

Introduction

Toute la matière qui t'entoure est faite d'**atomes** : il en existe une centaine de types différents, mais tous sont construits sur le même modèle. Comprendre la **structure de l'atome**, c'est comprendre pourquoi les éléments chimiques se comportent comme ils le font.

Dans ce chapitre, tu vas décrire l'atome, apprendre sa **notation symbolique**, et voir comment ses **électrons** se répartissent.

I. La structure de l'atome

Un atome est constitué de deux parties :

- un **noyau** central, formé de **protons** (chargés positivement) et de **neutrons** (sans charge) ;
- un **cortège électronique** : des **électrons** (chargés négativement) qui se déplacent autour du noyau.

● proton (+) ● neutron

● électrons (-)

${}^{12}_6\text{C}$

A = 12 : nombre de masse
protons + neutrons

Z = 6 : numéro atomique
nombre de protons

N = A - Z = 6 neutrons

Atome neutre : 6 p⁺ = 6 e⁻

Schéma 1 — L'atome est formé d'un noyau (protons + neutrons) entouré d'électrons. La notation ${}^{12}_6\text{C}$ donne A = 12 (nombre de masse) et Z = 6 (numéro atomique).

Le proton et l'électron portent une charge électrique opposée, de même valeur, appelée **charge élémentaire** : $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Atome neutre. Un atome est électriquement **neutre** : il contient **autant de protons que d'électrons**.

L'atome est essentiellement constitué de vide. Le noyau est environ **100 000 fois plus petit** que l'atome (noyau $\approx 10^{-15} \text{ m}$, atome $\approx 10^{-10} \text{ m}$). Pourtant, presque toute la **masse** de l'atome est concentrée dans son noyau, car les électrons sont environ 2000 fois plus légers que les nucléons.

II. Numéro atomique, nombre de masse et notation

On caractérise un noyau par deux nombres entiers :

- le **numéro atomique Z** : c'est le **nombre de protons** du noyau (et donc aussi le nombre d'électrons si l'atome est neutre) ;
- le **nombre de masse A** : c'est le **nombre de nucléons** (protons + neutrons).

On en déduit le **nombre de neutrons** : $N = A - Z$.

Le noyau s'écrit avec une **notation symbolique** : le nombre de masse A en haut à gauche, le numéro atomique Z en bas à gauche du symbole de l'élément.

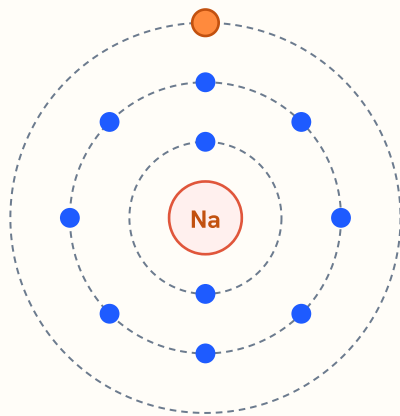
Exemple. Le noyau de carbone $^{12}_6\text{C}$ contient $Z = 6$ protons et $A = 12$ nucléons, soit $N = 12 - 6 = 6$ neutrons. L'atome neutre possède 6 électrons.

Un **élément chimique** est caractérisé par son **numéro atomique Z**. Deux noyaux qui ont le **même Z** mais un **nombre de neutrons différent** (donc un A différent) sont des **isotopes** d'un même élément.

Exemple d'isotopes. $^{12}_6\text{C}$ et $^{14}_6\text{C}$ ont tous deux $Z = 6$ (ce sont des atomes de carbone), mais l'un a 6 neutrons et l'autre 8.

III. Le cortège électronique : la répartition en couches

Les électrons d'un atome se répartissent autour du noyau sur des **couches électroniques**, désignées par les lettres **K, L, M...**



Atome de sodium ($Z = 11$)

- couche K : 2 électrons
- couche L : 8 électrons
- couche M : 1 électron (externe)

→ 1 électron de valence

On remplit K, puis L, puis M.



Schéma 2 — Les électrons se répartissent sur des couches K, L, M remplies dans l'ordre. Pour le sodium : $(K)^2 (L)^8 (M)^1$; la couche externe porte 1 électron de valence.

Chaque couche ne peut contenir qu'un **nombre maximal d'électrons** : la couche **K** en contient au maximum **2**, la couche **L** au maximum **8**, la couche **M** au maximum **8** (pour les premiers éléments).

Règle de remplissage. On remplit d'abord la couche **K**, puis la couche **L**, puis la couche **M**.

La dernière couche occupée est la **couche externe**. Les électrons qu'elle contient sont les **électrons de valence** : ce sont eux qui déterminent les **propriétés chimiques**

de l'atome.

Exemple. Le sodium ($Z = 11$) a 11 électrons, répartis ainsi : $(K)^2 (L)^8 (M)^1$. Sa couche externe (M) porte **1 électron de valence**.

IV. Des atomes aux ions

Un atome peut **gagner ou perdre un ou plusieurs électrons** : il devient alors un **ion**.

- s'il **perd** des électrons, il devient un **cation** (ion positif), comme Na^+ ou Mg^{2+} ;
- s'il **gagne** des électrons, il devient un **anion** (ion négatif), comme Cl^- ou O^{2-} .

Le **noyau n'est pas modifié** : seul le nombre d'électrons change.

L'essentiel à retenir

À retenir.

- L'atome = un **noyau** (protons + neutrons) + un **cortège d'électrons** ; il est **neutre** (autant de protons que d'électrons).
- **Z** = nombre de protons ; **A** = nombre de nucléons ; **N** = **A - Z**. Notation : ${}^A_Z X$.
- Un **élément chimique** est défini par **Z** ; deux **isotopes** ont le même Z mais un A différent.
- Les électrons se répartissent sur les couches **K (2)**, **L (8)**, **M (8)**, remplies dans l'ordre ; la couche externe porte les **électrons de valence**.
- Un atome qui perd ou gagne des électrons devient un **ion** (cation + ou anion -).

Exercices

Exercice 1 — Composition d'un atome

On considère l'atome d'aluminium de notation $^{27}_{13}\text{Al}$.

1. Donne le numéro atomique Z et le nombre de masse A .
2. Combien cet atome contient-il de **protons**, de **neutrons** et d'**électrons** ?

Exercice 2 — Écrire la notation

Un noyau de fer contient **26 protons** et **30 neutrons**. Le symbole du fer est Fe.

1. Quel est son numéro atomique Z ?
2. Quel est son nombre de masse A ?
3. Écris sa notation symbolique.

Exercice 3 — Répartition des électrons

1. Établis la répartition des électrons (configuration en couches) de l'atome d'oxygène ($Z = 8$).
2. Établis celle de l'atome de magnésium ($Z = 12$).
3. Pour chacun, indique le nombre d'**électrons de valence**.

Exercice 4 — Isotopes

Voici quatre noyaux : $^{16}_8\text{A}$, $^{17}_8\text{B}$, $^{14}_7\text{C}$, $^{15}_7\text{D}$ (A, B, C, D sont des symboles fictifs).

1. Quels noyaux sont des **isotopes** d'un même élément ? Justifie.
2. Combien de neutrons possède le noyau $^{17}_8\text{B}$?

Exercice 5 — Formation d'un ion

L'atome de magnésium ($Z = 12$) perd 2 électrons.

1. L'ion obtenu est-il un cation ou un anion ?
2. Écris la formule de cet ion.
3. Le noyau de l'ion est-il différent de celui de l'atome de départ ?

Corrigés

Corrigé de l'exercice 1

1. $Z = 13$ et $A = 27$.
2. L'atome contient **13 protons** ($= Z$), $N = A - Z = 27 - 13 = 14$ neutrons, et **13 électrons** (atome neutre).

Corrigé de l'exercice 2

1. $Z = 26$ (nombre de protons).
2. $A = 26 + 30 = 56$ (protons + neutrons).
3. Sa notation est ${}^{56}_{26}\text{Fe}$.

Corrigé de l'exercice 3

1. Oxygène (8 électrons) : $(K)^2 (L)^6$.
2. Magnésium (12 électrons) : $(K)^2 (L)^8 (M)^2$.
3. Électrons de valence (couche externe) : oxygène $\rightarrow 6$; magnésium $\rightarrow 2$.

Corrigé de l'exercice 4

1. ${}^{16}_8\text{A}$ et ${}^{17}_8\text{B}$ sont des isotopes (même $Z = 8$). De même, ${}^{14}_7\text{C}$ et ${}^{15}_7\text{D}$ sont des isotopes (même $Z = 7$). Des isotopes ont le même numéro atomique mais un nombre de masse différent.
2. ${}^{17}_8\text{B}$: $N = A - Z = 17 - 8 = 9$ neutrons.

Corrigé de l'exercice 5

1. En perdant des électrons, l'atome devient un **cation** (ion positif).
2. La formule de l'ion est **Mg²⁺** (il a perdu 2 électrons, il porte 2 charges +).
3. **Non** : le noyau n'est pas modifié, seul le nombre d'électrons a changé.