

LICENCE
PRÉPAS
CAPES

LA CHIMIE EN 50 FICHES VISUELLES



Marc Presset



TOUT LE PROGRAMME, FICHES DE SYNTHÈSE,
+ DE 200 ILLUSTRATIONS

Marc Presset

LA CHIMIE EN 50 FICHES VISUELLES

ATOMISTIQUE

THERMOCHIMIE

CHIMIE DES SOLUTIONS

CINÉTIQUE

CHIMIE INORGANIQUE

CHIMIE ORGANIQUE

TECHNIQUES SÉPARATIVES ET ANALYTIQUES

Pour toute information sur notre fonds et les nouveautés
dans votre domaine de spécialisation, consultez notre site web :
www.deboecksuperieur.com

Couverture : Primo & Primo
Mise en page et création graphique : PCA

© De Boeck Supérieur s.a., 2026
Rue du Bosquet, 7 - B-1348 Louvain-la-Neuve

Tous droits réservés pour tous pays.

Il est interdit, sauf accord préalable et écrit de l'éditeur, de reproduire (notamment par photocopie) partiellement ou totalement le présent ouvrage, de le stocker dans une banque de données ou de le communiquer au public, sous quelque forme et de quelque manière que ce soit.

Ce livre ne peut être reproduit ni utilisé à des fins d'entraînement de systèmes d'intelligence artificielle. La fouille de textes et de données est interdite conformément à l'article 4(3) de la Directive (UE) 2019/790.

Dans le cas où le livre comporte des ressources numériques en ligne, ces dernières sont des compléments offerts à l'achat du livre. Par respect du droit d'auteurs, ces ressources sont incessibles, interdites de reproduction et réservées à un usage strictement personnel. Elles sont soumises aux conditions d'utilisation en vigueur (CGU) accessibles sur notre site et peuvent, pour des raisons commerciales, légales, d'évolution technique ou de contenu, être supprimées ou interrompues à tout moment, sans garantie de maintien ou de compensation. Dans le cas où les QR codes et liens hypertextes permettent d'accéder à des sites internet tiers, la responsabilité de l'éditeur n'est pas engagée, notamment quant à leur éventuel dysfonctionnement ou à leur indisponibilité d'accès.

Dépôt légal :
Bibliothèque Nationale, Paris : août 2026
Bibliothèque royale de Belgique, Bruxelles : 2026/13647/127

ISBN : 978-2-8073-7310-5

SOMMAIRE

A	Atomistique	5
1	Atomes	6
2	Atome monoélectronique	9
3	Atome polyélectronique	12
4	Classification périodique et propriétés des atomes	15
5	Molécules – Structure	17
6	Molécules – Géométrie et propriétés	19
7	Molécules – Orbitales	21
B	Thermochimie	31
8	Système thermodynamique	32
9	Principes thermodynamiques	35
10	Potentiel chimique	37
11	Grandeurs de réaction	39
12	Évolution et équilibre d'un système	42
13	Changement d'état	45
14	Diagrammes binaires liquide-gaz	46
15	Diagrammes binaires solides-liquides	49
16	Théorie cinétique des gaz	52
C	Chimie des solutions	53
17	Solutions aqueuses	54
18	Transfert de protons – Acido-Basicité	58
19	Titrages acido-basiques	63
20	Transferts de ligands : Complexation et Précipitation	68
21	Conductimétrie	71
22	Transfert d'électrons – Oxydoréduction	74
23	Diagrammes de Pourbaix	83
24	Courbes intensité potentiel	88
25	Solutions réelles	92
D	Cinétique chimique	95
26	Cinétique formelle	96
27	Cinétique des réactions complexes	99
28	Mécanismes réactionnels	102
E	Chimie analytique	107
29	Méthodes séparatives	108
30	Chromatographie d'adsorption	111
31	Chromatographie en phase gazeuse (CPG, ou <i>GAS CHROMATOGRAPHY GC</i>)	112
32	Chromatographie Liquide Haute Performance (HPLC)	113
33	Méthodes spectroscopiques	114

F	Chimie inorganique	127
34	Chimie minérale descriptive	128
35	Chimie de coordination	137
36	Cristallographie	143
G	Chimie organique	149
37	Composés	150
38	Isoméries	153
39	Réactivité	156
40	Halogénoalcanes	159
41	Alcools	161
42	Amines	164
43	Réactifs de GRIGNARD	167
44	Alcènes	171
45	Alcynes	175
46	Alcènes conjugués	178
47	Arènes	181
48	Composés carbonylés	185
49	Carboxylés	191
50	Chimie organique expérimentale	196
	Annexes	199
	Table des matières	204

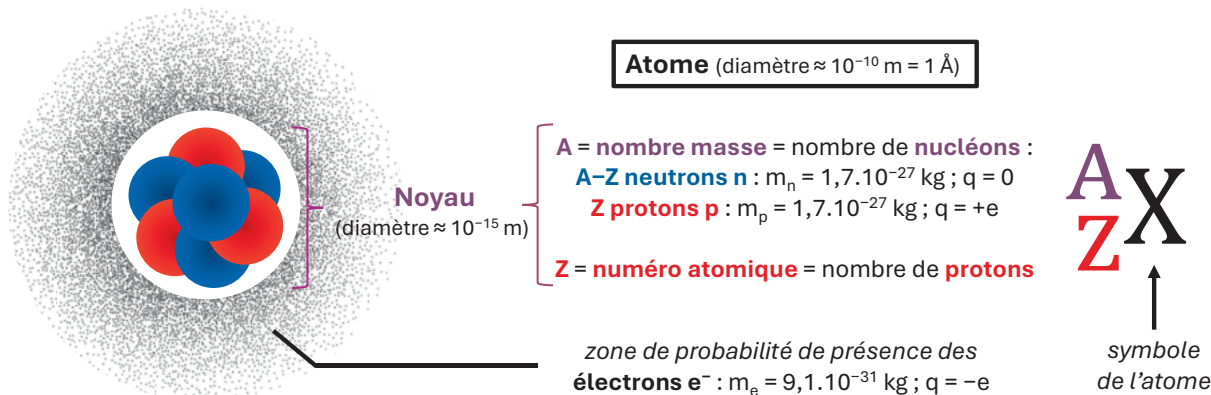
A

Atomistique

ATOMES

I. Structure de l'atome

- **Atome** = plus petit constituant de la matière ayant des propriétés chimiques. Il est constitué :
 - d'un **noyau** composé de nucléons = Z protons (chargés positivement) + N neutrons (neutres)
 - d'**électrons** (chargés négativement) distribués autour du noyau



- si nombre d'électrons = nombre de protons : atome neutre
- si nombre d'électrons $\neq$ nombre de protons : ion (perte de $m \text{ e}^-$: cation X^{m+} ; gain de $n \text{ e}^-$: anion X^{n-})

• **Classification nucléaire :**

Élément = ensemble des atomes de même Z

Nucléide = ensemble des atomes de même Z et même A

Isotopes = nucléides d'un même élément (même Z ; A différents)

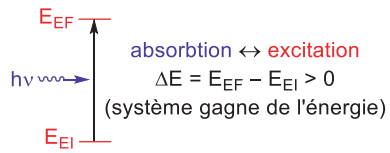
- **Unité de masse atomique unifiée** = 1/12 de la masse d'un atome $^{12}_6\text{C}$ au repos à l'état fondamental

$$1 \text{ u} = 1,660\,539\,068\,92 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

- dalton (Da) : unité de masse des atomes en biochimie $\rightarrow 1 \text{ u} = 1 \text{ Da}$
- masse molaire (M) = masse d'une mole d'entités
- masse molaire d'un élément = moyenne pondérée des masses molaires des différents isotopes

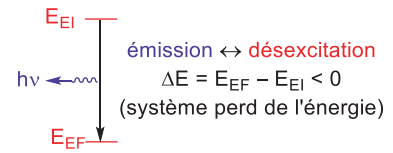
II. Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

• Relation de PLANCK-EINSTEIN :



$$\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

ΔE = énergie échangée (J)
 λ = longueur d'onde du photon (m)



• Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène : spectre de raies ↔ niveaux d'énergie discrets

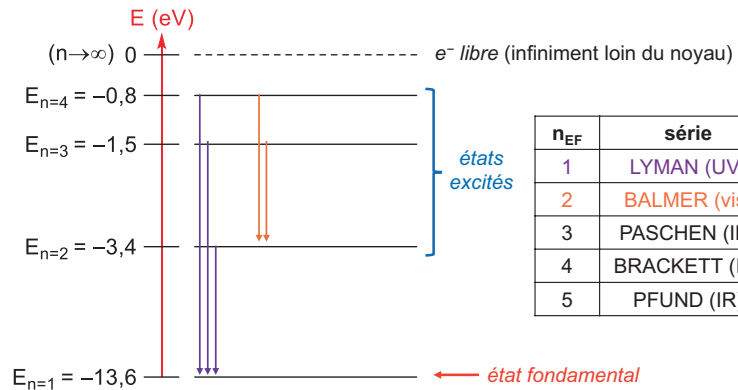
$$E_n = -\frac{m_e \cdot e^4}{8 \cdot \epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n^2} = -\frac{13,6}{n^2}$$

$$(m < n ; m, n \in \mathbb{N}^*)$$

$$\frac{1}{\lambda_{m \rightarrow n}} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

constante de RYDBERG :

$$R_H = \frac{m_e \cdot e^4}{8 \cdot \epsilon_0^2 \cdot h^3 \cdot c}$$



n_{EF}	série
1	LYMAN (UV)
2	BALMER (vis)
3	PASCHEN (IR)
4	BRACKETT (IR)
5	PFUND (IR)

III. Modèles de l'atome

Modèle de THOMSON (1904)	Modèle de RUTHERFORD (1911)	Modèle de BOHR (1913)
Atome = e^- dispersés dans un nuage chargé positivement (« plum pudding »)	Modèle planétaire de l'atome = vide avec un noyau chargé positivement autour duquel tournent les e^-	e^- sur orbites de rayon fixe - passage d'une orbite à une autre par absorption ou émission d'un photon
✓ présence d' e^-	✓ existence du noyau	✓ énergie des e^- quantifiée

→ **Rayon de BOHR** = distance moyenne $e^- \leftrightarrow$ noyau dans l'état fondamental de l'atome d'hydrogène :

$$a_0 = \frac{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot \hbar^2}{m_e \cdot e^2} = 52,9 \text{ pm}$$

IV. **Modèle de SCHRÖDINGER**• **Postulat de DE BROGLIE – Dualité onde-particule :**

Toute particule peut être associée à une onde de longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{h}{p}$$

λ = longueur d'onde (m)
 h = constante de PLANCK
 $p = m \cdot v$ = quantité de mouvement (kg·m·s⁻¹)

• **Fonction d'onde $\Psi(x,y,z,t)$** = fonction complexe contenant toute l'information sur la particule

- Densité de probabilité de présence : $dP = \Psi \cdot \Psi^* d\tau = |\Psi|^2 d\tau$
- Condition de normalisation : $\iiint_{\text{espace}} |\Psi|^2 d\tau = 1$ (obligation de trouver la particule dans l'espace)

• **Principe d'incertitude d'HEISENBERG** : Impossibilité de connaître simultanément position et quantité de mouvement d'une particule :

$$\delta r \cdot \delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

• **Approximations :**

- Approximation de BORN-OPPENHEIMER : $m(\text{noyau}) \gg m(e^-) \rightarrow$ Noyau quasi-statique
 $\rightarrow$ calcul de la fonction d'onde électronique à noyau fixe (fonction d'onde nucléaire rarement déterminée)
- Régime stationnaire : $\Psi(x,y,z,t) = \Psi(x,y,z) \cdot e^{\frac{-iEt}{\hbar}} \rightarrow dP$ est indépendante du temps
- Interaction gravitationnelle négligeable devant interaction électrostatique
- Noyau supposé ponctuel et atome isolé

• **Équation de SCHRÖDINGER stationnaire pour l'atome :**

$$\hat{H}\Psi = E \cdot \Psi$$

- $\hat{H}$ = opérateur Hamiltonien, traduisant l'énergie de l' e^- d'un atome, somme de ses énergies cinétique $\hat{T}$ et potentielle $\hat{V}$:

$$\hat{H} = \hat{T} + \hat{V} = -\frac{\hbar^2}{2 \cdot m_e} \Delta - \frac{e^2}{4 \cdot \pi \cdot \epsilon_0} \cdot \frac{1}{r}$$

- $\rightarrow$ Fonction d'onde = fonction propre de l'opérateur Hamiltonien pour la valeur propre E
- $\rightarrow$ Niveaux d'énergie quantifiés

ATOME MONOÉLECTRONIQUE

I. Orbitale Atomique

OA = fonction d'onde monoélectronique, solution de l'équation de Schrödinger

→ La résolution de l'équation de Schrödinger en coordonnées sphériques nécessite l'introduction de 3 nombres entiers appelés nombres quantiques n, l, m_ℓ

$$\psi_{n,l,m_\ell}(\mathbf{r}, \theta, \varphi) = R_{n,l}(\mathbf{r}) \cdot Y_{l,m_\ell}(\theta, \varphi)$$

- $R_{n,l}(\mathbf{r})$: partie radiale de l'OA, traduisant la distance e-noyau la plus probable donc la taille de l'OA
- $Y_{l,m_\ell}(\theta, \varphi)$: partie angulaire de l'OA, traduisant les directions les plus probables donc la forme de l'OA

• Nombres quantiques :

- **n = nombre quantique principal**, défini par $n \in \mathbb{N}^*$ (1, 2, 3, 4, 5, ...)
- n définit la couche :

n	1	2	3	4	...
nom	K	L	M	N	...

→ n quantifie l'énergie de l'OA :

$$E_n = -\frac{m_e \cdot e^4}{8 \cdot \epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n^2} = -\frac{13,6}{n^2} (\text{eV})$$

(pour l'atome monoélectronique, toutes les OA de même n ont même énergie → dites dégénérées)

- **ℓ = nombre quantique secondaire** (ou azimutal), défini par $0 \leq \ell \leq n - 1$ (n valeurs)
- ℓ définit la sous-couche :

ℓ	0	1	2	3	...
nom	s	p	d	f	...

→ ℓ caractérise la forme et la symétrie de l'OA, en définissant la norme du moment cinétique de l'e⁻ :

$$\|\vec{L}\| = L = \sqrt{\ell(\ell + 1)} \cdot \hbar$$

- **m_ℓ = nombre quantique magnétique**, défini par $-l \leq m_\ell \leq +l$ ($2l + 1$ valeurs)
- une valeur de m_ℓ définit une OA ou case quantique, représentée par $\square$
- m_ℓ caractérise l'orientation de l'OA, en définissant la projection du moment cinétique sur l'axe z :

$$L_z = m_\ell \cdot \hbar$$

II. Représentation des OA

Les solutions de l'équation de Schrödinger ψ_{n,ℓ,m_ℓ} étant dégénérées en énergie pour un même (n,ℓ) , toute combinaison linéaire des états de même (n,ℓ) (donc de différents m_ℓ) est encore une solution, et ce sont ces combinaisons réelles qui sont utilisées car elles reflètent mieux la symétrie spatiale des OA

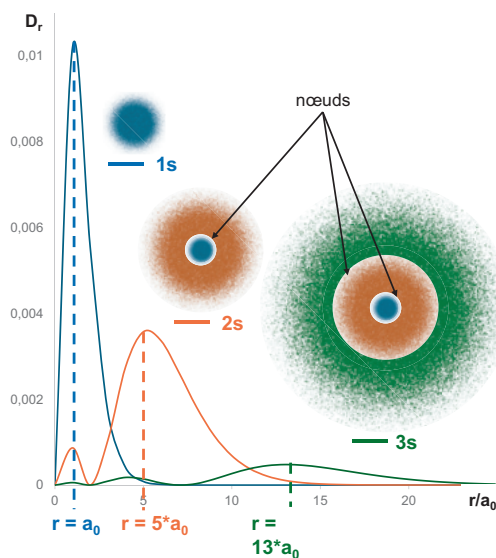
n	ℓ	OA	partie radiale	partie angulaire	n	ℓ	OA	partie radiale	partie angulaire
1	0	1s	$\frac{2}{a_0^{3/2}}e^{-r/a_0}$	$\frac{1}{\sqrt{4\pi}}$	3	0	3s	$\frac{1}{81\sqrt{3}a_0^{3/2}}\left(27-18\frac{r}{a_0}+2\frac{r^2}{a_0^2}\right)e^{-r/3a_0}$	$\frac{1}{\sqrt{4\pi}}$
2	0	2s	$\frac{1}{2\sqrt{2}a_0^{3/2}}\left(2-\frac{r}{a_0}\right)e^{-r/2a_0}$	$\frac{1}{\sqrt{4\pi}}$		1	3p _x	$\frac{4}{81\sqrt{6}a_0^{3/2}}\frac{r}{a_0}\left(6-\frac{r}{a_0}\right)e^{-r/3a_0}$	$\sin\theta\cos\varphi$ (*)
	1	2p _x	$\frac{1}{2\sqrt{6}a_0^{3/2}}\frac{r}{a_0}e^{-r/2a_0}$	$\sqrt{\frac{3}{4\pi}}\sin\theta\cos\varphi$			3p _y		$\sin\theta\sin\varphi$ (*)
		2p _y		$\sqrt{\frac{3}{4\pi}}\sin\theta\sin\varphi$			3p _z		$\cos\theta$ (*)
		2p _z		$\sqrt{\frac{3}{4\pi}}\cos\theta$		2	3d _{xy}	$\sin^2\theta\sin2\varphi$ (*)	
							3d _{yz}	$\sin\theta\cos\theta\sin\varphi$ (*)	
						3d _{xz}	$\sin\theta\cos\theta\cos\varphi$ (*)		
						3d _{z2}	$\frac{1}{2}(3\cos^2\theta-1)$ (*)		
						3d _{x2-y2}	$\sin^2\theta\cos2\varphi$ (*)		

(*) formes angulaires uniquement, les parties angulaires réelles étant des combinaisons linéaires des harmoniques sphériques

→ **nœud** (ou surface nodale) = surface où la fonction d'onde est nulle ($\psi = 0$), séparant deux régions de l'espace où elle change de signe.

• **Partie radiale $R_{n,\ell}(r)$:**

- Densité radiale de probabilité de présence : $D_r = R^2(r) r^2$
- cas des OA de type s : 1s est plus contractée ; 2s est plus diffuse



• **Partie angulaire $Y_{\ell,m_\ell}(\theta,\varphi)$:**

- Densité angulaire de probabilité de présence : $D_Y = Y_{\ell,m_\ell}(\theta,\varphi)^2$
 - OA représentées par des surfaces d'isodensité = volume où se trouve l'e⁻ avec une probabilité donnée
 - changement de phase = colorations blanc/gris
- **OA de type s** : 1 OA s par sous-couche $\ell = 0$

$$s = Y_{1,0}$$

→ symétrique sphérique = même probabilité dans toutes les directions (OA isotrope)

- **OA de type p** : 3 OA p par sous-couche $\ell = 1$

$$p_x \propto \frac{1}{\sqrt{2}}(Y_{1,1} - Y_{1,-1}); p_y \propto \frac{1}{\sqrt{2}i}(Y_{1,1} + Y_{1,-1}); p_z = Y_{1,0}$$

→ symétrie de révolution autour de leur axe de définition (OA anisotropes)

→ un plan nodal passant par le centre de l'atome : représentation par deux lobes de signes opposés

- **OA de type d** : 5 OA d par sous-couche $\ell = 2$

$$d_{xy} \propto \frac{1}{\sqrt{2}i}(Y_{2,2} - Y_{2,-2}); d_{yz} \propto \frac{1}{\sqrt{2}i}(Y_{2,1} + Y_{2,-1}); d_{xz} \propto \frac{1}{\sqrt{2}}(Y_{2,1} - Y_{2,-1});$$

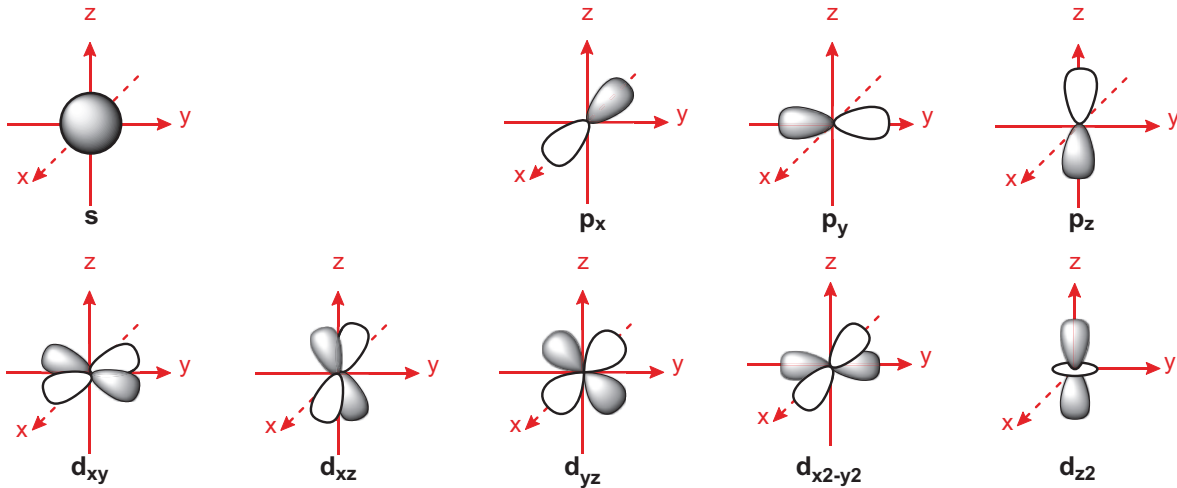
$$d_{x^2-y^2} \propto \frac{1}{\sqrt{2}}(Y_{2,2} + Y_{2,-2}); d_{z^2} \propto Y_{2,0}$$

→ O comme centre de symétrie

→ OA d_{xy} , d_{yz} et d_{xz} : forte densité le long des bissectrices principales des plans correspondants

→ OA $d_{x^2-y^2}$: forte densité le long des axes Ox et Oy

→ OA d_{z^2} : forte densité le long de l'axe Oz



III. Ions hydrogénéoïdes

- **Ion hydrogénéoïde $ZX^{(Z-1)+}$** = ion ne possédant qu'un seul e⁻ ($_2\text{He}^+$, $_3\text{Li}^{2+}$, $_4\text{Be}^{3+}$, ...)

- Énergie de l'e⁻ : $E_n = -13,6 \cdot \frac{Z^2}{n^2} (\text{eV})$

- OA d'un ion hydrogénéoïde se déduisent de celles de H en remplaçant a_0 par a_0/Z :
- e⁻ d'un ion hydrogénéoïde plus fortement lié au noyau que celui d'un atome d'H
- OA des ions hydrogénéoïdes plus contractées

ATOME POLYÉLECTRONIQUE

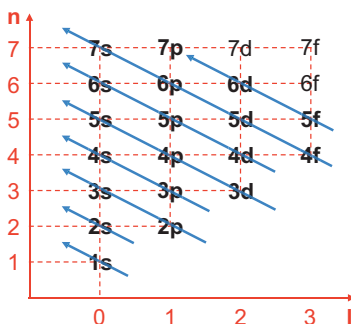
I. Spin de l'électron

- **Spin** $\vec{S}$ = moment angulaire intrinsèque d'une particule
 - **nombre quantique de spin s** : déterminé par la nature de la particule :
 - boson* : s entier (ex : photon $s = 1$)
 - fermion* : s demi-entier (ex : électron, proton, neutron $s = 1/2$)
 - s caractérise la norme du spin : $\|\vec{S}\| = \sqrt{s(s+1)} \cdot \hbar$
 - **nombre quantique magnétique de spin m_s** , défini par $-s \leq m_s \leq +s$
 - m_s caractérise la projection du spin sur un axe (généralement Oz) : $S_z = m_s \cdot \hbar$
- **Cas de l'électron** : $s = 1/2$ et $m_s = \pm 1/2 \rightarrow 2$ états de spin :
 - état α pour $m_s = +1/2$, symbolisé par $\uparrow$
 - état β pour $m_s = -1/2$, symbolisé par $\downarrow$

II. Configuration électronique

Dans le cas des atomes polyélectroniques, la résolution exacte de l'équation de Schrödinger est impossible à cause des interactions $e^- \leftrightarrow e^-$

- **Approximation orbitale** : Fonction d'onde globale approximée par une combinaison antisymétrisée des fonctions d'onde monoélectroniques ψ_e de chaque e^- : $\Psi = \psi_{e1} \psi_{e2} \psi_{e3} \dots$
 - Les orbitales atomiques d'un atome polyélectronique ont les mêmes symétries que celles d'un atome monoélectronique, mais leurs énergies sont modifiées par l'écrantage et les interactions $e^- \leftrightarrow e^-$
- **Configuration électronique** = répartition des électrons dans les différentes OA
 - **état fondamental** = état de plus basse énergie ; tous les autres états sont dits excités
 - configuration électronique à l'état fondamental définie par les règles suivantes :
- **Principe de l'Aufbau** : Les électrons occupent en priorité les OA de plus basses énergies
- **Règle de KLECHKOWSKI** : L'énergie des OA augmente avec $n + l$ et, pour un même $n + l$, avec n
 - Levée de dégénérescence : les sous-couches n'ont plus la même énergie



$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < \dots$

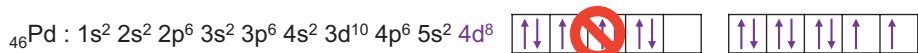
noté : $1s \ 2s \ 2p \ 3s \ 3p \ 4s \ 3d \ 4p \ 5s \ 4d \ 5p \ 6d \dots$

- **Principe d'exclusion de Pauli** : 2 e⁻ ne peuvent pas avoir 4 nombres quantiques (n, l, m_l, m_s) identiques
→ au maximum 2 e⁻ de spin opposés par OA

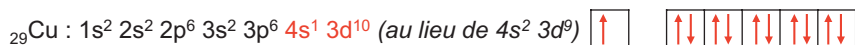
n	ℓ	m _ℓ	nb e ⁻ max (nb = 2n ²)	
			sous-couche	couche
1	0	0	1s ²	2
2	0	0	2s ²	8
	1	-1, 0, +1	2p ⁶	
3	0	0	3s ²	18
	1	-1, 0, +1	3p ⁶	
	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d ¹⁰	

n	ℓ	m _ℓ	nb e ⁻ max (nb = 2n ²)	
			sous-couche	couche
4	0	0	4s ²	32
	1	-1, 0, +1	4p ⁶	
	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d ¹⁰	
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f ¹⁴	

- **Règle de HUND** : e⁻ dans un maximum de cases quantiques de même énergie avant de les saturer
→ sous-couches complétées avec e⁻ de spin parallèles avant de les appairer

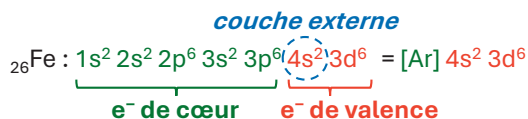


→ Anomalies de remplissage : liées à la stabilité apportée par une sous-couche pleine ou à moitié pleine



III. Formulation de Lewis

- **Électrons de valence** = e⁻ de la couche externe (n le plus élevé) ou d'une sous-couche incomplète
→ ils forment la couche la valence
→ tous les autres sont dits e⁻ de cœur (en général, configuration électronique d'un gaz rare)



- **Représentation d'un atome** :

- noyau et e⁻ de cœur = symbole de l'atome
- e⁻ de valence : tiret – pour une case pleine ; point • pour une case simplement remplie (e⁻ célibataire)
- case quantique de valence vide = □ (lacune électronique)



- **Configuration électronique des ions** :

- Anion Mⁿ⁻ : ajout de n électrons sur la couche externe (n le plus grand).
- Cation M^{m+} : retrait de m électrons sur la couche externe (n le plus grand).

IV. Méthode semi-empirique de Slater

- **Effet d'écran** : chaque e^- est soumis à l'attraction du noyau et à la répulsion des autres e^-
 - $\sigma = \sum_{j \neq i} \sigma_{j \rightarrow i}$: constante d'écran des autres e^- sur l' $e^- i$
 - Z^* = nombre de charge effectif ou, par abus, charge effective (du noyau)

$$Z^* = Z - \sigma$$

- **Règles de SLATER** :

sous-couche de l' e^- étudié	constantes d'écran $\sigma_{j \rightarrow i}$ des autres e^- des couches :					
	$n - 2, n - 3, \dots$	$n - 1$	n (s et p)	n (d)	n (f)	$n \geq n + 1$
s et p	1,00	0,85	0,35 (0,30 si $n = 1$)	0	0	0
d	1,00	1,00	1,00	0,35	0	0
f	1,00	1,00	1,00	1,00	0,25	0

- **Énergie orbitale** :

$$\epsilon_{n,l} = -13,6 \cdot \frac{Z^{*2}}{n^{*2}} \text{ (eV)}$$

n^* = nombre quantique apparent :

n	1	2	3	4	5	6
n^*	1	2	3	3,7	4,0	4,2

→ l'énergie totale de l'atome est approximée par la somme des énergies orbitales des OA occupées

- **Rayon de Slater** :

$$\rho_{n,l} = \frac{n^2}{Z^*} \cdot a_0$$

- Rayon d'un atome = rayon de l'OA la plus externe
- $r(\text{cation}) < r(\text{atome neutre}) < r(\text{anion})$

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE ET PROPRIÉTÉS DES ATOMES

I. Classification périodique

- Les éléments sont classés par numéro atomique Z croissant
- les éléments d'une même ligne (ou période) ont le même n le plus grand
 - les éléments d'une même colonne (ou famille) ont la même couche de valence

	1 ns^1 alcalin	2 ns^2 alcalino-terreux	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 ns^2np^1 trial	14 ns^2np^2 tétrial	15 ns^2np^3 pnictogène	16 ns^2np^4 chalcogène	17 ns^2np^5 halogène	18 ns^2np^6 gaz noble
$n = 1$	1H																	2He
$n = 2$	3Li	4Be																
$n = 3$	11Na	12Mg											13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
$n = 4$	19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr
$n = 5$	37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe
$n = 6$	55Cs	56Ba	57La	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn
$n = 7$	87Fr	88Ra	89Ac	104Rf	105Db	106Sg	107Bh	108Hs	109Mt	110Ds	111Rg	112Cn	113Nh	114Fl	115Mc	116Lv	117Ts	118Og

7 lignes même ligne $\leftrightarrow$ même n le + grand

18 colonnes même colonne $\leftrightarrow$ même couche de valence

non-métaux / métaux

métal de transition

bloc s, bloc d, bloc p, bloc f

lanthanide, actinide

$ns^2(n-2)f^y$

II. Propriétés des éléments

- **Énergie d'ionisation E_i** = énergie à fournir pour arracher 1 e^- à l'état gazeux



- Théorème de KOOPMANS : $E_i \approx$ opposé de l'énergie de l'OA qu'occupait l' e^- arraché
- ionisation d'autant plus difficile que E_i est élevé
- par analogie, énergie de n -ième ionisation E_{in} pour $M^{(n-1)+}(g) \rightarrow M^{n+}(g) + e^-$

- **Affinité électronique E_{AE}** = énergie libérée lors de l'ajout d'1 e^- à l'état gazeux



- opposé de l'énergie d'attachement électronique $E_{attach} = E(M^-) - E(M) = -E_{AE}$

- **Électronégativité χ** = tendance que possède un atome à attirer les e^- de liaison
 - χ propriété (sans unité) de l'atome lié (alors que E_I et E_{AE} relatifs à l'atome isolé)
 - électropositivité = tendance que possède un atome à céder les e^- de liaison (inverse de χ)
 - Échelle de PAULING (plus courante) : différence d'électronégativité entre 2 atomes liée aux énergies de liaison D_{XY} (en eV), en prenant l'hydrogène comme référence ($\chi = 2,20$) :

$$|\chi_A - \chi_B| = \sqrt{D_{AB} - \frac{D_{AA} + D_{BB}}{2}}$$

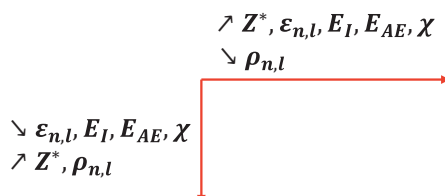
- ordre décroissant de χ des principaux atomes : **F O Cl N Br I S C H métaux**
 - Échelle de MULLIKEN : électronégativité liée à E_I et E_{AE} (en eV)

$$\chi_M = \frac{E_I + E_{AE}}{2} \quad \text{dans l'échelle de PAULING : } \chi = 0,187(E_I + E_{AE}) + 0,17$$

- Échelle d'ALLRED-ROCHOW : électronégativité liée au rayon de covalence (en pm)

$$\chi = 3590 \frac{Z^*}{r_{cov}^2} + 0,744$$

- **Caractère métallique – Règle de SANDERSON** : un atome est un métal si le nombre d' e^- présents sur la couche de nombre quantique principal n le plus élevé est inférieur ou égal à n
 - métal = matériau généralement solide, brillant, bon conducteur de l'électricité et la chaleur
 - métalloïde = non-métal possédant des propriétés intermédiaires entre les métaux et les non-métaux ; pas de classification officielle mais en général B, Si, Ge, As, Sb, Te
- **Périodicité des propriétés** :
 - En descendant dans une colonne, $n \nearrow$ donc le nombre de couches d' $e^- \nearrow$
 - En progressant dans une ligne, $Z \nearrow$ donc l'attraction nucléaire $\nearrow$



- **Ionisation** = perte ou gain d' e^- de la couche externe pour acquérir la configuration électronique d'un gaz noble

Colonne	Configuration	Variation	Ion
1	ns^1	perte 1 e^-	X^+
2	ns^2	perte 2 e^-	X^{2+}
3 à 12	$ns^2(n-1)d^x$	perte 2 e^- s avant d	$X^{2+}, \dots$
13	$ns^2 np^1$	perte 3 e^-	X^{3+}
14	$ns^2 np^2$	-	-
15	$ns^2 np^3$	gain 3 e^-	X^{3-}
16	$ns^2 np^4$	gain 2 e^-	X^{2-}
17	$ns^2 np^5$	gain 1 e^-	X^-
18	$ns^2 np^6$	stable	aucun

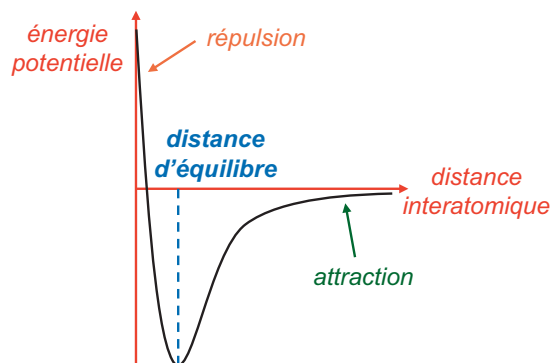
MOLÉCULES – STRUCTURE

Molécule = assemblage d'atomes liés par des liaisons chimiques

Composé = molécule composée d'au moins 2 éléments différents

I. Liaison chimique

- **Potentiel interatomique** : modèle d'interaction entre 2 atomes, résultant de la superposition d'une force répulsive et d'une force attractive
→ Une liaison chimique se forme si système plus stable (énergie plus basse) que les 2 atomes séparés
- **Liaison chimique** = mise en commun des électrons de valence



covalence (propre)	covalence de coordination (dative)	ionique	métallique
chaque atome apporte 1 e ⁻	un atome donneur apporte 2 e ⁻ et un atome accepteur une case vide	transfert complet d'e ⁻	tous les atomes partagent des e ⁻
A• + •B → A-B	Al + □B → A-B	A• + •B → A ⁺ + B ⁻	-
$\Delta\chi < 1,7$		$\Delta\chi > 1,7$	$\Delta\chi \approx 0$ (et χ faible)
non-métal / non-métal		métal / non-métal	métal / métal
100-600 kJ/mol		500-1000 kJ/mol	100-1000 kJ/mol

II. Molécules à liaisons localisées

- **Modèle de Lewis** = e⁻ de valence des atomes organisés en doublets – autour des noyaux :
 - doublet liant = doublet d'électrons de liaison
 - doublets libres ou non liants = doublets d'électrons non partagés
 - e⁻ célibataire = e⁻ non apparié
- **État de valence d'un atome** = nombre de liaisons (= multiplicité) qu'il peut former.
 - liaison (covalente) simple = 1 doublet liant (2 e⁻) entre 2 atomes
 - liaison (covalente) double = 2 doublet liants (4 e⁻) entre 2 atomes
 - liaison (covalente) triple = 3 doublet liants (6 e⁻) entre 2 atomes
 - états de valence des atomes des blocs s et p :

1	2	13	14	15	16	17	18
H•	•Mg•	•B•	•C•	•N•	•O•	Cl•	Ne

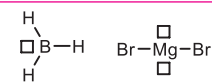
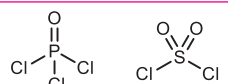
- **Charge formelle (d'un atome)** =

$$Q = \text{Nb } e^- \text{ valence} - \text{Nb (doublets liants)} - 2 \cdot \text{Nb (doublets non liants)}$$

→ pour une molécule neutre, $\sum Q = 0$; pour un ion de charge q, $\sum Q = q$

- **Règle de l'octet** : Les éléments du groupe principal (blocs s et p) des 2^e et 3^e lignes tendent à saturer leur couche externe de façon à acquérir la configuration électronique du gaz noble le plus proche, soit à s'entourer de 8 électrons liants ou non
→ octet strict pour les éléments de la 2^e ligne (C, N, O, F)
→ Règle du duet : Les éléments pour lesquels $Z < 5$ vont former une liaison pour s'entourer de 2 électrons et acquérir la configuration de l'hélium ($Z = 2$)

→ Exceptions à la règle de l'octet :

molécule lacunaire	molécule à e ⁻ célibataire	molécule hypervalente
moins de 8 e ⁻ défaut symbolisé par □	nombre impair d'e ⁻ électron célibataire noté •	plus de 4 liaisons à partir de la 3 ^e ligne
		

• Représentation (ou formule ou schéma) de Lewis

1. Compter le nombre d'e⁻ de valence de la molécule NEV_M , somme des nombres d'e⁻ de valence des atomes NEV_A , pondérée par la charge q de la molécule :

$$NEV_M = \sum_A NEV_A - q$$

- si pair, le nombre de doublets à répartir est $NEV_M / 2$
- si impair, le nombre de doublets à répartir est $(NEV_M - 1) / 2$ et il reste un e⁻ célibataire
- 2. Disposer les symboles des atomes en plaçant l'atome central en milieu (en général du plus gros) et former des liaisons simples entre les éléments
- 3. Compléter l'octet pour les atomes externes, puis pour l'atome central
- 4. S'il manque des électrons, envisager la formation de liaisons multiples
- 5. Attribuer les charges formelles

III. Molécules à liaisons délocalisées

- **Délocalisation électronique** = les e⁻ ne sont pas associés à une seule liaison ou à un seul atome, mais répartis sur plusieurs atomes
→ cet effet stabilise la molécule, ce qui se traduit par une énergie de résonance positive :

$$E_{\text{res}} = E(\text{molécule à liaisons localisées}) - E(\text{molécule à liaisons délocalisées}) > 0$$

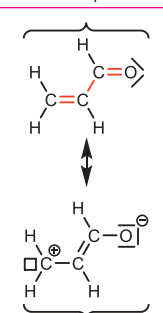
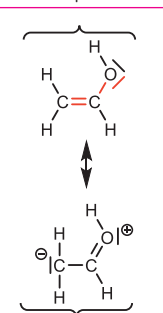
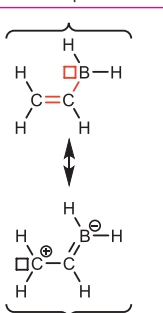
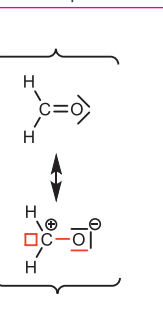
- **Mésomérie** = mode de représentation de molécules à liaisons délocalisées par un hybride de résonance, résultant de plusieurs formules de Lewis appelées formes mésomères (ou limites), écrites entre 2 accolades et séparées par $\leftrightarrow$

→ **Règles de la mésomérie** :

1. Passage d'une forme mésomère à une autre par déplacement de doublets d'électrons, sans briser de liaisons simples et en respectant l'octet autant que possible
2. La charge globale est la même pour toutes les formes mésomères.
3. Les formes mésomères les plus probables, dites de poids plus élevé, sont celles qui minimisent charges et attribuent les charge - aux atomes les plus électronégatifs

- **Conjugaison** : organisation des liaisons permettant la délocalisation électronique

→ Principaux systèmes conjugués :

$\pi\sigma\pi$	$\pi\sigma\pi$	$\pi\sigma\pi$	$\pi\sigma\pi$
(double-simple-double)	(double-simple-non liant)	(double-simple-lacune)	(non liant-simple-lacune)
			

→ Délocalisation électronique = phénomène représenté par mésomérie, rendu possible par conjugaison

MOLÉCULES – GÉOMÉTRIE ET PROPRIÉTÉS

I. Modèle de GILLESPIE – Théorie VSEPR

Le modèle de LEWIS ne permet pas de prédire la structure spatiale d'une molécule.

- **Modèle de GILLESPIE** : répulsion mutuelle des doublets électroniques (liants et non liants) autour d'un atome central
 - les doublets se répartissent dans l'espace de façon à minimiser ces répulsions
 - intensité des répulsions : non liant/non liant > non liant/liant > liant/liant
 - un électron célibataire est moins répulsif qu'un doublet
 - une liaison multiple est plus répulsive qu'une liaison simple

- **Formulation VSEPR** (Valence Shell Electron Pair Repulsion)

L'axe d'une liaison étant indépendant de sa multiplicité, la géométrie d'une molécule dépend du nombre m d'atomes liés à un atome central A et du nombre n de doublets libres :



→ $m + n$ = nombre de domaines électroniques, définissant la figure de répulsion de la molécule

$m + n$	figure de répulsion	$AX_m E_n$	géométrie	représentation
2	linéaire	$AX_2 E_0$	linéaire	
		$AX_1 E_1$	-	$ A- $
3	triangulaire	$AX_3 E_0$	trigonal plan	
		$AX_2 E_1$	coudée	
4	tétraédrique	$AX_4 E_0$	tétraédrique	
		$AX_3 E_1$	pyramidale	
		$AX_2 E_2$	coudée	
5	bipyramidale à base triangle	$AX_5 E_0$	bipyramidale à base triangle	
		$AX_3 E_2$	en T	
6	bipyramidale à base carrée	$AX_6 E_0$	octaédrique	
		$AX_4 E_2$	plan carré	

50 fiches visuelles pour comprendre et maîtriser l'essentiel du programme de Chimie de premier cycle.

Ce manuel a pour objectif de **renforcer vos connaissances et compétences**, avec une approche structurée, visuelle et progressive. Chaque sujet est organisé sous la forme d'**une fiche synthétique avec une vue d'ensemble des notions essentielles à retenir**.

Un condensé en 200 pages des notions clés de la discipline offrant un panorama complet de tous les concepts fondamentaux, illustrés par de nombreux schémas et graphiques.
Bon courage pour vos révisions !

Les + de cet ouvrage :

- Tout le programme
- Des fiches synthétiques
- De nombreux schémas
- Des rappels des formules à connaître

TOUT LE PROGRAMME EN 7 GRANDES PARTIES :

- l'atomistique (atomes, molécules et orbitales),
- la thermochimie (principes, équilibres et diagrammes),
- la chimie des solutions (acido-basicité, oxydoréduction, dosages),
- la cinétique chimique,
- la chimie analytique (chromatographie et spectroscopie),
- la chimie inorganique (coordination et cristallographie),
- la chimie organique (isoméries et fonctions chimiques).

PUBLIC

- > Étudiants en licence de chimie
- > Étudiants en PCSI/PC
- > Étudiants préparant le CAPES

MARC PRESSET

ancien élève normalien de l'ENS Cachan, est agrégé de Sciences Physiques, Docteur en Chimie, et Professeur des universités à l'Université Paris Est Créteil (UPEC).

25,90 €

ISBN : 978-2-8073-7310-5



De Boeck Supérieur s'engage durablement pour l'environnement



DANS LA MÊME COLLECTION



www.deboecksuperieur.com