

1-Antoine Lavoisier, Fondateur de la chimie moderne

1743 -1794



premières expériences
chimiques

chimie

matière change d'état dans une réaction
chimique,

masse totale des réactifs et des produits
reste inchangée

Loi de conservation de masse



Exemple

- ***La masse totale des réactifs et des produits reste identique du début jusqu'à la fin de la réaction.***
- ***Il brûla du phosphore et du soufre dans l'air, et montra que les produits pesaient plus que les réactifs de départ.***
- ***Donc, Réaction!!!***
- ***Néanmoins, le poids gagné était perdu par l'air.***



«Rien ne se perd, rien ne se crée»...



1754-1826

2-Loi de Proust ou des proportions définies

***Tous les échantillons d'un composé donné
ont la même composition, c'est-à-dire que
les proportions, selon la masse, des
éléments en présence sont identiques dans
tous les échantillons***

Exp: Le pourcentage d'oxygène et Le pourcentage d'hydrogène sont les mêmes pour H_2O , quelque soit l'origine de l'eau.



3-Loi de Dalton

(loi des proportions multiples)

1766-1844

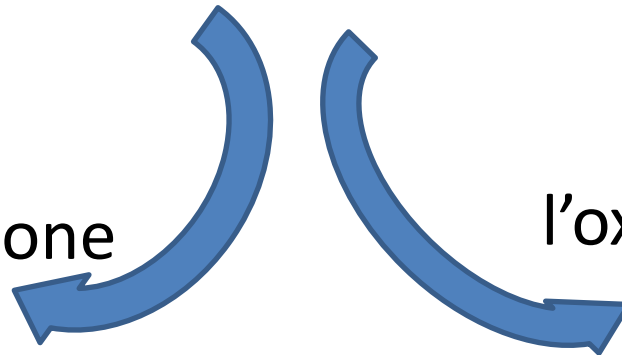
- ✓ La matière est composée de petites particules invisibles et indivisibles nommées atomes
- ✓ Les particules d'une même substance sont identiques, y compris leur masse.

- ✓ Différents éléments, différents atomes et différentes masses, différentes propriétés.
- ✓ Les atomes se combinent en composé dans des rapport simples.
 - ✓ **Les atomes ne peuvent pas être ni créés ni détruits lors de transformations physiques ou chimiques.**
 - ✓ Ne perçoit pas certaines couleurs. 😊



Carbone +oxygène

Dioxyde de carbone



l'oxyde de carbone



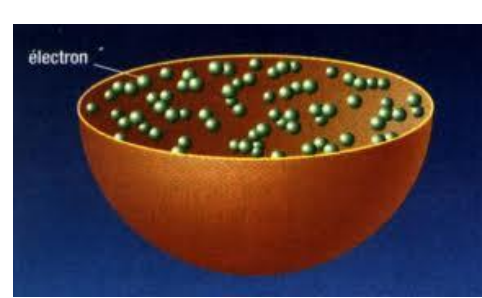
Pendant que des scientifiques établissaient la nature de l'électricité et ils ont montrés que la dimension de l'*atome* est de l'ordre de 10^{-8} cm.

Thomson



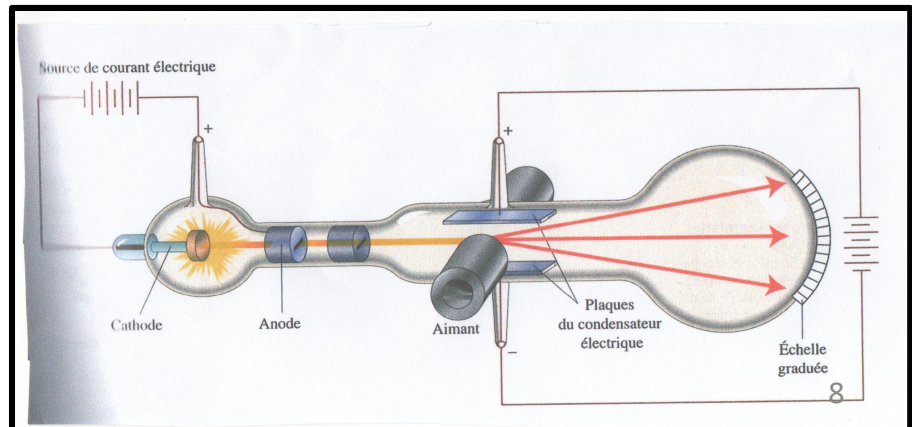
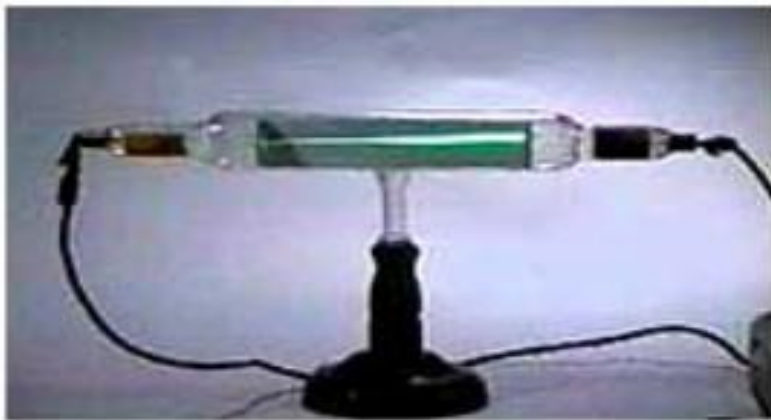


Joseph John Thomson

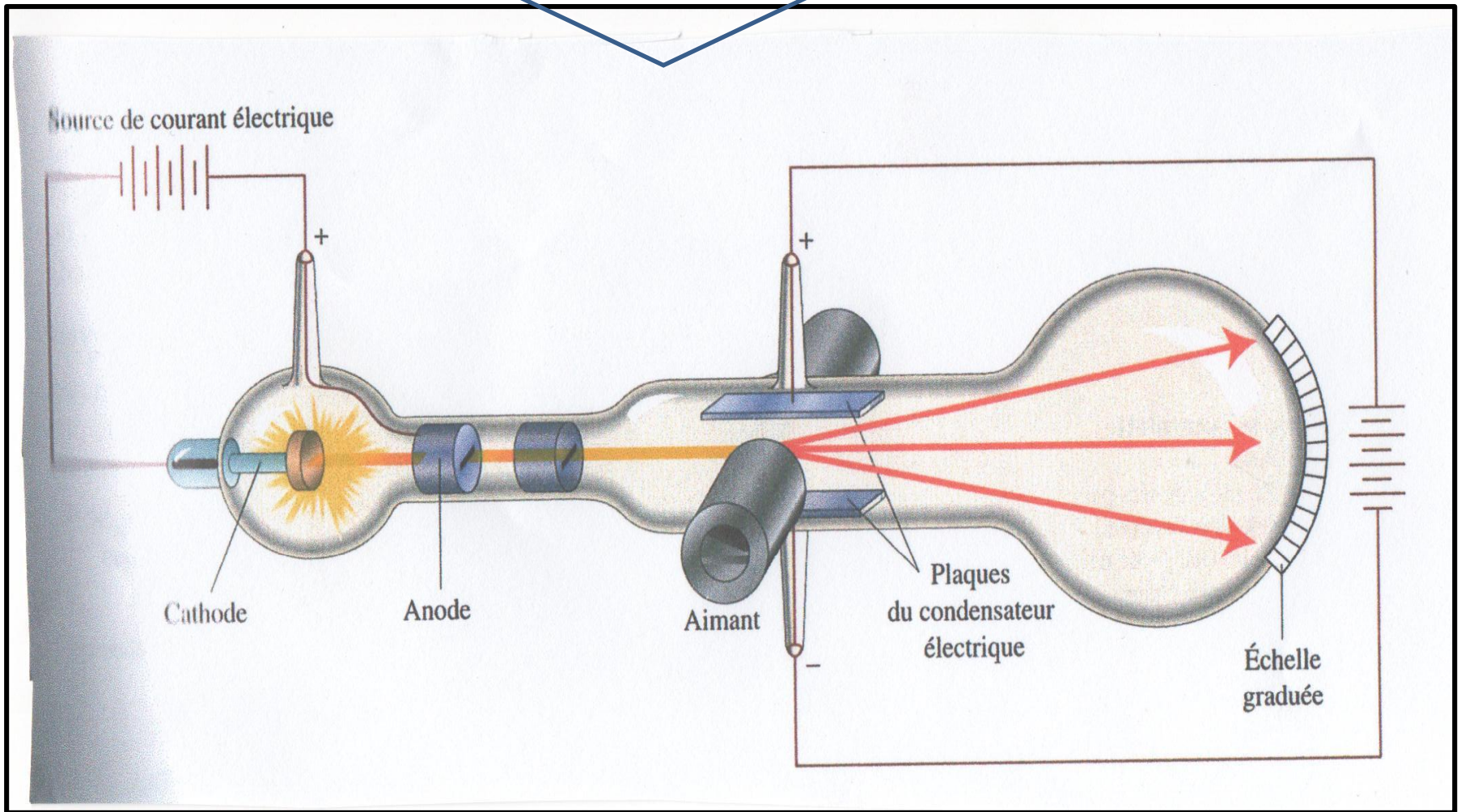


1856-1940

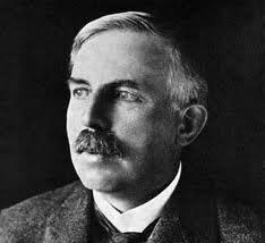
- En utilisant ce tube cathodique de Crookes (1832-1919).
- Les faisceaux de rayons cathodiques ("lumière") sont déviés par les champs électrique et magnétique.
- *Jean Perrin* conclut qu'il y avait des particules de charges négatives dans l'atome qu'il a nommé *électrons*.
- *Thomson* a pu déterminer le rapport charge/masse.
- e/m était le même quelque soit le gaz de l'ampoule ou le métal de la cathode.



e/m



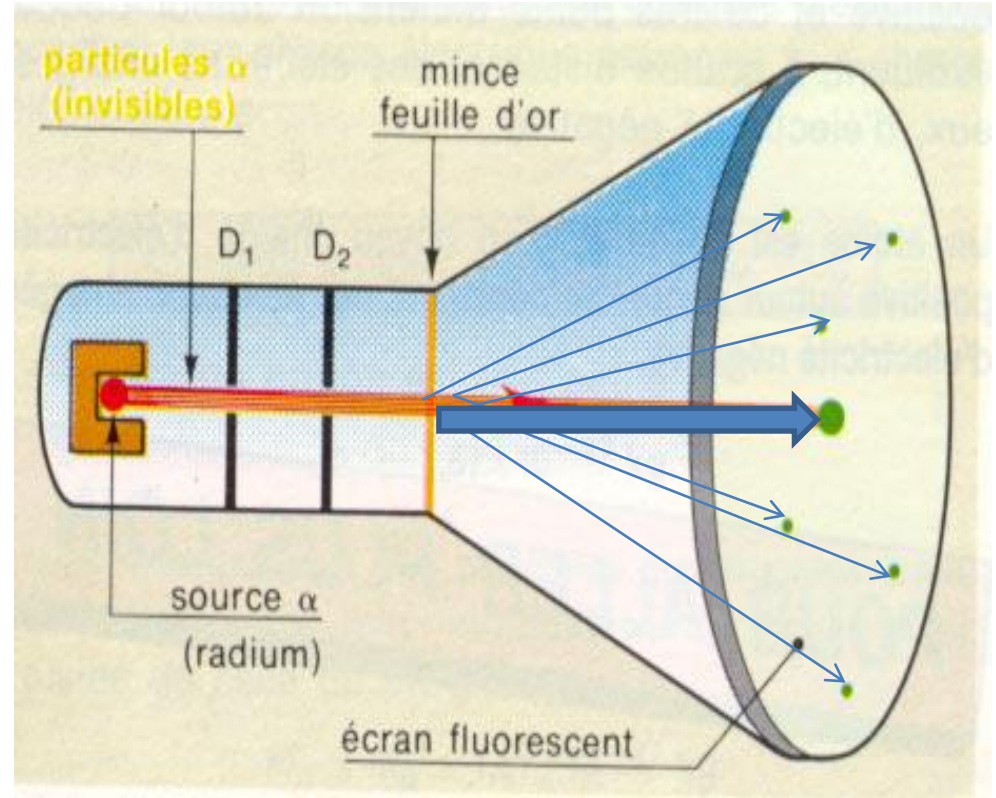
e = charge de l'électron
 m = masse de l'électron



1871_1937

Expérience de Rutherford

- En 1909, Marsden, Geiger et Rutherford
- L'expérience est réalisée sous vide.
- De la matière **radioactive** émettant des **particules α** (noyaux d'hélium, He^{2+}) est placée dans une boîte et le faisceau de particule α est orienté en direction d'une fine feuille d'**or** (6000\AA).
- Derrière cette couche d'or ($4 \cdot 10^{-5}\text{cm}$), un écran est placé .
- il est enrichi d'une substance chimique (**Sulfure** de **zinc**: ZnS) permettant de visualiser, par un scintillement lumineux, la collision par les particules α .
- Plusieurs minutes après la disposition du matériel, différents points lumineux apparaissent sur l'écran.
- ces points ne sont pas dans l'orientation du faisceau, mais étalés sur de grands angles





1871_1937

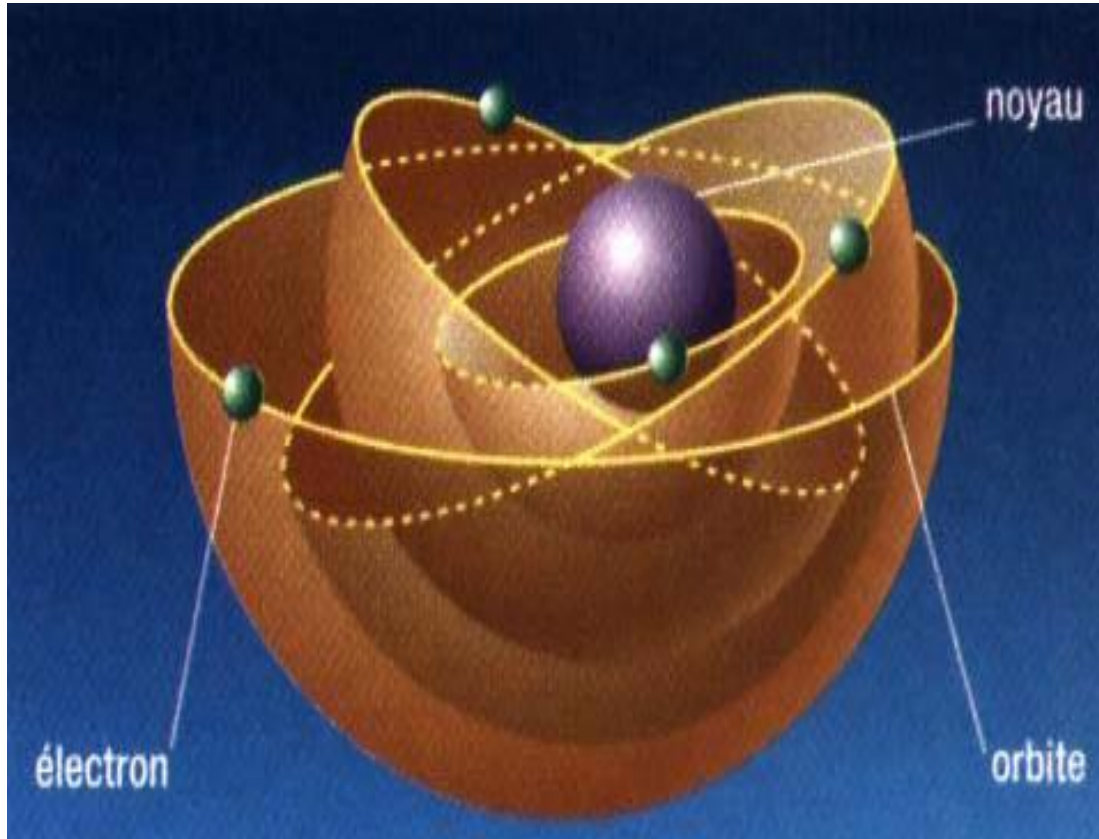
- **Constatèrent que la grande majorité des particules traversent la feuille d'or sans être déviées (choc avec les particules positives).**
- **En effet, la tache observée sur l'écran fluorescent garde la même intensité avec ou sans feuille d'or interposée.**
- **Quelques particules sont légèrement déviées, comme en témoigne les impacts fluorescents sur l'écran.**
- **Leur surprise fut de constater que certaines particules a (une sur 20 à 30000) subissent de grandes déviations (supérieures à 90 degrés) et sont donc renvoyées vers l'arrière.**
- **Rutherford (1911) en déduisit (mais cela lui prit 2 ans de réflexion), que l'atome est constitué d'un noyau très petit par rapport à la taille de l'atome et qui concentre l'essentiel de la masse et toutes les charges positives, et d'un cortège électronique dont le volume est celui de l'atome.**



Conclusion de Rutherford

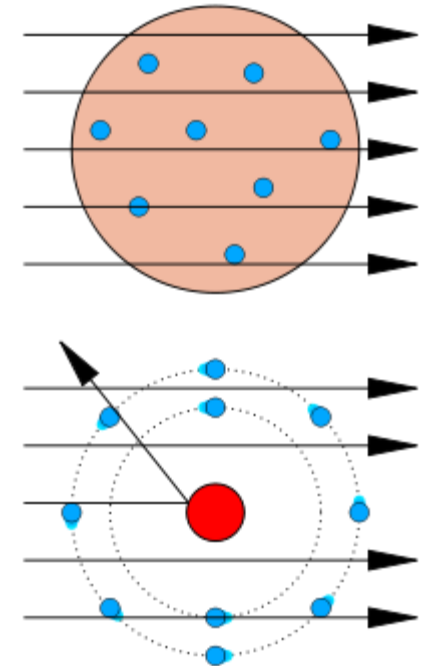
- m (masse)
- v (vitesse)
- z et Z (Charge des particules)
- α (noyaux d'hélium, He^{2+})
- r (le rayon du noyau = 10^{-12}cm)
- e (charge de l'électron)

1871_1937



nuage électronique

e
 le



La Matière

- Existe sous différentes formes.
- Composée de molécules, atomes.
- Les atomes sont constitués de protons, électrons et neutrons.
- Chaque atome a une structure différente
- Exp:H,O,S,Hg,Sn.

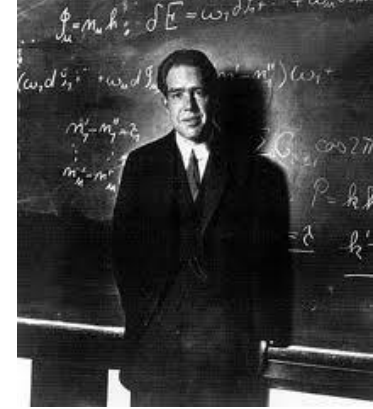
Chapitre I

Atomistique

- 1-Structure de l'atome
- 2- Modèle de Bohr(Cas de H)
- 3-Les nombres quantiques de l'atome H.
- 4-représentation graphique des différentes orbitales.
- 5-Structures électronique des atomes.
- 6-Classification périodique des éléments.

1-Structure de l'atome de Bohr

(Hydrogène et hydrogénoïde)



1885-1962

La théorie de Bohr permet de décrire la structure interne de l'**atome** (noyau centrale chargé positivement autour duquel gravite des éléments chargés négativement).

$$m_p \approx m_n \approx 2000 m_e$$

	<i>Proton</i>	<i>Neutron</i>	<i>Electron</i>
<i>Masse (Kg)</i>	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	$9,11 \cdot 10^{-31}$
<i>Charge (coulomb)</i>	$1,602 \cdot 10^{-19}$	0	$-1,602 \cdot 10^{-19}$

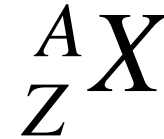
La masse, et donc
la matière sont
concentrées dans le
noyau

- Un **nucléide** est une espèce atomique symbolisée par:

- Z=numéro atomique \longrightarrow nombre de protons

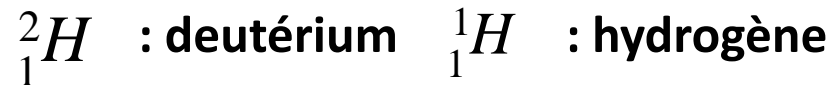
- A=masse atomique \longrightarrow nombre de nucléons

- $N = A - Z$ \longrightarrow nombre de neutrons



- Nucléides avec le **même nombre de protons** (même Z) correspondent au **même élément**

- Ce sont des isotopes, Exp: ${}_{12}^{24}Mg$ ' ${}_{12}^{25}Mg$ ' ${}_{12}^{26}Mg$

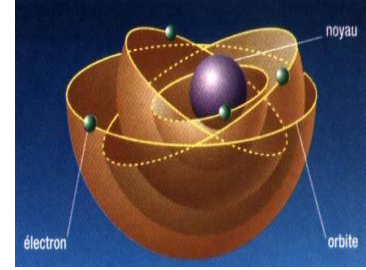


- Nombre d'Avogadro $\mathcal{N}_A =$ nombre d'atomes, de molécules, d'électron,.... Contenu dans une mole= $6,023 \cdot 10^{23}$

Exp: Calculer la masse atomique moyenne du Chlore naturel(Cl) contenant 75% de l'isotope ^{35}Cl et 25% de l'isotope ^{37}Cl

Réponse:
$$M = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35,5 \text{ g / mol}$$

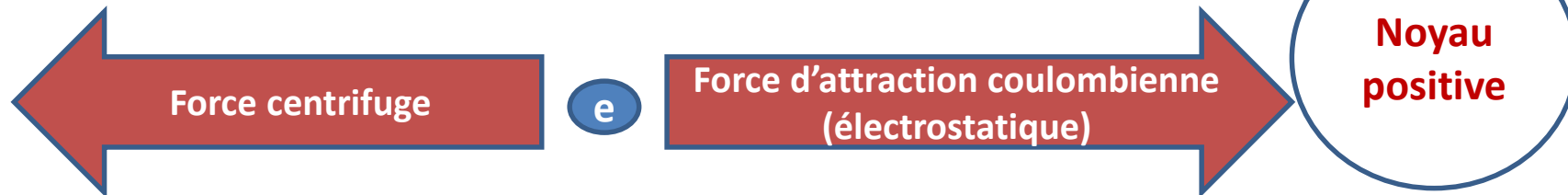
2- Modèle de Bohr (Hydrogène et hydrogénoïde)



2-1. Le but est la détermination de la position des électrons autour du noyau , Détermination de l'énergie de l'électron

2-2. Energie dans un état stationnaire .

L'électron décrit une orbite circulaire centrée autour du noyau immobile, il est soumis à deux forces :



$$F_2 = ma = \frac{mv^2}{r}$$

$$F_1 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2}$$

A l'équilibre

$$F_1 = F_2$$

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$



$$r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{mv^2}$$

2.3. Hypothèses de Bohr.

- 1) L'électron ne peut se situer que sur certaines orbites bien précises ou **permises**, de telle sorte que **son énergie reste constante**.
- 2) Lorsque l'électron absorbe ou émet de l'énergie, il change d'orbite ou **de niveau d'énergie**.

- Orbites permises \Leftrightarrow **orbites stationnaires** \Leftrightarrow $2 \pi r = n \lambda$ (n = 1, 2, 3...)
perimetre

- Louis de Broglie : A toute particule en mouvement (de masse m et de vitesse v) on associe une radiation de longueur d'onde : $\lambda = \frac{h}{mv}$

On a alors : $2 \pi r = \frac{nh}{mv}$; soit $v = \frac{nh}{2\pi m r}$

$$r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{mv^2}$$

En remplaçant v par sa valeur dans l'équation (1), on détermine :

- le rayon des orbites : $r_n = n^2 \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m e^2} \Rightarrow r_1 = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0,53 \text{ \AA}$ 1 \AA =

- l'énergie correspondante (2) : $E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{me^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} = -\frac{1}{n^2} \cdot K = -\frac{1}{n^2} \cdot 13,6 \text{ (eV)}$
K = constante

$K = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$, soit en eV : $K = 13,6 \text{ eV}$ (1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$)

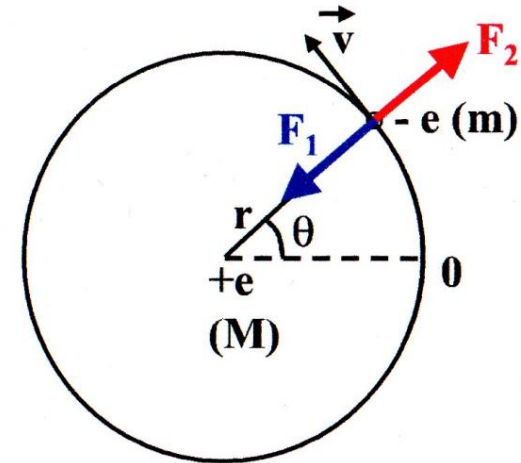
Démonstration

- A l'équilibre
 $F_1 = F_2$

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$



$$r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{mv^2}$$



- Energie totale = Energie cinétique + Energie potentielle

$$E_p = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2}$$



$$E_c = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{2} \left[\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} \right]$$

$$E_T = -\frac{1}{2} \left[\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} \right] \quad (2)$$

$$v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

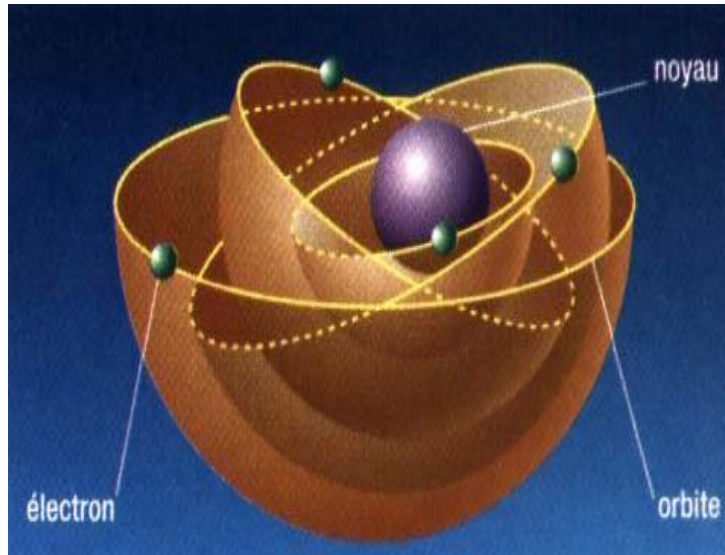
$$r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{mv^2} \quad (1)$$

$$r_n = n^2 \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m e^2}$$

$$E_T = -\frac{1}{2} \left[\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} \right]$$

(2)

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2}$$

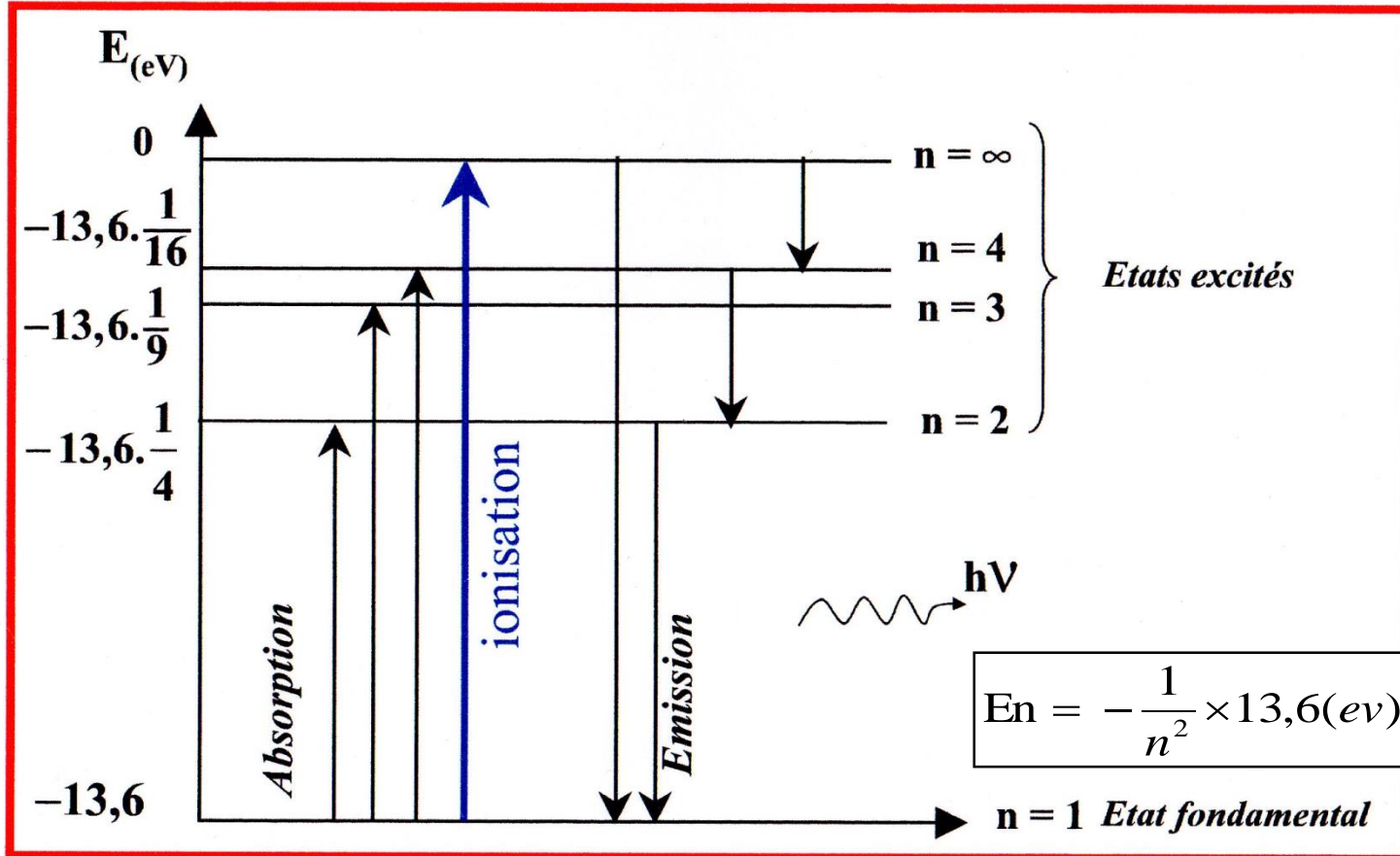


- Un électron ne peut subir qu'une seule transition à la fois
- L'état d'un électron dans un atome (son énergie et la géométrie de ses déplacements autour du noyau) est bien défini par les valeurs des quatre paramètres (n, l, m, s)
- n, l, m, s sont des nombres quantiques (entier)

2.4. Transitions entre niveaux électroniques.

D'après la seconde hypothèse de Bohr, le passage d'un e⁻ d'une orbite définie par n_i à une orbite définie par n_f, se fait par un échange d'un quantum d'énergie :

$$|\Delta E| = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$



ν = fréquence de la radiation; λ = longueur d'onde; c = célérité = vitesse de la lumière; h = constante de Planck

$$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$$

$$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

pour l'atome H :
$$E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{me^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} = -13,6 \frac{1}{n^2} \text{ (eV)}$$

L'écart d'énergie entre deux niveaux n_i et n_f

$$\Delta E = \left[-\frac{1}{n_f^2} \right] \times 13,6 - \left[-\frac{1}{n_i^2} \right] \times 13,6$$

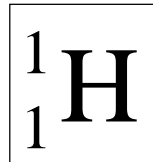
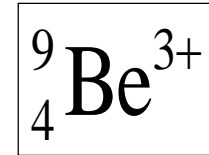
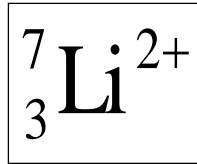
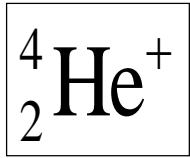
$$\Delta E = \left[\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right] \times 13,6 \text{ (eV)}$$

$$|\Delta E_{(J)}| = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ (J.s)} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ (m/s)}}{\lambda_{(m)}}$$

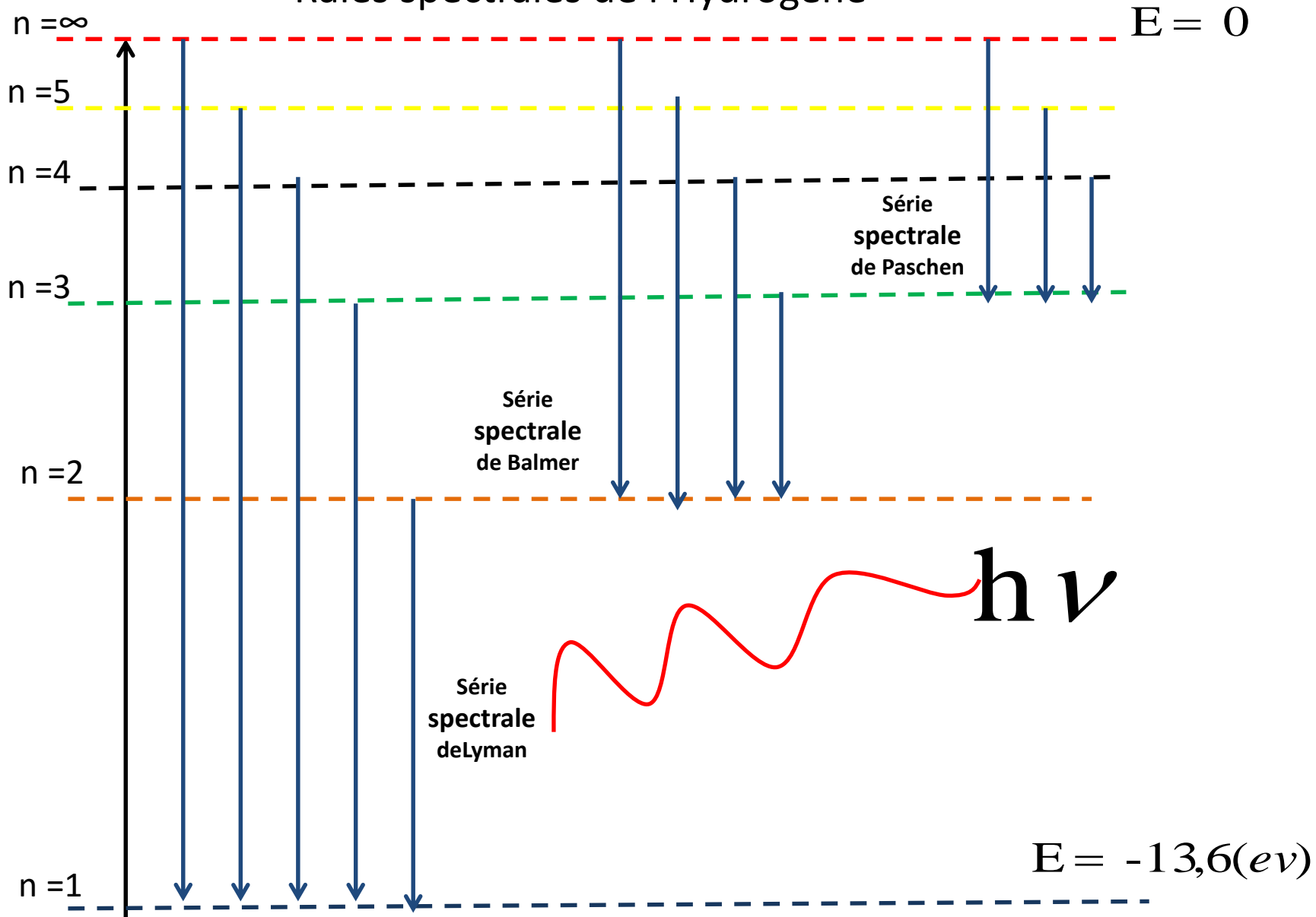
$$|\Delta E_{(eV)}| = \frac{19,86 \cdot 10^{-26}}{\lambda_{(m)} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}} = \frac{12,41 \cdot 10^{-7}}{\lambda_{(\text{\AA})} \cdot 10^{-10}} \approx \frac{12400}{\lambda_{(\text{\AA})}}$$

$$\lambda_{(\text{\AA})} \approx \frac{12400}{|\Delta E_{(eV)}|}$$

Exemples d'Hydrogénoides



Raies spectrales de l'Hydrogène



$$E_n = -\frac{1}{n^2} \times 13,6(ev)$$

Application

1- Calculez en ev et en J, le changement d'énergie associé au passage d'un électron d'un atome d'hydrogène du niveau $n_i=5$ à $n_f=3$

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \times 13,6(\text{ev}) \longrightarrow \Delta E = \left[-\frac{1}{n_f^2} \right] \times 13,6 - \left[-\frac{1}{n_i^2} \right] \times 13,6 \longrightarrow \Delta E = \left[\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right] \times 13,6(\text{ev})$$

$$\Delta E = \left[\frac{1}{5^2} - \frac{1}{3^2} \right] \times 13,6(\text{ev}) \longrightarrow \boxed{\Delta E = -0,967\text{ev}}$$

$$\Delta E = \left[\frac{1}{5^2} - \frac{1}{3^2} \right] \times 13,6 \times 1,602 \times 10^{-19} \text{ J} \longrightarrow \boxed{\Delta E = -1,550 \times 10^{-19} \text{ J}}$$

Le fait que le résultat soit négatif indique que l'atome a libéré de l'énergie sous forme de lumière (h ν).

2- Calculez la fréquence du rayonnement émis au cours de cette transition.

Lors de la transition de $n_i=5$ à $n_f=3$, Un photon est émis (h ν)

$$\boxed{\Delta E = E = h\nu} \longrightarrow \boxed{\nu = \frac{E}{h}} \longrightarrow \boxed{\nu = \frac{1,55 \times 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \times 10^{-34} \text{ J.S}}} \longrightarrow \boxed{\nu = 2,339.10^{14} \text{ s}^{-1}}$$

3- Calculez le nombre d'ondes $\bar{\nu}$, sachant que $\bar{\nu} = \frac{\nu}{c}$.

$$\boxed{\bar{\nu} = \frac{2,339.10^{14} \text{ s}^{-1}}{3.10^8 \text{ m.s}^{-1}}} \longrightarrow \boxed{\bar{\nu} = 77,9756.10^4 \text{ m}^{-1}}$$

4- Déduire la valeur de la constante de Rydberg R_∞ , sachant que

avec, $R_H = R_\infty = 1,097.10^7 m^{-1}$

$$\nu = R_\infty \cdot c \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

$$\Delta E = h\nu = h.c. \frac{1}{\lambda} = h.c.\bar{\nu}$$

$$\Delta E = \frac{m.e^4}{8\varepsilon_0 h^2} \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{m.e^4}{8\varepsilon_0 . h^2 . h.c} \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

$$\bar{\nu} = R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

$$R_H = \frac{\bar{\nu}}{\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]}$$

avec, $n_1 < n_2$

$$R_H = \frac{77,9756.10^4}{\left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right]}$$

$$R_H = 1,0965.10^7 m$$

3. Description quantique de l'atome H.

3.1. Nombres quantiques.

L'état d'un électron dans un atome, c'est-à-dire : son énergie, ses mouvements autour du noyau, la forme de l'orbitale, est défini par 4 paramètres appelés **nombres quantiques**.

1) Le nombre **n**, **nombre quantique principal** : $n = 1, 2, \dots \infty$

- quantifie l'énergie de l'électron,
- définit une couche électronique ou un niveau d'énergie.

$n = 1 \Rightarrow$ couche K ; $n = 2 \Rightarrow$ couche L ; $n = 3 \Rightarrow$ couche M ; *etc...*

2) Le nombre **l**, **nombre quantique secondaire**, avec : $0 \leq l \leq n - 1$ (**Azimutal**)

l caractérise la "forme" de l'orbitale; il définit une sous-couche électronique, ou un sous-niveau d'énergie.

$l = 0 \Rightarrow$ sous-couche *s*

$l = 1 \Rightarrow$ sous-couche *p*

$l = 2 \Rightarrow$ sous-couche *d*

$l = 3 \Rightarrow$ sous-couche *f*

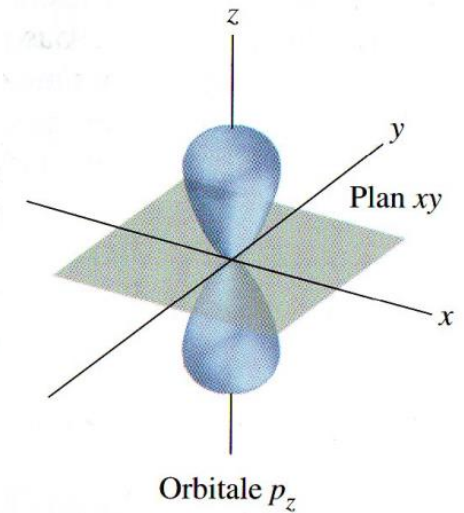
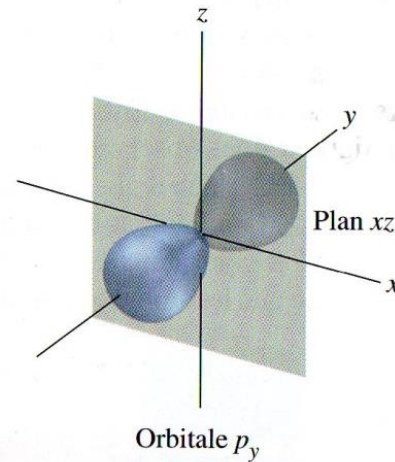
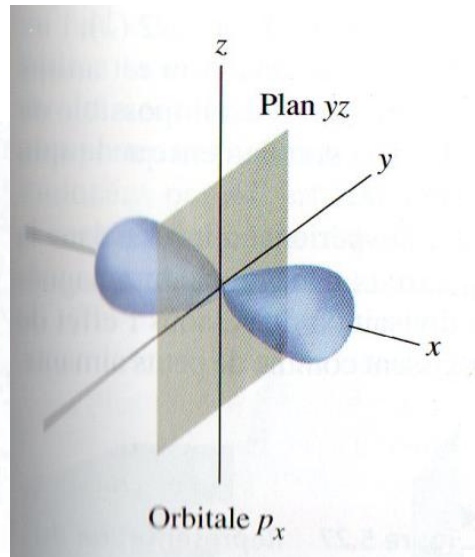
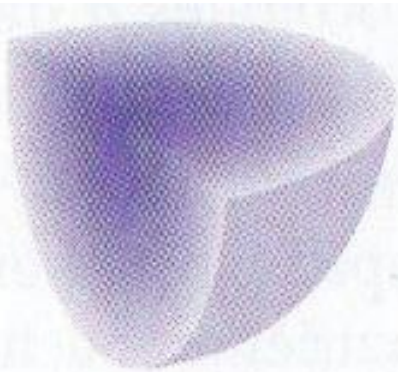
3) Le nombre m_l , **nombre quantique magnétique**, avec : $-l \leq m_l \leq l$:

m_l définit l'orientation de l'orbitale :

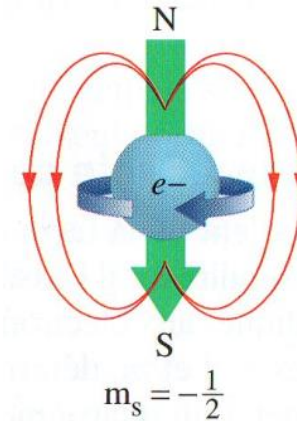
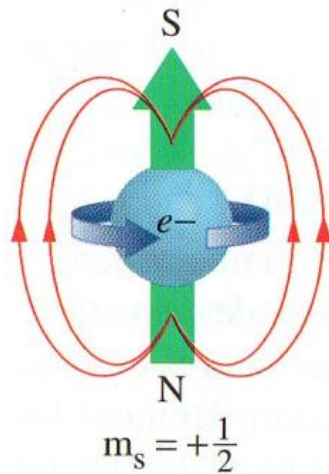
$l = 0 \Rightarrow m_l = 0 \Rightarrow 1$ seule orientation $\Rightarrow 1$ orbitale $s \Rightarrow 1$ case quantique

$l = 1 \Rightarrow m_l = -1; 0; 1 \Rightarrow 3$ orientations $\Rightarrow 3$ orbitales p de même énergie

$\Rightarrow 3$ cases quantiques

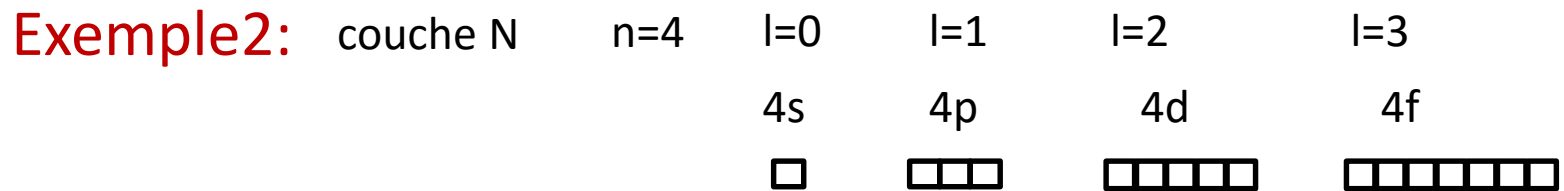
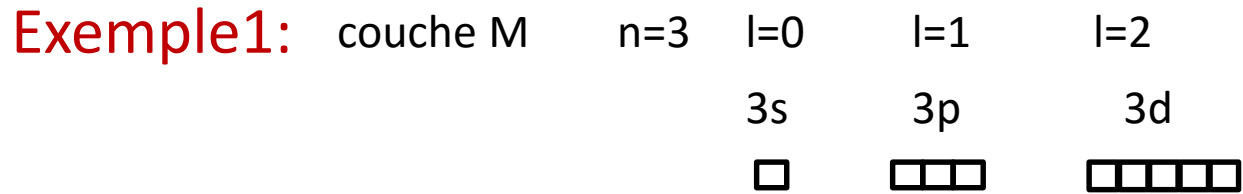


4) Le **nombre quantique de spin** s , avec $s = +1/2$ dû à la rotation de l'électron sur lui-même. Deux orientations sont possibles : $m_s = +1/2$ (\uparrow) et $m_s = -1/2$ (\downarrow)



n (couches)	l (sous-couches)	m_l	m_s	Nombre d'électrons	
				Sous-couche	Couche
1 (K)	0 (1s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
2 (L)	0 (2s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	8
	1 (2p)	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	6	
		0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$		
+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$				
3 (M)	0 (3s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	18
	1 (3p)	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	6	
		0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$		
		+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$		
	2 (3d)	-2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	10	
		-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$		
0		$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$				
+2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$				

Représentation des cases quantiques



3.2. Fonction d'onde ψ .

ψ est une fonction purement mathématique :

- elle n'a pas de signification physique,
- elle est fonction des coordonnées de l'électron,
- elle est définie par les 3 nombres quantiques : n , l et m_l : $\psi_{n,l,m}$

Exemple : l'orbitale 2s est représentée par la fonction d'onde : $\psi_{2,0,0}$

Le mouvement d'une particule (électron) est décrit par l'équation de schrodinger

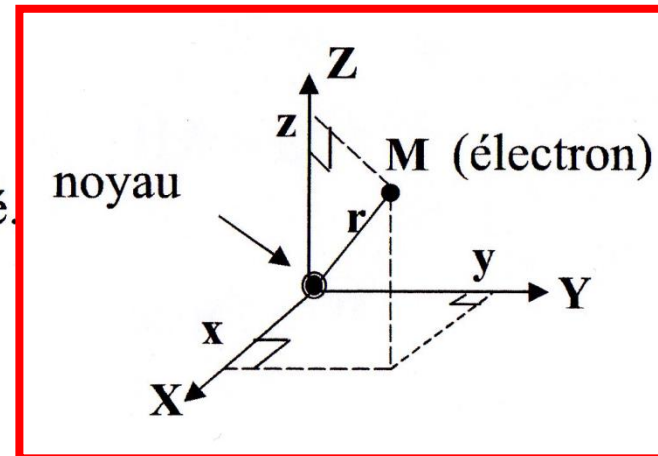
Equation de Schrödinger

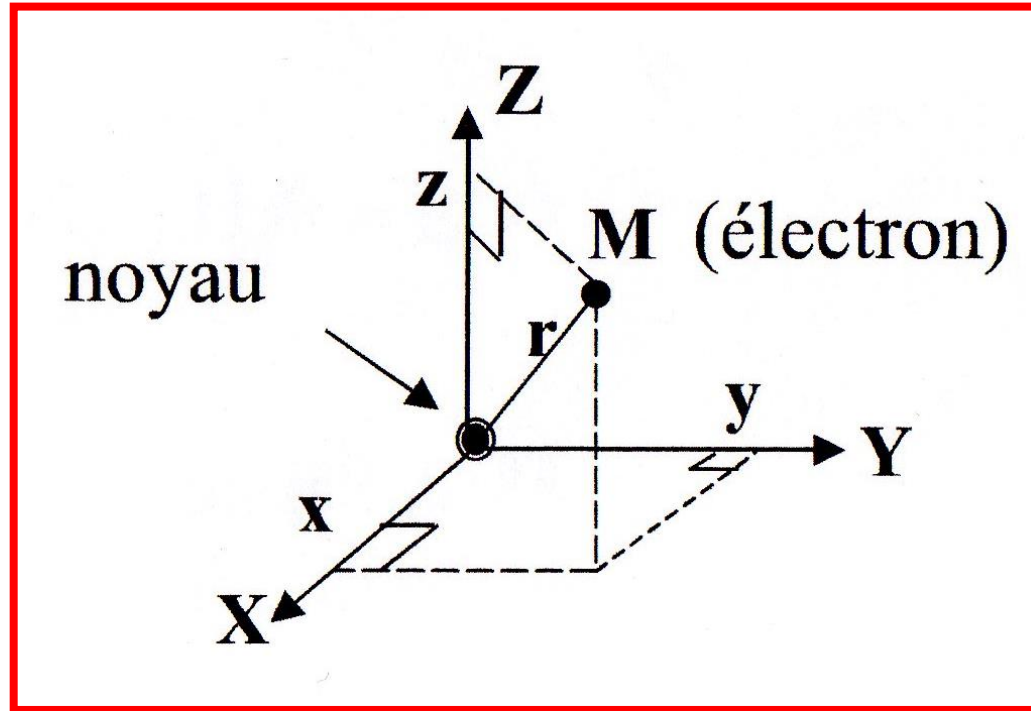
- Equation fondamentale de la mécanique ondulatoire :
- Elle permet de calculer ψ .

3.3. Densité de probabilité.

L'électron est caractérisé par :

- son état énergétique,
- sa probabilité de présence à un endroit donné.





- Probabilité de présence.

La probabilité de trouver l'électron dans un volume dV au point $M(x, y, z)$ s'écrit :

$$dP = |\psi|^2 dV$$

- La notion classique de position est remplacée par la notion de densité de probabilité de présence :
- Condition de normalisation :

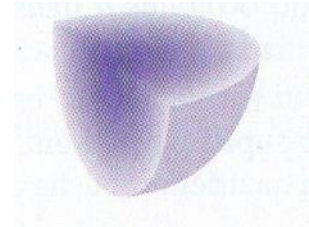
$$\text{Probabilité de trouver l'e}^- \text{ dans tout l'espace} = 1 \Rightarrow \int_{\text{espace}} dP = \int_{\text{espace}} \Psi^2 dV = 1$$

4. Représentation graphique des fonctions Ψ_{n,l,m_l}

4.1. Description de l'orbitale « s ».

La condition $l = 0$ implique $m_l = 0$.

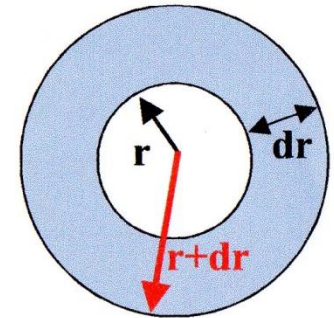
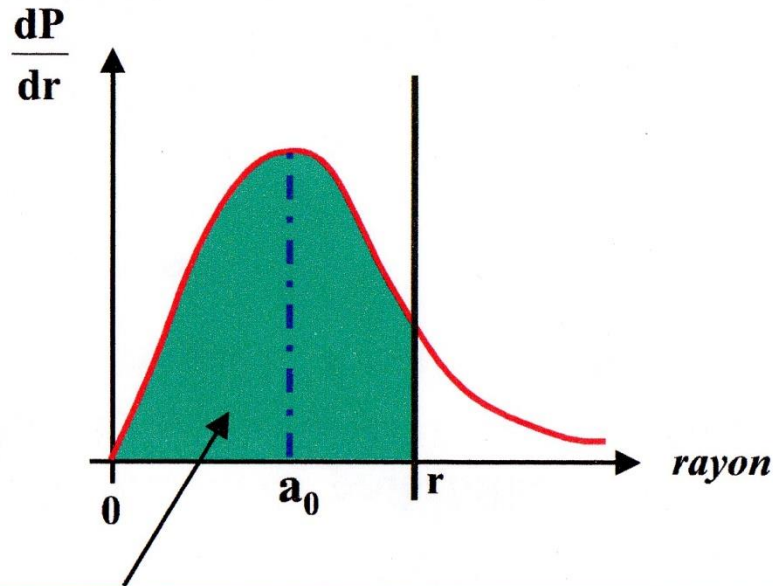
Ces fonctions d'onde s'écrivent : $\Psi_{n,0,0}$ ou Ψ_{ns}



Pour les orbitales s , la densité de probabilité de présence Ψ^2 de l'électron à la surface d'une sphère de rayon r est la même dans toutes les directions de l'espace, mais elle varie avec r . L'orbitale est dite de **symétrie sphérique**.

4.2. Densité de probabilité radiale : $D = \frac{dP}{dr}$

C'est la probabilité de trouver l'électron dans le volume dV d'une pellicule sphérique d'épaisseur dr à une distance r du noyau.



*volume compris entre
deux sphères de rayon
r et r + dr*

Cette surface représente la probabilité de trouver l'électron entre 0 et r du noyau

$a_0 =$ rayon de l'atome de Bohr $= 0,53 \text{ \AA}$

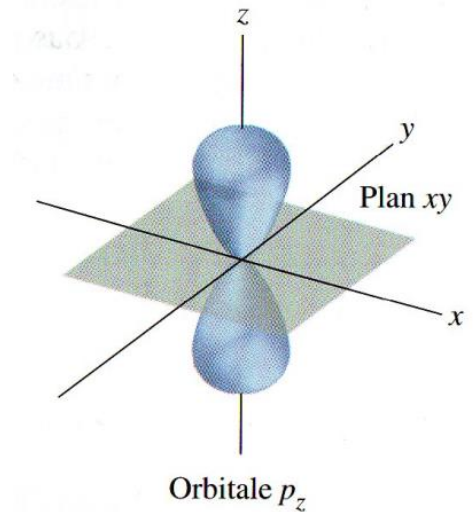
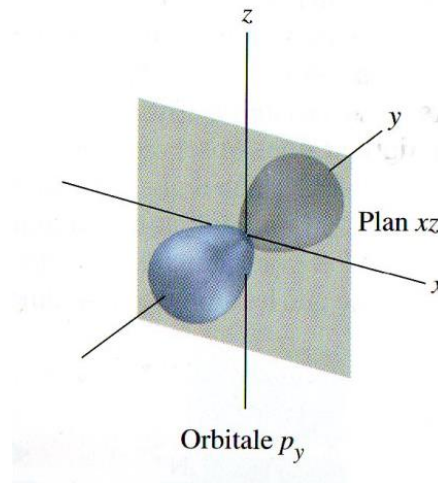
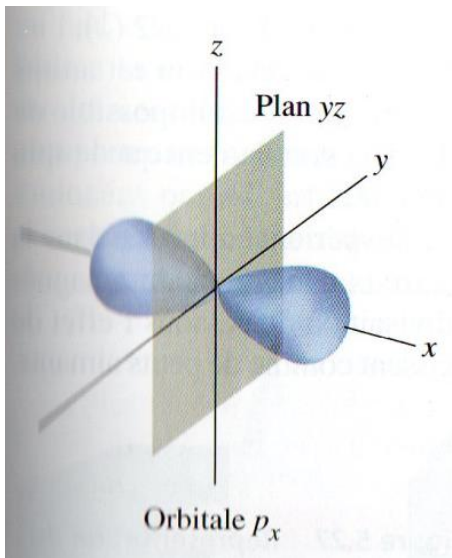
Pour $r = a_0 = 0,53 \text{ \AA} \Rightarrow$ on a 33 % de chance de trouver l' e^- à l'intérieur de la sphère.

Pour $r = 4,2 a_0$, $P = 99 \%$ et pour $r \approx 6 a_0$, $P = 99,9 \%$

4.3. Description des orbitales « p ».

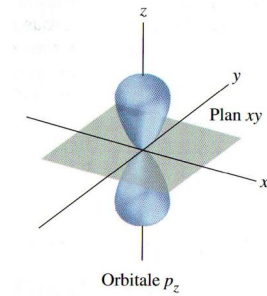
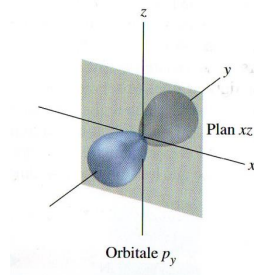
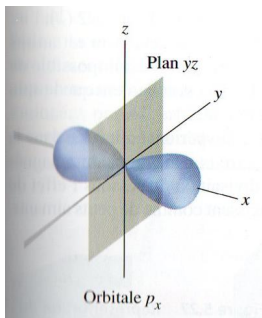
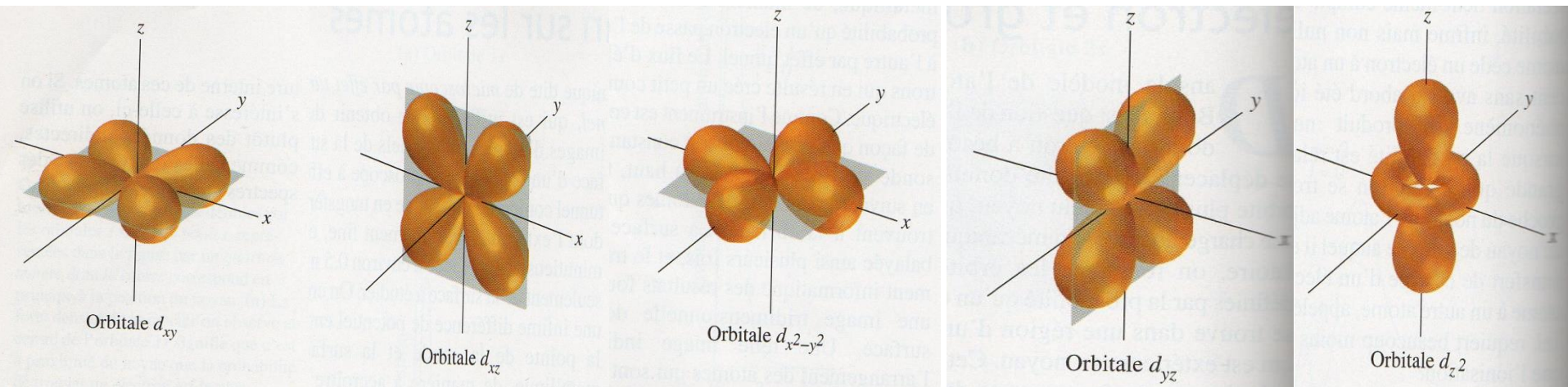
Les orbitales p ($l = 1$) peuvent être représentées par deux lobes à peu près sphériques, accolés, ayant pour axes de symétrie les axes x , y et z du trièdre de référence.

On les appelle donc " $n p_x$ ", " $n p_y$ " et " $n p_z$ " selon la valeur de m_l ($n \geq 2$).



4.4. Description des orbitales (d)

$$l=2 \Rightarrow m = -2, -1, 0, 1, 2$$



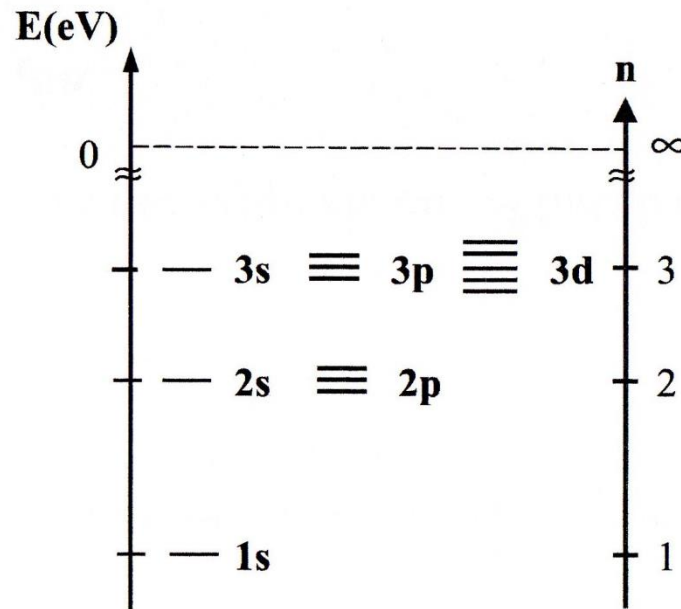
5-Structures électronique des atomes.

5.1. Diagrammes d'énergie.

- Hydrogène et **hydrogénoïdes** \longrightarrow (**hydrogénoïde** : UN seul électron; $Z \neq 1$)

E ne dépend que de n

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



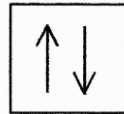
5.2. répartition des électrons ou configuration électronique.

1) Principe d'exclusion de Pauli.

Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques.

Deux électrons dans une même orbitale atomique doivent différer par leur nombre quantique de spin, qui ne peut prendre que deux valeurs, $m_s = +1/2$ (\uparrow) ou $-1/2$ (\downarrow).

Une orbitale atomique ne peut "contenir" **au maximum que 2 électrons** qui dans ce cas auront des spins opposés : ils sont **antiparallèles ou appariés** $\uparrow\downarrow$.



Si l'orbitale ne contient qu'un électron, celui-ci est dit **non-apparié ou célibataire**.

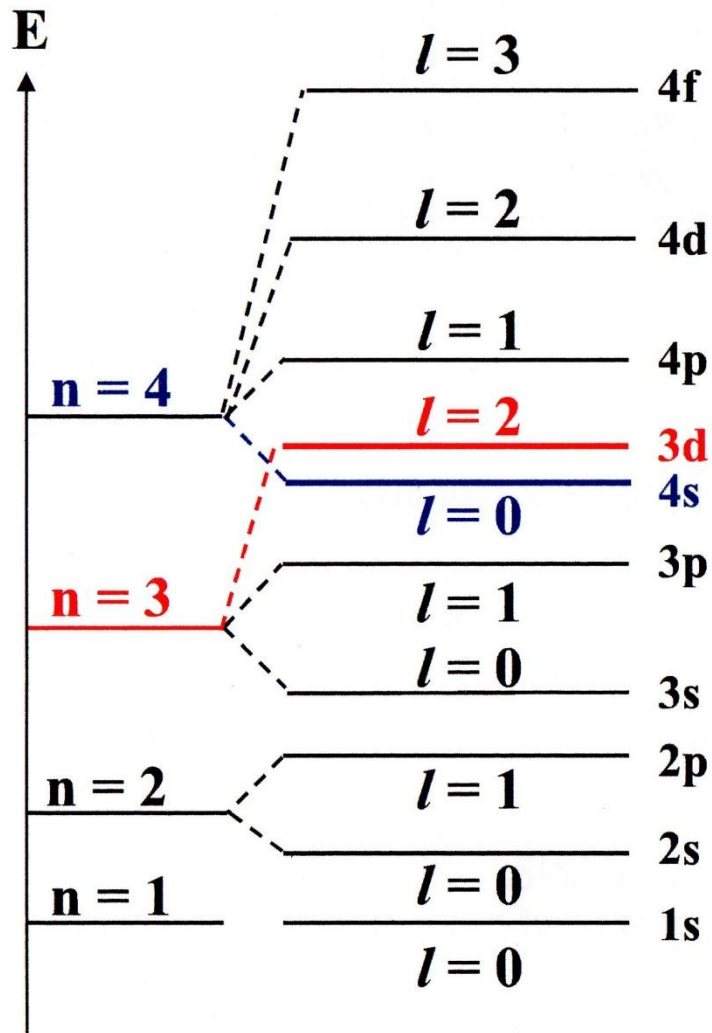
Une orbitale vide constitue une **lacune électronique**.

2) Principe de stabilité.

- A l'état fondamental, un atome se trouve dans son **état énergétique le plus stable correspondant à l'énergie la plus basse.**

- Les électrons commencent par saturer les niveaux de plus basse énergie, dans l'ordre : "1s", "2s", "2p", "3s", "3p"... c'est la règle dite du "**(n + l) minimal**"

la première sous-couche à remplir est celle qui a la somme (n + l) la plus petite.



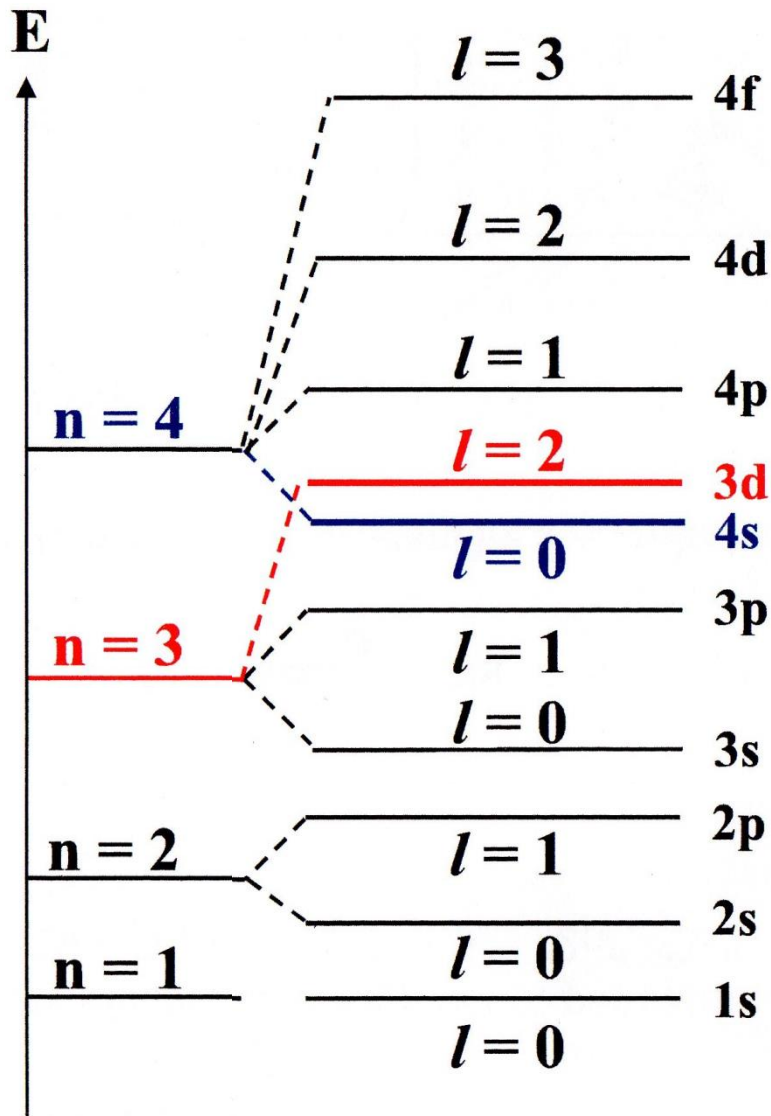
!! : cas des sous-couches 4s et 3d :

$$4s : n = 4 ; l = 0 \Rightarrow n + l = 4$$

$$3d : n = 3 ; l = 2 \Rightarrow n + l = 5$$

$$(n + l)_{4s} < (n + l)_{3d} \Rightarrow E_{4s} < E_{3d}$$

Les électrons occupent d'abord le niveau "4s" avant le niveau "3d", de même entre les niveaux "5s" et "4d".



!! : cas des sous-couches 4s et 3d :

$$4s : n = 4 ; l = 0 \Rightarrow n + l = 4$$

$$3d : n = 3 ; l = 2 \Rightarrow n + l = 5$$

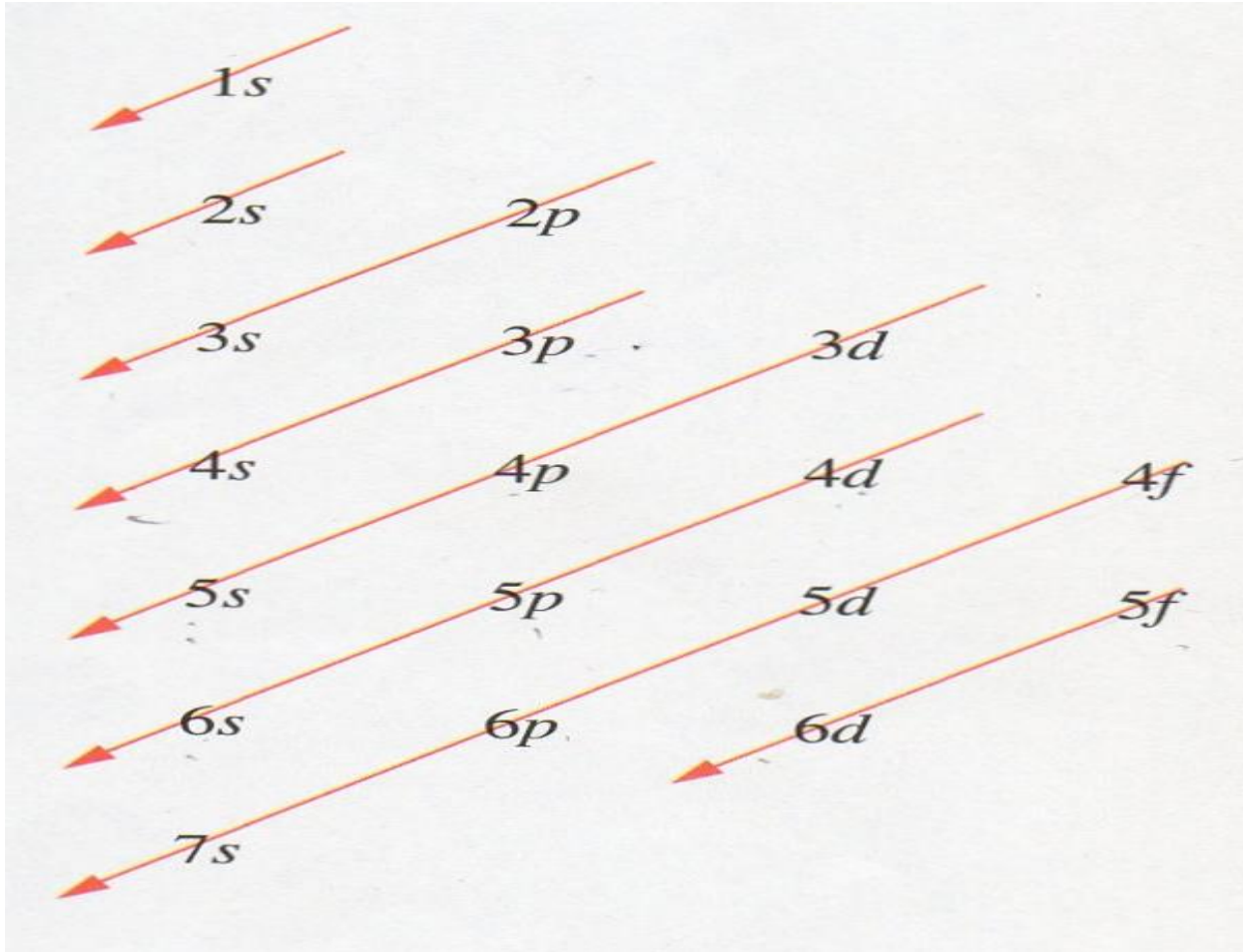
$$(n + l)_{4s} < (n + l)_{3d} \Rightarrow E_{4s} < E_{3d}$$

Les électrons occupent d'abord le niveau "4s" avant le niveau "3d", de même entre les niveaux "5s" et "4d".

3) La règle de Klechkowsky

$n \backslash l$	1	2	3	4	5	6	7
0	1s	→ 2s	↗ 3s	↗ 4s	↗ 5s	↗ 6s	↗ 7s
1		↓ 2p	↘ 3p	↘ 4p	↘ 5p	↘ 6p	↘ 7p
2			↓ 3d	↘ 4d	↘ 5d	↘ 6d	↘ 7d
3				↓ 4f	↘ 5f	↘ 6f	↘ 7f

3) La règle de Klechkowsky



Réponses aux questions

Comment on peut savoir : combien d'électrons
allons nous dans chaque couche d'un
certain atome ? ??

Exemple = $Z = 36$.

Madame SVP

Est que le niveau $n=1$ ou $n=2$ d'un
atome c'est le même niveau ($n=1$ ou $n=2$...
d'une autre atome ?

$$n_a = 1 = n_b$$

(a et b) 2 atomes différents.

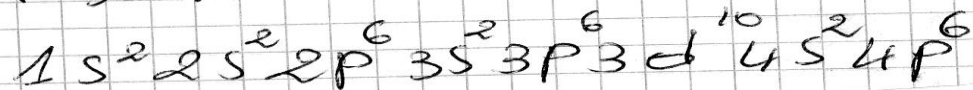
Madame ; Vous avez mentionné que ~~la~~ la couche n'existe pas réellement, et que c'est $d'e^-$ qui l'a créée ... alors comment ça se fait qu'on peut considérer q $d'e^-$ est au niveau 2 puisque le niveau 1 n'existe plus (pour l'H par exp)

Normalement on trouve pas $0s e^-$ à couche 1 car on a $l = 0, 1, 2$

Quand $d'e^-$ dans l'H sort du niveau 1. Pourquoi il ne soit pas être ionisé, et crée un autre niveau $n = 2$ c à dire il doit être sorti de l'atome.

Est ce que c'est vrai

$Z = 36$:



- 1- Est ce qu'il y a une différence entre orbit et orbitale ?
- 2- Est ce que le niveau d'énergie a le même sens de "couche" ?

On a dit que $-1 \leq m_l \leq l$ et quand $l=0$; on a écrit au cours que $m=0$ donc pourquoi $m=0$ et pas $m=-1, 0$?

Est ce qu'il y a une règle qu'on utilise pour remplir ces cases quantiques ?

Exemples:

Structure électronique ou configuration électronique
à l'état fondamental.

${}_8\text{O}$ (8 électrons à placer) $1s^2 / 2s^2, 2p^4 \Rightarrow$ Électrons de cœur/ électrons de valence

${}_{27}\text{Co} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6 / \underline{4s^2, 3d^7} \Rightarrow \underline{3d^7, 4s^2}$

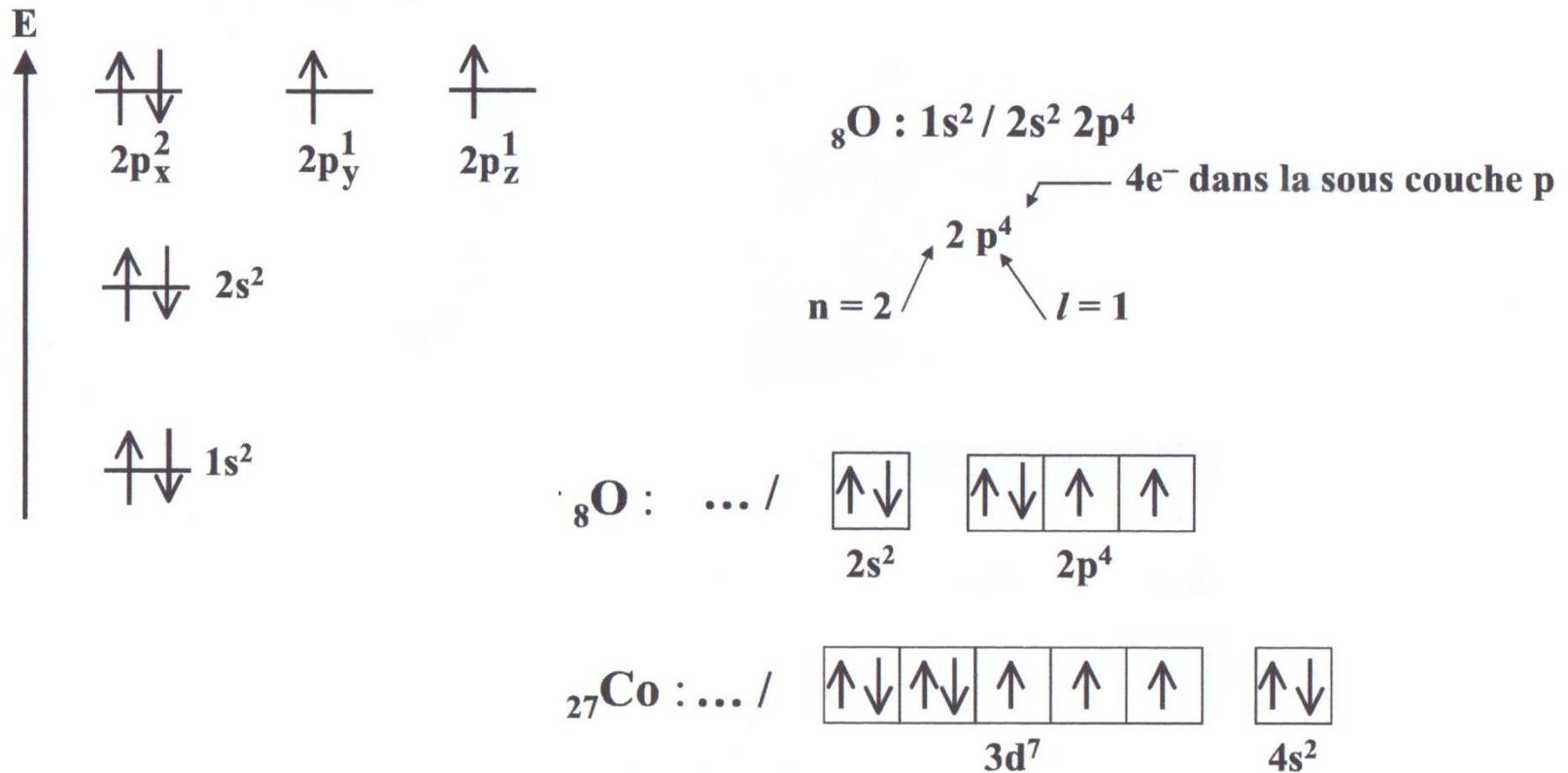
Exceptions à la règle de Klechkowsky

${}_{24}\text{Cr} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6 / 3d^5, 4s^1$ Et Non pas $3d^4, 4s^2$

${}_{29}\text{Cu} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6 / 3d^{10}, 4s^1$ Et Non pas $3d^9, 4s^2$

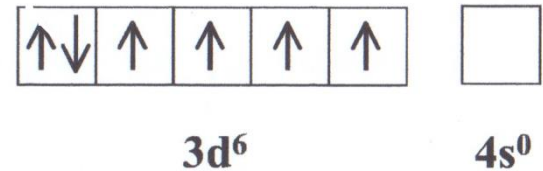
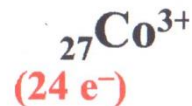
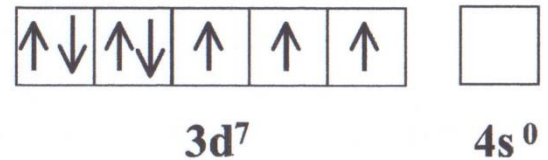
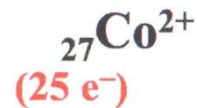
3) Règle de Hund (règle du spin maximal).

Lorsque des orbitales atomiques ont la même énergie, les électrons se répartissent avec un nombre maximum de spins parallèles.

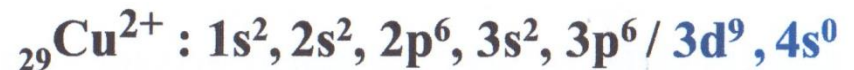
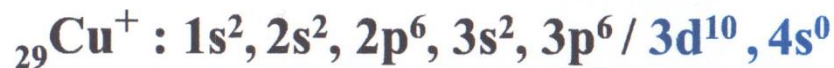
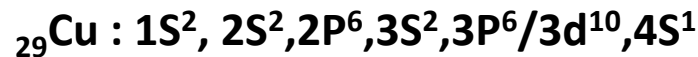


Ecriture d'une espèce ionisée positivement:

1- cas général: enlever les électrons les plus externes ($n=\text{maximum}$)



2-cas des métaux de transitions: enlever les électrons (S) d'abord.



6- Classification périodique des éléments.

6.1. la classification périodique de Mendeleïv (1869).

- Mendeleïv a classé initialement les éléments par masse atomique croissante (A).
- La classification moderne est basée sur le classement des éléments par numéro atomique croissant (Z).

$\frac{A}{Z} X$

7 lignes (périodes).

18 colonnes (Familles).

- Le numéro atomique croit:
De gauche à droite dans une période et
de haut vers le bas dans une colonne
- Les éléments de la même période ont la même valeur du nombre quantique (n).
- Les éléments appartenant à une même colonne ont généralement la même structure électronique externe, leurs propriétés chimiques et physiques sont voisines en générale .

la classification périodique est divisée en 4 Blocs en fonction de la structure électronique externes des éléments

Rem: ${}^2\text{He}$ ($1s^2$) est classé dans la colonne 18 (même propriétés que les gaz rares).

Bloc S : $1s^1$ ou $1s^2$

Bloc P : nS^2, nP^X (avec: $1 \leq X \leq 6$)

Bloc s		Bloc d : $(n-1)d^x nS^y$, ($1 \leq X \leq 10$) et ($0 \leq Y \leq 2$) Les métaux de transition										Bloc p					
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	2 He
3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	10 Ne
11 Na	12 Mg											31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg						86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh												
			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tm	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw	

Bloc f : $(n-2)f^x, (n-1)d^y, nS^2$

avec: $n=6$ ou 7 , ($0 \leq X \leq 14$) et ($Y=0$ ou 1)

Bloc f : $(n-2)f^x$, $(n-1)d^y$, nS^2

n=6 Lanthanides

n= 7 Actinides

$(0 \leq X \leq 14)$ et $(Y= 0$ ou $1)$

6.2. Propriétés physiques des éléments.

Bloc s		Bloc d										Bloc p					
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	2 He
3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	10 Ne
11 Na	12 Mg	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	18 Ar
19 K	20 Ca	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	36 Kr
37 Rb	38 Sr	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	54 Xe
55 Cs	56 Ba	89 Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh												86 Rn
87 Fr	88 Ra																
			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tm	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw	

Trois catégories

Bloc s		Bloc d											Bloc p					
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1 H																	2 He	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh													
		Bloc f																
		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw			

L'Hydrogène est en cast particulier.

- Gaz bimoléculaire H_2 à 25°C.
- Partie du Bloc p (droite).
- Bloc s différent de la partie de p (sauf H).
- Solides ou gazeux à température ambiante (25°C).
- Solides à température de 25°C à ambiantes.
- Exception du Br_2 liquide.
- (H⁺ liquide).
- mauvais conducteurs de chaleur, et isolant électriques.
- Bon conducteurs de chaleur et d'électricité.
- Exp: O, Cl, S.
- Exp: Cr, Fe.

Sous –Groupe A

Groupe I: nS^1

Groupe II: nS^2

Groupe III: nS^2, nP^1

Groupe IV: nS^2, nP^2

Groupe V: nS^2, nP^3

Groupe VI: nS^2, nP^4

Groupe VII: nS^2, nP^5

Groupe VIII(gaz rares): nS^2, nP^6

Sous –Groupe B

Groupe I: $(n-1)d^{10}, nS^1$

Groupe II: $(n-1)d^{10}, nS^2$

Groupe III: $(n-1)d^1, nS^2$

Groupe VI: $(n-1)d^2, nS^2$

Groupe V: $(n-1)d^3, nS^2$

Groupe VI: $(n-1)d^4, nS^2$

Groupe VII: $(n-1)d^5, nS^2$

Groupe VIII(Triade): $(n-1)d^X, nS^2$
($6 \leq X \leq 8$)

6.3. Les familles (colonnes)

Colonne 1 : les alcalins

La structure électronique externe est : ns^1

⇒ ils donnent des **cations monovalents** : Na^+ , K^+ ...

⇒ ils donnent des **oxydes basiques** : $Na_2O + H_2O \rightarrow 2 NaOH$

Colonne 2 : les alcalino-terreux

La structure électronique externe est : ns^2

⇒ ils donnent des **cations bivalents** : Mg^{2+} , Ca^{2+} ...

⇒ ils donnent des **oxydes basiques** : $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

Colonnes 3 à 12 : les métaux de transition

Leur structure électronique externe est : $(n-1)d^x$, ns^2 (ns^1 ou ns^0) avec 1

⇒ ils donnent des **cations à valences multiples** : Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^+ , Cu^{2+}

Colonne 13 : la famille du bore

La structure électronique externe de ces éléments est : ns^2 , np^1

Colonne 14 : la famille du carbone

La structure électronique externe est : ns^2 , np^2

Ils forment principalement des **liaisons de covalence**.

Colonne 15 : la famille de l'azote

La structure électronique externe est : ns^2, np^3

⇒ ils donnent principalement des **liaisons de covalence**

⇒ ils donnent des **oxydes acides** ($N_2O_3, N_2O_5, P_2O_5 \dots$) : $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2 HNO_3$

Colonne 16 : la famille de l'oxygène ou chalcogènes

Leur structure électronique externe est : ns^2, np^4

⇒ ils donnent des **anions bivalents** : $O^{2-}, S^{2-} \dots$

⇒ ils donnent des **oxydes acides** ($SO_2, SO_3 \dots$) : $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Colonne 17 : les halogènes

Leur structure électronique externe est : ns^2, np^5

⇒ ils donnent des **anions monovalents** : $F^-, Cl^-, Br^- \dots$

Colonne 18 : les gaz rares

La structure électronique externe est : ns^2, np^6 , sauf pour He ($1s^2$)

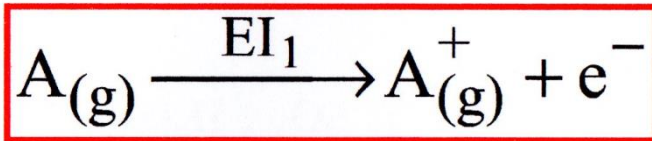
La configuration de gaz rare correspond à la saturation de la couche électronique externe :

⇒ ils présentent une **grande inertie chimique**, mais leur réactivité augmente avec Z, ainsi le Xénon (${}_{54}\text{Xe}$) donne des composés stables lorsqu'il se combine avec des atomes très électronégatifs comme F et O ($\text{XeF}_2, \text{XeF}_4, \text{XeOF}_4, \text{XeO}_3$).

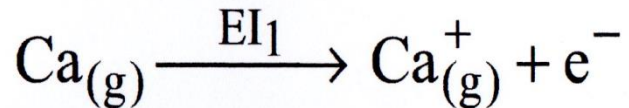
6.4. Caractéristiques atomiques et périodicité.

6.4.1. Energie d'ionisation.

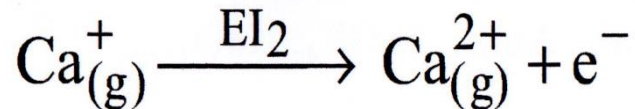
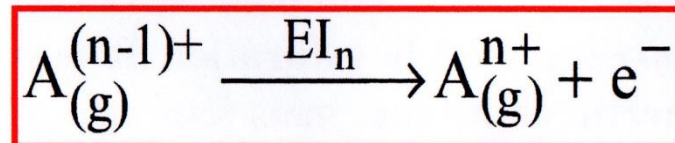
- L'énergie de première ionisation, EI_1 , est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome isolé, $A_{(g)}$ (état gazeux), pour lui arracher un électron selon la réaction :



$$EI_1 > 0$$



- L'énergie de $n^{\text{ième}}$ ionisation EI_n correspond à la réaction :



$$EI_2 > EI_1$$

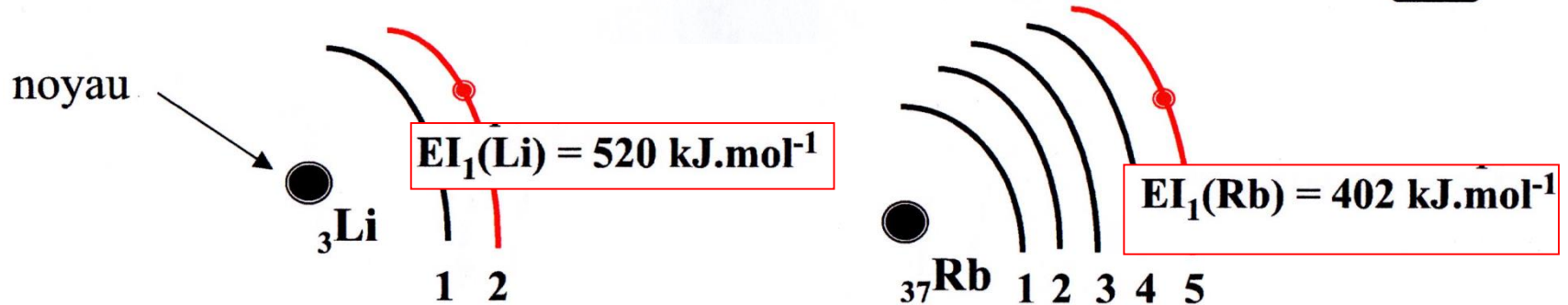
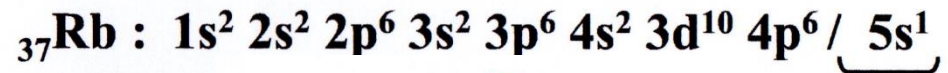
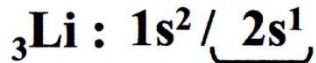
Variation de l'énergie d'ionisation EI dans le tableau périodique.

a) Dans une colonne, lorsque Z augmente (en allant de haut en bas)

- le nombre de couches augmente,
- la distance noyau - électron périphérique **augmente** (le rayon atomique augmente) ⇒ « effet distance »,
- la force d'attraction noyau - e⁻ périphérique **diminue** (e⁻ de plus en plus libre),



l'énergie d'ionisation diminue.



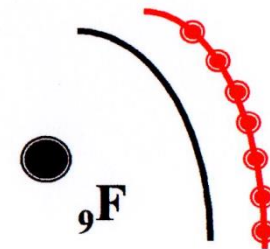
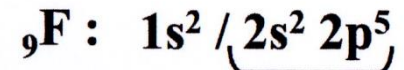
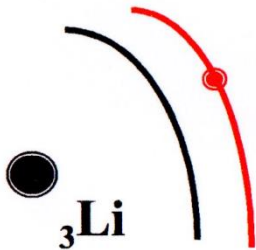
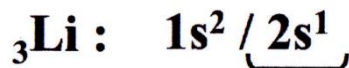
Effet distance : $EI_1(\text{Rb}) < EI_1(\text{Li})$

b) Dans une période, lorsque Z augmente (en allant de gauche à droite) :

- le nombre de couches est le même; mais Z augmente (le nombre de charges + dans le noyau augmente) \Rightarrow « effet de charge »,
- la force d'attraction noyau - e⁻ périphérique augmente,
- la distance noyau - électron périphérique diminue (le rayon atomique diminue)

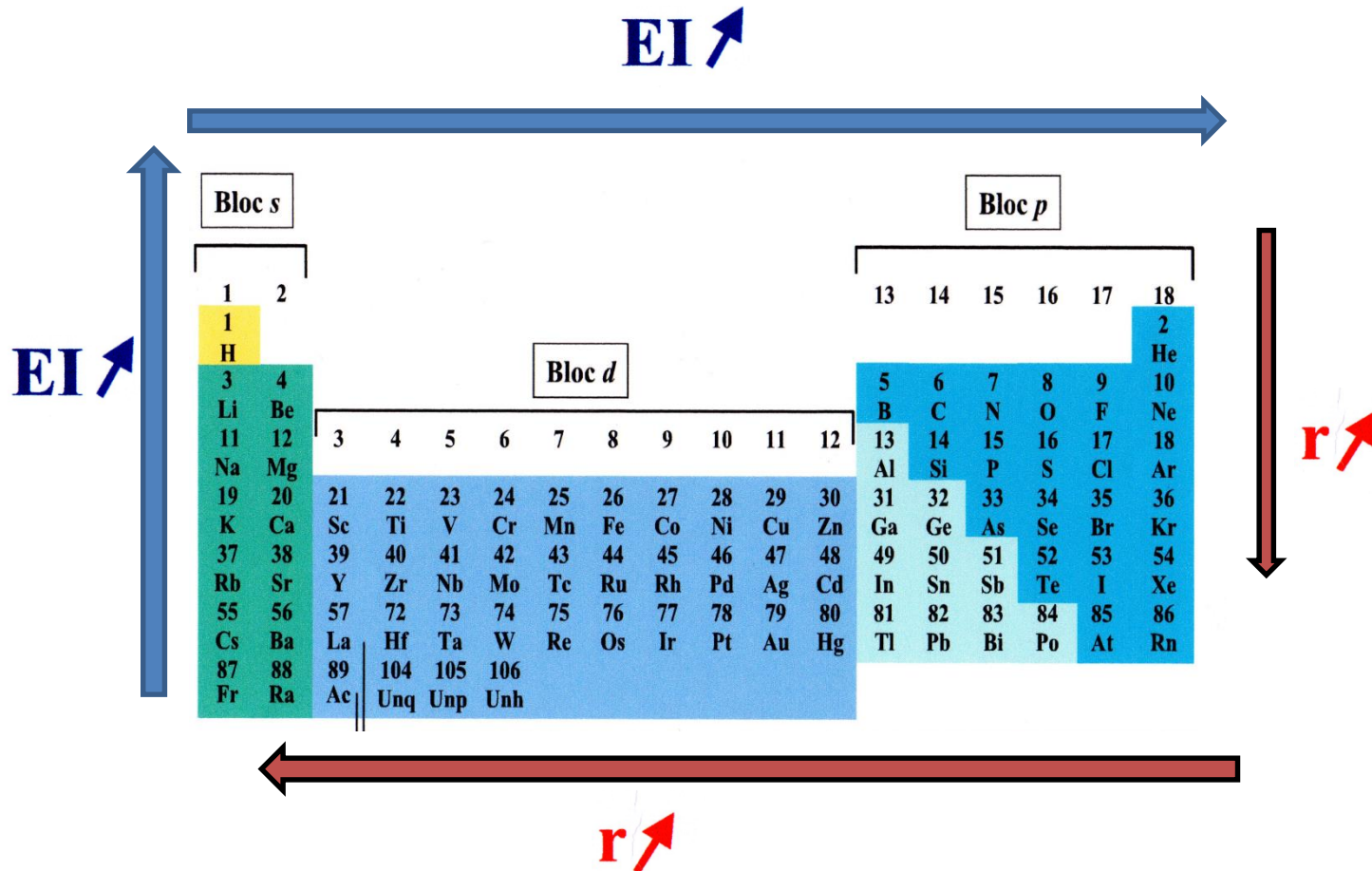


l'énergie d'ionisation augmente.



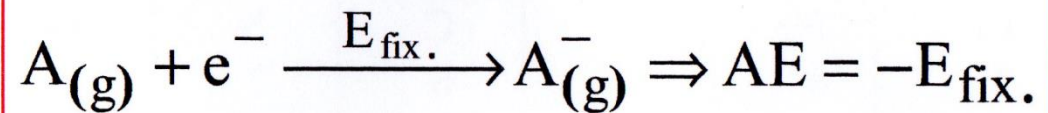
Effet de charge : $EI_1(\text{F}) > EI_1(\text{Li})$

$EI_1(\text{F}) = 1681 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $EI_1(\text{Li}) = 520 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$



6.4.2. Affinité électronique, AE. Energie de fixation électronique E_{fix} .

L'affinité électronique : AE, est l'opposé « en signe » de l'énergie de fixation E_{fix} , d'un électron sur un atome isolé $A_{(g)}$: $AE = -E_{\text{fix}}$.

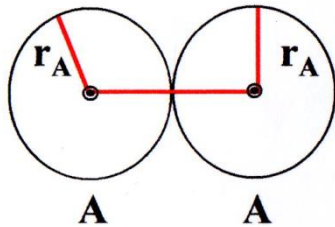


Contrairement à l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique peut être positive ou négative.

Si $AE > 0$: $A_{(g)}^{-}$ a alors une énergie plus faible que $A_{(g)}$: l'ion $A_{(g)}^{-}$ est plus stable que $A_{(g)}$

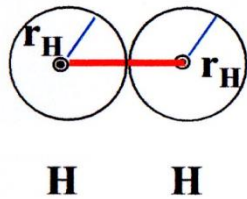
6.4.3. Rayon atomique (rayon de covalence) r_c .

Définition basée sur l'expérience. Le rayon atomique d'un atome est égal à la moitié de la distance qui sépare les 2 noyaux d'une molécule diatomique homonucléaire liés par **une liaison de covalence simple**.



$$d_{A-A} = 2 r_A$$

Ex : $H_2(g)$



$$\Rightarrow r_H = 37 \text{ pm}$$

$$d_{H-H} = 2 r_H = 74 \text{ pm}$$

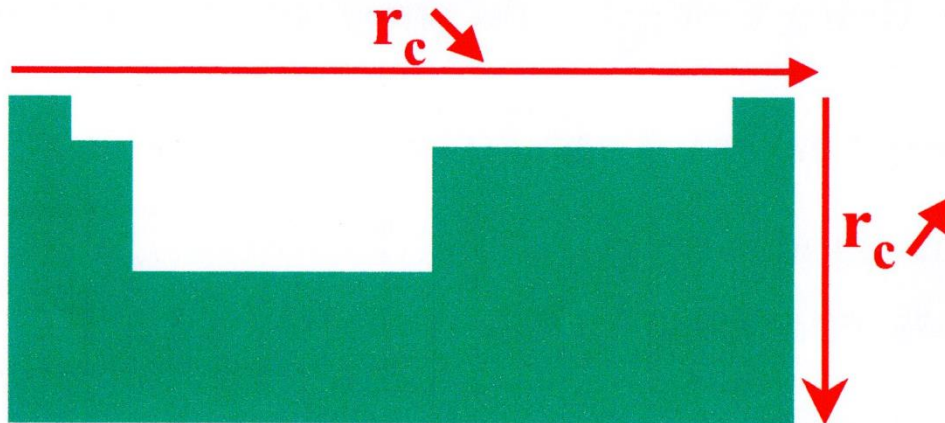
Remarque : Pour déterminer le rayon atomique de O on prendra la moitié de la distance O-O dans $\text{H}_2\text{O}_{2(g)}$ ($d_{\text{O-O}} = 148 \text{ pm}$) et non pas dans $\text{O}_{2(g)}$ ($d_{\text{O=O}} = 121 \text{ pm}$)

Z	Li	Be	B	C	N	O	F
r_c (pm)	3 123	4 89	5 80	6 77	7 75	8 74	9 71
		F	Cl	Br	I	At	
	Z	9	17	35	53	85	
	r_c (pm)	71	100	114	134	---	

6.4.3. Rayon atomique (rayon de covalence) r_c .

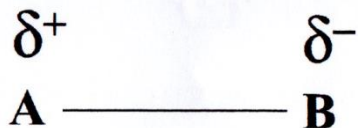
a) r_c diminue dans une période (effet de charge; voir 6.4.1.b))

b) r_c augmente dans une colonne (effet distance; voir 6.4.1.a))

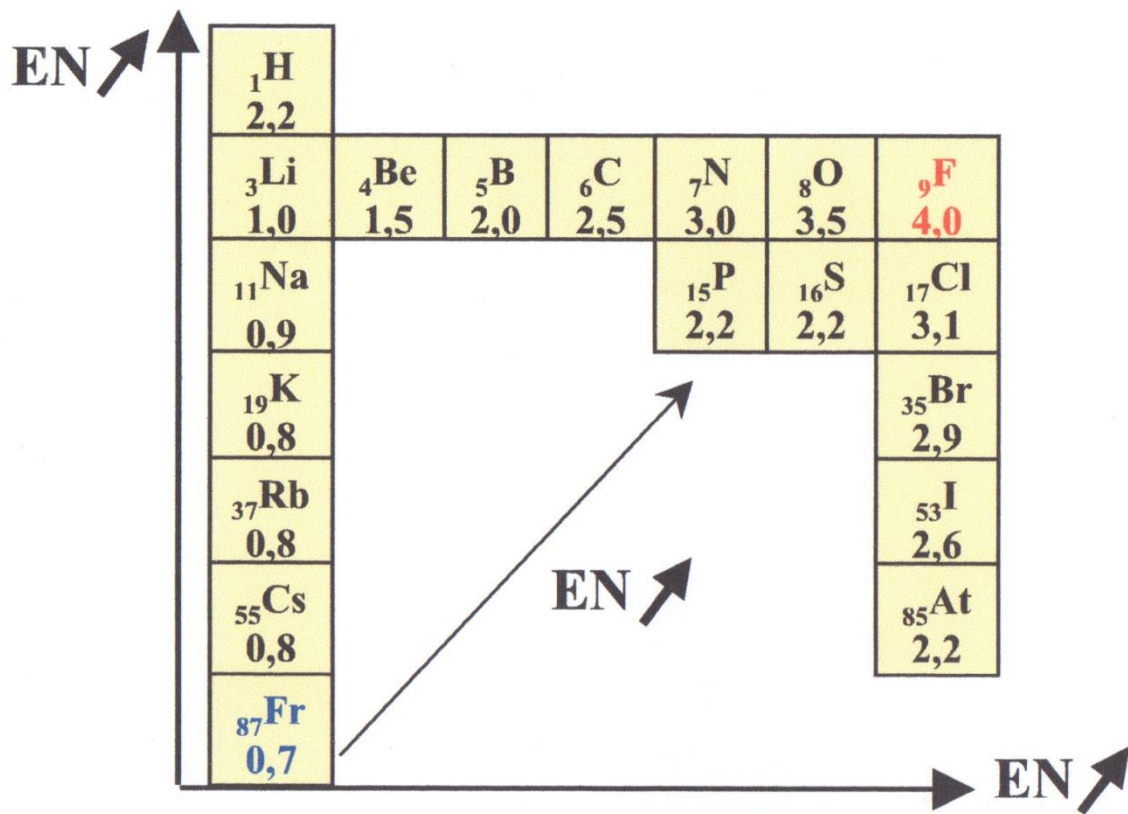


6.4.4. Electronegativité « EN ».

C'est une grandeur qui mesure l'aptitude d'un élément à attirer vers lui les électrons au sein d'une liaison de covalence \Rightarrow apparition de charges partielles.



(B est plus électro-négatif que A)



*Ouf, c'est la
fin du
premier
chapitre*



L'étudiant

a-Ecrire la configuration électronique des éléments suivants:
Oxygène, Soufre, Sodium, Néon, Krypton.

b-Donner leur position dans le tableau de Mendeleïv
(donner la réponse sous forme de tableau).

On donne: ${}_8\text{O}$; ${}_{16}\text{S}$; ${}_3\text{Li}$; ${}_{10}\text{Ne}$; ${}_{36}\text{Kr}$; ${}_{42}\text{Mo}$; ${}_{27}\text{Co}$; ${}_{47}\text{Ag}$; ${}_{58}\text{Ce}$.

c- comment varie l'énergie d'ionisation pour les éléments qui
appartiennent à la même période.

Applications

- Q- calculer le rayon de la première orbite l'atome de Bohr.

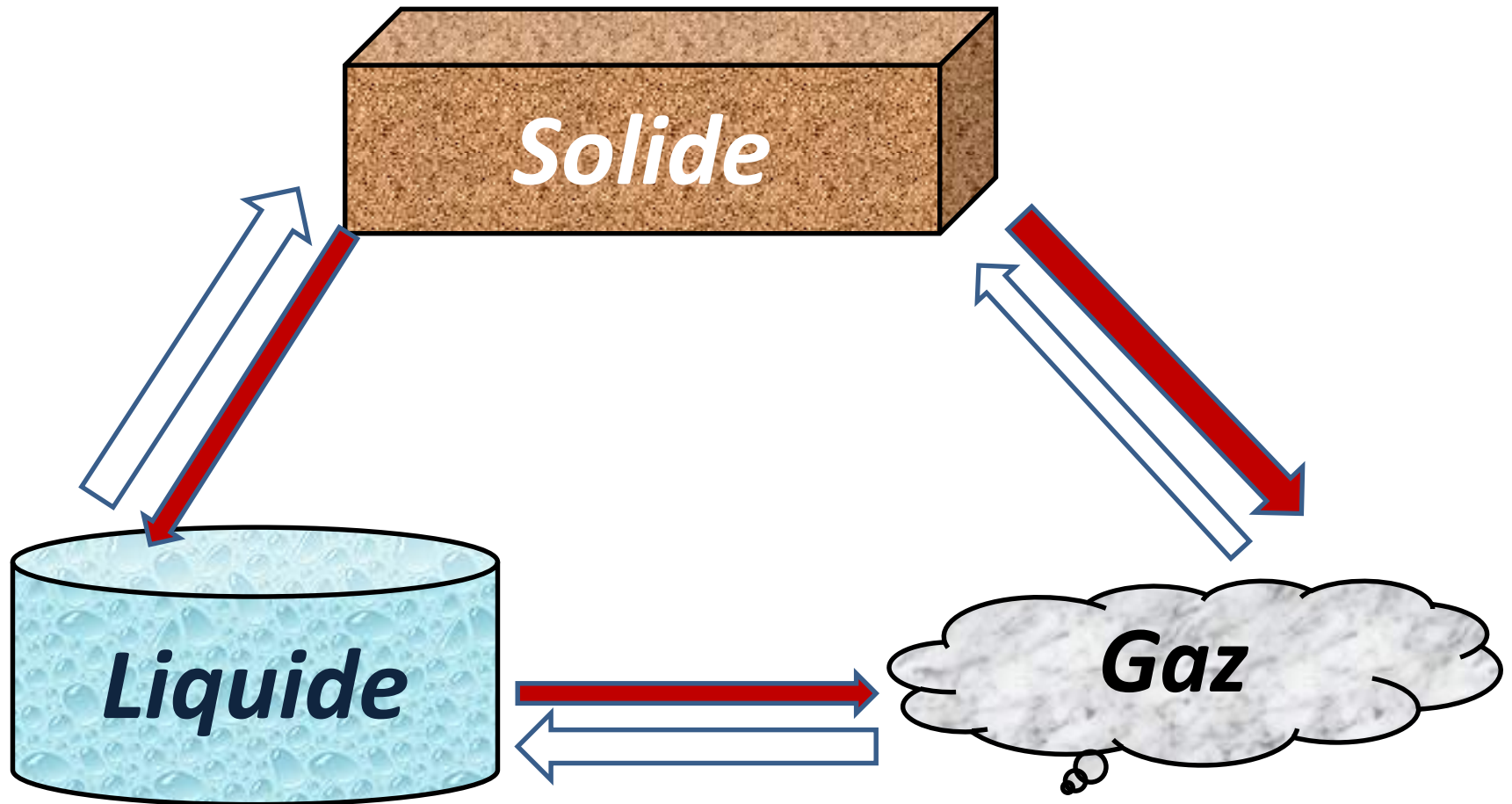
$$r_n = n^2 \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m e^2}$$

- $$r_n = 1^2 \times \frac{\left(\frac{1}{36\pi 10^9}\right) \times (6,624 \cdot 10^{-34})^2}{9,109 \cdot 10^{-31} \times (1,602 \cdot 10^{-19})^2 \times \pi} = 5,3 \cdot 10^{-13} m = 0,53$$

$$r_n = 1^2 \times \frac{\left(\frac{1}{36\pi 10^9}\right) \times (J / S)^2}{Kg \times C^2 \times \pi}$$

Introduction

La Matière



Changement d'état d'un corps pur

