

Etat de la matière:

■ Constitution de la matière:

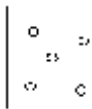
● Différentes phases de la matière:

A l'échelle macroscopique, une phase est une quantité de matière homogène, on distingue la phase gazeuse, liquide et solide.

○ Phase gazeuse:

Les molécules sont pratiquement indépendantes, elles se déplacent grâce à l'agitation thermique, en un mouvement désordonné.

Les interactions sont faibles.



○ Phase liquide:

Les molécules peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres, les interactions sont trop fortes que dans les gaz.

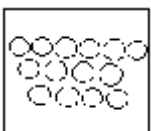


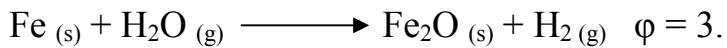
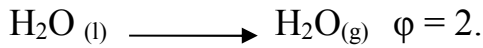
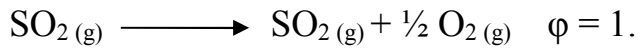
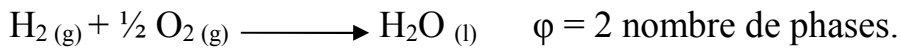
Un mélange de liquide peut donner une seule phase ou 2 phases miscibles ou émulsion.

○ Phase solide:

Les molécules sont disposées selon des arrangements déterminés et presque immobiles.

Mélange de solides —————> autant de phases que de solide.



Ex:**Les gaz parfaits**

On néglige les interactions entre les molécules de gaz,

$$P.V = n.R.T$$

P: Pression, atm, P_a, mmHg.

V: Volume, l, m³.

n: Nombre de moles.

T: Température en kelvin.

R: Constante des gaz parfaits.

Valeurs de la constante des gaz parfaits:

P	V	$R = \frac{P.V}{n.T}$
atm	l	$\frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ l}}{1 \times 273} = 0,082 \text{ l.atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
mmHg	l	$\frac{760 \times 22,4}{1 \times 273} = 62,36 \text{ l.mmHg.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$
Pa (1N/m ²)	m ³	$\frac{1,013 \times 10^5 \times 22,4 \times 10^{-3}}{273} = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Pression partielle d'un gaz dans un mélange:

Soit un mélange de gaz sous une pression totale, chaque constituant est caractérisé par sa propre pression dite pression partielle. La pression totale de ce mélange est égale à la somme des pressions partielles de tous les constituants gazeux.

Ex: un mélange de gaz formé de i constituant, leurs pressions partielles

$P_1, P_2, P_3, \dots P_i$.

La pression totale est : $P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_i = \sum_{i=1} P_i$

Le nombre de mole total est : $n_T = n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i = \sum_{i=1} n_i$

L'expression de la pression partielle P_i est donnée par la relation:

$$P_i = P_T \cdot x_i$$

Avec $x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$ dite fraction molaire

Exemple:

à la pression atmosphérique on mélange 0.5g d'O₂, 0.8g d'H₂ et 3.6g d'N₂ calculer la pression partielle de chaque constituant dans le mélange.

1) calcul du nombre de mole de chaque gaz :

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M} = \frac{0.5}{32} = 0.0156 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M} = \frac{0.8}{2} = 0.4 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M} = \frac{3.6}{28} = 0.128 \text{ mol}$$

2) Calcul de la fraction molaire:

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{\sum n_i} = \frac{0.0156}{0.0156+0.4+0.128} = 0.0286$$

$$x_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{\sum n_i} = \frac{0.4}{0.0156+0.4+0.128} = 0.735$$

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{\sum n_i} = \frac{0.128}{0.0156+0.4+0.128} = 0.235$$

3) Calcul des pressions partielles:

$$P_{O_2} = P_T \cdot x_{O_2} = 1 \times 0.0286 = 0.0286 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = P_T \cdot x_{H_2} = 1 \times 0.735 = 0.735 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = P_T \cdot x_{N_2} = 1 \times 0.235 = 0.235 \text{ atm}$$

Les gaz réels on tient compte des interactions entre les molécules de gaz, pour cela on introduit des paramètres dites paramètres d'interaction (**a,b**).

Si $P \longrightarrow +\infty$ $v-b \longrightarrow 0$ d'où $v \longrightarrow b$

Quelques valeurs de a et b pour différents gaz:

gaz	a	b
H ₂	0,2444	0,02661
N ₂	1,370	0,03913
O ₂	1,360	0,03183
CO	1,485	0,03985
CO ₂	3,592	0,04267

L'équation de Van Der Waals:

$$P + \frac{a}{v} = \frac{RT}{v-b} \implies PV + \frac{a}{v} = \frac{RTV}{v-b}$$

$$\implies \frac{PV}{RT} + \frac{a}{RTv} = \frac{v}{v-b}$$

$$\implies \frac{PV}{RT} = \frac{v}{v-b} - \frac{a}{RTv}$$

Le rapport $\frac{PV}{RT}$ est appelé facteur de compressibilité.

Comportement idéal: $\frac{a}{RTv} \longrightarrow 0$ et $\frac{PV}{RT} = \frac{v}{v-b} = \frac{v}{v(1-\frac{b}{v})} = \frac{1}{1-\frac{b}{v}}$

$\frac{PV}{RT} \longrightarrow 1$ d'où $PV = RT$ (G.P).

Déviation positifs: $\frac{a}{RTv} \longrightarrow 0$ et $\frac{PV}{RT} = \frac{v}{v-b} = \frac{1}{1-\frac{b}{v}}$

Déviation négatifs: $\frac{v}{v-b} = \frac{1}{1-\frac{b}{v}} \approx 1 + \frac{b}{v}$ ($1 - \frac{b}{v} \lll 0$).

$$\frac{PV}{RT} = 1 + \frac{b}{v} - \frac{a}{RTv} = 1 + \frac{1}{v} \left(b - \frac{a}{RT} \right)$$

Si $E \frac{a}{RT} \longrightarrow 0$ et $\frac{PV}{RT} = 1 + \frac{b}{v} > 1$



Soluté: peut être solide, liquide ou gaz.

- liquide pur: eau, alcool, benzène, chloroforme

→ Soluté liquide: eau + alcool

→ Soluté gaz : eau + NH₃

les solutions sont des mélanges homogènes qui comprennent 2 ou plusieurs corps purs simples ou composés.

$$C_A \gg C_B$$

La proportion du soluté dans la solution peut être exprimée de différentes façons. On utilise en ce sens les unités de concentration, soit la molarité, la normalité, molalité, titre pondéral... etc.

1- Rappels sur les solubilités, concentrations:

- **Solubilités:**

Beaucoup de gaz tels que l'O₂, le N₂ et le CO₂ sont solubles dans les liquides et en particulier l'eau.

La concentration du gaz dissout dans un liquide dépend de sa pression au dessus du liquide.

$$e_{\text{gaz}} = k \cdot P_{\text{gaz}}$$

- **Concentrations:**

- **Molarité ou concentration molaire:** représente le nombre de moles de soluté par litre de solution elle est exprimée en mole/l ou M.

Exemple: NaOH (40gr) si m = 4gr ; 250 cm³ de solution.

$$n = \frac{4}{40} = 0,1 \text{ mole dans } 250 \text{ cm}^3 \Rightarrow M = 0,4 \text{ moles/l.}$$

- **Normalité:** exprime le nombre d'équivalent-gramme de soluté existant dans un litre de solution.

On parle de la normalité pour les solutions acides bases et les solutions oxydoréduction.

L'équivalent-gramme correspond à la quantité d'une substance capable d'échanger une mole de corps actifs.

Un corps actif peut être considéré comme le nombre de protons H^+ ou de OH^- échangé en solution acide base, ou le nombre d'électrons échangé en solution oxydoréduction.

$$\begin{array}{ll} - \text{ Acide: } 1 \text{ eq. Gramme} = \frac{M}{nH^+} & \text{HCl} \quad 1 \text{ eq. Gramme} = \frac{M}{1} \\ - \text{ Base: } 1 \text{ eq. Gramme} = \frac{M}{nOH^-} & \text{NaOH} \quad 1 \text{ eq. Gramme} = \frac{M}{1} \end{array}$$

Exemple:

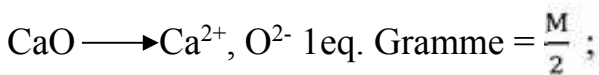
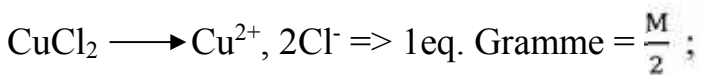
On dissout 73gr d'HCl dans 250gr d'eau, la densité de la solution est 1,1 gr/ml. Déterminer la normalité.

$$1 \text{ eq. Gramme d'HCl} \Rightarrow 36,5 \text{ gr d'où } n = \frac{73}{36,5} = 2 \text{ moles de soluté} = 2 \text{ eq. Gramme.}$$

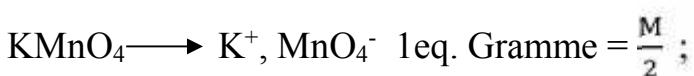
$$\text{La masse de la solution (HCl + H}_2\text{O)} = 73 + 250 = 323 \text{ gr d'où } V = \frac{323}{1,1} \approx 294 \text{ ml}$$

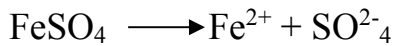
$$\text{La molarité sera: } N = \frac{2 \times 1000}{294} = 6,80 \text{ eq. Gramme/l ou encore HCl } 6,80 \text{ N.}$$

Dans le cas des sels, par exemple:



Dans le cas des oxydants et réducteurs (réaction d'oxydo-réduction), l'équivalent-gramme est exprimé par le nombre d' e^- gagné ou perdu:





- **Molalité:** elle exprime le nombre de mole de soluté par Kg de solvant.

Exemple:

On dissout 73gr d'HCl gaz dans 250gr d'eau, molalité= ?

Nombre de moles d'HCl $n = \frac{m}{M} = \frac{73}{36,5} = 2 \text{ moles}$ dans 250gr d'eau d'où la molalité

$$\mathcal{M} = \frac{2 \times 1000}{250} = 8 \text{ moles/Kg de solvant.}$$

Ou peut aussi écrire HCl \mathcal{M}

- **Fraction molaire:** elle exprime le rapport entre le nombre de moles d'un constituant « i » au nombre total de moles.

Soit un mélange binaire ie contenant deux constituants A et B.

$$A \begin{cases} m_A \\ M_A \\ n_A = \frac{m_A}{M_A} \end{cases} \quad B \begin{cases} m_B \\ M_B \\ n_B = \frac{m_B}{M_B} \end{cases} \quad X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad \text{et} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$X_A + X_B = 1 \text{ en général, nous aurons: } X_i = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^X n_i}$$

Exemple:

Déterminer la fraction molaire de chacun des constituants d'une solution d'HCl contenant 73gr HCl gaz dans 220gr d'eau.

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m}{M} = \frac{73}{36,5} = 2 \text{ moles} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{220}{18} \quad (M_{\text{H}_2\text{O}} = 18)$$

D'où, on détermine X_{HCl} et $X_{\text{H}_2\text{O}}$

$$X_{\text{HCl}} = \frac{2}{2 + \frac{220}{18}} = 0,1406$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\frac{220}{18}}{2 + \frac{220}{18}} = 0,8594$$

$$X_{\text{HCl}} + X_{\text{H}_2\text{O}} = 1$$

- **Titre pondéral**: il exprime le nombre de grammes de soluté par litre de solution (gr/litre)

Exemple:

On dissout 4gr de NaOH dans 250gr d'eau. Calculer le titre de cette solution.

La densité de l'eau st 1g/ml $\Rightarrow V = 250 \text{ ml}$

$$\text{e} = \text{titre} = \frac{4}{250} * 1000 = 16 \text{ gr/ litre}$$

Les solutions diluées présentent le même rôle que le gaz parfaits dans le cadre de l'état gazeux. Elles nous permettent d'établir des lois générales des solutions appliquées aux concentrations plus élevées mais elles se révèlent peu précises.

2- Lois des solutions diluées:

Un liquide pur peut être caractérisé par l'une ou l'autre des grandeurs suivantes:

- La tension de vapeur P_0 (pression) à T° donnée.
- La température d'ébullition T_e
- La température de fusion ou de congélation T_f

Si le liquide considéré contient un soluté en faible quantité (solution diluée), les grandeurs T_e , T_f et P_0 varient légèrement.

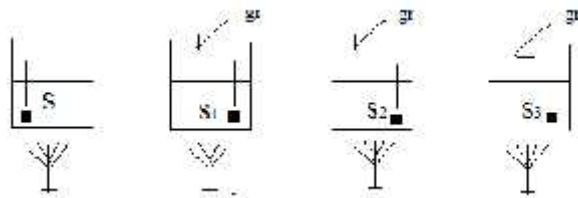
Ces variations ΔT_e , ΔT_f et ΔP_0 dépendent de la concentration en soluté. Les lois de RAOULT expriment que ces variations sont proportionnelles à la molalité (ΔT_e et ΔT_f) ou à la fraction molaire du soluté pur.

a/- Caractéristiques des liquides:

- Température d'ébullition: T_e
- Température fusion ou de congélation: T_f ou T_c
- La pression de vapeur: P_0

1/- Loi de Raoult:

a- Ebullition:

Ex:

$$T_1 < T_2 < T_3 < T_4$$

La variation de la température ($\Delta T = T_2 - T_1$) est proportionnelle à la molalité M du soluté.

$$\Delta T_e = k_e \cdot M \quad \text{avec } k_e: \text{ constante ébulliométrique.}$$

$$\text{Molalité} = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{kg de solvant}}$$

Exemple: On dissout une masse $m = 5,85$ gr de NaCl dans 200ml d'eau (200g)

$$M_{\text{NaCl}} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

Le nombre de mole est $n = \frac{m}{M} = \frac{5.85}{58.5} = 0,1 \text{ mol}$

0.1 mol \longrightarrow 200g d'eau

M \longrightarrow 1000g d'eau

La molalité $M = 0,5 \text{ mole/kg}_{\text{solvant}}$

$$\Delta T_e = k_e \cdot M = 0.51 \times 0.5 = 0.255^\circ\text{C}$$

Quelques valeurs de k_e :

Solvant	k_e	ΔT_e pour une molalité =0,5
Eau	0,51	0,255
Benzène	0,53	1,265
Ethanol	1,22	0,610
Acétone	1,71	0,855

b- **Cryométrie:** (cryogénéation).

La température de congélation ou de fusion s'abaisse de $\Delta T_f = \Delta T_c$ telle que $\Delta T_f = k_f \cdot M$
 k_f : constante de fusion ou cryométrie.

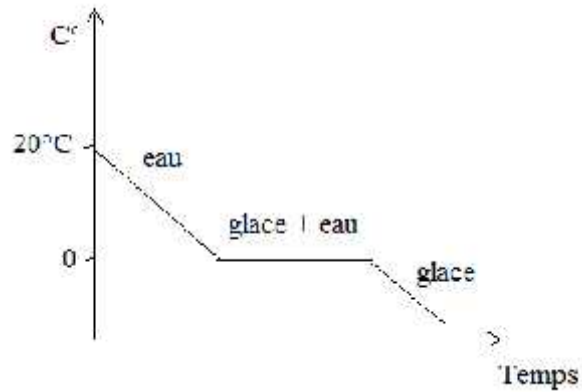
Quelques valeurs de k_f :

Solvant	K_f	ΔT_f pour une molalité =0,5
Eau	1,86	0,98
Benzène	5,12	2,56
Acide acétique	3,90	1,95

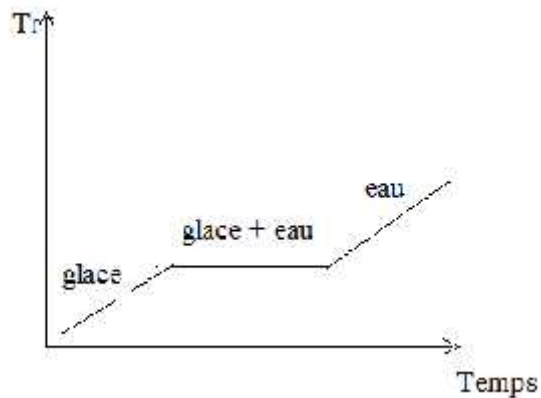
Exemple d'application: congélation de l'eau.

$$T_c = f(t).$$





La fusion de la glace:



c- Ténometrie:

Les liquides sont caractérisés par la pression de vapeur qui dépend de la quantité de matière de soluté. La pression de vapeur diminue de ΔP selon la relation:

$$\Delta P = k_p \cdot M$$

k_p : constante qui influence les pressions ;

Pour un certain nombre de solution, la pression de vapeur du solvant est proportionnelle à la fraction molaire de celui-ci.

Si P_0 pression initiale.

P pression de vapeur du solvant.

$P = P_0 \cdot x_S$ (x_S : fraction molaire du solvant).

La variation de la pression de vapeur $\Delta P = P_0 - P$

$$= P_0 - P_0 \cdot x_S$$

$$= P_0 (1 - x_S) = P_0 \cdot x_s$$

(x_s : fraction molaire du soluté)

$$\sum x_i = 1 \Rightarrow x_S + x_s = 1$$

Exemple: on dissout 01 mole du Naphtalène dans 10 moles de benzène, la pression de vapeur $P_0 = 75 \text{ mmHg}$, à $T = 20^\circ\text{C}$.

$$\Delta P = ? \quad P = ?$$

$$\Delta P = P_0 \cdot x_s$$

$$x = \frac{n_s}{n_T} = \frac{n_s}{n_s + n_b} = \frac{1}{1+10} = \frac{1}{11}$$

$$\Delta P = P_0 \cdot x_s$$

$$= 75.1 \times \frac{1}{11} = 6,8 \text{ mmHg}$$

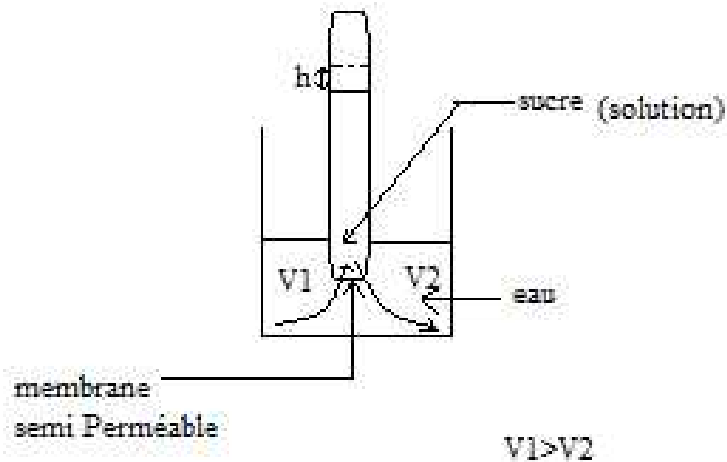
$$\Delta P = P_0 - P \Rightarrow P = -\Delta P + P_0$$

$$\Rightarrow P = -6,8 + 75 \Rightarrow P = 68,2 \text{ mmHg}$$

d- Loi de Van't Hoff:

Une solution de saccharoses (sucre+eau).

Un solvant (eau)



Membrane semi perméable → Perméable au solvant.
 ↘ Imperméable au soluté.

A l'instant initial le Solvant et le soluté exercent la même P.

A l'instant t il y a Equilibre $\Rightarrow V_1 = V_2$

\Rightarrow Sur pression appelé pression osmotique π

On applique la loi de la pression osmotique $\pi V = nRT$ (liquide)

$$\pi = \frac{nRT}{V} = \frac{n}{V}RT = \frac{m}{MV}RT = \frac{m}{V} \cdot \frac{RT}{M}$$

$\frac{m}{V}$: Concentration pondérale (gr/l)

$$\pi = C \cdot \frac{RT}{M} \quad \text{avec } C = \frac{m}{V} \quad M: \text{masse molaire du soluté.}$$

Rappel sur les concentrations:

- **Normalité**: est le nombre d'éqg de corps actif (soluté) libéré par 1 litre de solution.

Ex:

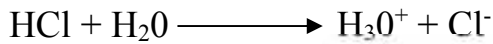
Acide $\longrightarrow nH^+$ (n éqg /l dissolution).

$$1 \text{ éqg} = \frac{M_{ac}}{n_{H^+}}$$

Base \longrightarrow $n\text{OH}^-$ (n éqg /l dissolution).

$$1 \text{ éqg} = \frac{M_{\text{bas}}}{n_{\text{OH}^-}}$$

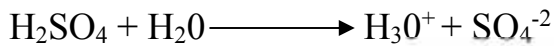
Ex 01:



1 H_3O^+ libéré ; 1 éqg

$$1 \text{ éqg} = \frac{M_{\text{HCl}}}{1} = 36,5 \text{ gr}$$

Ex 02:



2n H_3O^+ libérés

$$1 \text{ éqg} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ gr}$$

Ex:

- 73 gr d'HCl dans 250gr d'eau.
- La densité de la solution: $d = 1,1 \text{ gr/mole}$.

La Normalité ?

Masse totale: $73\text{gr} + 250\text{gr} = 323\text{gr}$.

$$d = \frac{M}{V} \Rightarrow V = \frac{M}{d} = \frac{323}{1,1} = 2,94 \text{ ml}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{HCl ; } M = 36,5\text{gr} \\ m_{\text{HCl}} = 73\text{gr} \end{array} \right\} \Rightarrow n = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{73}{36,5} = 2\text{moles}$$



$$N = \frac{\text{nombre éqg}}{\text{1l de solution}}$$

$$294\text{ml} \longrightarrow 2\text{moles} = 2\text{éqg}$$

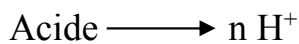
$$1000\text{ml} \longrightarrow x$$

$$x = \frac{2 \cdot 1000}{294} = 6,80 \text{ éqg/l}$$

$$N = 6,80 \text{ éqg/l} \quad \text{ou} \quad \text{HCl} \quad 6,80 \text{ N}$$

- **Molarité:** est le nombre de corps actif contenue dans 1 litre de solution.

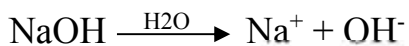
Ex:



$$M = \frac{\text{nombre de mole soluté}}{1\text{l de solution}}$$

Ex 01:

NaOH (Solide)



$$m = 4\text{gr} \quad 1\text{l de solution} \quad 1 \text{ éqg}$$

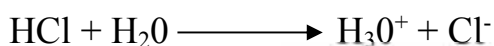
$$n = \frac{m}{M_s} = \frac{4}{40} = 0,1 \text{ mole} \Rightarrow M = 0,1 \text{ mole/l}$$

Remarque:

$$\text{Si } n = 1 ; M = N$$

$$\text{Si } n \neq 1 ; N = n \cdot M \Rightarrow M = \frac{N}{n}$$

Ex 02:

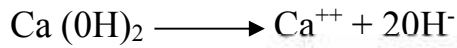
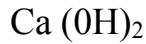


$$m = 3,55\text{gr} \quad 1000\text{ml solution}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3,55}{36,5} = 0,1 \text{ mole HCl}$$

$$N = \frac{0,1}{1} = 0,1 \text{ éqg/l}$$

$$M = 0,1 \text{ mole/l} \quad \Rightarrow N = M$$

Ex 03:

$$m = 7,4 \text{ gr} \quad 2 \text{ éqg} \quad 500 \text{ ml solution}$$

$$n = \frac{m}{M_s} = \frac{7,4}{74} = 0,1 \text{ mole}$$

$$0,1 \text{ mole} \quad 500 \text{ ml}$$

$$x \quad 1000 \text{ ml}$$

$$x = 0,2 \text{ mole/l}$$

$$M = \frac{0,2}{1 \text{ l}} = 0,2 \text{ mole/l} \quad \text{Ca (OH)}_2 \quad 0,2 \text{ M}$$

$$N = \frac{2}{1 \text{ l}} = 0,2 \cdot 2 \text{ éqg/l} = 0,4 \text{ éqg/l} \quad \text{Ca (OH)}_2 \quad 0,4 \text{ M}$$

- **Molalité:** est le nombre de mole de soluté / 1kg de solvant.

$$\mathcal{M} = \frac{\text{nombre de mole de soluté}}{1 \text{ kg de solvant}}$$

Ex01:

$$n = \frac{75}{36,5} = 2 \text{ moles}$$

$$\text{Pour } 250 \text{ gr H}_2\text{O} \quad 2 \text{ moles HCl}$$

$$1000 \text{ gr} \quad x$$

$$\mathcal{M} = \frac{2 \cdot 1000}{250} = 8 \text{ moles/kg}_{\text{solvant}}$$

Ex02:

75gr HCl dans 200ml Alcool éthylique.

$$d_{\text{Alcool}} = \rho = 0,80 \text{ gr/ml}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0,80 \cdot 200 = 160 \text{ gr}$$

?? = 2 moles \longrightarrow 160 gr Alcool.

$$\mathcal{M} = \frac{2 \cdot 1000}{160} = 12,5 \text{ gr/kg}_{\text{Alcool}} \quad \text{Alcool } 12,5 \mathcal{M}$$