



SERIE D'EXERCICES SUR MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES

EXERCICE 1:

1/ Calculer les masses molaires moléculaires de : CH_4 ; CO_2 ; $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$; NH_3 .

2/ Calculer les masses molaires ioniques des composés suivants : NaCl ; $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

En déduire le nombre d'ions dans chaque composé pour les masses suivantes: $m(\text{NaCl}) = 87,75\text{g}$ et $m((\text{NH}_4)_3\text{PO}_4) = 64,05\text{g}$.

3/ a/ Calculer le volume occupé dans les conditions normales par 5g de dioxyde de carbone CO_2 (gaz).

b/ Calculer la masse de 10 litres de butane (gaz) C_4H_{10} , le volume est mesuré dans les C.N.T.P.

c/ 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 $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$.

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 $P = 1\text{bar}$ et sa température $t = 98^\circ\text{C}$.

EXERCICE 3:

Un corps a pour formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$, les coefficients x et y étant entiers. L'analyse d'un échantillon de cette substance montre que les pourcentages en masse des éléments C et H qu'elle renferme sont: % C = 52,2 et %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 4:

Un corps pur gazeux A a pour formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$; 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 ; %O = 50.

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 ou 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 5:

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 CNTP ($P_0 = 1 \text{ atm}$ 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 6:

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 $m = 460$ g de la substance dans les conditions où la pression est $P = 4,98 \cdot 10^7$ Pa et la température est $t = 27^\circ$. A la fin du changement d'état physique, il recueille un volume $V = 500$ 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 7:

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 8:

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

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

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

$\rho = 0,6 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

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 $M = 56 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; masse volumique $\rho_{\text{Fe}} = 7800 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

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: $27 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\rho_{\text{Al}} = 2700 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$; Cu: $63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\rho_{\text{Cu}} = 8900 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$;

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 $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$, a été trouvée égale à $24 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. 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.