

## **Chapitre II :**

### **MODELES DE L'ATOME.**

### **STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ATOMES**

### **ORBITALES ATOMIQUES**

L'équation de **Schrödinger** (1926) - Fonction d'onde



## L'équation de **Schrödinger** (1926) - Fonction d'onde

En 1926, **Schrödinger** (prix Nobel 1933) a proposé une méthode générale pour décrire le mouvement des électrons par une **fonction  $\Psi$**  appelée **fonction d'onde**.

Avec cette fonction  **$\Psi$** , on peut prévoir le volume où se trouve l'électron.

Le carré de cette fonction  **$\Psi^2$**  est proportionnelle à la **probabilité de présence de l'électron** dans un **volume donné**

= zone où la probabilité de présence de l'électron est égale à **1**, c'ad on est sûr de trouver l'électron dans ce volume

= **orbitales électroniques**

Le carré de cette fonction  $\Psi^2$  est proportionnelle à la **probabilité de présence de l'électron** dans un **volume donné**

= zone où la probabilité de présence de l'électron est égale à **1**, c'ad on est sûr de trouver l'électron dans ce volume

= **orbitales électroniques**

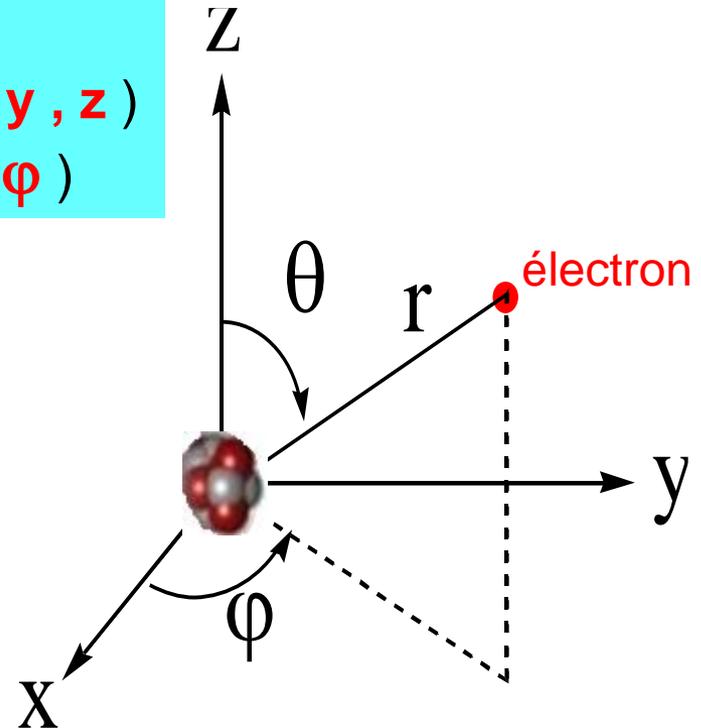
Par rapport au noyau, l'électron est repéré

\* soit par les coordonnées cartésiennes  $(x, y, z)$

\* soit par les coordonnées sphérique  $(r, \theta, \varphi)$

Donc la fonction d'onde  $\Psi$  est :

$$\Psi(x, y, z) = \Psi(r, \theta, \varphi)$$



Par rapport au noyau, l'électron est repéré  
\* soit par les coordonnées cartésiennes (x,y,z)  
\* soit par les coordonnées sphérique (r, θ, φ)

Donc la fonction d'onde  $\Psi$  est :

$$\Psi(x, y, z) = \Psi(r, \theta, \varphi)$$

➔ L'équation de Schrödinger :

$$\mathbf{H}\Psi = E\Psi$$

$\mathbf{H}$  = Hamiltonien du système

$E$  est l'énergie du système

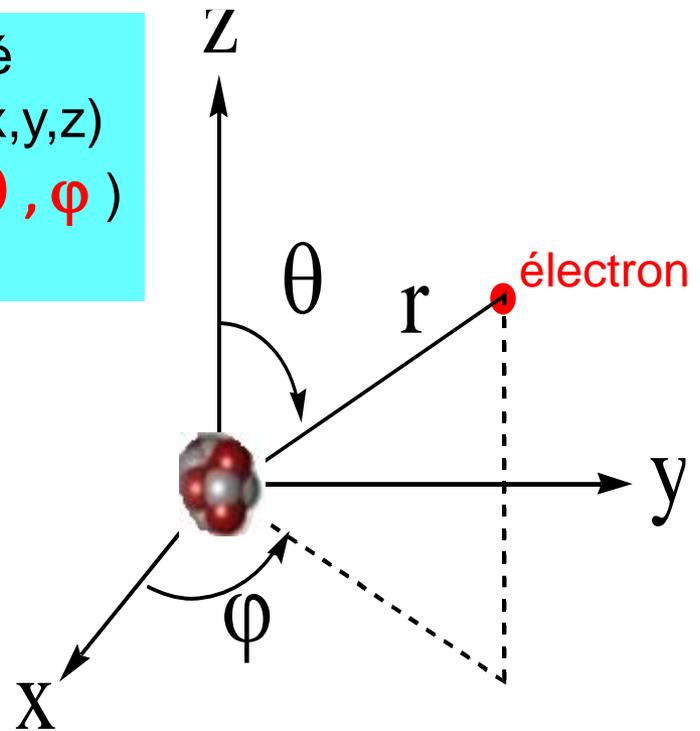
$$\mathbf{H}\Psi = -\frac{\hbar^2}{2m} \Delta \Psi + V(r) \cdot \Psi$$

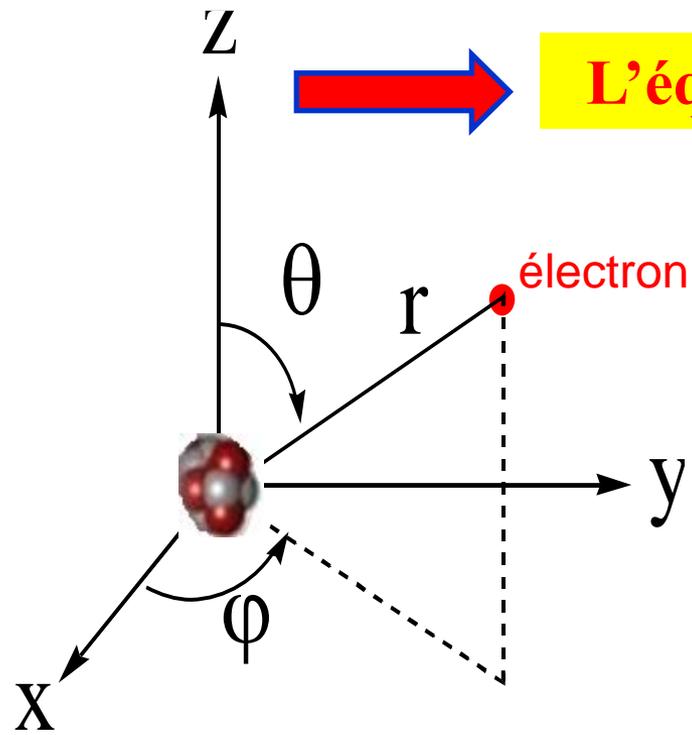
$\Delta \Psi$  est le Laplacien vectoriel de la fonction d'onde :

$$\Delta \Psi = \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2}$$

(en coordonnées cartésiennes)

$$V(r) = -\frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 \cdot r}$$





L'équation de Schrödinger :

$$H\Psi = E\Psi$$

La **résolution** de cette **équation** montre que cette équation n'admet

de **solutions**:  $\Psi_1, \Psi_2 \dots \Psi_n$ ,

**que**

pour certaines valeurs bien définies de l'énergie électronique totale E :

$$E_1, E_2 \dots E_n.$$

Les solutions  $\Psi_i$  de l'équation sont appelées **orbitales atomiques (OA)** dépendant d'un **certain nombre quantique** et peuvent être découpées en deux parties :

$$\Psi_{n,m,\ell} = R_{n,\ell}(r) \cdot Y(\theta, \varphi)$$

La **résolution** de cette **équation** montre que cette équation n'admet des **solutions**:  $\psi_1, \psi_2 \dots \psi_n$ , **que** pour certaines valeurs bien définies de l'énergie électronique totale E :  $E_1, E_2 \dots E_n$ .

Les solutions  $\Psi_i$  de l'équation sont appelées **orbitales atomiques (OA)** dépendant d'un **certain nombre quantique** et peuvent être découpées en deux parties :

$$\Psi_{n,m,\ell} = R_{n,\ell}(r) \cdot Y(\theta, \varphi)$$

\* une première notée  $R_{n,\ell}(r)$ , appelée **partie radiale**, dont la valeur dépend de la distance r de l'électron au noyau, et est **liée aux nombres quantiques n et  $\ell$**

\* une seconde notée  $Y(\theta, \varphi) = \Theta_{\ell,m}(\theta) \cdot \Phi_m(\varphi)$ , appelée **partie angulaire**, qui **dépend de la direction dans laquelle se trouve l'électron** ( $\theta$  et  $\varphi$ ),

L'électron se trouve forcément quelque part, pour un rayon infini, la probabilité est égale à 1 :

$$\int_{V_{\infty}} \Psi^2 dV = 1$$

- l'équation de Schrödinger pour l'atome d'hydrogène donne:

- \* toutes les énergies possibles

- \* et fonctions d'onde possibles

- plutôt que de parler de l'orbite d'un électron,

on parlera d'une **orbitale atomique** notée **O.A.**

**= la fonction d'onde** décrivant le mouvement d'un électron dans un atome.

- dans les solutions à l'équation de Schrödinger  $\Psi_i$  pour l'atome d'hydrogène, on **trouve des nombres entiers** qui définissent la solution :

**= les nombres quantiques**

- \* Nombre quantique principale

- \* Nombre quantique secondaire

- \* Nombre quantique magnétique

si on connaît la valeur des trois nombres quantiques d'une orbitale,

→ on peut décrire la **structure/ forme/ orientation de l'orbitale.**

- Ces nombres obéissent à des relations très précises.

## \* Nombre quantique principale

Le **nombre quantique principal (n)** caractérise **les couches** ou **niveaux d'énergie**.

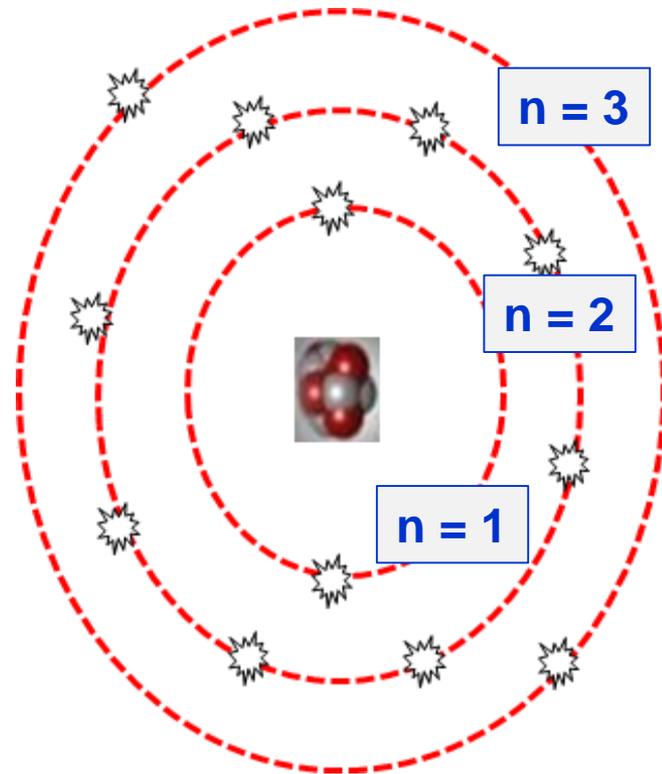
Ce nombre définit donc aussi l'énergie  $E_n$  de l'atome.

$$E_n = -13,6/n^2 \text{ eV}$$

(théorie de Bohr)

il ne peut prendre que des valeurs entières (**n = 1, 2, 3, 4,...**).

il détermine la distance moyenne entre un électron dans une orbitale donnée et le noyau.



\* Nombre quantique secondaire ou azimutal noté  $l$

= indique la forme du **Volume** où se trouve l'électron

appelé **Orbitales Atomiques O.A.**

Les **valeurs possibles** de  $l$  **dépendent** de la valeur du **nombre quantique principal** ( $n$ )

$$0 \leq l \leq (n-1) \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$$

• si  $n = 1$   $0 \leq l \leq (1-1)=0$  donc  $l = 0$

$l = 0 \rightarrow$  Orbitale désignée par **orbitale S**

notée :  $1s$  (le chiffre 1 signifie 1<sup>ère</sup> couche  $n=1$ )

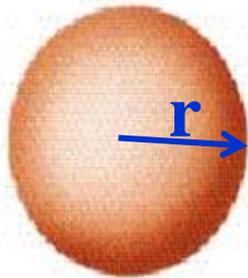
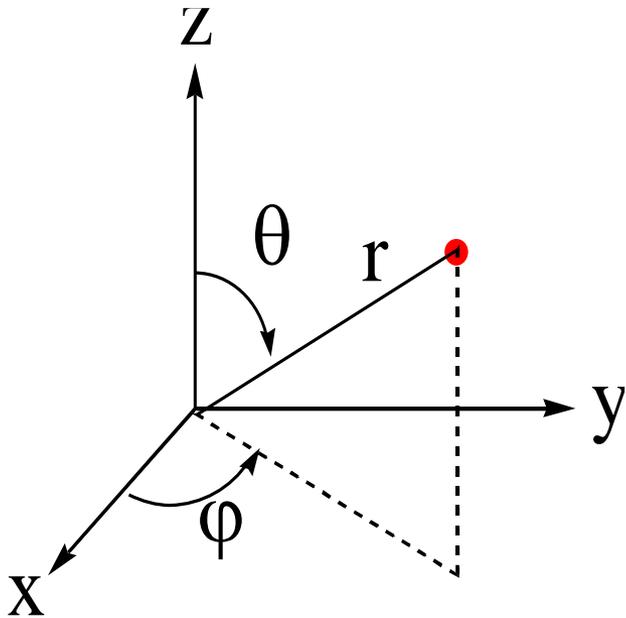
$n = 1, l = 0 \rightarrow \rightarrow$  orbitale 1s

$$\psi_{1s} = \frac{Z^{3/2}}{\sqrt{\pi}} \exp(-Zr)$$

La fonction d'onde  $\Psi$  qui décrit le mouvement de l'électron ne dépend que de  $r$

$\rightarrow$  symétrie sphérique  $\Psi_{1s} = f(r)$

$\rightarrow$  orbitale est une sphère notée **S**



**Orbitale 1s**

$n = 1$  (1<sup>ère</sup> couche K)

$l = 0 \rightarrow$  **S**

$n = 2$ ,  $0 \leq l \leq (2-1) = 1 \rightarrow l = 0$  et  $l = 1$

$l = 0 \rightarrow$  orbitale  $s$  donc  $2s$  car  $n=2$

$l = 1 \rightarrow$  orbitale ?

$$\psi_{2s} = \frac{Z^{3/2}}{4\sqrt{2\pi}} (2 - Zr) \exp(-Zr/2)$$

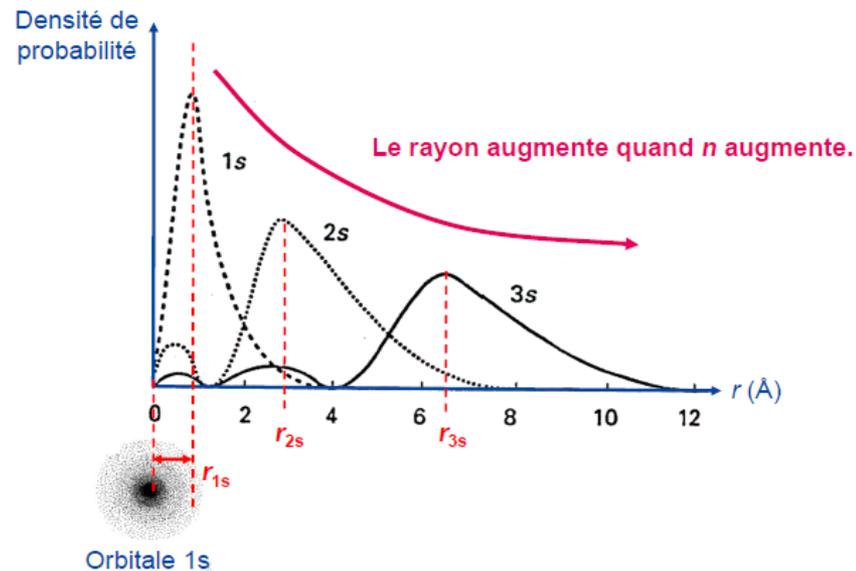
$2s$  est plus grande que  $1s$



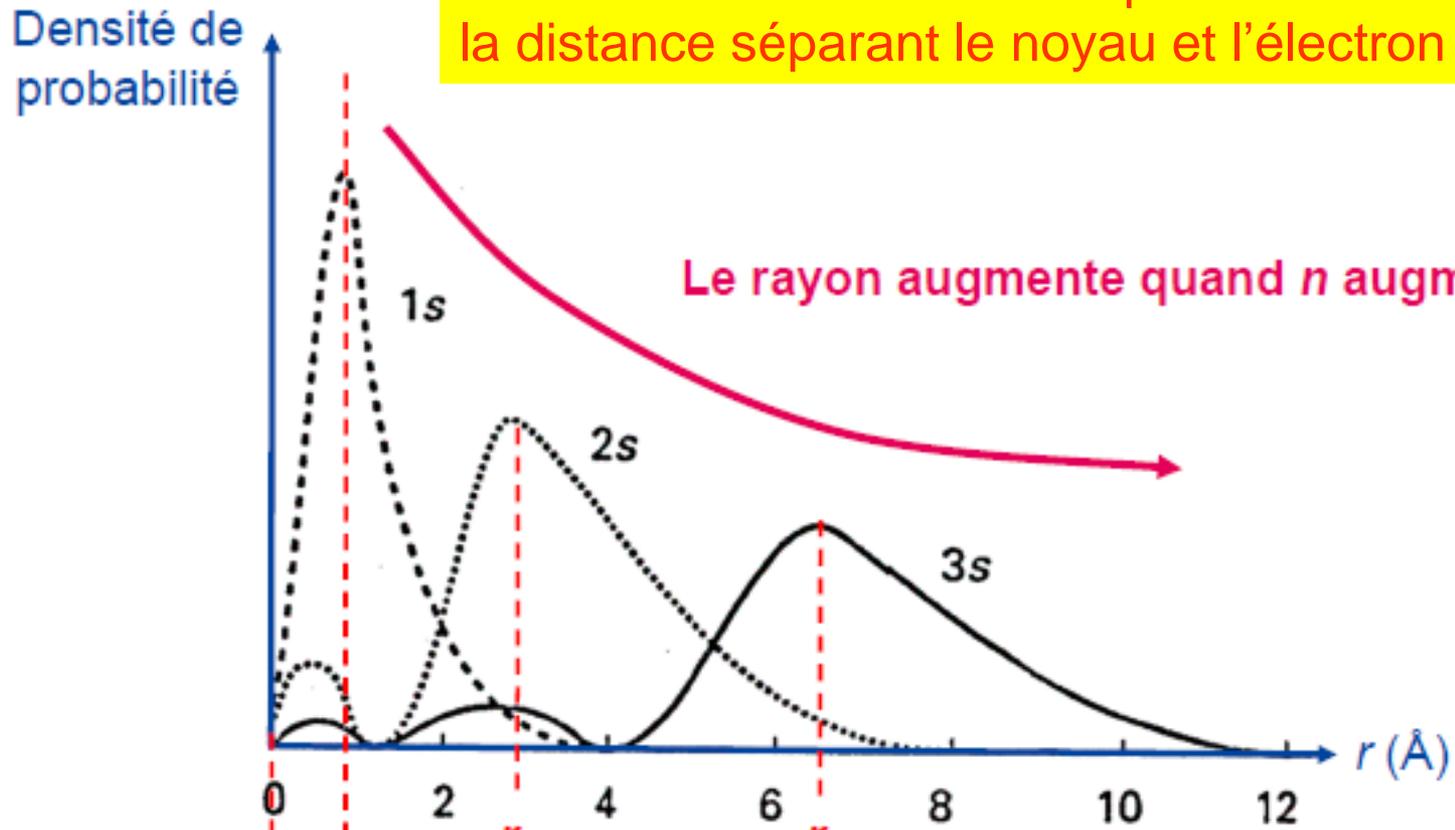
Evolution de la densité de probabilité en fonction de la distance séparant le noyau et l'électron :

$$\psi_{1s} = \frac{Z^{3/2}}{\sqrt{\pi}} \exp(-Zr)$$

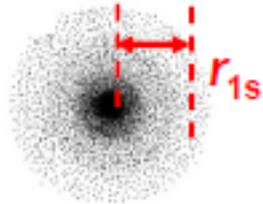
$$\psi_{2s} = \frac{Z^{3/2}}{4\sqrt{2\pi}} (2 - Zr) \exp(-Zr/2)$$



Evolution de la densité de probabilité en fonction de la distance séparant le noyau et l'électron :



Le rayon augmente quand  $n$  augmente.



Orbitale 1s

$$n = 2, 0 \leq l \leq (2-1) = 1 \rightarrow l = 0 \text{ et } l = 1$$

Donc **2s** car  $n=2$

$$l = 0 \rightarrow \text{orbitale } s$$

$$\psi_{2s} = \frac{Z^{3/2}}{4\sqrt{2\pi}} (2 - Zr/a) \exp(-Zr/2a)$$



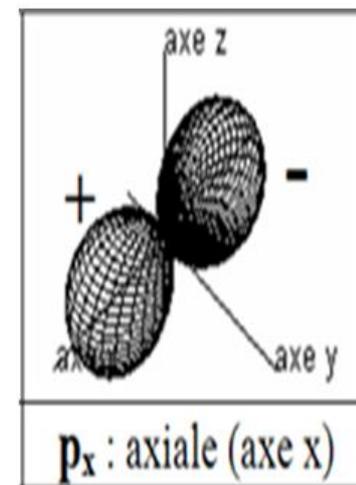
**2s**

**2s** est plus grande que **1s**

$$n = 2, l = 1 \rightarrow \text{orbitale } p$$

Donc **2p** car  $n=2$

$$\psi_{2p_x} = \frac{1}{4\sqrt{2\pi}} \left(\frac{Z}{a}\right)^{5/2} r e^{-Zr/2a} \sin\theta \cos\varphi$$



$$n = 2, 0 \leq l \leq (2-1) = 1 \rightarrow l = 0 \text{ et } l = 1$$

$l = 0 \rightarrow$  orbitale  $s$

Donc  $2s$  car  $n=2$

$$\psi_{2s} = \frac{Z^{3/2}}{4\sqrt{2\pi}} (2 - Zr/a) \exp(-Zr/2a)$$

$$n = 2$$

$l = 1 \rightarrow$  orbitale  $p$

$$\psi_{2p_x} = \frac{1}{4\sqrt{2\pi}} \left(\frac{Z}{a}\right)^{5/2} r e^{-Zr/2a} \sin\theta \cos\varphi$$

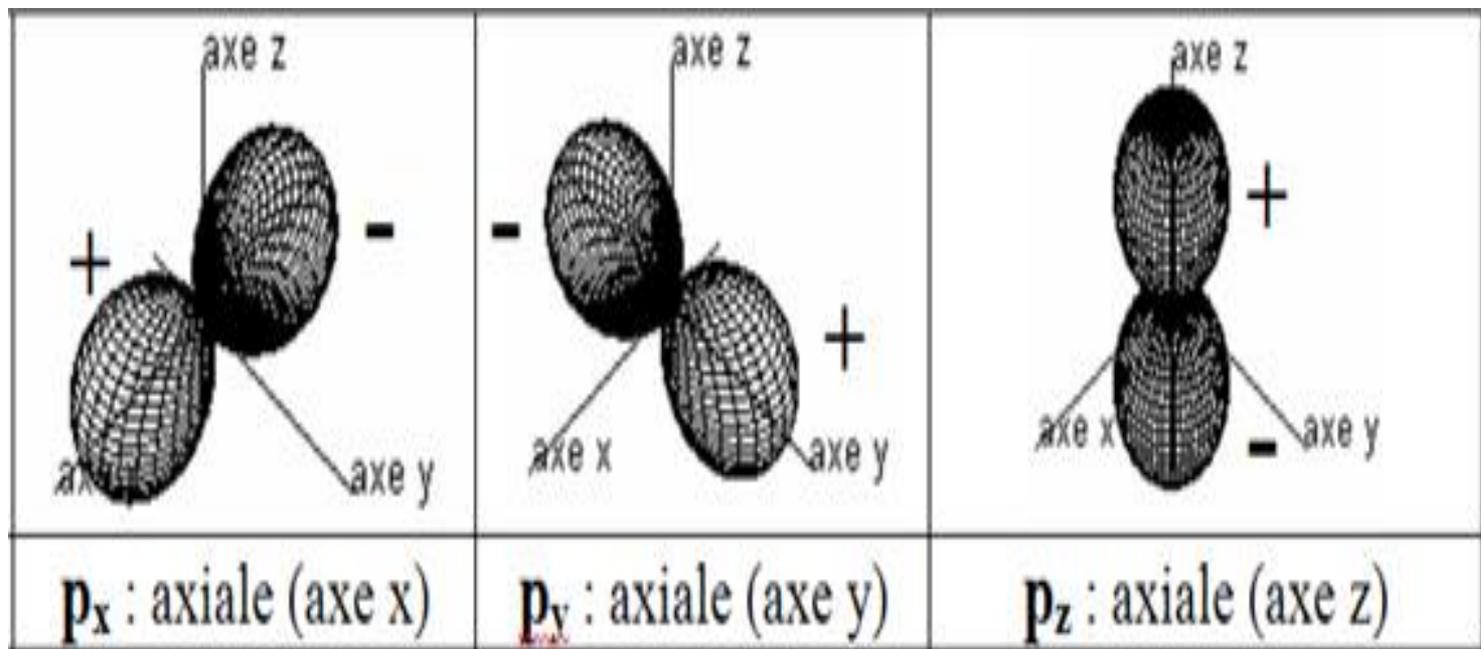
$$\psi_{2p_y} = \frac{1}{4\sqrt{2\pi}} \left(\frac{Z}{a}\right)^{5/2} r e^{-Zr/2a} \sin\theta \sin\varphi$$

$$\psi_{2p_z} = \frac{1}{4\sqrt{2\pi}} \left(\frac{Z}{a}\right)^{5/2} r e^{-Zr/2a} \cos\theta$$

$$\psi_{2p_x} = \frac{1}{4\sqrt{2\pi}} \left(\frac{Z}{a}\right)^{5/2} r e^{-Zr/2a} \sin\theta \cos\varphi$$

$$\psi_{2p_y} = \frac{1}{4\sqrt{2\pi}} \left(\frac{Z}{a}\right)^{5/2} r e^{-Zr/2a} \sin\theta \sin\varphi$$

$$\psi_{2p_z} = \frac{1}{4\sqrt{2\pi}} \left(\frac{Z}{a}\right)^{5/2} r e^{-Zr/2a} \cos\theta$$



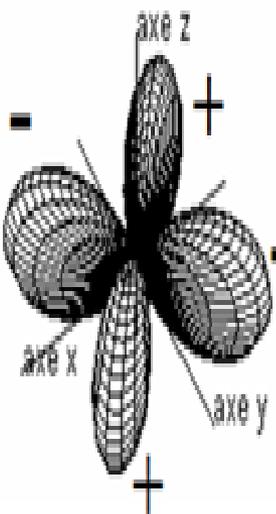
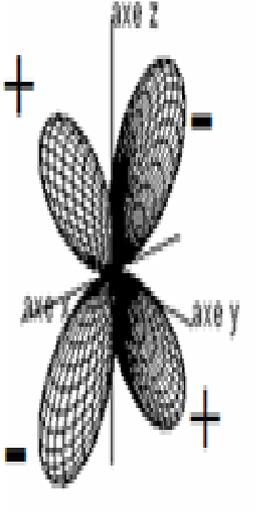
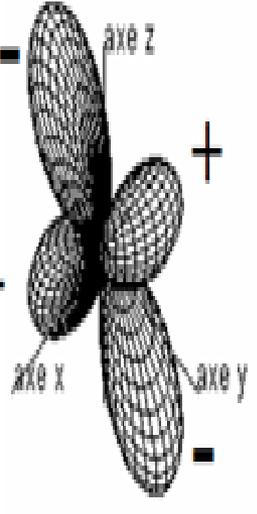
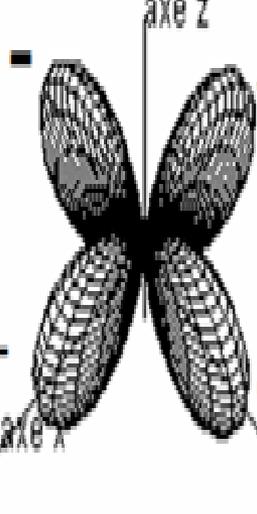
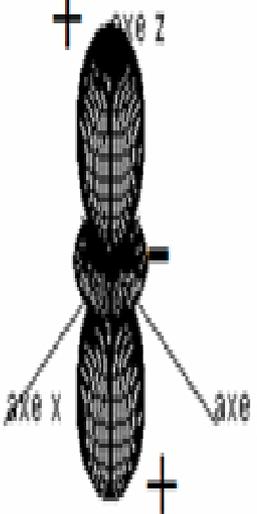
$n = 3, 0 \leq l \leq (3-1) = 1 \rightarrow l = 0, l = 1$  et  $l = 2$

$l = 0 \rightarrow$  orbitale 3s

$l = 1 \rightarrow$  orbitale 3p

$l = 2 \rightarrow$  orbitale d Donc 3d car  $n=3$

Les formes sont plus complexes

				
<p><math>d_{xy}</math> : plane (plan xy)</p>	<p><math>d_{xz}</math> : plane (plan xz)</p>	<p><math>d_{yz}</math> : plane (plan yz)</p>	<p><math>d_{x^2-y^2}</math> : plane (plan xy)</p>	<p><math>d_{z^2}</math> : axiale (axe z)</p>

• si  $n = 1$ ,  $l = 0$  orbitale désignée par orbitale S notée : **1s**

• si  $n = 2$ ,  $l = 0$  orbitale désignée par orbitale S notée : **2s**

$l = 1$  orbitale désignée par orbitale p notée : **2p**

**$2p_x, 2p_y, 2p_z$**

• si  $n = 3$ ,  $l = 0$  orbitale désignée par orbitale S notée : **3s**

$l = 1$  orbitale désignée par orbitale p notée : **3p**

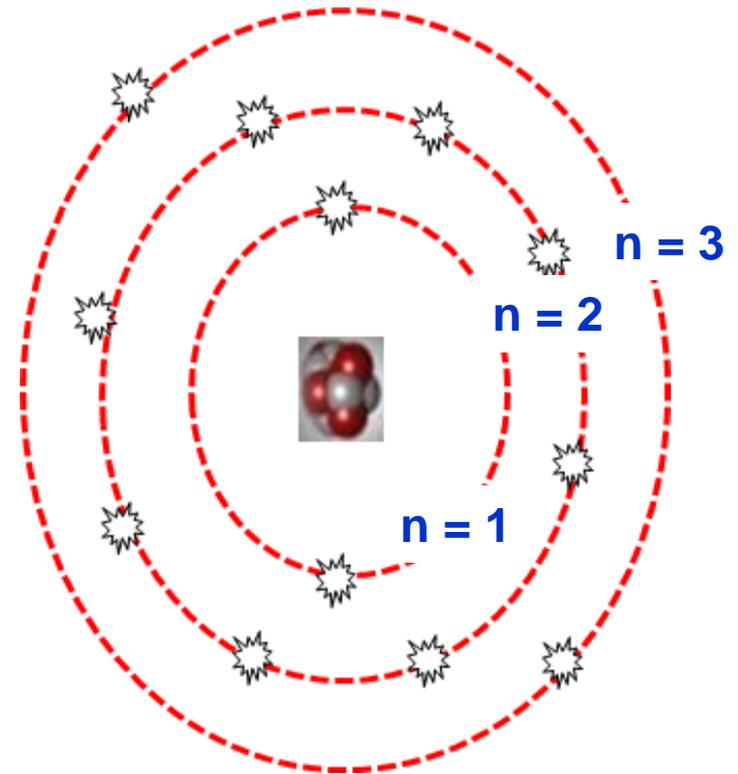
**$3p_x, 3p_y, 3p_z$**

$l = 2$  orbitale désignée par orbitale d notée : **3d**

**$3d_{xy}, 3d_{yz}, 3d_{xz},$   
 $3d_{x^2-y^2}, 3d_{z^2}$**

## Remarques :

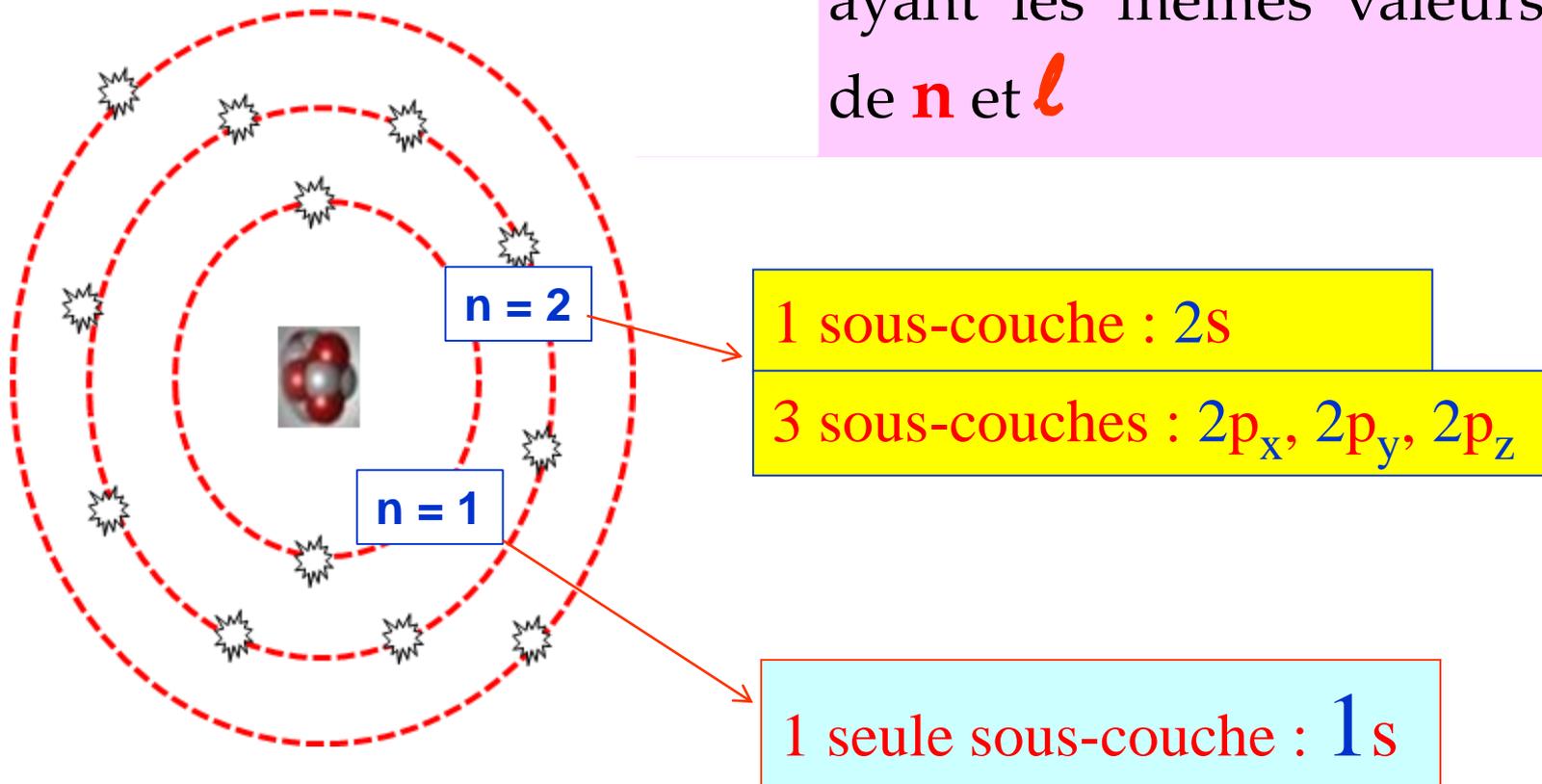
\* une couche = un ensemble d'orbitales ayant la **même** valeur de **n**



## Remarques :

\* une couche = un ensemble d'orbitales ayant la **même** valeur de **n**

une sous-couche = un ensemble d'O.A. ayant les mêmes valeurs de **n** et **l**



## Remarques :

\* une couche = un ensemble d'orbitales ayant la **même** valeur de **n**

une sous-couche = un ensemble d'O.A. ayant les mêmes valeurs de **n** et **l**

- le fait que  $l \leq n-1$  explique pourquoi on ne trouve pas des orbitales type **1p, 1d, 2d, 3f ...**

L'orbitale **1p** n'existe pas

car si  $n=1 \rightarrow 0 \leq l \leq (1-1)=0$

$\rightarrow$  la seule possibilité est  $l = 0$

$\rightarrow$  O. A. = **S**

- le fait que  $l < n-1$  explique pourquoi on ne trouve pas des orbitales type **1p, 1d, 2d, 3f ...**

L'orbitale **1p** n'existe pas

car si  $n=1 \rightarrow 0 \leq l \leq (1-1)=0$

$\rightarrow$  la seule possibilité est  $l = 0$

$\rightarrow$  O. A. = **S**

L'orbitale **2d** n'existe pas

car si  $n=2 \rightarrow 0 \leq l \leq (2-1)=1$

$\rightarrow$  2 possibilités :  $l = 0$

$\rightarrow$  O. A. = **2s**

$l = 1$

$\rightarrow$  O. A. = **2p**

- dans les solutions à l'équation de Schrödinger  $\Psi_i$  pour l'atome d'hydrogène, on **trouve des nombres entiers** qui définissent la solution :

= les nombres quantiques

- \* Nombre quantique principale, **n**, n°couche

$$n = 1, 2, \dots, 7$$

- \* Nombre quantique secondaire, **l**, forme de l'orbitale

$$0 \leq l \leq (n-1) = 1$$

$$l = 0 \quad \rightarrow \quad \text{orbitale } s$$

$$l = 1 \quad \rightarrow \quad \text{orbitale } p$$

$$l = 2 \quad \rightarrow \quad \text{orbitale } d$$

$$l = 2 \quad \rightarrow \quad \text{orbitale } f$$

- \* Nombre quantique magnétique, **m**,

## \* Nombre quantique magnétique $m$ ou $m_l$

Le **nombre quantique magnétique** ( $m_l$ ) décrit l'orientation de l'électron dans un champ magnétique ( $m_l$  distinguera les 3 orbitales  $p_x$ ,  $p_y$ , et  $p_z$  par exemple).

Les valeurs possibles de  $m$  dépendent de la valeur du nombre quantique azimuthal ( $l$ )

$$-l \leq m_l \leq +l$$

$m_l$  prend n'importe quel nombre entier relatif entre  $-l$  et  $+l$

\* Nombre quantique magnétique  $m$  ou  $m_l$

Le **nombre quantique magnétique** ( $m_l$ ) décrit l'orientation de l'électron dans un champ magnétique

( $m_l$  distinguera les 3 orbitales  $p_x$ ,  $p_y$ , et  $p_z$  par exemple).

Les valeurs possibles de  $m_l$  dépendent de la valeur du nombre quantique azimuthal ( $l$ )

$$-l \leq m_l \leq +l$$

$m_l$  est un entier

$$-l < m_l < +l$$

si  $l = 0$ ,  $m_l = 0$  sous couche avec seulement 1 **orbitale s**

si  $l = 1$ ,  $-1 < m_l < +1$  pour les 3 orbitales **p**

$m_l = -1$  l'orbitale **p<sub>x</sub>**

$m_l = 0$  l'orbitale **p<sub>y</sub>**

$m_l = +1$  l'orbitale **p<sub>z</sub>**

si  $l = 2$ ,  $-2 < m_l < +2$  pour les 5 orbitales **d**

$m_l = -2$  l'orbitale **d<sub>xy</sub>**

$m_l = -1$  l'orbitale **d<sub>yz</sub>**

$m_l = 0$  l'orbitale **d<sub>xz</sub>**

$m_l = 1$  l'orbitale **d<sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>**

$m_l = 2$  l'orbitale **d<sub>z<sup>2</sup></sub>**

## Récapitulatif :

### les nombres quantiques

\* Nombre quantique principale,  $n$ , n°couche

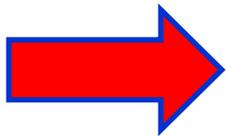
$$n = 1, 2, \dots, 7$$

\* Nombre quantique secondaire,  $l$ , forme de l'orbitale

$$0 \leq l \leq (n-1) = 1$$

\* Nombre quantique magnétique,  $m_l$ ,

$$-l \leq m_l \leq +l$$



Le triplet  $(n, l \text{ et } m_l)$  caractérise une orbitale  
ou case quantique ;

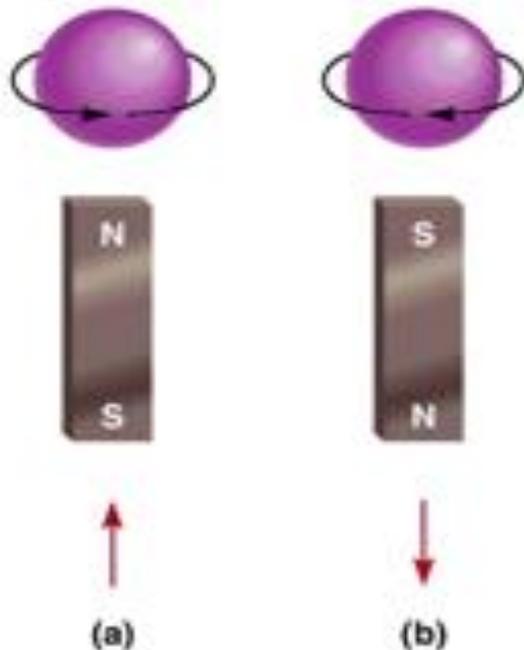
$(n, l \text{ et } m_l)$  rassemble **toutes les informations**  
**sur l'électron**

## \* Nombre quantique de spin $s$ ou $m_s$

L'expérience montre qu'un quatrième nombre quantique existe, soit le **nombre quantique de spin** ( $s$  ou  $m_s$ ).

En effet, **les électrons agissent comme des aimants microscopiques**.

### Counterclockwise and Clockwise Spins of an Electron



Le nombre quantique de spin décrit la direction du spin de l'électron, les valeurs permises sont :

alors  $s = m_s = +1/2$ , notation :  $\uparrow$

et  $s = m_s = -1/2$ , notation :  $\downarrow$

## Récapitulatif :

### les nombres quantiques

\* Nombre quantique principale,  $n$ , n<sup>o</sup> couche

$$n = 1, 2, \dots, 7$$

\* Nombre quantique secondaire,  $l$ , forme de l'orbitale

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

\* Nombre quantique magnétique,  $m_l$ ,

$$-l < m_l < +l$$

\* Nombre quantique magnétique,  $m_s$ ,

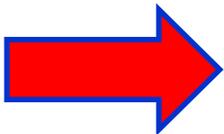
$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ ou } -\frac{1}{2}$$

A un état quantique correspond

$$\psi(n, l, m_l, m_s)$$

d'énergie

$$E(\psi(n, l, m_l, m_s)) = E(n, l)$$



## Structure électronique des atomes

Pour décrire un atome  $\boxed{\begin{smallmatrix} A \\ Z \end{smallmatrix} X}$  dispose de :

- \* son numéro atomique  $Z$  qui caractérise la charge du noyau,
- \* et son nombre total d'électrons (atome neutre).

La répartition des  $Z$  électrons dans les différentes orbitales pour l'état fondamental de l'atome, obéit aux trois règles suivantes :

Règle de PAULI (ou Principe d'exclusion)

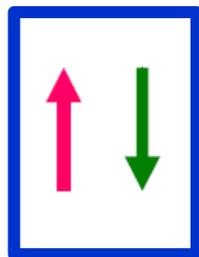
Règle de HUND

Règle de KLECHKOWSKI

# Principe d'exclusion de Pauli

Dans un atome **2 électrons ne peuvent pas** avoir les 4 nombres quantiques « **n, l, m<sub>l</sub> et m<sub>s</sub>** » identiques .

Case quantique



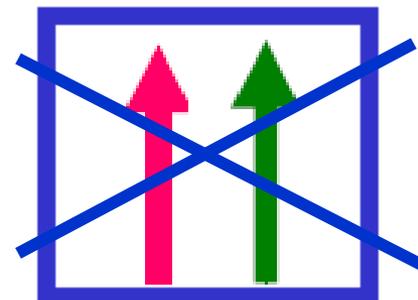
$(n, l, m_l)$

Le 4ème nbre quantique **s** doit être différent pour ces 2 électrons

$$s = +\frac{1}{2} \quad (\uparrow)$$

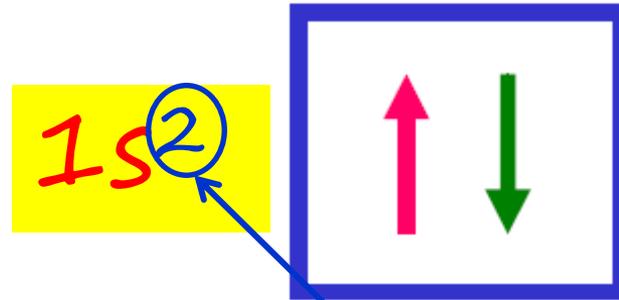
$$\text{ou } s = -\frac{1}{2} \quad (\downarrow)$$

2 électrons dans cette case auront les mêmes  $(n, l, m_l)$



# Principe d'exclusion de Pauli

$n = 1$ , 1<sup>ère</sup> couche K  
 $l = 0$  : orbitale S  
 $-l \leq m \leq +l$ , donc  $m=0$



$n = 1, l = 0, m = 0$   
3 nbres quantiques  
pour ces 2 électrons

Le 4<sup>ème</sup> nbre quantique  $s$  doit être différent pour ces 2 électrons

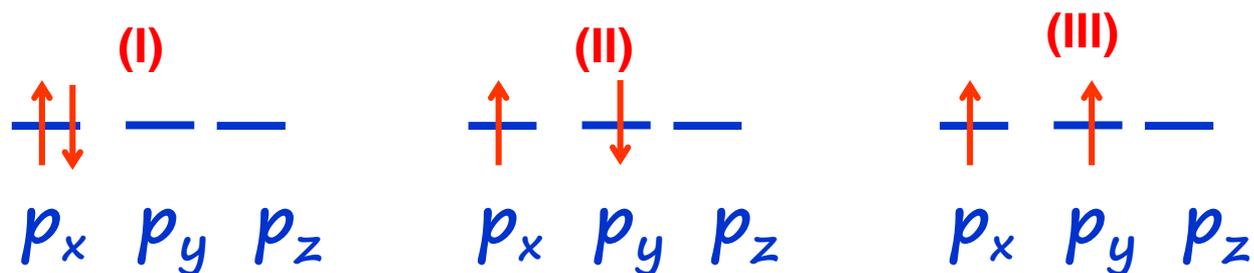
$$s = +\frac{1}{2} \quad (\uparrow)$$

ou  $s = -\frac{1}{2} \quad (\downarrow)$

# Règle de Hund

Dans les orbitales p ou d (mêmes valeurs de n et l avec plusieurs possibilités de m ) les électrons se placent d'abord à raison d'un électron par case et ne se mettent en doublet que s'ils sont remplissent toutes les cases vides.

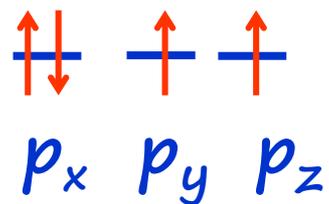
*Exemple* : si 2 électrons doivent remplir le niveau 2p, il y a 3 possibilités :



la règle de Hund prévoit une meilleure stabilité pour la répartition III

# Règle de Hund

*Exemple* : si 4 électrons doivent remplir le niveau  $2p$ ,  
On remplit de la façon suivante



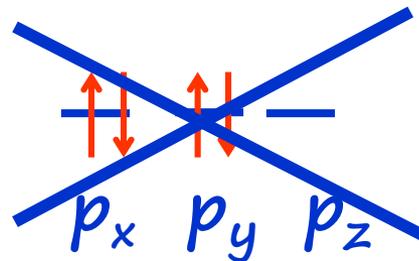
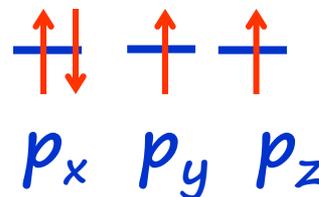
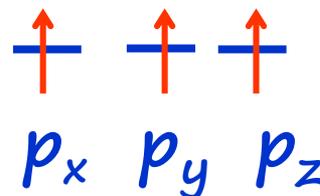
# Règle de Hund

Dans les orbitales  $p$  ou  $d$  (mêmes valeurs de  $n$  et  $l$  avec plusieurs possibilités de  $m$ ) les électrons :

- se placent d'abord à raison d'un électron par case

- ne se mettent en doublet que s'ils remplissent toutes les cases vides

- Et non pas



## Règle de Klechkowski ou (ordre de remplissage)

Les électrons **occupent** dans **l'état fondamental** les niveaux d'énergie  $E_i$  de manière à donner à l'atome une énergie totale minimale c'est à dire la configuration électronique la plus stable.

**Pour cela,**

le remplissage des orbitales par les électrons va s'effectuer par valeurs croissantes de :  $n + l$ .

Lorsque  $(n + l)$  est le même pour deux orbitales, **celle** qui a la **plus petite valeur de n** est remplie la première.

On obtient donc l'ordre de remplissage suivant :

$$n + \ell = 1 : \quad n=1, \ell=0 \rightarrow 1s$$

$$n + \ell = 2 : \quad n=2, \ell=0 \rightarrow 2s$$

$$n + \ell = 3 : \quad n=2, \ell=1 \rightarrow 2p$$

$$\quad \quad \quad n=3, \ell=0 \rightarrow 3s$$

$$n + \ell = 4 : \quad 3p \quad 4s$$

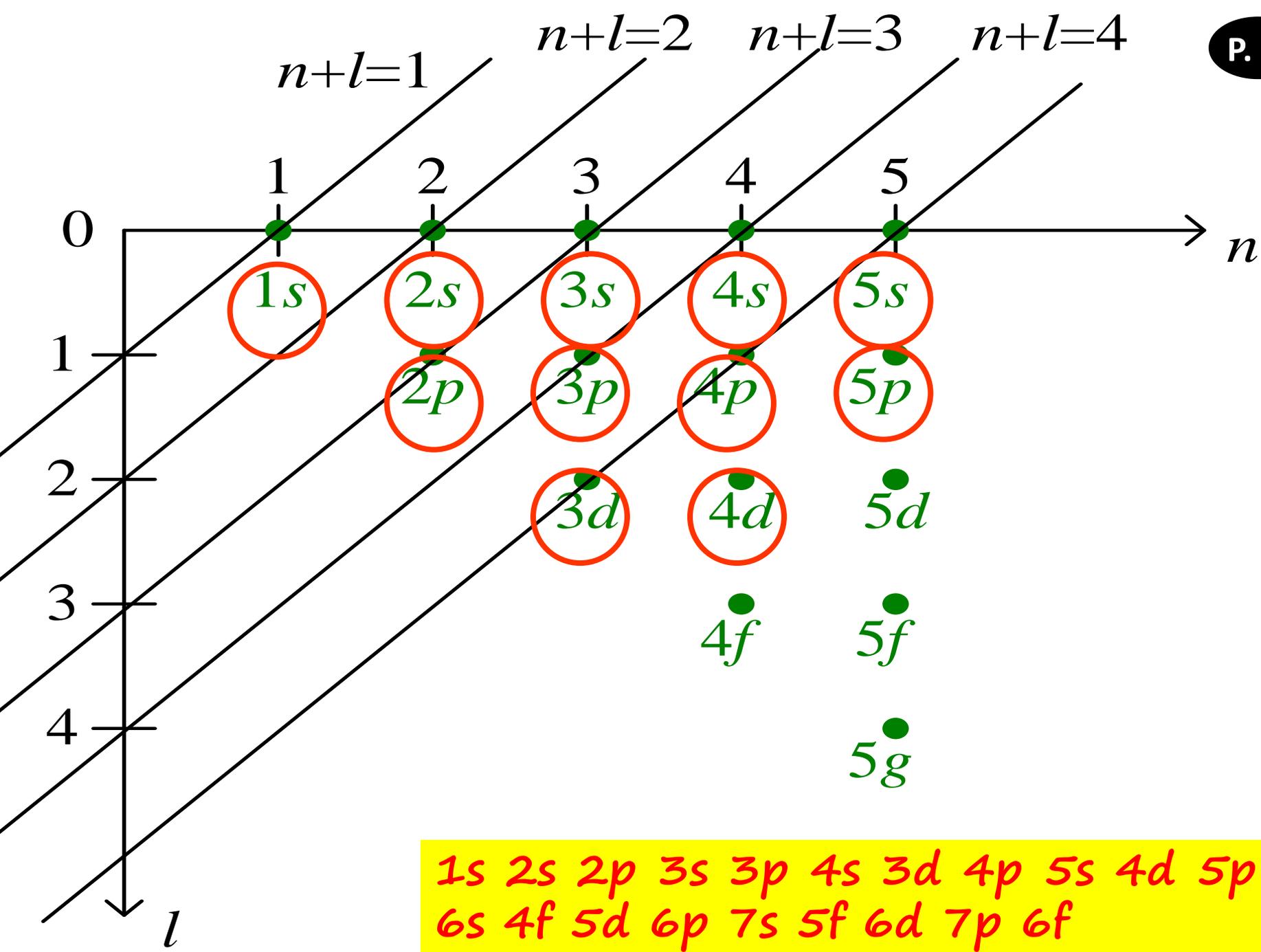
$$n + \ell = 5 : \quad 3d \quad 4p \quad 5s$$

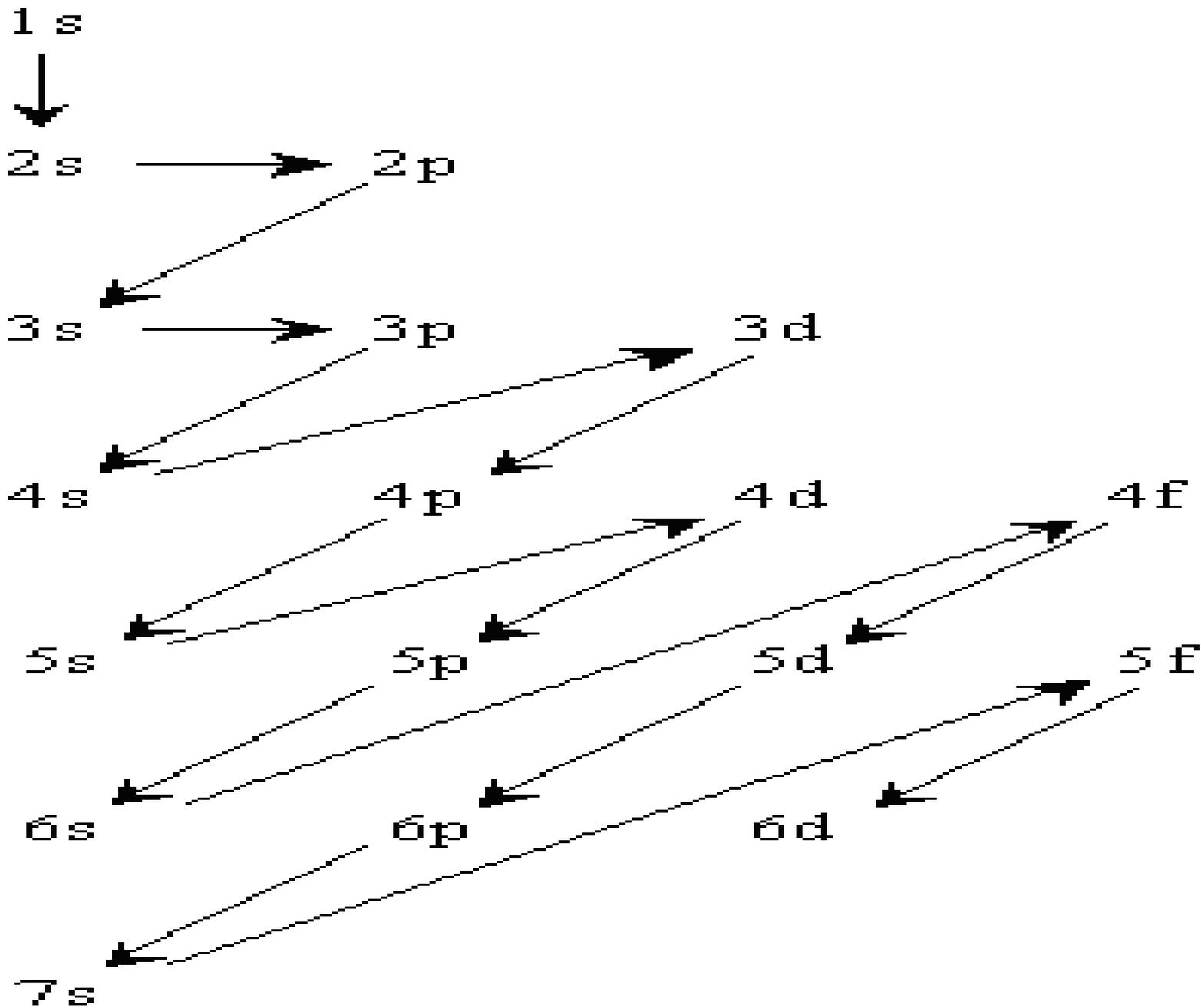
$$n + \ell = 6 : \quad 4d \quad 5p \quad 6s$$

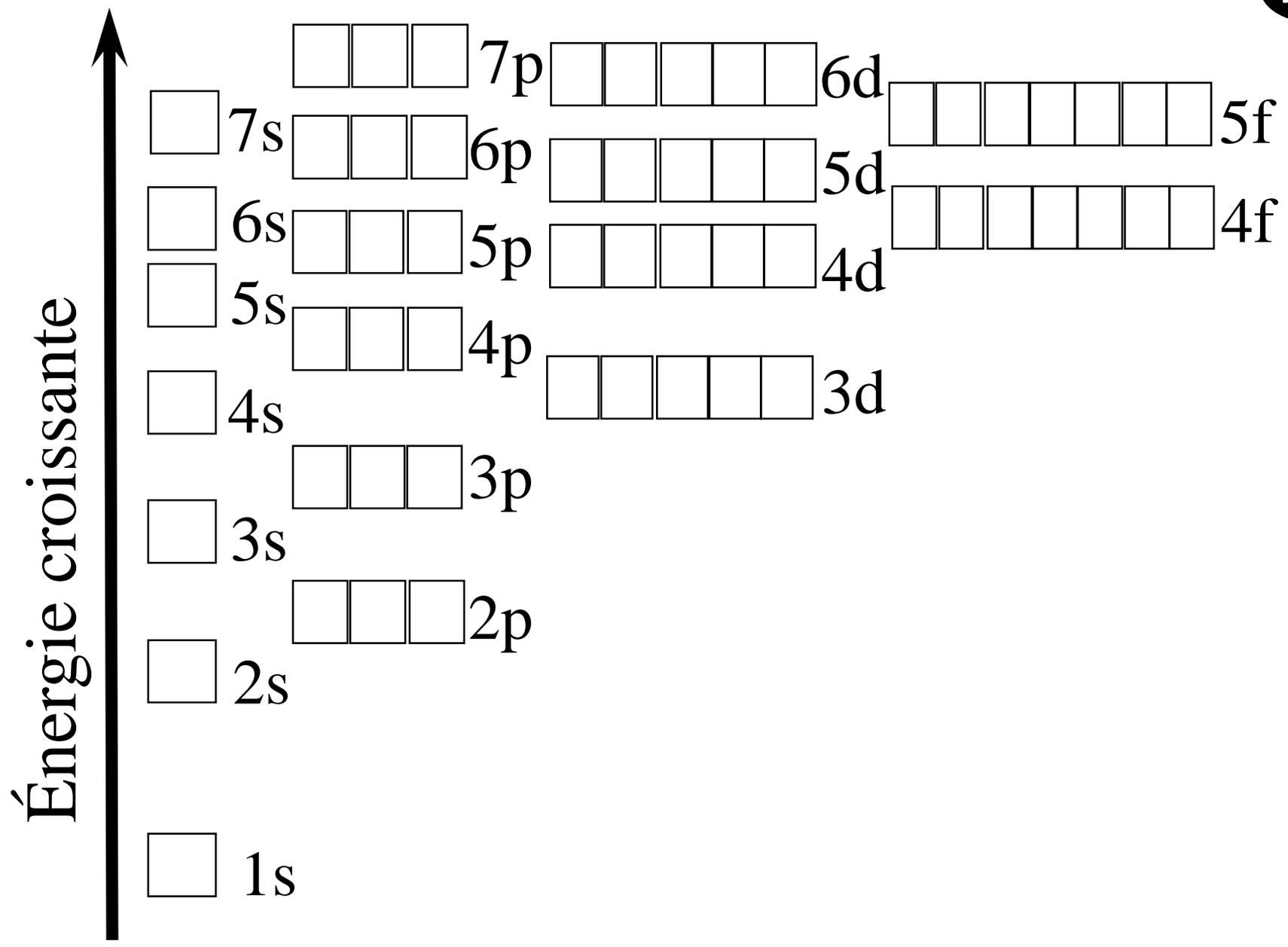
$$n + \ell = 7 : \quad 4f \quad 5d \quad 6p \quad 7s \quad \dots \text{etc} \dots$$

*Cette règle traduit le fait que les orbitales se remplissent dans l'ordre suivant :*

**1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 6f**

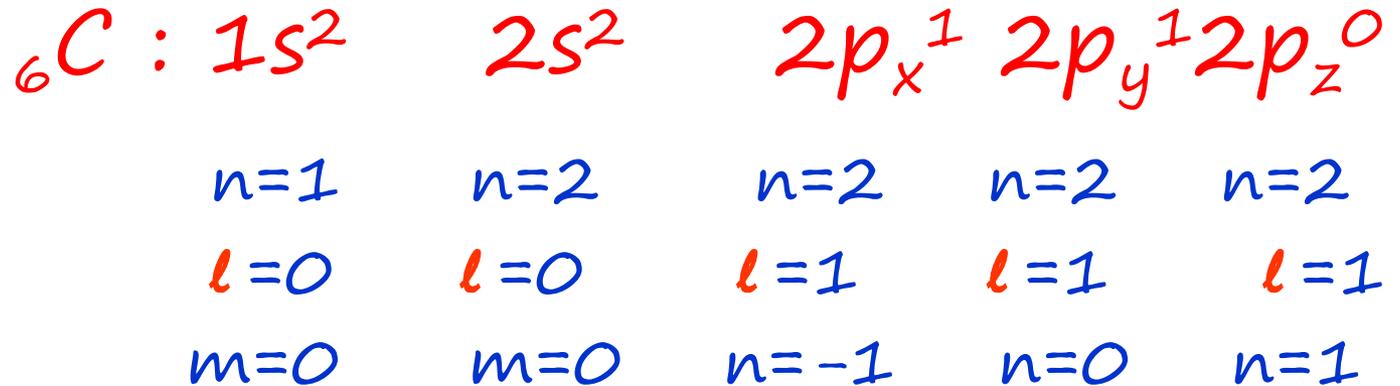




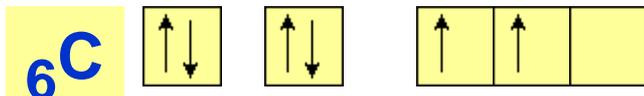


## Applications

- La configuration électronique de l'atome de carbone:  $Z = 6$  dans son état fondamental s'écrit :



ou encore en matérialisant les orbitales atomiques à l'aide des cases quantiques.

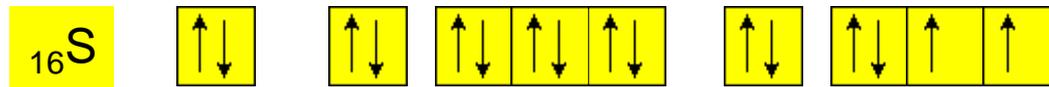


Sur cet exemple on constate que les règles de remplissage des orbitales atomiques sont respectées.

Ecrivons maintenant la configuration électronique de l'atome de soufre ( $Z = 16$ ), dans son état fondamental :

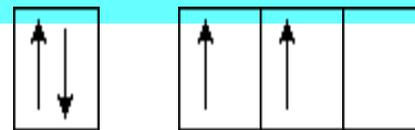


L'utilisation des cases quantiques conduit à :

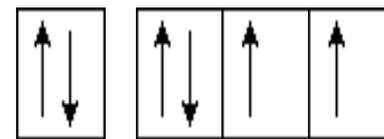


Remarque : dans la pratique on n'utilisera la représentation à l'aide des **cases quantiques** que pour les orbitales de **plus haute énergie** c'est à dire caractérisées par la **plus grande valeur de  $n$** .

Pour les exemples on écrira :  ${}_6\text{C} 1s^2$



${}_{16}\text{S} 1s^2 2s^2 2p^6$



Orbitales de valence

# Règle de Klechkowski ou (ordre de remplissage)

P. 9

L'état fondamental d'un atome → énergie totale minimale

pour cela,

le remplissage des orbitales par les électrons va s'effectuer par valeurs croissantes de :  $n + l$ .

Lorsque  $n + l$  est le même pour deux orbitales, celle qui a la plus petite valeur de  $n$  est remplie la première.

On obtient donc l'ordre de remplissage suivant :

$$n + \ell = 1 : \quad n=1, \ell=0 \rightarrow 1s$$

$$n + \ell = 2 : \quad n=2, \ell=0 \rightarrow 2s$$

$$n + \ell = 3 : \quad n=2, \ell=1 \rightarrow 2p$$
$$\quad \quad \quad n=3, \ell=0 \rightarrow 3s$$

$$n + \ell = 4 : \quad 3p \quad 4s$$

$$n + \ell = 5 : \quad 3d \quad 4p \quad 5s$$

$$n + \ell = 6 : \quad 4d \quad 5p \quad 6s$$

$$n + \ell = 7 : \quad 4f \quad 5d \quad 6p \quad 7s \quad \dots\text{etc}\dots$$

Cette règle traduit le fait que les orbitales se remplissent dans l'ordre suivant :

*1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f  
6d 7p 6f*