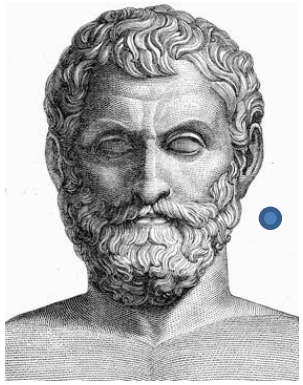
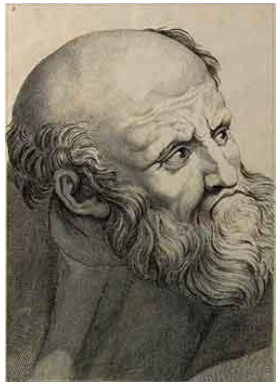
Cours Chimie 01 **BCPST 1C**

- Constitution et cohésion au sein des atomes -

Notions et contenus	*Capacités exigibles*
Modélisation quantique de l'atome *- 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.*	*- 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.*
- Classification périodique et configuration électronique : électrons de cœur, électrons de valence.	*- 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).*
- Lien entre propriétés atomiques et tableau périodique : électronégativité, polarisabilité.	*- Comparer les électronégativités et les polarisabilités de deux atomes à partir des positions des éléments associés dans le tableau périodique.*



Théorie des
4 éléments



Thalès DE MILET

(- 625 ; - 548)

EMPEDOCLE

(- 490 ; - 435)

DEMOCRITE

(- 460 ; - 370)

Matière = petites particules « atomos »

Matière = atomes indivisibles de différentes masses

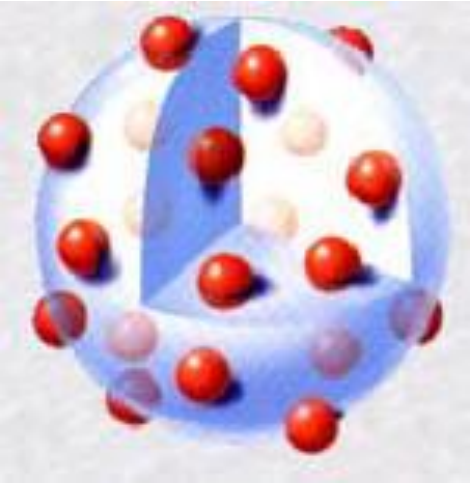
John DALTON

(1766 ; 1844)

Joseph THOMSON

(1856 ; 1940)

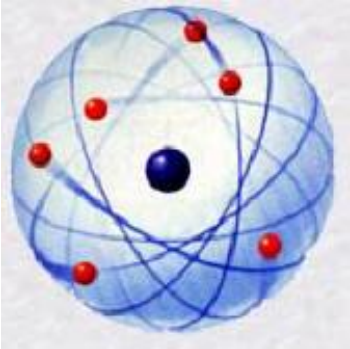
Théorie du « pain aux raisins »



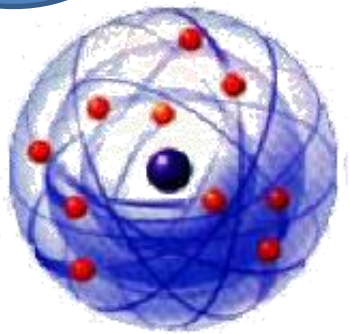
Ernest RUTHERFORD

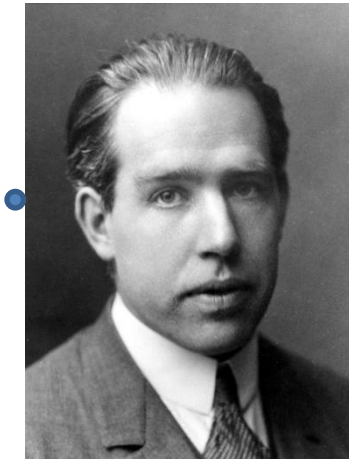
(1871 ; 1937)

Modèle planétaire de l'atome



Différentes couches possibles pour les électrons





Niels BOHR

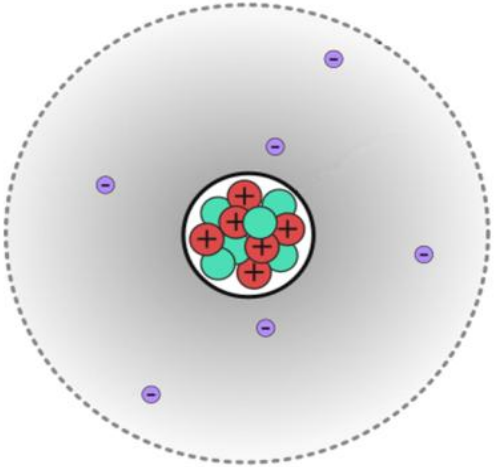
(1885 ; 1962)

Erwin SCHRÖDINGER

(1887 ; 1961)

Modèle quantique de l'atome

I- Structure de la matière



☛ Un atome est constitué d'***un noyau central*** composé de particules appelées nucléons (les protons et les neutrons) atour 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	$1{,}67.10^{-27}$ kg	$1{,}60.10^{-19}$ C = e = charge élémentaire
Neutron	$1{,}67.10^{-27}$ kg	0
Electron	$9{,}11.10^{-31}$ kg	$-1{,}60.10^{-19}$ 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	$1{,}67.10^{-27}$ kg	$1{,}60.10^{-19}$ C = e = charge élémentaire
Neutron	$1{,}67.10^{-27}$ kg	0
Electron	$9{,}11.10^{-31}$ kg	$-1{,}60.10^{-19}$ C = – e

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 $^{A}_{Z}X$.

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

- **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 : $q_{noyau} = Z \times e$

1) Le noyau atomique

☛ Le noyau atomique est symboliquement représenté par la notation $^{A}_{Z}X$.

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

- **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 : $\boxed{q_{noyau} = Z \times e}$

- **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 $\boxed{m_{atome} \approx m_{noyau} = A \times m_{nucléon}}$

- **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* $^{35}_{17}Cl$. *Quel est son symbole ?*

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

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.

Elément	*Isotopes stables*	*Abondance naturelle moyenne*
Hydrogène	$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$	99,984 % 0,016 %
Carbone	$^{12}_{6}C$ $^{13}_{6}C$	98,89 % 1,11 %
Magnésium	$^{24}_{12}Mg$ $^{25}_{12}Mg$ $^{26}_{12}Mg$	79 % 10 % 11 %

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

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

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* $^{35}_{17}Cl$ *puis conclure.*

$$\frac{\text{Masse des électrons}}{\text{Masse réelle de l'atome}} = \frac{17 \times m_{électron}}{17 \times m_{électron} + 35 \times m_{nucléon}} = 2{,}65.10^{-4}$$

soit 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* $^{35}_{17}Cl$ *puis conclure.*

$$\frac{\text{Masse des électrons}}{\text{Masse réelle de l'atome}} = \frac{17 \times m_{électron}}{17 \times m_{électron} + 35 \times m_{nucléon}} = 2{,}65.10^{-4}$$

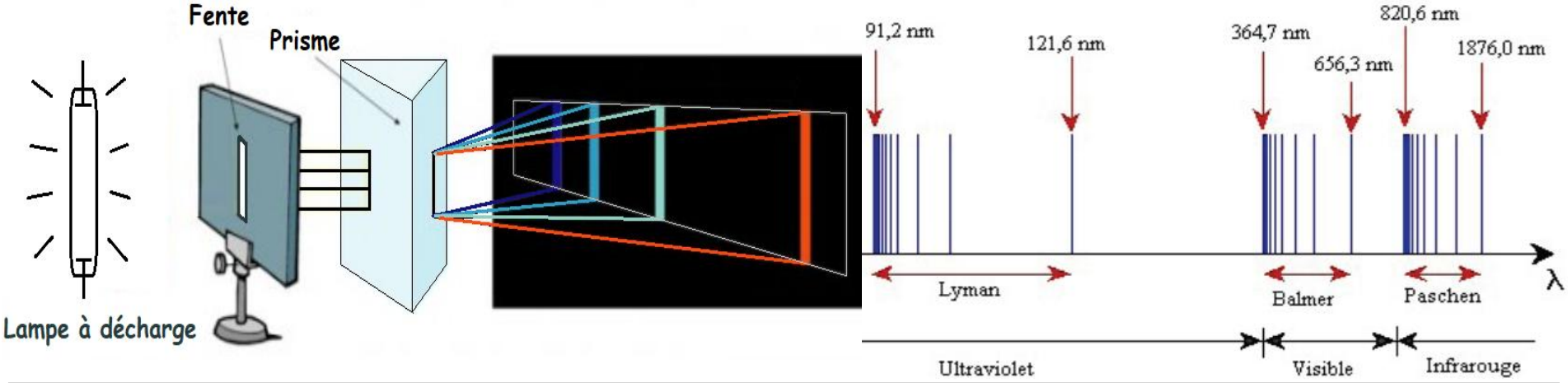
soit **0,0265 %**

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

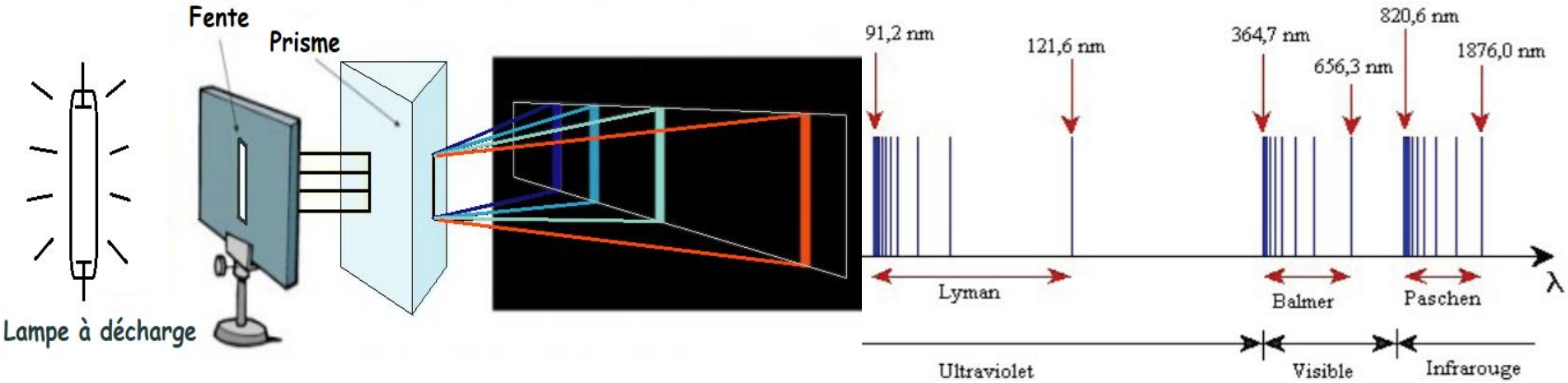
a/ Observations :



☛ **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 correspond à un **changement de niveau d'énergie d'un électron** dans 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**.

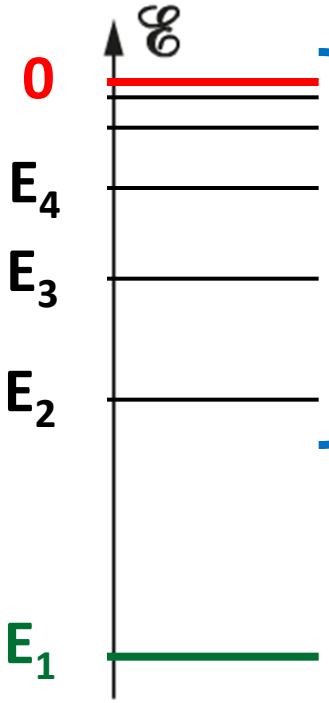
☛ **Observations** : On observe un **nombre limité** de raies **COLOREES** sur fond **NOIR**.

☛ **Postulat de Niels Bohr (1913) et conséquences** :

Chaque raie du spectre correspond à un **changement de niveau d'énergie d'un électron** dans 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 :

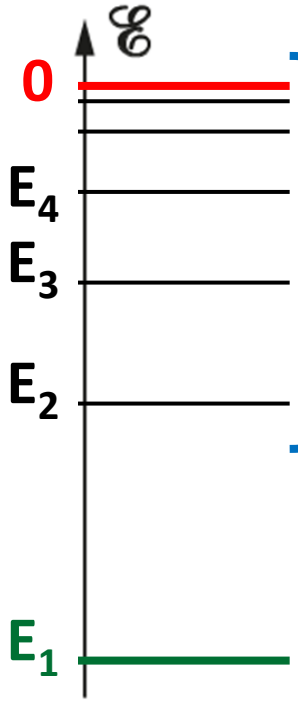


Etat ionisé : électron immobile, situé à l'infini du noyau.

Etats excités = $E_n > E_1$. ***Etats instables*** de l'électron, atteints si celui-ci a reçu de l'énergie du milieu extérieur.

Etat fondamental = niveau d'énergie de plus petite valeur. ***Etat le plus stable*** de l'électron, lorsque celui-ci n'est soumis à aucune perturbation extérieure.

b/ Niveaux d'énergie électroniques :



Etat ionisé : électron immobile, situé à l'infini du noyau.

Etats excités = $E_n > E_1$. ***Etats instables*** de l'électron, atteints si celui-ci a reçu de l'énergie du milieu extérieur.

Etat fondamental = niveau d'énergie de plus petite valeur. ***Etat le plus stable*** de l'électron, lorsque celui-ci n'est soumis à aucune perturbation extérieure.

Exemple : Energie des niveaux électroniques pour l'hydrogène

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

(E_n en eV) ***n* un entier positif.**

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

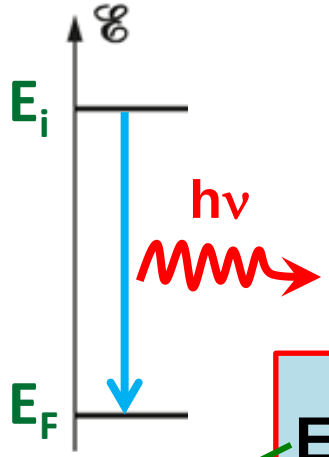
Exemple : Energie des niveaux électroniques pour l'hydrogène

(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 niveau électronique initial d'énergie E_i vers un niveau 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 :

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

Energie du photon émis (**en J**)

Fréquence du photon émis (**en Hz**)

Constante de Planck (**$6,63.10^{-34}$ J.s**)

Célérité de la lumière dans le vide (**$3,00.10^{8}$ 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).

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

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

Energie du photon émis (**en J**)

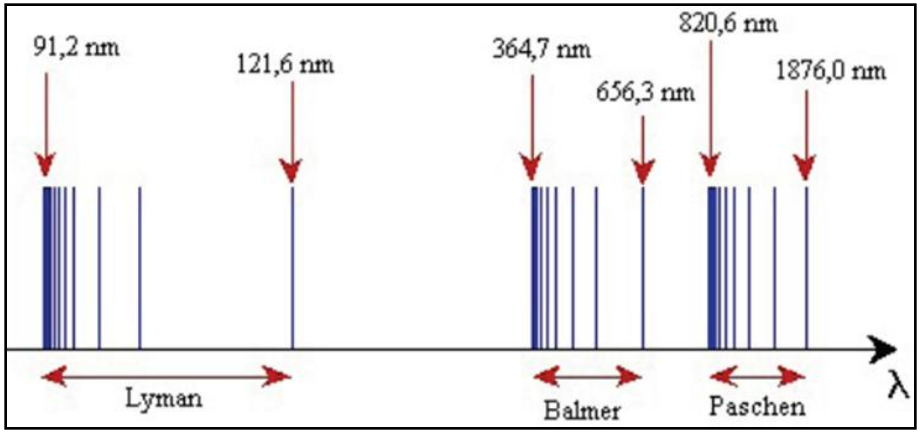
Fréquence du photon émis (**en Hz**)

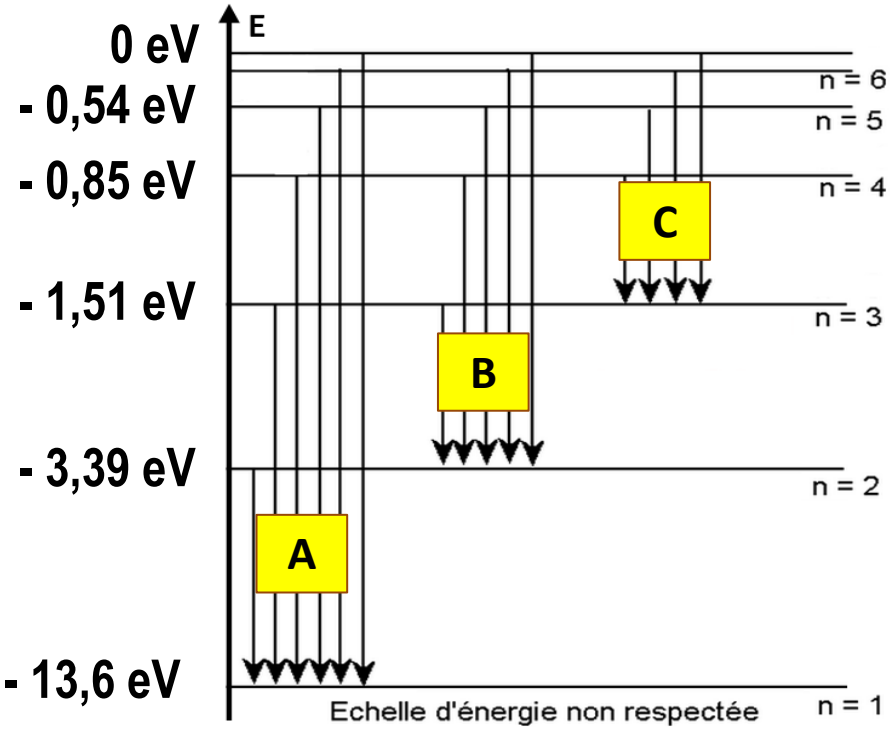
Célérité de la lumière dans le vide (**$3{,}00.10^{8}$ m.s^{-1}**)

Longueur d'onde du photon émis (**en m**)

Constante de Planck (**$6{,}63.10^{-34}$ J.s**)

<u>Application</u> : 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).





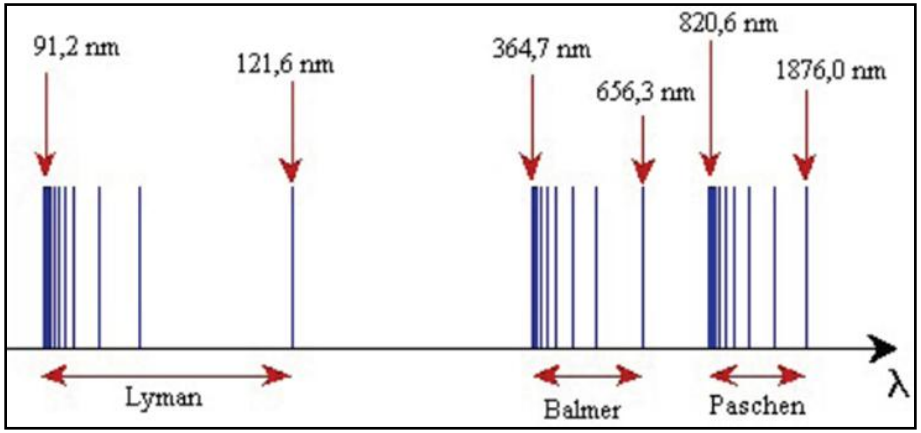
<u>Lyman</u> : + <u>petites</u> longueurs d'ondes donc + <u>grands</u> écarts d'énergie $E_i - E_F$

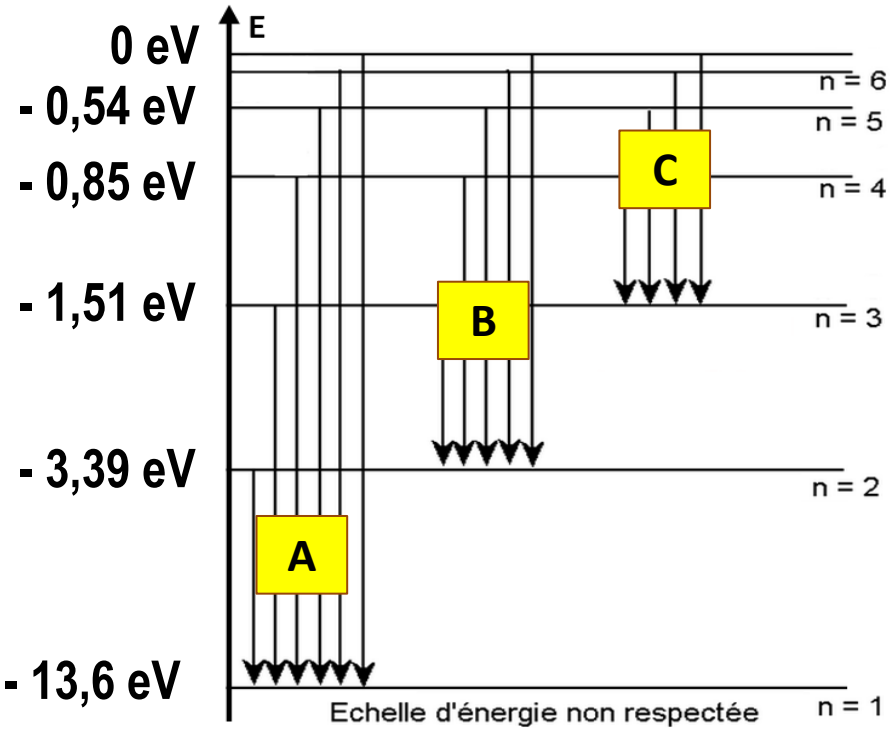
➡ **<u>A = série de Lyman</u>**

De même, **<u>C = Série de Paschen</u>**

et **<u>B = série de Balmer</u>**

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).





Lyman : + petites longueurs d'ondes donc + grands écarts d'énergie $E_i - E_F$

➡ **A = série de Lyman**

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

$$\Rightarrow \lambda_{MAX}\text{ (Lyman)} = \frac{h \times c}{E_{photon\ MIN}} = \frac{h \times c}{E_2 - E_1} = \frac{6{,}63.10^{-34} \times 3{,}00.10^{8}}{(13{,}6 - 3{,}39) \times 1{,}60.10^{-19}}$$

Attention à convertir en Joules !!!

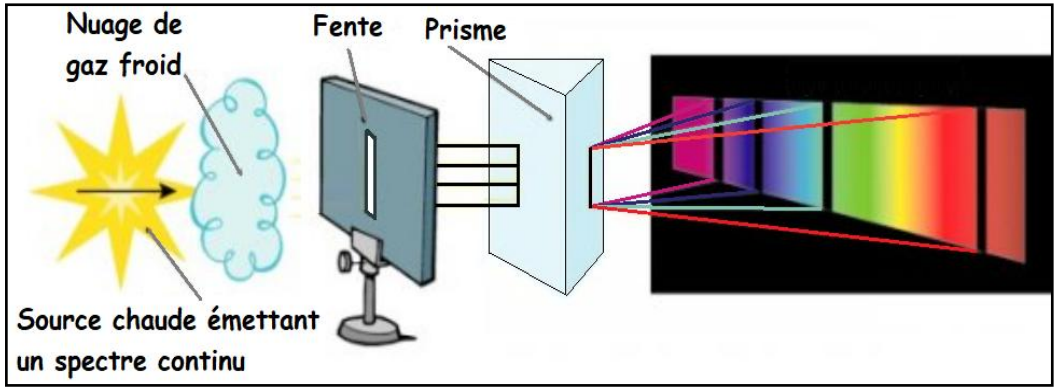
⇨ D'où **λ_{MAX} (Lyman) = $1{,}22.10^{-7}$ m** soit **122 nm**.

⇨ λ_{MAX} (Lyman) = $\dfrac{h \times c}{E_{photon\ MIN}} = \dfrac{h \times c}{E_2 - E_1} = \dfrac{6{,}63.10^{-34} \times 3{,}00.10^{8}}{(13{,}6 - 3{,}39) \times 1{,}60.10^{-19}}$

Attention à convertir en Joules !!!

⇨ D'où λ_{MAX} (Lyman) = $1{,}22.10^{-7}$ m soit 122 nm.

2) Les spectres de raies d'ABSORPTION

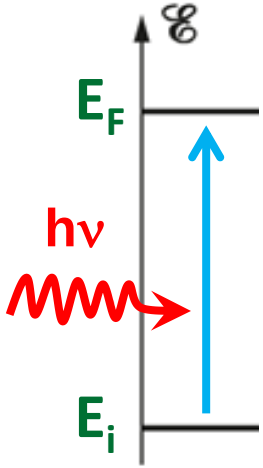


Spectre d'émission de l'hydrogène

Spectre d'absorption de l'hydrogène

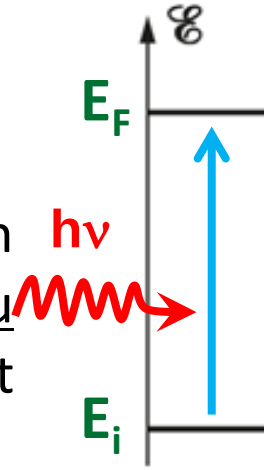
☛ **Observations** : On observe des raies **noires** sur fond **coloré**, les **longueurs d'ondes des raies d'absorption ayant la même valeur** que celles **des raies d'émission**.

☛ **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 **coloré**, les **longueurs d'ondes des raies d'absorption ayant la même valeur** que celles **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 :



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

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'Heinsenberg**

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

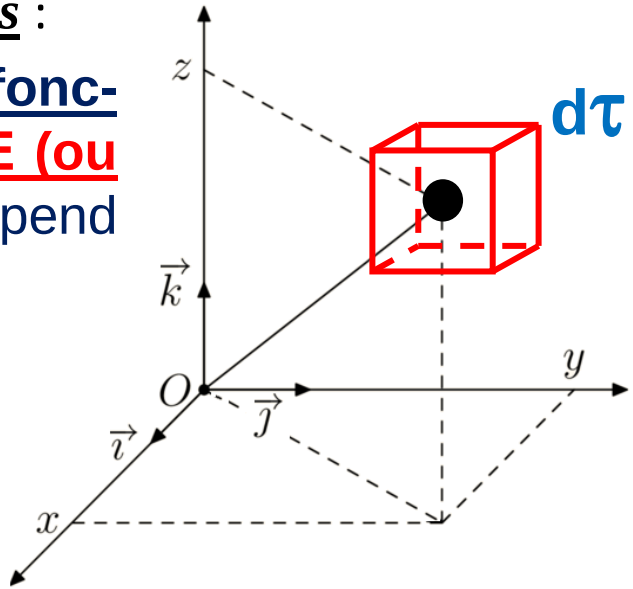
III- Notion d'orbitale atomique

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 (ou orbitale atomique OA)**, notée **ψ(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 **dτ** autour du point de coordonnées **(x, y, z)** est donnée par le produit : $|\psi|^2 \times d\tau$



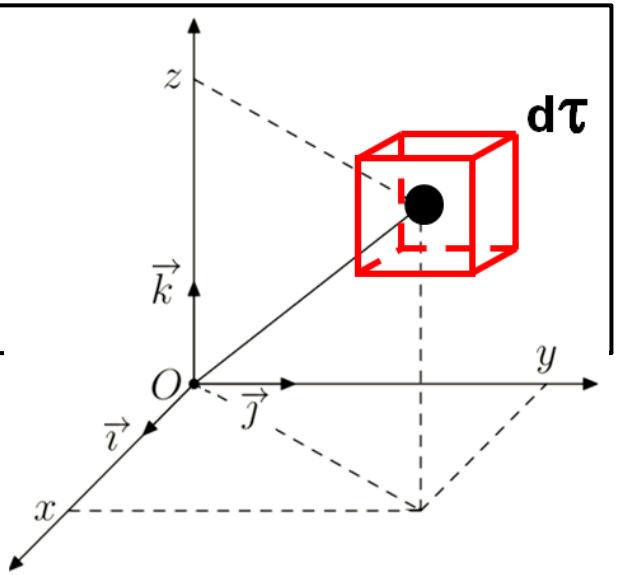
Position de l'électron pas connue avec précision, contrairement à son énergie.

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 :

$$\psi(x, y, z) = \left(\frac{\pi \times m_{électron} \times e^2}{\varepsilon_0 \times h^2}\right)^{3/2} \times 2 \times e^{-\frac{(x^2+y^2+z^2) \times \pi \times m_{électron} \times e^2}{\varepsilon_0 \times h^2}}$$

La probabilité de trouver un électron (= **PROBABILITE DE PRESENCE**) dans un petit volume **dτ** 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 :

$$\psi(x, y, z) = \left(\frac{\pi \times m_{électron} \times e^2}{\varepsilon_0 \times h^2}\right)^{3/2} \times 2 \times e^{-\frac{(x^2+y^2+z^2) \times \pi \times m_{électron} \times e^2}{\varepsilon_0 \times h^2}}$$

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'électron.

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*** :

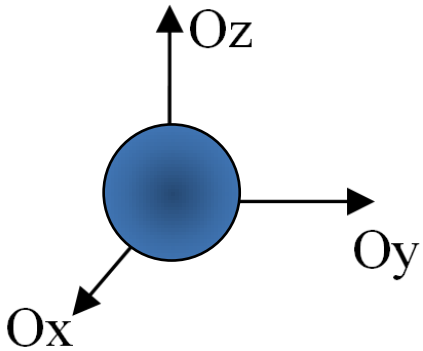
☛ ***Chiffre n*** : Appelé « **nombre quantique principal** », il varie **entre 1 et 7** et indique la ***couche électronique*** dans laquelle se trouve l'électron.

*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.

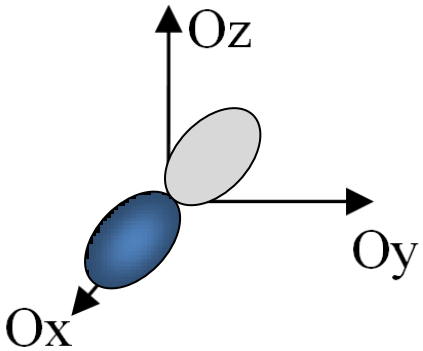
*Chaque SOUS-COUCHE est représentée par une forme autour du noyau, délimitant **un volume dans lequel on a une certaine probabilité**, par exemple 95%, **de trouver l'électron**.*

OA de type « **s** »

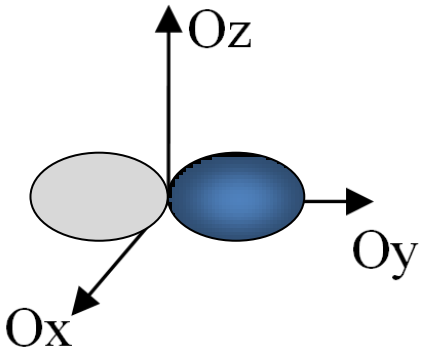


(sphère centrée sur le noyau)

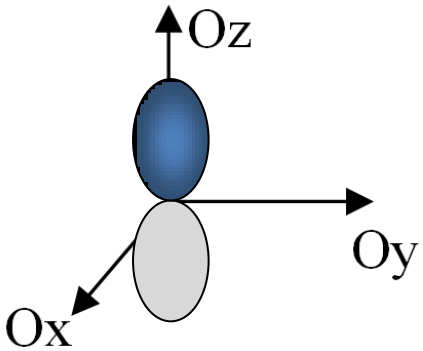
OA de type « $\mathbf{p_x}$ »



OA de type « $\mathbf{p_y}$ »



OA de type « $\mathbf{p_z}$ »



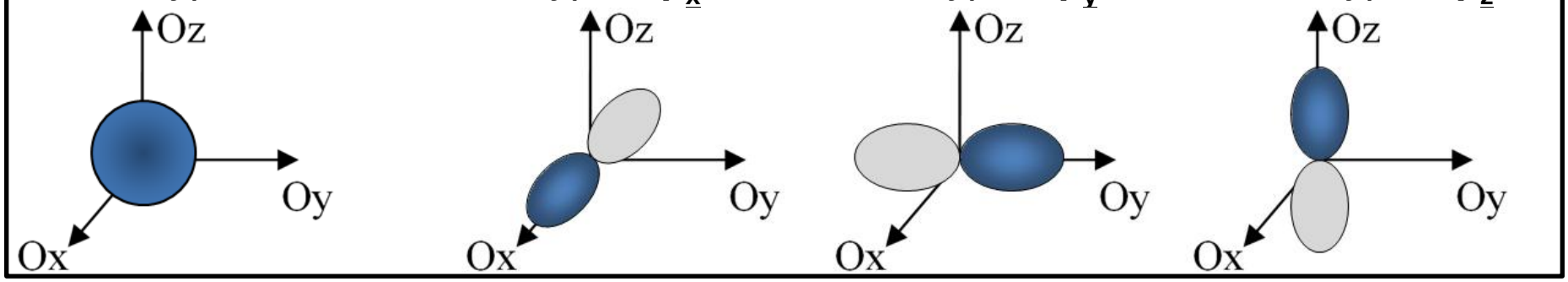
(deux sous-volumes de symétrie cylindrique le long d'une direction particulière)

➡ 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****.*

OA de type « **s** » | OA de type « $\mathbf{p_x}$ » | OA de type « $\mathbf{p_y}$ » | OA de type « $\mathbf{p_z}$ »



➡ 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 »**.

☛ ***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.

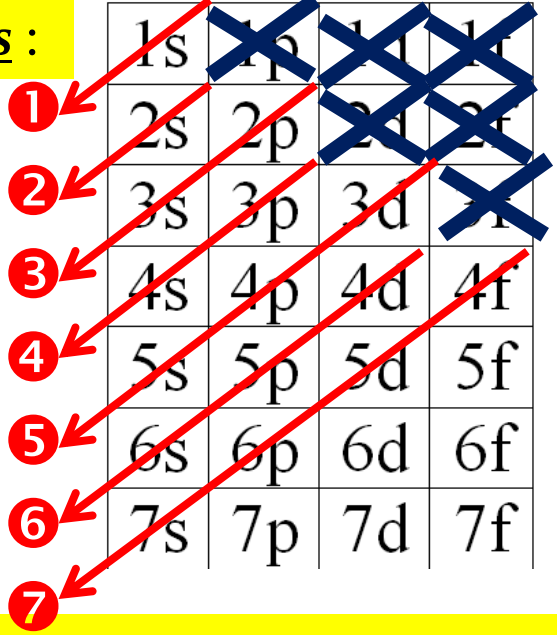
1s	~~1p~~	~~1d~~	~~1f~~
2s	2p	~~2d~~	~~2f~~
3s	3p	3d	~~3f~~
4s	4p	4d	4f
5s	5p	5d	5f
6s	6p	6d	6f
7s	7p	7d	7f

☛ *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.



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

Une OA ne peut contenir que **2 électrons au maximum**.

Sous-couche	« *ns* »	« *np* »	« *nd* »	« *nf* »
Nombre d'OA dans la sous-couche	1	3	5	7
Nombre d'électrons maximum dans la sous-couche	2 e^-	6 e^-	10 e^-	14 e^-

☛ *Ordre énergétique des sous-couches* :

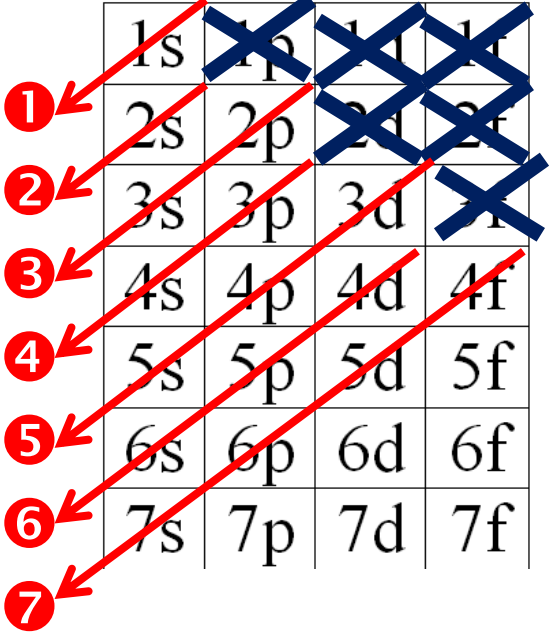
Les sous-couches sont données par **ordre croissant d'énergie** si on suit le trajet indiqué par les flèches tracées sur le tableau :

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**

Sous-couche	« *ns* »	« *np* »	« *nd* »	« *nf* »
Nombre d'OA	1	3	5	7
Nombre d'électrons maximum	2 e^-	6 e^-	10 e^-	14 e^-



☛ ***Ordre énergétique des sous-couches*** :

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

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 1*s*, 2*s*, 2*p*, 3*s*, … 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**.

état LE PLUS STABLE de l'atome, de PLUS BASSE ENERGIE

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 1*s*, 2*s*, 2*p*, 3*s*, … 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**.

état LE PLUS STABLE de l'atome, de PLUS BASSE ENERGIE

- 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] = $1s^2\ 2s^1$**		
O (Z = 8)	**[B] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$**		

	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] = $1s^2\,2s^1$ = [He] $2s^1$**		
O (Z = 8)	**[O] = $1s^2\,2s^2\,2p^4$ = [He] $2s^2\,2p^4$**		
Ne (Z = 10)	**[Ne] = $1s^2\,2s^2\,2p^6$**		
Mg (Z = 12)	**[Mg] = $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$ = [Ne] $3s^2$**		
P (Z = 15)	**[P] = $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$ = [Ne] $3s^2\,3p^3$**		
Ar (Z = 18)	**[Ar] = $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$**		
V (Z = 23)	**[V] = $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^3$**		

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)	**[Ne] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$**		
Mg (Z = 12)	**[Mg] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ = [Ne] $3s^2$**		
P (Z = 15)	**[P] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ = [Ne] $3s^2\ 3p^3$**		
Ar (Z = 18)	**[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** et ceux présents dans les **sous-couches non saturées de 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** et ceux présents dans les **sous-couches non saturées de 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
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

	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
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
V (Z = 23)	[V] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	5	18

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***.

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
V (Z = 23)	[V] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	5	18

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-}**.

[Li] = $1s^2 2s^1$ $\xrightarrow{-1\,e^-}$ [Li^+] = $1s^2$ = [He]

[O] = $1s^2 2s^2 2p^4$ $\xrightarrow{+2\,e^-}$ [O^{2-}] = $1s^2 2s^2 2p^6$ = [Ne]

[Mg] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ $\xrightarrow{-2\,e^-}$ [Mg^{2+}] = $1s^2 2s^2 2p^6$ = [Ne]

[P] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ $\xrightarrow{+3\,e^-}$ [P^{3-}] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ = [Ar]

✍- *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**.

[Li] = $1s^2\ 2s^1$ $\xrightarrow{-1\ e^-}$ $[Li^+] = 1s^2$ = [He]

[O] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ $\xrightarrow{+2\ e^-}$ $[O^{2-}] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ = [Ne]

[Mg] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ $\xrightarrow{-2\ e^-}$ $[Mg^{2+}] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ = [Ne]

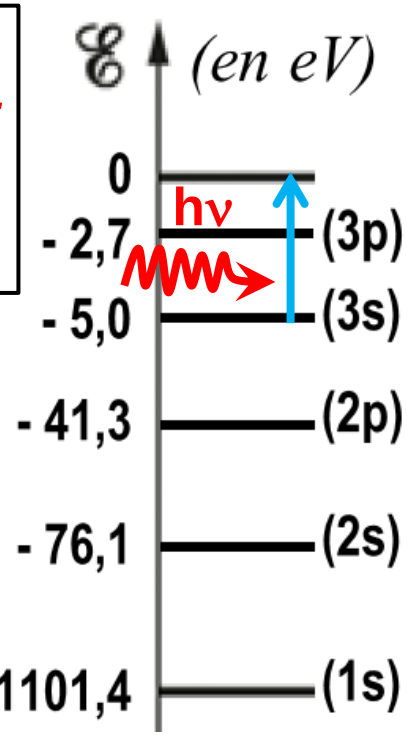
[P] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ $\xrightarrow{+3\ e^-}$ $[P^{3-}] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ = [Ar]

✍- *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 1ère 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 1ère ionisation de cet atome.*

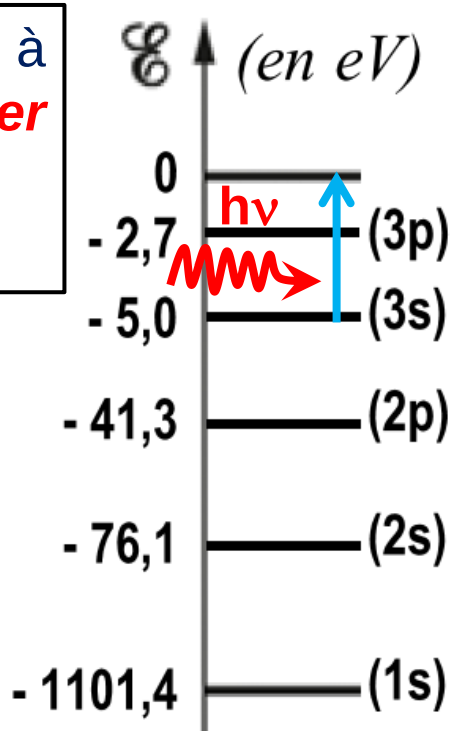
$$[Na] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$$

➡ 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 1ère 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 1ère ionisation de cet atome.*

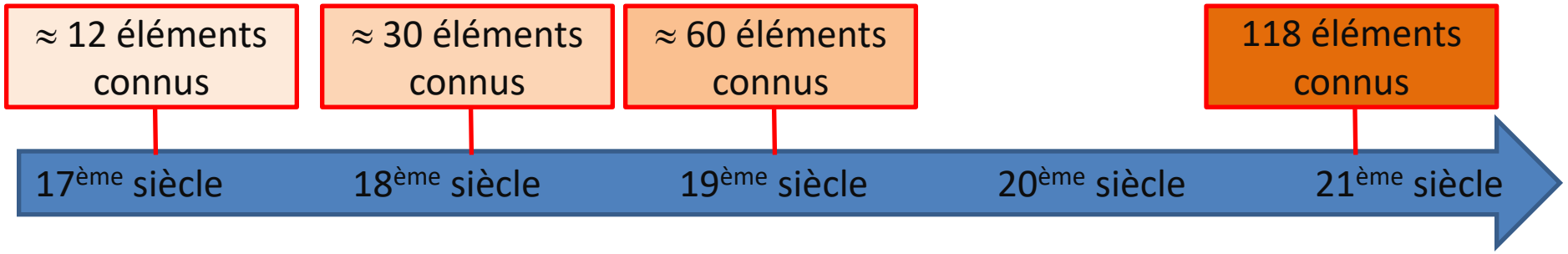
$$[Na] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$$

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

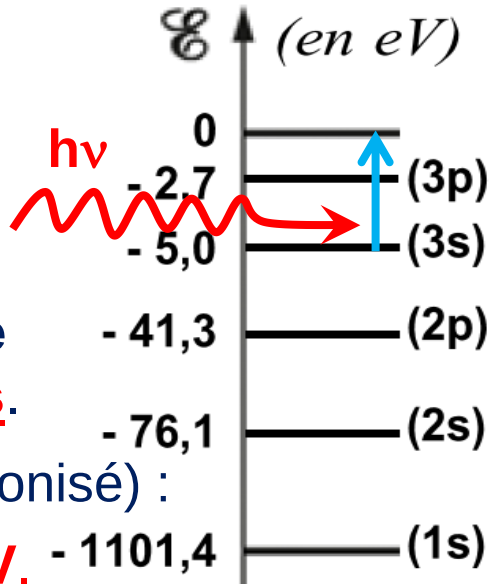
Cet électron passe de l'énergie **– 5,0 eV** à **0 eV** (état ionisé) :

➡ **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 1ère ionisation de cet atome.*



[Na] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

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

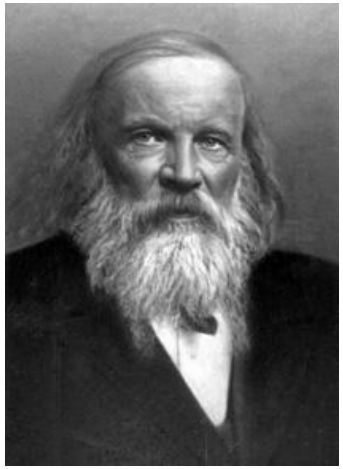
Cet électron passe de l'énergie **– 5,0 eV** à **0 eV** (état ionisé) :

➡ **Energie d'ionisation = 5,0 eV**.

5) Lien avec le tableau périodique

≈ 12 éléments connus — ≈ 30 éléments connus — ≈ 60 éléments connus — 118 éléments connus

17ème siècle — 18ème siècle — 19ème siècle — 20ème siècle — 21ème siècle



Théorie des triades

Classement par masse atomique croissante

1869 - Tableau périodique de DIMITRI MENDELEÏEV :

⇨ Inversion de quelques éléments

⇨ Prévision de nouveaux éléments et de leurs propriétés

Nom de l'élément chimique

Symbole de l'élément chimique et son **numéro atomique**

Configuration électronique de valence <u>théorique</u> de chaque atome dans son état fondamental

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

a/ ***<u>Principe de construction</u>***

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

***<u>Colonne</u>* <u>18</u> : Gaz nobles ; *<u>Colonne</u>* <u>17</u> : Halogènes ; *<u>Colonne</u>* <u>1</u> : Alcalins (sauf H)**

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**) :

***Colonne* 18** : **Gaz nobles** ; ***Colonne* 17** : **Halogènes** ; ***Colonne* 1** : **Alcalins (sauf H)**

b/ *Lien avec la configuration électronique DE VALENCE*

$[P] = 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$

Électrons de **cœur** — Électrons de **valence**

➡ configuration électronique de valence = $3s^2\,3p^3$

Lien DIRECT avec la place dans le tableau périodique

1ère Période	Hydrogène $_1H$ $1s^1$																	Hélium $_2He$ $1s^2$
2ème 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 $_{10}Ne$ $2s^2 2p^6$
3ème Période	Sodium $_{11}Na$ $3s^1$	Magnésium $_{12}Mg$ $3s^2$											Aluminium $_{13}Al$ $3s^2 3p^1$	Silicium $_{14}Si$ $3s^2 3p^2$	Phosphore $_{15}P$ $3s^2 3p^3$	Soufre $_{16}S$ $3s^2 3p^4$	Chlore $_{17}Cl$ $3s^2 3p^5$	Argon $_{18}Ar$ $3s^2 3p^6$
4ème Période	Potassium $_{19}K$ $4s^1$	Calcium $_{20}Ca$ $4s^2$	Scandium $_{21}Sc$ $4s^2 3d^1$	Titane $_{22}Ti$ $4s^2 3d^2$	Vanadium $_{23}V$ $4s^2 3d^3$	Chrome $_{24}Cr$* $4s^2 3d^4$	Manganèse $_{25}Mn$ $4s^2 3d^5$	Fer $_{26}Fe$ $4s^2 3d^6$	Cobalt $_{27}Co$ $4s^2 3d^7$	Nickel $_{28}Ni$ $4s^2 3d^8$	Cuivre $_{29}Cu$* $4s^2 3d^9$	Zinc $_{30}Zn$ $4s^2 3d^{10}$	Galium $_{31}Ga$ $4s^2 4p^1$	Germanium $_{32}Ge$ $4s^2 4p^2$	Arsenic $_{33}As$ $4s^2 4p^3$	Sélénium $_{34}Se$ $4s^2 4p^4$	Brome $_{35}Br$ $4s^2 4p^5$	Krypton $_{36}Kr$ $4s^2 4p^6$
5ème Période	Rubidium $_{37}Rb$ $5s^1$	Strontium $_{38}Sr$ $5s^2$	Yttrium $_{39}Y$ $5s^2 4d^1$	Zirconium $_{40}Zr$ $5s^2 4d^2$	Niobium $_{41}Nb$* $5s^2 4d^3$	Molybdène $_{42}Mo$* $5s^2 4d^4$	Technétium $_{43}Tc$ $5s^2 4d^5$	Ruthénium $_{44}Ru$* $5s^2 4d^6$	Rhodium $_{45}Rh$* $5s^2 4d^7$	Palladium $_{46}Pd$* $5s^2 4d^8$	Argent $_{47}Ag$* $5s^2 4d^9$	Cadmium $_{48}Cd$ $5s^2 4d^{10}$	Indium $_{49}In$ $5s^2 5p^1$	Etain $_{50}Sn$ $5s^2 5p^2$	Antimoine $_{51}Sb$ $5s^2 5p^3$	Tellure $_{52}Te$ $5s^2 5p^4$	Iode $_{53}I$ $5s^2 5p^5$	Xénon $_{54}Xe$ $5s^2 5p^6$

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

• **<u>Le bloc s</u>** : Eléments chimiques des **2 premières colonnes + l'Hélium** : une **<u>sous-couche « s » est en cours de remplissage</u>**.

➡ 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^x

<u>Exemple</u> : le Strontium (**5ème** période, **2ème** colonne du bloc s) → **<u>$5s^2$</u>**

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

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

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

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

<u>Exemple</u> : le Bismuth (6ème période, 3ème colonne du bloc p) → **<u>$6s^2\ 6p^3$</u>**

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

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

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

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

<u>Exemple</u> : le Fer (**4ème** période, **6ème** colonne du bloc d) → $4s^2\ 3d^6$

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

• **Le bloc d** : Eléments 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 : $ns^2\ (n\text{-}1)d^x$

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

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

Lanthane $_{57}La$ $6s^24f^1$	Cérium $_{58}Ce$ $6s^24f^2$	Praséodyme $_{59}Pr$ $6s^24f^3$	Néodyme $_{60}Nd$ $6s^24f^4$	Prométhium $_{61}Pm$ $6s^24f^5$	Samarium $_{62}Sm$ $6s^24f^6$	Europium $_{63}Eu$ $6s^24f^7$	Gadolinium $_{64}Gd$ $6s^24f^8$	Terbium $_{65}Tb$ $6s^24f^9$	Dysprosium $_{66}Dy$ $6s^24f^{10}$	Holmium $_{67}Ho$ $6s^24f^{11}$	Erbium $_{68}Er$ $6s^24f^{12}$	Thulium $_{69}Tm$ $6s^24f^{13}$	Ytterbium $_{70}Yb$ $6s^24f^{14}$
Actinium $_{89}Ac$ $7s^25f^1$	Thorium $_{90}Th$ $7s^25f^2$	Protactinium $_{91}Pa$ $7s^25f^3$	Uranium $_{92}U$ $7s^25f^4$	Neptunium $_{93}Np$ $7s^25f^5$	Plutonium $_{94}Pu$ $7s^25f^6$	Américium $_{95}Am$ $7s^25f^7$	Curium $_{96}Cm$ $7s^25f^8$	Berkélium $_{97}Bk$ $7s^25f^9$	Californium $_{98}Cf$ $7s^25f^{10}$	Einsteinium $_{99}Es$ $7s^25f^{11}$	Fermium $_{100}Fm$ $7s^25f^{12}$	Mendélévium $_{101}Md$ $7s^25f^{13}$	Nobelium $_{102}No$ $7s^25f^{14}$

• **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** : Eléments 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 : $ns^2\ (n\text{-}1)d^x$

Exemple : le Fer (4ème période, 6ème 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 $ns^2\ (n-2)f^x$.

c/ *Evolution de quelques propriétés atomiques*

Le rayon atomique

• ***Définition*** : Le rayon atomique est la ***distance la plus probable*** entre **le noyau d'un atome** et les **électrons de valence** qui en sont **le plus éloignés**

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

• ***Définition*** : Le rayon atomique est la ***distance la plus probable*** entre **le noyau d'un atome** et les **électrons de valence** qui en sont **le plus éloignés** .

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*** : Quand on descend dans une colonne, le nombre quantique ***n*** augmente, donc **on rajoute une couche électronique**.

➡ **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 donc une **force d'attraction croissante de la part du noyau**, ce qui les fait se rapprocher de celui-ci.

➡ **Le rayon atomique DIMINUE de gauche à droite dans une période**.

• ***Evolution dans une COLONNE*** : Quand on descend dans une colonne, le nombre quantique ***n*** augmente, donc **on rajoute une couche électronique**.

➡ **Le rayon atomique AUGMENTE quand on descend dans une colonne**.

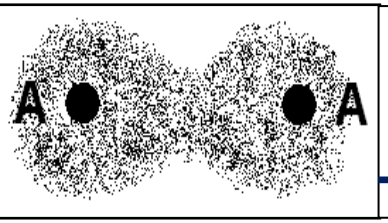
• ***Evolution dans une PERIODE*** : Dans une ligne, les e^- de valence sont sur la même couche mais de gauche à droite, **la charge du noyau augmente**.

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

➡ **Le rayon atomique DIMINUE de gauche à droite dans une période**.

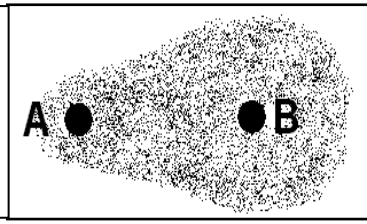
L'électronégativité

• ***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***.



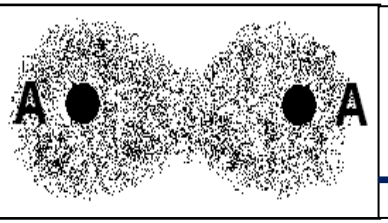
Pas de différence d'électronégativité
→ **liaison non polarisée**

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



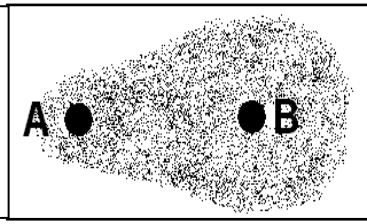
L'électronégativité

• ***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
$^{\delta+}A–B^{\delta–}$



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

• ***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***.

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 bas en haut dans une colonne** ;
- **de gauche à droite dans une période**.

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

• ***Evolution*** :

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

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

Polarisabilité

• ***Définition*** : La polarisabilité d'un atome est la ***capacité qu'a son nuage électronique à se déformer facilement*** sous l'influence d'un champ électrique extérieur.

POLARISABILITE DE QUELQUES ATOMES (x 10 ^{40} $C^2.m^2.J^{-1}$)

H (-)								He (-)
Li (13,6)	Be (10)		B (-)	C (1,7)	N (-)	O (0,8)	F (-)	Ne (0,15)
Na (30)	Mg (-)	Bloc d	Al (9,8)	Si (6,12)	P (3,9)	S (-)	Cl (2,7)	Ar (1,7)
K (37,8)	Ca (-)		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 quand on descend dans une colonne et de droite à gauche dans une période**.