

01. Architecture de la matière

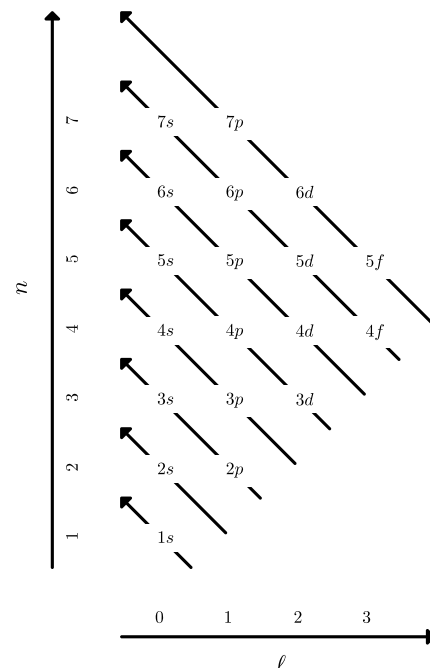
Structure de l'atome

- Atome : constitué d'un noyau (protons et neutrons) autour duquel gravitent des électrons, il est électriquement neutre.
- Notation symbolique : ${}^A_Z\text{X}$ avec Z , le numéro atomique (nombre de protons) et A , le nombre de masse (protons + neutrons = nucléons).
- Le proton porte la charge élémentaire $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$, l'électron la charge opposée $-e$. La charge du noyau est donc $Q = Z \cdot e$.
- La masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons.
- Un élément chimique regroupe tous les atomes ou les ions ayant le même nombre de protons Z . 118 sont connus à ce jour, dont 92 présents naturellement.
- Un nucléide regroupe les atomes ou ions ayant le même nombre de protons Z et de neutrons $A - Z$.
- Les isotopes d'un élément sont l'ensemble des nucléides, ayant donc le même nombre de protons Z , mais un nombre de neutrons différent.

Nombres quantiques et configurations électroniques

- Un électron dans un atome est décrit par un ensemble unique de quatre nombres quantiques :
 - principal $n \in \mathbb{N}^*$: définit la couche électronique ;
 - secondaire $\ell \in [0, n - 1]$: définit la sous-couche :

ℓ	0	1	2	3	4
Lettre	s	p	d	f	g
 - magnétique $m_\ell \in [-\ell, \ell]$: orientation de la sous-couche ;
 - de spin $m_s = \pm \frac{1}{2}$: orientation du spin de l'électron.
- Le remplissage des orbitales suit l'ordre donné par la règle de Klechkowski (Diagramme ci-contre).
- Capacité maximale des sous-couches : $s \rightarrow 2e^-$, $p \rightarrow 6e^-$, $d \rightarrow 10e^-$, $f \rightarrow 14e^-$.



- Exceptions de remplissage : Pour certains métaux de transition, la configuration électronique adopte une structure plus stable en dérogeant à la règle de Klechkowski. La très grande stabilité des sous-couches d et f pleines ou demi-pleines favorise des configurations comme $d^{10}s^1$ (au lieu de d^9s^2) ou d^5s^1 (au lieu de d^4s^2).
Exemples : Cr ($Z=24$) : $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ et Cu ($Z=29$) : $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$.
- Électrons de valence : électrons de la dernière couche électronique occupée (n le plus grand).

Ils déterminent les propriétés chimiques.

- Électrons de cœur : électrons des couches internes, qui sont saturées.

Tableau périodique

- La ligne (période) d'un élément correspond à sa couche de valence (n). La colonne (famille) est liée au nombre d'électrons de valence, ce qui confère des propriétés chimiques similaires.
- Électronégativité χ : tendance d'un atome à attirer les électrons d'une liaison. Plus χ est grand, plus les électrons auront tendance à se rapprocher de l'élément. Elle augmente de gauche à droite sur une période et de bas en haut dans une famille, reflétant la diminution du rayon atomique.

Atome	H	C	N	O
χ	2,20	2,55	3,04	3,44

- Familles remarquables :
 - Alcalins (colonne 1) : ns^1 . Forment facilement l'ion M^+ .
 - Halogènes (colonne 17) : ns^2np^5 . Forment facilement l'ion X^- .
 - Gaz nobles (colonne 18) : ns^2np^6 . Couche de valence saturée. Très stables.

Schéma de Lewis

- Liaison covalente : partage d'un doublet d'électrons entre deux atomes. Elle est représentée par une barre entre les atomes. Si l'atome est isolé, on inscrit un point pour chaque électron susceptible de se lier.
- Doublet non liant : paire d'électrons de valence appartenant uniquement à un atome et ne participant pas à une liaison avec un autre atome. On représente une barre autour de l'atome pour chaque doublet.
- Éléments à connaître :

Élément	Z	Configuration	Rep. de Lewis
Hydrogène	1	$1s^1$	(construction)
Carbone	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	(construction)
Azote	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	(construction)
Oxygène	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	(construction)

- Règle de stabilité : pour gagner en stabilité, les atomes tendent à acquérir la configuration électronique du gaz noble le plus proche.
- On distingue la règle du duet (pour H, qui vise 2 électrons) et la règle de l'octet (pour les éléments des lignes 2 et 3, qui visent 8 électrons de valence).
- Ions polyatomiques : édifices pour lesquels la charge globale n'est pas nulle. La charge formelle, localisée sur un atome, indique un gain ou une perte d'électrons par rapport à l'atome neutre.

La charge négative est portée par l'atome le plus électronégatif (jamais H). Pour une charge positive, c'est l'inverse.

- Molécules et ions courants :

Nom	Formule	Schéma de Lewis
Eau	H ₂ O	(construction)
Dichlore	Cl ₂	(construction)
Diazote	N ₂	(construction)
Méthane	CH ₄	(construction)
Ion hydroxyde	HO ⁻	(construction)
Ion oxonium	H ₃ O ⁺	(construction)
Ion cyanure	CN ⁻	(construction)

Géométrie spatiale des molécules (en construction)

- Les doublets électroniques (liants et non liants) autour d'un atome central se repoussent et s'orientent dans l'espace pour minimiser cette répulsion, ce qui impose la géométrie de la molécule.
- On note une molécule ou un ion selon le modèle AX_nE_m où A est l'atome central, X un atome voisin (n liaisons) et E un doublet non liant (m).

Nb. total de doublets ($n + m$)	2	3	4
Figure de répulsion	Linéaire	Plane triangulaire	Tétraédrique
Représentation spatiale	(à dessiner)	(à dessiner)	(à dessiner)

Polarité des molécules (en construction)

- Liaison polarisée : créée entre deux atomes d'électronégativité différente. L'atome le plus électronégatif attire les électrons et porte une charge partielle δ^- .
- Moment dipolaire ($\vec{\mu}$) : vecteur qui représente la polarisation d'une liaison, orienté du pôle δ^+ vers le pôle δ^- .
- Molécule polaire : une molécule est polaire si la somme vectorielle de tous ses moments dipolaires de liaison est non nulle ($\vec{\mu}_{\text{total}} \neq \vec{0}$). La géométrie est donc cruciale.

- Exemples : CO_2 est apolaire (linéaire, les moments s'annulent). H_2O est polaire (coudée, les moments s'additionnent).

Modèle du cristal parfait (en construction)

- Cristal parfait : structure ordonnée et périodique résultant de la répétition dans l'espace d'une **maille élémentaire**. Cristal = Réseau + Motif.
- Mailles cubiques :
 - Cubique Centré (CC) : atomes aux 8 sommets et au centre.
 - Cubique à Faces Centrées (CFC) : atomes aux 8 sommets et au centre des 6 faces.
- Population (Z) : nombre de motifs (atomes) appartenant en propre à une maille.

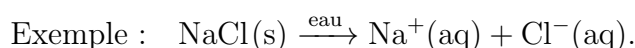
$$Z = N_{\text{intérieur}} + \frac{N_{\text{faces}}}{2} + \frac{N_{\text{arêtes}}}{4} + \frac{N_{\text{sommets}}}{8}. \quad \text{Pour CC, } Z = 2. \text{ Pour CFC, } Z = 4.$$

- Compacité (C) : rapport du volume occupé par les atomes sur le volume de la maille.

$$C = \frac{Z \times \frac{4}{3}\pi r^3}{a^3}. \quad \text{Pour CC, } C \approx 0,68. \text{ Pour CFC, } C \approx 0,74.$$

Dissolution d'un solide ionique (en construction)

- Dissolution : processus en 3 étapes : dissociation du cristal ionique, solvation (hydratation) des ions par les molécules d'eau, puis dispersion des ions hydratés.
- Équation de dissolution : traduit le bilan de la transformation.



- Concentration molaire (C) : quantité de matière de soluté dissout par litre de solution ($C = n/V$).
- Concentration des ions : pour un soluté A_xB_y de concentration C , les concentrations ioniques effectives sont $[A^{y+}] = x \cdot C$ et $[B^{x-}] = y \cdot C$.

Ions et molécules à retenir

Catégorie	Formule	Nom
Molécule neutre	NH_3	Ammoniac
Cation (positif)	H_3O^+	Oxonium
	NH_4^+	Ammonium
Anion (négatif)	HO^-	Hydroxyde
	SO_4^{2-}	Sulfate
	NO_3^-	Nitrate
	MnO_4^-	Permanganate