

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 H_2O :

$$M(H_2O) = 2 \times M(H) + M(O) = 2 \times 1 + 16 = 18g / mol$$

la masse molaire de éthanol C_2H_6O :

$$M(C_2H_6O) = 2 \times M(C) + 6 \times M(H) + M(O) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46g / mol$$

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

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

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

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

$m(X)$: Masse de l'espèce chimique X (g).

$M(X)$: Masse molaire de l'espèce chimique X ($g \cdot mol^{-1}$)

2) A partir du volume d'un liquide :

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

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

$V(X)$: volume de l'espèce chimique X (L).

Quantité de matière ou Nbre de mole

en solution

Solide & Liquide

Gaz



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

$m(X)$: masse de X en g

$M(X)$: masse molaire en g/mol

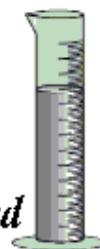
Masse volumique : $\varphi(X) = \frac{m(X)}{V(X)}$

$$m(X) = \varphi(X) \cdot V(X)$$

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

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

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

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

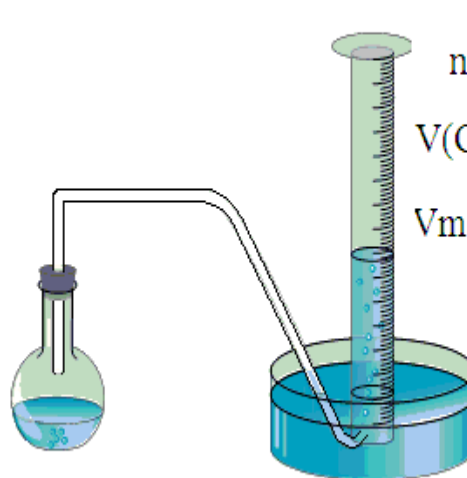
p : pression du gaz en Pa

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

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

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