
Structure électronique de l'atome

Table des matières

1	Généralité	2
1.1	Modèle de Rutherford	2
1.2	Elément chimique	2
1.3	Unité de la masse atomique (u)	3
1.4	Abondance naturelle isotopique x_i	4
2	Quantification de l'énergie dans l'atome d'hydrogène	4
2.1	Spectre d'émission-spectre d'absorption de l'atome hydrogène	4
2.1.1	Dualité onde-corpusculaire de la lumière	4
2.1.2	Spectre d'émission-Spectre d'absorption	5
2.2	Interprétation du spectre-modèle de Bohr	5
2.2.1	Modèle de Bohr	5
2.2.2	Interprétation du spectre	7
2.3	Cas des hydrogènoïdes	8
2.3.1	Définition	8
2.3.2	Energie des hydrogènoïdes	8
3	Etat quantique d'un atome	8
3.1	Probabilité de présence d'un électron	8
3.2	Nombres quantiques	9
3.3	Couches-sous-couches-cases quantiques	10
3.3.1	Couches (niveaux d'énergie)	10
3.3.2	Sous-couches (sous-niveaux)	10
3.3.3	Cases quantiques-Orbitales atomiques	11
4	Configuration électronique d'un atome	11
4.1	définition	11
4.2	Règles de remplissage	11
4.2.1	principe de Pauli	11
4.2.2	Règle de Klechkowski	12
4.2.3	Règle de Hund	13
4.3	Exemples de configuration électronique	13
4.4	Electrons de valence-Electrons de coeur	13
4.5	Notation de Lewis	14

1 Généralité

1.1 Modèle de Rutherford

Modèle de rutherford : L'atome peut être visualisé comme un noyau sphérique central, de diamètre de l'ordre de $10^{-14}m$, chargé positivement, autour duquel gravite un cortège électronique. L'atome est électriquement neutre.

- ▶ le diamètre de l'atome est de l'ordre de $10^{-14}m = 10$ fermis
- ▶ le diamètre de l'atome est de l'ordre de : $10^{-10}m = 0,1nm = 100pm$
- ▶ le cortège électronique contient Z électrons : Z est appelé **nombre de charge ou nombre atomique**
- ▶ le noyau contient Z protons pour assurer l'électroneutralité de l'atome et N neutrons, on définit le nombre de masse par :

$$A = Z + N$$

▶ Électron

Électron : C'est une particule élémentaire négative fondamentale :

- la charge de l'électron : $q_e = -e = -1,6022 \cdot 10^{-19}C$
- la masse de l'électron : $m_e = 9,1095 \cdot 10^{-31}kg$

▶ Proton

Proton : Particule élémentaire fondamentale chargée positivement :

- la charge du proton $q_p = +e = 1,6022 \cdot 10^{-19}C$
- la masse du proton $m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27}kg = 1836m_e$

▶ Neutron

Neutron : Particule non chargée

- la charge du neutron : $q_N = 0$
- la masse du neutron : $m_N = 1,6749 \cdot 10^{-27}kg \approx m_p$

1.2 Élément chimique

▶ Élément chimique

Élément chimique : un élément chimique X est défini par son numéro atomique Z

- pour $Z = 6$: l'élément correspondant est le carbone C

- pour $Z = 15$: l'élément correspond est le chlore Cl
- l'atome est représenté par $\boxed{{}_Z^AX}$
- ${}_6^{12}C$; ${}_{17}^{35}Cl$; ${}_7^{14}N...$

► Isobares

Isobares : deux atomes ayant le même nombre de masse A mais les nombres atomiques Z différents

- ${}_6^{14}C$; ${}_7^{14}N$: deux isobares

► Isotopes

Isotopes : deux atomes ayant le même nombre de proton, mais les nombres des neutrons sont différents

- ${}_6^{14}C$; ${}_6^{12}C$: deux isotopes

1.3 Unité de la masse atomique (u)

► La mole

la mole : c'est le nombre de particules contenu dans le nombre d'Avogadro $\mathcal{N} = 6,02.10^{23}$

► L'unité de la masse atomique

l'unité de la masse atomique : on définit l'unité de la masse atomique (u) par :

$$1u = \frac{1}{12}(\text{masse atomique de } {}_6^{12}C)$$

- $1u = \frac{1}{12} \frac{M({}_6^{12}C)}{\mathcal{N}_A} = \frac{1}{12} \frac{12}{\mathcal{N}_A} (g)$ avec $\mathcal{N}_A = \mathcal{N} mol^{-1}$

$$1u = \frac{1}{\mathcal{N}_A} (g)$$

- la masse de l'électron : $m_e = 5,5.10^{-4}u$
- la masse du proton : $m_p = 1u$
- la masse du neutron : $m_N = 1u$
- la masse du noyau : $m(\text{noyau}) = A.u$
- la masse molaire $M({}_Z^AX) = A.g.mol^{-1}$

1.4 Abondance naturelle isotopique x_i

Définition : On l'abondance naturelle isotopique par

$$M = \sum_i x_i M_i$$

- M : la masse de l'élément
- M_i : masse molaire de l'isotope i
- x_i : abondance naturelle isotopique

• Exemple

- ${}^{35}_{17}\text{Cl} \begin{cases} x_i = 75,8\% \\ M_i = 34,97 \text{ g.mol}^{-1} \end{cases}$ et ${}^{37}_{17}\text{Cl} \begin{cases} x_i = 24,2\% \\ M_i = 36,97 \text{ g.mol}^{-1} \end{cases}$
- $M(\text{Cl}) = x({}^{35}\text{Cl})M({}^{35}\text{Cl}) + x({}^{37}\text{Cl})M({}^{37}\text{Cl}) = 35,45 \text{ g.mol}^{-1}$

2 Quantification de l'énergie dans l'atome d'hydrogène

2.1 Spectre d'émission-spectre d'absorption de l'atome hydrogène

2.1.1 Dualité onde-corpusculaire de la lumière

- ▶ **nature ondulatoire de la lumière** : La lumière est une onde électromagnétique dont la longueur d'onde appartient au domaine visible $0,4 \leq \lambda \leq 0,8 \mu\text{m}$. La nature ondulatoire de la lumière permet d'interpréter les phénomènes d'interférence et diffraction.
- ▶ **nature corpusculaire de la lumière** : la lumière est constituée d'un ensemble de particules appelés **photons** de masse nulle et se propagent dans le vide avec une vitesse $c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$. La nature corpusculaire permet d'interpréter l'effet photoélectrique (éjection des électrons d'un métal) et l'effet compton...
- ▶ **l'énergie d'un photon**

Le photon porte une énergie $\mathcal{E} = h\nu = h\frac{c}{\lambda}$ et possède une quantité de mouvement

$$\vec{p} = \frac{h\nu}{c} \vec{u} \text{ avec } \vec{u} \text{ vecteur unitaire.}$$

- $\mathcal{E} = h\nu$: quantum d'énergie
- ν : fréquence de l'onde lumineuse
- $h = 6,6260755.10^{-34} \text{ J.s}$: la constante de Planck

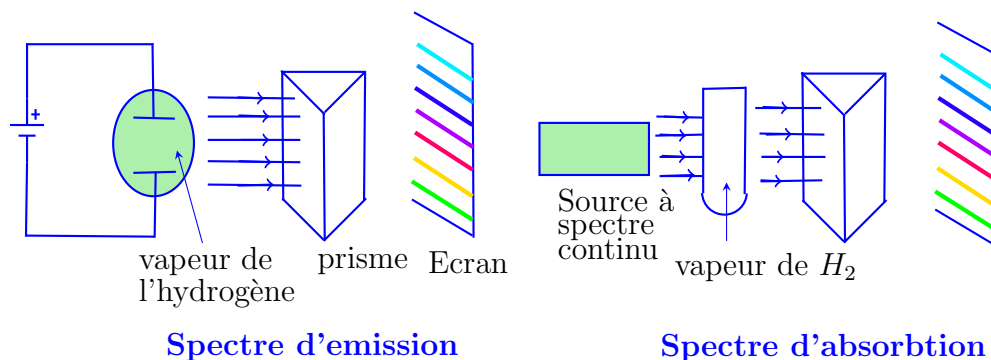
► Théorie du quanta

Théorie du quanta : les échanges d'énergie entre la matière et le rayonnement se font par émission ou absorption d'un multiple d'un quantum d'énergie $h\nu$

$$\Delta\mathcal{E} = nh\nu ; n \in \mathbb{Z}$$

2.1.2 Spectre d'émission-Spectre d'absorption

► Expérience



► Conclusion

Conclusion : les spectres d'absorption et d'émission de l'hydrogène sont quantifiés : il s'agit des spectres de **raies**.

► Formule de Rydberg et Ritz

les longueurs d'ondes émises vérifient la relation de Rydberg-Ritz

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) ; p > n ; (p, n) \in \mathbb{N}^2$$

$R_H = 10979708,014 m^{-1}$: constante de Rydberg

2.2 Interprétation du spectre-modèle de Bohr

2.2.1 Modèle de Bohr

► Postulat de Bohr

Postulat de Bohr : L'électron gravite autour du noyau sur des orbites circulaires tel que le moment cinétique de l'atome \vec{L}_o est quantifié

$$L_o = m.v.r = n\hbar ; \hbar = \frac{h}{2\pi} ; n \in \mathbb{N}^*$$

- m : la masse de l'électron et v : vitesse de l'électron

► Energie totale de l'atome d'hydrogène

- Soit un électron de masse m qui tourne autour du proton avec une vitesse v . Il est soumis à une force centrale conservative
- $\vec{F} = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \vec{e}_r$: force centrale conservative
- $\mathcal{E}_p = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$
- $\mathcal{E}_c = \frac{1}{2}mv^2 = -\frac{\mathcal{E}_p}{2} = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$
- l'énergie totale $\mathcal{E} = \mathcal{E}_c + \mathcal{E}_p = -\mathcal{E}_c = \frac{\mathcal{E}_p}{2}$
- $$\begin{cases} \mathcal{E}_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} \Rightarrow \frac{1}{2}m \frac{\hbar^2 n^2}{m^2 r^2} = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} \\ mvr = n\hbar \end{cases}$$

$$r = \frac{\hbar^2 \epsilon_0 4\pi}{me^2} n^2 = a_0 \cdot n^2$$

- $a_0 = 4\pi \frac{\hbar^2 \epsilon_0}{me^2} = \frac{\hbar^2 \epsilon_0}{me^2 \pi}$

$$a_0 = \frac{\hbar^2 \epsilon_0}{me^2 \pi} = 0,53 \text{ nm}$$

a_0 : rayon de Bohr

- $$\begin{cases} \mathcal{E} = \frac{\mathcal{E}_p}{2} = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} \Rightarrow \mathcal{E} = -\frac{e^4 m \pi}{8\pi\epsilon_0^2 \hbar^2 n^2} \\ r = \frac{\hbar^2 \epsilon_0}{me^2 \pi} n^2 \end{cases}$$

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}_n = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 \hbar^2} \frac{1}{n^2} = -\frac{13,6}{n^2} (\text{eV})$$

• Conclusion

Conclusion : Pour l'atome d'hydrogène :

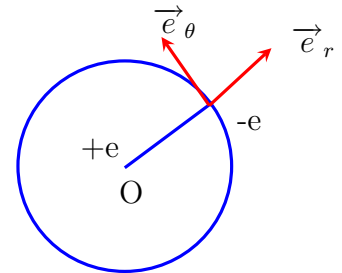
- l'énergie totale est quantifiée :

$$\mathcal{E}_n = -\frac{13,6}{n^2} (\text{eV})$$

- le rayon de l'électron est quantifiée :

$$r_n = a_0 \cdot n^2$$

avec $n \in \mathbb{N}^*$



- **état fondamental** : état de plus basse énergétique correspond à $n = 1$ donc $E_1 = -13,6\text{eV}$ c'est l'état la plus stable .
- les états ou $n > 1$ sont les états excités ; $n = 2$ c'est le premier état excité
- **énergie d'ionisation** : c'est l'énergie qu'il faut fournir à l'atome dans l'état fondamental pour faire passer son électron de $n = 1$ à $n = \infty$.

$$E_I = \mathcal{E}_n(\infty) - \mathcal{E}_n(1) = 13,6\text{eV}$$

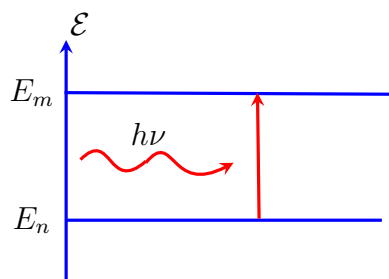
2.2.2 Interprétation du spectre

- Lorsque on soumet la vapeur d'hydrogène à une décharge électrique, les atomes s'excitent : l'électron de l'atome se trouve sur un niveau $m > 1$ et porte une énergie $\mathcal{E}_m = -\frac{13,6}{m^2}(\text{eV})$. En se désexcitant l'atome passe du niveau m à un niveau inférieur n en émettant un photon d'énergie

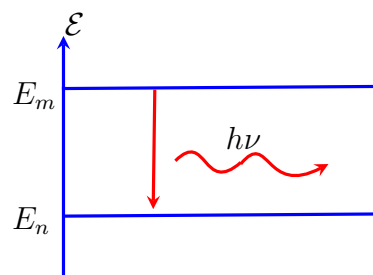
$$h\nu = \mathcal{E}_m - \mathcal{E}_n$$

- Lorsqu'on éclaire la vapeur d'hydrogène avec une lumière à spectre continu l'atome passe de l'état fondamental à l'état excité (m) en absorbant un photon d'énergie $h\nu$

$$h\nu = \mathcal{E}_m - \mathcal{E}_n$$



absorption d'un photon



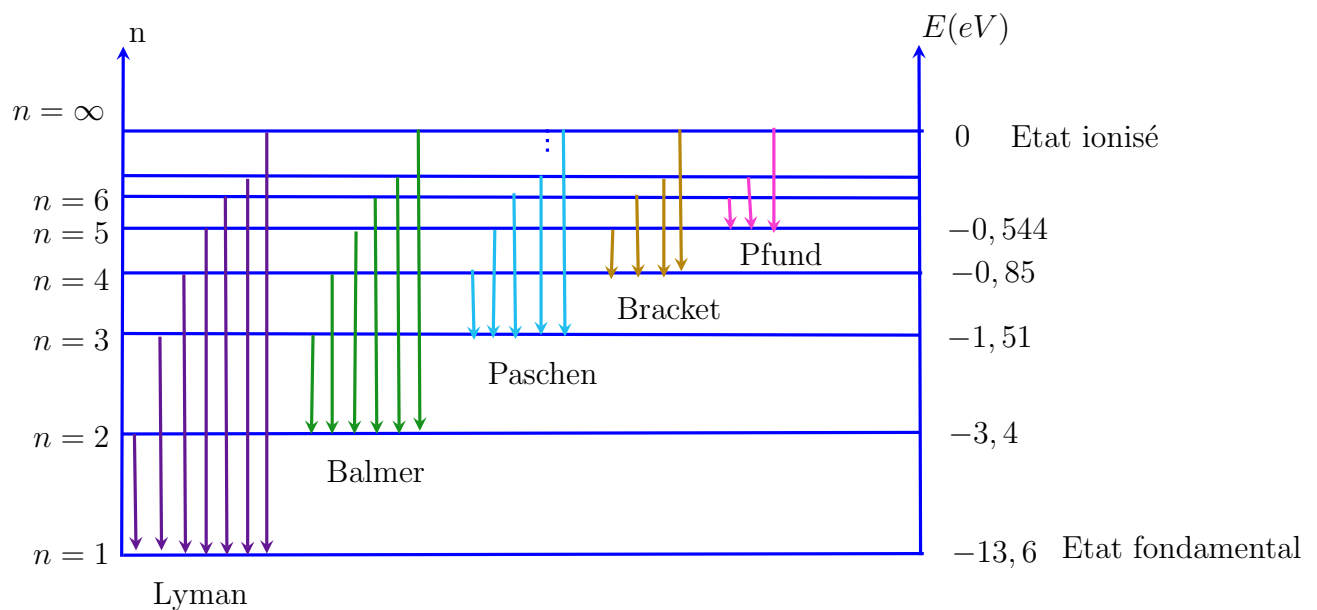
émission d'un photon

- $h\nu = \frac{hc}{\lambda} = E_m - E_n = -13,6 \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$
- $\frac{1}{\lambda} = \frac{13,6}{hc} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$

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

R_H : constante de Rydberg

- **série de Lyman** : $n = 1$; $m = 2, 3, 4...$
- **série de Balmer** : $n = 2$; $m = 3, 4, 5...$
- **série de Paschen** : $n = 3$; $m = 4, 5, 6...$
- **série de Brackett** : $n = 4$; $m = 5, 6, 7...$
- **série de Pfund** : $n = 5$; $m = 6, 7, 8...$



2.3 Cas des hydrogènoïdes

2.3.1 Définition

Définition : Hydrogènoïde est un atome qui a perdu tout ses électrons sauf un ,s'écrit sous la forme ${}_Z^AX^{(Z-1)+}$

• Exemples

- ▶ $Li(Z = 3) : Li^{2+}$
- ▶ $Be(Z = 4) : Be^{3+}$

2.3.2 Energie des hydrogènoïdes

On peut montrer facilement que

- énergie des hydrogènoïdes

$$E_n = -\frac{13,6Z^2}{n^2}(\text{eV})$$

- rayon d'hydrogènoïde

$$r_n = \frac{a_0 n^2}{Z}$$

3 Etat quantique d'un atome

3.1 Probabilité de présence d'un électron

- ▶ la mécanique quantique s'applique au monde microscopique
- ▶ Heisemberg énonce deux inégalités qui fixent la frontière entre la physique quantique et la physique classique, ces inégalités constituent le principe d'incertitude

d'Heisenberg :

- **inégalité temporelle** : l'énergie d'une particule de durée de vie Δt ne peut être parfaitement déterminée, elle est dispersée sur une bande d'énergie de largeur ΔE tel que

$$\Delta E \cdot \Delta t \geq \hbar$$

- **inégalité spatiale** : On ne peut connaître simultanément la position et la quantité du mouvement d'une particule

$$\Delta p \cdot \Delta r \geq \hbar$$

► Exemples

- un skieur de masse $m = 70\text{kg}$ et de $\begin{cases} v_x = 15\text{m.s}^{-1} \\ \Delta v_x = 1\text{m.s}^{-1} \end{cases}$

$$m \cdot \Delta v_x \cdot \Delta x \geq \hbar \Rightarrow \Delta x \geq \frac{\hbar}{2\pi m \Delta v_x} = 1,5 \cdot 10^{-36}\text{m}$$

l'incertitude est dérisoire, la mécanique classique est suffisante pour traiter ce problème

- un électron de masse m : $\begin{cases} v = 2,2 \cdot 10^6\text{m.s}^{-1} \\ \Delta v = 0,1 \cdot 10^6\text{m.s}^{-1} \end{cases}$

$\Delta r \geq \frac{\hbar}{2\pi m \Delta v} = 1,2 \cdot 10^{-9}\text{m}$ cette incertitude est énorme à l'échelle atomique (rayon de Bohr $a = 52,9\text{pm}$), ce problème nécessite la mécanique quantique.

► Probabilité de présence

- En mécanique quantique chaque particule est caractérisée par une fonction d'onde solution de l'équation de Schrödinger ($H\psi = E\psi$) appelée **orbitale atomique**. On note cette fonction par : $\psi(x, y, z)$, cette fonction n'a pas de sens physique mais contient toute l'information accessible sur la particule.
- $|\psi|^2$: la densité de probabilité de présence d'une particule dans un point de l'espace
- la probabilité de trouver la particule dans un volume V

$$P = \iiint_V |\psi|^2 dx dy dz$$

- la probabilité de trouver un électron dans tout l'espace :

$$\iiint_{\text{espace}} |\psi|^2 dx dy dz = 1$$

3.2 Nombres quantiques

La mécanique quantique montre que l'état d'un électron d'un atome peut être décrit par les quatre nombres quantiques : n, l, m_l, m_s

- **Nombre quantique principal n** : il quantifie l'énergie d'un atome $n \in \mathbb{N}^*$

- **Nombre quantique secondaire** où **azimutal** l : il quantifie la norme du moment cinétique d'un électron $l \in \mathbb{N}$

$$L_e^2 = \hbar^2 l(l+1)$$

$$0 \leq l \leq n-1$$

- **Nombre quantique magnétique** m_l : Il quantifie la projection du moment cinétique sur l'axe oz $m_l \in \mathbb{Z}$

$$L_{oz} = m_l \hbar \text{ et } -l \leq m_l \leq l$$

- **Nombre quantique magnétique du spin** : il quantifie la projection du moment intrinsèque (spin) sur l'axe oz , il prend deux valeurs seulement

$$m_s = +\frac{1}{2}; m_s = -\frac{1}{2}$$

3.3 Couches-sous-couches-cases quantiques

3.3.1 Couches (niveaux d'énergie)

Les électrons qu'ont le même nombre quantique principale n sont dit situés sur une même couche (le même niveau d'énergie) . Chaque couche est symbolisée par une lettre majuscule .

n	1	2	3	4
couche	L	M	N	O

3.3.2 Sous-couches (sous-niveaux)

Chaque couche n est divisée en un certain nombre de sous-couches (sous-couche). Chaque sous-couche est caractérisée par la valeur de l et symbolisé par une lettre miniscule .

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

- un sous-niveau est caractérisé par un doublet (n, l)
 - le sous-niveau **ns** correspond au doublet $(n, 0)$
 - le sous-niveau **np** correspond au doublet $(n, 1)$
 - le sous-niveau **nd** correspond au doublet $(n, 2)$
 - le sous-niveau **nf** correspond au doublet $(n, 3)$

3.3.3 Cas quantiques-Orbitales atomiques

- Chaque sous-couche est divisée en un certain nombre de cas quantiques
- Chaque case quantique est liée à une valeur de m_l est représenté par
- la sous-couche ns correspond à $l = 0$ donc $m_l = 0$, il comporte une seule case quantique
- la sous-couche np correspond à $l = 1$ donc $m_l = \pm 1; m_l = 0$, il comporte trois cases quantiques
- la sous-couche nd correspond à $l = 2$ donc $m_l = \pm 2; m_l = \pm 1; m_l = 0$, il comporte 5 cases quantiques
- la sous-couche nf correspond à $l = 3$ donc $m_l = \pm 3; m_l = \pm 2; m_l = \pm 1; m_l = 0$, il comporte 7 cases quantiques
- la sous-couche nl comporte $2l + 1$ cases quantiques
- le triplet (n, l, m_l) définit une orbitale atomique noté $O.A$
 - ▶ le triplet $(1, 0, 0)$ définit l'orbitale atomique $1s$
 - ▶ le sous niveau $2p$ correspond à $n = 2; l = 1; m_l = -1, 0, 1$ donc trois triplets $(2, 1, 1), (2, 1, 0), (2, 1, -1)$ définissent les trois orbitales atomiques d'égale énergie $2p_x, 2p_y, 2p_z$
- Lorsqu'un sous-niveau d'énergie correspond à plusieurs orbitales atomiques, ce sous-niveau est dit dégénéré.
 - ▶ le sous-niveau $2p$ est trois fois dégénéré
 - ▶ le sous-niveau $3d$ est cinq fois dégénéré
 - ▶ le sous-niveau $2l$ est $2l + 1$ fois dégénéré

4 Configuration électronique d'un atome

4.1 définition

Définition : la configuration électronique d'un atome est la répartition des électrons sur les différentes sous-couches en respectant les règles dites de remplissage .

4.2 Règles de remplissage

4.2.1 principe de Pauli

Principe de Pauli : Il est impossible que deux électrons d'un même atome possèdent les quatre nombres quantiques identiques.

- **Conséquence** : une case quantique peut recevoir au maximum 2 électrons : un de spin $\frac{1}{2}$ (\uparrow) et l'autre de spin $-\frac{1}{2}$ (\downarrow)

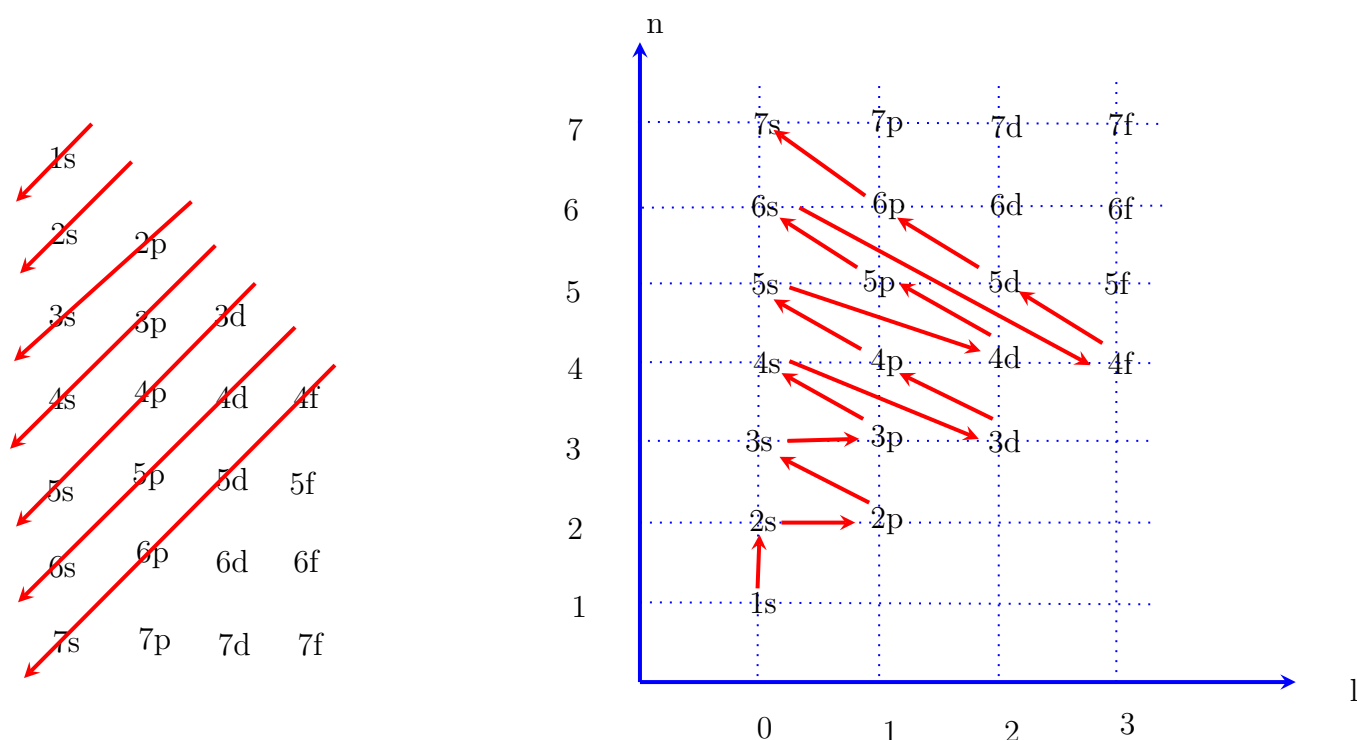
- un électron **célibataire** se trouve seule dans une case quantique $\boxed{\uparrow}$
- deux électrons **appariés** se trouvent sur la même case quantique avec des spins antiparallèles $\boxed{\uparrow\downarrow}$
- ▶ la sous-couche **ns** peut recevoir au maximum **2 électrons** : $\boxed{\uparrow\downarrow}$
- ▶ la sous-couche **np** peut recevoir au maximum **6 électrons** : $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$
- ▶ la sous-couche **nd** peut recevoir au maximum **10 électrons** : $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$
- ▶ la sous-couche **nf** peut recevoir au maximum **14 électrons** :
 $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$

4.2.2 Règle de Klechkowski

Règle

- Dans une atome polyélectronique (E dépend de n et l), l'ordre de remplissage des sous-couches par des électrons est celui pour lequel la somme **$(n + l)$** croît.
- Quand deux sous-couches ont **la même valeur pour la somme $(n + l)$** , la sous-couche qui est occupée la première est celle dont le nombre quantique principale **n** est le plus petit.

En pratique on utilise la méthode suivante



4.2.3 Règle de Hund

Règle : Les électrons d'une sous-couche incomplète se disposent de manière à occuper le maximum avec des électrons de spin parallèles .

4.3 Exemples de configuration électronique

- $H(z = 1) : 1s^1 : \boxed{\uparrow}$
- $He(z = 2) : 1s^2 : \boxed{\uparrow\downarrow}$
- $Li(z = 3) : 1s^2 2s^1 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow}$
- $Be(z = 4) : 1s^2 2s^2 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$
- $B(z = 5) : 1s^2 2s^2 2p^1 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{} \boxed{}$
- $N(z = 7) : 1s^2 2s^2 2p^3 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$
- $O(z = 8) : 1s^2 2s^2 2p^4 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$
- $Na(z = 11) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow}$
- $Mn(z = 25) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5 : \text{on se contente de représenter la couche } 4s^2 3d^5 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$

► Exceptions de la règle de Klechkowski

- $Cr(z = 24)$
- la configuration prévu par la règle de Klechkowski
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{}$
- la configuration réelle
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 : \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$
 ceci est expliqué par le fait que l'énergie associée à cette configuration électronique est inférieure à celle prévue par la règle de klechkowski
- $Cu(z = 29)$
- la configuration prévue par la règle de Klechkowski
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow}$
- la configuration réelle
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} : \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$
- $Ag(z = 47) \dots 4d^9 5s^2 \Rightarrow \dots 4d^{10} 5s^1$

4.4 Electrons de valence-Electrons de coeur

- Les électrons de valence sont les électrons de la couche qui a le nombre quantique principale n le plus grand, on leur adjoint ceux d'une sous-couche $(n - 1)$ s'elle n'est que partiellement rempli .
- les autres électrons sont appelés : électrons de Coeur

- Pour alléger l'écriture des configurations électroniques, on remplace la totalité ou une partie des électrons de coeur par le symbole chimique du gaz noble qui possède ce nombre d'électrons.

► Exemples

- $N(z = 7) : 1s^2 2s^2 2p^3 = [He] 2s^2 2p^3$
 - les électrons de coeur sont les électrons de $1s^2$
 - les électrons de valence sont ceux de la couche de valence $2s^2 2p^3$
- $Al(z = 13) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 = [Ne] 3s^2 3p^1$
 - les électrons de coeur : $1s^2 2s^2 2p^6$
 - les électrons de valence : $3s^2 3p^1$
- les électrons de valence sont responsables sur les propriétés chimiques des atomes, ils sont sensibles aux perturbations extérieures.

4.5 Notation de Lewis

- On se limite à la configuration de valence
- le noyau et les électrons de coeur sont contenus dans le symbole X
- les électrons de valence sont notés par des points (.) s'ils sont célibataires avec un trait (—) s'ils sont appariés (doublet électronique)
- une case vide est notée par un rectangle □

► Exemples

- $H(z = 1) : 1s^1 : \boxed{\uparrow} : \dot{H}$
- $O(z = 8) : 1s^2 2s^2 2p^4 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} : |\ddot{O}|$
- $N(z = 7) : 1s^2 2s^2 2p^3 : \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} : |\dot{N}|$