoire de son lycée un flacon sans étiquette contenant une substance solide de masse $m = 460 \text{ g}$. Pour déterminer la nature de cette substance, il procède à deux types d'analyses:

► une analyse qualitative lui permettant de déterminer la présence de trois éléments chimiques dans la substance: le carbone (C), l'hydrogène (H) et l'oxygène (O).

► une analyse quantitative lui permettant de déterminer la composition centésimale massique du carbone et de l'hydrogène dans la masse m de la substance: $\%C = 26,1$; $\%H = 4,35$.

Afin de déterminer le nombre d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène de la substance, il écrit sa formule brute sous la forme $C_xH_yO_z$ où x , y et z sont des entiers naturels non nuls.

Il réalise ensuite la sublimation de la masse $m = 460 \text{ g}$ de la substance dans les conditions où la pression est $P = 4,98 \cdot 10^7 \text{ Pa}$ et la température est $t = 27^\circ$. A la fin du changement d'état physique, il recueille un volume $V = 500 \text{ cm}^3$ de gaz supposé parfait.

- 1/ Calculer le pourcentage massique de l'oxygène.
- 2/ Est-ce que cette sublimation a été faite dans les conditions normales de températures et de pression (CNTP) ? Justifier.
- 3/ Déterminer la quantité de matière de cette substance, puis déduire sa masse molaire et sa densité.
- 4/ Déterminer sa formule brute et proposer une formule développée possible.
- 5/ Calculer le nombre de molécules contenu dans cette substance.

On donne: $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; constante des gaz parfaits $R = 8,31 \text{ S.I}$; nombre d'Avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

EXERCICE 6:

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_C , m_H et m_O les masses de carbones, d'hydrogène et d'oxygène présentes dans un échantillon de propanone; l'analyse fournit les résultats suivants: $m_C = 6m_H$, $m_C = 2,25m_O$.
- 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 $\rho = 800 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

EXERCICE 7:

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 $0,1\text{mol}$ de A et $0,3\text{mol}$ de B.

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

- 1/ Quelles sont les masses molaires M_A et M_B des deux composés?
- 2/ Déterminer la formule et le nom 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 ?

EXERCICE 8:

On donne en: $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$; Nombre d'Avogadro $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Une bouteille de gaz contient une masse $m = 420 \text{ g}$ d'un corps liquide de formule C_xH_y et de masse molaire moléculaire $M = 58 \text{ g.mol}^{-1}$.

- 1/ Déterminer la quantité de matière du gaz présente dans la bouteille.
- 2/ Calculer le volume occupé par ce corps liquide, on donne la masse volumique de ce liquide $\rho = 0,6 \text{ g.mL}^{-1}$.
- 3/ Le détendeur permet d'abaisser la pression et le liquide sort de la bouteille à l'état gazeux.
 - a/ Calculer le volume molaire du gaz à 25°C et sous la pression de 1 bar.
 - b/ Quel volume de gaz peut-on récupérer à la température de 25°C et sous la pression normale ?
 - c/ Peut-on espérer vider complètement la bouteille de son gaz ? Pourquoi ?
 - 4/ Le corps contient 17,2% en masse d'hydrogène.
 - a/ Déterminer sa formule brute.
 - b/ Donner toutes les formules semi-développées possibles

EXERCICE 9:

1/ On donne, pour le fer: masse molaire $M = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; masse volumique $\rho_{\text{Fe}} = 7800 \text{ kg.m}^{-3}$.

- a/ Déterminer le volume d'un morceau de fer de masse 150 g.
- b/ 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} ; $\rho_{\text{Al}} = 2700 \text{ kg.m}^{-3}$; Cu: $63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $\rho_{\text{Cu}} = 8900 \text{ kg.m}^{-3}$;

Déterminer pour chaque métal le volume molaire (volume d'une mole) à l'état solide.

3/ La masse volumique d'un gaz, mesurée dans les conditions où $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$, a été trouvé égale à 24 g.L^{-1} .

L'analyse fournit la composition centésimale massique de ce gaz : %C = 92,3 ; %H = 7,7.

- a/ Déterminer la formule de la molécule.
- b/ Proposer pour cette molécule, une représentation de Lewis.
- 4/ 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

- a/ Calculer la masse molaire de chaque gaz.
- b/ Déterminer la quantité de matière de chaque gaz.
- c/ En déduire le volume molaire de chaque gaz.
- d/ Quelle est la loi vérifiée par cette expérience ? Énoncer cette loi.