

## *Chapitre 1: la matière*

- *Matière-molécule- atome-élément*
- *Corps purs*
  - *corps simples,*
  - *corps composés*
- *Mélanges-solutions*
- *Mole - masse molaire*
- *Applications*

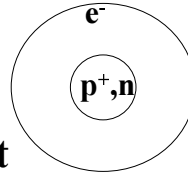
## *La matière*

- **Caractérisée par une masse et un volume**
- **3 états :**
  - solide
  - liquide
  - gazeux
- **La matière est constituée de molécules**
  - assemblage d'atomes.
- **Les atomes contiennent :**
  - des nucléons (protons, neutrons)
  - des électrons.

## L'atome

L'atome ( $10^{-1}$  nm) est constitué :

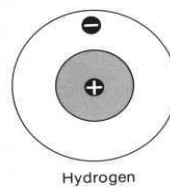
- du noyau ( $10^{-7}$  nm) qui contient les nucléons:
  - protons (charge: +1, masse 1 u)
  - neutrons (charge : 0, masse 1 u)
- du nuage électronique qui contient
  - électrons (charge: -1, masse negligible)



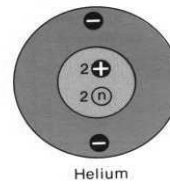
$\Sigma$  protons =  $\Sigma$  électrons

élément H: 1u

élément He: 4u



Hydrogen



Helium

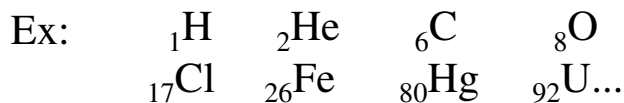
## L'élément (1)

L'atome est caractérisé par:

- nombre atomique Z ( $\Sigma$  protons =  $\Sigma$  électrons)
- nombre de masse A ( $\Sigma$  protons +  $\Sigma$  neutrons)



A chaque Z, correspond un élément



## L'élément (2)

Un élément ( $Z$  donné) peut se présenter sous plusieurs formes isotopiques caractérisées par un nombre de neutrons variables ( $A$  variable).

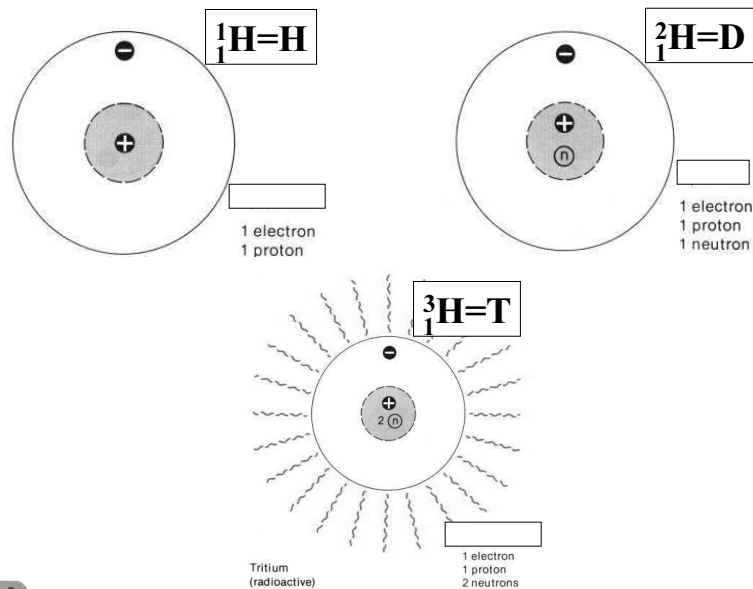
• Exemples des isotopes de l'hydrogène avec  $Z = 1$

$A=1$   ${}_1^1\text{H}$ : atome d'hydrogène (1 proton, 0 neutron)

$A=2$   ${}_1^2\text{H}$ : atome de deuterium (1 proton, 1 neutron)

$A=3$   ${}_1^3\text{H}$ : atome de tritium (1 proton, 2 neutrons)

## Les isotopes de l'hydrogène



## *Le bore naturel (Z=5)*

### Définition:

**Un élément X est constitué de différents isotopes (composition isotopique)**

### Données: Composition isotopique

- **19,8 % de  $^{10}\text{B}$  de masse atomique 10,013 u**
- **80,2 % de  $^{11}\text{B}$  de masse atomique 11,009 u**

### Calcul de la masse atomique réelle du Bore naturel

$$(0,198 \times 10,013 \text{ u}) + (0,802 \times 11,009 \text{ u}) = 10,81 \text{ u}$$

## *Isotopes et masse atomique de C*

L'élément C est un mélange naturel des différents isotopes du carbone

$^{12}_6\text{C}$  - atome de carbone 12 (6 p, 6 n) - 98,9 %

$^{13}_6\text{C}$  - atome de carbone 13 (6 p, 7 n) - 1,1 %

$^{14}_6\text{C}$  - atome de carbone 14 (6 p, 8 n) - <<<0,01%

**La masse atomique réelle de l'élément C dans le tableau périodique vaut:**

$$M_C = 12,01 \text{ u}$$

## *Corps purs*

- Corps simples

- constitués d'atomes d'espèces identiques

Ex: O<sub>2</sub> O<sub>3</sub> N<sub>2</sub> Cl<sub>2</sub> Fe Cu Al Au Hg

- Corps composés

- constitués par des atomes d'espèces différentes

- loi des proportions définies (Dalton)

Ex: H<sub>2</sub>O CH<sub>4</sub> C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> NaCl CaCO<sub>3</sub>

- loi des proportions multiples (Dalton)

Ex: CO<sub>2</sub> CO

FeO Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

NO NO<sub>2</sub> N<sub>2</sub>O N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

⇒ notion de stoechiométrie



## *Mélanges (1)*

**Plusieurs corps purs en proportions variables**

⇒ **notion de concentration**

- Mélanges homogènes (solutions)

- même composition en tout point du système
- 1 seule phase: gazeuse ou liquide rarement solide)

*Exemples:*

- air: O<sub>2</sub> + N<sub>2</sub>

- eau salée: H<sub>2</sub>O + NaCl

- essence: Mélange de C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>



## *Mélanges (2)*

**Plusieurs corps purs en proportions variables**

⇒ **notion de concentration**

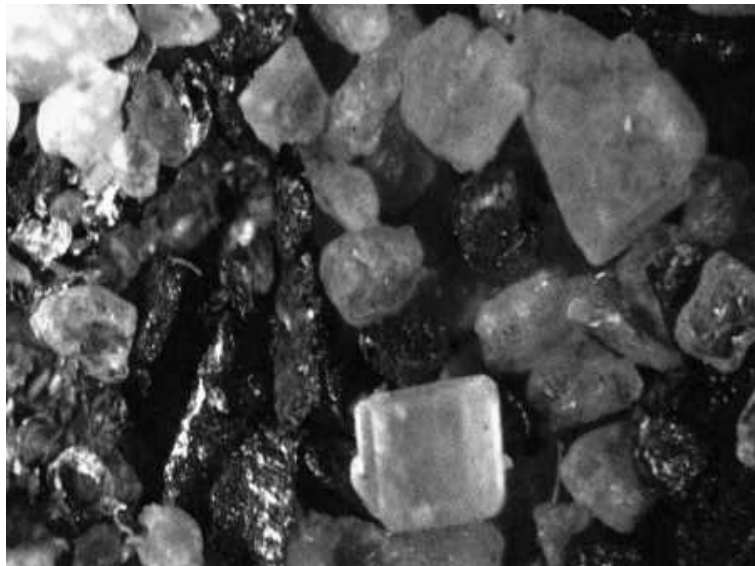
### • *Mélanges hétérogènes*

- composition variable d'un point à l'autre du système
- plusieurs phases : solide ou liquide jamais gazeuse

#### *Exemples:*

- brouillard: goutellettes d'eau dans l'air
- roche: mélange d'oxydes
- mélange synthétique: sable, sucre, fer et or

## *Mélange sable, sucre, fer et or*



## *Mélanges (3)*

### **Séparation des constituants d'un mélange**

- **hétérogène**

- méthodes mécaniques:

- filtration, décantation, centrifugation,...

ex: décantation d'une boue de STEP, filtration de la bière,...

- **homogène**

- méthodes physiques:

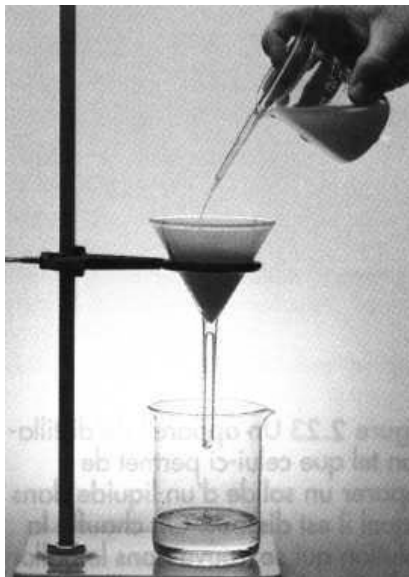
- ébullition, congélation, chromatographie, ...

ex: liquéfaction de l'air, distillation de l'eau, ...

## *Séparation magnétique*



## Filtration

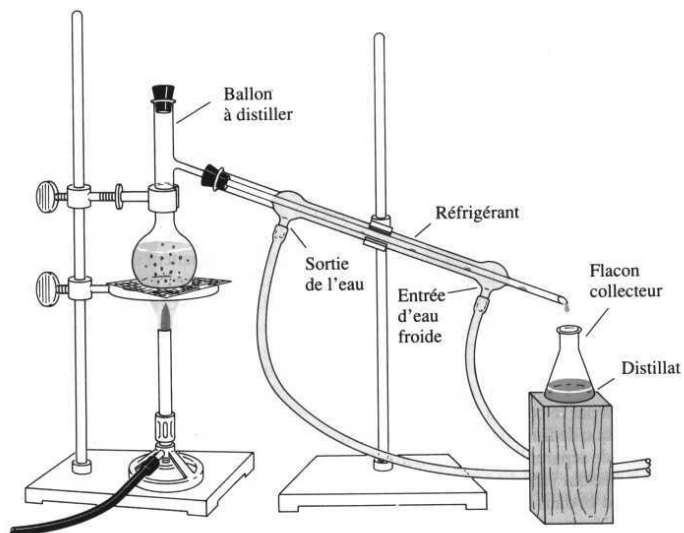


**ULB** La matière

Réalisation: C.Gisèle Jung -cgjung@ulb.ac.be

15

## Distillation



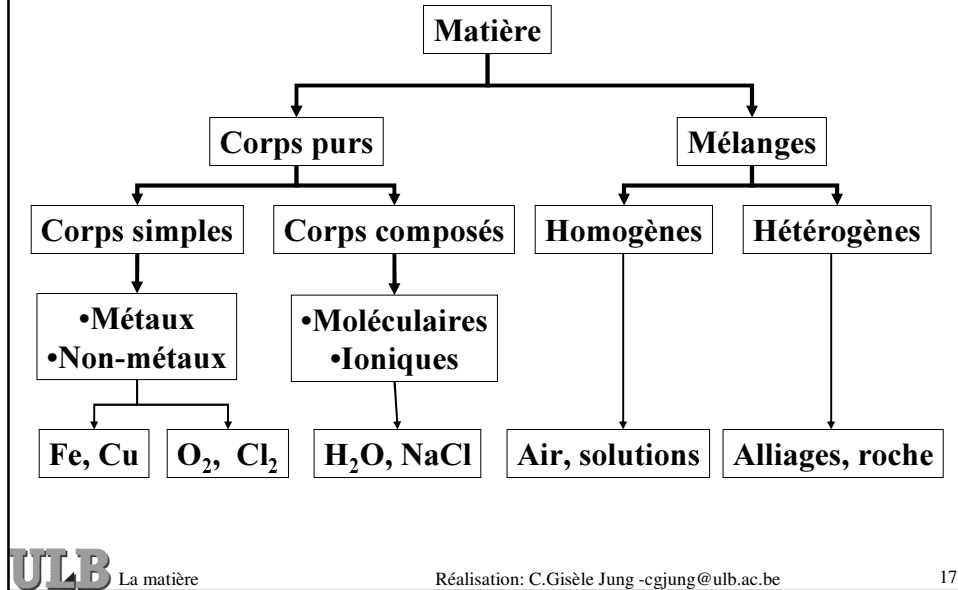
**ULB** La matière

Réalisation: C.Gisèle Jung -cgjung@ulb.ac.be

16



## Schéma: corps purs et mélanges



## La mole

**1 mole de particules**

**= 1 ensemble de  $6,022 \cdot 10^{23}$  particules =  $N_{AV}$**

**Par convention :**

**• 1 atome de  $^{12}\text{C}$  pèse 12 u**

**• 1 mole d'atomes de  $^{12}\text{C}$  pèse 12,00 g**

$\Rightarrow 12,00\text{g} = 6,022 \times 10^{23} \times 12\text{u}$

**et  $1\text{u} = 1/N_{AV} = 1/(6,022 \cdot 10^{23}) = 1,661 \cdot 10^{-27}\text{kg}$**

$\Rightarrow$  1 atome de  $^{12}\text{C}$  pèse:

$12,00 \times 1,661 \cdot 10^{-27}\text{kg} = 1,993 \cdot 10^{-26}\text{kg}$

## Masse molaire (1)

La masse molaire d'un élément est le nombre de grammes que représente une mole de cet élément

Tableau périodique

1		2		3 4 5 6 7 8														
1 H 1,008																	2 He 4,0003	
3 Li 6,941	4 Be 9,012																	10 Ne 20,18
11 Na 22,99	12 Mg 24,31																	18 Ar 39,95
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,90	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,70	29 Cu 63,55	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80	
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3	
55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	71 Lu 175,0	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,9	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,1	79 Au 197,0	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)	
87 Fr (223)	88 Ra (226,0)	103 Lr (260)	104 Unq (260)	105 Unp (260)	106 Unh (260)	107 Uns (260)	108 Uue (260)											
Série des lanthanides																		
57 La 138,9	58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm (145)	62 Sm 150,4	63 Eu 152,0	64 Gd 157,3	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173,0					
Série des actinides																		
89 Ac (227)	90 Th 232,0	91 Pa (231)	92 U 238,0	93 Np (244)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)					

## Masse molaire (2)

- La masse molaire d'un élément est le nombre de grammes que représente une mole de cet élément (donnée dans le tableau périodique).
- La masse molaire d'un corps pur est le nombre de grammes que représente une mole de ce corps.

$$\text{He: } 4,0026\text{g}$$

$$\text{H}_2: 2 \times 1,008\text{g} = 2,016\text{g}$$

$$\text{H}_2\text{O: } (2 \times 1,008\text{g}) + 16,00\text{g} = 18,016\text{g}$$

$$\text{CO}_2: 12\text{g} + (2 \times 16,00\text{g}) = 44,00\text{g}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4: (2 \times 1,008\text{g}) + 32,06\text{g} + (4 \times 16,00\text{g}) = 98,076\text{g}$$

## *Composition centésimale (massique)*

- Corps composé  $A_aB_b$

$$m_A = a \times M_A \quad \text{et} \quad m_B = b \times M_B$$

Fraction massique de A:  $\frac{m_A}{m_A + m_B}$  (sans unité)

Pourcentage massique de A:  $\frac{m_A}{m_A + m_B} \times 100$  (%)

Remarque: proportions définies invariables de A et B dans le corps composé  $A_aB_b$  lors de changements d'états

## *Composition centésimale massique (1)*

1er exemple: connaissant la formule du composé  $H_2O$

1 mole d' $H_2O$  contient:

$$m_H = 2 \times 1,008 \text{ g} = 2,016 \text{ g}$$

$$m_O = 1 \times 16,00 \text{ g} = 16,0 \text{ g}$$

$$M_{H_2O} = m_H + m_O = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$\%H = (2,016/18,016) \times 100 = 11,19\%$$

$$\%O = (16,00/18,016) \times 100 = 88,81\%$$

## Composition centésimale massique (2)

2ème exemple: connaissant la formule  $C_6H_{12}O_6$

1 mole de  $C_6H_{12}O_6$  contient:

$$m_C = 6 \times 12,01 \text{ g} = 72,06 \text{ g}$$

$$m_H = 12 \times 1,008 \text{ g} = 12,09 \text{ g}$$

$$m_O = 6 \times 16,00 \text{ g} = \underline{96,00 \text{ g}}$$

et  $M_{C_6H_{12}O_6} = m_C + m_H + m_O = \mathbf{180,15 \text{ g/mol}}$

$$\%C = (72,06/180,15) \times 100 = \mathbf{40,00\%}$$

⇒  $\%H = (12,09/180,15) \times 100 = \mathbf{6,71\%}$

$$\%O = (96,00/180,15) \times 100 = \mathbf{53,29\%}$$

ULB

La matière

Réalisation: C.Gisèle Jung -cgjung@ulb.ac.be

23

## Détermination de la formule brute

- On connaît la composition centésimale du propène

$$\left. \begin{array}{l} \bullet 85,7\% \text{ C} \\ \bullet 14,3\% \text{ H} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{dans } 100\text{g} \\ \text{on a} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 85,7/12 = 7,14 \text{ moles C} \\ 14,3/1,008 = 14,2 \text{ moles H} \end{array} \right.$$

⇒ 1 mole de C pour 2 moles de H

⇒ formule générale est  $(C_1H_2)_n$  soit  $[(12+2) \times n]$  g/mol

- On doit connaître la masse molaire du composé pour préciser n et trouver sa formule brute

- soit la masse molaire du composé: 42 g/mol

$$42/14=3$$



$$n = 3$$

et la formule est  $C_3H_6$

ULB

La matière

Réalisation: C.Gisèle Jung -cgjung@ulb.ac.be

24

## Composition centésimale massique (3)

### Mélanges et solutions

Les proportions des constituants  $i$  dans un mélange homogène sont *variables*:

⇒ **Fraction massique de  $i$  (% massique de  $i$ ):**

• Pour les solutions:

- $m_i$ , masse de constituant  $i$  (*soluté*) en mélange homogène avec
- $m_s$ , masse de *solvant* (généralement  $H_2O$ )

⇒ masse de solution:  $m_{\text{solution}} = \sum m_i = m_s + m_i$

$$\Rightarrow \%_i = \frac{m_i}{\sum m_i} \times 100 = \frac{m_i}{m_i + m_s} \times 100$$

## Composition centésimale massique (4)

Explication du pourcentage massique

*cas d'une solution 20% NaCl*

**100g de la solution contient:**

- $m_{NaCl} = 20g$                       et                      •  $m_{H_2O} = 80g$

**Donc :** 
$$\%_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{m_{NaCl} + m_{H_2O}} \times 100 =$$

$$= \frac{20}{20 + 80} \times 100 = 20 \quad (\%)$$

## Molalité d'une solution

Définition:

$n_i$  moles de soluté par kg de solvant

$$\text{Molalité : } \underline{m_i} = \frac{n_i}{m_s} = \frac{\frac{m_i}{M_i}}{m_s} \quad (\text{mol/kg}_{\text{solvant}})$$

## Molalité: application

$$\underline{m_i} = \frac{n_i}{m_s} \quad (\text{mol/kg}_{\text{solvant}})$$

- Solution aqueuse de NaCl :

Donnée: 20% massique en NaCl dans H<sub>2</sub>O

Dans 100g de solution à 20% NaCl, on a:

- $m_{\text{NaCl}} = 20\text{g}$  et  $M_{\text{NaCl}} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$

$$\text{Donc } n_{\text{NaCl}} = \frac{20}{58,5} = 0,34 \text{ mol}$$

- $m_{\text{H}_2\text{O}} = 80\text{g}$  soit  $80 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$

$$\underline{m_{\text{NaCl}}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,34}{80 \times 10^{-3}} = 4,25 \text{ mol/kg}_{\text{H}_2\text{O}}$$

## *Fraction molaire (1)*

Définition:

$n_i$  moles de soluté par ( $\sum n_i$ ) moles de mélange

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i} = \frac{\frac{m_i}{M_i}}{\sum_i \frac{m_i}{M_i}}$$

avec

$$\sum_i X_i = 1$$

## *Fraction molaire - application*

• Solution aqueuse de NaCl :

Donnée: 20% massique en NaCl dans  $H_2O$

**Dans 100g de solution à 20% NaCl, on a:**

$$m_{NaCl} = 20g \quad \text{avec} \quad M_{NaCl} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$m_{H_2O} = 80g \quad \text{avec} \quad M_{H_2O} = 2 + 16 = 18,0 \text{ g/mol}$$

$$\text{Donc, on a:} \quad n_{NaCl} = 20/58,5 = \mathbf{0,34 \text{ mol}}$$

$$n_{H_2O} = 80/18,0 = \mathbf{4,44 \text{ mol}}$$

---

$$\text{et } \sum n_i = n_{NaCl} + n_{H_2O} = 0,34 + 4,44 = \mathbf{4,78 \text{ mol}}$$

## *Fraction molaire - solution aqueuse de NaCl*

On a donc:  $n_{\text{NaCl}} = 20/58,5 = 0,34 \text{ mol}$   
 $n_{\text{H}_2\text{O}} = 80/18 = 4,44 \text{ mol}$

$\Sigma n_i = n_{\text{NaCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,34 + 4,44 = 4,78 \text{ mol}$



$$X_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{n_{\text{NaCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,34}{4,78} = 0,07$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{NaCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{4,44}{4,78} = 0,93$$

et  $\Sigma x_i = 1,00$

## *Molarité d'une solution (1)*

- **Concentration molaire ou molarité d'un soluté dans une solution**

### Définition:

$n_i$  moles de soluté par  $\text{dm}^3$  de solution

**Molarité :**  $C_i = \frac{n_i}{V_{\text{solution}}} = \frac{\frac{m_i}{M_i}}{V_{\text{solution}}} \text{ (mol/l)}$



## ***Molarité d'une solution (2)***

### **Solution aqueuse de NaCl :**

Données: composition de la solution

20% massique en NaCl dans H<sub>2</sub>O

masse volumique:  $\rho_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} = 1,1 \text{ g/cm}^3$   
définition

donc •  $n_{\text{NaCl}} = m_{\text{NaCl}}/M_{\text{NaCl}} = 20/58,5 = 0,34 \text{ mol}$

et •  $V_{\text{solution}} = m_{\text{solution}}/\rho_{\text{solution}} = 100 / 1,1 = 90,9 \text{ cm}^3$

$$V_{\text{solution}} = 0,0909 \text{ dm}^3$$

## ***Molarité d'une solution (3)***

### **• Application: solution aqueuse de NaCl :**

Données: - 20% massique en NaCl dans H<sub>2</sub>O

- masse volumique :  $\rho_{\text{solution}} = 1,1 \text{ g/cm}^3$

Ayant trouvé •  $n_{\text{NaCl}} = 0,34 \text{ mol}$

•  $V_{\text{solution}} = 0,0909 \text{ dm}^3$

On a donc :

molarité :  $C_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{0,34}{0,0909} = 3,74 \text{ (mol/l)}$

## Composition centésimale massique

### Mélanges de gaz

Mélanges de différents constituants gazeux i:

- **Application à l'air:**

Données: 80%  $N_2$  et 20%  $O_2$  (molaire).

Donc dans 1 mole d'air, il y a:

- $n_{N_2} = 0,80 \text{ mol } N_2$  et
- $n_{O_2} = 0,20 \text{ mol } O_2$

$$\Rightarrow m_{N_2} = n_{N_2} \times M_{N_2} = 0,80 \times 28 = 22,4 \text{ g } N_2$$

$$m_{O_2} = n_{O_2} \times M_{O_2} = 0,20 \times 32 = 6,4 \text{ g } O_2$$

$$\Sigma m_i = m_{N_2} + m_{O_2} = 28,8 \text{ g d'air}$$

## Composition centésimale massique: air

Donc dans 1 mole d'air, les masses de  $N_2$  et  $O_2$  sont:

$$m_{N_2} = 22,4 \text{ g } N_2$$

$$m_{O_2} = 6,4 \text{ g } O_2$$

$$\text{et } m_{N_2} + m_{O_2} = 28,8 \text{ g d'air}$$

$$\%_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{m_{N_2} + m_{O_2}} \times 100$$

$$= \frac{22,4}{28,8} \times 100 =$$

$$77,8\% N_2$$

$$\%_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{m_{N_2} + m_{O_2}} \times 100$$

$$= \frac{6,4}{28,8} \times 100 =$$

$$22,2\% O_2$$

(massique)

## ***Résumé: caractérisation des solutions***

### ***Pour une solution (soluté $i$ dans solvant)***

Masse volumique	$\rho_{\text{solution}}$	$\text{g/cm}^3$
% massique	$\rho_i \cdot 100$	%
Molalité	$\underline{m}_i$	$\text{mol/kg}_{\text{solvant}}$
Fraction molaire	$x_i$	----
Molarité	$C_i$ ou $[i]$	$\text{mol/dm}^3_{\text{solution}}$

## **Chapitres choisis de Chimie Générale**

***Cours manuscrit: Hon.Prof. A.Fontana***  
***Animation Powerpoint: Dr.Sc. C.G.Jung***

afontana@ulb.ac.be      cgjung@ulb.ac.be

Université Libre de Bruxelles (ULB)  
Solvay Business School - Centre Emile Bernheim (CEB)  
50, Av.F.D.Roosevelt CP 145/1– B1050 Bruxelles

<http://www.ulb.ac.be/soco/ceb>