

La quantité de matière : la mole

I: Notion de mole:

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

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

II: Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire:

1) Masse molaire atomique :

La masse molaire atomique d'un élément chimique x est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. (unité g/mol)
Le symbole de la masse atomique d'un élément chimique x est $M(x)$.

Exemples : On donne la masse des atomes des éléments suivants:

H	$m(H) = 0,167 \times 10^{-26} \text{ Kg}$
C	$m(C) = 1,993 \times 10^{-26} \text{ Kg}$
O	$m(O) = 2,658 \times 10^{-26} \text{ Kg}$

Déterminer la masse molaire atomique de chacun de ces éléments :

$$M_{(H)} = N_A \times m_{(H)} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times 0,167 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 1 \text{ g / mol}$$

$$M_{(C)} = N_A \times m_{(C)} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 12 \text{ g / mol}$$

$$M_{(O)} = N_A \times m_{(O)} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times 2,658 \cdot 10^{-23} \text{ Kg} = 16 \text{ g / mol}$$

2) Masse molaire moléculaire:

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent cette molécule. (unité : g/mol)

• Exemple: Déterminer les masses molaires moléculaires des molécules suivantes : CH_4 , NH_3 , H_2SO_4 , H_2O

On donne les masses molaires atomiques

$$M(C) = 12 \text{ g / mol}, M(N) = 14 \text{ g / mol}, M(S) = 32 \text{ g / mol}, M(O) = 16 \text{ g / mol}, M(H) = 1 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2M(H) + M(O) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2M(H) + 4M(O) + M(S) = 2 \times 1 + 4 \times 16 + 32 = 98 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{NH}_3) = M(N) + 3M(H) = 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{CH}_4) = M(C) + 4M(H) = 12 + 4 \times 1 = 16 \text{ g / mol}$$

3) Relation entre la masse et la quantité de matière:

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

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

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

Remarque : on a : $m = \rho \cdot V$ donc la quantité de matière: $n = \frac{\rho \cdot V}{M}$

Exemple: Déterminer la quantité de matière contenue dans une masse $m=3\text{g}$ de carbone .On donne la masse atomique du carbone $M(C) = 12\text{g/mol}$.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3}{12} = 0,25 \text{ mol}$$

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

1) Le volume molaire des gaz:

Le volume molaire d'un gaz (V_M) : est le volume occupé par une mole de n'importe quel gaz pris dans des conditions définies de température et de pression.

Remarque: Dans les conditions normales de température et de pression ($P=1 \text{ atm}$ et $\theta=0^\circ\text{C}$) : $V_M=22,4\text{L/mol}$.

2) Volume et 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 (en mol).
V: volume de gaz (en L).
V_m: volume molaire (en L.mol⁻¹).

Remarque: Pour les liquides et les solides, la densité est donnée par la relation suivante:

$$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} \quad \rho : \text{masse volumique du corps} \quad \rho_{eau} : \text{masse volumique de l'eau.}$$

donc la quantité de matière : $n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{\rho_{eau} \times d \times V}{M}$

3) Densité d'un gaz par rapport à l'air :

a) Définition: La densité d'un gaz est définie comme étant le rapport entre la masse d'un volume de gaz et la masse du même volume d'air.

$$d = \frac{m_{gaz}}{m_{air}} \quad \text{la densité est un nombre sans unité.}$$

b) Relation entre densité et masse molaire:

Lorsqu'on s'intéresse à une seule mole du gaz :

$$V \rightarrow V_M \quad \text{donc la relation précédente devient : } d = \frac{M_{gaz}}{M_{air}} = \frac{M_{gaz}}{\rho_{air} \cdot V_M} = \frac{M_{gaz}}{1,293 \times 22,4} = \frac{M_{gaz}}{29}$$
$$m_{gaz} \rightarrow M_{gaz}$$

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

Si : $d > 1$ le gaz est plus dense que l'air
si $d < 1$ le gaz est moins dense que l'air .

IV: Equation d'état d'un gaz parfait:

1) Définition d'un gaz parfait:

On appelle gaz parfait un gaz dans lequel sont absentes les forces d'interactions .

À faibles pressions, où les interactions entre les molécules constitutives du gaz sont très faibles un gaz peut être assimilé à un gaz parfait.

2) Loi des gaz parfaits:

La loi des gaz parfaits est définie par la relation :

$$PV = nRT$$

- P la pression en pascal.
- V le volume en m³.
- T la température en °K.
- R la constante des gaz parfait en J.mol⁻¹.K⁻¹.

$$R = 8.314 \text{ en J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

SBIRO Abdelkrim lycée agricole oulad taima région d'Agadir royaume du MAROC
Pour toute observation contactez moi : sbiabdou@yahoo.fr

Le : mardi 2 mai 2017

لا تسوننا من صالح دعائكم وجعل الله التوفيق حليفكم .