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 $6{,}02.10^{23}$ entités chimiques (atomes, molécules, ions, …). L'unité de cette grandeur est le ***mol***.

2) *La constante d'Avogadro $\mathcal{N}_a$:*

Ce nombre **$6{,}02.10^{23}$** est aussi appelé **constante d'Avogadro** que l'on note $\mathcal{N}_a$ ($\mathcal{N}_a$ = **$6{,}02.10^{23}$ 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 $N_{(X)}$

$$n(X) = \frac{N(X)}{Na}$$

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 ($g.mol^{-1}$). 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

DELAHI Med

Exemple : la masse molaire de la molécule d'eau H_2O :

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

la masse molaire de éthanol C_2H_6O :

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

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

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

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

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 ($g.mol^{-1}$)

2) A partir du volume d'un liquide :

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

ρ(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

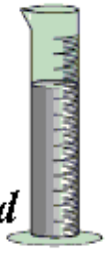


$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

m(X) : masse de X en g

M(X) : masse molaire en g/mol

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



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

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

DELAHI Mohamed

DELAHI Med

3) A partir du volume d'un gaz :

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

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

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

Vm : volume molaire ($L.mol^{-1}$)

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

Pour les gaz parfait :

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

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)

HJ Med

Quantité de matière ou Nbre de mole

en solution | Gaz | Solide & liquide

DELAHI Mohamed

equation des gaz parfait

$$p.V=n.R.T$$

p : pression du gaz en Pa

V : volume du gaz en m3

n : nombre de mole en mol

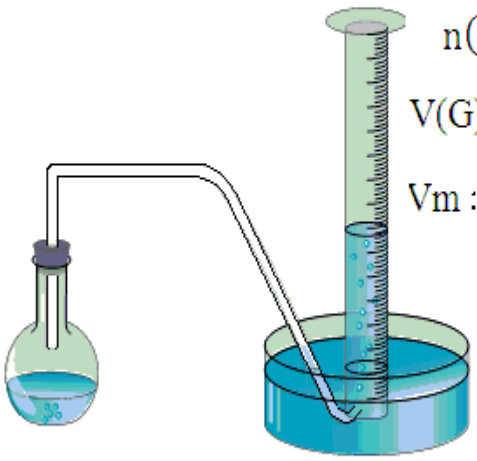
T : temperature en K

R : constante des gaz parfait

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

V(G) : volume du gaz en L

Vm : volume molaire en L/mol



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

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

. EXERCICES D'APPLICATIONS :

Exercice n°1 : Le sucre ou saccharose

1) Calculer la masse molaire moléculaire M_S du saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$.
2) Déterminer la quantité de matière n_S de saccharose pour une masse de saccharose $m_S = 5,0$ g
3) Déterminer le nombre de molécules de saccharose N_S pour une quantité de matière $n_S = 2,0$ mol

Masses molaires atomiques $M(H) = 1$ g.mol^{-1} $M(C) = 12$ g.mol^{-1} $M(O)=16$ g.mol^{-1}

Exercice n°2 : Le glucose

Un échantillon de glucose $C_6H_{12}O_6$ a une masse $m_G=2,50$ g
1.1. Calculer la masse molaire du glucose.
1.2. Déterminer la quantité de matière n_G contenu dans cet échantillon de glucose.

Exercice n°3 :

Quelles sont les quantités de matière contenues:
2.1. Dans 20,0 g ce cuivre métal.
2.2. Dans 60,0 g de sulfate de cuivre pentahydraté.
2.3. Dans 30,0 g de dioxyde de carbone

Exercice n°4 :

. Un chercheur d'or n'a pu trouver dans sa batée qu'une pépite d'or de masse $m = 20,0x10^{-2}$ g.
3.1. Quelle quantité de matière cela représente-t-il ?
3.2. Calculer le nombre d'atomes d'or contenus dans la pépite.

Exercice n°5 :

L'un des constituants d'une eau de toilette au Jasmin est l'acétate de benzyle. Lors de la synthèse de cette substance, on utilise un volume $V_{ol}= 20$ mL d'alcool benzylique de densité par rapport à l'eau $d_{ol}=1,04$ et de masse molaire $M_{ol}=108,14$ g.mol^{-1}. La masse volumique de l'eau m_O est égale à 1,00g.mol^{-1}.

Quelle est la quantité n_{ol} d'alcool benzylique utilisé ?

Exercice n°6 :

Dans les conditions normales de température et de pression (CNTP). On dispose de $N(O_2 (g))$ molécules de dioxygène.

1.1. Quelle quantité de matière cela représente-t-il ?

1.2. Calculer la masse de dioxygène correspondante.

1.3. Calculer le volume de dioxygène correspondant dans les CNTP.

1.4. En déduire le volume d'air correspondant (dans les CNTP)

DELAHI Med