

Groupe Excellence

Excellez avec les meilleurs professeurs !



Matière : Science Physique	Série 4 : Mole et grandeurs molaires	Professeur : M. Faye
Groupe Excellence (cours en ligne)		Niveau : 2ndS

Exercice 1 :

1/ Calculer les masses molaires moléculaires des molécules suivantes: acide éthanoïque ($C_2H_4O_2$); glucose ($C_6H_{12}O_6$) ; acide sulfurique (H_2SO_4); acide nitrique (HNO_3); dioxyde de carbone (CO_2).

2/ Calculer les masses molaires des composés ioniques suivants: sulfure d'aluminium (Al_2S_3) ; sulfate de sodium (Na_2SO_4) ; phosphate de magnésium ($Mg_3(PO_4)_2$)

3/ Calculer les pourcentages massiques de chaque élément dans les composés suivants: NH_4Cl ; $Al_2(SO_4)_3$

On donne en $g \cdot mol^{-1}$: $M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(O) = 16$; $M(S) = 32$; $M(N) = 14$; $M(Na) = 23$;

$M(Mg) = 24$; $M(P) = 31$; $M(Cl) = 35,5$; $M(Al) = 27$.

Exercice 2 :

1/ Un composé organique oxygéné a pour formule générale $C_xH_yO_z$ avec x, y et z des entiers naturels non nuls. Il a pour composition centésimale massique : %C = 59,8 et %O = 26,8.

Sa masse molaire moléculaire est voisine de $60,8 g \cdot mol^{-1}$

a/ Déterminer sa formule brute ainsi que sa masse molaire exacte

b/ Calculer la masse d'une molécule de ce composé

c/ Calculer le nombre de molécules contenues dans 45mg de ce composé

Donnée : nombre d'Avogadro est égal à $6,02 \cdot 10^{23} mol^{-1}$

Exercice 3 :

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

On vaporise 12,1g de ce composé, la vapeur obtenue assimilée à un gaz parfait occupe un volume

$V = 2,5 L$ dans les conditions où la température $T = 27^\circ C$ et la pression $P = 1atm$.

1/Déterminer la masse molaire du composé.

2/La molécule pouvant s'écrire $C_xH_yO_zN_t$, déterminer x, y, z et t.

3/Donner la formule brute de la thréonine.

Données: constante des gaz parfaits: $R = 8,32 S.I.$

Exercice 4 :

Groupe Excellence

Excellez avec les meilleurs professeurs !



Au III^e siècle avant J.C, **Hiéron II (306-215)** roi de Syracuse avait confié à un orfèvre, une certaine quantité d'or pour en faire une couronne. Soupçonnant l'orfèvre d'avoir remplacé une partie de l'or par de l'argent, Hiéron chargea le savant grec Archimède de vérifier s'il y avait fraude ou non sans détruire la couronne. Archimède réussit.

Données : masse de la couronne : $m_c = 482,5 \text{ g}$; volume de la couronne $V_c = 29,1 \text{ cm}^3$; masse volumique de l'or : $\rho_o = 19,3 \text{ g.cm}^{-3}$; masse volumique de l'argent : $\rho_a = 10,4 \text{ g.cm}^{-3}$

1/ Montrer qu'il y a bel et bien fraude.

2/ Soient m_o et m_a respectivement les masses d'or et d'argent contenues dans la couronne. On note de même par V_o et V_a respectivement les volumes occupés par l'or et l'argent dans la couronne.

a/ Etablir une relation entre V_o , ρ_o , V_a , ρ_a , V_c et ρ_c .

b/ Calculer les pourcentages volumique et massique de l'argent dans la couronne.

Exercice 5 :

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 = 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 g.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 3 fois 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 4,6 g 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 $R = 8,31 \text{ S.I}$; $1 \text{ bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; nombre d'Avogadro

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$

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:

Groupe Excellence

Excellez avec les meilleurs professeurs !



► 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 $V = 500$ cm³ 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 (C.N.T.P) ? 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: $M(H) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; **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 :

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

$P_1 = 1$ atm et $t_1 = 25^\circ\text{C}$ contiennent une masse $m = 9,9$ 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 C.N.T.P ($P_0 = 1$ 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 C.N.T.P le volume V occupé par une masse $m = 68$ g de phosgène et en déduire le nombre de molécules de phosgène N contenu dans cette masse.

Nombre d'Avogadro $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.