



Partie I : L'atome.

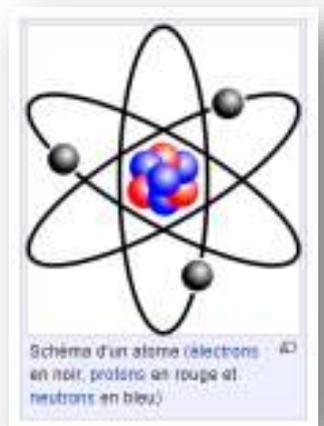
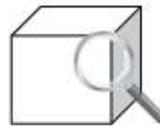
→ Chapitre 1 : structure de l'atome.

→ Chapitre 2 : répartition des électrons dans les atomes et tableau périodique.

Chapitre 1 : Structure de l'atome.

I- Les particules fondamentales de l'atome et leurs caractéristiques.

- La matière est constituée à partir d'atomes.
- L'atome est formé d'un noyau entouré d'électrons.
- Le noyau atomique est constitué de particules appelées nucléons (protons et neutrons).
- Les électrons d'un atome constituent le nuage électronique (cortège électronique) de cet atome.



Les particules fondamentales de l'atome **sont** : protons, neutrons et électrons.

Les parties de l'atome sont : le noyau et le nuage électronique.

a) Proton :

✚ Localisation ou emplacement : dans le noyau (à l'intérieur du noyau)

✚ Symbole : **p⁺** (ou p)

✚ Charge relative : **1+**

Rq.: la charge d'un proton est une charge élémentaire positive (+e) équivalente à $+1,6 \times 10^{-19}$ C. (Le coulomb (C) est l'unité de charge électrique)

✚ Masse : $m_{\text{proton}} \approx 1,67 \times 10^{-27}$ Kg \approx **1 u.m.a (1 u)**

Rq.: u.m.a \rightarrow unité de masse atomique

✚ Nombre : **Z**

b) Neutron :

- ✚ **Localisation ou emplacement :** dans le noyau
- ✚ **Symbole :** n^0 (ou n)
- ✚ **Charge :** nulle \longrightarrow particule électriquement neutre
- ✚ **Masse :** $m_{\text{neutron}} \approx 1,67 \times 10^{-27} \text{ Kg} \approx 1 \text{ u.m.a}$
- ✚ **Nombre :** N



La masse d'un nucléon = 1 u.m.a

c) Électron :

- ✚ **Localisation ou emplacement :** dans le nuage électronique (à l'extérieur du noyau)
- ✚ **Symbole :** e^-
- ✚ **Charge relative :** 1^-
Rq : la charge d'un électron est une charge élémentaire négative ($-e$) équivalente à $-1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
- ✚ **Nombre :** Z \longrightarrow le nombre d'électrons est égal au nombre de protons.
- ✚ **Masse :** $m_{\text{électron}} \approx 9,1 \times 10^{-31} \text{ Kg} \approx 5,5 \times 10^{-4} \text{ u.m.a}$

$$m_{e^-} \approx \frac{m_{p^+}}{1836}$$

Donc la masse de l'électron est négligeable par rapport à celle d'un proton ou d'un neutron.

Particule	Proton	Neutron	Electron
Symbole	p^+	n^0	e^-
Charge Relative	1^+	0	1^-
Masse	$\approx 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$\approx 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$\approx 0,9 \times 10^{-30} \text{ kg}$
Localisation	Noyau	Noyau	Nuage électronique

Remarque :

Électroneutralité des atomes :

L'atome est électriquement neutre. Sa charge est **nulle** ; $Q = 0$

Charge totale de l'atome = charge relative du noyau + charge relative du nuage électronique

➤ Charge relative du noyau (q) = nombre de protons \times charge relative d'un proton

\Rightarrow charge relative du noyau ou charge nucléaire relative = $Z \times (1+) = Z+$

➤ Charge relative du nuage électronique (q') = nombre d'électrons \times charge relative d'un électron

\Rightarrow charge relative du nuage électronique = $Z \times (1-) = Z-$

❖ Application 1 :

Le noyau de l'atome de sodium Na contient 11 protons.

➤ Déterminer (ou calculer) la charge relative du noyau de l'atome de sodium sachant que la charge relative d'un proton est $1+$.

Réponse :

Charge relative du noyau = nombre de protons \times charge relative d'un proton = $11 \times (1+) = 11+$



charge nucléaire relative

➤ Déterminer (ou calculer) la charge du noyau de l'atome de sodium sachant que la charge d'un proton est $+e$.

Réponse :

Charge du noyau (charge nucléaire) = nombre de protons \times charge d'un proton = $Z \times (+e) = +Ze$

$\Rightarrow q_{\text{noyau}} = +11e = +11 \times 1,6 \times 10^{-19} = +17,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

II- Numéro atomique et nombre de masse :

1) Numéro atomique Z (ou nombre de charge) :

Numéro atomique Z = Nombre de protons

Comme l'atome est électriquement neutre alors le nombre d'électrons est égal au nombre de protons.

Rq.: l'élément est caractérisé par son numéro atomique Z . Il n'y a jamais deux éléments différents qui ont le même numéro atomique Z . (C'est la carte d'identité de l'élément)



Un élément chimique est identifié par son numéro atomique Z .

2) Nombre de masse A :

Nombre de masse A = Nombre de nucléons = Nombre de protons + Nombre de neutrons

$$A = Z + N \longrightarrow N = A - Z$$

❖ Application 2 : (1^{ère} session 2018)

La charge relative du nuage électronique d'un atome de potassium est égale à 19-.

- Déduire la charge relative du noyau d'un atome de potassium.
- Montrer que le numéro atomique de l'élément potassium est 19, sachant que la charge relative d'un proton est 1+.

Réponse :

a) Comme l'atome est électriquement neutre donc la charge totale de l'atome = 0 (0,25 pt.)

Charge totale de l'atome = charge relative du noyau + charge relative du nuage électronique (0,5 pt.)

$$\Rightarrow \text{charge relative du noyau} = 0 - (19-) = 19+ \text{ (0,25 pt.)}$$

b) La charge relative du noyau = nombre de protons \times charge relative d'un proton (0,25 pt.)

$$\Rightarrow 19+ = \text{nombre de protons} \times (1+) \text{ (0,25 pt.)}$$

$$\Rightarrow \text{nombre de protons} = \frac{19+}{1+} = 19 \text{ (0,25 pt.)}$$

Numéro atomique Z = nombre de protons = 19 (0,25 pt.)

III- Représentation symbolique (notation symbolique) de l'atome ou du noyau de l'atome :

Symbole atomique ou symbole nucléaire.

La représentation symbolique d'un noyau atomique ou d'un atome est de la forme :

Un nucléide ou nuclide est symbolisé par



X : Symbole de l'élément

❖ Application 3 :

Écrire la représentation symbolique du noyau de l'atome d'aluminium (Al), sachant qu'il contient 13 protons et 14 neutrons. Justifier.

Réponse :

Le numéro atomique Z représente le nombre de protons dans le noyau de l'atome :

Numéro atomique Z = nombre de protons = 13

Le nombre de masse A représente le nombre de nucléons dans le noyau de l'atome :

Nombre de masse A = nombre de nucléons = nombre de protons + nombre de neutrons

$$\Rightarrow A = Z + N = 13 + 14 = 27$$

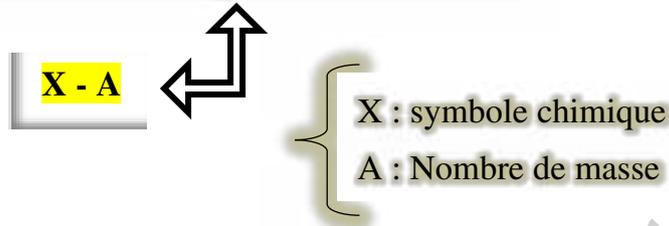
Représentation symbolique : ${}_{13}^{27}\text{Al}$

Bon à Savoir!

Tout atome est formé de protons, d'électrons et de neutrons, à l'exception de l'hydrogène ${}^1_1\text{H}$ qui ne contient pas de neutrons.

Remarque :

Notation abrégée d'un atome :



Exemple : C - 12 représente le carbone de nombre de masse 12.

IV- Masse atomique :

Masse de l'atome = masse du noyau + masse des électrons

Or la masse totale des électrons est négligeable devant celle du noyau, alors la masse d'un atome est pratiquement égale à la masse de son noyau (la masse de l'atome est concentrée dans son noyau).

La masse de ses nucléons

Masse de l'atome = masse du noyau = nombre de nucléons \times masse d'un nucléon
 \Rightarrow masse de l'atome = $A \times 1\text{u} = A \text{ u}$ (**ou u.m.a**) = $A \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ Kg}$

Exemple : pour le sodium Na (A = 23)

Masse de l'atome de sodium (masse atomique) = masse du noyau
= nombre de nucléons \times masse d'un nucléon = $23 \times 1 \text{ u} = 23 \text{ u}$ (23 u.m.a) = $23 \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ Kg}$
= $38,41 \times 10^{-27} \text{ Kg}$.



A u.m.a \Rightarrow masse d'un atome

A (sans unité) \Rightarrow nombre de nucléons

Nucléon : une particule retrouvée dans le noyau d'un atome (un proton ou un neutron).

V- Les isotopes :

(Voir 1^{ère} session 2017 - exercice 1- question 2.1)

- Les isotopes sont des atomes ayant le même numéro atomique Z (des atomes d'un même élément chimique), mais des nombres de masse A différents (des nombres de neutrons N différents).

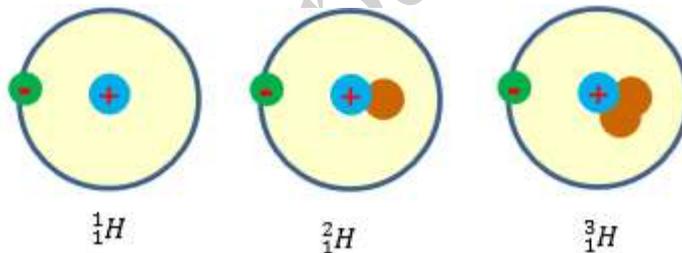
${}^A_Z X$ et ${}^{A'}_Z X$ sont deux isotopes de l'élément X.

Exemples :

- ✓ Les isotopes de l'oxygène : ${}^{16}_8 O$, ${}^{17}_8 O$, ${}^{18}_8 O$

${}^{16}_8 O$	${}^{17}_8 O$	${}^{18}_8 O$
Oxygène-16	Oxygène-17	Oxygène-18
8p ⁺ et 8n ⁰	8p ⁺ et 9n ⁰	8p ⁺ et 10n ⁰

- ✓ Les isotopes de l'hydrogène : ${}^1_1 H$, ${}^2_1 H$, ${}^3_1 H$ } ${}^1_1 H$ représente un nucléide,
 ${}^2_1 H$ un autre nucléide...



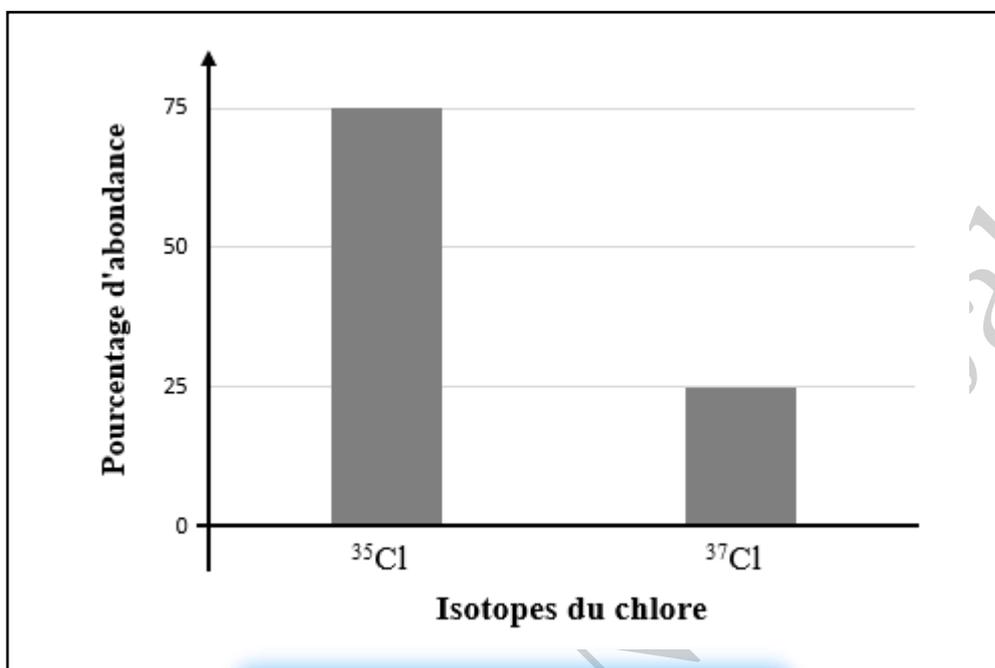
Remarques :

- 1) Plus un isotope possède des neutrons, plus sa masse augmente (plus il est lourd).
L'isotope le plus lourd est celui qui possède le plus grand nombre de neutrons (⇒ qui a le nombre de masse le plus grand).
- 2) Les atomes isotopes ont les mêmes propriétés chimiques.

▪ Masse atomique moyenne \bar{M} :

L'élément chlore existe dans la nature sous forme de ^{35}Cl et ^{37}Cl .

Le pourcentage d'abondance de chacun de ces deux isotopes est représenté dans l'histogramme suivant :



L'isotope le plus abondant : ^{35}Cl

L'isotope le moins abondant : ^{37}Cl



Pourcentage d'abondance ou Pourcentage atomique ou Abondance relative (%)

⇒ Masse atomique moyenne :

$$\bar{M} = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35,5 \text{ u.m.a/atome.}$$

FIN.