Chapitre 3 : De l'atome à l'élément chimique

Toute la matière qui nous entoure (l'eau, l'air, notre corps…) est formée d'atomes. Dans ce chapitre, on découvre de quoi est fait un atome, comment il peut devenir un ion, et comment les éléments chimiques sont rangés dans le tableau périodique.

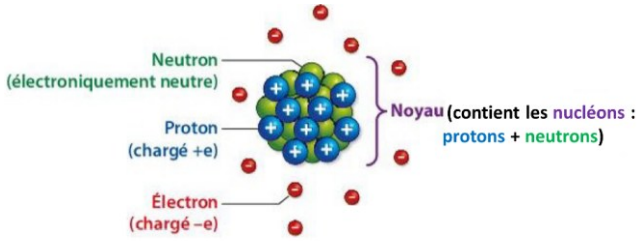
I. L'atome

1. Constitution de l'atome

Un **atome** est constitué :

- d'un **noyau**, chargé positivement, situé au centre ;
- d'**électrons** (notés e^-), chargés négativement, qui se déplacent autour du noyau : ils forment le **nuage électronique** (ou cortège électronique).

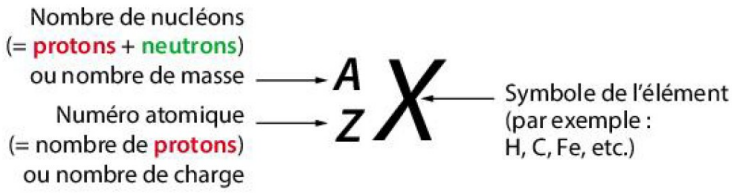
Le noyau contient des **nucléons** : les **protons** (chargés positivement) et les **neutrons** (électriquement neutres).



Particule	Où ?	Charge électrique	Masse
Proton	Noyau	$+e = +1{,}60 \times 10^{-19}$ C	$m_p \approx 1{,}67 \times 10^{-27}$ kg
Neutron	Noyau	0 (neutre)	$m_n \approx 1{,}67 \times 10^{-27}$ kg
Électron	Nuage électronique	$-e = -1{,}60 \times 10^{-19}$ C	$m_e \approx 9{,}11 \times 10^{-31}$ kg

*Remarques : la charge électrique s'exprime en **coulomb (C)**. $e = 1{,}60 \times 10^{-19}$ C est la **charge élémentaire** : c'est la plus petite charge électrique qui existe.*

2. Écriture conventionnelle du noyau



Le noyau d'un atome de symbole X s'écrit ${}^{A}_{Z}\mathrm{X}$ avec :

- **Z = numéro atomique** = nombre de **protons** ;
- **A = nombre de masse** = nombre de **nucléons** (protons + neutrons) ;
- **N = A – Z** = nombre de **neutrons**.

Exemple Le noyau de cuivre ${}^{63}_{29}\mathrm{Cu}$ contient **63 nucléons** : **29 protons** et 63 – 29 = **34 neutrons**.

Remarque : on écrit souvent simplement ${}^{63}\mathrm{Cu}$, car chaque symbole correspond à un seul numéro atomique Z.

3. L'atome est électriquement neutre

La charge des électrons compense exactement celle des protons : un atome possède **autant d'électrons que de protons**, c'est-à-dire **Z électrons**.

Exemple L'atome de cuivre (Z = 29) possède 29 protons, donc **29 électrons**.

4. Masse de l'atome

Un électron est environ **2 000 fois plus léger** qu'un nucléon. On peut donc négliger la masse des électrons : **la masse d'un atome est pratiquement égale à celle de son noyau**.

À RETENIR

$$m_{atome} \approx m_{noyau} \approx A \times m_{nucléon} \qquad \text{avec } m_{nucléon} \approx 1{,}67 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Exemple Atome de carbone $^{12}_{6}C$: $m \approx 12 \times 1{,}67 \times 10^{-27} \approx \mathbf{2{,}00 \times 10^{-26}\ kg}$.

II. Les ions monoatomiques

Un **ion monoatomique** se forme quand un atome **perd** ou **gagne** un ou plusieurs électrons. **Le noyau ne change pas.**

- **Cation** : ion **positif** → l'atome a **perdu** des électrons.
- **Anion** : ion **négatif** → l'atome a **gagné** des électrons.

La charge de l'ion est écrite en exposant, en nombre de charges élémentaires e : Na^+, Mg^{2+}, Cl^-, O^{2-}…

Anion	Cation
$C\ell^-$ Ion de charge négative	Mg^{2+} Ion de charge positive
Formé à partir d'un atome de chlore $C\ell$ qui gagne un électron.	Formé à partir d'un atome de magnésium Mg qui perd deux électrons.

III. La configuration électronique

1. Couches et sous-couches

Les électrons d'un atome sont rangés sur des **couches** numérotées **n = 1, 2, 3…** Plus n est grand, plus la couche est loin du noyau. Chaque couche est divisée en **sous-couches** notées **s** et **p**.

Couche	**n = 1**	**n = 2**		**n = 3**	
Sous-couche	1s	2s	2p	3s	3p
Nombre maximal d'électrons	2	2	6	2	6

2. Règle de remplissage

À l'état fondamental, les électrons remplissent les sous-couches **dans cet ordre** :

1s → 2s → 2p → 3s → 3p

On ne passe à la sous-couche suivante que lorsque la précédente est **pleine** (saturée).

Méthode : établir une configuration électronique

1. Je cherche Z → l'atome a **Z électrons** à placer.
2. Je remplis 1s (2 max), puis 2s (2), 2p (6), 3s (2), 3p (6)… jusqu'à avoir placé tous les électrons.
3. Je vérifie : la somme des exposants doit être égale à Z.

Exemple : sodium Na, Z = 11 → $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1}$ (2 + 2 + 6 + 1 = 11 ✓)

3. Les électrons de valence

Pour Z ≤ 18, les **électrons de valence** sont ceux de la **dernière couche occupée** (la couche de n le plus grand). Ce sont eux qui sont responsables de la **réactivité chimique** de l'atome.

Exemple: Phosphore P, Z = 15 : $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3}$. Dernière couche : n = 3 → 2 + 3 = **5 électrons de valence**.