

Université Constantine 1 — Faculté des Sciences Exactes

Département de Chimie

Module : Structure de la Matière (Chimie I) | L1 Chimie | 2025/2026

Travaux Dirigés N° 5

Structure électronique de l'atome et classification périodique

Enseignante : Dr. ZERDOUM Radia

Données numériques (valables pour l'ensemble du TD) $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $\hbar = h/(2\pi) = 1,055 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$. $m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$; $1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Ce TD accompagne le package StudioX-MIT et se décompose en quatre sous-séquences (5.1 à 5.4), regroupant les exercices 1 à 12.

Sous-séquence 5.1 — Dualité onde-corpuscule et nombres quantiques**Objectifs d'apprentissage**

- Énoncer la relation de De Broglie : $\lambda = h / (m \cdot v)$.
- Présenter le principe d'incertitude de Heisenberg.
- Définir les quatre nombres quantiques (n , ℓ , m , s) et leurs valeurs autorisées.

Rappel de cours

- De Broglie (1924) : toute particule de masse m et de vitesse v est associée à une onde de longueur d'onde $\lambda = h / (m \cdot v)$.
- Heisenberg (1927) : la position et la quantité de mouvement d'une particule ne peuvent être connues simultanément avec une précision arbitraire : $\Delta x \cdot \Delta p \geq \hbar/2$.
- n (principal) : 1, 2, 3... — taille de l'orbitale et niveau d'énergie.
- ℓ (secondaire) : 0 à $n-1$ — forme de l'orbitale ($\ell = 0 \rightarrow s$; $1 \rightarrow p$; $2 \rightarrow d$; $3 \rightarrow f$).
- m (magnétique) : $-\ell$ à $+\ell$ — orientation spatiale, soit $2\ell + 1$ valeurs.
- s (spin) : $+1/2$ ou $-1/2$ — moment cinétique propre de l'électron.

Exercice 1 — Longueurs d'onde de De Broglie

Calculer la longueur d'onde de De Broglie associée :

1. à un électron de vitesse $v = 2,2 \times 10^6 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ (état fondamental de l'atome H) ;
2. à une balle de tennis de masse $m = 60 \text{ g}$ lancée à $30 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$;
3. commenter : pour lequel des deux le caractère ondulatoire est-il observable ?

Exercice 2 — Validation de quadruplets (n , ℓ , m , s)

Parmi les quadruplets suivants, indiquer ceux qui sont autorisés et ceux qui ne le sont pas. Justifier brièvement chaque rejet.

Quadruplet (n , ℓ , m , s)	Autorisé ?	Justification
(2, 1, -1, +1/2)		
(3, 0, +1, -1/2)		

Quadruplet (n, ℓ, m, s)	Autorisé ?	Justification
(3, 2, +2, +1/2)		
(1, 1, 0, +1/2)		
(4, 3, -2, -1/2)		
(2, 0, 0, +1)		

Sous-séquence 5.2 — Orbitales atomiques : formes et représentation

Objectifs d'apprentissage

- Représenter les orbitales s, p et d (formes spatiales).
- Associer chaque orbitale à son triplet (n, ℓ, m).
- Identifier le nombre d'orbitales par sous-couche.

Rappel de cours

- Orbitale s ($\ell = 0$) : symétrie sphérique, une seule orbitale par couche.
- Orbitales p ($\ell = 1$) : bilobées selon les axes x, y, z — trois orbitales p_x, p_y, p_z .
- Orbitales d ($\ell = 2$) : formes plus complexes (quatre lobes, ou lobes + anneau) — cinq orbitales.
- Nombre d'orbitales par sous-couche : $2\ell + 1$; par couche : n^2 .
- Chaque orbitale contient au maximum deux électrons de spins opposés (principe de Pauli).

Exercice 3 — Identification des sous-couches

Pour chacune des couches $n = 1$ à 4, indiquer :

1. les valeurs autorisées de ℓ ;
2. les sous-couches correspondantes (s, p, d, f) ;
3. le nombre d'orbitales dans chaque sous-couche ;
4. le nombre maximal d'électrons dans la couche.

Présenter les résultats sous forme d'un tableau récapitulatif.

Exercice 4 — Représentation schématique des orbitales

Sur un schéma à main levée, représenter dans un repère cartésien (x, y, z) :

- l'orbitale 1s ;
- les trois orbitales 2p ($2p_x, 2p_y, 2p_z$) ;
- les orbitales $3d_{z^2}$ et $3d_{x^2-y^2}$, les plus représentatives du bloc d.

Indiquer pour chaque orbitale le triplet (n, ℓ, m) correspondant.

Sous-séquence 5.3 — Règles de remplissage et configurations électroniques

Objectifs d'apprentissage

- Énoncer le principe de Pauli et la règle de Hund.
- Appliquer la règle de Klechkowski (ordre $n + \ell$ croissant).
- Établir les configurations électroniques des atomes et des ions ($Z \leq 30$).
- Traiter les exceptions remarquables (Cr, Cu).

Rappel de cours

- Principe de Pauli : deux électrons d'un même atome ne peuvent avoir leurs quatre nombres quantiques identiques — soit au maximum 2 e^- par orbitale, de spins opposés.
- Règle de Hund : dans une sous-couche, on place d'abord un électron de même spin dans chaque orbitale avant d'apparier.
- Règle de Klechkowski : remplissage par $(n + \ell)$ croissant ; à $(n + \ell)$ égal, par n croissant.
- Ordre obtenu : 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p.
- Exceptions : Cr ($Z = 24$) $\rightarrow$ [Ar] 3d⁵ 4s¹ et Cu ($Z = 29$) $\rightarrow$ [Ar] 3d¹⁰ 4s¹, du fait de la stabilité accrue des sous-couches d demi-remplies ou pleines.

Exercice 5 — Configurations électroniques d'atomes neutres

Établir la configuration électronique complète, puis abrégée (cœur de gaz noble entre crochets), des atomes suivants :

1. Li ($Z = 3$) ; C ($Z = 6$) ; P ($Z = 15$) ; Ca ($Z = 20$)
2. Cr ($Z = 24$) ; Fe ($Z = 26$) ; Cu ($Z = 29$) ; Zn ($Z = 30$)
3. Pour chacun, identifier les électrons de valence et préciser leur nombre.

Exercice 6 — Configurations électroniques d'ions

Établir la configuration électronique des ions suivants :

1. Na⁺ ($Z = 11$) ; Mg²⁺ ($Z = 12$) ; Al³⁺ ($Z = 13$)
2. O²⁻ ($Z = 8$) ; F⁻ ($Z = 9$) ; Cl⁻ ($Z = 17$)
3. Fe²⁺ et Fe³⁺ ($Z = 26$) ; Cu²⁺ ($Z = 29$)

Attention : pour les éléments de transition, les électrons s sont retirés avant les électrons d.

Exercice 7 — Exceptions du chrome et du cuivre

Justifier les configurations exceptionnelles du chrome et du cuivre :

1. Écrire la configuration que prédirait une application stricte de la règle de Klechkowski.
2. Donner la configuration réellement observée expérimentalement.
3. Expliquer la stabilisation apportée par le demi-remplissage ou le remplissage total de la sous-couche d.

Exercice 8 — Quadruplets de l'électron périphérique

Pour les éléments suivants, indiquer le quadruplet (n, ℓ, m, s) de l'électron le plus énergétique, c'est-à-dire le dernier placé selon la règle de Klechkowski :

- hydrogène ($Z = 1$) ;
- carbone ($Z = 6$) — l'atome possède deux électrons 2p : lequel choisir, et pourquoi ?
- sodium ($Z = 11$) ;
- phosphore ($Z = 15$).

Sous-séquence 5.4 — Tableau périodique, modèle de Slater et propriétés

Objectifs d'apprentissage

- Situer un élément dans le tableau périodique (période, groupe, bloc).
- Calculer la charge effective Z^* par les règles de Slater.
- Prévoir l'évolution du rayon atomique, de l'énergie d'ionisation, de l'affinité électronique et de l'électronégativité.

Rappel de cours

- Période : numéro de la dernière couche n occupée. Groupe : lié au nombre d'électrons de valence. Bloc : nature de la sous-couche en cours de remplissage (s, p, d, f).
- Règles de Slater : $Z^* = Z - \sigma$, où σ est la somme des contributions d'écrantage :
 - électrons des couches supérieures ($n+1$ et au-delà) : $\sigma = 0$;
 - électrons (ns , np) du même groupe : $\sigma = 0,35$ par e^- (0,30 pour $1s$) ;
 - électrons de la couche ($n-1$) : $\sigma = 0,85$ par e^- ;
 - électrons des couches ($n-2$) et inférieures : $\sigma = 1,00$ par e^- .
- Propriétés périodiques : le rayon atomique diminue le long d'une période et augmente dans un groupe ; l'énergie d'ionisation et l'électronégativité varient en sens inverse.

Exercice 9 — Localisation dans le tableau périodique

Pour chacun des éléments suivants, établir la configuration électronique puis indiquer la période, le groupe et le bloc.

Élément	Z	Configuration électronique	Période	Groupe	Bloc
Li	3				
S	16				
Cr	24				
Br	35				
Ba	56				

Exercice 10 — Charge effective Z^* par les règles de Slater

Calculer la charge effective Z^* perçue par :

1. un électron $2s$ du carbone ($Z = 6$; $1s^2 2s^2 2p^2$) ;
2. un électron $2p$ du carbone ;
3. un électron $3p$ du chlore ($Z = 17$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) ;
4. un électron $4s$ du potassium ($Z = 19$).

Comparer ensuite $Z^*(2s)$ et $Z^*(2p)$ pour le carbone. Que remarque-t-on ?

Exercice 11 — Évolution des propriétés périodiques

Sur une feuille séparée, tracer schématiquement les courbes de variation de :

- le rayon atomique au sein de la période 3 (de Na à Ar) ;
- l'énergie d'ionisation au sein de la période 2 (de Li à Ne) ;
- le rayon atomique dans le groupe 1 (de Li à Cs).

Pour chaque courbe, indiquer les valeurs caractéristiques (au minimum le minimum et le maximum) et justifier la tendance par la charge effective Z^* et le nombre de couches.

Exercice 12 — Analyse périodique d'un cas

Comparer les éléments suivants deux à deux et prédire, en justifiant, lequel présente :

1. le plus grand rayon atomique : Na / K, puis Li / F ;
2. la plus grande énergie d'ionisation : Mg / Al, puis Cl / Br ;
3. la plus grande électronégativité : C / N, puis O / S.

Organisation pédagogique de la séquence

Tâches de l'apprenant

Sous-séquence	Tâches à réaliser
5.1 — Dualité et nombres quantiques	Consulter le tableau périodique interactif de chimiegenerale.ch ; étudier le chapitre 5 du polycopié
5.2 — Orbitales atomiques	Résoudre les exercices 1 à 4 ; visualiser une animation 3D des orbitales
5.3 — Configurations électroniques	Résoudre les exercices 5 à 8 ; compléter un tableau de configurations
5.4 — Tableau périodique et Slater	Résoudre les exercices 9 à 12 ; compléter un tableau périodique muet ; tracer les courbes de variation des propriétés

Évaluations prévues

Sous-séquence	Modalité d'évaluation
5.1	Quiz noté sur les nombres quantiques ; exercices de validation de quadruplets
5.2	Exercices d'identification notés ; schémas annotés à compléter
5.3	Interrogation écrite de mi-parcours ; évaluation par les pairs (échange de copies pour correction critique)
5.4	Quiz final noté ; exercice de synthèse (analyse périodique)

Ressources recommandées

- chimiegenerale.ch — tableau périodique interactif avec propriétés
- Ptable.com — visualisation des propriétés périodiques
- Animation 3D des orbitales atomiques (vidéo, 10 min)
- Polycopié de cours — chapitre 5