

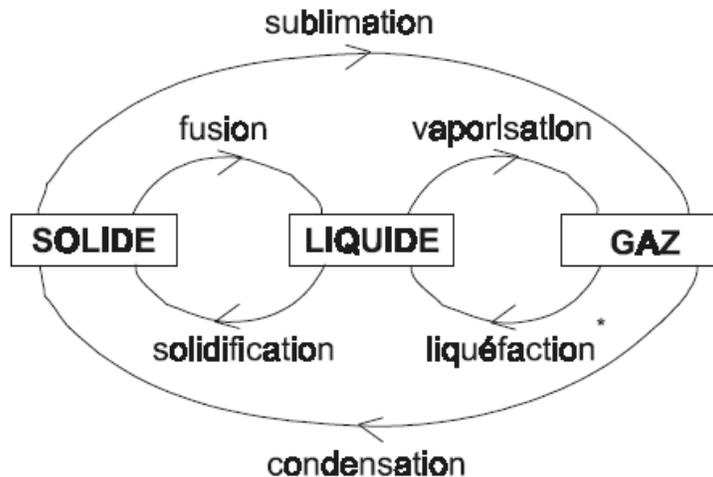
CHAPITRE I
NOTIONS FONDAMENTALES**I.- ETAT DE LA MATIERE :**

La matière constituée tous ce qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace. La matière existe sous trois états :

- a- **Etat solide** : Ce sont des corps rigides qui conservent un volume et une forme bien déterminée ; ils sont incompressibles.
- b- **Etat liquide** : Les liquides constituent un état fluide. Ils sont déformables et prennent la forme du récipient qui les contient.
- c- **Etat gazeux** : les gaz occupent tout l'espace qui leur est offert ; ils sont compressible et se dilatent facilement.

II- CHANGEMENT D'ETAT DE LA MATIERE :

La chaleur et froid interviennent comme facteur essentiels dans le passage d'un corps d'un état à un autre. Les différents changements d'état de la matière sont représentés sur le diagramme ci dessous. On note l'utilisation du terme de liquéfaction pour un gaz et de condensation pour une vapeur dans le cas d'un changement d'état liquide → gaz.

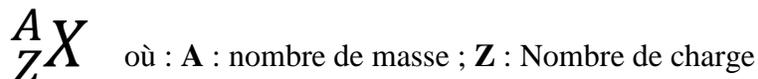
**III- SYSTEME HOMOGENE ET HETEROGENE :**

Dans un système, la matière peut exister sous plusieurs états qui eux même peuvent constituer différentes phases.

- si un système ne comporte qu'une seule phase, il est **homogène**
- un système avec deux ou plusieurs phases est dit **hétérogène**.

IV- NOTIONS D'ATOMES ET MOLECULES:**IV-1. Atomes:**

La matière est constituée de grain élémentaire appelés atomes. Un atome est considéré comme la plus petite particule d'un élément et qui est, selon l'étymologie grecque, indivisible et indestructible. Il existe 111 espèces d'atomes ; chaque élément est différent de l'autre par sa structure, sa masse et les propriétés physico-chimiques. Chaque élément est désigné par une abréviation ou un symbole noté :



La première lettre du symbole est toujours en *majuscule* et la deuxième en *minuscule*.

L'atome est une quantité de matière infiniment petite dont l'ordre de grandeur de sa masse est de 10^{-26} Kg et sa dimension est de quelques Angstrom (A°) ($1 A^\circ = 10^{-10}$ m). A notre échelle, et vu cette dimension si minuscule, une autre grandeur a été définie appelée: *nombre d'Avogadro* (N_A).

IV-2. Nombre d'Avogadro (N_A):

Ce nombre exprime le nombre d'atomes présents dans 12 grammes de carbone (12) ou (^{12}C). Cette constante a été mesurée par plusieurs méthodes expérimentales très diverses et concordantes.

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

IV-3 Molécules:

La molécule est l'association de deux (O₂) ou plusieurs atomes telle que : $NaCl$; N_2 ; O_3

IV-4. Mole (unité de quantité de matière) :

La mole est la quantité de matière d'un système contenant N entités identiques. Elle est aussi définie comme la quantité de matière contenue dans 12 gramme de carbone 12 ou (^{12}C). Par conséquent : *1 mole d'atomes correspond à* $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

Exemple :

Déterminer le nombre d'atomes contenu dans 12 g de carbone sachant que la masse d'un atome de carbone 12 est de $1,9926 \cdot 10^{-26}$ Kg. (Cette masse a été déterminée à l'aide d'un spectromètre de masse).

Solution :

$$1 \text{ mol (de carbone 12)} \longrightarrow 12 \text{ g} \longrightarrow N \text{ atmes}$$

$$1,9926 \cdot 10^{-26} \longrightarrow 1 \text{ atome}$$

$$1 \text{ mol} = \frac{12}{1,9926 \cdot 10^{-26}} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

IV-5. Masse molaire atomique:

C'est la masse d'une mole d'atome ou bien de N atomes.

Exemple :

Déterminer la masse d'un atome de sodium (Na) sachant que sa masse molaire atomique est de 23 g.

Solution :

$$1 \text{ mol d'atome de Na} \longrightarrow 23 \text{ g} \longrightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

$$1 \text{ atome de Na} \longrightarrow m_{\text{Na}} \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ atome}$$

$$m = \frac{23}{6,023 \cdot 10^{23}} = 3,8 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

IV-6. Atome gramme :

L'atome gramme d'un élément est la masse atomique de cet élément exprimé en gramme (g).

Exemple : l'atome gramme de fer représente 56 g de fer

L'atome gramme d'oxygène représente 16 g d'oxygène.

IV-7. Masse molaire moléculaire:

C'est la masse d'une mole de molécule. Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

Exemple :

La molécule $\text{Zn}(\text{OH})_2$. La masse d'une mole est :

$$M(\text{Zn}(\text{OH})_2) = M(\text{Zn}) + 2 * M(\text{O}) + 2 * M(\text{H}) = 65,37 + 2 * 16 + 2 * 1 = 99,37 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La masse d'une molécule de $\text{Zn}(\text{OH})_2$:

$$1 \text{ mol de } \text{Zn}(\text{OH})_2 \longrightarrow 99,37 \text{ g} \longrightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$$

$$m \text{ Zn}(\text{OH})_2 \longrightarrow 1 \text{ molécule}$$

$$m \text{ Zn}(\text{OH})_2 = \frac{99,37}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,649 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

IV-8. Volume molaire:

C'est le volume qu'occupe une mole de substance. Dans le cas des gaz, et dans les conditions normales de pression et de température ($n = 1 \text{ mol}$; $T = 0^\circ\text{C}$; $P = 1 \text{ atm}$) : $V = 22,4 \text{ l}$

Exemple :

$5,38 \cdot 10^{19}$ particules α (He^{2+}) conduisent à 2 cm^3 de gaz d'hélium dans les conditions normales de température et de pression. Déterminer le nombre d'Avogadro.

Solution :

$$\begin{aligned}
 1 \text{ mol de (He)} &\longrightarrow 22,4 \text{ l} \longrightarrow N \text{ atomes} \\
 &2 \cdot 10^{-3} \text{ l} \longrightarrow 5,38 \cdot 10^{19} \text{ atomes} \\
 N &= \frac{5,38 \cdot 10^{19}}{2 \cdot 10^{-3}} = 6,025 \cdot 10^{23} \text{ atomes}
 \end{aligned}$$

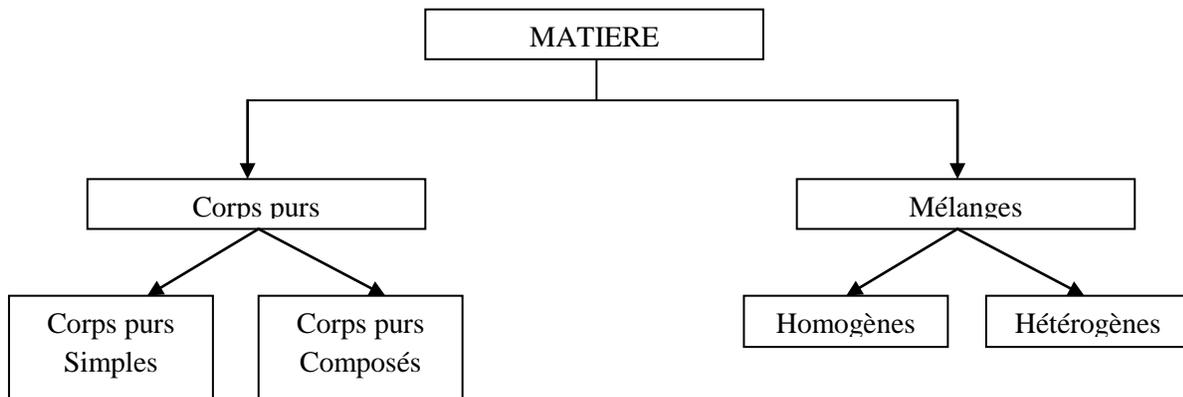
IV- 9. Unité de masse atomique (u.m.a):

L'unité de masse atomique est définie comme la fraction $\frac{1}{12}$ de la masse d'un atome de carbone 12 (^{12}C)

$$\begin{aligned}
 1 \text{ uma} &= \frac{1}{12} (\text{masse d'un atome de } ^{12}\text{C}) \\
 1 \text{ uma} &= \frac{1}{12} * \frac{12}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,666 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\
 \mathbf{1 \text{ uma} &= 1,666 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}}
 \end{aligned}$$

V- ASPECT QUALITATIF DE LA MATIERE (Classification de la matière) :

La matière est constituée d'atomes qui peuvent être identique ou différentes. De là, on peut distinguer plusieurs types (Voir l'organigramme ci-dessous):



- 1. Corps purs simples :** ils sont constitués des molécules dont les atomes sont identiques (H_2 ; Fe ; S ;).
- 2. corps purs composés :** Ce sont des corps qui sont constitués de molécules dont les atomes sont différents (H_2O ; H_2SO_4 ;).
- 3. Mélanges :** un mélange est une substance composée de molécules différentes ($\text{NaCl} + \text{eau}$; $\text{Huile} + \text{eau}$). On distingue :

Mélanges hétérogènes : ce sont des mélanges où nous pouvons distinguer, à l'œil nu ou à l'aide d'instrument grossissant les particules des corps qui les constituent. Ce sont des mélanges constitués de plus d'une phase (*Eau + huile + vinaigre*).

Mélanges homogènes : ce sont des mélanges où nous ne pouvons pas distinguer les particules des corps qui les constituent. Ce sont des mélanges constitués d'une seule phase (*air, mélange de deux gaz,*).

Solution : c'est un mélange homogène de corps purs ne réagissant pas entre eux. le constituant majoritaire (En grande proportion) est appelé **solvant** et les substances dissoutes sont des **solutés**.

eau + sel :: eau (solvant) et sel (soluté)

4. **Dilution :** la dilution d'une solution aqueuse consiste à diminuer sa concentration par ajout de solvant. La solution initiale dont la concentration est supérieure est appelée **solution mère** et celle après dilution est appelée **solution diluée**. Après dilution la quantité de matière est la même. On peut écrire :

$$C_m = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C_m * V$$

Avant dilution : $n_1 = C_1 \cdot V_1$

Après dilution : $n_2 = C_2 \cdot V_2$; Nombre de moles est le même: $n_1 = n_2 \Rightarrow C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

5. **Saturation :** On dit qu'une solution est saturée si la quantité maximale de soluté à dissoudre par le solvant est dépassée. Un précipité apparaît à la fin de la dissolution.

VI. Lois pondérales :

Soit la réaction chimique suivante : $a A + b B \longrightarrow c C + d D$

On appelle les espèces réagissant A et B les réactifs et les espèces obtenues C et D les produits.

L réaction chimique doit obéir à la loi de la conservation :

- de masse (Il faut que la masse du produit formé soit égale à la masse de réactifs)
- de charge
- de matière.

VII- ASPECT QUANTITATIF DE LA MATIERE :

VII-1. Le nombre de mole :

Le nombre de mole est le rapport entre la masse du composé et sa masse molaire.

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

n: nombre de moles , m : masse du composé ; M : masse molaire du composé

VII-2. Concentration molaire ou molarité

La **molarité** d'une solution est le rapport du nombre de moles du soluté dans un volume (exprimé en litres) de solution dont l'unité est la mole par litre [*mol/l*]. On la représente par le symbole **M** :

VII-3. Molalité

La **molalité** d'une solution, dont l'unité est représentée par le symbole *m*, est le nombre de moles de soluté par kilogramme de solvant. La molalité (*m*) ne peut pas être calculée à partir de la molarité (M) ou de la normalité (N) à moins de connaître la densité de la solution.

Cette concentration a l'avantage de ne pas dépendre du volume de la solution et donc de la température et de la pression.

VII-4. Concentration pondérale ou massique

La concentration massique est le rapport entre la masse du composé et le volume de la solution.

$$C_m = \frac{m_i}{\text{Volume de la solution}}$$

VII-5. Fraction pondérale ou massique :

C'est la masse du constituant (i) considéré sur la masse totale du mélange. Elle est donnée par la relation ci-dessous :

$$\%massique = \frac{m_i}{\text{masse totale du mlange}}$$

Exemple:

Un mélange de gaz est constitué de 0,2 gr de H_2 ; 0,21 g de N_2 et 0,51 g de NH_3 sous la pression d'une atmosphère et à une température de 27 °C. Calculer les fractions molaires.

Solution:

On a : $\bar{x}_i = \frac{m_i}{m_{tot}}$; $m_{tot} = m_{H_2} + m_{N_2} + m_{NH_3} = 0,2 + 0,21 + 0,51 = 0,92 \text{ g}$

$$\bar{x}_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{m_{tot}} = \frac{0,2}{0,92} = 0,2174 \text{ soit } 21,74 \% \text{ en masse.}$$

$$\bar{x}_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{m_{tot}} = \frac{0,21}{0,92} = 0,2282 \text{ soit } 22,82 \% \text{ en masse.}$$

$$\bar{x}_{NH_3} = \frac{m_{NH_3}}{m_{tot}} = \frac{0,51}{0,92} = 0,5543 \text{ soit } 55,43 \% \text{ en masse.}$$

$$\sum \bar{x}_i = 0,2174 + 0,2282 + 0,5543 = 0,9999 = 1$$

VII-6. Titre

Le titre d'une solution est la masse en g, de la solution dans 1 ml de solvant. Il est donné par la relation suivante :

$$T_{A/B} = \frac{m_A}{V_B}$$

Exemple: Le titre d'une solution renfermant 60 g de $K_2Cr_2O_7$ dans 200 ml d'eau :

$$T_{K_2Cr_2O_7/EAU} = \frac{60}{200} = 0,3 \text{ g/ml}$$

VII-7. Fraction molaire

La **fraction molaire** x_A d'un constituant A d'une solution est le rapport du nombre de moles de ce constituant au nombre total de moles de tous les constituants de la solution. La somme des fractions molaires de tous les constituants d'une solution est 1.

$x_A = \frac{n_A}{n_{tot}}$ avec n_{tot} : est la somme du nombre de mole de tous les constituants de la solution.

Exemple:

Un mélange de gaz est constitué de 0,2 g de H_2 ; 0,21 g de N_2 et 0,51 g de NH_3 sous la pression d'une atmosphère et à une température de 27 °C. Calculer les fractions molaires.

Solution:

On a : $x_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$; $n_i = \frac{m_i}{M_i}$;

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol} ; \quad n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} = \frac{0,21}{28} = 0,0075 \text{ mol} ;$$

$$n_{NH_3} = \frac{m_{NH_3}}{M_{NH_3}} = \frac{0,51}{17} = 0,03 \text{ mol} ;$$

Soit : $n_{tot} = n_{H_2} + n_{N_2} + n_{NH_3} = 0,1 + 0,0075 + 0,03 = 0,1375 \text{ mol}$.

$$x_{H_2} = \frac{0,1}{0,1375} = 0,7272 ; \quad x_{N_2} = \frac{0,0075}{0,1375} = 0,05454 ; \quad x_{NH_3} = \frac{0,03}{0,1375} = 0,2181$$

$$\sum x_i = 0,7272 + 0,05454 + 0,2181 = 0,999 = 1$$

VII-8. Concentration normale ou la normalité

La **normalité** d'une solution est le nombre d'équivalents-grammes de soluté contenus dans un litre de solution. Cette mesure de la concentration est indissociable d'une réaction chimique particulière (réaction acide-base ou d'oxydo-réduction) qui est implicitement considérée.

L'unité de normalité est l'équivalent-gramme par litre, représenté par le symbole N :

1 N = 1 eg/l. Compte tenu de la définition de la masse équivalente, la normalité d'une solution sera toujours un multiple entier (1, 2, 3, ...) de sa molarité, soit :

$$N = z \cdot M$$

Equivalent gramme (Eq.g) : c'est le rapport de la masse du soluté à l'état pur sur la masse molaire ou atomique équivalente.

Masse molaire ou atomique équivalente (meq) : c'est la masse molaire ou atomique de l'élément considéré sur le nombre d'électron, de proton ou d'hydroxyle échangés lors d'une réaction.

$$C_N = N = \frac{n_{eqg} \text{ de soluté}}{V} = \frac{\frac{m_{soluté}}{m_{eq}}}{V} = \frac{\frac{m_{soluté}}{M/Z}}{V}$$

Avec : M : Masse molaire de soluté ; Z : Nombre de proton, d'électron ou d'hydroxyle échangés

Exemple :

On dissout une masse de 30 gr de l'acide sulfurique (H_2SO_4) dans 1 litre d'eau. Calculer la normalité de la solution.

Solution :

$M(H_2SO_4) = 1 * 2 + 32 + 16 * 4 = 98 \frac{g}{mol}$; $m_{eq} = \frac{M}{Z} = \frac{98}{2} = 49$. La dissociation de l'acide sulfurique libère deux ions hydronium ($Z = 2$). 30

$$n_{eq.g} = \frac{m_{soluté}}{m_{eq}} = \frac{30}{49} = 0,61$$

La normalité : $C_N = N = \frac{n_{eqg} \text{ de soluté}}{V} = \frac{0,61}{1} = 0,61 \text{ eq. g/l}$

VII-9. Masse volumique et la densité :

a- Masse volumique :

La masse volumique est une grandeur physique qui caractérise la masse d'un matériau par unité de volume. Elle est déterminée par le rapport :

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (Kg/m^3) ; (g/cm^3)$$

où m est la masse de la substance homogène occupant un volume V .

Exemple:

Déterminer la masse volumique de mercure (Hg) sachant que 14 cm^3 de ce dernier pèsent 190,4 g.

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{190,4}{14} = 13,6 \text{ g/cm}^3$$

b- Densité :

b-1. Densité Solide-Liquide

La densité d'un corps solide ou liquide par rapport est le rapport de la masse d'un certain volume de ce corps à la même masse de volume d'eau. elle est donnée par la relation suivante :

$$d = \frac{\rho_{\text{corps (S ou l)}}}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{m/V}{m'/V} = \frac{m}{m'}$$

Exemple :

Calculer la densité du fer sachant que la masse volumique du fer et d'eau sont $7,8 \text{ g/cm}^3$ et 1 g/cm^3 respectivement.

$$d = \frac{\rho_{\text{fer}}}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{7,8}{1} = 7,8$$

b-2. Densité des gaz :

Dans le cas de gaz ou de vapeur, le corps de référence gazeux est l'air, à la même température et sous la même pression.

Exemple :

Calculer la masse molaire d'air dans les conditions normales ($P = 1 \text{ atm}$; $T = 0^\circ\text{C}$, $n = 1 \text{ mol}$).

Solution:

Dans les conditions normales, la masse volumique de l'air est de $1,293 \text{ g/l}$.

On sait :

$$1 \text{ mol d'air} \quad \longrightarrow \quad 22,4 \text{ l}$$

Donc la masse d'air correspondante à $22,4 \text{ l}$ correspond à la masse molaire d'air :

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol d'air} \quad \longrightarrow \quad 22,4 \text{ l} \quad \longrightarrow \quad M(\text{air}) \\ 1 \text{ litre d'air} \quad \longrightarrow \quad 1,293 \text{ g} \\ 22,4 \text{ litre d'air} \quad \longrightarrow \quad M(\text{air}) \end{array}$$

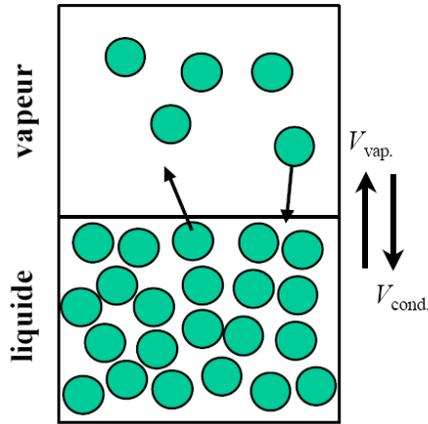
$$M(\text{air}) = 1,93 * 22,4 = 29$$

En général :

$$d = \frac{\text{masse d'un volume } V \text{ du gaz}}{\text{masse du même volume } V \text{ d'air}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29} \quad ; \quad M_{\text{gaz}} = d_{\text{gaz}} * 29$$

VIII- Lois de Raoult :

A une température donnée, tout liquide pur est en équilibre avec sa phase vapeur, ce qui se caractérise au niveau moléculaire par: Vitesse de condensation = Vitesse de vaporisation.



Pour Raoult, qui fut le premier à étudier le phénomène : « La pression de vapeur du solvant (A) d'un mélange (A, B) est proportionnel à sa fraction molaire dans le mélange ».

$$P_A = x_A * P_A^{Sat}$$

Résumé des unités de concentrations

Concentration molaire (Mol/l)	$M = C = \frac{C_{soluté}}{V_{solution} (L)}$ $n = \frac{m}{MM} ; \quad \rho = \frac{m_{soluté}}{V_{soluté}}$	M : molarité (mol/L) N : nombre de moles de soluté (mol) V : Volume de la solution (L) m : masse de soluté (g) ρ : masse volumique (g/ml) V _{soluté} : masse de soluté (ml) MM : Masse molaire
Normalité, N Eq.g / L	$N = \frac{n_{Eq.g}}{V_{solution} (L)}$ $n_{Eq.g} = \frac{m_{soluté}}{m_{eq}} ; \quad m_{eq} = \frac{MM}{Z}$	N: Normalité (Eq.g / L) m _{soluté} : masse de soluté pur (g) MM : Masse molaire (g/mol) V _{solution} : Volume de la solution(L) Z : Charge (+, -), H ⁺ et OH ⁻ échangées, libérées lors d'une réaction.
Fraction molaire (%)	$\%molaire = \frac{n_{soluté}}{n_{total}}$ $n_{total} = \sum n_i$	n _{soluté} : nombre de mole de soluté (mol) n _{total} : nombre de moles totales (mol) V _{solution} : volume de la solution ρ _{solution} : masse volumique de la solution
Fraction massique (%)	$\%massique = \frac{m_{soluté}}{m_{solution}}$ $m_{solution} = V_{solution} * \rho_{solution}$	m _{soluté} : Masse de soluté (g) m _{solution} : masse de la solution (g) V _{solution} : volume de la solution ρ _{solution} : masse volumique de la solution
Fraction volumique %(V/V)	$\%volumique = \frac{V_{soluté}}{V_{solution}}$	V _{soluté} : Volume de soluté (L) V _{solution} : Volume de la solution (L)
Molalité (mol/Kg)	$m = \frac{n_{soluté}}{KgS_{solvant}}$	n: nombre de moles de soluté (mol) KgS: Masse de solvant (Kg)

EXERCICES

Exercice 1:

Une solution concentrée d'acide chlorhydrique (HCl) de volume 20 cm^3 contenant 8,36g de HCl pur a une masse volumique $\rho = 1,18 \text{ g/cm}^3$. Déterminer :

1. La molarité
2. La normalité
3. Le nombre d'équivalent-grammes
4. La molalité
5. Son pourcentage massique en HCl
6. Les fractions molaires et massiques de HCl dans la solution.

Exercice 2:

Un litre (1l) d'une solution d'acide chlorhydrique à 36 % a une densité de 1,18. Calculer la normalité de cette solution.

Exercice 3:

Dans un récipient indilatable de volume 20 l maintenu à la température de $25 \text{ }^\circ\text{C}$, on introduit de l'air (4/5 de N_2 et 1/5 d' O_2 en volume).

1. Sachant que le volume d'air mesuré avant introduction dans le récipient est de 40 litres aux CNTP, déterminer les fractions molaires de chaque gaz dans le mélange gazeux.
2. On introduit 02 moles d' H_2 dans le récipient. Que deviennent les fractions molaires d' N_2 et d' O_2 . Calculer la fraction molaire d' H_2 .
3. On fait passer une étincelle dans le récipient et l'hydrogène réagit avec l'oxygène pour donner l'eau liquide à $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Calculer les fractions molaires dans le mélange final.

Exercice 4:

On veut préparer de l'azote gazeux (N_2) en faisant passer 1,8 g d'ammonium gazeux (NH_3) au dessus de l'oxyde de cuivre (II) solide (CuO) de masse 90,4 g portée à haute température. Les produits de la réaction sont du cuivre solide et de la vapeur d'eau mélangée avec le gaz (N_2).

- a- Equilibrer la réaction : $\text{NH}_3(g) + \text{CuO}(s) \longrightarrow \text{N}_2(g) + \text{Cu}(s) + \text{H}_2\text{O}_2(g)$
- b- quels sont dans la réaction les corps simples et composés
- c- De combien de phases le mélange des réactifs et des produits est-il composé ?
- d- Quel est le réactif limitant de la réaction
- e- déterminer le nombre de moles, le volume du gaz (N_2) libéré en litres dans les conditions (CNTP) des gaz parfaits ainsi que sa masse à l'équilibre.

Données : $N = 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $O = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $\text{Cu} = 63,54 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $H = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$;

Exercice 5:

Soit la réaction : $\text{Fe}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$

1. Equilibrer la réaction
 2. Quel est le volume d'oxygène nécessaire pour oxyder 100 g de fer.
 3. Quels sont les nombres de moles et de molécules de Fe_2O_3 obtenus à partir de 100 g de fer
- Données : Fe : 55,85 g/mol ; O : 16 g/mol.