

Chapitre I

Notions élémentaires de structure de la matière

L'atome est le constituant fondamental de la matière. C'est la plus petite particule d'un élément déterminé qui puisse exister. Il est constitué d'un **noyau** sphérique **central**, autour duquel gravitent des **électrons**. Ce modèle permet de décrire de façon simple l'atome de différentes particules élémentaires, dont les trois principales : l'électron, le proton et le neutron.

- a- **Electron** : est une particule chargée d'électricité négative $q_e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ de masse très faible $m = 9,1085 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.
- b- **Proton** : est une particule chargée d'électricité positive $q_p = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ de masse très grande par rapport à celle de l'électron $m_p = 1800 m_e$
- c- **neutron** : est une particule électriquement neutre, sa masse est voisine de celle du proton ($m_n = m_p$)

* Le noyau est formé de neutron et proton ces derniers s'appellent des nucléons. Il existe dans la nature des noyaux stable et des noyaux instables ou radioactifs. Le nombre de proton (Z) fixe la charge du noyau.

Représentation de l'atome

Etant donné que les masses de proton et de neutron sont beaucoup plus grande que celle de l'électron ($m_p = 1836 m_e$ et $m_n = 1839 m_e$), alors la masse d'un atome est voisine de la masse de son noyau.

Un atome se compose :

- d'un noyau qui contient des neutrons en nombre N et des protons en nombre Z . Il porte donc une charge positive $+Ze$.
- des électrons chargés négativement $-Ze$.

Un atome se caractérise par deux nombres Z et A :

A : nombre de masse de l'atome. Il désigne le nombre de nucléons, soit la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons.

$$A = \sum \text{protons} + \sum \text{neutrons}$$

Comme $\sum \text{protons} = Z$, on pose $\sum \text{neutrons} = N \Rightarrow A = Z + N$ avec $A \in \mathbb{N}^*$

Z : numéro atomique ou nombre de charge (protons ou électrons). Il caractérise un atome donné c'est à dire un élément déterminé.

I. Représentation d'un élément chimique

Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique Z .

Un atome est symbolisé par :



L'élément chimique

Différence entre atome et élément

Les propriétés chimiques ne dépendent que du cortège électronique, donc du nombre de charge Z

Z définit l'élément chimique et son symbole ${}_Z X$ ou X

Exemple : l'élément carbone ${}_6 C$ ou C

Un nuclide est donc un noyau avec une masse et une charge déterminée on la représente par la notation :

$$A = N + Z$$



noyau

Contient Z proton et N neutron.

- A = nombre de masse (nombre de nucléons), N nombre de neutron et Z nombre de proton. A et Z sont des nombre entiers, ils caractérisent un atome ou son noyau.

- La masse du noyau égale la masse de l'atome (car la masse des électrons est négligeable). $A > 210$ tous les nucléides sont radioactifs, Les réactions nucléaires font appel aux propriétés des noyaux atomiques ou nucléides.

On appelle :

- **Isobares :**

Deux atomes ayant même nombre de nucléon (A) mais des nombres de protons et neutrons différents, ils correspondent nécessairement à des éléments différents ${}_Z^A X$, ${}_Z^A Y$

- **Isotopes :**

Les isotopes sont des atomes d'un même élément chimique dont les noyaux possèdent le même nombre de protons (Z) et d'électrons mais des nombres de neutrons (N) différents ${}_Z^A X$, ${}_Z^{A_1} Y$, ${}_Z^{A_2} Y$

Ils ont des propriétés physique et chimique très voisines mais ils diffèrent par les masses de leurs noyaux.

$$A = Z + N$$

Exemple.1

➤ L'atome de carbone ${}_{6}^{12}C$ contient :

$Z = 6$ (6 protons dans le noyau donc 6 électrons).

$A = 12$ (12 nucléons donc $N = 12 - 6 = 6$ neutrons dans le noyau).

➤ L'ion cuivre ${}_{29}^{63}Cu^{2+}$ contient :

$Z = 29$ (29 protons et $29 - 2 = 27$ électrons car il a perdu 2 électrons).

$A = 63$ (63 nucléons donc $N = 63 - 29 = 34$ neutrons).

➤ L'ion chlore ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$ contient :

$Z = 17$ (17 protons et $17 + 1 = 18$ électrons car il a gagné 1 électrons).

$A = 35$ (35 nucléons donc $N = 35 - 17 = 18$ neutrons).

I. La Mole (unité de quantité de matière)

La mole est la quantité de matière d'un système contenant N entités identiques. En pratique ce nombre N est appelé **nombre d'Avogadro** et vaut environ **$6,023 \cdot 10^{23}$** . La mole est aussi définie comme le nombre d'atomes de carbone 12 contenu dans 12 g de carbone 12.

Exemple.3

- Une mole d'atome correspond à $6,023 \cdot 10^{23}$ atomes
- Une mole d'électrons correspond à $6,023 \cdot 10^{23}$ électrons.

II. Masse atomique d'un élément et masse molaire moléculaire

1. **La masse atomique** d'un élément est la masse d'une mole d'atomes appelée aussi la **masse molaire atomique**, soit la masse de N atomes (Exemple : $M_{\text{C}} = 12,0$ g/mol et $M_{\text{O}} = 16,0$ g/mol).

Lorsqu'un élément chimique possède plusieurs isotopes, sa masse est la moyenne pondérée de la masse atomique de ses différents isotopes :

$$M = \sum \frac{a_i \times M_i}{100}$$

M_i : masse de l'isotope i , $M_i \approx A_i$: nombre de masse de l'isotope i .

a_i : abondance relative de l'isotope i (%), ou coefficient de pondération.

2. **La masse molaire moléculaire** : est la masse d'une mole de molécules (Exemple: La masse molaire de l'eau H_2O :

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

III. Unité de masse atomique (u.m.a)

Cette convention est établie afin d'éviter dans les calculs et les raisonnements les valeurs très faibles concernant les masses des particules microscopiques.

L'u.m.a est définie comme étant la masse de $1/12$ de l'atome de ${}^{12}_6\text{C}$.

$1 \text{ u.m.a} = 1/12 \cdot (\text{la masse d'un atome de } {}^{12}_6\text{C})$

- **Calcul de la masse d'un atome de ${}^{12}_6\text{C}$:**

Remarques

- L'unité d'énergie la plus utilisée pour les énergies de liaison et de cohésion est l'électronvolt (eV) et ses multiples (kiloélectronvolt : 10^3eV , mégaélectronvolt : 10^6eV).
- La masse du noyau est inférieure à la somme des masses des particules qui le composent, prises à l'état libre la différence est le défaut de masse m . on a

$$m = \text{masse noyau calculée} - \text{masse noyau réelle}$$

Telle que

$$\text{Masse noyau calculé} = Zm_p + Nm_n$$

On définit l'énergie de liaison –cohésion ou nucléaire par $\Delta E = \Delta m C^2$

C'est la relation d'Einstein C étant la célérité de la lumière.

$$1 \text{ mol de molécules} = N_A \text{ molécules } N_A 6,0220 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

La mole représente donc «un facteur multiplicatif» N_A permet tant de passer de l'échelle microscopique ou élémentaire à l'échelle macroscopique. Il faut toujours préciser la nature des entités élémentaire une mole d'atomes, une mole d'ions, une mole de molécules, une mole d'électron

L'unité de masse atomique (symbole u)

L'unité de masse du SI est kg totalement inadapté à l'échelle élémentaire pour l'atome
 $1U = 1,6606 10^{-27}$

Conséquence

Le nombre qui mesure la masse d'un atome en u est le même que celui qui mesure une mole d'atomes en g.

On préfère utiliser au niveau des particules élémentaire les masses en u électron $m_e = 5,5 10^{-4} \text{ u}$, proton $m_p = 1,0073 \text{ u} \cong 1 \text{ u}$, neutron $m_n = 1,0087 \text{ u} \cong 1 \text{ u}$

Unités de l'énergie

L'énergie exprimée en joule (J) pour les réactions nucléaires est très élevée, il est donc préférable d'utiliser une unité plus petite que le joule : c'est l'électron-volt (eV).

- **L'électron-volt (eV)** : est l'énergie d'un électron soumis à une différence de potentielle (ddp) de 1 volt :
- $$\begin{aligned} 1 \text{ eV} &= \text{la charge de l'électron} \times \text{ddp} \\ &= 1,6 \cdot 10^{-19} \times 1 \text{ volt} \\ &= 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} \end{aligned}$$

Remarque: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
 $1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{ J}$
 $1 \text{ erg} = 10^{-7} \text{ J}$
 $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-12} \text{ erg}$

Série d'exercices avec solutions**Exercice 1**

- a- Donner la définition de l'unité relative de masse atomique (u) et calculer sa valeur en g et en Kg.
 b- Exprimer en grammes la masse réelle d'une molécule de CO₂
 c- Exprimer en (u) la masse d'une mole de molécules de CO₂

Solution 1

a- $1 \text{ uma} = \frac{1}{12}$ masse de l'atome de carbone C (u: unité, m: masse et a: atomique)

$$\begin{array}{l} 1 \text{ atome de C} \xrightarrow{\text{Pèse}} 12,011 \text{ uma} \\ \mathcal{N} \text{ atome de C} \xrightarrow{\quad\quad} 12,011 \text{ g} \end{array} \Rightarrow \mathcal{N} * 12,001 \text{ uma} = 12,001 \text{ g} \quad 1 \text{ uma} = \frac{1}{\mathcal{N}} \text{ g}$$

$$1 \text{ uma} = 1,666 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,666 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

b- Soit m_1 la masse d'une molécule de CO₂, elle contient 1 atome de C + 2 atomes de O)

$$m_1 = 12,001 + 2 * 15,999 \quad m_1 = 43,998 \text{ uma} \Rightarrow 1 \text{ uma} = 1,666 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad \text{donc}$$

$$m_1 = 43,998 \text{ uma} * 1,666 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

c- Soit m_2 la masse d'une molécule de CO₂ on a $m_1 = 2,649 \cdot 10^{25} \text{ uma}$

Exercice 2

- 1- Donner en u.m.a et en grammes les masses d'une molécule et d'une mole de molécules de éthanol CH₃OH.
 2- Calculer le nombre de moles dans: 4,2g de CO₂, 9,74g d'eau, 10g de calcium, 10,02 g de sucre (C₁₂H₂₂O₁₁)

Données: H=1,00727 u.m.a, C=12,0011 u.m.a, Ca= 40,08 u.m.a, $\mathcal{N} = 6,023 \cdot 10^{23}$, O=15,9994 u.m.a

Solution 2

1- $1 \text{ uma} = \frac{1}{12}$ masse de l'atome de carbone C (u: unité, m: masse et a: atomique)

$$\begin{array}{l} 1 \text{ atome de C} \xrightarrow{\text{pèse}} 12,011 \text{ uma} \\ \mathcal{N} \text{ atome de C} \xrightarrow{\quad\quad} 12,011 \text{ g} \end{array} \Rightarrow \mathcal{N} * 12,001 \text{ uma} = 12,001 \text{ g} \quad 1 \text{ uma} = \frac{1}{\mathcal{N}} \text{ g}$$

$$1 \text{ uma} = 1,666 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,666 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

Soit m_1 la masse d'une molécule de CH₃OH
 1 molécule de CH₃OH contient (1 atome de C +
 4 atomes de H + 1 atome de O)
 $m_1 = 12,001 + 4 * 1,007 + 15,999$
 $m_1 = 32,029 \text{ uma}$
 $1 \text{ uma} = 1,666 \cdot 10^{-24}$
 $m_1 = 32,029 * 1,666 \cdot 10^{-24}$
 $m_1 = 5,317 \cdot 10^{-23}$

Soit m_2 la masse d'une molécule de CH₃OH
 $m_2 = \mathcal{N} m_1$
 $= 6,023 \cdot 10^{23} * 32,029$
 $= 1,929 \cdot 10^{25} \text{ uma}$
 $= 6,023 * 1,666 \cdot 10^{-24} \cdot 10^{23}$
 $m_2 = 32,029 \text{ g}$

La masse d'1 mole d'atome = masse d'1 molécule | 1 mole de molécule de CH₃OH = \mathcal{N} molécule de

$$\mathcal{N} \text{ molécules} = \text{une mole de molécule} / \mathcal{N} \text{ atomes} = \text{une mole d'atome}$$



$$\begin{array}{l} M(\text{CO}_2) = 43,999 \Rightarrow n = 4,2/43,999 \quad n_{\text{CO}_2} = 0,095 \text{ mole} \\ M(\text{H}_2\text{O}) = 18,013 \Rightarrow n = 9,740/18,013 \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,540 \text{ mole} \\ M(\text{Ca}) = 40,080 \Rightarrow n = 10/40,08 \quad n_{\text{Ca}} = 0,249 \text{ mole} \\ M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342,166 \Rightarrow n = 10,02/342,166 \quad n_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 0,029 \text{ mole} \end{array}$$

Exercice 3

Sachant que la masse du fer est de $9,3 \cdot 10^{-26}$ kg, celle du proton $1,6776 \cdot 10^{-27}$ kg et celle de l'électron $9,1085 \cdot 10^{-31}$ kg. Exprimer ces masses en u.m.a. (1 u.m.a. = $1,66 \cdot 10^{-24}$ gr).

Solution 3

$$\begin{array}{l} 1 \text{ uma} \longrightarrow 1,666 \cdot 10^{-27} \text{ g} \quad 1 \text{ uma} \longrightarrow 1,666 \cdot 10^{-27} \text{ g} \quad 1 \text{ uma} \longrightarrow 1,666 \cdot 10^{-27} \text{ g} \\ m_{\text{Fe}} \longrightarrow 9,300 \cdot 10^{-26} \text{ g} \quad m_{\text{p}} \longrightarrow 1,677 \cdot 10^{-27} \text{ g} \quad m_{\text{e}} \longrightarrow 9,1085 \cdot 10^{-26} \text{ g} \end{array}$$

$$m_{\text{Fe}} = 56 \text{ uma}$$

$$m_{\text{p}} = 1,014 \text{ uma}$$

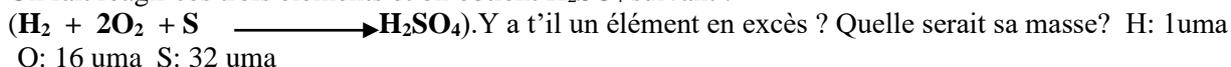
$$m_{\text{e}} = 1,00 \text{ uma}$$

Exercice 4

Soit un mélange constitué d'oxygène, d'hydrogène et de soufre dont la composition est: 64g d'oxygène, $3,61381024$ atomes d'hydrogène et 1 mole d'atomes de soufre.

- Quel est nombre de moles d'atomes d'hydrogène et le nombre de moles d'atomes d'oxygène ?

On fait réagir ces trois éléments et on obtient H_2SO_4 suivant :

**Solution 4**

$$1- \text{H}_x \text{S}_y \text{O}_z \quad \begin{cases} x = 3,613 \cdot 10^{24} \text{ de H} \\ y = 1 \text{ mole de S} \\ z = 64 \text{ g d'O}_2 \end{cases}$$

Le nombre de moles d'atomes de H

$$\begin{array}{l} 1 \text{ moles d'H} \longrightarrow \mathcal{N} \text{ atome de H} \\ x \quad \quad \quad \longrightarrow 3,613 \cdot 10^{24} \text{ de H} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} x = 6 \text{ moles d'H} \\ 6 \text{ H d'atomes.} \\ 3 \text{ moles de H}_2 \end{array}$$

Le nombre de moles d'atomes de S

$$1 \text{ moles d'S} \quad \begin{array}{l} y = 1 \text{ moles d'S} \\ 1 \text{ S d'atomes.} \end{array}$$

Le nombre de moles d'atomes de O_2

$$\begin{array}{l} 1 \text{ moles d'O}_2 \longrightarrow 32 \text{ gr d'O}_2 \\ y \quad \quad \quad \longrightarrow 64 \text{ gr d'O}_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} y = 2 \text{ moles d'O}_2 \\ 4 \text{ H d'atomes.} \end{array}$$



Initialement on avait 3 moles de H_2 , 2 moles de O_2 et 1 mole de S \Rightarrow un excès de 2 moles de H_2

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n M \Rightarrow m = 2 \cdot 1 \Rightarrow$$

$$m = 2 \text{ gr.}$$

Exercice 5

1- $5,38 \cdot 10^{19}$ particules alpha conduise à 2 cm^3 de gaz de hélium dans les conditions normales de température et de pression. Déduire la valeur du nombre d'Avogadro?.

2- Exprimé l'unité de masse atomique en kilogramme.

Solution 5

1- 5,38 10¹⁹ particules alpha \longrightarrow 2 cm³ de gaz de hélium
 \mathcal{N} particules alpha \longrightarrow 22400 cm³ de hélium gazeux

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

$$2- 1 \text{ uma} = \frac{1}{N} \text{ g} = \frac{0,001}{N} \text{ kg} = 1,666 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Série d'exercices sans solutions

Exercice 01

1. Compléter le tableau suivant en précisant le nombre de particules élémentaires.
 Le tableau présente-t-il des isotopes d'un même élément ?

Espèces chimiques	Z	A	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
Ar					
Te		128			
${}_{31}\text{Ga}$		72			
Mn^{2+}			25	30	
${}^{24}\text{Mg}^{2+}$					10
			35		

Exercice 02 :

1- Quel est le symbole chimique des espèces chimiques suivantes ?

Neutrons	Protons	Electrons	${}^A_Z\text{X}$
12	11	10	
8	8	10	
20	17	18	

Exercice 03 :

1) Donner la définition de l'unité de masse atomique puis calculer sa valeur dans les systèmes CGS et MKSA.

2) Soient les masses suivantes :

$$\text{Masse du proton} = 1,6724 \cdot 10^{-27} \text{ Kg.} \quad ; \quad \text{Masse de l'électron} = 9,1085 \cdot 10^{-31} \text{ Kg.}$$

$$\text{Masse du neutron} = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ Kg.}$$

- Donner l'équivalent en u.m.a de la masse de l'électron au repos, du proton et du neutron.
- Calculer l'équivalent énergétique de l' u.m.a en joule et en MeV.

Exercice 04

a) Calculer le défaut de masse correspondant à la formation du noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$ et l'énergie correspondante sachant que sa masse est de 4,0026 u.m.a.

b) Quelle est l'approximation faite dans ce calcul ?

c) Calculer en MeV, l'énergie de liaison par nucléon de l'atome de Sodium, sachant que la masse du proton est de 1,0073 u.m.a, celle du neutron est de 1,0087 u.m.a et que la masse des noyaux de Sodium est de 22,9898 u.m.a.

On donne ${}_{11}\text{Na}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$; $C = 3,10^8 \text{ m/s}$; $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$.

d) Calculer en MeV l'énergie de cohésion des noyaux d'azote ${}^{14}_7\text{N}$ (14,0030074 u.m.a) et de carbone ${}^{14}_6\text{C}$ (14,003242 u.m.a).

e) Lequel des deux noyaux est le plus stable ?

Exercice 05

1) L'énergie de cohésion par nucléon du noyau de Lithium (${}^7_3\text{Li}$) est de 5,38 MeV par nucléon.

a) Calculer la masse du noyau de Lithium.

b) Comparer la stabilité du noyau de lithium à celle du noyau d'Hélium.

Données: ${}^1_1\text{H} = 1,0073$; ${}^4_2\text{He} = 4,00260$; $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $n = 1,0087$

Exercice 06

La masse atomique de l'argent naturel est $M = 107,96$ u.m.a, sachant que l'argent est un mélange de deux isotopes ${}^{107}\text{Ag}$ ($M = 106,9$ u.m.a) et ${}^{109}\text{Ag}$ ($M = 108,9$ u.m.a). Calculer l'abondance relative de ces isotopes.

Exercice 07

I. 92,21 % de l'isotope ${}^{28}\text{Si}$ du silicium naturel a une masse atomique égale à 27,977 et 4,70 % de l'isotope ${}^{29}\text{Si}$ a une masse atomique égale à 28,978.

La masse atomique du Silicium naturel est de 28,086. Est ce qu'un troisième isotope ${}^{30}\text{Si}$ existe ? Si oui, calculer sa masse.

II. Calculer, en MeV, puis en joule pour l'isotope le plus abondant :

a) l'énergie de liaison

b) l'énergie de liaison par nucléon.