

Matière :
Physique Chimie

Niveau :
Tronc Commun

LA QUANTITE DE MATIERE



Pourquoi et comment mesurer des quantités de matière

I) Nécessité de la mesure en chimie :

La connaissance des quantités de matières est importante dans des domaines variés :

- Afin de connaître la composition de l'atmosphère, la qualité de l'air (pollution)
- Pour connaître la composition d'une eau.
- Pour vérifier la composition des produits alimentaires.

II) Comment déterminer des quantités de matière ?

1) Définition de la mole (unité de quantité de matière):

Pour exprimer les quantités énormes d'atomes ou autres entités, les chimistes ont inventé une nouvelle grandeur : la quantité de matière, fondée sur la définition de la mole.

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires (atomes, molécules, ions, ...) qu'il y a d'atomes dans 12,00 g de carbone 12. Chaque mole contient $6,02 \cdot 10^{23}$ entités chimiques (atomes, molécules, ions, ...). L'unité de cette grandeur est le mol.

2) La constante d'Avogadro N_a : -

Ce nombre $6,02 \cdot 10^{23}$ est aussi appelé constante d'Avogadro que l'on note N_a ($N_a = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) On en déduit alors la relation suivante entre la quantité de matière $n(X)$ et le nombre d'entités de cette espèce chimique $N(X)$

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_a} \quad \text{htt}$$

3) La masse molaire atomique:

Définition: La masse molaire "atomique" $M(X)$ de l'élément chimique X est la masse d'une mole de cet élément X sous sa forme atomique. L'unité est le gramme par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$). elle est donné par le tableau périodique.

4) La masse molaire moléculaire:

La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes formant une molécule

Exemple : la masse molaire de la molécule d'eau H₂O :

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

la masse molaire de éthanol C₂H₆O :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g/mol}$$

III) Calcule de la quantité de matière à partir de :

1) A partir de la masse d'un produit (Solide, Liquide ou Gaz):

$$n(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})}$$

$n(\text{X})$: Quantité de matière de l'espèce chimique X (mol).

$m(\text{X})$: Masse de l'espèce chimique X (g).

$M(\text{X})$: Masse molaire de l'espèce chimique X (g.mol⁻¹)

2) A partir du volume d'un liquide :

$$n(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})} = \frac{\rho(\text{X}) \times V(\text{X})}{M(\text{X})}$$

$\rho(\text{X})$: masse volumique de l'espèce chimique X (g/L).

$V(\text{X})$: volume de l'espèce chimique X (L).

Quantité de matière ou Nbre de mole

en solution

Solide & Liquide

Gaz



$$n(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})}$$

$m(\text{X})$: masse de X en g

$M(\text{X})$: masse molaire en g/mol

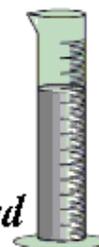
Masse volumique : $\varphi(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{V(\text{X})}$

$$m(\text{X}) = \varphi(\text{X}) \cdot V(\text{X})$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml} = 10^{-3} \ell$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \ell = 10^{-3} \text{ m}^3$$

DELAHI Mohamed



3) A partir du volume d'un gaz :

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_m}$$

$n(X)$: Quantité de matière de l'espèce chimique X (mol).

$V(X)$: volume du gaz X (L).

V_m : volume molaire ($L \cdot mol^{-1}$)

Définition : Le volume molaire d'un gaz (V_m) est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions données (il dépend uniquement de la pression et de la température) :

- ❑ Pour des conditions usuelles ($T=20^\circ C$ et $P=1$ bar) ce volume est voisin de $24 L \cdot mol^{-1}$
- ❑ Pour des conditions normales de température et de pression (CNTP) ($T= 0^\circ C$ et $P=1$ bar) ce volume est voisin de $22,4 L \cdot mol^{-1}$

Pour les gaz parfait :

$n(X)$: Quantité de matière de l'espèce chimique X (mol).

$V(X)$: volume du gaz X (m^3).

P : pression du gaz (Pa)

T : température en K°

R : constante des gaz parfait ($R = 8,31$ SI)

$$P \times V(X) = n(X) \times R \times T$$

Quantité de matière ou Nbre de mole

en solution

Gaz

Solide & liquide

DELAHI Mohamed

equation des gaz parfait

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

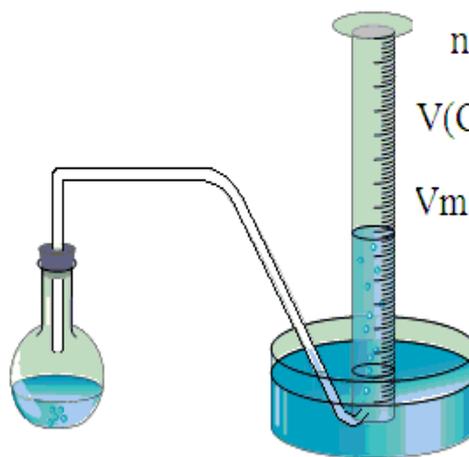
p : pression du gaz en Pa

V : volume du gaz en m^3

n : nombre de mole en mol

T : temperature en K

R : constante des gaz parfait



$$n(X) = \frac{V(G)}{V_m}$$

$V(G)$: volume du gaz en L

V_m : volume molaire en L/mol

$$1cm^3 = 1ml = 10^{-3}l$$

$$1dm^3 = 1l = 10^{-3}m^3$$