

# Chapitre I : Les états et les grandeurs qui caractérisent la matière

BALAHOUANE ABDELGHANI MOUNIR

# Table des matières



<b>I - Chapitre I : Les états et les grandeurs qui caractérisent la matière</b>	<b>3</b>
1. Objectifs .....	3
2. Introduction .....	3
3. Généralité sur la matière .....	3
3.1. Composition matière .....	4
3.2. Les états physiques de la matière .....	4
3.3. Exercice : Maîtrisez vous les transformations physiques complétez la liste suivante : .....	6
4. Matière au niveau atomique .....	7
4.1. L'atome .....	7
4.2. Caractéristique des atomes .....	8
4.3. Les isotopes .....	8
4.4. Travaux dirigé I .....	9
4.5. Quantification de la matière : solide, liquide, solution et gaz .....	12
4.6. Travaux dirigé II .....	14
4.7. Cas d'un gaz .....	18
4.8. Travaux dirigé III .....	19
<b>Glossaire</b>	<b>22</b>
<b>Abréviations</b>	<b>23</b>
<b>Références</b>	<b>24</b>
<b>Webographie</b>	<b>25</b>

# Chapitre I : Les états et les grandeurs qui caractérisent la matière



## 1. Objectifs

À l'issue de ce cours l'apprenant sera capable de :

- Discernement des états de la matière ainsi que sa pureté et complexité
- Maîtrise du langage chimique à l'échelle microscopique
- Quantification de la matière sous ses diverses formes d'états
- Résolutions de problèmes issus de situations quasi réelles

## 2. Introduction

La chimie est une science qui traite la matière et les multiples transformations qui se produisent dans notre vie (combustion d'un papier, formation d'une vinaigrette, ...etc), Cela permet de comprendre la production de la matière ainsi que sa structure et ses propriétés.

Grâce à la créativité de la chimie beaucoup de nouveaux produits naissent issus de multiples combinaisons des molécules dont les atomes sont leurs compositions [1]<sup>\*</sup>, [2]<sup>\*</sup>

### Exemple

---

Découverte de l'urée par Friederich Wöhler en chimie organique, les travaux de Antoine Lavoisier sur l'oxygène, hydrogène et plus ancienne dont : l'extraction des élixirs, alliage de métaux...etc

## 3. Généralité sur la matière

On peut considérer la matière comme tous corps ayant une masse et volume qui occupent un espace elle est composée de grains élémentaires appelés « atome » [3]<sup>\*</sup>



État	Solide	Liquide	Gazeux
			
	Compact et ordonné	Compact et désordonné	Dispersé et désordonné

Niveau microscopique
Caractéristiques

*les états physique de la matière*

### Complément

Le passage d'un état vers un autre se fait par des transformation réversible\* ceci représente une transformation physique le passe est résumé dans le diagramme ci-dessous

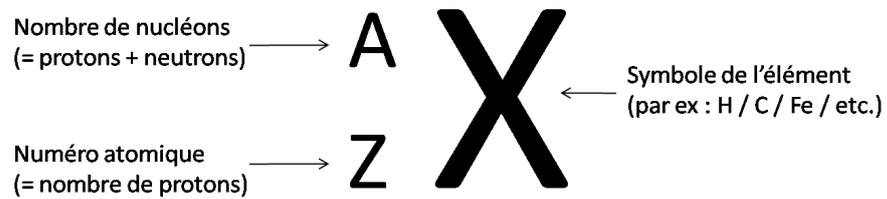


## 4. Matière au niveau atomique

### 4.1. L'atome

#### Définition

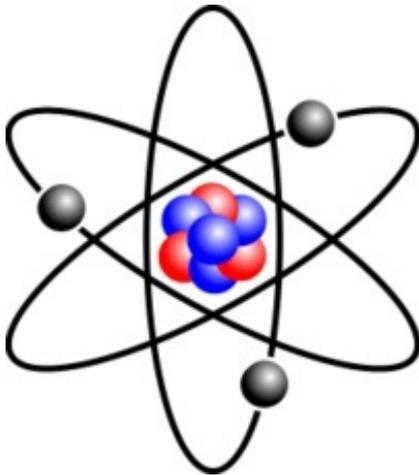
L'atome est une quantité infiniment petite de la matière, ils sont constitué d'un noyau chargé positivement constitué de neutron (pas de chargé) et proton (charge positive) et des électrons qui tourne autour d'orbites qui sont chargé négativement [3\*] [5\*] il est représente par un X



*Représentation d'un atome*

#### Complément

Avec  $A = Z + N$  (  $Z$  = nombre de proton et d'électron, et  $N$  = nombre de neutron )



Le noyau est au centre et les électrons qui tourne autour  
 En bleu les protons  
 En rouge les neutrons

*Illustration d'un atome*

## 4.2. Caractéristique des atomes

### Fondamental

La matière sera caractérisé à l'échelle moléculaire par une unité « la mole » qui représentera le nombre d'Avogadro  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  masse d'une molécule ou masse d'atome [4\*]

Element	Symbole	Masse	Charge
Proton	p ou Z	$1,67 \cdot 10^{-27}$ Kg	$+1,602 \cdot 10^{-19}$ C
Neutron	n ou N	$1,67 \cdot 10^{-27}$ Kg	0
électron	e	$9,108 \cdot 10^{-31}$ Kg	$-1,602 \cdot 10^{-19}$ C

*Caractéristiques des particules atomiques*

### Fondamental : Unité de masse atomique

L'unité de masse atomique représente le douzième d'un atome de carbone 12 par le nombre d'Avogadro

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} * \frac{0,012 \text{ Kg}}{N_A}$$

$$1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

## 4.3. Les isotopes

### Définition

Ceux sont des atomes qui ont le même noyau et même nombre de proton et d'électron mais ayant un nombre de neutron différent ; on déduit qu'ils ont une masse atomique différente pour chacun [4]

#### 4.3.1. Abondance isotopique

Dans la nature certains éléments sont à l'état de mélange d'isotope , l'abondance isotopique d'un isotope c'est la fraction molaire de cet isotope exprimé en % la somme de tous les isotopes est égale à 100%

l'abondance isotopique est donné par la relation suivante :

### Complément

L'abondance isotopique est donné par :

$$M = \sum \frac{a_i * M_i}{100} = \frac{a_1 * M_1 + a_2 * M_2 + \dots}{100}$$

### Complément

Avec  $a_i$  est le pourcentage en abondance de l'élément et  $M_i$  est la masse molaire de l'élément [6\*]

## 4.4. Travaux dirigé I

### Objectifs

A la fin de ces activités l'apprenant sera en mesure de traiter la conversion en atomistique

#### 4.4.1. Abondance globale pour un élément

##### Méthode

---

On doit faire la conversion de la masse atomique (uma) pour chaque atome en masse molaire (g/mol)

Dans un atome y'a le nombre d'Avogadro et masse des protons  $P = 1,67 \cdot 10^{-24}$  g d'où

$$M_x = N_A \times m_p \times m_X \text{ (u)}$$

##### Exemple

---

En appliquant la loi d'abondance on obtient

$$M^{16}\text{O} = 16 \text{ u} \times 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 15,997 \text{ g/mol}$$

$$M^{17}\text{O} = 17 \text{ u} \times 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 16,9969 \text{ g/mol}$$

$$M^{18}\text{O} = 18 \text{ u} \times 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \times 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 17,9967 \text{ g/mol}$$

$$M = \sum \frac{a_i \cdot M_i}{100} = \frac{15,997 \cdot 0,99757 + 16,9969 \cdot 0,00038 + 17,9967 \cdot 0,00205}{100}$$

$$M = 16,00067\%$$

##### Conseil

---

pour les masses atomiques :

- On prend au moins quatre chiffres après la virgule car parfois les trois premier ne change pas
- Si on trouve une masse inférieur ou supérieure a la masse atomique il faut revoir le calcul

#### 4.4.2. Exercice 1

La masse atomique du bore naturel est de 10,811 g/mol , les masses relatives du  $^{10}\text{B}$  est de 10,010g/mol et  $^{11}\text{B}$  est de 11,009 g/mol.

Quelle est la masse (%) de chaque isotope ? [7\*]

##### Méthode

---

Sachant que X proportion relative de  $^{10}\text{B}$  et Y proportion relative de  $^{11}\text{B}$  d'où  $\Sigma Y = 1$

D'où on a  $x + y = 1 \Rightarrow y = 1 - x$  [7\*] et que :

$$M = \sum \frac{a_i \cdot M_i}{100} = \frac{{}^{10}\text{B} \cdot x + {}^{11}\text{B} \cdot y}{100}$$

En remplaçant y par 1- x on obtient :

$$\begin{aligned}\bar{B} &= {}^{10}B * x + {}^{11}B * (1 - x) \\ \bar{B} &= ({}^{10}B - {}^{11}B)x + {}^{11}B \\ \bar{B} - {}^{11}B &= ({}^{10}B - {}^{11}B)x\end{aligned}$$

$$\rightarrow x = \frac{\bar{B} - {}^{11}B}{{}^{10}B - {}^{11}B}$$

On passe à l'application numérique :

$$x = \frac{(\bar{B} - {}^{11}B)}{({}^{10}B - {}^{11}B)} = \frac{10,811 - 11,009}{10,010 - 11,009}$$

On obtient :

$$x = 1091,18 * 100 = 19,82 \% \text{ en } {}^{10}B$$

$$y = 100 - 19,82 = 80,18 \% \text{ en } {}^{11}B$$

#### Conseil

---

- Pour obtenir le pourcentage on n'oublie pas de multiplier (\*100) à la fin, à cause de  $M_i / 100$  que nous avons pas inséré dans  $(B - {}^{11}B)$  pour raison pratique de calcul.
- Il faut calculer chaque partie seul de la formule afin de vérifier si y'a pas erreur (cela évite de perdre du temps aux examen)
- De plus, introduire les formules dans la calculatrice peut fausser les calculs

#### 4.4.3. Exercice 2

Nous avons un mélange d'isotope :  ${}^{32}S$ ,  ${}^{33}S$ ,  ${}^{34}S$  et  ${}^{36}S$ , calculez la moyenne de l'abondance sachant que leurs abondances respectivement est de : 95,02%, 0,75%, 4,21% et 0,02%

#### Méthode

---

On calcul les abondances de chaque élément :

$$M {}^{32}S = 32 * 6,023.10^{23} * 1,66.10^{-24} = 31,9942 \text{ g/mol}$$

$$M {}^{33}S = 33 * 6,023.10^{23} * 1,66.10^{-24} = 32,99399 \text{ g/mol}$$

$$M {}^{34}S = 34 * 6,023.10^{23} * 1,66.10^{-24} = 33,99381 \text{ g/mol}$$

$$M {}^{36}S = 36 * 6,023.10^{23} * 1,66.10^{-24} = 35,99345 \text{ g/mol}$$

On applique la loi d'abondance on aura :

$$\bar{S} = \frac{({}^{32}S * 95,02) + ({}^{33}S * 0,75) + ({}^{34}S * 4,21) + ({}^{36}S * 0,02)}{100}$$

On fait le calcul numérique

$$\bar{S} = \frac{(31,9942 * 95,02) + (32,99399 * 0,75) + (33,99381 * 4,21) + (35,99345 * 0,02)}{100}$$

$$\bar{S} = (31,9942 * 0,9502) + (32,99399 * 7,5 * 10^{-3}) + (33,99381 * 0,0421) + (35,99345 * 2 * 10^{-4})$$

$$\bar{S} = 32,08$$

La moyenne du soufre est de 32,08 g/mol d'une manière rigoureuse.

La masse atomique standard du soufre est de 32,02 uma si on la convertit on trouve

$$M = 32,02 * 6,023 * 10^{23} * 1,66 * 10^{-24} = 32,01 \text{ g/mol}$$

valeur qui est proche à notre calcul

#### 4.4.4. Exercice 3

##### Remarque

Parfois, Il est préférable de travailler directement avec les masses atomiques ; car les abondances des autres isotopes sont très faible comparé au plus abondant

C'est le cas pour le silicium  $^{28}\text{Si}$ ,  $^{29}\text{Si}$  et  $^{30}\text{Si}$  avec abondance du  $^{28}\text{Si}$  de 92,23% moyenne Si = 28,095 g/mol [8\*]  
on trouve

En premier lieu , Calculez leur masse molaire :

$$M \text{ } ^{28}\text{Si} = 28 * 6,023 * 10^{23} * 1,66 * 10^{-24} = 27,9949 \text{ g/mol}$$

$$M \text{ } ^{29}\text{Si} = 29 * 6,023 * 10^{23} * 1,66 * 10^{-24} = 28,9947 \text{ g/mol}$$

$$M \text{ } ^{30}\text{Si} = 30 * 6,023 * 10^{23} * 1,66 * 10^{-24} = 29,9945 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \bar{Si} &= (^{28}\text{Si} * 0,9223) + (x * ^{29}\text{Si}) + (y * ^{30}\text{Si}) \\ \bar{Si} - (^{28}\text{Si} * 0,9223) &= ^{29}\text{Si} x + ^{30}\text{Si} y \\ 28,085 - (28 * 0,9223) &= 29 x + 30 y \\ 2,2606 &= ^{29}\text{Si} x + ^{30}\text{Si} y \end{aligned}$$

avec :  $0,9223 + x + y = 1$  ce qui donne  $y = 0,0777 - x$

on fait les calcul on trouve :

$$\begin{aligned} 2,2606 &= ^{29}\text{Si} x + ^{30}\text{Si} * (0,0777 - x) \\ 2,2606 &= ^{29}\text{Si} x + ^{30}\text{Si} * 0,0777 - ^{30}\text{Si} x \\ 2,2606 &= 0,0777 * ^{30}\text{Si} + (^{29}\text{Si} - ^{30}\text{Si}) x \\ 2,2606 &= (0,0777 * 29,9945) + (28,9947 - 29,9945) x \\ -0,069973 &= -0,9998 x \\ x &= 0,069987 \end{aligned}$$

$$^{29}\text{Si} = 6,999 * 10^{-2} \text{ et } ^{30}\text{Si} = 7,7 * 10^{-3}$$

$$^{29}\text{Si} = 7\% \text{ et } ^{30}\text{Si} = 0,7\%$$

ceci est bien proche aux valeurs trouvées dans les exercices [8\*]

**✚ Conseil**

Pour être en évidence et éviter des calculs erronés il faut que la masse molaire soit inférieure à la masse atomique lors de la résolution d'exercice avec les masses atomiques

**4.5. Quantification de la matière : solide, liquide , solution et gaz****✚ Définition : Les systèmes MKSA et CGS**

Ce sont des **systèmes international (SI)** inter mis pour homogénéiser les unités et avoir des correspondances entre eux [8]

Système MKSA

Unité	Nom unité	symbole
Longueur	mètre	m
Poids	Kilogramme	Kg
temps	Seconde	s
Intensité électrique	Ampère	A

*Unité MKSA dans le système SI*

Système CGS [8]

Unité	Nom unité	symbole
Longueur	centimètre	cm
Poids	gramme	g
temps	Seconde	s

*Unité CS GS en SI*

**4.5.1. Relation utilisé pour quantification des solutions**

Ces notions seront utilisées lors des TP de chimie ainsi que dans le module de chimie des solutions

C'est des bases essentiels à retenir pour réaliser des manipulation en chimie

**a) le nombre de mole**

Le solide est caractérisé par sa masse qui est en relation avec le nombre de mole par la relation suivante : [9\*]

$$n = \frac{m}{M}$$

Avec m : masse du solide pesé en g et  $M^* = \Sigma$  masse atomique de chaque atome

**✚ Exemple**

Calcul de la masse moléculaire de la molécule d'eau  $H_2O$  ,  $M = (2 \times M \text{ de H} + M \text{ de O})$  avec  $M_H = 1 \text{ g/mole}^*$  et  $M_O = 16 \text{ g/mole}$

## b) La pureté

La pureté d'un composé liquide ou solide doit être pris en compte pour préparer une solution car le nombre de mole considère la matière pure, la pureté est définis par la loi suivante [9\*]

$$\%P = \frac{m_{\text{pure}}}{m_{\text{impure}}}$$

### Remarque

---

m pure : la masse réel (substance)

m impure : la masse prélevé (échantillon)

## c) La molarité

la concentration molaire ou molarité pour une solution c'est le nombre de mole par unité de volume avec V en litre [9\*]

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{C_m}{V}$$

Avec n le nombre de mole l'unité de C et mol/l\* ou [M] C<sub>m</sub> concertation massique

### Attention

---

l'unité de la concentration peut s'écrire M a ne pas confondre avec la masse molaire M qui est en g/mol

## i Loi de dilution

La dilution est utilisé d'une part pour ne pas gaspiller la solution principal dit solution mère souvent noté S<sub>0</sub> et d'une part pour réduire les risques de contamination et de danger d'une solution [9]

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Facteur de dilution

$$F = \frac{C_1}{V_2} = \frac{C_2}{V_1}$$

## d) La concentration massique

masse par unité de volume

concentration massique ou Le titre massique est donné cette loi mais parfois avec d' autre unité [9\*] ; c'est la masse par unité de volume

$$C_m = \frac{m}{V} \rightarrow C_m = C \cdot M$$

Autre formule retrouvé :

$$\tau = \frac{m}{v} \text{ avec } v \text{ en ml}$$

### e) La masse volumique

La masse volumique à la même loi que les précédentes ( masse par volume)

$$\rho = \frac{m}{v}$$

#### Attention

pour la masse volumique il faut être prudent avec les unités de m et de V on les trouve en  $\text{cm}^3$ ,  $\text{m}^3$ , Kg, g... etc. n'oubliez pas  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$  et  $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ l}$  et  $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ l} = 10^3 \text{ l}$

### f) La densité

Masse volumique d'une solution par la masse volumique de l'eau

La masse volumique de l'eau 1 Kg/l ou 1 g/cm<sup>3</sup> ou 1g/ml

$$d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{Eau}}}$$

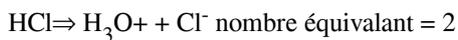
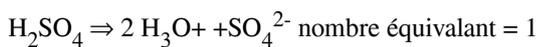
### g) La normalité

C'est le nombre d'équivalent en  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$  par litre de solution, nombre d'électron relâché lors de la dissolution d'un acide/base oxyde/réducteur. La relation entre la molarité et normalité donné par la loi [3]

$$N = b * C$$

Avec b ( il peut prendre d'autre lettre ou symbole) qui est le nombre d'équivalent

#### Exemple



## 4.6. Travaux dirigé II

### Objectifs

à l'issu de ces activités l'apprenant sera capable de réinvestir tout les connaissances acquise dans la maîtrise de la chimie des solutions

#### 4.6.1. Exercice 1

Un préparateur veut obtenir une solution saline NaCl à 0,9 g/l dans un volume de 500ml , il dispose de NaCl qui porte la mention 63,2% déduire sa molarité

Puis à partir de cette solution il va préparer une autre dans un fiole de 100 ml quel sera sa concentration final  $C = 0,00208 \text{ mol/l}$

Données :  $M_{\text{Na}} = 22,99 \text{ g/mol}$  et  $M_{\text{Cl}} = 34,45 \text{ g/mol}$

Résolution

### Méthode

Dans cette partie nous avons un solide d'où il faut penser à utiliser les relations pour un solide

On a  $C_m = m/v$  égale  $0,9 \text{ g/l}$  c'est une concentration massique,  $V = 500 \text{ ml}$  l'inconnu c'est la masse en NaCl commerciale a peser avec **une balance précision**

Nous avons NaCl a  $63,2\%$  ceci représente sa pureté d'où un autre inconnu qui est la masse pure qu'on va considérer (nous allons peser une masse impure)

$$C_m = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{pure}} = C_m * V$$

$$p = \frac{m_{\text{pure}}}{m_{\text{comercial}}}$$

$$m_{\text{comercial}} = \frac{m_{\text{pure}}}{p}$$

$$m_{\text{comercial}} = \frac{C_m * V}{p}$$

$$m_{\text{comercial}} = \frac{0,9 \text{ g/l} * 0,500 \text{ l}}{0,632}$$

$$m_{\text{comercial}} = 0,712 \text{ g}$$

pour la molarité : nous avons vu la relation entre  $C_m$  et  $M$

$$C = \frac{C_m}{M}$$

$$M = 22,99 \text{ g/mol} + 35,45 \text{ g/mol} = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$C = \frac{0,9 \text{ g/l}}{58,44 \text{ g/mol}}$$

$$C = 0,0154 \text{ mol/l}$$

À partir de la solution de la solution (s) à  $C = 0,0154 \text{ mol/l}$  on prépare d'autre veut dire que **c'est une dilution** dans 100 ml qui aura une nouvelle concentration de  $C' = 0,00208 \text{ mol/l}$ , l'inconnu est le volume a prélever de la solution mère (s)

$$C_s * V_s = C_f * V_f$$

$$V_s = \frac{C_f * V_f}{C_s}$$

$$V_s = \frac{0,00208 \text{ mol/l} * 100 \text{ ml}}{0,0154 \text{ mol/l}}$$

$$V_s = 13,5 \text{ ml}$$

$$F = \frac{V_f}{V_1} = \frac{1000}{13,5}$$

$$F = 7,4$$

 **Remarque**

Dans cette exercice on doit considéré le facteur de dilution un nombre entier d'où  $F = 7$

Ceci est un exemple qui n'est pas tout a fait concert car on doit trouver un chiffre non décimal pour le facteur de dilution

## 4.6.2. Exercice 2

Une solution de  $Mg(OH)_2$  de normalité  $N=0,5$  on veut préparer des solutions filles de volume de 50 ml à une concentration de 0,015 M

Comment va-ton faire ?

 **Méthode**

trouvez le nombre d'équivalent :

$Mg(OH)_2 \Rightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$  on 2 équivalent en  $OH^-$

puis on chercher la concertation molaire par la loi de normalité

$$N = b * C$$

$$C = \frac{N}{b} = \frac{0,5}{2} = 0,25$$

$$C = 0,25 \text{ mol/l}$$

De la on calcul le volume a prélevé comme l'exercice précédent

$$C_s * V_s = C_f * V_f$$

$$V_s = \frac{C_f * V_f}{C_s}$$

$$V_s = \frac{0,015 \text{ mol/l} * 50 \text{ ml}}{0,25 \text{ mol/l}}$$

$$V_s = 3 \text{ ml}$$

## 4.6.3. Exercice 3

On veut préparer l'acide sulfurique  $H_2SO_4$  0,2N dans un volume de 500ml à partir d'une solution commerciale qui a les données suivantes :  $d = 1,840$  et pureté à 95% [9\*] masse atomique  $MH_2SO_4 = 98,08 \text{ g/mol}$  [10\*]

faire les calculs pour préparer la solution

 **Méthode : Résolution**

Nous avons un liquide le raisonnement se fera selon les relations qui concerne un liquide **majoritairement** :

la première étape est de déduire le maximum de donné pour pouvoir combiné

- De la normalité on déduire la concertation de la solution désiré
- De la densité on va tiré la masse volumique et combiné avec la pureté

De la dissolution de  $H_2SO_4$  :  $H_2SO_4 \Rightarrow 2 H_3O^+ + SO_4^{2-}$

$$N = b * C$$

on  $2 \text{ H}_3\text{O}^+$  d'où  $C = \frac{N}{b} = \frac{0,2}{2} = 0,1$   
 $C = 0,1 \text{ mol/l}$

de la densité :  $d = \frac{\rho_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\rho_{\text{Eau}}}$

Comme la densité de  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1,840 \text{ g/ml}$  et son unité (g/ml) on prend  $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/ml}$  on fait la conversion en g/l

Ce qui donne  $\rho_{\text{H}_2\text{SO}_4} = d_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1840 \text{ g/l}$

d'où l'inconnu est le volume de la solution commercial à prélever

$$\rho = \frac{m_c}{V_{\text{prelevé}}} \rightarrow m_c = \rho * V_{\text{prelevé}}$$

Et que :  $m_c = \frac{m_{\text{pure}}}{p}$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m_{\text{pure}}}{M * V} \rightarrow m_{\text{pure}} = C * V * M$$

on remplace  $m_{\text{pure}}$  on aura

$$m_c = \rho * V_{\text{prelevé}} \rightarrow V_{\text{prelevé}} = \frac{m_c}{\rho}$$

$$\rightarrow V_{\text{prelevé}} = \frac{C * M * V}{p * \rho}$$

$$\rightarrow V_{\text{prelevé}} = \frac{0,1 \text{ mol/l} * 98,08 \text{ g/mol} * 0,500 \text{ l}}{0,95 * 1840 \text{ g/l}}$$

$$\rightarrow V_{\text{prelevé}} = \frac{4,904}{1748} \rightarrow V_{\text{prelevé}} = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 2,8 \text{ ml}$$

$$V_{\text{prelevé}} = 2,8 \text{ ml}$$

### Conseil

Lors des calcul évitez d'entré les formules dans une calculatrice simple sans respecter les parenthèses pour éviter des résultats incohérent

### Complément

On demande la démonstration de cette formule qui est très utilisé en TP comme à l'examen **d'où apprenez a la faire**

Vous pouvez trouver un 100 devant la densité au dénominateur qui appartient au pourcentage ce qui va simplifier avec le volume au numérateur

la loi donné pour ce genre d'exercice est :

$$V_{\text{prelevé}} = \frac{C * M * V}{\frac{p}{100} * \rho}$$

$$V_{\text{prelevé}} = \frac{C * M * V * 100}{p * \rho}$$

### Attention

Faut bien mettre les unités en valeur pour faire apparaître la simplification car le V n'est pas toujours en l et n'est pas égale à 1 l (cas de cette exercice) **d'où évitez de vous faire piéger** dans un exercice de TP ou TD

Lors des calcul évitez d'entrer les formules dans une calculatrice simple sans respecter les parenthèses pour éviter des résultats incohérent

$\rho$  doit être en g/ml si vous trouvez un  $v$  élevé  $p$  en 0,..% avec la formule de l'exercice

## 4.7. Cas d'un gaz

### Définition

Les gaz sont constitués d'atome dispersé qui occupe tout l'espace qu'on lui a fournit  $V_{\text{gaz}} = V_{\text{réceptient occupé}}$ , ils caractérisés par :

- le nombre de mol
- la pression  $P$  en ( Pa ) système SI comme on peut la trouver en bar et atmosphère (atm)
- volume en ( l ) ou mètre cube  $m_3$
- température  $T$  en Kelvin avec  $T (K) = (273,15 + T \text{ } ^\circ\text{C})$

Les valeur ( $P, V, T$ ) sont appelé paramètre d'état sont relié par l'équation pour les gaz parfait :

$$PV = nRT$$

### Complément

Un gaz peut être caractérisé par les pressions partielles, ces notions entre dans les chapitre : des équilibres chimiques et différentes et thermodynamique ;

La pression partielle noté  $P_i$  et pression totale  $P_t$  il sont relié par la loi suivante :

$$P_i = x_i * P_t$$

Avec  $x_i$  fraction molaire qui est donné par la relation [3\*] suivante :

$$x_i = \sum \frac{n_{\text{élément}}}{n_{\text{total}}}$$

### Complément

Parfois on peut supposé que dans le cas de mélange de gaz un gaz partielle peut occupé **tout le volume du réceptient seul**

on écrira  $P_i V_i = n_i RT$

**on utilise cette supposition si on a pas le volume totale du mélange de gaz**

ce cas de figure est utilisé pour trouver la pression totale ou l'un des autre gaz

### Remarque

On a pour les pressions l'unité SI est le pascal (Pa)

$$1 \text{ Pa} = 10^5 \text{ bar}$$

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ mmHg} = 133,3224 \text{ Pa}$$

### Attention

il faut respecter les nitées S.I lors de l'utilisation de la constante des gaz parfait

- $R = 8,32 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$ ,  $R = 8,31 \text{ m}^3 \text{ Pa K}^{-1}\text{mol}^{-1}$
- $R = 0,082 \text{ l.atm.mol}^{-1}\text{.K}^{-1}$
- Et  $1 \text{ cal} = 4,185 \text{ J}$
- $R = 1,98 \text{ cal K}^{-1}\text{mol}^{-1}$

### Complément

les unités les plus courantes utilisées dans les exercices avec les gaz :

$$1 \text{ Pa} = 101325 \text{ atm}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 1,01 \text{ bar}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \text{ à } T = 0^\circ \text{ C } [11^*], [12^*]$$

## 4.8. Travaux dirigé III

### Objectifs

A l'issu de ces activités l'apprenant sera capable d'utiliser ses connaissance dans le calcule des paramètres d'un ou mélange de gaz

#### 4.8.1. Exercice 1

Dans un ballon nous avons 2,5 mol de l'hélium soumis à une chaleur de  $600^\circ \text{C}$  contenue dans 30 l quelle est sa pression avec  $R = 8,31 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$

### Méthode : Solution

**Homogénéisation des unités selon le système SI**

$$T = 600 + 273,15 = 873,15 \text{ K} \text{ et } V = 30 \text{ m}^3 = 30 \cdot 10^3 \text{ l}$$

On a pour les pressions

$$1 \text{ Pa} = 10^5 \text{ bar}$$

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

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

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{2,5 \text{ mol} \cdot 873,15 \text{ K} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{30 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}$$

$$P = 604656 \text{ Pa}$$

par conversion :

$$P = 604656 / 101325 = 5,96$$

$$P = 6 \text{ bar}$$

#### 4.8.2. Exercice 2

On veut mélanger 3 mole de  $\text{N}_2$  et 2 mole de  $\text{H}_2$  avec un volume de 80 l, la pression totale est de 1 atm donnez le pourcentage pour chaque sachant que la température est constante  $T = 153\text{K}$

#### Méthode : Solution

On doit trouver la pression partielle de chaque gaz pour cela on doit démarrer notre réflexion avec les données disponibles :

On a le volume de  $\text{H}_2$  on tire sa pression totale

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

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 153 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{80 \cdot 10^{-3}}$$

$$P = 31785,75 \text{ Pa} \rightarrow P = \frac{31785,75}{101325} \rightarrow P = 0,314 \text{ atm}$$

on calcul la fraction molaire de  $\text{H}_2$   $x_i = \frac{n_{\text{élément}}}{n_{\text{total}}} = \frac{2}{5} = 0,4 \text{ mol}$

on calcul la pression partiel de  $\text{H}_2$  on aura

$$P_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2}}{P_t} = \frac{0,314}{0,4}$$

$$P_{\text{H}_2} = 0,784 \text{ atm}$$

D'où on déduit  $\text{N}_2$  on aura

$$P_{\text{N}_2} = P_t - P_{\text{H}_2} = 1 - 0,784 = 0,216 \text{ atm}$$

### *Conseil*

---

Lorsque on fait le calcul sur les gaz mieux vaut prendre la plus forte unité pour travailler sans être gêner lors des déduction et évitez ainsi les conversations a chaque étape ou a voir des puissances de 10 dans les formules développées

### *Remarque*

---

si toutes les pressions sont en bar on ferra la conversion en bar même cas pour l'unité atmosphère

mais faut faire attention en meme temps à l'unité des gaz parfait qui souvent donnée en  $\text{J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$  d'où on ferra la conversion car le résultat est en Pa

## 4.8.3. Exercice : Avez -vous compris les gaz ?

### Exercice

---

les molécules d'un gaz sont :

- rapproché
- éparpillé

### Exercice

---

dans un piston fermé un gaz occupe :

- un petit volume
- un grand volume
- tous l'espace de la chambre à piston
- un grand volume comparé au petit volume
- une partie de la chambre à piston

### Exercice

---

peut on quantifier un mélange de gaz

- par les pressions partielles
- par la loi des gaz parfait uniquement
- par la combinaison entre la loi des gaz parfait pour chaque gaz et pression partiel de ce gaz



# Abréviations

**l** : volume en litre

**M** : Masse molaire d'un atome

**m<sup>3</sup>** : mètre cube

**moles** : nombre de mol

# Références



- 5  
R. Douani et A.Amar « chimie 1 Structures de la matiere » éditions pages bleues , Alger , 2017.
- 7  
F.Rouquérol, G. Chambaud, A. Boucekkine, « Chimie générale - Les cours de Paul Arnaud »,7 édition, Dunod, Paris , (2013).
- 9  
M.Laffitte, "Les bases théoriques de la chimie", Collection enseignement de la chimie, Paris, (1964)

# Webographie

[https://www.google.dz/books/edition/La\\_chimie\\_supramol%C3%A9culaire/cc7Y8ZNw5T0C?hl=fr&gbpv=1&dq=%C2%AB+La+chimie+supramol%C3%A9culaire:+concepts+et+perspectives+%C2%BB,+De+Boeck+Universit%C3%A9,+ \(1997\).&pg=PR4&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/La_chimie_supramol%C3%A9culaire/cc7Y8ZNw5T0C?hl=fr&gbpv=1&dq=%C2%AB+La+chimie+supramol%C3%A9culaire:+concepts+et+perspectives+%C2%BB,+De+Boeck+Universit%C3%A9,+ (1997).&pg=PR4&printsec=frontcover)

[https://www.google.dz/books/edition/Chimie\\_Physique/gk0EDgAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=la+chimie&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/Chimie_Physique/gk0EDgAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=la+chimie&printsec=frontcover)

<https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/Sulfuric-Acid#section=Computed-Properties>

[https://fr.wikipedia.org/wiki/Atmosph%C3%A8re\\_\(unit%C3%A9\)#:-:text=4.1%20Articles%20connexes-,%C3%89equivalences,ou%201%20013%2C25%20hPa](https://fr.wikipedia.org/wiki/Atmosph%C3%A8re_(unit%C3%A9)#:-:text=4.1%20Articles%20connexes-,%C3%89equivalences,ou%201%20013%2C25%20hPa)

<https://www.fujielectric.fr/actualite/les-unites-de-pression-et-leur-conversion-tout-ce-que-vous-devez-savoir#:~:text=Les%20unit%C3%A9s%20de%20pression%20couramment,converties%20%C3%A0%20partir%20du%20pascal.>

[https://www.google.dz/books/edition/C\\_est\\_quoi\\_la\\_chimie/emMEDgAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=%C2%AB+C%27est+quoi+la+chimie%3F+%C2%BB,1er+%C3%A9dition,+De+Boeck+Supérieur,+ \(2014\).&pg=PA23&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/C_est_quoi_la_chimie/emMEDgAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=%C2%AB+C%27est+quoi+la+chimie%3F+%C2%BB,1er+%C3%A9dition,+De+Boeck+Supérieur,+ (2014).&pg=PA23&printsec=frontcover)

[https://www.google.dz/books/edition/Chimie\\_G%C3%A9n%C3%A9rale\\_structure\\_de\\_la\\_mati%C3%A8re/NCFEEAAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=Chimie+g%C3%A9n%C3%A9rale+:+structure+de+la+mati%C3%A8re:+Cours+et+exercices&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/Chimie_G%C3%A9n%C3%A9rale_structure_de_la_mati%C3%A8re/NCFEEAAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=Chimie+g%C3%A9n%C3%A9rale+:+structure+de+la+mati%C3%A8re:+Cours+et+exercices&printsec=frontcover)

[https://www.google.dz/books/edition/Chimie\\_g%C3%A9n%C3%A9rale/L92GjVqvHikC?hl=fr&gbpv=1&dq=chimie+g%C3%A9n%C3%A9rale&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/Chimie_g%C3%A9n%C3%A9rale/L92GjVqvHikC?hl=fr&gbpv=1&dq=chimie+g%C3%A9n%C3%A9rale&printsec=frontcover)

[https://www.google.dz/books/edition/Toute\\_la\\_chimie\\_pour\\_bien\\_commencer\\_sa\\_l/ubJoDwAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=la+chimie&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/Toute_la_chimie_pour_bien_commencer_sa_l/ubJoDwAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=la+chimie&printsec=frontcover)

<https://www.youtube.com/watch?v=7UwZbRcNg98>

<https://www.sigmaaldrich.com/DZ/fr/product/sigald/258105>