

CHAPITRE 1 :

ATOMES, STRUCTURE ELECTRONIQUE & TABLEAU PERIODIQUE

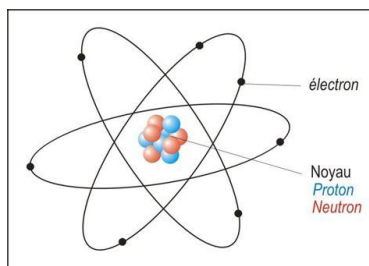
Le noyau de l'atome, siège de sa masse et de son identité. Numéro atomique, nombre de masse, écriture conventionnelle : A_ZX ou AX. Élément chimique. Masse et charge électrique d'un électron, d'un proton et d'un neutron, charge électrique élémentaire, neutralité de l'atome.	Citer l'ordre de grandeur de la valeur de la taille d'un atome. Comparer la taille et la masse d'un atome et de son noyau. Établir l'écriture conventionnelle d'un noyau à partir de sa composition et inversement. Capacités mathématiques : effectuer le quotient de deux grandeurs pour les comparer. Utiliser les opérations sur les puissances de 10. Exprimer les valeurs des grandeurs en écriture scientifique.
Le cortège électronique de l'atome définit ses propriétés chimiques. Configuration électronique (1s, 2s, 2p, 3s, 3p) d'un atome à l'état fondamental et position dans le tableau périodique (blocs s et p). Électrons de valence. Familles chimiques.	Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental. Déterminer les électrons de valence d'un atome ($Z \leq 18$) à partir de sa configuration électronique à l'état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique. Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles.

1. Structure de l'atome

Un atome est une entité chimique constituée d'un noyau central autour duquel se déplacent un ou plusieurs électrons.

■ Le noyau atomique

Un noyau est composé de particules appelées nucléons : les protons et les neutrons.



Sa composition est donnée par l'écriture conventionnelle :



Remarque : Nombre de neutrons $N=A-Z$

Exemple : Le cuivre Cu



- Charge du noyau, du nuage électronique, de l'atome

Chaque proton porte une charge électrique positive appelée charge élémentaire $+e = 1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$

Les neutrons ont une charge électrique nulle $q(\text{neutron}) = 0 \text{ Coulomb}$.

La charge du noyau est donc celle des protons et dépend du nombre de protons.

$$Q(\text{noyau}) = Z \cdot q(\text{d'un proton}) = Z \cdot e$$

$$Q(\text{nuage électronique}) = Z \cdot (-e)$$

- Le cortège électronique

Le cortège électronique d'un atome est constitué de l'ensemble de ses électrons. Chaque électron porte une charge électrique égale à $-e$.

Un atome est électriquement neutre : le nombre de charge négative (les électrons) est donc égale au nombre de charge positive (les protons).

En 1913, le physicien danois Niels Bohr propose une organisation des électrons en couche électroniques. Chaque couche électronique comporte des sous couches, notés s et p contenant un nombre limité d'électrons.

La dernière couche est appelée couche de valence. Des électrons de cette couche sont appelés électrons de valence.

Couche	Sous-couche	Nombre maximal d'électrons	
1	1s	2	2
2	2s	2	8
	2p	6	
3	3s	2	8
	3p	6	

Exemples :

a. Magnésium $^{24}_{12}\text{Mg}$ **c.** Hydrogène ^1_1H **e.** Soufre $^{32}_{16}\text{S}$ **g.** Carbone $^{12}_6\text{C}$ **b.** Azote $^{14}_7\text{N}$ **d.** Chlore $^{35}_{17}\text{Cl}$ **f.** Bore $^{11}_5\text{B}$ **h.** Argon $^{40}_{18}\text{Ar}$

■ Taille de l'atome

L'ordre de grandeur d'un atome est de 10^{-10} mètre alors que celle du noyau est de 10^{-15} mètre.

L'atome est 10^5 fois plus grand que son noyau.

La plus grande partie d'un atome est constituée de vide : **sa structure est dite lacunaire.**

Remarque : Nous pouvons également comparer les volumes pour comparer la taille du noyau et de l'atome.

Rappel :

Volume d'une sphère : $\frac{4}{3}\pi R^3$

■ Masse de l'atome

Masse d'un atome = masse du noyau + masse des électrons

Le noyau comporte des protons et des neutrons

Masse d'un proton = $1.673 \cdot 10^{-27}$ kg

Masse d'un neutron = $1.675 \cdot 10^{-27}$ kg

Masse d'un électron = $9.11 \cdot 10^{-31}$ kg

masse du noyau = masse des protons + masse des neutrons

masse du noyau = $Z \cdot \text{masse d'un proton} + (A - Z) \cdot \text{masse d'un neutron}$

masse des électrons = $Z \cdot \text{masse d'un électron}$

(Z car un atome est électriquement neutre donc autant de charges + que de charges négatives).

masse d'un atome = $Z \cdot \text{masse d'un proton} + (A - Z) \cdot \text{masse d'un neutron} + Z \cdot \text{masse d'un électron}$



■ Les ions

Un ion est une espèce chimique chargée électriquement, obtenue lorsqu'un atome perd ou gagne un ou plusieurs électrons. Le nombre de protons Z ne change pas : seule la charge du nuage électronique est modifiée.

On distingue deux types d'ions :

Le cation : ion positif obtenu par perte d'un ou plusieurs électrons. Exemple : l'atome de calcium Ca perd 2 électrons pour former l'ion calcium Ca^{2+} .

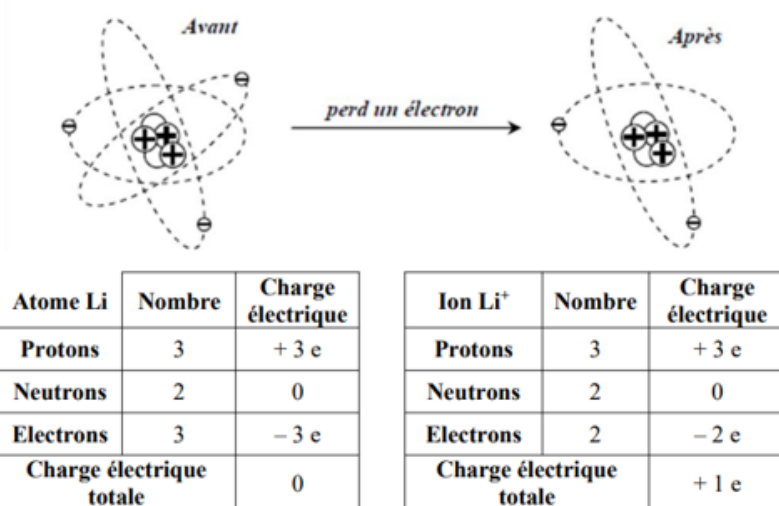
L'anion : ion négatif obtenu par gain d'un ou plusieurs électrons. Exemple : l'atome de fluor F gagne 1 électron pour former l'ion fluorure F^- .

Écriture conventionnelle : la charge de l'ion s'écrit en exposant à droite du symbole (par exemple Ca^{2+} ou F^-).

Remarque : la charge de l'ion correspond à la différence entre le nombre de charges positives (protons) et le nombre de charges négatives (électrons) : $Q(\text{ion}) = (Z - \text{nombre d'électrons}) \times e$

Exemple :

(Formation de l'ion Li^+ à partir de l'atome de lithium Li ($Z = 3$))



2. Compter l'invisible : petite histoire de la mole

Imagine que l'on te demande de compter, un par un, tous les grains de sable d'une plage. La tâche paraît impossible : non seulement il y en a beaucoup trop, mais chaque grain est bien trop petit pour être manipulé individuellement. C'est exactement le problème auquel les chimistes ont été confrontés il y a deux siècles, avec un objet encore plus petit qu'un grain de sable : l'atome.

Dans un verre d'eau, il y a environ mille milliards de milliards de molécules d'eau. Aucun chimiste ne peut les compter une par une, et pourtant, pour comprendre une réaction chimique, il faut savoir combien de molécules réagissent entre elles. Comment résoudre ce problème ? C'est toute l'histoire de la mole.

Avogadro et une hypothèse audacieuse (1811)

Au début du XIX^e siècle, le physicien italien Amedeo Avogadro s'intéresse aux gaz. Il propose une idée simple mais très puissante : à température et pression identiques, des volumes égaux de gaz différents contiennent toujours le même nombre de molécules, quelle que soit la nature du gaz.

Cette hypothèse est remarquable, car à l'époque, personne n'a jamais vu un atome ni une molécule, et personne n'est même certain qu'ils existent réellement ! Avogadro n'a aucun moyen de connaître ce nombre de molécules. Il pose seulement l'idée qu'un tel nombre existe et qu'il est le même pour tous les gaz dans les mêmes conditions.

Une question qui reste sans réponse pendant un siècle

Il faudra attendre plusieurs décennies pour que des scientifiques parviennent à estimer ce fameux nombre. En 1865, le physicien autrichien Johann Josef Loschmidt calcule, le premier, un ordre de grandeur du nombre de molécules contenues dans un volume donné de gaz. Mais c'est surtout le physicien français Jean Perrin qui va, au tout début du XX^e siècle, apporter la preuve définitive que les atomes et les molécules existent bel et bien.

En étudiant le mouvement incessant et désordonné de minuscules particules en suspension dans un liquide (le mouvement brownien), Jean Perrin parvient, par plusieurs méthodes indépendantes, à mesurer ce nombre de molécules avec une précision inédite. Toutes ses méthodes convergent vers la même valeur, ce qui constitue une preuve très convaincante : la matière est bien constituée de grains discrets — les atomes et les molécules — et non d'une substance continue comme on le pensait parfois encore à l'époque.

En 1909, pour saluer le travail précurseur d'Avogadro, Jean Perrin propose de baptiser ce nombre la constante d'Avogadro. Ce travail vaudra à Perrin le prix Nobel de physique en 1926.

Naissance d'une nouvelle unité : la mole

Ce nombre de molécules est absolument immense : environ 602 000 milliards de milliards ($6,02 \times 10^{23}$). Pour éviter de manipuler des nombres aussi gigantesques à chaque calcul, les chimistes ont eu l'idée de regrouper les particules par « paquets » de cette taille, un peu comme on regroupe des œufs par douzaines.

Une douzaine, c'est toujours 12 objets, que ce soit une douzaine d'œufs ou une douzaine d'huîtres.

Une mole, c'est toujours $6,02 \times 10^{23}$ entités (atomes, molécules, ions...), quelle que soit leur nature.

Ce nombre $6,02 \times 10^{23}$ porte le nom de constante d'Avogadro, notée N_A , en hommage au physicien italien — même si c'est Jean Perrin qui, le premier, l'a mesuré avec précision.

La mole a été officiellement adoptée comme unité de base du Système international en 1971. Elle a d'abord été définie à partir de la quantité de matière contenue dans exactement 12 grammes de carbone 12. Puis, en 2019, dans un souci de précision extrême, les scientifiques ont choisi de fixer une bonne fois pour toutes la valeur exacte de la constante d'Avogadro : $N_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. La mole est ainsi devenue une unité définie par un nombre fixe, tout comme le mètre est aujourd'hui défini à partir de la vitesse de la lumière.

À quoi sert la mole aujourd'hui ?

En chimie, on ne pèse jamais un seul atome ou une seule molécule : c'est bien trop petit pour la moindre balance. En revanche, on peut peser une mole de matière, car une mole représente une quantité de matière à l'échelle humaine, que l'on peut tenir dans la main.

La mole est donc le pont entre deux mondes : le monde microscopique des atomes et des molécules, impossible à observer ou à compter directement, et le monde macroscopique des grammes et des kilogrammes, que l'on peut mesurer en laboratoire. Grâce à la mole et à la masse molaire, il devient possible de savoir combien de molécules sont réellement présentes dans un échantillon simplement en le pesant.

Ce que les scientifiques du XIX^e siècle ne pouvaient qu'imaginer sans jamais le prouver — l'existence des atomes — est aujourd'hui un outil de calcul quotidien pour tous les élèves de chimie, grâce à des décennies de travail acharné pour réussir à « compter l'invisible ».

3. Cortège électronique et Tableau périodique

Les 118 éléments chimiques connus sont classés par numéro atomique Z croissant selon 7 périodes (ou lignes) et 18 colonnes dans le tableau périodique.

Il existe un lien entre la position d'un élément chimique dans le tableau et sa configuration électronique.

Chaque ligne correspond au nombre de couches et chaque colonne au nombre d'électrons sur la couche de valence.

Les éléments chimiques d'une même colonne appartiennent à la même famille.

Tableau périodique restreint ($Z \leq 18$) — familles chimiques et configurations

	Métaux alcalins	Métaux alcalino-terreux						Halogènes	Gaz nobles
Colonne	1	2	3 - 12	13	14	15	16	17	18
1	H $1s^1$								He $1s^2$
2	Li $1s^2 2s^1$	Be $1s^2 2s^2$		B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
3	Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Nb e ⁻ valence	1	2		3	4	5	6	7	8 (2 pour He)

À retenir — le numéro de colonne (13 à 18) donne directement le nombre d'électrons de valence ; pour les colonnes 1 et 2, ce nombre vaut respectivement 1 et 2 (sauf H).

■ Métaux alcalins (col. 1)

■ Alcalino-terreux (col. 2)

■ Halogènes (col. 17)

■ Gaz nobles (col. 18)