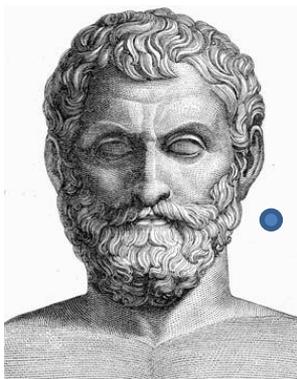
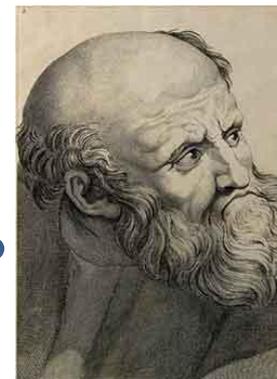
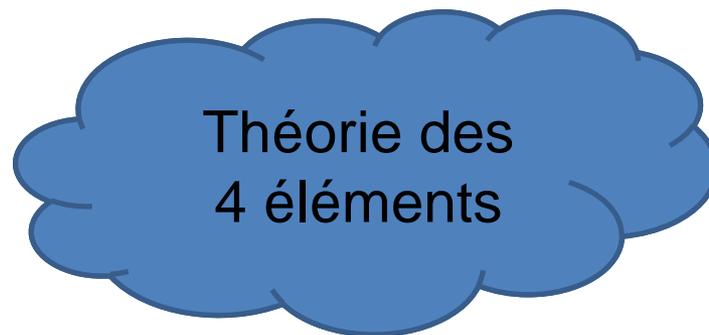


- Constitution et cohésion au sein des atomes -

<i>Notions et contenus</i>	<i>Capacités exigibles</i>
<p>Modélisation quantique de l'atome</p> <ul style="list-style-type: none"> - Constitution de l'atome. - Spectres de raies atomiques et quantification des niveaux d'énergie électroniques. - Notion d'orbitale atomique : probabilité de présence des électrons, allures des orbitales atomiques s et p. 	<ul style="list-style-type: none"> - Relier longueur d'onde d'émission ou d'absorption et diagramme de niveaux d'énergie électroniques. - Citer les ordres de grandeur des énergies d'ionisation et des distances caractéristiques dans l'atome.
<ul style="list-style-type: none"> - Classification périodique et configuration électronique : électrons de cœur, électrons de valence. 	<ul style="list-style-type: none"> - Etablir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de son numéro atomique, pour les trois premières périodes. En déduire la configuration électronique des ions monoatomiques usuels. - Etablir la configuration électronique de valence d'un atome à partir du tableau périodique (bloc f exclu).
<ul style="list-style-type: none"> - Lien entre propriétés atomiques et tableau périodique : électronégativité, polarisabilité. 	<ul style="list-style-type: none"> - Comparer les électronégativités et les polarisabilités de deux atomes à partir des positions des éléments associés dans le tableau périodique.



Thalès DE MILET
(- 625 ; - 548)



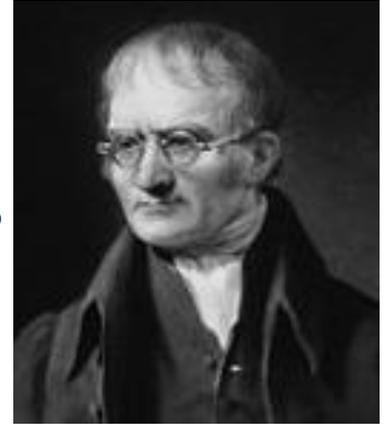
EMPEDOCLE
(- 490 ; - 435)



DEMOCRITE
(- 460 ; - 370)

Matière = petites
particules « atomos »

Matière = atomes
indivisibles de
différentes masses

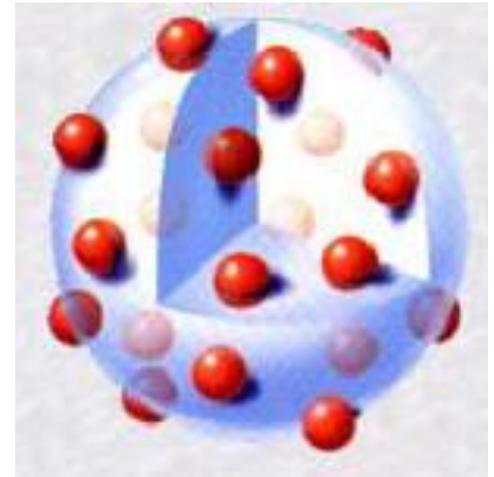


John DALTON
(1766 ; 1844)

Théorie du « pain
aux raisins »



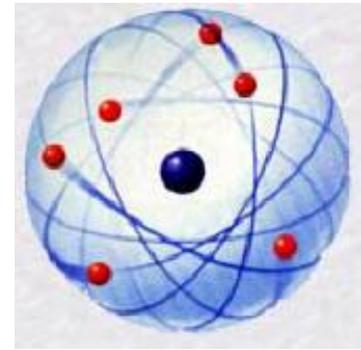
Joseph THOMSON
(1856 ; 1940)



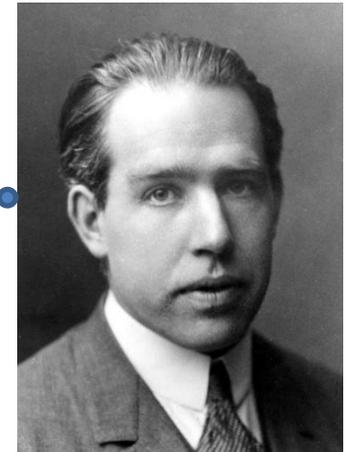
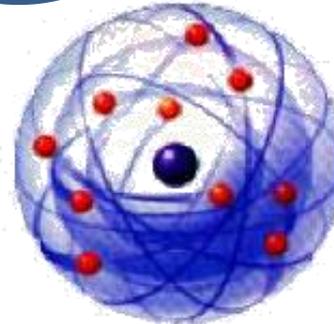


Ernest RUTHERFORD
(1871 ; 1937)

Modèle planétaire
de l'atome



Différentes couches
possibles pour les
électrons



Niels BOHR
(1885 ; 1962)

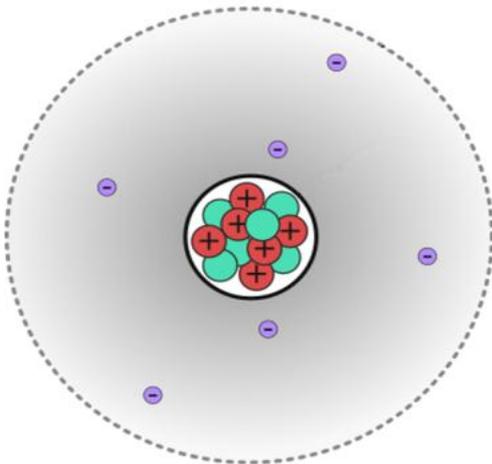
Modèle quantique
de l'atome



Erwin SCHRÖDINGER
(1887 ; 1961)

I- Structure de la matière

☛ Un atome est constitué d'un **noyau central** composé de particules appelées nucléons (les protons et les neutrons) autour duquel gravite(nt) un (ou plusieurs) électron(s) : on parle de **cortège électronique**.



Les caractéristiques principales des protons, neutrons et électrons sont rappelées ci-dessous.

COULOMB

Particule	Masse (en kg)	Charge (en C)
Proton	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,60 \cdot 10^{-19}$ C = e = charge élémentaire
Neutron	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg	0
Electron	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1,60 \cdot 10^{-19}$ C = -e

Nucléons

Electrons 1830 fois plus légers que les nucléons



*Les électrons sont des **particules élémentaires** (non dissociables en plus petites particules), mais pas les nucléons qui sont décomposables en **quarks**.*

☛ Ordres de grandeurs supplémentaires à connaître :

- Taille du noyau atomique : **10^{-15} m = 1 fm**
- Taille de l'atome : **10^{-10} m = 100 pm**

Particule	Masse (en kg)	Charge (en C)
Proton	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,60 \cdot 10^{-19}$ C = e = charge
Neutron	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg	0
Electron	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1,60 \cdot 10^{-19}$ C = -e

élémentaire

Nucléons

Electrons 1830 fois plus légers que les nucléons

☛ Ordres de grandeurs supplémentaires à connaître :

→ Taille du noyau atomique : 10^{-15} m = 1 fm

→ Taille de l'atome : 10^{-10} m = 100 pm

1) Le noyau atomique

☛ Le noyau atomique est symboliquement représenté par la notation $\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$.

Exemple : Un noyau de chlore peut par exemple s'écrire ${}_{17}^{35}\text{Cl}$.

♦ **Z** : Nombre de protons dans le noyau = numéro atomique = nombre de charge (les protons sont les seules particules chargées du noyau).

On peut calculer la charge électrique du noyau :

$$q_{\text{noyau}} = Z \times e$$

1) Le noyau atomique



☛ Le noyau atomique est symboliquement représenté par la notation

Exemple : Un noyau de chlore peut par exemple s'écrire ${}_{17}^{35}\text{Cl}$.

- ♦ **Z** : Nombre de protons dans le noyau = numéro atomique = nombre de charge (les protons sont les seules particules chargées du noyau).

On peut calculer la charge électrique du noyau :

$$q_{\text{noyau}} = Z \times e$$

- ♦ **A** : Nombre total de nucléons dans le noyau = nombre de masse (les nucléons étant bien plus lourds que les électrons, ces derniers ne contribuent que de façon négligeable à la masse de l'atome).

On a donc

$$m_{\text{atome}} \approx m_{\text{noyau}} = A \times m_{\text{nucléon}}$$

- ♦ Comment obtenir le nombre de neutrons ? $N = A - Z$
- ♦ **X** : Symbole de l'élément chimique, constitué de 1 à 2 lettres, la première étant écrite en majuscule et l'éventuelle suivante en minuscule.

☛ On trouve naturellement des noyaux atomiques possédant le *même nombre de protons*, mais un *nombre de neutrons différent* : ces noyaux sont dits **ISOTOPES** et correspondent au même élément chimique.

♦ Comment obtenir le nombre de neutrons ? $N = A - Z$

♦ X : Symbole de l'élément chimique, constitué de 1 à 2 lettres, la première étant écrite en majuscule et l'éventuelle suivante en minuscule.

☛ On trouve naturellement des noyaux atomiques possédant le *même nombre de protons*, mais un *nombre de neutrons différent* : ces noyaux sont dits ISOTOPES et correspondent au même élément chimique.

☞ - Un noyau isotope du chlore possède 2 neutrons de plus que le noyau ${}_{17}^{35}\text{Cl}$. Quel est son symbole ?

Ce noyau possède donc **17 protons** et **$35 + 2 = 37$ nucléons**. Symbole ${}_{17}^{37}\text{Cl}$

On trouve dans les tables des données d'**abondance isotopique** : elles précisent les pourcentages des isotopes d'un élément donné tels qu'ils sont à l'état naturel.

<i>Elément</i>	<i>Isotopes stables</i>	<i>Abondance naturelle moyenne</i>
Hydrogène	${}^1_1\text{H}$	99,984 %
	${}^2_1\text{H}$	0,016 %
Carbone	${}^{12}_6\text{C}$	98,89 %
	${}^{13}_6\text{C}$	1,11 %
Magnésium	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	79 %
	${}^{25}_{12}\text{Mg}$	10 %
	${}^{26}_{12}\text{Mg}$	11 %

☞ - Un noyau isotope du chlore possède 2 neutrons de plus que le noyau ${}_{17}^{35}\text{Cl}$. Quel est son symbole ?

Ce noyau possède donc **17 protons** et **$35 + 2 = 37$ nucléons**. Symbole ${}_{17}^{37}\text{Cl}$

2) Le nuage électronique

Un atome isolé (non engagé dans un édifice chimique polyatomique) est **électriquement neutre**.

La charge électrique d'un électron étant exactement l'opposée de celle d'un proton, ***un atome isolé contient autant d'électrons que de protons***, c'est à dire **Z électrons**.

☞ - Calculer le rapport ci-dessous pour un atome de chlore dont le noyau se note ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ puis conclure.

$$\frac{\text{Masse des électrons}}{\text{Masse réelle de l'atome}} = \frac{17 \times m_{\text{électron}}}{17 \times m_{\text{électron}} + 35 \times m_{\text{nucléon}}} = 2,65 \cdot 10^{-4} \text{ soit } \mathbf{0,0265 \%}$$

Dans cet atome, les électrons ne contribuent à la masse de l'atome qu'à hauteur de 0,0265 % !

☞ - Calculer le rapport ci-dessous pour un atome de chlore dont le noyau se note ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ puis conclure.

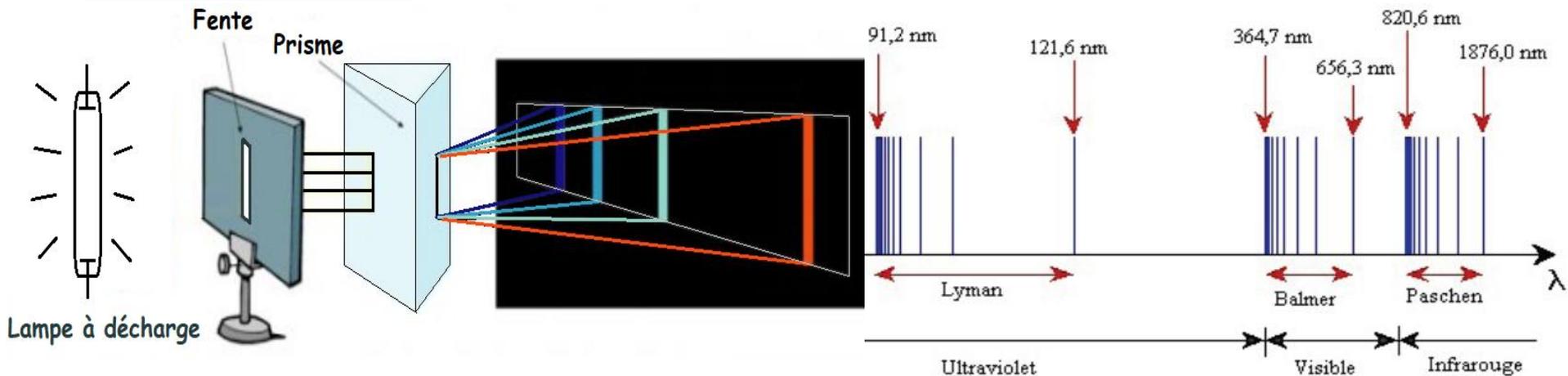
$$\frac{\text{Masse des électrons}}{\text{Masse réelle de l'atome}} = \frac{17 \times m_{\text{électron}}}{17 \times m_{\text{électron}} + 35 \times m_{\text{nucléon}}} = 2,65 \cdot 10^{-4} \text{ soit } \mathbf{0,0265 \%}$$

Dans cet atome, les électrons ne contribuent à la masse de l'atome qu'à hauteur de 0,0265 % !

II- L'apport des spectres de raies atomiques

1) Les spectres de raies d'EMISSION

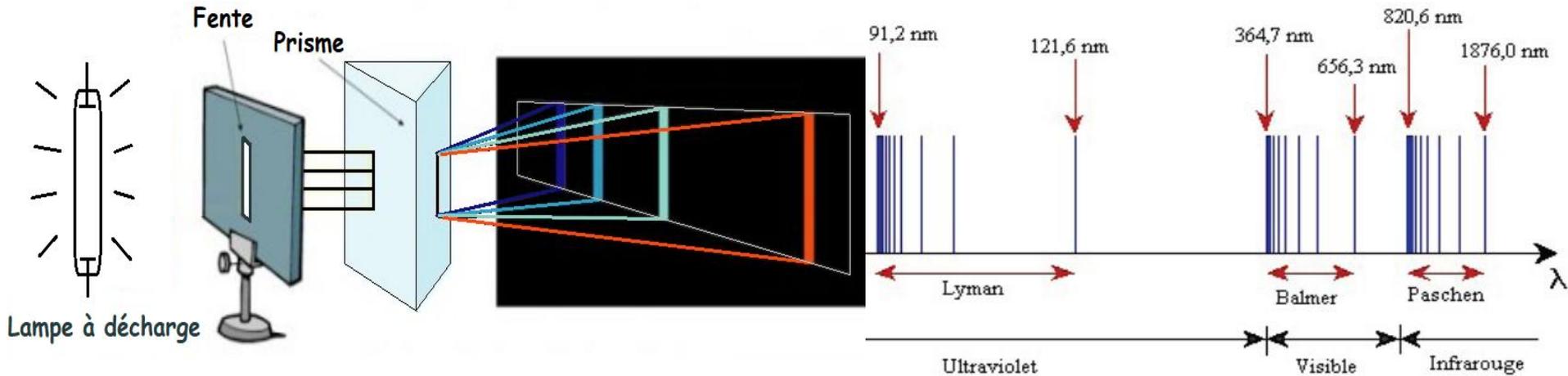
a/ Observations :



☛ Observations : On observe un nombre limité de **raies COLOREES** sur fond **NOIR**.

1) Les spectres de raies d'EMISSION

a/ Observations :



• Observations : On observe un nombre limité de **raies COLOREES** sur fond **NOIR**.

• Postulat de Niels Bohr (1913) et conséquence :

Chaque **raie** du spectre est liée à un **changement de niveau d'énergie d'un électron de l'atome**.

Par conséquent, le nombre limité de raies implique l'existence de seulement quelques niveaux d'énergie pour l'électron : on dit que **l'énergie de l'électron est QUANTIFIEE**.

☛ Observations : On observe un nombre limité de **raies COLOREES** sur fond **NOIR**.

☛ Postulat de Niels Bohr (1913) et conséquences :

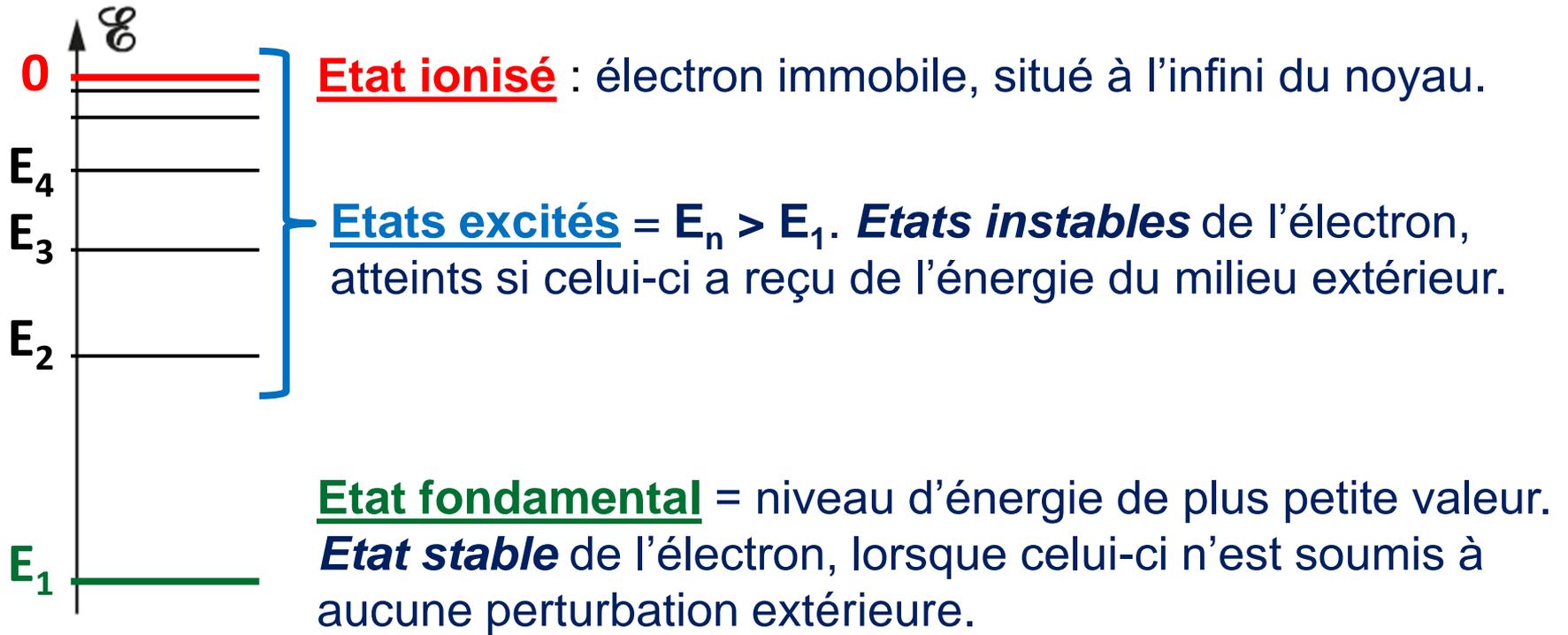
Chaque **raie** du spectre est liée à un **changement de niveau d'énergie d'un électron de l'atome**.

Par conséquent, le nombre limité de raies implique l'existence de seulement quelques niveaux d'énergie pour l'électron : on dit que l'énergie de l'électron est QUANTIFIEE.

b/ Niveaux d'énergie électroniques :



b/ Niveaux d'énergie électroniques :



Exemple : Energie des niveaux électroniques pour l'hydrogène

(E_n en eV)

n un entier positif.

$$E_n = - \frac{13,6}{n^2}$$

n	1	2	3	4	5	6		Infini
E_n (en eV)	- 13,6	- 3,39	- 1,51	- 0,85	- 0,54	- 0,37		0

Exemple : Energie des niveaux électroniques pour l'hydrogène

(E_n en eV)

n un entier positif.

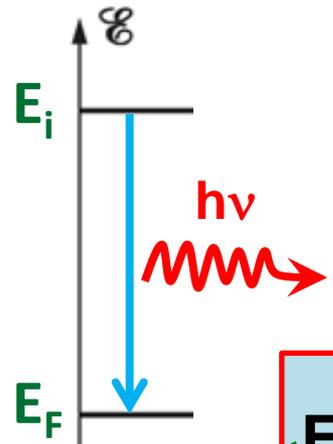
$$E_n = - \frac{13,6}{n^2}$$

n	1	2	3	4	5	6		Infini
E_n (en eV)	- 13,6	- 3,39	- 1,51	- 0,85	- 0,54	- 0,37		0

➔ Interprétation du spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène :

☛ Chaque raie colorée traduit le **passage de l'électron d'un état électronique initial d'énergie E_i vers un état électronique final d'énergie E_f** tels que : $E_f < E_i$

☛ Chaque transition électronique s'accompagne de **l'émission d'un PHOTON** d'énergie : **Célérité** de la lumière dans le vide ($3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$)



Energie du photon émis (en J)

$$E_{\text{photon}} = E_i - E_f = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}$$

Fréquence du photon émis (en Hz)

Constante de Planck ($6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$)

Longueur d'onde du photon émis (en m)

Application : Repérer qualitativement les séries de Lyman, Balmer et Paschen sur le spectre de raies de l'hydrogène. Puis retrouver la valeur de λ_{max} (Lyman).

☛ Chaque transition électronique s'accompagne de **l'émission d'un PHOTON** d'énergie :

$$E_{\text{photon}} = E_i - E_F = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}$$

Energie du photon émis (en J)

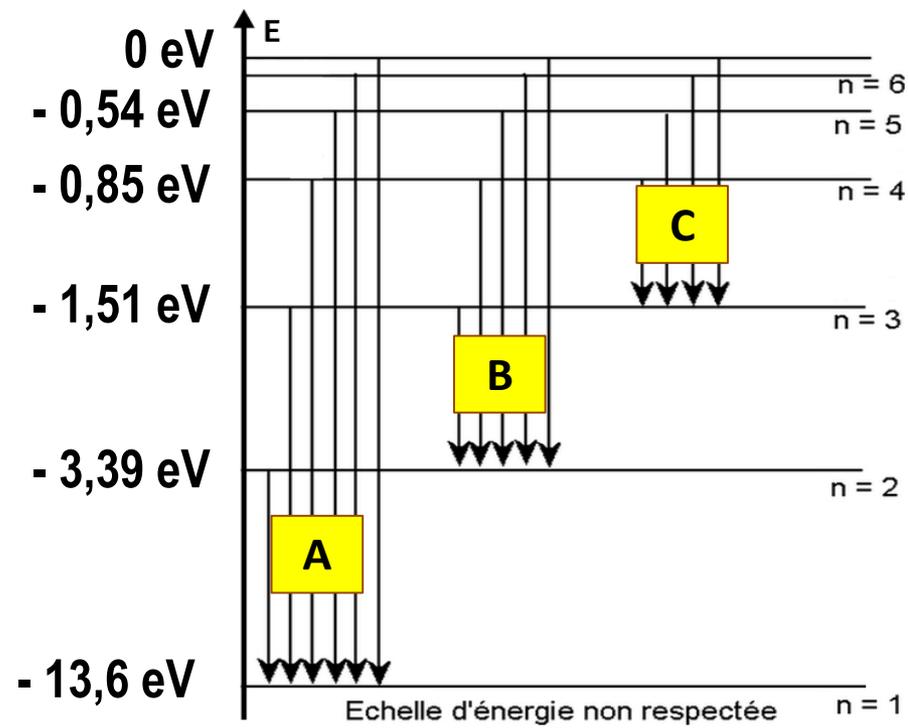
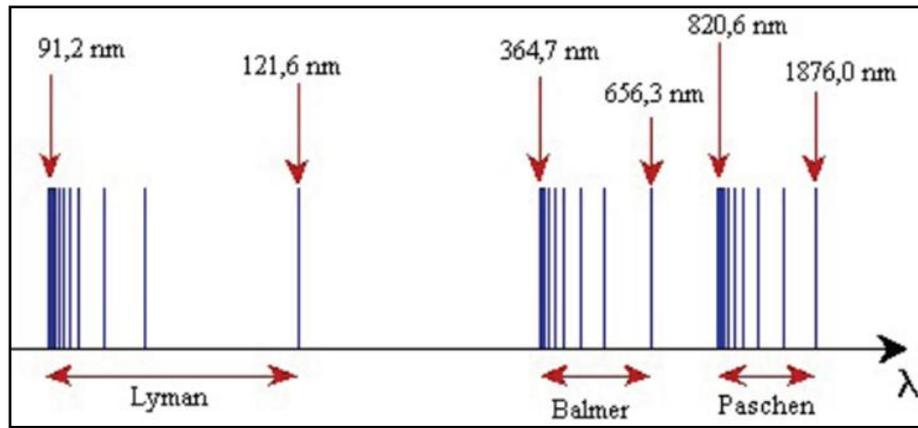
Fréquence du photon émis (en Hz)

Constante de Planck ($6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s)

Célérité de la lumière dans le vide ($3,00 \cdot 10^8$ m.s⁻¹)

Longueur d'onde du photon émis (en m)

Application : Repérer qualitativement les séries de Lyman, Balmer et Paschen sur le spectre de raies de l'hydrogène. Puis retrouver la valeur de λ_{max} (Lyman).

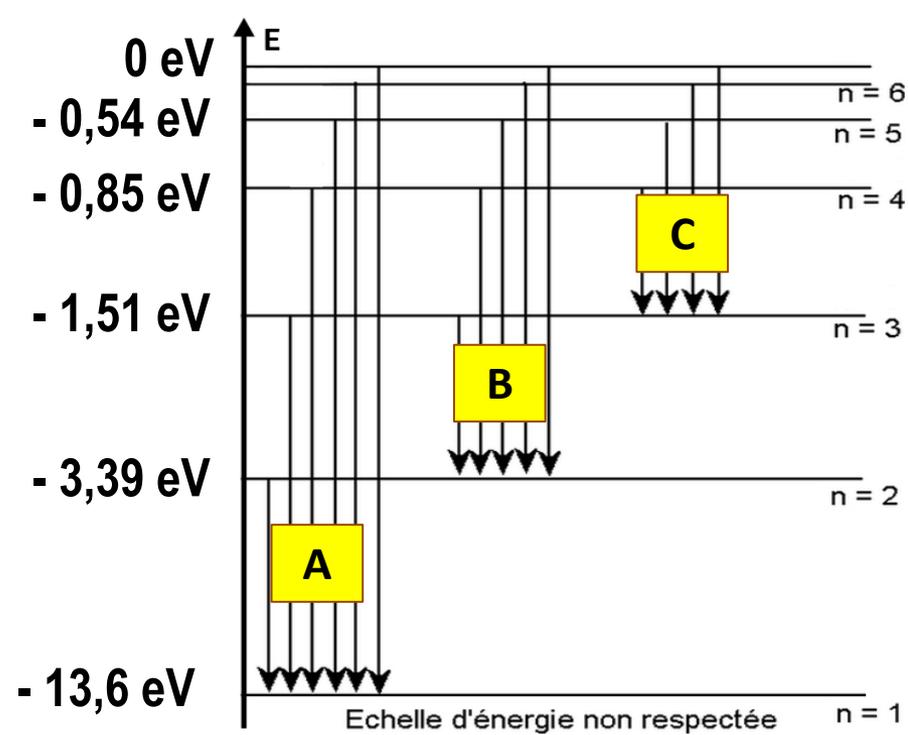
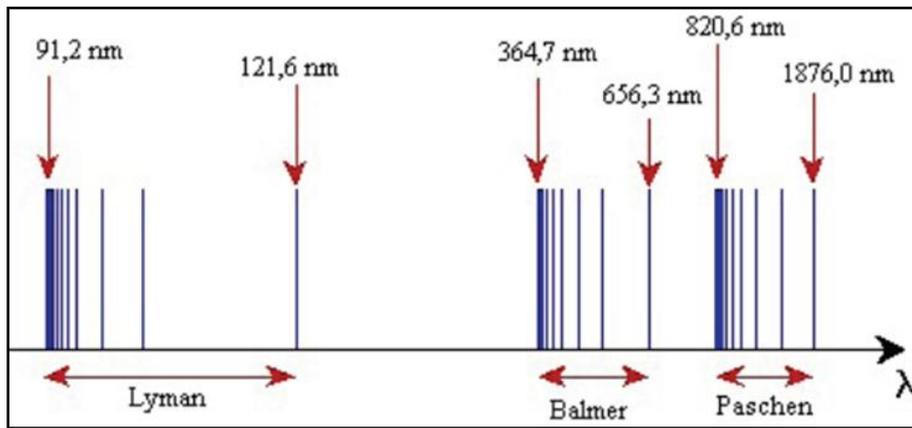


A : + grands écarts d'énergies donc + petites longueurs d'ondes

➔ **A = série de Lyman**

De même, **C = Série de Paschen**

et **B = série de Balmer**



A : + grands écarts d'énergies donc + petites longueurs d'ondes

➔ **A = série de Lyman**

De même, **C = Série de Paschen**
et **B = série de Balmer**

$$\Rightarrow \lambda_{\text{MAX}} (\text{Lyman}) = \frac{h \times c}{E_{\text{photon MIN}}} = \frac{h \times c}{E_2 - E_1} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{(13,6 - 3,39) \times 1,60 \cdot 10^{-19}}$$

➔ Attention à convertir en Joules !!!

➔ D'où $\lambda_{\text{MAX}} (\text{Lyman}) = 1,22 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ soit 122 nm.

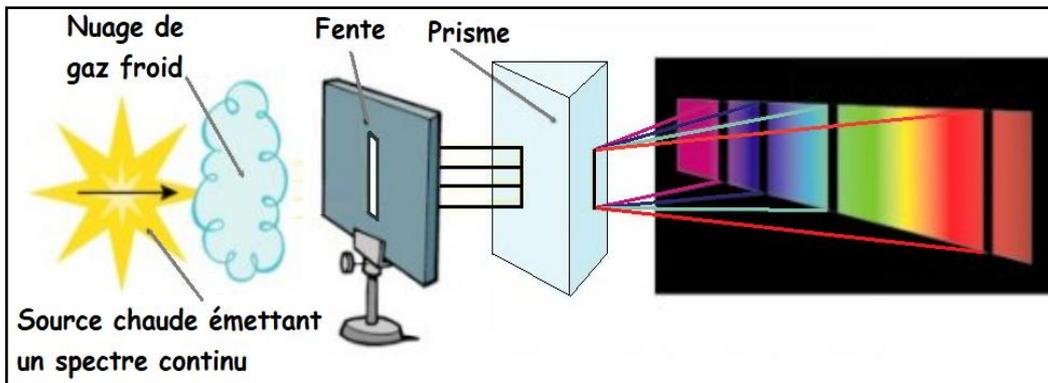
2) Les spectres de raies d'ABSORPTION

$$\Rightarrow \lambda_{\text{MAX}} (\text{Lyman}) = \frac{h \times c}{E_{\text{photon MIN}}} = \frac{h \times c}{E_2 - E_1} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{(13,6 - 3,39) \times 1,60 \cdot 10^{-19}}$$

Attention à convertir en Joules !!!

\Rightarrow D'où $\lambda_{\text{MAX}} (\text{Lyman}) = 1,22 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ soit 122 nm.

2) Les spectres de raies d'ABSORPTION



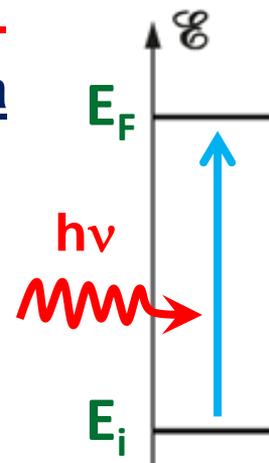
Spectre d'émission de l'hydrogène



Spectre d'absorption de l'hydrogène

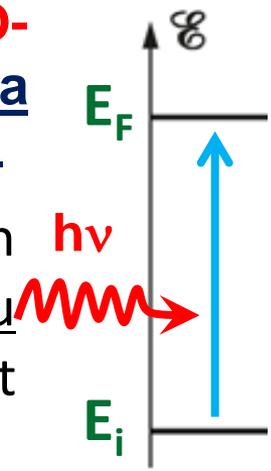
• Observations : On observe des **raies NOIRES sur fond COLORE** : les **longueurs d'ondes des raies d'absorption ayant la même valeur** que les **longueurs d'ondes des raies d'émission**.

• Interprétation : Chaque raie d'absorption traduit le passage d'un électron d'un niveau électronique initial d'énergie E_i à un niveau électronique final d'énergie E_f tels que : $E_f > E_i$, s'accompagnant de **l'absorption d'un PHOTON** d'énergie :



☛ Observations : On observe des **raies NOIRES sur fond COLORE** : les **longueurs d'ondes des raies d'absorption ayant la même valeur** que les **longueurs d'ondes des raies d'émission**.

☛ Interprétation : Chaque raie d'absorption traduit le passage d'un électron d'un niveau électronique initial d'énergie E_i à un niveau électronique final d'énergie E_F tels que : $E_F > E_i$, s'accompagnant de **l'absorption d'un PHOTON** d'énergie :



$$E_{\text{photon}} = E_F - E_i = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}$$

III- Notion d'orbitale atomique

1) Une autre façon de décrire le comportement des électrons

Modèle
de Bohr

PROBLEME pour interpréter les spectres de raies d'émission des **atomes polyélectroniques**

CONTRADICTION avec le principe d'incertitude d'Heisenberg

Il faut décrire l'état des électrons d'une autre manière !

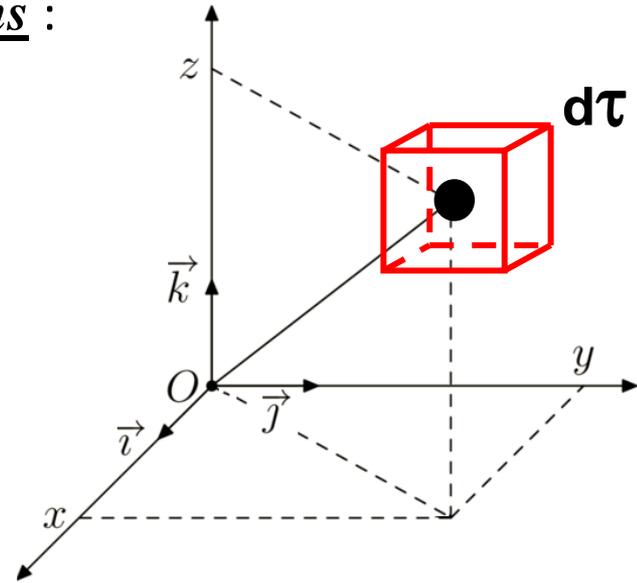
III- Notion d'orbitale atomique

1) Une autre façon de décrire le comportement des électrons

• Application de la mécanique quantique aux électrons :

A chaque électron d'un atome, on associe une fonction mathématique appelée FONCTION D'ONDE, notée $\psi(x, y, z)$ qui dépend des coordonnées spatiales x , y et z de l'électron.

La probabilité de trouver un électron (= PROBABILITE DE PRESENCE) dans un petit volume $d\tau$ autour du point de coordonnées (x, y, z) est donnée par le produit : $|\psi|^2 \times d\tau$



- Fonction d'onde = orbitale atomique (OA) ;

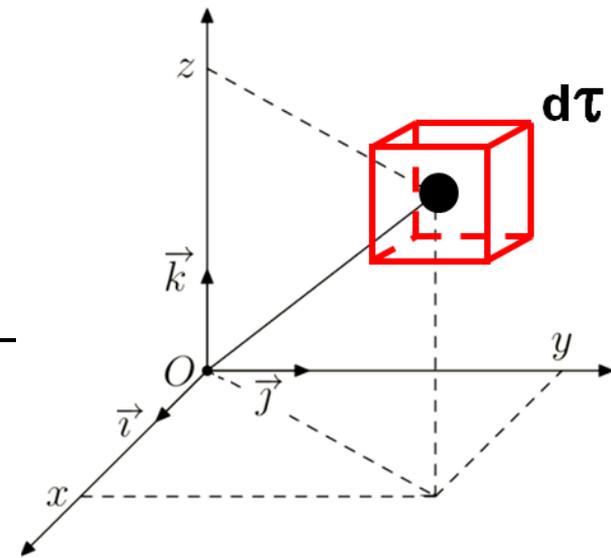
- Position de l'électron pas connue avec précision, contrairement à son énergie.

2) Les différentes orbitales atomiques possibles

L'expression mathématique d'une orbitale atomique peut paraître très complexe. Par exemple, l'expression de la plus simple d'entre elles est :

$$\psi(x, y, z) = \left(\frac{\pi \times m_{\text{électron}} \times e^2}{\epsilon_0 \times h^2} \right)^{3/2} \times 2 \times e^{-\frac{(x^2 + y^2 + z^2) \times \pi \times m_{\text{électron}} \times e^2}{\epsilon_0 \times h^2}}$$

La probabilité de trouver un électron (= **PROBABILITE DE PRESENCE**) dans un petit volume $d\tau$ autour du point de coordonnées (x, y, z) est donnée par le produit : $|\psi|^2 \times d\tau$



2) Les différentes orbitales atomiques possibles

Expression mathématique de la plus simple des orbitales atomiques :

$$\psi(x, y, z) = \left(\frac{\pi \times m_{\text{électron}} \times e^2}{\epsilon_0 \times h^2} \right)^{3/2} \times 2 \times e^{-\frac{(x^2 + y^2 + z^2) \times \pi \times m_{\text{électron}} \times e^2}{\epsilon_0 \times h^2}}$$

Notation simplifiée : **Association d'un chiffre et d'une lettre** ➔ **4 catégories d'OA**

ns

np

nd

nf

☛ **Chiffre n** : Appelé « **nombre quantique principal** », il varie **entre 1 et 7** et indique la **COUCHE électronique** dans laquelle se trouve l'e⁻ ;

Plus « n » est **grand**, plus la probabilité de trouver l'**électron loin du noyau** est grande.

Pour simplifier, *on note les OA en associant un chiffre et une lettre* :

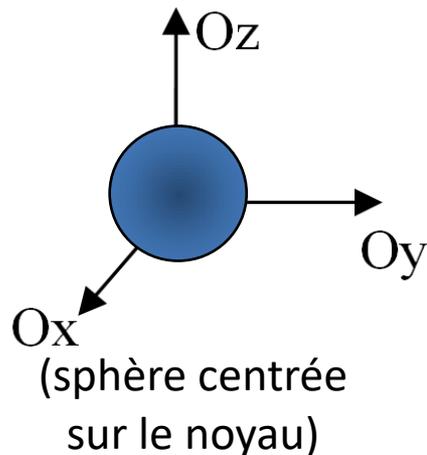
☛ **Chiffre n** : Appelé « **nombre quantique principal** », il varie **entre 1 et 7** et indique la **couche électronique** dans laquelle se trouve l' e^- ;

*Plus « n » est **grand**, plus la probabilité de trouver l'**électron loin du noyau** est grande.*

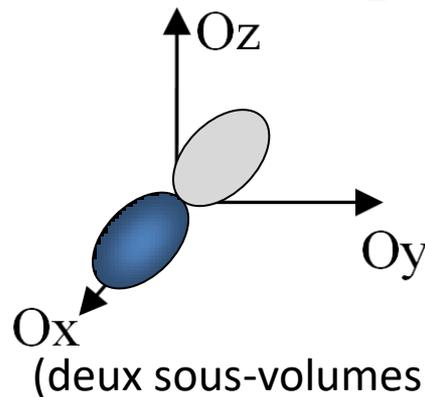
☛ **Lettre s, p, d, f** : Elle indique la **SOUS-COUCHE électronique** dans laquelle se trouve l'électron.

*Chaque SOUS-COUCHE est représentée par une forme autour du noyau, délimitant **un volume dans lequel on a une certaine probabilité**, par exemple 95%, **de trouver l'électron**.*

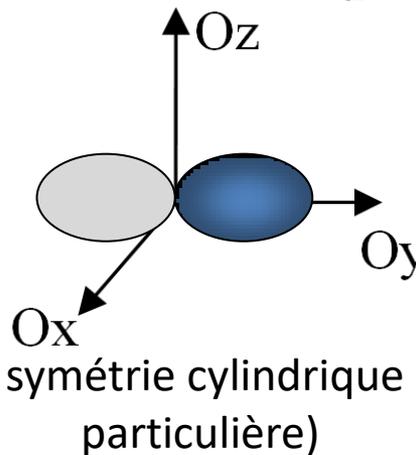
OA de type « **s** »



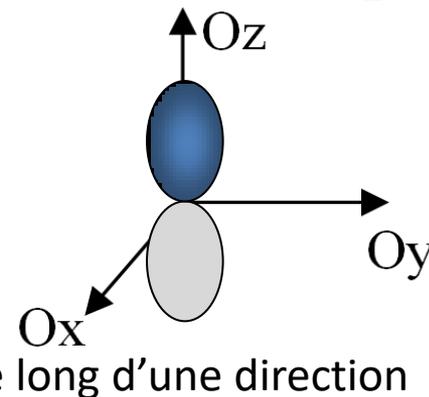
OA de type « **p_x** »



OA de type « **p_y** »



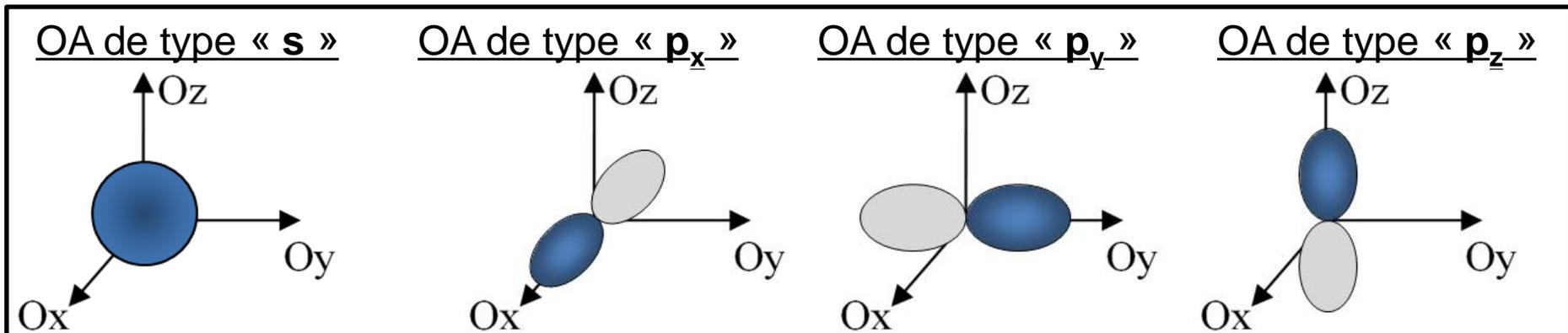
OA de type « **p_z** »



➔ Pour une **valeur de n donnée**, il existe **1 type d'OA « ns »**, **3 types d'OA « np »**, **5 types d'OA « nd »** et **7 types d'OA « nf »**.

☛ Lettre s, p, d, f : Elle indique la **SOUS-COUCHE électronique** dans laquelle se trouve l'électron.

Chaque SOUS-COUCHE est représentée par une forme autour du noyau, délimitant **un volume dans lequel on a une certaine probabilité**, par exemple 95%, **de trouver l'électron**.



➔ Pour une valeur de n donnée, il existe **1 type d'OA « ns »**, **3 types d'OA « np »**, **5 types d'OA « nd »** et **7 types d'OA « nf »**.

☛ Les différentes associations « chiffre » / « lettre » possibles :

Toutes les associations ne sont pas possibles ; en particulier :

- les OA de type « s » existent **pour toutes les couches** ;
- les OA de type « p » n'existent qu'à partir de la couche **2** ;
- les OA de type « d » n'existent qu'à partir de la couche **3** ;
- les OA de type « f » n'existent qu'à partir de la couche **4** ;

Ainsi, les seules OA qui existent sont celles mentionnées dans le tableau ci-contre.

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

☛ Les différentes associations « chiffre » / « lettre » possibles :

Toutes les associations ne sont pas possibles ;

- les OA de type « s » existent pour toutes les couches ;
- les OA de type « p » n'existent qu'à partir de la couche 2 ;
- les OA de type « d » n'existent qu'à partir de la couche 3 ;
- les OA de type « f » n'existent qu'à partir de la couche 4 ;

Ainsi, les seules OA qui existent sont celles mentionnées dans le tableau ci-contre.

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

Diagram showing the possible combinations of principal quantum number (n) and orbital angular momentum quantum number (l) for shells 1 through 7. Red arrows indicate the order of increasing energy: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s.

☛ Nombre maximum d'électrons dans les sous-couches « ns », « np », « nd » et « nf » :

Une OA ne peut contenir que 2 électrons au maximum . Mais comme il existe respectivement **1 OA**, **3 OA**, **5 OA** et **7 OA** dans une sous-couche « ns », « np », « nd » et « nf », on en déduit le nombre maximum d'électrons possibles dans chaque sous-couche :

# Sous-couche « ns » : <u>2 e⁻</u>	# Sous-couche « nd » : <u>10 e⁻</u>
# Sous-couche « np » : <u>6 e⁻</u>	# Sous-couche « nf » : <u>14 e⁻</u>

☛ Ordre énergétique des sous-couches :

Les sous-couches sont données par **ordre croissant d'énergie** si on suit le trajet indiqué par les flèches tracées sur le tableau :

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

☛ Nombre d'électrons maximum présents dans les sous-couches « ns », « np », « nd » et « nf » :

Une OA ne peut contenir que **2 électrons au maximum**. Mais comme il existe respectivement **1 OA**, **3 OA**, **5 OA** et **7 OA** dans une sous-couche « ns », « np », « nd » et « nf », on en déduit le nombre maximum d'électrons possibles dans chaque sous-couche :

Sous-couche « ns » : **2 e⁻**
Sous-couche « np » : **6 e⁻**
Sous-couche « nd » : **10 e⁻**
Sous-couche « nf » : **14 e⁻**

☛ Ordre énergétique des sous-couches :

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

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

3) Configuration électronique d'un atome

a/ Règles de remplissage des sous-couches

Établir la configuration électronique d'un atome consiste à indiquer la répartition des électrons dans les différentes sous-couches 1s, 2s, 2p, 3s, ... le nombre d'électrons étant noté en exposant (exemple : **1s²** signifie que **2 électrons** occupent la sous-couche **1s**). On se limitera à écrire la **configuration électronique d'un atome dans son ETAT FONDAMENTAL**.

a/ Règles de remplissage des sous-couches

Établir la configuration électronique d'un atome consiste à indiquer la répartition des électrons dans les différentes sous-couches 1s, 2s, 2p, 3s, ... le nombre d'électrons étant noté en exposant (exemple : $1s^2$ signifie que **2 électrons** occupent la sous-couche **1s**). On se limitera à écrire la **configuration électronique d'un atome dans son ETAT FONDAMENTAL**.

Un atome est dans son **état fondamental** s'il est dans son **état le plus stable**, c'est-à-dire celui **de plus basse énergie**. Pour cela :

- Les électrons remplissent les **sous-couches par ordre d'énergie croissant**
- On ne passe à la **sous-couche suivante que si la précédente est remplie** (= saturée).

Application : Ecrire la configuration électronique des atomes ci-dessous dans leur état fondamental :

	Configuration électronique fondamentale	Nombre d'électrons de valence	Nombre d'électrons de cœur
H (Z = 1)	[H] = $1s^1$		
He (Z = 2)	[He] = $1s^2$		
Li (Z = 3)	[Li] = $1s^2 2s^1$		
B (Z = 5)	[B] = $1s^2 2s^2 2p^1$		

	Configuration électronique fondamentale	Nombre d'électrons de valence	Nombre d'électrons de cœur
H (Z = 1)	$[\text{H}] = 1s^1$		
He (Z = 2)	$[\text{He}] = 1s^2$		
Li (Z = 3)	$[\text{Li}] = 1s^2 2s^1 = [\text{He}] 2s^1$		
B (Z = 5)	$[\text{B}] = 1s^2 2s^2 2p^1 = [\text{He}] 2s^2 2p^1$		
O (Z = 8)	$[\text{O}] = 1s^2 2s^2 2p^4 = [\text{He}] 2s^2 2p^4$		
Ne (Z = 10)	$[\text{Ne}] = 1s^2 2s^2 2p^6$		
Mg (Z = 12)	$[\text{Mg}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 = [\text{Ne}] 3s^2$		
P (Z = 15)	$[\text{P}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^3$		
Ar (Z = 18)	$[\text{Ar}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$		

b/ Electrons de cœur et de valence

Les propriétés chimiques des atomes sont déterminées par les électrons situés loin du noyau et donc peu liés à celui-ci : ces électrons, sensibles aux perturbations extérieures, sont appelés **électrons de VALENCE**.

Ne (Z = 10)	$[\text{Ne}] = 1s^2 2s^2 2p^6$		
Mg (Z = 12)	$[\text{Mg}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 = [\text{Ne}] 3s^2$		
P (Z = 15)	$[\text{P}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^3$		
Ar (Z = 18)	$[\text{Ar}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$		

b/ Electrons de cœur et de valence

Les propriétés chimiques des atomes sont déterminées par les électrons situés loin du noyau et donc peu liés à celui-ci : ces électrons, sensibles aux perturbations extérieures, sont appelés **électrons de valence**.

Les **électrons de VALENCE** d'un atome sont ceux présents **dans les sous-couches dont le nombre quantique principal est le plus grand** ainsi que ceux présents dans les **sous-couches non saturées ayant un nombre quantique principal inférieur**.

Par opposition, **tous les autres électrons sont qualifiés d'électrons de COEUR** (ou électrons internes) et sont peu engagés dans la réactivité chimique car fortement liés au noyau.

✎- Application : Compléter les deux dernières colonnes du tableau précédent.

b/ Electrons de cœur et de valence

Les électrons de VALENCE d'un atome sont ceux présents dans les sous-couches dont le nombre quantique principal est le plus grand ainsi que ceux présents dans les sous-couches non saturées ayant un nombre quantique principal inférieur.

Par opposition, tous les autres électrons sont qualifiés d'électrons de COEUR (ou électrons internes) et sont peu engagés dans la réactivité chimique car fortement liés au noyau.

✎ - Application : Compléter les deux dernières colonnes du tableau précédent.

	Configuration électronique fondamentale	Nombre d'électrons de valence	Nombre d'électrons de cœur
H (Z = 1)	[H] = 1s ¹	1	0
He (Z = 2)	[He] = 1s ²	2	0
Li (Z = 3)	[Li] = 1s ² 2s ¹ = [He] 2s ¹	1	2
B (Z = 5)	[B] = 1s ² 2s ² 2p ¹ = [He] 2s ² 2p ¹	3	2
O (Z = 8)	[O] = 1s ² 2s ² 2p ⁴ = [He] 2s ² 2p ⁴	6	2
Ne (Z = 10)	[Ne] = 1s ² 2s ² 2p ⁶	8	2

	Configuration électronique fondamentale	Nombre d'électrons de valence	Nombre d'électrons de cœur
H (Z = 1)	[H] = 1s ¹	1	0
He (Z = 2)	[He] = 1s ²	2	0
Li (Z = 3)	[Li] = 1s ² 2s ¹ = [He] 2s ¹	1	2
B (Z = 5)	[B] = 1s ² 2s ² 2p ¹ = [He] 2s ² 2p ¹	3	2
O (Z = 8)	[O] = 1s ² 2s ² 2p ⁴ = [He] 2s ² 2p ⁴	6	2
Ne (Z = 10)	[Ne] = 1s ² 2s ² 2p ⁶	8	2
Mg (Z = 12)	[Mg] = 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² = [Ne] 3s ²	2	10
P (Z = 15)	[P] = 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³ = [Ne] 3s ² 3p ³	5	10
Ar (Z = 18)	[Ar] = 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	8	10

4) Configuration électronique d'un ion monoatomique

Tous les éléments chimiques ne sont pas stables sous forme d'atomes ; ils peuvent alors perdre ou gagner un ou plusieurs électrons pour former respectivement des cations et des anions :

- **Cas des CATIONS** : Le cation X^{n+} est obtenu à partir de l'atome X par **arrachage de n électrons de valence** de la **sous-couche d'énergie la plus élevée**.

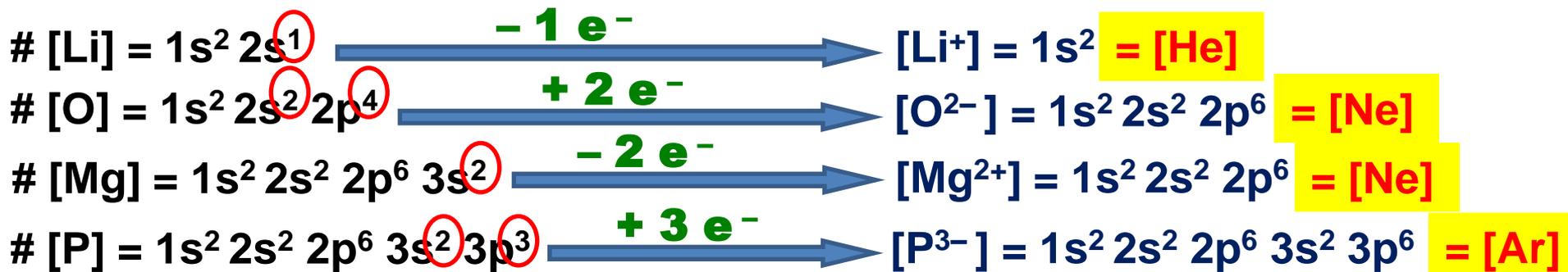
Mg (Z = 12)	$[Mg] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 = [Ne] 3s^2$	2	10
P (Z = 15)	$[P] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 = [Ne] 3s^2 3p^3$	5	10
Ar (Z = 18)	$[Ar] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8	10

4) Configuration électronique d'un ion monoatomique

Tous les éléments chimiques ne sont pas stables sous forme d'atomes ; ils peuvent alors perdre ou gagner un ou plusieurs électrons en formant cations ou anions ...

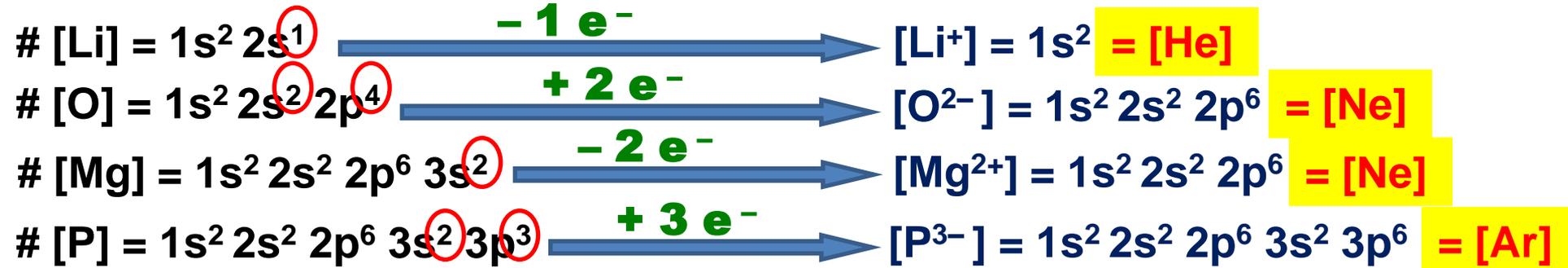
- **Cas des CATIONS** : Le cation X^{n+} est obtenu à partir de l'atome X par **arrachage de n électrons de valence** de la **sous-couche d'énergie la plus élevée**.
- **Cas des ANIONS** : L'anion X^{n-} est obtenu à partir de l'atome X **en lui rajoutant n électrons de valence**.

🔗- Application : Ecrire la configuration électronique des ions Li^+ , O^{2-} , Mg^{2+} et P^{3-} .



🔗- Que constate-t-on ?

Ces ions sont tous **ISOELECTRONIQUES d'un gaz noble**, c'est-à-dire qu'ils ont la **même configuration électronique** que lui. Cela justifie leur **stabilité**.



☞ - *Que constate-t-on ?*

Ces ions sont tous **ISOELECTRONIQUES** d'un gaz noble, c'est-à-dire qu'ils ont la **même configuration électronique** que lui. Cela justifie leur **stabilité**.

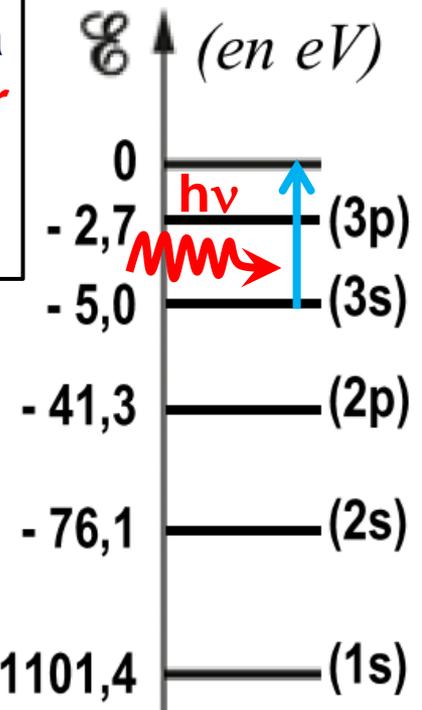
➔ Vocabulaire : ENERGIE DE 1^{ère} IONISATION d'un atome

C'est **l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome** à l'état gazeux et dans son état fondamental pour lui **arracher un électron** selon le bilan : $X_{(g)} \rightarrow X^+_{(g)} + e^-$

☞ - *Exemple : On donne ci-contre les énergies des orbitales atomiques du sodium (Z= 11). Donner un ordre de grandeur de l'énergie de 1^{ère} ionisation de cet atome.*



➔ L'électron qui nécessite **le moins d'énergie pour être arraché** (= atteindre l'état ionisé) est **l'électron de l'OA 3s**.



➔ Vocabulaire : ENERGIE DE 1^{ère} IONISATION d'un atome

C'est **l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome** à l'état gazeux et dans son état fondamental pour lui **arracher un électron** selon le bilan : $X_{(g)} \rightarrow X^+_{(g)} + e^-$

➔ **Ordre de grandeur = l'électron-volt.**

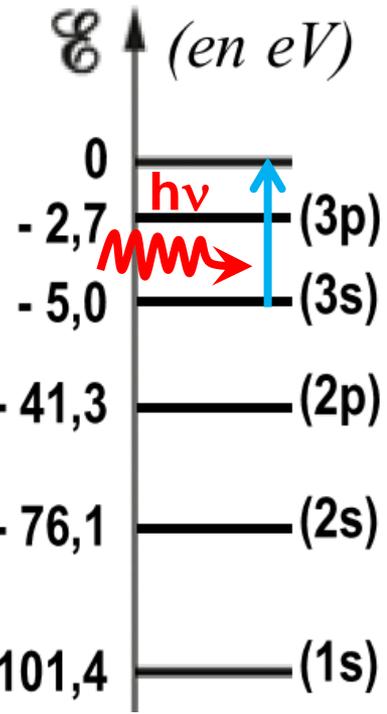
🔗- *Exemple* : On donne ci-contre les énergies des orbitales atomiques du sodium (Z= 11). Donner un ordre de grandeur de l'énergie de 1^{ère} ionisation de cet atome.



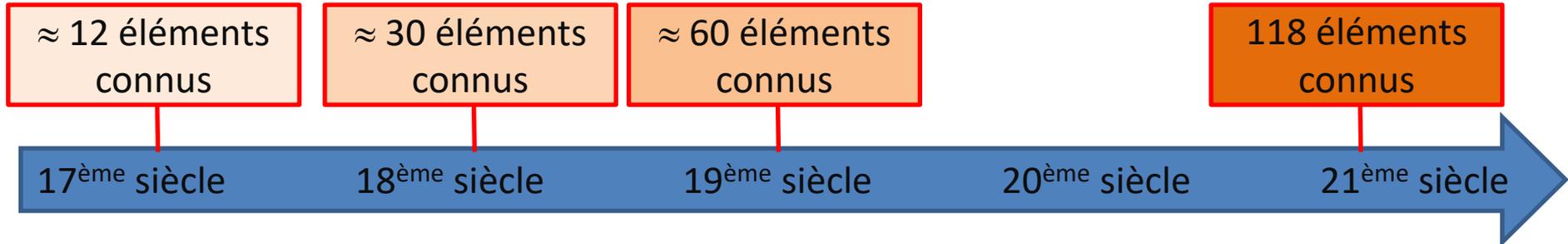
➔ L'électron qui nécessite **le moins d'énergie pour être arraché** (= atteindre l'état ionisé) est **l'électron de l'OA 3s**.

Cet électron passe de l'énergie **- 5,0 eV** à **0 eV** (état ionisé) :

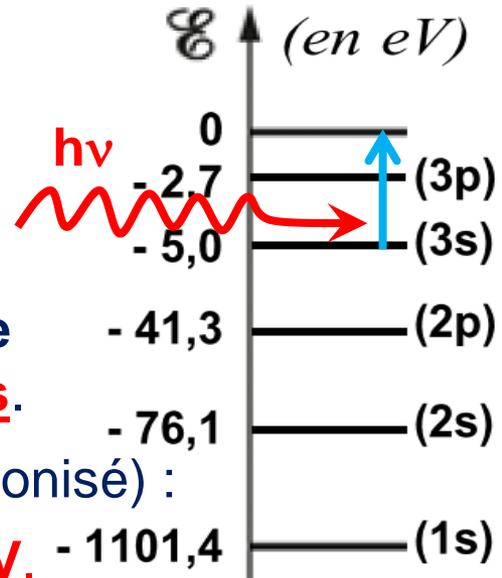
➔ **Energie d'ionisation = 5,0 eV.**



5) Lien avec le tableau périodique



☞ - Exemple : On donne dans le tableau ci-dessous en eV les énergies des orbitales atomiques du sodium. Donner un ordre de grandeur de l'énergie de 1^{ère} ionisation de cet atome.

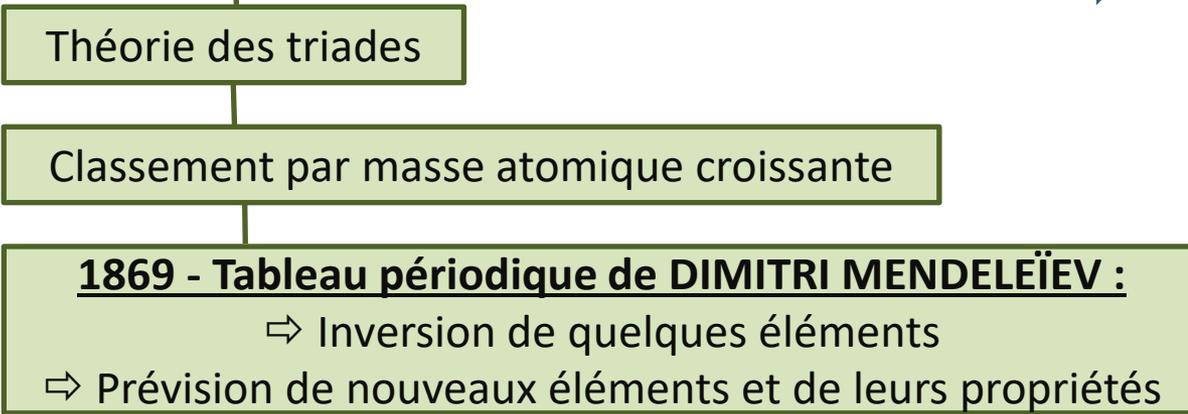
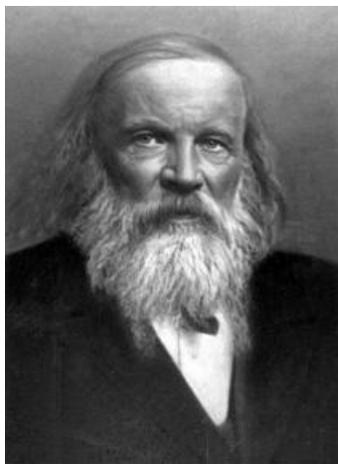
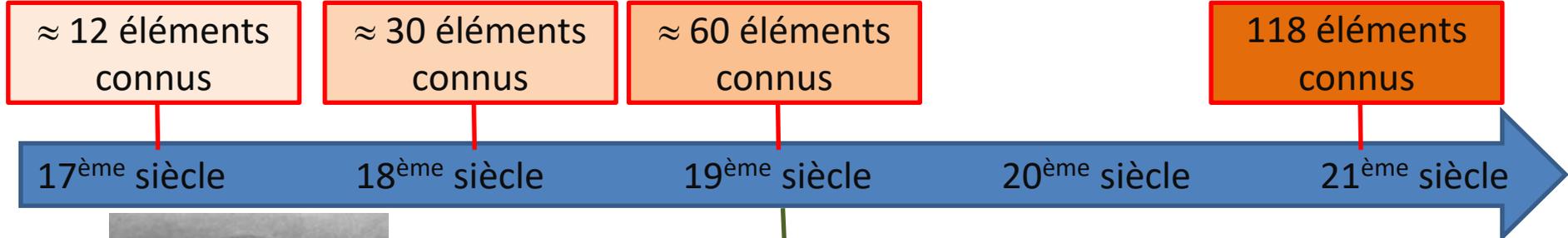


➔ L'électron qui nécessite **le moins d'énergie pour être arraché** (= atteindre l'état ionisé) est **l'électron de l'OA 3s**.

Cet électron passe de l'énergie **-5,0 eV** à **0 eV** (état ionisé) :

➔ **Energie d'ionisation = 5,0 eV**.

5) Lien avec le tableau périodique



a/ Principe de construction

- Les éléments chimiques sont **classés** de gauche à droite et de haut en bas **par numéro atomique Z croissant**.
- Le tableau est décomposé en **7 lignes** (= périodes) et **18 colonnes**.
- Les éléments chimiques d'une **même colonne** ont des **propriétés chimiques identiques** (= famille chimique).

b/ Lien avec la configuration électronique de valence



Électrons de cœur Électrons de valence

Il est remarquable que la classification périodique des éléments fait apparaître une **correspondance directe et systématique entre la place d'un élément chimique et l'ordre de remplissage théorique de ses niveaux électroniques** ! On peut pour cela décomposer la classification périodique en blocs.

1 ^{ère} Période	Hydrogène 1H 1s ¹											Hélium 2He 1s ²									
2 ^{ème} Période	Lithium 3Li 2s ¹		Béryllium 4Be 2s ²													Bore 5B 2s ² 2p ¹	Carbone 6C 2s ² 2p ²	Azote 7N 2s ² 2p ³	Oxygène 8O 2s ² 2p ⁴	Fluor 9F 2s ² 2p ⁵	Néon 10Ne 2s ² 2p ⁶
3 ^{ème} Période	Sodium 11Na 3s ¹		Magnésium 12Mg 3s ²													Aluminium 13Al 3s ² 3p ¹	Silicium 14Si 3s ² 3p ²	Phosphore 15P 3s ² 3p ³	Soufre 16S 3s ² 3p ⁴	Chlore 17Cl 3s ² 3p ⁵	Argon 18Ar 3s ² 3p ⁶
4 ^{ème} Période	Potassium 19K 4s ¹	Calcium 20Ca 4s ²	Scandium 21Sc 4s ² 3d ¹	Titane 22Ti 4s ² 3d ²	Vanadium 23V 4s ² 3d ³	Chrome 24Cr* 4s ² 3d ⁴	Manganèse 25Mn 4s ² 3d ⁵	Fer 26Fe 4s ² 3d ⁶	Cobalt 27Co 4s ² 3d ⁷	Nickel 28Ni 4s ² 3d ⁸	Cuivre 29Cu* 4s ² 3d ⁹	Zinc 30Zn 4s ² 3d ¹⁰	Galium 31Ga 4s ² 4p ¹	Germanium 32Ge 4s ² 4p ²	Arsenic 33As 4s ² 4p ³	Sélénium 34Se 4s ² 4p ⁴	Brome 35Br 4s ² 4p ⁵	Krypton 36Kr 4s ² 4p ⁶			
5 ^{ème} Période	Rubidium 37Rb 5s ¹	Strontium 38Sr 5s ²	Yttrium 39Y 5s ² 4d ¹	Zirconium 40Zr 5s ² 4d ²	Niobium 41Nb* 5s ² 4d ³	Molybdène 42Mo* 5s ² 4d ⁴	Technétium 43Tc 5s ² 4d ⁵	Ruthénium 44Ru* 5s ² 4d ⁶	Rhodium 45Rh* 5s ² 4d ⁷	Palladium 46Pd* 5s ² 4d ⁸	Argent 47Ag* 5s ² 4d ⁹	Cadmium 48Cd 5s ² 4d ¹⁰	Indium 49In 5s ² 5p ¹	Etain 50Sn 5s ² 5p ²	Antimoine 51Sb 5s ² 5p ³	Tellure 52Te 5s ² 5p ⁴	Iode 53I 5s ² 5p ⁵	Xénon 54Xe 5s ² 5p ⁶			
6 ^{ème} Période	Césium 55Cs 6s ¹	Baryum 56Ba 6s ²	Lutétium 71Lu 6s ² 5d ¹	Hafnium 72Hf 6s ² 5d ²	Tantale 73Ta 6s ² 5d ³	Tungstène 74W 6s ² 5d ⁴	Rhénium 75Re 6s ² 5d ⁵	Osmium 76Os 6s ² 5d ⁶	Iridium 77Ir 6s ² 5d ⁷	Platine 78Pt* 6s ² 5d ⁸	Or 79Au* 6s ² 5d ⁹	Mercur 80Hg 6s ² 5d ¹⁰	Thallium 81Tl 6s ² 6p ¹	Plomb 82Pb 6s ² 6p ²	Bismuth 83Bi 6s ² 6p ³	Polonium 84Po 6s ² 6p ⁴	Astate 85At 6s ² 6p ⁵	Radon 86Rn 6s ² 6p ⁶			
7 ^{ème} Période	Francium 87Fr 7s ¹	Radium 88Ra 7s ²	Lawrencium 103Lw 7s ² 6d ¹	Rutherfordium 104Rf 7s ² 6d ²	Dubnium 105Db 7s ² 6d ³	Seaborgium 106Sg 7s ² 6d ⁴	Bohrium 107Bh 7s ² 6d ⁵	Hassium 108Hs 7s ² 6d ⁶	Meitnerium 109Mt 7s ² 6d ⁷	Darmstadtium 110Ds 7s ² 6d ⁸	Roentgenium 111Rg 7s ² 6d ⁹	Copernicium 112Cn 7s ² 6d ¹⁰	Niobium 113Nh 7s ² 7p ¹	Flérovium 114Fl 7s ² 7p ²	Moscovium 115Mc 7s ² 7p ³	Livermorium 116Lv 7s ² 7p ⁴	Tennessee 117Ts 7s ² 7p ⁵	Oganesson 118Og 7s ² 7p ⁶			

• Le bloc s : Éléments chimiques des 2 premières colonnes + l'Hélium : une sous-couche « s » est en cours de remplissage.

➔ Un élément chimique appartenant à la ***n*-ième période** et la ***x*-ième colonne** de ce bloc a la configuration électronique de valence théorique : ***n*s^x**

Exemple : le Strontium (**5^{ème} période**, **2^{ème} colonne** du bloc s) → **5s²**

• Le bloc p : Éléments chimiques des 6 dernières colonnes sauf l'Hélium : une sous-couche « p » est en cours de remplissage.

1^{ère} Période	Hydrogène 1H 1s ¹												Hélium 2He 1s ²					
2^{ème} Période	Lithium 3Li 2s ¹	Béryllium 4Be 2s ²											Bore 5B 2s ² 2p ¹	Carbone 6C 2s ² 2p ²	Azote 7N 2s ² 2p ³	Oxygène 8O 2s ² 2p ⁴	Fluor 9F 2s ² 2p ⁵	Néon 10Ne 2s ² 2p ⁶
3^{ème} Période	Sodium 11Na 3s ¹	Magnésium 12Mg 3s ²											Aluminium 13Al 3s ² 3p ¹	Silicium 14Si 3s ² 3p ²	Phosphore 15P 3s ² 3p ³	Soufre 16S 3s ² 3p ⁴	Chlore 17Cl 3s ² 3p ⁵	Argon 18Ar 3s ² 3p ⁶
4^{ème} Période	Potassium 19K 4s ¹	Calcium 20Ca 4s ²	Scandium 21Sc 4s ² 3d ¹	Titane 22Ti 4s ² 3d ²	Vanadium 23V 4s ² 3d ³	Chrome 24Cr* 4s ² 3d ⁴	Manganèse 25Mn 4s ² 3d ⁵	Fer 26Fe 4s ² 3d ⁶	Cobalt 27Co 4s ² 3d ⁷	Nickel 28Ni 4s ² 3d ⁸	Cuivre 29Cu* 4s ² 3d ⁹	Zinc 30Zn 4s ² 3d ¹⁰	Galium 31Ga 4s ² 4p ¹	Germanium 32Ge 4s ² 4p ²	Arsenic 33As 4s ² 4p ³	Sélénium 34Se 4s ² 4p ⁴	Brome 35Br 4s ² 4p ⁵	Krypton 36Kr 4s ² 4p ⁶
5^{ème} Période	Rubidium 37Rb 5s ¹	Strontium 38Sr 5s ²	Yttrium 39Y 5s ² 4d ¹	Zirconium 40Zr 5s ² 4d ²	Niobium 41Nb* 5s ² 4d ³	Molybdène 42Mo* 5s ² 4d ⁴	Technétium 43Tc 5s ² 4d ⁵	Ruthénium 44Ru* 5s ² 4d ⁶	Rhodium 45Rh* 5s ² 4d ⁷	Palladium 46Pd* 5s ² 4d ⁸	Argent 47Ag* 5s ² 4d ⁹	Cadmium 48Cd 5s ² 4d ¹⁰	Indium 49In 5s ² 5p ¹	Etain 50Sn 5s ² 5p ²	Antimoine 51Sb 5s ² 5p ³	Tellure 52Te 5s ² 5p ⁴	Iode 53I 5s ² 5p ⁵	Xénon 54Xe 5s ² 5p ⁶
6^{ème} Période	Césium 55Cs 6s ¹	Baryum 56Ba 6s ²	Lutétium 71Lu 6s ² 5d ¹	Hafnium 72Hf 6s ² 5d ²	Tantale 73Ta 6s ² 5d ³	Tungstène 74W 6s ² 5d ⁴	Rhénium 75Re 6s ² 5d ⁵	Osmium 76Os 6s ² 5d ⁶	Iridium 77Ir 6s ² 5d ⁷	Platine 78Pt* 6s ² 5d ⁸	Or 79Au* 6s ² 5d ⁹	Mercur 80Hg 6s ² 5d ¹⁰	Thallium 81Tl 6s ² 6p ¹	Plomb 82Pb 6s ² 6p ²	Bismuth 83Bi 6s ² 6p ³	Polonium 84Po 6s ² 6p ⁴	Astate 85At 6s ² 6p ⁵	Radon 86Rn 6s ² 6p ⁶
7^{ème} Période	Francium 87Fr 7s ¹	Radium 88Ra 7s ²	Lawrencium 103Lw 7s ² 6d ¹	Rutherfordium 104Rf 7s ² 6d ²	Dubnium 105Db 7s ² 6d ³	Seaborgium 106Sg 7s ² 6d ⁴	Bohrium 107Bh 7s ² 6d ⁵	Hassium 108Hs 7s ² 6d ⁶	Meitnerium 109Mt 7s ² 6d ⁷	Darmstadtium 110Ds 7s ² 6d ⁸	Roentgenium 111Rg 7s ² 6d ⁹	Copernicium 112Cn 7s ² 6d ¹⁰	Niobium 113Nh 7s ² 7p ¹	Flérovium 114Fl 7s ² 7p ²	Moscovium 115Mc 7s ² 7p ³	Livermorium 116Lv 7s ² 7p ⁴	Tennessee 117Ts 7s ² 7p ⁵	Oganesson 118Og 7s ² 7p ⁶

• **Le bloc p** : Éléments chimiques des **6 dernières colonnes** sauf l'Hélium : une **sous-couche « p » est en cours de remplissage.**

➔ Un élément chimique appartenant à la ***n*-ième période** et la ***x*-ième colonne** de ce bloc a la configuration électronique de valence théorique : **$ns^2 np^x$**

Exemple : le Bismuth (**6^{ème} période**, **3^{ème} colonne** du bloc p) → **$6s^2 6p^3$**

• **Le bloc d** : Éléments chimiques des **colonnes 3 à 12** : une **sous-couche « d » est en cours de remplissage.**

1^{ère} Période	Hydrogène 1H 1s ¹											Hélium 2He 1s ²									
2^{ème} Période	Lithium 3Li 2s ¹		Béryllium 4Be 2s ²													Bore 5B 2s ² 2p ¹	Carbone 6C 2s ² 2p ²	Azote 7N 2s ² 2p ³	Oxygène 8O 2s ² 2p ⁴	Fluor 9F 2s ² 2p ⁵	Néon 10Ne 2s ² 2p ⁶
3^{ème} Période	Sodium 11Na 3s ¹		Magnésium 12Mg 3s ²													Aluminium 13Al 3s ² 3p ¹	Silicium 14Si 3s ² 3p ²	Phosphore 15P 3s ² 3p ³	Soufre 16S 3s ² 3p ⁴	Chlore 17Cl 3s ² 3p ⁵	Argon 18Ar 3s ² 3p ⁶
4^{ème} Période	Potassium 19K 4s ¹	Calcium 20Ca 4s ²	Scandium 21Sc 4s ² 3d ¹	Titane 22Ti 4s ² 3d ²	Vanadium 23V 4s ² 3d ³	Chrome 24Cr* 4s ² 3d ⁴	Manganèse 25Mn 4s ² 3d ⁵	Fer 26Fe 4s ² 3d ⁶	Cobalt 27Co 4s ² 3d ⁷	Nickel 28Ni 4s ² 3d ⁸	Cuivre 29Cu* 4s ² 3d ⁹	Zinc 30Zn 4s ² 3d ¹⁰	Galium 31Ga 4s ² 4p ¹	Germanium 32Ge 4s ² 4p ²	Arsenic 33As 4s ² 4p ³	Sélénium 34Se 4s ² 4p ⁴	Brome 35Br 4s ² 4p ⁵	Krypton 36Kr 4s ² 4p ⁶			
5^{ème} Période	Rubidium 37Rb 5s ¹	Strontium 38Sr 5s ²	Yttrium 39Y 5s ² 4d ¹	Zirconium 40Zr 5s ² 4d ²	Niobium 41Nb* 5s ² 4d ³	Molybdène 42Mo* 5s ² 4d ⁴	Technétium 43Tc 5s ² 4d ⁵	Ruthénium 44Ru* 5s ² 4d ⁶	Rhodium 45Rh* 5s ² 4d ⁷	Palladium 46Pd* 5s ² 4d ⁸	Argent 47Ag* 5s ² 4d ⁹	Cadmium 48Cd 5s ² 4d ¹⁰	Indium 49In 5s ² 5p ¹	Etain 50Sn 5s ² 5p ²	Antimoine 51Sb 5s ² 5p ³	Tellure 52Te 5s ² 5p ⁴	Iode 53I 5s ² 5p ⁵	Xénon 54Xe 5s ² 5p ⁶			
6^{ème} Période	Césium 55Cs 6s ¹	Baryum 56Ba 6s ²	Lutétium 71Lu 6s ² 5d ¹	Hafnium 72Hf 6s ² 5d ²	Tantale 73Ta 6s ² 5d ³	Tungstène 74W 6s ² 5d ⁴	Rhénium 75Re 6s ² 5d ⁵	Osmium 76Os 6s ² 5d ⁶	Iridium 77Ir 6s ² 5d ⁷	Platine 78Pt* 6s ² 5d ⁸	Or 79Au* 6s ² 5d ⁹	Mercur 80Hg 6s ² 5d ¹⁰	Thallium 81Tl 6s ² 6p ¹	Plomb 82Pb 6s ² 6p ²	Bismuth 83Bi 6s ² 6p ³	Polonium 84Po 6s ² 6p ⁴	Astate 85At 6s ² 6p ⁵	Radon 86Rn 6s ² 6p ⁶			
7^{ème} Période	Francium 87Fr 7s ¹	Radium 88Ra 7s ²	Lawrencium 103Lw 7s ² 6d ¹	Rutherfordium 104Rf 7s ² 6d ²	Dubnium 105Db 7s ² 6d ³	Seaborgium 106Sg 7s ² 6d ⁴	Bohrium 107Bh 7s ² 6d ⁵	Hassium 108Hs 7s ² 6d ⁶	Meitnerium 109Mt 7s ² 6d ⁷	Darmstadtium 110Ds 7s ² 6d ⁸	Roentgenium 111Rg 7s ² 6d ⁹	Copernicium 112Cn 7s ² 6d ¹⁰	Niobium 113Nh 7s ² 7p ¹	Flérovium 114Fl 7s ² 7p ²	Moscovium 115Mc 7s ² 7p ³	Livermorium 116Lv 7s ² 7p ⁴	Tennessee 117Ts 7s ² 7p ⁵	Oganesson 118Og 7s ² 7p ⁶			

• Le bloc d : Éléments chimiques des **colonnes 3 à 12** : une sous-couche « d » est en cours de remplissage.

➔ Un élément chimique appartenant à la ***n*-ième période** et la ***x*-ième colonne** de ce bloc a la configuration électronique de valence théorique : **$ns^2 (n-1)d^x$**

Exemple : le Fer (**4^{ème} période**, **6^{ème} colonne** du bloc d) → **$4s^2 3d^6$**

• Le bloc f : Bloc situé **entre bloc s et bloc d**: une sous-couche « f » est en cours de remplissage.

• **Le bloc d** : Éléments chimiques des **colonnes 3 à 12** : une **sous-couche « d » est en cours de remplissage.**

➔ Un élément chimique appartenant à la **n -ième période** et la **x -ième colonne** de ce bloc a la configuration électronique de valence théorique : **$ns^2 (n-1)d^x$**

Exemple : le Fer (**4^{ème} période**, **6^{ème} colonne** du bloc d) → **$4s^2 3d^6$**

4^{ème} Période	Potassium 19K 4s ¹	Calcium 20Ca 4s ²	Scandium 21Sc 4s ² 3d ¹	Titane 22Ti 4s ² 3d ²	Vanadium 23V 4s ² 3d ³	Chrome 24Cr* 4s ² 3d ⁴	Manganèse 25Mn 4s ² 3d ⁵	Fer 26Fe 4s ² 3d ⁶	Cobalt 27Co 4s ² 3d ⁷	Nickel 28Ni 4s ² 3d ⁸	Cuivre 29Cu* 4s ² 3d ⁹	Zinc 30Zn 4s ² 3d ¹⁰	Gallium 31Ga 4s ² 4p ¹	Germanium 32Ge 4s ² 4p ²	Arsenic 33As 4s ² 4p ³	Sélénium 34Se 4s ² 4p ⁴	Brome 35Br 4s ² 4p ⁵	Krypton 36Kr 4s ² 4p ⁶
5^{ème} Période	Rubidium 37Rb 5s ¹	Strontium 38Sr 5s ²	Yttrium 39Y 5s ² 4d ¹	Zirconium 40Zr 5s ² 4d ²	Niobium 41Nb* 5s ² 4d ³	Molybdène 42Mo* 5s ² 4d ⁴	Technétium 43Tc 5s ² 4d ⁵	Ruthénium 44Ru* 5s ² 4d ⁶	Rhodium 45Rh* 5s ² 4d ⁷	Palladium 46Pd* 5s ² 4d ⁸	Argent 47Ag* 5s ² 4d ⁹	Cadmium 48Cd 5s ² 4d ¹⁰	Indium 49In 5s ² 5p ¹	Étain 50Sn 5s ² 5p ²	Antimoine 51Sb 5s ² 5p ³	Tellure 52Te 5s ² 5p ⁴	Iode 53I 5s ² 5p ⁵	Xénon 54Xe 5s ² 5p ⁶
6^{ème} Période	Césium 55Cs 6s ¹	Baryum 56Ba 6s ²	Lutétium 71Lu 6s ² 5d ¹	Hafnium 72Hf 6s ² 5d ²	Tantale 73Ta 6s ² 5d ³	Tungstène 74W 6s ² 5d ⁴	Rhénium 75Re 6s ² 5d ⁵	Osmium 76Os 6s ² 5d ⁶	Iridium 77Ir 6s ² 5d ⁷	Platine 78Pt* 6s ² 5d ⁸	Or 79Au* 6s ² 5d ⁹	Mercuré 80Hg 6s ² 5d ¹⁰	Thallium 81Tl 6s ² 6p ¹	Plomb 82Pb 6s ² 6p ²	Bismuth 83Bi 6s ² 6p ³	Polonium 84Po 6s ² 6p ⁴	Astate 85At 6s ² 6p ⁵	Radon 86Rn 6s ² 6p ⁶
7^{ème} Période	Francium 87Fr 7s ¹	Radium 88Ra 7s ²	Lawrencium 103Lw 7s ² 6d ¹	Rutherfordium 104Rf 7s ² 6d ²	Dubnium 105Db 7s ² 6d ³	Seaborgium 106Sg 7s ² 6d ⁴	Bohrium 107Bh 7s ² 6d ⁵	Hassium 108Hs 7s ² 6d ⁶	Meitnerium 109Mt 7s ² 6d ⁷	Darmstadtium 110Ds 7s ² 6d ⁸	Roentgenium 111Rg 7s ² 6d ⁹	Copernicium 112Cn 7s ² 6d ¹⁰	Niobium 113Nh 7s ² 7p ¹	Flerovium 114Fl 7s ² 7p ²	Moscovium 115Mc 7s ² 7p ³	Livermorium 116Lv 7s ² 7p ⁴	Tennessee 117Ts 7s ² 7p ⁵	Oganesson 118Og 7s ² 7p ⁶

Lanthane 57La 6s ² 4f ¹	Cérium 58Ce 6s ² 4f ²	Praséodyme 59Pr 6s ² 4f ³	Néodyme 60Nd 6s ² 4f ⁴	Prométhium 61Pm 6s ² 4f ⁵	Samarium 62Sm 6s ² 4f ⁶	Europium 63Eu 6s ² 4f ⁷	Gadolinium 64Gd 6s ² 4f ⁸	Terbium 65Tb 6s ² 4f ⁹	Dysprosium 66Dy 6s ² 4f ¹⁰	Holmium 67Ho 6s ² 4f ¹¹	Erbium 68Er 6s ² 4f ¹²	Thulium 69Tm 6s ² 4f ¹³	Ytterbium 70Yb 6s ² 4f ¹⁴
Actinium 89Ac 7s ² 5f ¹	Thorium 90Th 7s ² 5f ²	Protactinium 91Pa 7s ² 5f ³	Uranium 92U 7s ² 5f ⁴	Neptunium 93Np 7s ² 5f ⁵	Plutonium 94Pu 7s ² 5f ⁶	Américium 95Am 7s ² 5f ⁷	Curium 96Cm 7s ² 5f ⁸	Berkélium 97Bk 7s ² 5f ⁹	Californium 98Cf 7s ² 5f ¹⁰	Einsteinium 99Es 7s ² 5f ¹¹	Fermium 100Fm 7s ² 5f ¹²	Mendéléviur 101Md 7s ² 5f ¹³	Nobelium 102No 7s ² 5f ¹⁴

• **Le bloc f** : Bloc situé entre bloc s et bloc d: une **sous-couche « f » est en cours de remplissage.**

Un élément chimique appartenant à la **n -ième période** et à la **x -ième colonne** de ce bloc a une configuration électronique de valence théorique du type **$ns^2 (n-2)f^x$** .

• **Le bloc d** : Éléments chimiques des **colonnes 3 à 12** : une **sous-couche « d » est en cours de remplissage.**

➔ Un élément chimique appartenant à la ***n*-ième période** et la ***x*-ième colonne** de ce bloc a la configuration électronique de valence théorique : **$n s^2 (n-1) d^x$**

Exemple : le Fer (**4^{ème} période**, **6^{ème} colonne** du bloc d) → **$4s^2 3d^6$**

• **Le bloc f** : Bloc situé entre bloc s et bloc d: une **sous-couche « f » est en cours de remplissage.**

Un élément chimique appartenant à la ***n*-ième période** et à la ***x*-ième colonne** de ce bloc a une configuration électronique de valence théorique du type **$n s^2 (n - 2) f^x$** .

c/ Evolution de quelques propriétés atomiques

Le rayon atomique

On peut assimiler le **rayon atomique** au rayon de **l'OA la plus éloignée du noyau** (celle de nombre quantique principal le plus grand) : ce rayon représente la distance la plus probable entre le noyau et les électrons de valence.

EVOLUTION DU RAYON ATOMIQUE (en pm)

H (53)								He (31)
Li (163)	Be (109)		B (82)	C (65)	N (55)	O (47)	F (41)	Ne (36)
Na (217)	Mg (168)		Al (137)	Si (115)	P (100)	S (88)	Cl (78)	Ar (71)
K (332)	Ca (256)	Bloc d	Ga (146)	Ge (129)	As (116)	Se (105)	Br (96)	Kr (88)
Rb (386)	Sr (300)		In (171)	Sn (151)	Sb (135)	Te (122)	I (112)	Xe (103)

Le rayon atomique

On peut assimiler le **rayon atomique** au rayon de **l'OA la plus éloignée du noyau** (celle de nombre quantique principal le plus grand) : ce rayon représente la distance la plus probable entre le noyau et les électrons de valence.

EVOLUTION DU RAYON ATOMIQUE (en pm)

H (53)								He (31)
Li (163)	Be (109)		B (82)	C (65)	N (55)	O (47)	F (41)	Ne (36)
Na (217)	Mg (168)		Al (137)	Si (115)	P (100)	S (88)	Cl (78)	Ar (71)
K (332)	Ca (256)	Bloc d	Ga (146)	Ge (129)	As (116)	Se (105)	Br (96)	Kr (88)
Rb (386)	Sr (300)		In (171)	Sn (151)	Sb (135)	Te (122)	I (112)	Xe (103)

• **Evolution dans une COLONNE** : Chaque atome possède **une couche électronique de plus** que celui placé au-dessus de lui (n augmente dans une colonne).

⇒ **Le rayon atomique augmente quand on descend dans une colonne.**

• **Evolution dans une PERIODE** : Dans une ligne, les e^- de valence sont sur la même couche mais de gauche à droite, **la charge du noyau augmente**.

Les électrons de valence subissent une **force d'attraction croissante de la part du noyau**, ce qui les fait se rapprocher de celui-ci.

⇒ **Dans une ligne, le rayon atomique diminue de gauche à droite.**

• Evolution dans une COLONNE : Chaque atome possède **une couche électronique de plus** que celui placé au-dessus de lui (n augmente dans une colonne).

⇒ **Le rayon atomique augmente quand on descend dans une colonne.**

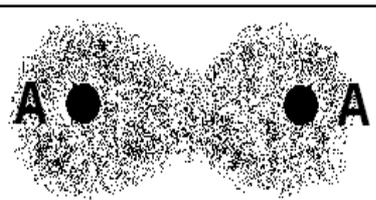
• Evolution dans une PERIODE : Dans une ligne, les e⁻ de valence sont sur la même couche mais de gauche à droite, **la charge du noyau augmente**.

Les électrons de valence subissent une **force d'attraction croissante de la part du noyau**, ce qui les fait se rapprocher de celui-ci.

⇒ **Dans une ligne, le rayon atomique diminue de gauche à droite.**

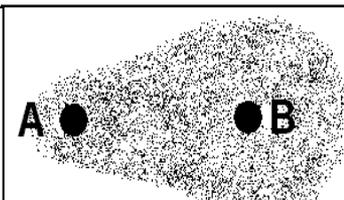
L'électronégativité

• Définition : L'électronégativité, notée χ , est une grandeur sans unité qui traduit la **capacité d'un atome à attirer à lui les électrons de la liaison dans laquelle il est engagé**.



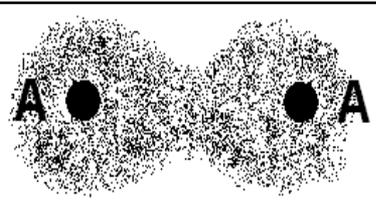
Pas de différence
d'électronégativité
→ **liaison non polarisée**

$\chi(A) < \chi(B)$
→ **liaison polarisée**
 $\delta^+ A - B \delta^-$



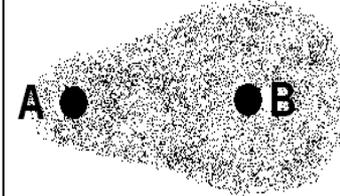
L'électronégativité

- **Définition** : L'électronégativité, notée χ , est une grandeur sans unité qui traduit la **capacité d'un atome à attirer à lui les électrons de la liaison dans laquelle il est engagé**.



Pas de différence
d'électronégativité
→ **liaison non polarisée**

$\chi(A) < \chi(B)$
→ **liaison polarisée**
 $\delta^+ \text{A}-\text{B} \delta^-$

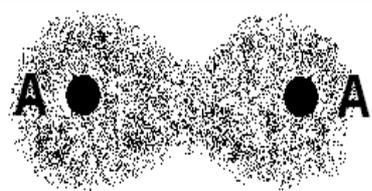


Il existe de nombreuses **échelles d'électronégativité** : échelle de Pauling, échelle d'Allred et Rochow, échelle de Mulliken ...

ELECTRONEGATIVITE DE PAULING

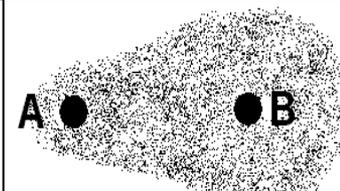
H 2,20																He -	
Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne -
Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,93	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar -
K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr -
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,64	Mo 2,16	Tc 1,92	Ru 2,18	Rh 2,28	Pd 2,20	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,80	Sb 2,05	Te 2,09	I 2,66	Xe -
Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,29	Ta 1,50	W 2,26	Re 1,94	Os 2,18	Ir 2,20	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 1,87	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20	Rn -
Fr 0,70	Ra 0,90																

L'électronégativité



Pas de différence
d'électronégativité
→ **liaison non polarisée**

$\chi(A) < \chi(B)$
→ **liaison polarisée**
 $\delta^+ \text{A-B} \delta^-$



ELECTRONEGATIVITE DE PAULING

H 2,20																	He -
Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne -
Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,93	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar -
K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr -
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,64	Mo 2,16	Tc 1,92	Ru 2,18	Rh 2,28	Pd 2,20	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,80	Sb 2,05	Te 2,09	I 2,66	Xe -
Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,29	Ta 1,50	W 2,26	Re 1,94	Os 2,18	Ir 2,20	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 1,87	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20	Rn -
Fr 0,70	Ra 0,90																

• Evolution :

☛ L'électronégativité augmente : - **de gauche à droite dans une période** ;
- **de bas en haut dans une colonne**.

☛ Le fluor est l'élément le plus électronégatif ; le francium est le moins électronégatif.

• Evolution :

- ☛ L'électronégativité augmente : - **de gauche à droite dans une période** ;
- **de bas en haut dans une colonne.**
- ☛ Le fluor est l'élément le plus électronégatif ; le francium est le moins électronégatif.

Polarisabilité

- Définition : La polarisabilité d'un atome, notée α , est une grandeur qui traduit la **capacité qu'a son nuage électronique à se déformer facilement.**

POLARISABILITE DE QUELQUES ATOMES ($\times 10^{40} \text{ C}^2 \cdot \text{m}^2 \cdot \text{J}^{-1}$)

H (-)									He (-)
Li (13,6)	Be (10)		B (-)	C (1,7)	N (-)	O (0,8)	F (-)		Ne (0,15)
Na (30)	Mg (-)		Al (9,8)	Si (6,12)	P (3,9)	S (-)	Cl (2,7)		Ar (1,7)
K (37,8)	Ca (-)	Bloc d	Ga (-)	Ge (-)	As (-)	Se (-)	Br (-)		Kr (-)

- Evolution : **Un atome est d'autant plus polarisable** que son nuage électronique subit peu l'influence de son noyau, donc **que l'atome est volumineux.**

La polarisabilité d'un atome augmente donc quand on descend dans une colonne et quand on se déplace vers la gauche dans une ligne.