

Niveau : 2nde C	OG 5 : COMPRENDRE LA CONSTITUTION GENERALE DE LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS.
<u>TITRE</u> : MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES	
<u>Durée</u> : 2 H	
<u>Objectif spécifique</u> : <u>OS 1</u> : Définir la mole et les grandeurs molaires.	
<u>Moyens</u> :	
<div style="text-align: right;">  </div>	
<u>Vocabulaire spécifique</u> :	
Docs à portée de main	
<u>Documentation</u> : Livres de Chimie AREX Seconde, Eurin-gié Seconde. Guide pédagogique et Programme.	
<u>Amorce</u> :	
<u>Plan du cours</u> : I) Quantité de matière 1° Définition de la mole 2° Constante d'Avogadro II) Grandeurs molaires 1° Masse molaire 1.1° Masse molaire atomique 1.2° Masse molaire moléculaire 1.3° Masse molaire ionique 2° Détermination de la quantité de matière 3° Volume molaire 3.1° Définition 3.2° Loi d' Avogadro-Ampère 3.3° Propriétés du volume molaire des gaz 4° Densité d'un gaz par rapport à l'air	

I) Quantité de matière

1° Définition de la mole

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y'a d'atomes de carbone dans 12 g de carbone 12 (^{12}C)

Remarque : Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées (atomes, molécules, ions, ... etc.).

2° Constante d'Avogadro

C'est le nombre N de particules contenues dans une mole d'entités élémentaires.

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$



II) Grandeurs molaires

1° Masse molaire

La masse molaire M d'une espèce chimique est la masse d'une mole d'entités de cette espèce. Elle s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1.1° Masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atomes d'une espèce chimique considérée.

Exemples : $M_{\text{C}} = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$M_{\text{S}} = 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1.2° Masse molaire moléculaire

C'est la masse d'une mole de molécules du corps considérée.

Exemple : molécule d'éthanol C₂H₆O

$$M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1} \quad M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1} \quad M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$
$$M_{C_2H_6O} = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 1 \times 16 = 46 \text{ g.mol}^{-1}.$$



1.3° Masse molaire ionique

C'est la masse d'une mole d'ions.

Exemples :

* Ion monoatomique : $M_{Cl^-} = M_{Cl} = 35.5 \text{ g.mol}^{-1}$.

* Ion polyatomique :

– $M_{CO_3^{2-}} = 1 \times M_C + 3 \times M_O = 12 + 3 \times 16 = 60 \text{ g.mol}^{-1}$;

– $M_{Al(OH)_4^-} = M_{Al} + 4 \times M_O + 4 \times M_H = 95 \text{ g.mol}^{-1}$.

2° Détermination de la quantité de matière

La quantité de matière (nombre de moles) contenue dans une masse **m** d'une substance de masse molaire **M** est :

$$n = \frac{m}{M}$$

Exercice d'application

Calculer le nombre de moles de dioxyde de carbone CO₂ contenus dans 32 g de dioxyde de carbone.

Résolution

$$M_{CO_2} = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$m_{CO_2} = 32 \text{ g}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{AN : } n = \frac{32}{44} = 0,73 \text{ mol.}$$

3° Volume molaire

3.1° Définition

Le volume d'une mole de corps pur est appelé volume molaire V_m . On l'exprime en mol.L^{-1} .

3.2° Loi d' Avogadro-Ampère

Dans les mêmes conditions de température et de pression tous les gaz ont le même volume molaire V_m .

3.3° Propriétés du volume molaire des gaz

Le volume molaire V_m d'un gaz dépend de sa température et de sa pression. Dans les conditions normales de température et de pression CNTP ($T = 0^\circ \text{ C}$ et $P = 10^5 \text{ Pa}$), le volume molaire est appelé **volume molaire normal** et vaut : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

Remarque :

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longleftrightarrow V_m \\ n \text{ mol} \longleftrightarrow V \end{array} \right\} V = n \times V_m \quad \text{soit : } \boxed{n = \frac{V}{V_m}}$$

Cette relation n'est valable que pour les gaz

4° Densité d'un gaz par rapport à l'air

$$d = \frac{\rho_{\text{eg}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{eg}} / V_m}{\rho_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{eg}}}{\rho_{\text{air}} V_m} \quad \rho_{\text{air}} \approx 1.3 \text{ g/L} \Rightarrow \rho_{\text{air}} \cdot V_m \approx 29.$$

La densité d'un gaz par rapport à l'air est donnée par la relation : $d = \frac{M}{29}$, M étant la masse molaire moléculaire du gaz.

N.B. : La densité n'a pas d'unité.

