

INSTITUT MBACKÉ MATHS

Cours Privé en Ligne International

WWW.MBACKEMATHS.COM

(+221) 70 713 09 21

(+221) 77 192 07 07

M. : DIOP

MOLE ET GRANDEUR MOLAIRE

NIVEAU : SECONDE S

CORRECTION DISPONIBLE EN VIDEO DANS NOS COURS EN LIGNE

EXERCICE ①

1.1 Calculer les masses molaires moléculaires de : $C_4H_{10}O$; NH_3 ; N_2H_4 ;

1.2 Calculer les masses molaires des composés ioniques suivants : $BaCl_2$; $NaCl$; Na_2SO_4 ; $(NH_4)_2SO_4$

1.3 Calculer les compositions centésimales massiques des corps purs suivants :

CO_2 ; C_3H_8 ; NH_4Cl ; $Al_2(SO_4)_3$

1.4 a) Déterminer la masse de 1L de dihydrogène gazeux. Le volume est mesuré dans les conditions normales de température et de pression. Calculer alors le nombre de molécules de dihydrogène.

b) Calculer le volume occupé dans les conditions normales de température et de pression par 5g de dioxyde de carbone.

c) Une masse de 11g d'un corps pur gazeux occupe dans les CNTP un volume de 5,6L. Calculer sa masse molaire.

Plus vous vous exercez, plus vous vous améliorez

EXERCICE ②

2.1 Un corps pur gazeux de formule C_nH_{2n+2} a pour densité $d = 1,52$. Déterminer sa masse molaire moléculaire et en déduire sa formule brute.

2.2 Un hydrocarbure gazeux de formule C_nH_{2n+2} a pour densité 2,34. Déterminer sa formule brute.

EXERCICE ③

La formule de l'urée s'écrit $C_xH_yO_zN_t$. La masse molaire moléculaire de l'urée est $60g.mol^{-1}$.

Une analyse de l'urée a donné les pourcentages massiques suivants :

$$\%C = 20,10; \%H = 6,7; \%O = 26,6; \%N = 46,6.$$

Déterminer x, y, z et t . Préciser alors la formule brute de l'urée.

EXERCICE ④

4.1 Calculer la masse volumique du dioxygène dans les conditions normales. Déterminer sa densité par rapport à l'air.

4.2 On mélange $10L$ de butane et $10L$ de dioxygène. Le volume du mélange est $20L$. Calculer la masse et la densité du mélange.

Les volumes sont mesurés dans les CNTP.

EXERCICE ⑤

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

Pression	Volume	Température	R
Pa	m^3	K	
atm	L	K	

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

3. On chauffe l'enceinte à $25^\circ C$. Calculer la nouvelle pression.

EXERCICE ⑥

Sous la pression atmosphérique normale et à $18^\circ C$, le volume molaire vaut $23,9L$. On dispose de $100 cm^3$ de dioxygène et de $80 cm^3$ de monoxyde d'azote.

Calculer les quantités de matière de dioxygène et de monoxyde d'azote.

EXERCICE ⑦

Un composé organique a pour formule C_xH_yO , x et y sont des entiers naturels non nuls. L'analyse d'un échantillon de cette substance montre que les pourcentages des éléments qu'elle renferme sont :
 $\%C = 52,2\%$; $\%H = 13\%$.

- 1/ Déterminer le pourcentage en masse de l'oxygène.
- 2/ Calculer la masse molaire M du composé.
- 3/ Déterminer les valeurs de x et y .
- 4/ Etablir la structure de Lewis de ce corps.

EXERCICE ⑧

- 1) On donne, pour le fer : masse molaire $M = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; masse volumique $\mu = 7800 \text{ kg.m}^{-3}$.
 - Déterminer le volume d'un morceau de fer de masse 150 g .
 - 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 μ à l'état solide.

— Al : $M = 27 \text{ g.mol}^{-1}$; $\mu = 2700 \text{ kg.m}^{-3}$

— Cu : $M = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $\mu = 8900 \text{ kg.m}^{-3}$

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

3. 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

- Calculer la masse molaire de chaque gaz.
- Déterminer la quantité de matière de chaque gaz.

4. En déduire le volume molaire de chaque gaz.

Quelle est la loi vérifiée par cette expérience ? Énoncer cette loi.

Données : $C = 12$; $O = 16$; $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE ⑨

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.
3. L'un des premiers insecticides utilisés a pour composition centésimale massique $\%C = 24,8$; $\%H = 2,1$; $\%Cl = 73,1$. Déterminer sa formule brute sachant que sa masse molaire est voisine de 300 g/mol.

EXERCICE ⑩

1. La masse volumique d'un gaz, mesurée dans les conditions où $V_m = 24 \text{ L/mol}$, a été trouvée égale à 24 g/L. L'analyse fournit la composition centésimale massique de ce gaz : $\%C = 92,3$; $\%H = 7,7$. Déterminer la formule de la molécule.
2. Proposer pour cette molécule, une représentation de Lewis.

EXERCICE 11

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

1. Quelle est la quantité de matière de dioxygène dans le ballon ?
2. Quelle est la température absolue du gaz ?
3. Quel est le volume du gaz ?
4. On chauffe le ballon et son contenu. La température atteint 50°C . La variation du volume du ballon étant négligeable, déterminer la nouvelle pression du gaz.

EXERCICE 12

Un ballon à parois élastiques ne peut dépasser un volume de 3,0L sans éclater. On introduit dans ce ballon 2,0L d'hélium He à 20°C et à une pression de $1,013 \cdot 10^5\text{Pa}$.

1. Quelles sont la quantité de matière et la masse d'hélium introduites dans le ballon ?
2. Le ballon est placé sous une cloche à vide. On admet que la pression est la même à l'intérieur et à l'extérieur du ballon et que la température est constante au cours de la transformation. Quelle est la pression de l'air sous la cloche au moment où le ballon éclate ?
3. Le même ballon est lâché et s'élève à une altitude où la température est de 15°C et la pression atmosphérique de $8,2 \cdot 10^4\text{Pa}$. Le ballon va-t-il éclater ? (on suppose l'égalité des pressions à l'intérieur et à l'extérieur du ballon).

Donnée : $M(He) = 4,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.