

SM2 – Structure électronique des atomes

I Quantification de l'énergie dans les atomes

I.1 Dualité onde-corpuscule de la lumière (Einstein, 1905)

- **Nature ondulatoire** de la lumière visible et de tout rayonnement électromagnétique.

◇ **Définition** : Il existe une double périodicité pour un tel rayonnement :

- **périodicité spatiale**, caractérisé par
 - la période spatiale ou **longueur d'onde** λ (en cm)
 - ou son inverse, le **nombre d'onde** $\sigma = \frac{1}{\lambda}$ (en cm^{-1})
- **périodicité temporelle**, caractérisée par
 - la **période** (temporelle) T (en s)
 - ou son inverse, la **fréquence** $\nu = \frac{1}{T}$ (en Hz)

Ces deux périodicités sont liées par la relation :

$$\lambda = c.T \Leftrightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} \Leftrightarrow \nu = c.\sigma$$

où c note la **vitesse de la lumière dans le vide** : $c \simeq 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$

- **Nature corpusculaire** de la lumière visible et de tout rayonnement électromagnétique.

◇ **Définition** : Tout rayonnement monochromatique (= de fréquence ν fixée) peut être aussi décrit comme un **flux de corpuscules de masse nulle**.
Ces corpuscules (ou « grains de lumière ») sont appelés **photons** et transportent chacun une énergie $\mathcal{E}_\nu = h.\nu$ (en J), avec h la **constante de Planck**.

Rq : $h = 6,63.10^{-34} \text{ J.s}$

I.2 Interaction entre la matière et un rayonnement é.m.

◇ **Définition** : Tout atome possédant une énergie \mathcal{E}_m peut atteindre un état d'énergie supérieur \mathcal{E}_n ($\mathcal{E}_n > \mathcal{E}_m$) par **absorption d'un photon** d'énergie $h.\nu$.
Inversement, tout atome étant parvenu à l'état (« excité ») d'énergie \mathcal{E}_n peut revenir à l'état d'énergie inférieur \mathcal{E}_m par **émission d'un photon** d'énergie $h.\nu$.
Ce passage d'un **état d'énergie** de l'atome (= **orbitale atomique O.A.**) à un(e) autre est également appelé **transition (énergétique)**.

Rq : Au cours d'une telle transition, il y a conservation de l'énergie globale du système {atome+photon}.

On peut donc faire le bilan énergétique suivant : $\mathcal{E}_n = \mathcal{E}_m + h.\nu \Leftrightarrow \mathcal{E}_n - \mathcal{E}_m = h.\nu$ ①

I.3 Spectres des atomes

◇ **Définition** : Le **spectre d'émission** d'un élément chimique est l'ensemble des longueurs d'onde que celui-ci peut émettre.

Il est constitué d'une série de raies colorées sur fond noir.

Le **spectre d'absorption** d'un élément chimique est l'ensemble des longueurs d'onde pouvant être absorbées par un élément. Il est constitué d'une série de raies noires qui apparaissent sur le spectre de la lumière blanche.

Rq : Les spectres d'émission et d'absorption sont **complémentaires** (cf. §I.2) et **caractéristiques** de l'élément chimique qui les produit.

II Spectre de l'atome d'hydrogène

II.1 Résultats expérimentaux

- Lors d'une décharge électrique dans un tube contenant du dihydrogène sous une pression voisine de 10^{-3} bar, on observe l'émission d'une couleur rouge. L'analyse spectrale des radiations émises (→ Cf Cours **Optique**) montre la présence d'un spectre de raies.
- Le spectre de l'atome d'hydrogène est la superposition de **plusieurs séries** de raies – dont les longueurs d'onde sont comprises entre deux valeurs limite λ_{\min} et λ_{\max} .
- Au sein d'une même série, les raies sont de plus en plus proche lorsqu'on se déplace vers les faibles longueurs d'onde.
- Seules quatre raies du spectre de l'atome d'hydrogène appartiennent au domaine du visible ($[420 \text{ nm}, 750 \text{ nm}]$) : il s'agit des quatre raies de la série de Balmer.

Les longueurs d'onde émises ou absorbées par l'atome d'hydrogène sont données par la **formule de Ritz-Rydberg** :

$$\frac{1}{\lambda_{m,n}} = R_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{où } n \text{ et } m \text{ sont des entiers positifs tels que } n > m$$

Rq1 : $R_H = 1,09677 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ est la **constante de Rydberg** relative à l'atome d'hydrogène.

Rq2 : Toutes les longueurs d'onde obtenues pour une valeur de m donnée constituent une série :

- $m = 1$ série de Lyman *U.V.*
- $m = 2$ série de Balmer *Visible*
- $m = 3$ série de Paschen *I.R.*
- $m = 4$ série de Brackett *I.R.*
- $m = 5$ série de Pfund *I.R.*

II.2 Interprétation énergétique

Au cours d'une émission d'un photon d'énergie $\mathcal{E}_\nu = h \cdot \nu_{m,n} = h \cdot \frac{c}{\lambda_{m,n}}$, l'atome subit une transition énergétique qui fait varier son énergie (cf. ①) de $\Delta \mathcal{E} = \mathcal{E}_m - \mathcal{E}_n = -h \cdot \nu = -h \cdot \frac{c}{\lambda_{m,n}}$.

La **formule de Ritz-Rydberg** permet donc d'écrire :

$$\left. \begin{aligned} \mathcal{E}_m - \mathcal{E}_n &= -h \cdot c \cdot R_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow \mathcal{E}_n = -\frac{h \cdot c \cdot R_H}{n^2} \\ h \cdot c \cdot R_H &\simeq 6,63 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 \times 1,09677 \cdot 10^7 = 21,8 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 13,6 \text{ eV} \end{aligned} \right\} \rightarrow \mathcal{E}_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ (eV)}$$

avec : $n \in \mathbb{N}^+$

Rq : Ce qu'on a appelé jusqu'à présent « énergie de l'atome d'hydrogène » est en fait l'énergie mécanique de l'électron dans le champ d'attraction électrostatique du noyau de l'atome d'hydrogène : il s'agit donc de l'énergie du système {noyau+électron}¹. C'est par abus de langage qu'on parle dans la suite de l'énergie « de l'électron », mais il faut garder à l'esprit qu'il s'agit à chaque fois de l'énergie potentielle associée à l'interaction électron/noyau de l'atome considéré.

- Le niveau d'énergie le plus stable pour l'atome d'hydrogène est :

$$\mathcal{E}_1 = -13,6 \text{ eV}.$$

On l'appelle **niveau fondamental** (*ground state*).

Tous les autres niveaux correspondent à des **états excités** de l'atome.

- Pour l'atome ionisé H^+ (c'est alors un proton), le niveau d'énergie est le plus haut, c'est à dire $\mathcal{E}_\infty = 0 \text{ eV}$ (le choix de cette référence d'énergie est arbitraire).

Rq : On retrouve que l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène est la variation d'énergie qu'il faut lui fournir pour le faire passer du niveau le plus stable (\mathcal{E}_1) au niveau ionisé (\mathcal{E}_∞).

Cette énergie vaut donc :

$$\mathcal{E}_i(H) = \mathcal{E}_\infty - \mathcal{E}_1 = 13,6 \text{ eV}$$

Soit, puisque $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$, une énergie d'ionisation :

$$\begin{cases} \text{atomique : } \mathcal{E}_i(H) = 13,6 \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \\ \text{molaire : } \mathcal{E}_{i,m}(H) = \mathcal{E}_i(H, \text{ en J}) \times \mathcal{N}_A = 2,18 \cdot 10^{-18} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1\,310 \text{ kJ.mol}^{-1} \end{cases}$$

II.3 Modèle de Bohr

→ Cf Cours Mécanique.

Niels Bohr avait proposé un modèle planétaire de l'atome d'hydrogène où l'électron ne pouvait évoluer que sur certaines orbites circulaire autour du noyau.

Dans le cadre du modèle de Bohr (1913) :

- les trajectoires possibles de l'électron ont pour rayon $r_n = n^2 \cdot a_0$ où a_0 (appelé « rayon de Bohr ») est le rayon de l'électron sur son « orbitale » stable ($n = 1$) : $a_0 = 52,9 \text{ pm} \approx 50 \text{ pm}$
- l'énergie mécanique de l'atome d'hydrogène correspondant à une « orbitale »

$$n \text{ est : } \mathcal{E}_n = -\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2} \text{ avec } n \in \mathbb{N}^+$$

Rq1 : On parle de **quantification** du rayon et de l'énergie.

Rq2 : Dans l'état d'ionisation de l'atome d'hydrogène, le proton et l'électron sont infiniment éloignés ($r = +\infty$) l'un de l'autre (donc sans interaction) et immobiles ; on retrouve : $n = +\infty$ et $\mathcal{E}_\infty = 0$

Rq3 : Si ce modèle est trop simple pour expliquer les édifices polyélectroniques, il nous en reste le vocabulaire **Orbitale Atomique (OA)** et la notion de **rayon atomique** r_n qui représente encore l'encombrement moyen de l'électron.

1. De même que l'énergie mécanique d'un corps – un satellite par exemple – dans le champ d'attraction gravitationnel de la Terre est en fait l'énergie du système {Terre+corps}

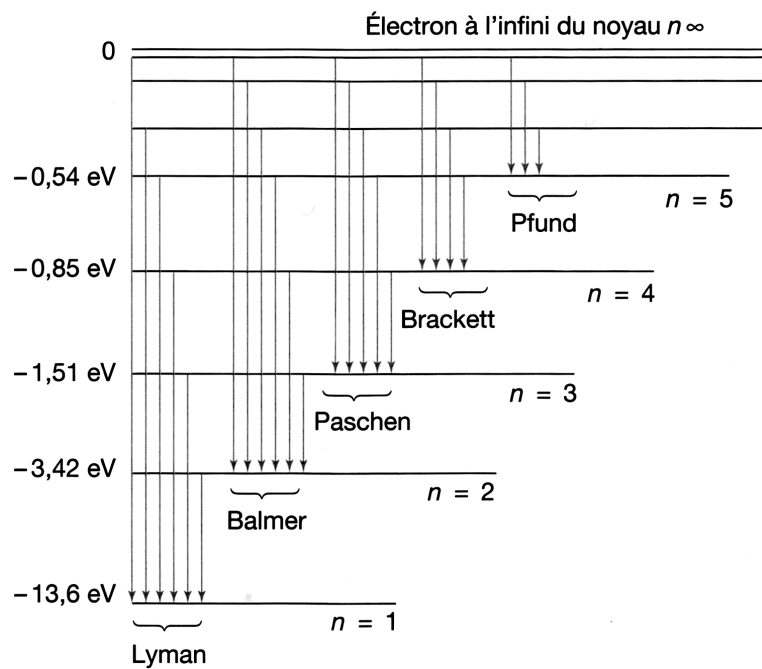


Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène [C1/340]

II.4 Hydrogéoïdes

◇ **Définition** : Les **hydrogéoïdes** sont des édifices monoélectroniques. On rencontrera classiquement ${}_1H$, ${}_2He^+$, ${}_3Li^{2+}$ et aussi les isotopes de l'hydrogène : le deutérium ${}_2H$ et le tritium ${}_3H$.

■ **Propriété** : Pour les hydrogéoïdes ${}_Z^AX^{(Z-1)+}$, les **OA** ont comme quantification :

$$\mathcal{E}_n(X) = \mathcal{E}_n(H) \cdot Z^2 = -13,6 \cdot \frac{Z^2}{n^2} \text{ (eV)} \quad \text{et} \quad r_n(X) = \frac{r_n(H)}{Z} = a_0 \cdot \frac{n^2}{Z}$$

Rq : La formule de Rytz-Rydberg est donc généralisable à tous les hydrogéoïdes, à condition de remplacer R_H par R_X (constante de Rydberg pour l'hydrogéoïde X) :

$$\frac{1}{\lambda_{m,n}} = R_X \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{avec} \quad R_X = R_H \cdot Z^2$$

III Modèle quantique de l'atome

III.1 Probabilité de présence

• **Principe d'incertitude d'Heisenberg** (1926) : Il n'est pas possible de déterminer simultanément et avec précision la vitesse et la position d'une « particule » (objet « microscopique »). Ce qui exclut désormais à l'échelle atomique la notion de trajectoire ou d'orbite de l'électron.

• On définit alors une **densité de probabilité de présence** de l'électron en un point $M(x, y, z)$ par le carré Ψ^2 d'une fonction mathématique $\Psi(x, y, z)$ appelée **fonction d'onde** ou **orbitale atomique**.

• C'est la résolution de l'**équation de Schrödinger** qui donne accès à ψ et donc à tous les renseignements concernant un atome en mécanique quantique.

NB : l'équation de Schrödinger ainsi que les fonctions d'ondes sont hors programme → [Tous les résultats qui suivent sont admis](#).

III.2 Nombres quantiques

◇ **Définition** : L'état d'un électron est fixé par la donnée de quatre nombres n , l , m_l et m_s appelés **nombres quantiques**.

→ n est le **nombre quantique principal** : $n \in \mathbb{N}^*$

→ l est le **nombre quantique secondaire** ou **azimutal** : $0 \leq l \leq n - 1$ avec $l \in \mathbb{N}$

→ m_l est le **nombre quantique magnétique** : $-l \leq m_l \leq l$ avec $m_l \in \mathbb{Z}$

→ m_s est le **nombre quantique magnétique de spin** : m_s peut prendre seulement deux valeurs : $\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$

◇ **Définition** : L'ensemble des électrons décrits par une même valeur de n appartiennent à un **niveau** ou une **couche** énergétique :

n	1	2	3	4	5	...
couche	K	L	M	N	O	...

Les électrons d'une couche n donnée se répartissent sur des **sous-niveaux** ou **sous-couches** d'énergies $\mathcal{E}_{n,l}$ fixées par la seule donnée du doublet (n, l) :

l	0	1	2	3	4	...
sous-couche	s	p	d	f	g	ordre alphabétique

Chaque sous-couche (n, l) contient $2l + 1$ **cas quantiques** ou **orbitales atomiques** définies par les triplets (n, l, m_l) possibles.

Ex :

- Le triplet (1, 0, 0) définit l'orbitale atomique **1s**
- Le (sous-)niveau d'énergie **2s** est constitué d'une seule **OA** définie par le triplet (2, 0, 0)
- Par contre, le niveau **2p** défini par $n = 2$ et $l = 1$ est constitué de trois **cas quantiques** correspondant aux trois triplets/OA (2, 1, -1), (2, 1, 0) et (2, 1, 1).

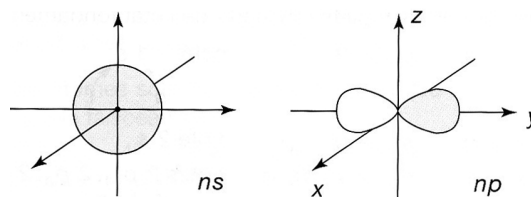
Ces trois **OA** ont la même énergie ; il est d'usage de les noter $2p_x$, $2p_y$ et $2p_z$.

Rq1 : - n indique le *volume effectif* de l'OA

- l indique la *forme* de l'OA

- m_l indique l'orientation spatiale de l'OA (p. ex. np_x , np_y et np_z).

- m_s indique l'alignement du spin : spin vers le haut (\uparrow) ou spin vers le bas (\downarrow)



Rq2 : le choix des quatre lettres s , p , d et f pour désigner les premières sous-couches vient historiquement des observations des spectres de raies : *sharp* (*fine*), *principal*, *diffuse*, *fundamental*.

III.3 Dégénérescence des niveaux d'énergie

◇ **Définition :** Lorsqu'à un même niveau d'énergie correspondent plusieurs **O.A.**, ce niveau d'énergie est dit **dégénéré**.

a Atome d'hydrogène et hydrogénoïdes

■ **Propriété :** Dans le cas particulier de l'atome d'hydrogène et des hydrogénoïdes, les différents niveaux d'énergie électroniques \mathcal{E}_n de l'atome ne dépendent que du nombre quantique principal n .

Csqce : Pour l'atome d'hydrogène (et les hydrogénoïdes) au niveau d'énergie \mathcal{E}_n caractérisé par le nombre quantique principal n , correspondent n^2 **O.A.** de triplets (n, l, m_l) .

Cl : un niveau d'énergie \mathcal{E}_n est donc n^2 fois dégénéré.

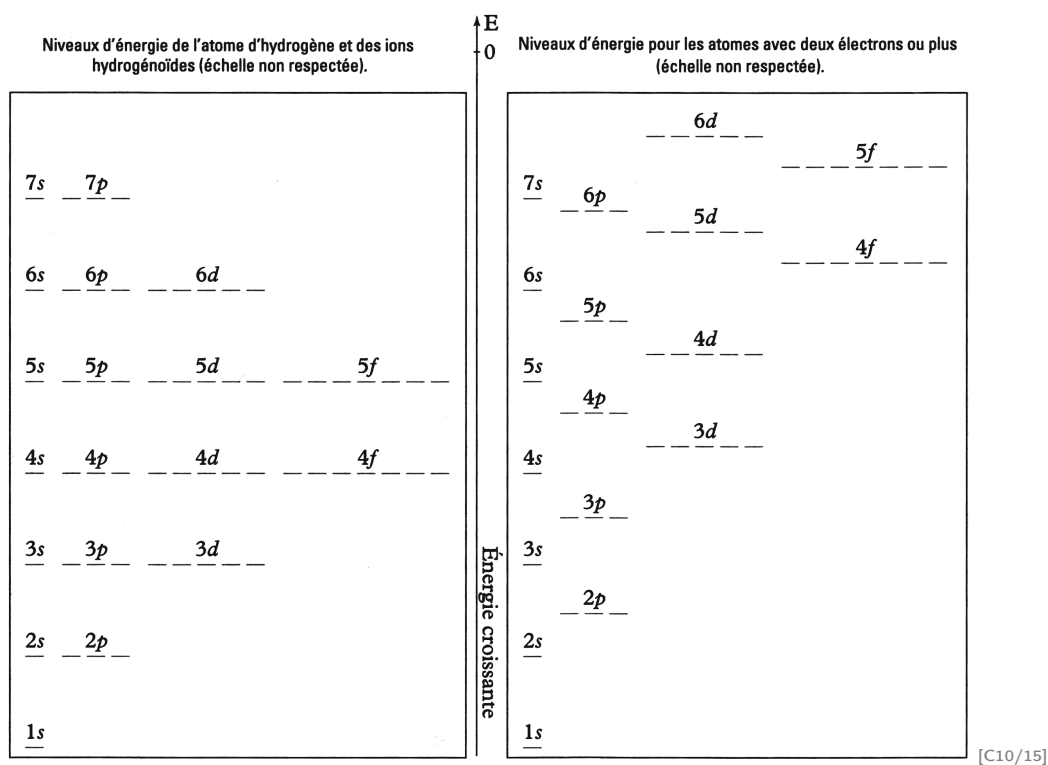
Ex : Le niveau d'énergie \mathcal{E}_3 est $3^2 = 9$ fois dégénéré : les sous-couches $3s$ (1 case quantique), $3p$ (3 cases quantiques) et $3d$ (5 cases quantiques) définissent 9 OA caractérisées par la même énergie $\mathcal{E}_3 = -\frac{13,6}{3^2} = -1,5 \text{ eV}$.

b Atomes polyélectroniques

■ **Propriété :** Pour les atomes polyélectroniques (= possédant plus d'un électron), les différents niveaux d'énergie électroniques $\mathcal{E}_{n,l}$ de l'atome dépendent du nombre quantique principal n et du nombre quantique secondaire l .

Csqce : Le niveau d'énergie $\mathcal{E}_{n,l}$ étant constitué de $2l + 1$ cases quantiques (une par valeur possible de m_l), **une sous-couche d'énergie $\mathcal{E}_{n,l}$ est donc $2l + 1$ fois dégénérée.**

Valeurs de n	Valeurs de l	Nom de la sous-couche	Valeurs de m_l	Nombres d'O.A. /dégénérescence	Dégn./O.A. pour H
1	0	1s	0	1	1
2	0	2s	0	1	4
	1	2p	-1; 0; 1	3	
3	0	3s	0	1	9
	1	3p	-1; 0; 1	3	
	2	3d	-2; -1; 0; 1; 2	5	
4	0	4s	0	1	16
	1	4p	-1; 0; 1	3	
	2	4d	-2; -1; 0; 1; 2	5	
	3	4f	-3; -2; -1; 0; 1; 2; 3	7	



[C10/15]

IV Configurations électroniques des atomes et des ions

IV.1 Règle de construction

a Principe de Pauli

■ **Loi** : Deux électrons ne peuvent pas posséder quatre nombres quantiques identiques.

Une case quantique étant définie par la donnée de trois nombres quantiques (n, l, m_l) , elle ne pourra donc décrire que le comportement de deux électrons au maximum : l'un possédant un nombre quantique de spin $\frac{1}{2}$ et l'autre un nombre quantique de spin $+\frac{1}{2}$: $\uparrow\downarrow$

◇ **Définition** : Lorsqu'une orbitale atomique (case quantique) est doublement occupée, on dit que les électrons sont **appariés**.
Un électron seul dans une case quantique est dit **célibataire**.

b Règle de Klechkowsky

■ **Loi** : Le remplissage des orbitales atomiques se fait par ordre $(n + l)$ croissant.

Dans le cas où deux orbitales atomiques possèdent un même $(n + l)$, la plus petite valeur de n correspond à l'orbitale la plus profonde en énergie : c'est elle qui est occupée en priorité. Cette règle indique la séquence énergétique dans laquelle les différentes orbitales atomiques se succèdent. On obtient la séquence suivante :

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

Voici cette même séquence en indiquant le remplissage maximal possible de chaque sous-couche (attention, cette suite ne correspond à aucun élément en particulier) :

$$1s^2 < 2s^2 < 3s^2 < 3p^6 < 4s^2 \sim 3d^{10} < 4p^6 < 5s^2 < 4d^{10} < 5p^6 < 6s^2 < 4f^{14} \sim 5d^{10} \dots$$

c Règle de Hund

■ **Propriété/Loi** : Lorsqu'un niveau d'énergie est dégénéré et que le nombre n n'est pas suffisant pour saturer le niveau, l'état de plus basse énergie (=état le plus stable) est obtenu en utilisant un maximum d'orbitales atomiques, les spins des électrons non appariés étant parallèles.

IV.2 Électrons de cœur et de valence

◇ **Définition** : Dans les structures électroniques, il y a deux types d'électrons :

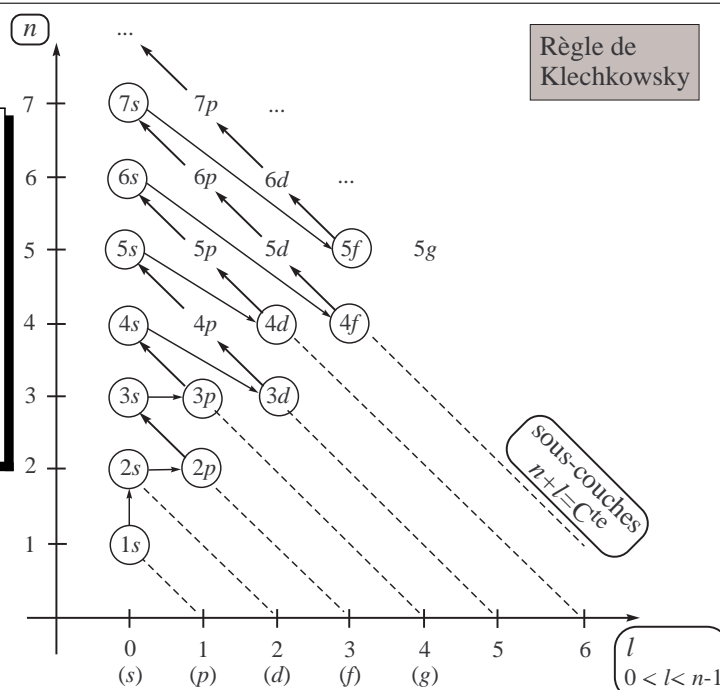
- les **électrons de valence** : ils appartiennent à la dernière couche n en cours de remplissage
- les **électrons de cœur** : tous les autres électrons plus proches du noyau.

Ex : Les électrons de valence (→ Cf Tableau périodique, p. 8) :

- du soufre occupent les orbitales atomiques $3s$ et $3p$
- du carbone occupent les OA $2s$ et $2p$
- du calcium occupent l'OA $4s$

- **attention** : pour les métaux de transition (bloc d) les électrons de valence correspondent aux sous-couches $ns/(n-1)d$.

Rq : les électrons de valence sont dit appartenir à la « couche électronique externe ».



IV.3 Violations de la règle de Klechkowsky

• Le cas du chrome permet d'illustrer une exception à la règle de remplissage. Si on suit la règle de Klechkowsky, on doit proposer la configuration suivante : $\text{Cr} : [\text{Ar}]4s^23d^4$. **Il se trouve qu'une orbitale atomique d demi-pleine (nd^5) ou pleine (nd^{10}) présente une stabilité particulière.**

Cet état peut-être atteint par « promotion » d'un seul électron $4s$ vers le niveau $3d$ comme c'est le cas :

- pour le chrome dont la configuration réelle est : $[\text{Ar}]4s^13d^5 \rightarrow [\text{Ar}]3d^54s^1$
- pour le cuivre dont la configuration réelle n'est pas $[\text{Ar}]4s^23d^9$ mais : $[\text{Ar}]4s^13d^{10} \rightarrow [\text{Ar}]3d^{10}4s^1$

IV.4 Schéma de Lewis

Un schéma de Lewis permet de donner la répartition des électrons de valence autour des atomes. Il ne s'agit, ni plus ni moins, que de donner une autre représentation (plus visuelle) de la structure électronique de valence que nous avons vue précédemment

→ Cf Cours.

Commentaires : les schémas de Lewis ne représentent pas tous parfaitement les configurations électroniques correspondantes. 3 difficultés :

• **cas de la colonne 14** : carbone et silicium sont le plus souvent tétravalents (bien que de configuration électronique externe ns^2np^2 qui devrait correspondre à un doublet non liant et à deux électrons célibataires)

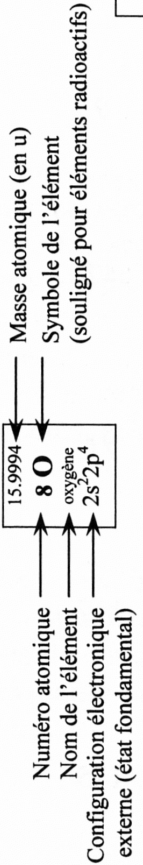
• **la famille des alcalino-terreux** (colonne du béryllium, colonne 2) :

La structure électronique du béryllium s'écrit $1s^22s^2$. On s'attendrait donc à disposer autour du symbole de l'élément un doublet non liant (un trait). Toutefois ce type de schéma n'est pas satisfaisant dans la mesure où le béryllium est divalent, d'où le schéma : $\bullet\text{Be}\bullet$

• **la colonne 13** (celle de l'aluminium) :

La structure électronique de l'aluminium s'écrit $1s^22s^22p^63s^23p^1$. On s'attendrait donc à disposer autour du symbole de l'élément un doublet non liant (un trait) et un électron célibataire (un point). Toutefois ce type de schéma n'est pas non plus satisfaisant dans la mesure où l'aluminium est trivalent – d'où le schéma : $\bullet\text{Al}\bullet$

Bloc s		Bloc d							Bloc p																																								
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																
Alcalins	Alcalino-terreux																																																
1.0079 1 H hydrogène 1s ¹																																																	
6.941 3 Li lithium 2s ¹	9.0122 4 Be béryllium 2s ²																																																
22.9898 11 Na sodium 3s ¹	24.305 12 Mg magnésium 3s ²																																																
39.0983 19 K potassium 4s ¹	47.90 22 Ti titane 3d ² 4s ²	44.9559 21 Sc scandium 3d ¹ 4s ²	50.9415 23 V vanadium 3d ³ 4s ²	51.9961 24 Cr chrome 3d ⁵ 4s ¹	54.938 25 Mn manganèse 3d ⁵ 4s ²	55.847 26 Fe fer 3d ⁶ 4s ²	58.71 28 Ni nickel 3d ⁸ 4s ²	58.9332 27 Co cobalt 3d ⁷ 4s ²	63.546 29 Cu cuivre 3d ¹⁰ 4s ¹	65.39 30 Zn zinc 3d ¹⁰ 4s ²	69.723 31 Ga gallium 4s ² 4p ¹	72.59 32 Ge germanium 4s ² 4p ²	74.9216 33 As arsenic 4s ² 4p ³	78.96 34 Se sélénium 4s ² 4p ⁴	79.904 35 Br brome 4s ² 4p ⁵	83.80 36 Kr krypton 4s ² 4p ⁶	88.4678 37 Rb rubidium 5s ¹	87.62 38 Sr strontium 5s ²	88.9059 39 Y yttrium 4d ¹ 5s ²	91.224 40 Zr zirconium 4d ² 5s ²	95.94 42 Mo molybdène 4d ⁵ 5s ¹	98.9062 43 Tc technétium 4d ⁵ 5s ²	101.07 44 Ru ruthénium 4d ⁷ 5s ¹	106.4 46 Pd palladium 4d ¹⁰ 5s ⁰	107.868 47 Ag argent 4d ¹⁰ 5s ¹	112.41 48 Cd cadmium 4d ¹⁰ 5s ²	114.82 49 In indium 5s ² 5p ¹	118.71 50 Sn étain 5s ² 5p ²	121.75 51 Sb antimoine 5s ² 5p ³	126.9045 52 Te tellure 5s ² 5p ⁴	131.30 54 Xe xénon 5s ² 5p ⁶	132.9054 55 Cs césium 6s ¹	137.33 56 Ba baryum 6s ²	136.9055 57 La lanthane 5d ¹ 6s ²	178.49 72 Hf hafnium 5d ² 6s ²	180.9479 73 Ta tantalum 5d ³ 6s ²	183.85 74 W tungstène 5d ⁴ 6s ²	192.22 76 Os osmium 5d ⁶ 6s ²	195.09 78 Pt platine 5d ⁹ 6s ¹	196.9665 79 Au or 5d ¹⁰ 6s ¹	200.59 80 Hg mercure 5d ¹⁰ 6s ²	204.37 81 Tl thallium 6s ² 6p ¹	207.2 82 Pb plomb 6s ² 6p ²	208.9804 83 Bi bismuth 6s ² 6p ³	210 84 Po polonium 6s ² 6p ⁴	222 86 Rn radon 6s ² 6p ⁶	223 87 Fr francium 7s ¹	226.0254 88 Ra radium 7s ²	227.0278 89 Ac actinium 6d ¹ 7s ²



Classification périodique des éléments

Bloc f												
Lanthanides												
140.12 58 Ce cérium 4f ¹ 6s ²	140.9077 59 Pr praseodyme 4f ³ 6s ²	144.24 60 Nd néodyme 4f ⁴ 6s ²	145 61 Pm prométhium 4f ⁵ 6s ²	150.4 62 Sm samarium 4f ⁶ 6s ²	151.96 63 Eu europium 4f ⁷ 6s ²	157.25 64 Gd gadolinium 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	162.50 66 Dy dysprosium 4f ¹⁰ 6s ²	164.9304 67 Ho holmium 4f ¹¹ 6s ²	167.26 68 Er erbium 4f ¹² 6s ²	168.9342 69 Tm thulium 4f ¹³ 6s ²	173.04 70 Yb ytterbium 4f ¹⁴ 6s ²	174.967 71 Lu lutétium 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
Actinides												
232.0381 90 Th thorium 6d ² 7s ²	231.0359 91 Pa protactinium 5f ² 6d ¹ 7s ²	238.029 92 U uranium 5f ³ 6d ¹ 7s ²	237.0482 93 Np neptunium 5f ⁴ 7s ²	244 94 Pu plutonium 5f ⁶ 7s ²	243 95 Am américium 5f ⁷ 7s ²	247 96 Cm curium 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	251 98 Cf californium 5f ¹⁰ 7s ²	254 99 Es einsteinium 5f ¹¹ 7s ²	257 100 Fm fermium 5f ¹² 7s ²	258 101 Md mendelevium 5f ¹³ 7s ²	259 102 No nobélium 5f ¹⁴ 7s ²	260 103 Lr lawrencium 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²