



Physique et Chimie : Tronc Commun

Séance 16 (La mole, unité de quantité de matière)

Professeur : Mr EL GOUFIFA Jihad

Sommaire

I- Notion de mole

1-1/ Définition

1-2/ Relation entre la quantité de matière et le nombre d'Avogadro

II- Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire

2-1/ Masse molaire atomique

2-2/ Masse molaire moléculaire

2-3/ Relation entre la masse molaire et la quantité de matière

III- Relation entre la quantité de matière et le volume molaire

3-1/ Le volume molaire des gaz

3-2/ Relation entre le volume et la quantité de matière

3-3/ Densité d'un gaz par rapport à l'air

IV- Équation d'état d'un gaz parfait

4-1/ Définition d'un gaz parfait

4-2/ Équation d'état d'un gaz parfait

V- Exercices

5-1/ Exercice 1

5-2/ Exercice 2

5-3/ Exercice 3

5-4/ Exercice 4

I- Notion de mole

1-1/ Définition

La quantité de matière d'un échantillon est le nombre de moles que contient cet échantillon.

C'est une grandeur notée n , son unité est la mole (mol).

Une mole de particules (atomes, molécules ou ions) est définie comme un ensemble de $6,02 \cdot 10^{23}$ particules identiques.

Le nombre de particules contenues dans une mole s'appelle le nombre d'Avogadro :

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

Remarque

Une mole contient autant d'entités chimiques qu'il y a d'atomes dans 12,0g de carbone 12 :

$$N = \frac{12}{m(^{12}_6\text{C})} = \frac{12}{12 \times m_p} = \frac{1}{1,66 \cdot 10^{-24}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

1-2/ Relation entre la quantité de matière et le nombre d'Avogadro

La quantité de matière n d'un échantillon qui contient N particules identiques est donnée par la relation suivante :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

- n : quantité de matière (mol)
- N : nombre de particules dans l'échantillon
- N_A : nombre d'Avogadro (mol^{-1})

II- Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire

2-1/ Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément chimique x est la masse d'une mole d'atome de cet élément chimique.

Le symbole de la masse molaire atomique d'un élément chimique x est $M(x)$ son unité est le gramme par mole noté par g/mol ou $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemples

$$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol} ; M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol} ; M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol} ; M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$$

2-2/ Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la masse d'une mole de molécule.

La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent cette molécule.

$$M(\text{NH}_3) = M(\text{N}) + 3M(\text{H}) = 14 + 3 = 17 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O}) = 2 + 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g/mol}$$

2-3/ Relation entre la masse molaire et la quantité de matière

La quantité de matière contenue dans une masse $m(x)$ d'un corps formé par l'élément chimique x est donnée par la relation :

$$n = \frac{m(x)}{M(x)}$$

- n : quantité de matière (mol)
- $m(x)$: masse du corps (g)
- $M(x)$: masse molaire du corps (g/mol)

Remarque

Si la masse volumique d'un corps liquide est $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V$, sa quantité de matière est : $n = \frac{\rho \cdot V}{M}$

III- Relation entre la quantité de matière et le volume molaire

3-1/ Le volume molaire des gaz

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de gaz pris dans les conditions définies de température et de pression.

Dans les conditions normales de température et de pression

($P = 1atm$; $\theta = 0^\circ C$), la valeur du volume molaire est : $V_m = 22,4L \cdot mol^{-1}$

3-2/ Relation entre le volume et la quantité de matière

La quantité de matière contenue dans un volume V d'un gaz est donnée par la relation suivante :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

- n : quantité de matière (mol)
- V : volume du gaz (L)
- $M(x)$: volume molaire du gaz (L/mol)

3-3/ Densité d'un gaz par rapport à l'air

La densité d'un gaz est le rapport entre la masse d'un volume de gaz et la masse du même volume d'air :

$$d = \frac{m_{gaz}}{m_{air}}$$

- d : densité du gaz par rapport à l'air
- m_{gaz} : masse d'un volume V d'un gaz (g)
- m_{air} : masse d'un volume V de l'air (g)

Le gaz et l'air sont pris dans les mêmes conditions de température et de pression.

Dans le cas d'une mole de gaz on écrit :

$$d = \frac{M_{gaz}}{M_{air}} = \frac{M_{gaz}}{\rho_{air} \cdot V_m} = \frac{M_{gaz}}{1,293 \times 22,4} = \frac{M_{gaz}}{29}$$

- Le corps est plus dense que l'air $\Leftrightarrow d > 1$
- Le corps est moins dense que l'air $\Leftrightarrow d < 1$

IV- Équation d'état d'un gaz parfait

4-1/ Définition d'un gaz parfait

C'est un gaz dont les molécules n'interagissent pas entre elles.

À faible pression, quand les interactions entre les molécules qui constituent le gaz sont très faibles, le gaz est assimilé à un gaz parfait.

4-2/ Équation d'état d'un gaz parfait

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- P : la pression en pascal (Pa)
- V : le volume (m^3)
- n : le nombre de moles (mol)
- R : la constante des gaz parfaits ($R = 8.314 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)
- T : la température (K)

V- Exercices

5-1/ Exercice 1

La caféine, présente dans le café, le thé, le chocolat, les boissons au cola, est un stimulant pouvant être toxique à forte dose (plus de $600mg$ par jour). Sa formule chimique est $C_8H_{10}N_4O_2$.

1. Quelle est la masse molaire de la caféine? (avec $M(N) = 14g/mol$)
2. Quelle quantité de matière de caféine y-a-t-il dans une tasse de café contenant $80mg$ de caféine?
3. Combien y-a-t-il de molécules de caféine dans la tasse?
4. Combien de tasses de café peut-on boire par jour sans risque d'intoxication?

Un café décaféiné en grains (ou moulu) ne doit pas contenir plus de 0,10% en masse de caféine.

5. Quelle quantité de matière maximale de caféine y-a-t-il dans un paquet de café décaféiné de masse $250g$?

on donne :

$M(C) = 12g/mol$; $M(H) = 1g/mol$; $M(O) = 16g/mol$; $M(N) = 14g/mol$

5-2/ Exercice 2

Le volume molaire gazeux vaut $29L \cdot mol^{-1}$.

1. Calculer la quantité de matière de dioxyde de carbone contenue dans $10mL$ de ce gaz.
2. Évaluer le nombre de molécules de dioxyde de carbone.
3. Quelle est la masse molaire du dioxyde de carbone ?
4. Calculer la masse de $10mL$ de ce gaz.

5-3/ Exercice 3

L'acide sulfurique est un liquide huileux de masse volumique $\rho = 1,83 \cdot 10^3 g \cdot L^{-1}$ constitué par des molécules de formule brute H_2SO_4 .

1. Calculer sa masse molaire.
2. Quelle quantité de matière y a-t-il dans $1,00g$ d'acide sulfurique ?

3. En déduire le nombre de molécules d'acide sulfurique.
4. Évaluer la quantité de matière dans 100cm^3 d'acide sulfurique pur.

on donne : $M(S) = 32\text{g/mol}$

5-4/ Exercice 4

Un flacon de volume $V = 0,75\text{L}$ de propanol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. Le volume molaire gazeux vaut $V_m = 25\text{L/mol}$.

1. Calculer la masse molaire de ce gaz.
2. Calculer le nombre de molécules contenues dans ce flacon.
3. Calculer la masse du gaz dans ce flacon.
4. En déduire la masse volumique de ce gaz.
5. Déterminer la densité de ce gaz.