

CHAPITRE 1: Constitution de la matière

I.1 Constitution de l'atome

La matière est constituée de petits grains invisibles à l'œil nu appelés atomes. La mise en évidence des atomes a lieu en 1910 par Rutherford par son modèle planétaire (qui ressemble au système solaire) et qui est encore utilisable à ce jour. L'atome est constitué d'un noyau autour duquel un ou plusieurs électrons sont en mouvement

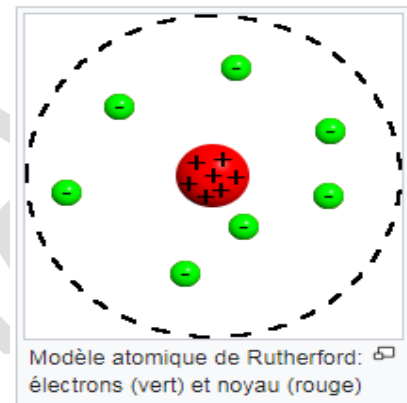
✓ **Dans le noyau** : on trouve les nucléons, on distingue :

Les protons (p) : ils portent une charge positive notée q_p avec :

$$q_p = + 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C (Coulombs)}$$

Les neutrons (n) : sont électriquement neutres : $q_n = 0 \text{ C}$

✓ **Autour du noyau** : on trouve les électrons (e), ils sont chargés négativement $q_e = - q_p = - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C (Coulombs)}$



Les masses des différents constituants d'atome sont respectivement :

La masse de proton : $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$

La masse de neutron : $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$, elle est pratiquement égale à celle de proton

La masse d'un électron : $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$, elle est environ 2000 fois plus petite que celle du proton et de neutron

Dans un atome, il y a autant d'électrons que de protons. Comme $q_e = - q_p$ l'atome est donc électriquement neutre

Le noyau est donc beaucoup plus lourd et on fait souvent l'approximation que les électrons gravitent autour d'un noyau fixe et la masse d'un atome est presque égale à celle du noyau puisque celle des électrons est pratiquement négligeable.

1-2 Représentation d'un atome (dite aussi nucléide)

L'atome ou nucléide est donnée par le symbole,

Où :

X : est le symbole de l'atome

A : est le nombre de masse, il représente le nombre de nucléons dans le noyau de l'atome (c.à.d : $A = N + P$)



Z : est le numéro atomique, il représente le nombre de protons dans le noyau de l'atome (c.à.d : $Z=P$)

La différence **A-Z** donne donc le nombre de neutrons (c.à.d : $N=A-Z$)

et **Z** donne aussi le nombre d'électrons que comporte l'atome neutre

Activité : Compétez le tableau suivant

Nom usuel	Symbole	Nombre de proton	Nombre de neutron	Nombre d'électron
Carbone	${}^{12}_6C$	6	6	6
Hydrogène	1_1H	1	0	1
Oxygène	${}^{16}_8O$	8	8	8
Chlore	${}^{35}_{17}Cl$	17	18	15
Aluminium	${}^{27}_{13}Al$	13	14	13

I-3 formation des ions monoatomique

Lors de certains phénomènes (transformations chimiques, frottements mécaniques, exposition à des rayonnements) l'atome peut perdre un ou plusieurs électrons. La perte d'électrons correspond également à une perte de charges négatives qui conduit à la formation d'un composé électriquement chargé: il s'agit d'un ions. Les électrons perdus par cet atome sont rapidement captés par un autre atome qui gagne des charges négatives et perd également sa neutralité électrique se transformant aussi en ion.

Un ion peut donc se former à partir d'un atome qui gagne ou perd un ou plusieurs électrons.

- **Un cation** étant un ion positif il se forme à partir d'un atome qui perd des électrons.
- **Un anion** étant un ion négatif il se forme à partir d'un atome qui gagne des électrons.

Présentation d'un ion :

Un ion se présente par le même symbole de l'atome à partir duquel l'ion se forme, puis on lui ajoute en exposant le nombre et le signe des charges en excès obtenu en comparant le nombre de charges positives et le nombre de charges négatives.

Exemple 1 : Formation de l'ion chlorure à partir de l'atome de chlore ${}^{17}Cl$

L'atome de chlore porte 17 charges négatives et 17 charges positives, cet atome peut gagner un électron pour se transformer en ion chlorure qui est alors composé de $17+1=18$ charge négative,

et si on compare les charges négative au positives on remarque que l'ion chlorure possède une charge négative en excès par rapport aux charges positives. Cette charge en excès est notée en exposant dans la formule de l'ion chlorure: Cl^{-1}

Exemple 2 : Formation de l'ion d'aluminium à partir de l'atome d'aluminium ^{13}Al

L'atome d'aluminium porte 13 charge négative et 13 charge positive, Cet atome peut perdre 3 électrons pour se transformer en ion aluminium qui est alors composé de $13-3=10$ charge négative, et si on compare les charges positives au négatives on remarque que l'ion aluminium possède 3 charges positives en excès par rapport aux charges négatives. Cette charge en excès est notée en exposant (en haut à droite) dans la formule de l'ion aluminium : Al^{+3}

Activité : Compléter le tableau suivant

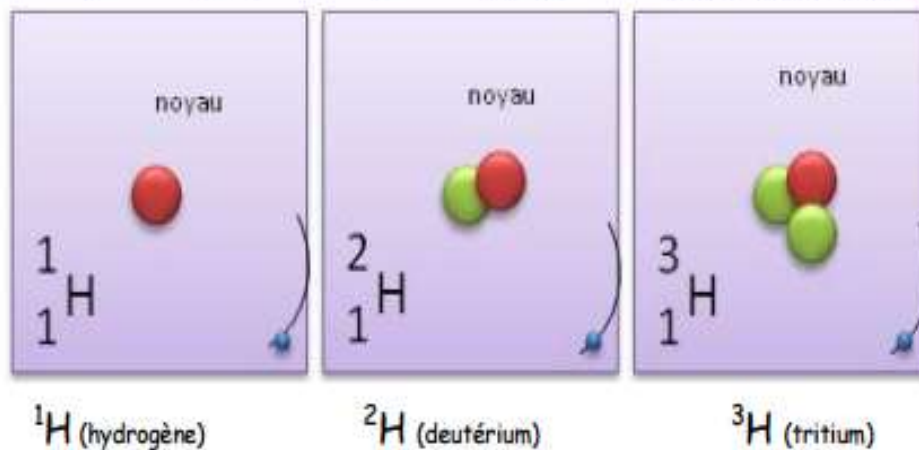
Eléments	$^{55}_{25}\text{Mn}$	$^{207}_{82}\text{Pb}^{+2}$	$^{80}_{35}\text{Br}^{-1}$	$^{122}_{51}\text{Sb}^{+3}$	$^{31}_{15}\text{P}^{-3}$
Nombre de masse	55	207	80	122	31
Numéro d'atome	25	82	35	51	15
Nombre de protons	25	82	35	51	15
Nombre de neutrons	20	125	45	71	16
Nombre d'électrons	25	80	36	48	18

1-4 Les isotopes : Ce sont des atomes d'un même élément dont les noyaux possèdent :

- Le même nombre de protons (même numéro atomique Z)
- Mais pas le même nombre de proton (différents nombres de masse A)

Exemple : l'élément de l'hydrogène se trouve dans la nature sous forme de trois isotopes

Nombre de Masse	Nombre de protons	Nombre de neutrons	isotopes
$A = 1$	$Z = 1$	$N = 0$	Hydrogène normal
$A = 2$	$Z = 1$	$N = 1$	Hydrogène lourd = Deutérium
$A = 3$	$Z = 1$	$N = 2$	Hydrogène hyper lourd = Tritium



Autres exemples :

${}_8^{16}\text{O}$, ${}_8^{17}\text{O}$, ${}_8^{18}\text{O}$; ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, ${}_{12}^{25}\text{Mg}$, ${}_{12}^{26}\text{Mg}$

Remarque : Certains isotopes sont naturels tels que les trois isotopes de carbone et de l'hydrogène, alors que d'autres sont artificiel, ils sont produits en laboratoire ou en industrie, ils sont utilisés par exemple pour traiter certaines tumeurs cancéreuses. Alors que certains isotopes sont instables, ils peuvent alors se désintégrer en émettant des rayonnements, on dit alors qu'ils sont radioactifs

I-5 La masse atomique : La masse d'un atome est égale à la somme des masses des particules qui le composent.

$$M_{\text{atome}} = Z m_p + (A-Z) m_n$$

Avec :

m_p : masse du proton

m_n : masse du neutron

A et Z sont respectivement nombre de masse et numéro atomique

Exemple : Calculer la masse de l'élément ${}^{16}_8\text{O}$

$$M(\text{O}) = 8m_p + (16-8)m_n$$

I-6 La mole : La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone.

Une mole d'atomes contient environ $6,022\,140\,40 \times 10^{23}$ atomes. Ce nombre est appelé nombre d'Avogadro (ou constante d'Avogadro), son symbole est N_A et sa dimension est l'inverse d'une mole (mol^{-1}).

I-7 La masse molaire : La masse molaire d'une substance correspond à la masse d'une mole de cette substance. Elle se note M et s'exprime en gramme par mole (g/mol)

Exemples :

Une mole d'atomes d'hydrogène renferme $6.023\,10^{23}$ atomes et pèse environ 1g.

$$M_H = 1,007976 \text{ g.mol}^{-1}$$

Une mole d'atomes d'oxygène renferme $6.023\,10^{23}$ atomes et pèse environ 16g.

$$M_O = 15,999 \text{ g.mol}^{-1}$$

- Dans le cas d'une molécule, sa masse molaire se calcule en additionnant les masses molaires de tous les éléments qui constituent cette molécule en les multipliant par les coefficients de la formule brute du composé

Exemple :

L'eau a pour formule brute H_2O , soit : $M_{\text{eau}} = 2M_H + M_O = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$

- **La masse molaire** peut être calculée en effectuant le rapport de masse (m) d'une substance par la quantité de matière (n) qu'elle comporte :

$$M = m/n$$

Avec :

- m est la masse exprimée en gramme (g)
- n est le nombre de moles exprimé en mole (mol)
- M est la masse moléculaire exprimée en gramme par mole (g/mol)

I-8 Unité de masse atomique (uma) : c'est une unité de mesure standard, utilisée pour mesurer la masse des atomes et des molécules. Elle n'appartient pas au système international (SI). Elle est définie comme 1/12 de la masse d'un atome de ^{12}C (carbone), non lié, au repos, et

dans son état fondamental. En d'autres termes un atome de ^{12}C a une masse de 12 u et si on prend N (nombre d'Avogadro) atomes de ^{12}C , on aura une masse de 12 g, donc :

$$1 \text{ uma} = (1/12)(12\text{g}/N) = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{g} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{kg}$$

Autre correspondance **utile (en chimie)** : $1 \text{ u} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice : Considérons l'élément $^{31}_{15}\text{P}$. Déterminer en g et uma la masse du noyau, puis celle de l'atome de phosphore

$$\begin{aligned} m &= 15 m_p + (31-15) m_n = 15 \cdot 1,673 \cdot 10^{-24} + 16 \cdot 1,675 \cdot 10^{-24} = 51,925 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ &= (51,925 \cdot 10^{-24} / 1,66054 \cdot 10^{-24}) = 31,27 \text{ u} = 31,27 \text{ g/mole} \end{aligned}$$

I-9 Energie de liaison nucléaire : C'est l'énergie qu'il faut fournir au noyau pour le dissocier en nucléons isolés. Elle est donnée par la relation suivante :

$$E = \Delta m \cdot c^2$$

Dans la quelle :

E : énergie de liaison

Δm : défaut de masse

C : la vitesse de la lumière ($3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$)

Alors que : $\Delta m = \{ Z m_p + (A - Z) m_n \} - m_{\text{exp}}$

Remarque : En utilise souvent comme unité d'énergie l'électron volt (ev) avec :

$$1 \text{ ev} = 1,6021892 \cdot 10^{-19} \text{ J}, \quad 1 \text{ Mev} = 10^6 \text{ ev} = 1,6021892 \cdot 10^{-13} \text{ J}$$

$$1 \text{ uma} \rightarrow 933 \text{ Mév (équivalence masse-énergie)}$$

I.10 Energie de liaison par nucléon : on le note E_a , elle se calcule par la relation suivante :

$$E_a = \frac{E}{A}$$

Avec : **E** : Energie de liaison du noyau en Mev

A : Nombre de nucléons du noyau (nombre de masse)

E_a : permet de comparer la stabilité des noyaux entre eux. Les noyaux dont l'énergie de liaison par nucléon est la plus grande sont les plus stables.

Exercice 1 :

On considère le noyau de lithium ${}^7_3\text{Li}$.

- a) Calculer la masse théorique du noyau de Li. Comparer cette valeur à celle de la masse réelle du noyau qui est de 7.01601 u. Conclure.
- b) Calculer l'énergie de liaison de ce noyau en J et en MeV. déduire son énergie de liaison par nucléon.

Exercice 2 : Soient les trois noyaux : ${}^{94}_{38}\text{Sr}$, ${}^{140}_{54}\text{Xe}$ et ${}^{235}_{92}\text{U}$

- 1) Calculer le défaut de masse Δm (en u) de chacun de ces trois noyaux.
- 2) Calculer l'équivalent énergétique en MeV pour une variation de masse $\Delta m = 1$ u.
- 3) Déduire les énergies de liaison en MeV des noyaux de Sr, Xe et U.
- 4) Calculer l'énergie de liaison par nucléon de chaque noyau en MeV/nucléon. En déduire le noyau le plus stable.

Données : masses atomiques en u : Sr (93.9154), Xe (139.9252), U (234.99332),

p (1.00728), n (1.00866). $1 \text{ u} = 1.66054 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$, $1 \text{ eV} = 1.6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $C = 2.9979 \cdot 10^8 \text{ m/s}$