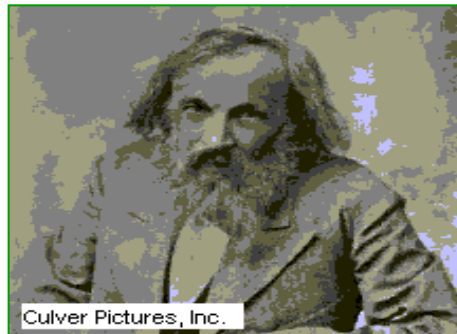
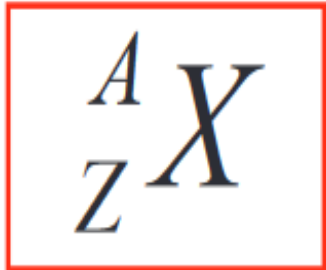


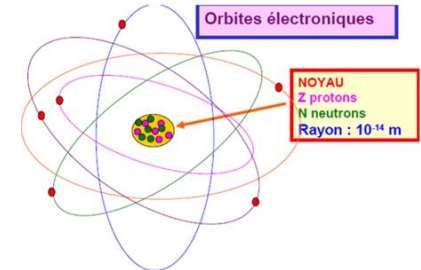


# ARCHITECTURE DE LA MATIÈRE

## CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS ET ÉLECTRONÉGATIVITÉ



**Dimitri Ivanovitch MENDELEIEV**  
**1834-1907**



**Dr YAYA COULIBALY**

**Email:** [yaya.coulibaly@usp.edu.ci](mailto:yaya.coulibaly@usp.edu.ci)

**Contact:** 00225 07 08 43 80 93

# **BIBLIOGRAPHIE**

- ZIAO Nahossé, Cours d'Atomistique et de Liaison chimique, Licence 1 , Abidjan, 2021**
- DONGUI B.K. , Cours d'Atomistique – Licence1 , Daloa.**
- J. Mesplède, J.-L. Queyrel, Atomistique et Structures, Précis de Chimie, Cours et exercices résolus, Bréal,1996**
- R. Didier, Chimie générale, Cours avec exercices, Tec. et Doc.-Lavoisier, 1993**
- P. Arnaud, Cours de Chimie physique, édit. Dunod, 1993**
- Stéphane MATHE, Chimie des solutions, DUNOD, Paris, 2017**
- André DURUPHTY, Jacques ESTIENNE, Magali GIACINO, Alain JAUBERT, Claude MESNIL, Chimie, H PREPA Tout-en-un PCSI 1<sup>ière</sup> année**
- Bruno FOSSET, Jean-Bernard BAUDIN, Frédéric LAHITETE, Chimie, DUNOD, 2021**

# INTRODUCTION

**Le tableau de classification périodique historiquement attribué à Dimitri Ivanovitch MENDELEIEV, témoigne des ressemblances chimiques entre éléments, à intervalle périodique de numéros atomiques.**

**La compréhension de son architecture permet une bonne maîtrise de la matière.**

**L'avènement de la mécanique quantique a permis une interprétation et une compréhension nouvelle de la classification périodique.**

# **OBJECTIF GÉNÉRAL**

**Comprendre le tableau de classification périodique**

## **OBJECTIFS SPÉCIFIQUES**

- **Donner les constituants de l'atome**
- **Établir la configuration électronique d'un atome et d'un ion monoatomique.**
- **Déterminer la longueur d'onde d'une radiation émise ou absorbée à partir de la valeur de la transition énergétique et inversement.**
- **Décrire le tableau de classification périodique**
- **Prévoir la formule des ions monoatomiques d'un élément.**
- **Comparer l'électronégativité de deux éléments selon leur position dans le tableau périodique.**

# PLAN DU COURS

## 1-Constitution de l'atome

## 2-Configuration électronique des atomes et des ions

### 2-1 Nombres quantiques

### 2-2 Niveaux d'énergie des électrons dans un atome et remplissage des couches

### 2-3 Électrons de cœur et électrons de valence

### 2-4 Diagramme qualitatif des niveaux d'énergie

## 3- Transition énergétique et longueur d'onde

### 3-1 Émission et absorption

### 3-2 Énergie $E$ du photon émis ou absorbé

## 4-Classification périodique des éléments chimiques

### 4-1 Historique

### 4-2 Principe

### 4-3 Les différents blocs du tableau de la classification périodique

### 4-4 Quelques familles d'éléments

### 4-5 Actualisation du tableau de la classification périodique

## 5- Prédiction des formules des ions monoatomiques

## 6- Électronégativité

# 1-Constitution de l'atome

## Les constituants de la matière

Certains philosophes grecs comme **Leucippe** ou **Démocrite** avaient soupçonné que la **matière** était composée de **parcelles indivisibles**.

Selon eux la matière est **discontinue** et le plus petit grain est appelé **atome**.

# Les constituants de la matière

De nos jours le caractère discontinu de la matière est bien vérifié; toutefois l'atome n'est pas indivisible.

De quoi est-il fait puisqu'il n'est plus le «**dernier grain indivisible** » comme le pensaient les philosophes grecs.

# Les constituants de la matière

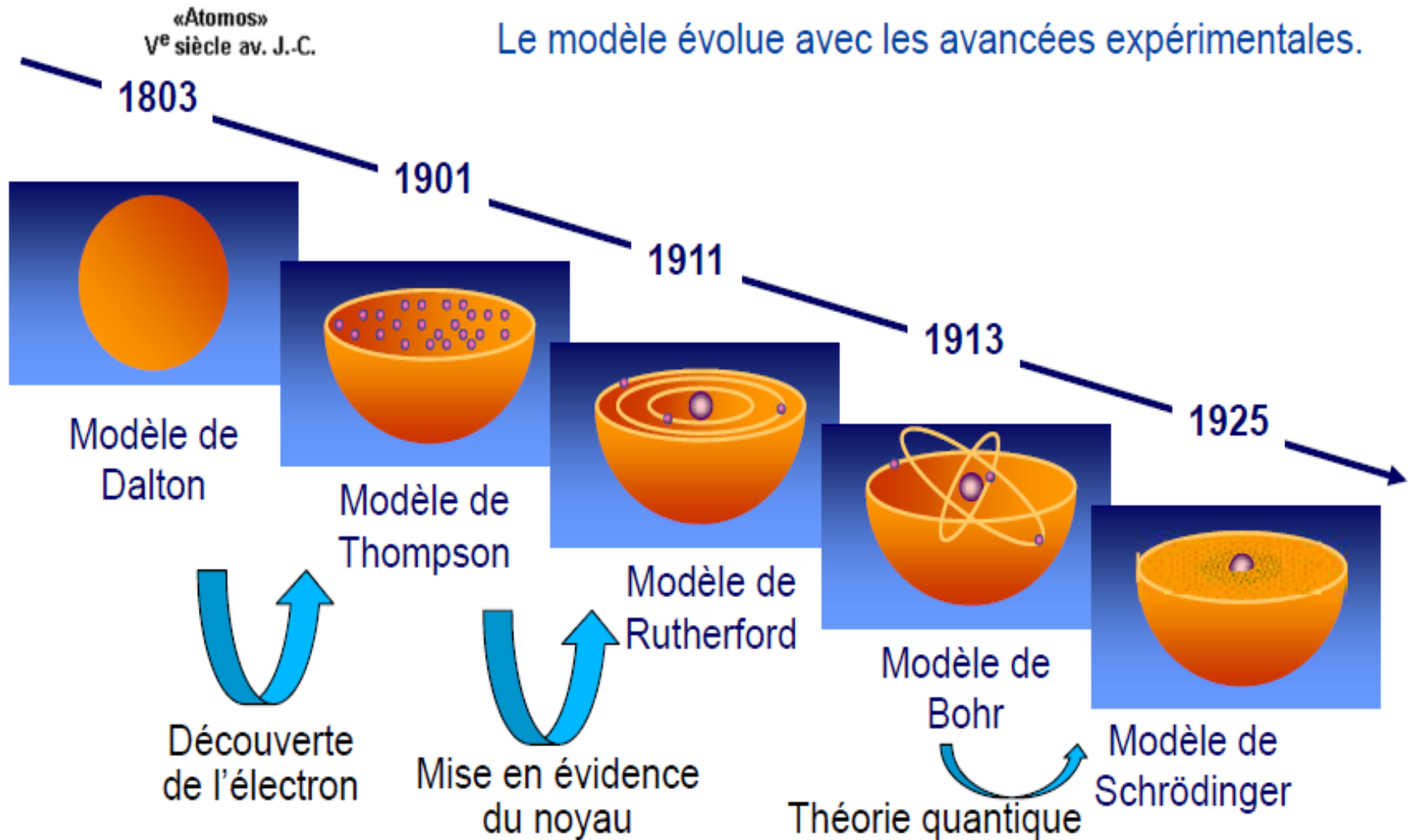
De l'ancien concept philosophique de l'antiquité, on est passé à un concept qui demeure théorique (car non visible) mais qui est bien accepté par tous.

Plusieurs modèles rendent compte de la constitution d'un atome

# Modèles de l'atome

1<sup>e</sup> idée grecque

Le modèle évolue avec les avancées expérimentales.



# Les constituants de l'atome

Plusieurs expériences ont montré que l'atome est constitué d'un noyau et d'un nuage électronique.

Rutherford a montré que la totalité de la charge positive d'un atome est concentrée en son centre, dans un espace extrêmement petit qui est le noyau.

Les **électrons**, qui portent la **charge négative** de l'atome, évoluent quant à eux autour du noyau.

# -Constitution du noyau atomique

Le noyau est formé de particules élémentaires qui sont les **protons** et les **neutrons**.

L'ensemble des protons et des neutrons constitue les **nucléons**.

▪ Charge du proton:

$$q_p = +e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} .$$

▪ Masse du proton:

$$m_p = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \approx 1836 m_e .$$

▪ Charge du neutron: **nulle**

▪ Masse du neutron:

$$m_n = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg} .$$

# -Masse et charge des particules de l'atome

Proton	Neutron	Electron
$q = +1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$q = 0$	$q = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
$m = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$m = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$m = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

La quasi-totalité de la masse de l'atome est concentrée dans le noyau.

## -Taille de l'atome

L'atome est extrêmement petit, invisible à l'œil nu.

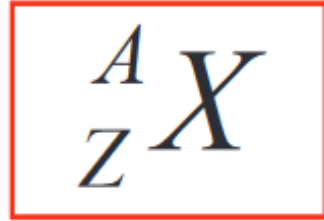
Les dimensions sont de l'ordre de

$10^{-10}$  m pour le noyau

$10^{-15}$  m pour le nuage électronique

# Représentation de l'atome

A chaque élément chimique est associé un symbole:



Z: numéro atomique ou nombre de charge; il désigne le nombre de protons .

A : nombre de masse; il représente le nombre de nucléons

Soit N le nombre de neutrons du noyau, on a la relation :

$$A = Z + N$$

### Exercice d'application:

L'atome de phosphore se note  ${}_{15}^{31}P$

Préciser la constitution de cet atome

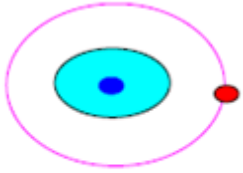
# Isotopes

Ce sont des atomes de même numéro atomique  $Z$  et de nombre de masse  $A$  différent.

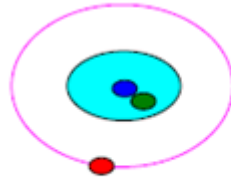
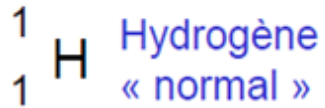
Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes.

Il n'est pas possible de les séparer par des réactions chimiques, par contre cela peut être réalisé en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse.

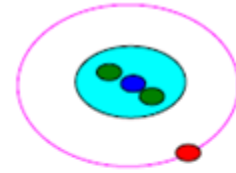
## Représentation symbolique des trois isotopes de l'élément Hydrogène



$$\begin{aligned} Z &= 1 \\ N &= 0 \\ A &= Z + N = 1 \end{aligned}$$



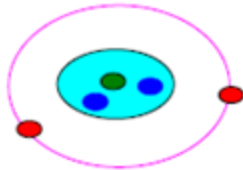
$$\begin{aligned} Z &= 1 \\ N &= 1 \\ A &= Z + N = 2 \end{aligned}$$



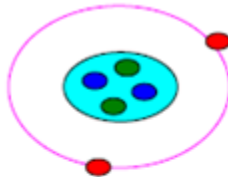
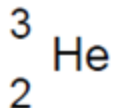
$$\begin{aligned} Z &= 1 \\ N &= 2 \\ A &= Z + N = 3 \end{aligned}$$



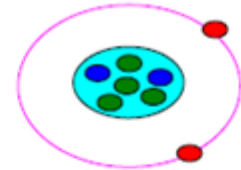
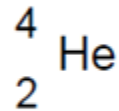
## Représentation symbolique des trois isotopes de l'élément Hélium



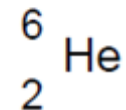
$$\begin{aligned} Z &= 2 \\ N &= 1 \\ A &= Z + N = 3 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} Z &= 2 \\ N &= 2 \\ A &= Z + N = 4 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} Z &= 2 \\ N &= 4 \\ A &= Z + N = 6 \end{aligned}$$



# Masse molaire atomique

Dans le cas général, un élément possède un ou plusieurs isotopes.

La masse molaire atomique isotopique, c'est la masse molaire caractéristique de chaque isotope :

## Exemple

$$M({}^{16}_8\text{O}) = 15,99491 \text{ g/mol}$$

$$M({}^{18}_8\text{O}) = 17,99915 \text{ g/mol}$$

La masse molaire élémentaire, c'est la masse de l'élément, c'est-à-dire de l'ensemble des isotopes naturels. C'est la plus couramment utilisée.

La masse molaire élémentaire a pour expression:

$$M = \sum(x_i \cdot M_i) \text{ (g/mole)}$$

avec  $x_i$  l'abondance naturelle de l'isotope  $i$

## Exemple

On donne les deux isotopes du carbone et leur abondance relative:

$^{12}\text{C}$ (98,89 %)      et       $^{13}\text{C}$ (01,1 %)

Calculer la masse molaire du carbone

$$M_{\text{C}} = 0,9889 \cdot M(^{12}\text{C}) + 0,011 \cdot M(^{13}\text{C})$$

$$M_{\text{C}} = 0,9889 \times 12 + 0,011 \times 13 = 12,01 \text{ g/mol}$$

# Masse de l'atome

La masse d'un atome se calcule en faisant la somme des masses de ses divers constituants:

$$m_{\text{atome}} = Z m_{\text{proton}} + N m_{\text{neutron}} + Z m_{\text{électron}}$$
$$m_a = Z m_p + N m_n + Z m_e$$

La masse des électrons est très faible devant celle des protons ou des neutrons, nous pourrions donc la négliger.

$$m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_a \approx 1,67 \cdot 10^{-27} (Z + N) \approx 1,67 \cdot 10^{-27} A$$

$$A = Z + N = \text{Nombre de Masse}$$

L'utilisation des unités (kg ou g) n'est pas commode pour les objets microscopiques.

Des unités chimiques plus faciles à manipuler ont donc été choisies; il s'agit par exemple de l'unité de masse atomique (u.m.a). L'élément de référence est le carbone 12.

# Mole et masse molaire

A l'échelle microscopique, on raisonne sur une certaine quantité de matière appelée mole.

✓ La mole est la quantité de matière qui contient autant d'atomes qu'il y en a dans **12g de carbone 12**.

✓ Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro** ou **constante d'Avogadro**:  
 $N = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

## Unité de masse atomique

Notation: **uma** ou **u**.

« L'uma est la 12ème partie de la masse d'un atome de l'isotope 12 du carbone ».

**Référence:** la masse molaire de l'isotope  $^{12}\text{C}$  est fixée à exactement **12,000000 g**.

$$1u = \frac{1}{12} \left( \frac{12,000000}{\mathcal{N}} \right) = \frac{1}{6,0221367 \cdot 10^{23}} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Dans cette nouvelle unité **plus adaptée**, les masses de l'électron, du proton et du neutron sont les suivantes :

$$m_e = \frac{9,1093897 \cdot 10^{-28}}{1,66054 \cdot 10^{-24}} = 5,4858 \cdot 10^{-4} \text{ u}$$

$$m_p = \frac{1,6726231 \cdot 10^{-24}}{1,66054 \cdot 10^{-24}} = 1,0073 \text{ u}$$

$$m_n = \frac{1,6749286 \cdot 10^{-24}}{1,66054 \cdot 10^{-24}} = 1,0087 \text{ u}$$

**La masse d'un noyau contenant Z protons et N neutrons est :**

$$M = 1,0073Z + 1,0087N \approx Z + N = A$$

**La masse du noyau est environ égale au nombre de nucléons.  
C'est pourquoi le nombre de nucléons est aussi appelé  
*nombre de masse.***

# Unité de masse atomique

L'unité de masse atomique vaut donc:  $1/N$  (g)

Il y a donc une correspondance directe entre la masse d'un atome en u.m.a et sa masse molaire en g.

Dire qu'un atome a une masse de  $M$  u.m.a est équivalent à dire que sa masse molaire atomique est de  $M$  g.mol<sup>-1</sup>

$$1 \text{ u.m.a} = 1/6,022 \cdot 10^{23} \approx 1,67 \cdot 10^{-24} \text{g} \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Comme nous l'avons vu, la masse du proton (ou du neutron) est environ  $1,67 \cdot 10^{-27}$  kg.

$$m_p \approx m_n \approx 1 \text{ u.m.a}$$

Et comme:  $m_a \approx 1,67 \cdot 10^{-27} (Z + N) \approx 1,67 \cdot 10^{-27} A$

La masse de l'atome exprimée en u.m.a ou sa masse molaire exprimée en g sont pratiquement égales à son nombre de masse  $A = Z + N$

Dans la plupart des situations courantes en chimie, cette approximation sera valable et pourra donc être utilisée si on n'a pas besoin d'une précision extrême.

# Défaut de masse

La masse d'un noyau est toujours inférieure à la somme des masses des nucléons qui le constituent.

Cette différence est le **défaut de masse**.

Ce défaut de masse est lié à la quantité d'énergie ( $E$ ) perdue lors de la formation du noyau à partir des nucléons.

Cette **perte de masse** permet d'atteindre **l'énergie de cohésion** du noyau.

$$\Delta m = [(Z \cdot m_p) + (A-Z)m_n] - m_{\text{réelle du noyau}}$$

D'après la relation d'**Einstein**  
d'équivalence Masse-Energie:  $E = mc^2$

Lors de la formation du noyau à partir des **protons** et des **neutrons**, pris **séparément**, une partie de la masse des particules est transformée en **énergie**.

La masse du **noyau** est toujours inférieure à la somme des masses de ses constituants; il y a une perte de masse  $\Delta m$  qui se transforme en énergie suivant la relation:

$$E = \Delta m \cdot c^2 \quad (\text{énergie de cohésion})$$

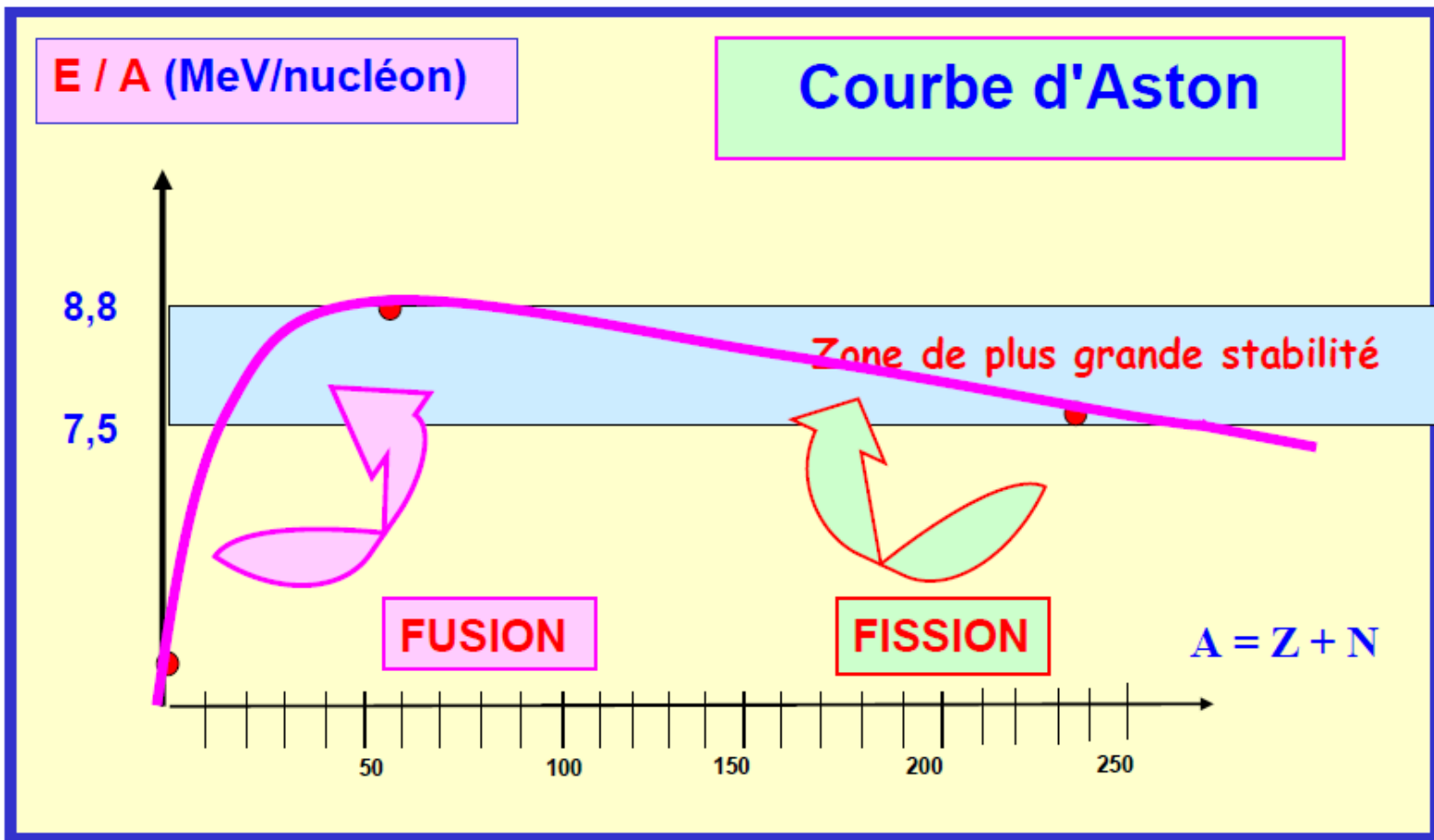
Pour détruire le noyau, il faudra fournir une énergie équivalente.

Un noyau sera d'autant plus stable que son énergie de cohésion sera grande.

Cette **énergie de cohésion** est de l'ordre du **Mev/nucléon**

$$(1 \text{ Mev} = 10^6 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{ J})$$

On porte sur un diagramme appelé **courbe d'Aston** la représentation graphique de cette énergie moyenne de cohésion en fonction du nombre **A** de nucléon.



Stabilisation des « atomes légers » = **FUSION**

Stabilisation des « atomes lourds » = **FISSION**

La courbe obtenue présente un maximum vers  $A = 60$ ; les atomes correspondant sont les atomes les plus stables qui existent.

# Conclusion partielle

**Ce premier point a été consacré aux notions essentielles concernant la structure de la matière.**

**Particulièrement la constitution du noyau de l'atome a été étudiée.**

**Intéressons nous à présent au cortège électronique des atomes qui est à la base de la réactivité chimique des éléments**

# 2-Configuration électronique des atomes et des ions

## 2-1 Nombres quantiques

En mécanique quantique, l'état d'un électron d'un atome peut être décrit à l'aide de quatre nombres dits quantiques et notés :  $n, \ell, m_l, m_s$

### Nombre quantique principal

- $n$  est appelé **nombre quantique principal**. C'est un nombre entier strictement positif. Ce nombre caractérise le **niveau** occupé par l'électron, ou la **couche** qu'il occupe.

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

## Nombre quantique secondaire

- $\ell$  est appelé **nombre quantique secondaire** ou **azimutal**. Ce deuxième nombre quantique caractérise la **sous-couche** occupée par l'électron. C'est un nombre entier positif ou nul inférieur ou égal à  $n - 1$  :

$$0 \leq \ell \leq n-1$$

## Nombre quantique magnétique

- $m_\ell$  est appelé nombre quantique magnétique. caractérise **la case quantique** occupée par l'électron. C'est un entier relatif compris entre : -  $\ell$  et  $\ell$

$$- \ell \leq m_\ell \leq + \ell$$

## Nombre quantique de spin

- $m_s$  est appelé nombre quantique magnétique de spin. Pour un électron,  $m_s$  peut prendre deux valeurs seulement :  $m_s = +\frac{1}{2}$  ou  $m_s = -\frac{1}{2}$

L'état d'un électron est décrit par le quadruplet :  $(n, \ell, m_\ell, m_s)$

Valeur de $\ell$	0	1	2	3	4
Type d'orbitale atomique	s	p	d	f	g

### Exercice d'application :

Donner les sous-couches de la couche  $n=3$  .

## Exercice d'application:

Donner les sous-couches de la couche  $n=3$  .

### Résolution

Il y a autant de sous-couches que de valeurs possibles du nombre quantique secondaire  $\ell$ .

Pour  $n=3$  on a  $0 \leq \ell \leq 2$

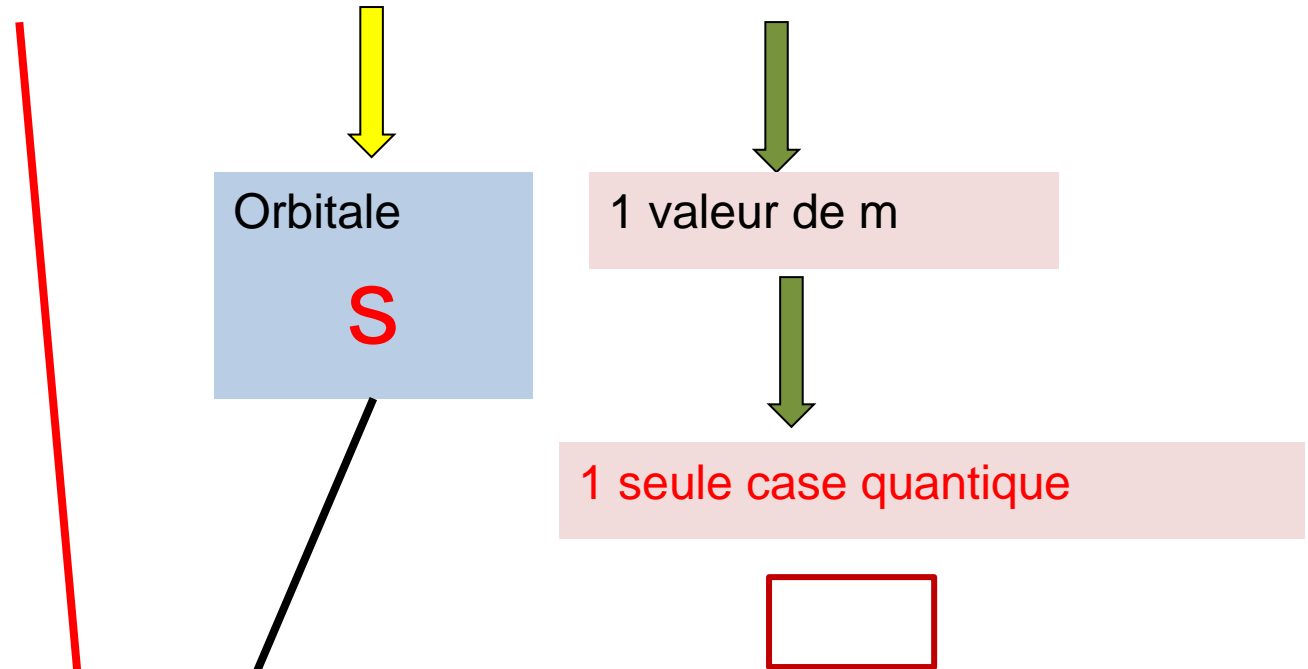
Si  $\ell = 0$  , sous-couche 3s

Si  $\ell = 1$  , sous-couche 3p

Si  $\ell = 2$  , sous-couche 3d

# Quelques orbitales et cases quantiques

- Pour  $n = 1 \Rightarrow \ell = 0$  et  $m_\ell = 0$



Orbitale 1s : n = 1, ℓ = 0

• Pour  $n = 2$

$$\ell = 0$$



$$m_\ell = 0$$

1 valeur de  $m$

1 seule case quantique



Orbitale:  $2s$

et

$$\ell = 1$$



$$m_\ell = -1$$

$$m_\ell = 0$$

$$m_\ell = +1$$

3 valeurs de  $m$

3 cases quantiques



$p_x$

$p_y$

$p_z$

Orbitale:  $2p$

Dans une **couche** caractérisée par le nombre quantique principale **n**, il y a  $n^2$  **cases quantiques**

Cette couche peut contenir au **maximum**  $2 n^2$  électrons

**Exemple:**

-La couche de rang  $n=3$  comprend  $3^2 = 9$  cases (1 case 3s ; 3 cases 3p et 5 cases 3d)

-Cette couche peut contenir au maximum  $2 \times 3^2 = 18$  électrons

## 2-2 Niveaux d'énergie des électrons dans un atome et remplissage des couches

### -Quantification de l'énergie

L'énergie d'un électron d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs bien déterminées : cette énergie est **quantifiée**.

Ces valeurs d'énergie d'un électron ne dépendent que du nombre quantique principal  $n$  et du nombre quantique secondaire  $l$ .

L'énergie d'un atome est égale à la somme des énergies de ses différents électrons : elle est donc quantifiée.

## -Niveaux d'énergie

Les électrons d'un atome se répartissent sur des niveaux d'énergie.

Un niveau d'énergie est caractérisé par un doublet  $(n, \ell)$ .

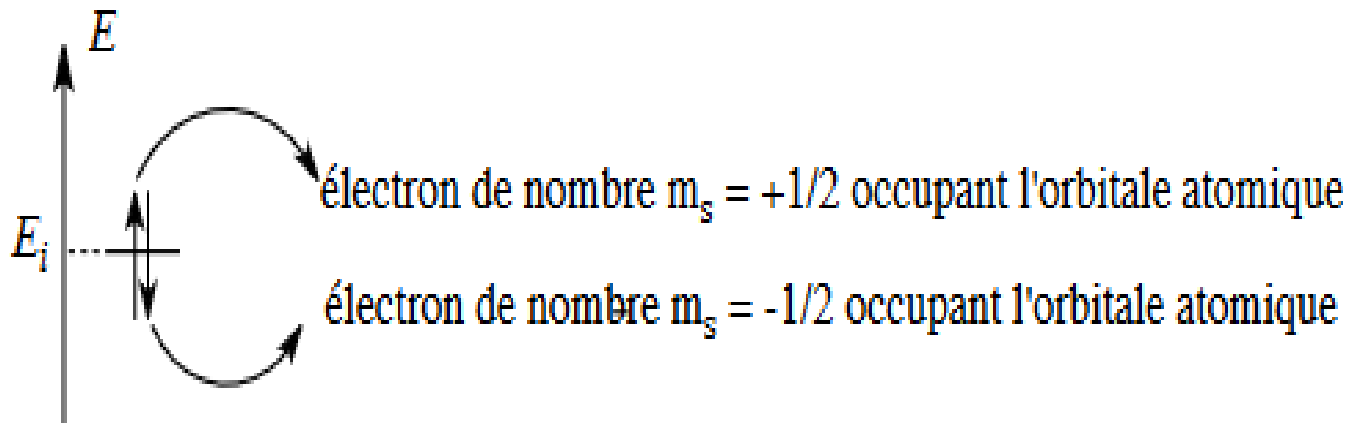
Lorsqu'à un même niveau d'énergie correspondent plusieurs orbitales atomiques, ce niveau d'énergie est dit dégénéré.

La **dégénérescence** d'un niveau d'énergie est le nombre d'orbitales atomiques correspondant à ce niveau d'énergie.

# -Diagramme énergétique

Sur un diagramme d'énergie, une orbitale atomique est schématisée par un segment horizontal représentant son énergie.

L'état de spin sera représenté par une flèche verticale, orientée vers le haut pour un état  $m_s = +1/2$  et orientée vers le bas pour un état  $m_s = -1/2$ .



## -Principe de PAULI

Dans une même case quantique,  $(n; \ell; m)$  sont fixés. On ne peut placer que **deux électrons au maximum** avec leurs nombres quantiques de **spin opposés**.

# -Règle de KLECHKOWSKI

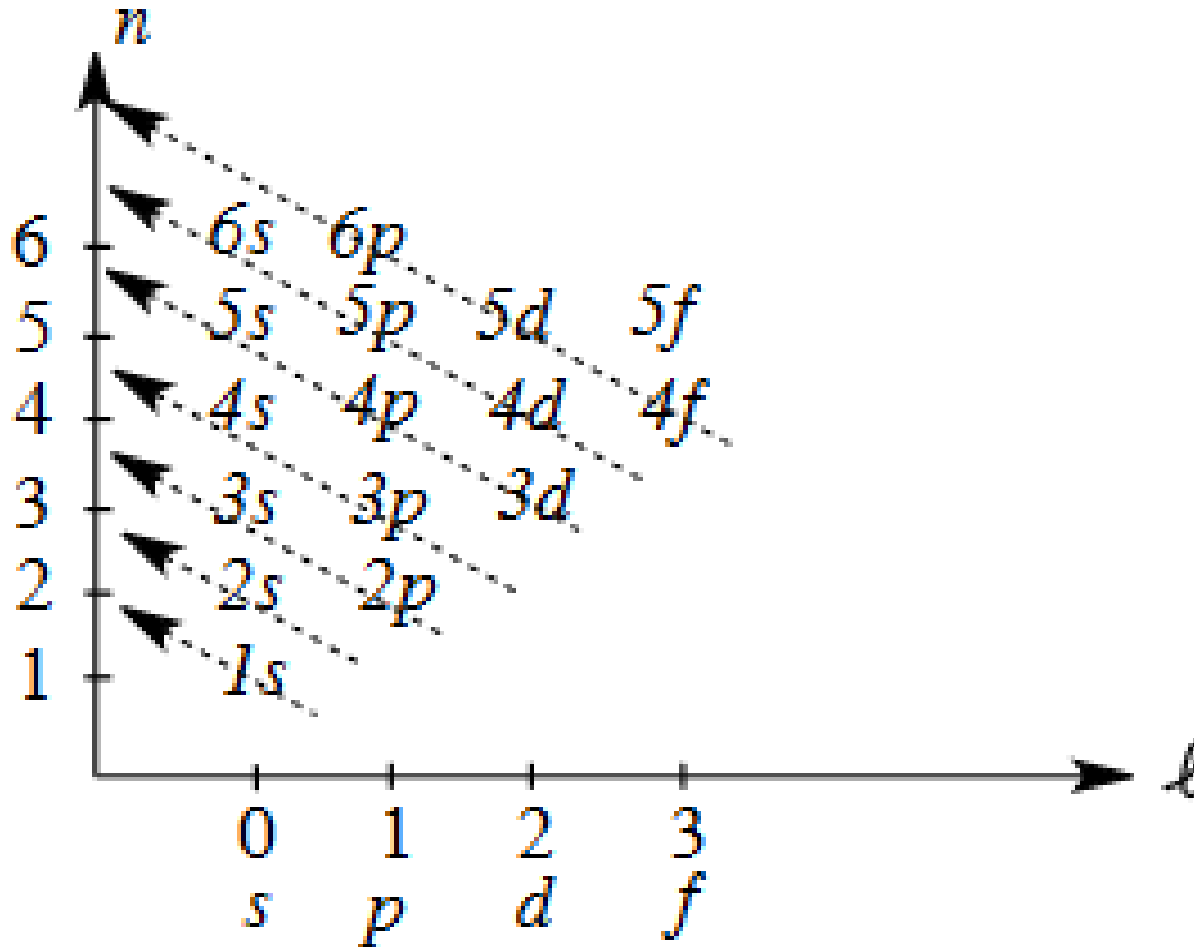
L'ordre de remplissage des diverses couches et sous-couches se fait par valeurs croissantes du couple  $(n + \ell)$

L'ordre de remplissage est le suivant:

$(1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d7p \dots)$

Si deux ou plusieurs couples  $(n + \ell)$  conduisent à la même valeur, ils seront classés par ordre de  $n$  croissant.

# Représentation mnémotechnique de l'ordre énergétique des orbitales atomiques



# -Règle de HUND

Dans une sous-couche multiple, les électrons occupent le maximum de cases à l'état d'électrons célibataires à spins parallèles, avant de former des doublets



ou



?

La bonne représentation selon Hund

## Exercice 1:

Donner la configuration électronique des atomes suivants:  ${}_6\text{C}$  ;  ${}_8\text{O}$  ;  ${}_{11}\text{Na}$  ;  ${}_{17}\text{Cl}$  ;  ${}_{13}\text{Al}$

## Exercice 2:

Donner la configuration électronique des ions suivants:  ${}_{11}\text{Na}^+$  ;  ${}_{17}\text{Cl}^-$  ;  ${}_8\text{O}^{2-}$  ;  ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$

- Le fer Fe possède la configuration électronique (selon la règle de KLECHKOWSKI) :



réécrite sous la forme :



La configuration électronique de l'ion  $\text{Fe}^{2+}$  est obtenue en éliminant les deux électrons les moins liés (électrons  $4s$ ). Il s'agit donc de :



ou plus simplement :



## Quelques exceptions dans l'ordre de remplissage

Dans la majorité des cas, il suffit de suivre la règle de Klechkowski pour obtenir cette configuration. Il existe toutefois des exceptions.

**Exemple 1:** Soit à établir la configuration électronique de l'élément  $Z = 53$

Ordre de remplissage selon Klechkowski :

1  $s^2$  , 2  $s^2$  , 2  $p^6$  , 3  $s^2$  , 3  $p^6$  , 4  $s^2$  , 3  $d^{10}$  , 4  $p^6$  ,  
5  $s^2$  , 4  $d^{10}$  , 5  $p^5$

il est nécessaire de remettre les diverses couches et sous-couches dans leur ordre naturel par valeur croissantes de  $n$  :

1  $s^2$  , 2  $s^2$  , 2  $p^6$  , 3  $s^2$  , 3  
 $p^6$  , 3  $d^{10}$  , 4  $s^2$  , 4  $p^6$  , 4  
 $d^{10}$  , 5  $s^2$  , 5  $p^5$

**Exemple 2:** Soit à établir la configuration électronique de l'élément  $Z = 37$

Ordre de remplissage selon Klechkowski :

$1 s^2, 2 s^2, 2 p^6, 3s^2, 3 p^6, 4 s^2, 3 d^{10}, 4p^6, 5 s^1$

Soit une fois remis dans l'ordre

$1 s^2, 2 s^2, 2 p^6, 3s^2,$   
 $3 p^6, 3 d^{10}, 4 s^2, 4p^6, 5 s^1$

## -Configurations électroniques simplifiées

Pour tenir compte de la remarque précédente, nous allons adopter une **écriture simplifiée** des configurations électroniques mettant en évidence la **couche de valence**.

Pour cela, nous allons utiliser des atomes particuliers appelés **gaz rares** (ou nobles ou inertes). Ces gaz rares ont la particularité d'être chimiquement très stables.

Pour décrire rapidement la configuration électronique d'un élément quelconque sans avoir à écrire toutes les couches et sous-couches internes, on va écrire cette configuration sous la forme condensée.

**[Configuration du gaz rare] + couches externes.**

Le gaz rare sera celui dont le numéro atomique est le plus proche possible du numéro atomique de l'élément considéré (tout en étant inférieur à celui-ci).

He pour  $2 < Z < 10$

Ne pour  $10 < Z < 18$

Ar pour  $18 < Z < 36$

Kr pour  $36 < Z < 54$

Xe pour  $54 < Z < 86$

Rn pour  $Z > 86$

## Exemple

pour  $Z = 53$  dont la configuration complète a été établie précédemment

$1 s^2, 2 s^2, 2 p^6, 3 s^2, 3 p^6, 3 d^{10}, 4 s^2, 4 p^6, 4 d^{10}, 5 s^2, 5 p^5$

on écrira plus simplement :  $(Kr) 4d^{10}, 5s^2, 5p^5$

pour  $Z = 88$  on écrira :

$88 = 86 + 2 \rightarrow (Rn) 7s^2$

pour  $Z = 48$  on écrira :

$48 = 36 + 12$

$\rightarrow (Kr) 5s^2, 4d^{10}$

$\rightarrow (Kr) 4d^{10}, 5s^2$

pour  $Z = 33$  on écrira :

$33 = 18 + 15$

$\rightarrow (Ar) 4s^2, 3d^{10}, 4 p^3$

$\rightarrow (Ar) 3d^{10}, 4s^2, 4 p^3$

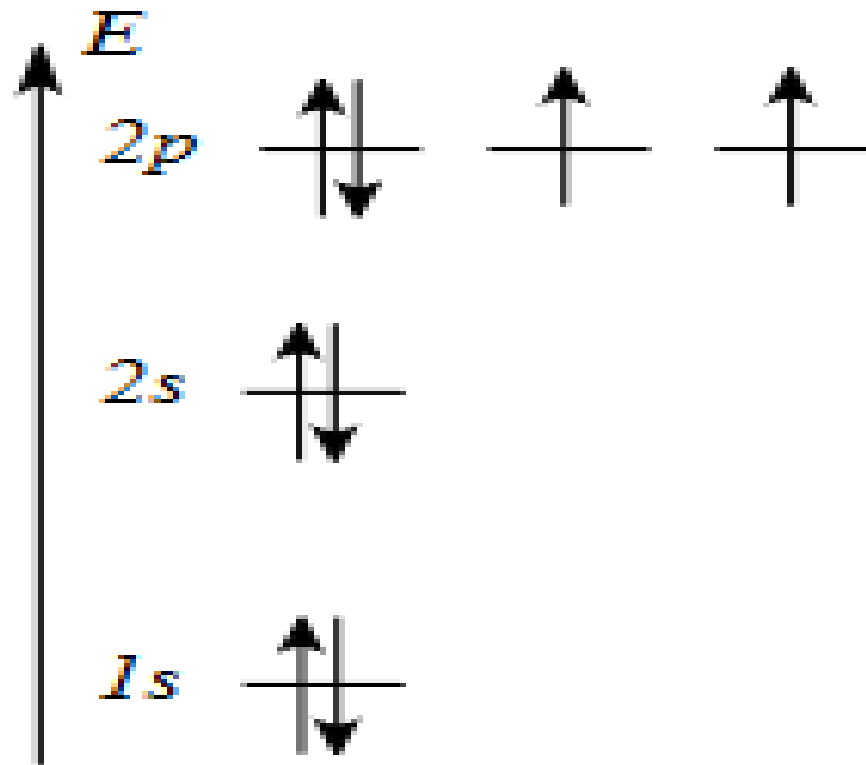
## **2-3 Électrons de cœur et électrons de valence**

**Les électrons de valence sont ceux dont le nombre quantique principal est le plus élevé et ceux qui appartiennent à des sous-couches en cours de remplissage.**

**Les autres électrons de l'atome sont appelés électrons de cœur : ils occupent les sous-couches de plus basse énergie ; ce sont les électrons les plus liés au noyau.**

# 2-4 Diagramme qualitatif des niveaux d'énergie

## Cas de l'oxygène ${}_8\text{O}$



Le passage d'un électron d'un niveau d'énergie à un autre est une transition correspondant à une onde de longueur bien définie. C'est l'objet du point suivant.

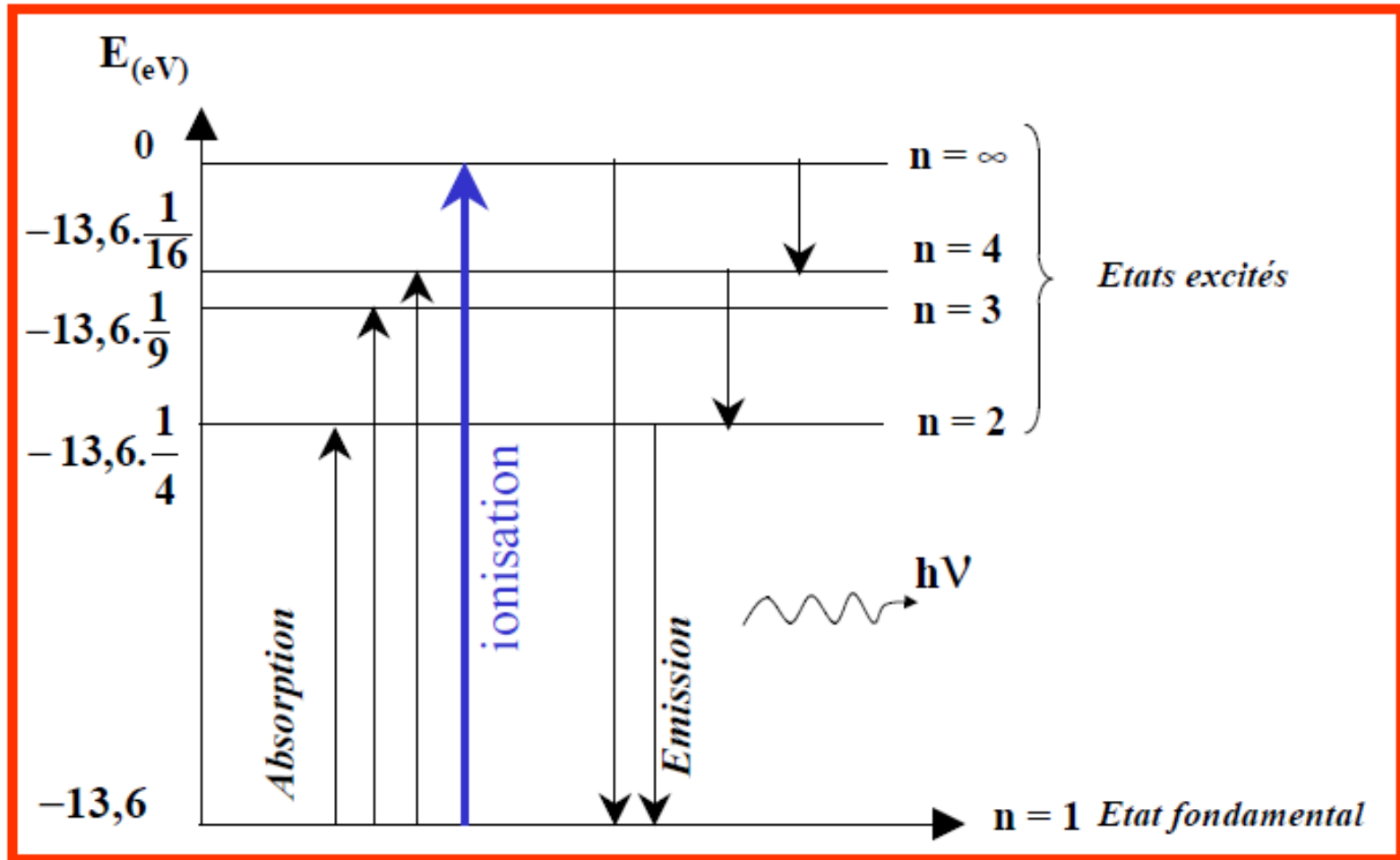
# 3- Transition énergétique et longueur d'onde

## 3-1 Émission et absorption

Lors du passage d'un électron d'un **état initial  $n_i$**  vers un **état final  $n_f$** , un photon est émis ou absorbé.

Ce photon emporte (s'il est émis) ou apporte (s'il est absorbé) la différence d'énergie entre les deux états de l'atome.

# Raies d'émission et absorption



# Spectre d'émission de l'hydrogène

✓ Si  $n_i > n_f$ :

Emission d'un photon d'énergie  $h\nu$ .  
L'atome se désexcite. Il perd de l'énergie.

On obtient un spectre d'émission formé par des raies colorées sur fond noir.



# Spectre d'absorption de l'hydrogène

✓ Si  $n_i < n_f$ :

Absorption d'un photon d'énergie  $h\nu$ .

L'atome est excité. Il gagne de l'énergie.

On obtient un spectre d'absorption formé par des raies noires sur fond arc-en-ciel.



## 3-2 Énergie $E$ du photon émis ou absorbé

D'après le principe de la conservation de l'énergie, il faut que, en valeur absolue, la variation d'énergie entre les deux états atomiques  $i$  et  $f$  soit égale à l'énergie du photon émis ou absorbé.

D'où:

$$E = \left| \Delta E_{i \rightarrow f} \right| = |E_{nf} - E_{ni}| = |E_1| \left| \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right| = h\nu$$

avec

$$|E_1| = 13,6 \text{ eV} \quad \text{et } n_f \text{ et } n_i : \text{entiers naturels } > 0$$

# Longueur d'onde des raies de l'atome d'hydrogène

Comme  $\nu = \frac{c}{\lambda}$ , la relation précédente s'écrit:

$$h \frac{c}{\lambda} = |E_1| \left| \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right| \quad \Leftrightarrow \quad \frac{1}{\lambda} = \frac{|E_1|}{h.c} \left| \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right|$$

$$\Leftrightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H \left| \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right|$$

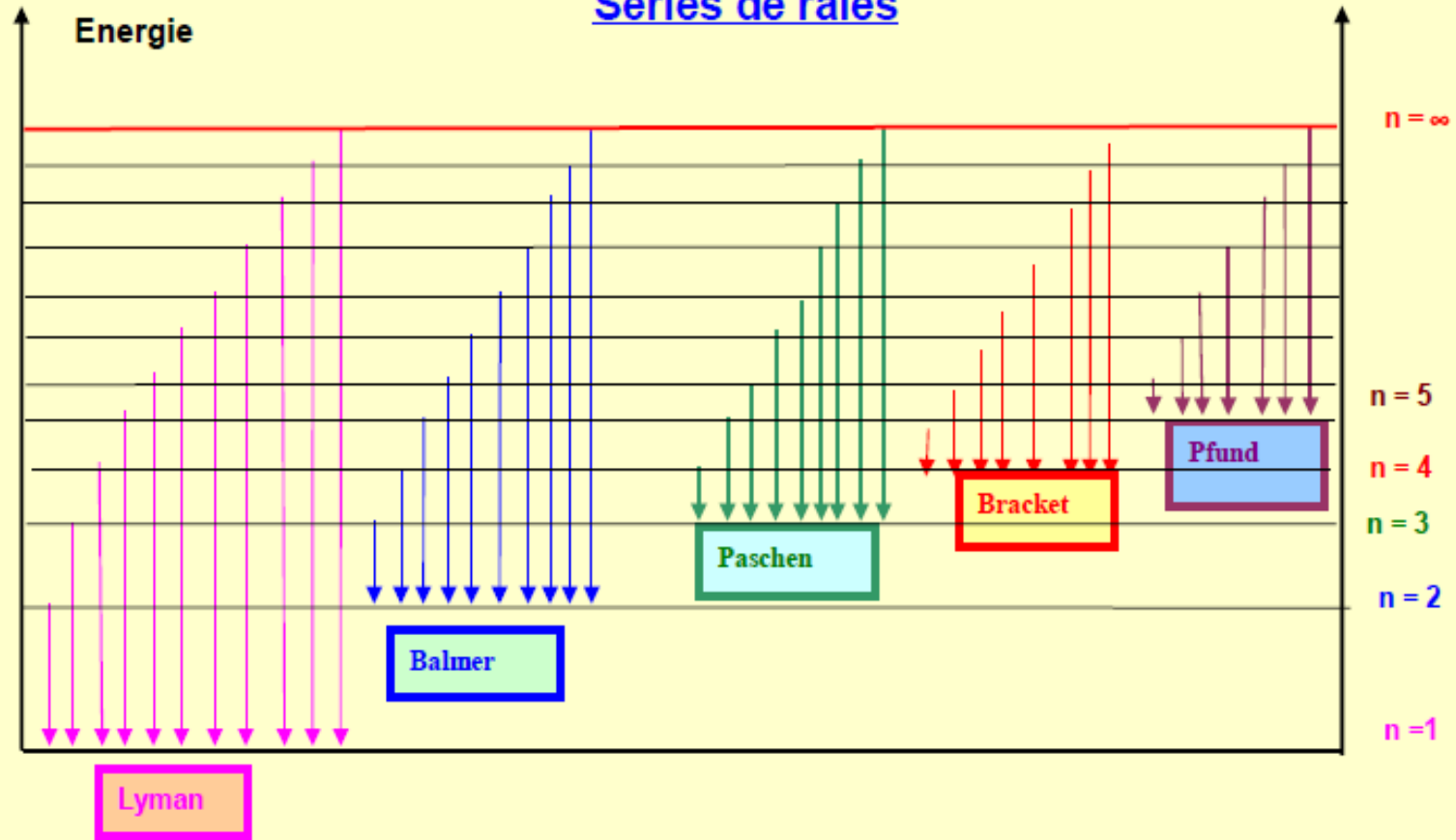
$R_H$  = constante de Rydberg

$$R_H = \frac{|E_1|}{h.c}$$

Si  $n_f = 2$ , on obtient la formule de **Balmer** (émission:  $n_i > n_f$ ), en posant  $n_i = n$ :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left| \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right|$$

# Séries de raies



**Cas des ions hydrogénoïdes** (ions qui ne possèdent qu'un seul électron).

**Exemple:** He<sup>+</sup> et Li<sup>2+</sup>

Soit  $Z$  le numéro atomique de l'ion hydrogénoïde, on a la relation suivante:

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = Z^2 R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

donc pour les atomes **X** ( $Z > 1$ ), la constante de **Rydberg** est notée :

$$R_X = Z^2 \cdot R_H \quad \text{car} \quad \sigma = R_X \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = Z^2 \cdot R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

**Emission:**

$$n_i > n_f$$

**Absorption:**

$$n_i < n_f$$

**Exemple :** Calculer la longueur d'onde et l'énergie correspondant à la **4<sup>ème</sup> raie** de la série spectrale de **Paschen**.  $R_H = 109677,5 \text{ cm}^{-1}$ ,  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ ,  
 $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

**Solution :** On part de la formule  $\sigma = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$

$$Z = 1 \quad n_1 = 3 \quad n_2 = 7$$

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = 109677,5 \cdot \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{7^2} \right) = 9948,0726 \text{ cm}^{-1}$$

$$\Rightarrow \lambda = 1,0052 \cdot 10^{-4} \text{ cm} = 1005,22 \text{ nm}$$

$$\Delta E = h\nu = hc\sigma = 6,626 \cdot 10^{-34} \times 2,998 \cdot 10^8 \times 994807,26 = 1,976 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = \frac{1,976 \cdot 10^{-19}}{1,602 \cdot 10^{-19}} = 1,23 \text{ eV}$$

# 4-Classification périodique des éléments chimiques

## 4-1 Historique

Au XIX<sup>e</sup> siècle, seulement une soixantaine d'éléments étaient connus.

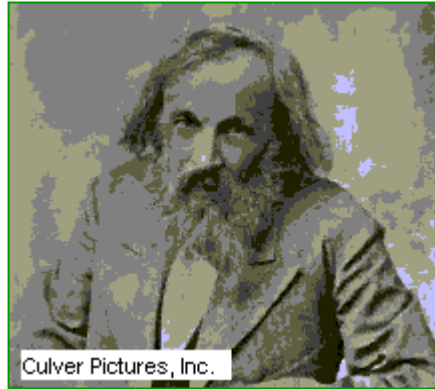
Les chimistes avaient constaté que certains éléments avaient des propriétés chimiques relativement semblables.

Ces éléments semblaient former des familles relativement homogènes.

**Par exemple la famille des Halogènes (Fluor, Chlore, Brome et Iode) ou celles des métaux alcalins (Lithium, Sodium et Potassium).**

**On chercha donc à classer les éléments de manière à faire apparaître ces familles.**

**La classification périodique telle que nous la connaissons est essentiellement due à **MENDELEIEV****



**En 1870 il publia une table dans laquelle les éléments étaient sensiblement classés par ordre de masses atomiques. D'autre part, les éléments ayant des propriétés semblables étaient classés dans la même colonne.**

**Pour que sa classification tienne compte des familles il n'hésita pas à inverser l'ordre de certains éléments et à laisser des cases vides.**

**Il pensait qu'on découvrirait plus tard les éléments manquants. Il décrivit par avance les propriétés que devraient avoir ces éléments.**

**Ces éléments furent bien découverts par la suite et ils présentaient bien les propriétés prévues.**

## 4-2 Principe

Les **éléments chimiques** sont classés, par ordre croissant de leur numéro **atomique Z**, en **lignes** et en **colonnes** en fonction de la structure électronique de leur **état fondamental**; cette dernière gouverne les **propriétés chimiques**.

Les **lignes**, ou **périodes**, correspondent aux remplissages des orbitales atomiques de ***ns*** à ***np***, d'où leur identification par la valeur de **n** indiquée sur le côté gauche du tableau.

Les **colonnes** correspondent aux éléments de même configuration électronique de valence (configuration externe). Chaque colonne constitue une **famille chimique**.

Un tel classement nécessite une  
présentation en **32 colonnes**  
**( $2xs+6xp+10xd+14xf$ )**.

Mais on préfère une présentation en  
**18 colonnes**, beaucoup plus  
compacte, en présentant le bloc f en  
dessous du tableau.

# Cas de l'hydrogène et de l'hélium

L'hydrogène peut être placé au sommet de la première colonne, mais il est préférable de le placer au centre du tableau, car ses propriétés ressemblent parfois à celles des alcalins et parfois à celles des halogènes.

Il possède en effet, comme les métaux alcalins un seul électron sur sa couche «externe»  $1s$  mais il lui manque, comme pour les halogènes, un seul électron pour compléter cette couche  $1s$ .

# Cas de l'hydrogène et de l'hélium

- L'hélium a une configuration en  $1s$ . Il devrait se situer sur la deuxième colonne mais il possède des propriétés proches des autres gaz rares et est donc placé dans la colonne 18.

# Méthode de la classification périodique

On classe les éléments par ordre **croissant de Z** en respectant de plus la règle de **Klechkowski**.

La **place d'un élément** dans la classification est donc directement reliée à sa configuration électronique.

Comme la **couche de valence** fixe les **propriétés chimiques**, les éléments ayant une couche de valence semblable auront des propriétés sensiblement identiques.

La **notion de famille** est ainsi simplement justifiée.

A une ligne correspond une valeur de **n**.

La **première ligne** correspond au remplissage de la couche ( **$n = 1$** ) et contient donc **2 éléments** de configurations  **$1 s^1$**  et  **$1 s^2$**

La **deuxième ligne** correspond au remplissage de la couche ( **$n = 2$** ) et contient donc **8 éléments** de configurations  **$2 s^1$** ,  **$2 s^2$** ,  **$2 p^1$** ,  **$2 p^2$** ,  **$2 p^3$** ,  **$2 p^4$** ,  **$2 p^5$**  et  **$2 p^6$** .

La **troisième ligne** devrait contenir les éléments correspondant au remplissage de la couche (**n=3**) soit **18** au total :  **$3s^2$**  ,  **$3p^6$**  et  **$3d^{10}$**

Mais d'après **Klechkowski**, le niveau **3d** se remplit après le niveau **4s**.

Pour cette raison le niveau **3d** fera partie de la **quatrième** ligne et non de la **troisième**.

Enfin, finalement la **troisième** ligne contient **8 éléments** de configuration :  **$3s^2$**  ,  **$3p^6$**

La **quatrième** ligne devrait contenir les éléments correspondant au remplissage de la couche  **$n=4$**  soit **32** au total :  **$4s^2$**  ,  **$4p^6$**  ,  **$4d^{10}$**  et  **$4f^{14}$**

Mais d'après Klechkowski, le niveau  **$4d$**  se remplit après le niveau  **$5s$** .

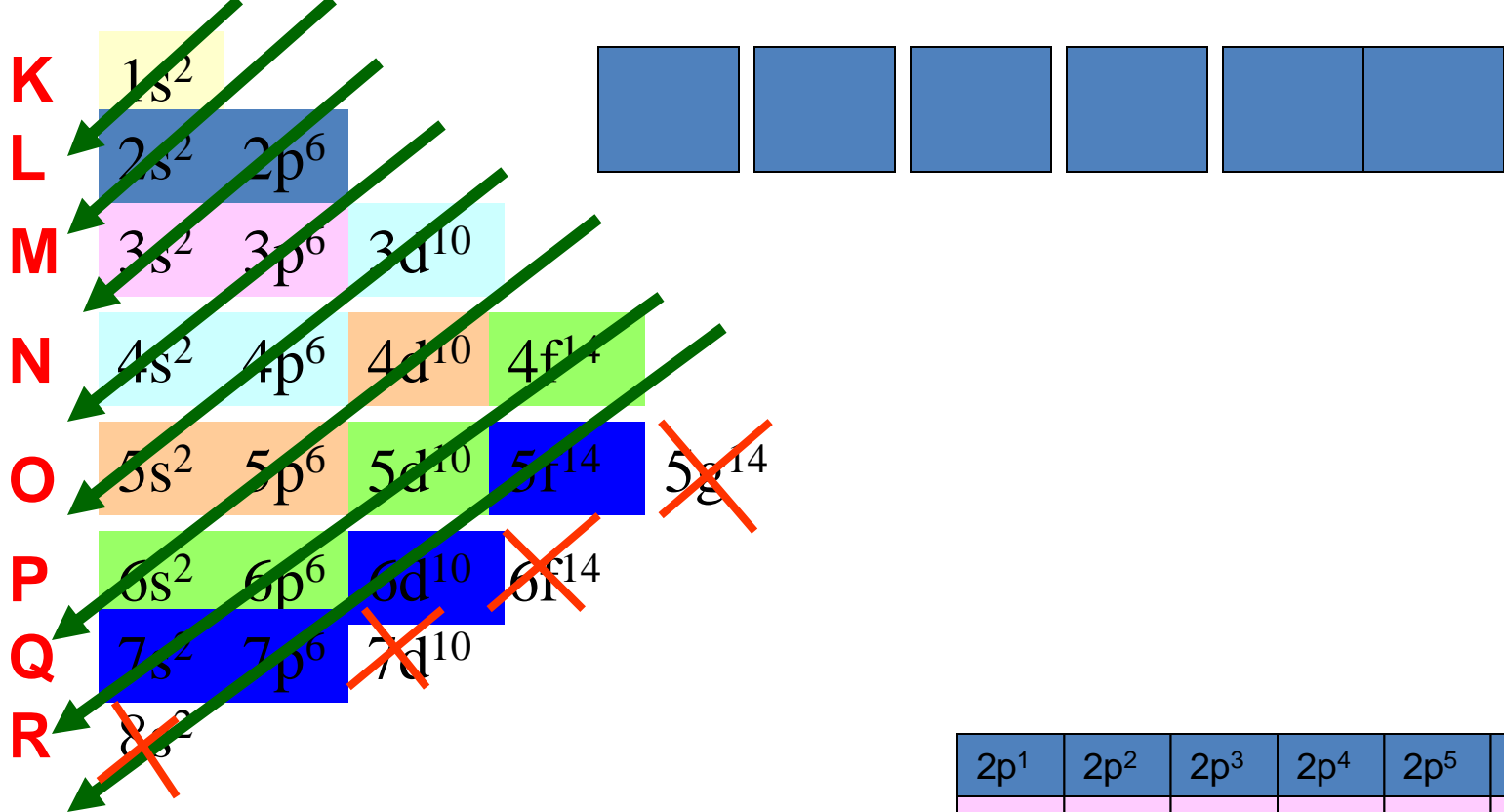
Pour cette raison le niveau **4d** fera partie de la **cinquième** ligne et non de la **quatrième**

...

Pour des raisons de commodité (manque de place) les **sous-couches f** sont placées en **bas et à droite** du tableau périodique.

Enfin, la **quatrième** ligne contiendra **18** éléments de configurations :



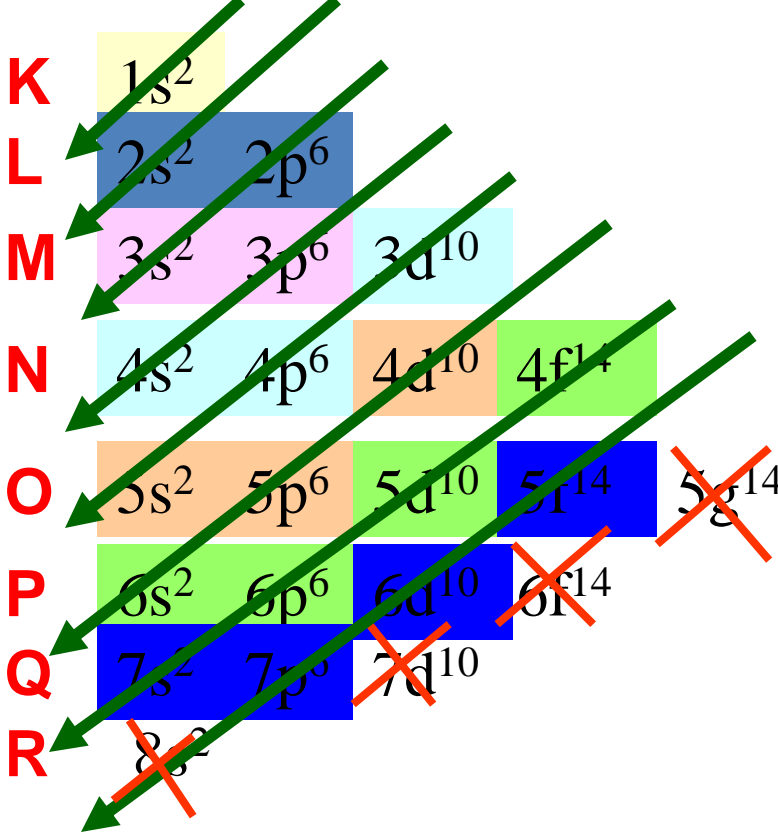


$1s^1$	$1s^2$
$2s^1$	$2s^2$
$3s^1$	$3s^2$

$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$
$3p^1$	$3p^2$	$3p^3$	$3p^4$	$3p^5$	$3p^6$
$4p^1$	$4p^2$	$4p^3$	$4p^4$	$4p^5$	$4p^6$
$5p^1$	$5p^2$	$5p^3$	$5p^4$	$5p^5$	$5p^6$
$6p^1$	$6p^2$	$6p^3$	$6p^4$	$6p^5$	$6p^6$
$7p^1$	$7p^2$	$7p^3$	$7p^4$	$7p^5$	$7p^6$

$4s^1$	$4s^2$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^7$	$3d^8$	$3d^9$	$3d^{10}$
$5s^1$	$5s^2$	$4d^1$	$4d^2$	$4d^3$	$4d^4$	$4d^5$	$4d^6$	$4d^7$	$4d^8$	$4d^9$	$4d^{10}$
$6s^1$	$6s^2$	$5d^1$	$5d^2$	$5d^3$	$5d^4$	$5d^5$	$5d^6$	$5d^7$	$5d^8$	$5d^9$	$5d^{10}$
$7s^1$	$7s^2$	$6d^1$	$6d^2$	$6d^3$	$6d^4$	$6d^5$	$6d^6$	$6d^7$	$6d^8$	$6d^9$	$6d^{10}$

$4f^1$	$4f^2$	$4f^3$	$4f^4$	$4f^5$	$4f^6$	$4f^7$	$4f^8$	$4f^9$	$4f^{10}$	$4f^{11}$	$4f^{12}$	$4f^{13}$	$4f^{14}$
$5f^1$	$5f^2$	$5f^3$	$5f^4$	$5f^5$	$5f^6$	$5f^7$	$5f^8$	$5f^9$	$5f^{10}$	$5f^{11}$	$5f^{12}$	$5f^{13}$	$5f^{14}$



Une ligne se commence toujours avec **s** et se finit toujours avec **p**.  
 On suit strictement la règle de Klechkowski

1s <sup>1</sup>	1s <sup>2</sup>
2s <sup>1</sup>	2s <sup>2</sup>
3s <sup>1</sup>	3s <sup>2</sup>

2p <sup>1</sup>	2p <sup>2</sup>	2p <sup>3</sup>	2p <sup>4</sup>	2p <sup>5</sup>	2p <sup>6</sup>
3p <sup>1</sup>	3p <sup>2</sup>	3p <sup>3</sup>	3p <sup>4</sup>	3p <sup>5</sup>	3p <sup>6</sup>
4p <sup>1</sup>	4p <sup>2</sup>	4p <sup>3</sup>	4p <sup>4</sup>	4p <sup>5</sup>	4p <sup>6</sup>
5p <sup>1</sup>	5p <sup>2</sup>	5p <sup>3</sup>	5p <sup>4</sup>	5p <sup>5</sup>	5p <sup>6</sup>
6p <sup>1</sup>	6p <sup>2</sup>	6p <sup>3</sup>	6p <sup>4</sup>	6p <sup>5</sup>	6p <sup>6</sup>
7p <sup>1</sup>	7p <sup>2</sup>	7p <sup>3</sup>	7p <sup>4</sup>	7p <sup>5</sup>	7p <sup>6</sup>

4s <sup>1</sup>	4s <sup>2</sup>	3d <sup>1</sup>	3d <sup>2</sup>	3d <sup>3</sup>	3d <sup>4</sup>	3d <sup>5</sup>	3d <sup>6</sup>	3d <sup>7</sup>	3d <sup>8</sup>	3d <sup>9</sup>	3d <sup>10</sup>
5s <sup>1</sup>	5s <sup>2</sup>	4d <sup>1</sup>	4d <sup>2</sup>	4d <sup>3</sup>	4d <sup>4</sup>	4d <sup>5</sup>	4d <sup>6</sup>	4d <sup>7</sup>	4d <sup>8</sup>	4d <sup>9</sup>	4d <sup>10</sup>
6s <sup>1</sup>	6s <sup>2</sup>	5d <sup>1</sup>	5d <sup>2</sup>	5d <sup>3</sup>	5d <sup>4</sup>	5d <sup>5</sup>	5d <sup>6</sup>	5d <sup>7</sup>	5d <sup>8</sup>	5d <sup>9</sup>	5d <sup>10</sup>
7s <sup>1</sup>	7s <sup>2</sup>	6d <sup>1</sup>	6d <sup>2</sup>	6d <sup>3</sup>	6d <sup>4</sup>	6d <sup>5</sup>	6d <sup>6</sup>	6d <sup>7</sup>	6d <sup>8</sup>	6d <sup>9</sup>	6d <sup>10</sup>

4f <sup>1</sup>	4f <sup>2</sup>	4f <sup>3</sup>	4f <sup>4</sup>	4f <sup>5</sup>	4f <sup>6</sup>	4f <sup>7</sup>	4f <sup>8</sup>	4f <sup>9</sup>	4f <sup>10</sup>	4f <sup>11</sup>	4f <sup>12</sup>	4f <sup>13</sup>	4f <sup>14</sup>
5f <sup>1</sup>	5f <sup>2</sup>	5f <sup>3</sup>	5f <sup>4</sup>	5f <sup>5</sup>	5f <sup>6</sup>	5f <sup>7</sup>	5f <sup>8</sup>	5f <sup>9</sup>	5f <sup>10</sup>	5f <sup>11</sup>	5f <sup>12</sup>	5f <sup>13</sup>	5f <sup>14</sup>

# CLASSIFICATION ET CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE

Si on connaît la **place dans la classification**, on en déduit immédiatement la **configuration électronique** (et inversement)

1s <sup>1</sup>	1s <sup>2</sup>													13	14	15	16	17	18
2s <sup>1</sup>	2s <sup>2</sup>													2p <sup>1</sup>	2p <sup>2</sup>	2p <sup>3</sup>	2p <sup>4</sup>	2p <sup>5</sup>	2p <sup>6</sup>
3s <sup>1</sup>	3s <sup>2</sup>	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		3p <sup>1</sup>	3p <sup>2</sup>	3p <sup>3</sup>	3p <sup>4</sup>	3p <sup>5</sup>	3p <sup>6</sup>	
4s <sup>1</sup>	4s <sup>2</sup>	3d <sup>1</sup>	3d <sup>2</sup>	3d <sup>3</sup>	3d <sup>4</sup>	3d <sup>5</sup>	3d <sup>6</sup>	3d <sup>7</sup>	3d <sup>8</sup>	3d <sup>9</sup>	3d <sup>10</sup>		4p <sup>1</sup>	4p <sup>2</sup>	4p <sup>3</sup>	4p <sup>4</sup>	4p <sup>5</sup>	4p <sup>6</sup>	
5s <sup>1</sup>	5s <sup>2</sup>	4d <sup>1</sup>	4d <sup>2</sup>	4d <sup>3</sup>	4d <sup>4</sup>	4d <sup>5</sup>	4d <sup>6</sup>	4d <sup>7</sup>	4d <sup>8</sup>	4d <sup>9</sup>	4d <sup>10</sup>		5p <sup>1</sup>	5p <sup>2</sup>	5p <sup>3</sup>	5p <sup>4</sup>	5p <sup>5</sup>	5p <sup>6</sup>	
6s <sup>1</sup>	6s <sup>2</sup>	5d <sup>1</sup>	5d <sup>2</sup>	5d <sup>3</sup>	5d <sup>4</sup>	5d <sup>5</sup>	5d <sup>6</sup>	5d <sup>7</sup>	5d <sup>8</sup>	5d <sup>9</sup>	5d <sup>10</sup>		6p <sup>1</sup>	6p <sup>2</sup>	6p <sup>3</sup>	6p <sup>4</sup>	6p <sup>5</sup>	6p <sup>6</sup>	
7s <sup>1</sup>	7s <sup>2</sup>	6d <sup>1</sup>	6d <sup>2</sup>	6d <sup>3</sup>	6d <sup>4</sup>	6d <sup>5</sup>	6d <sup>6</sup>	6d <sup>7</sup>	6d <sup>8</sup>	6d <sup>9</sup>	6d <sup>10</sup>		7p <sup>1</sup>	7p <sup>2</sup>	7p <sup>3</sup>	7p <sup>4</sup>	7p <sup>5</sup>	7p <sup>6</sup>	

4f <sup>1</sup>	4f <sup>2</sup>	4f <sup>3</sup>	4f <sup>4</sup>	4f <sup>5</sup>	4f <sup>6</sup>	4f <sup>7</sup>	4f <sup>8</sup>	4f <sup>9</sup>	4f <sup>10</sup>	4f <sup>11</sup>	4f <sup>12</sup>	4f <sup>13</sup>	4f <sup>14</sup>
5f <sup>1</sup>	6f <sup>2</sup>	6f <sup>3</sup>	6f <sup>4</sup>	6f <sup>5</sup>	6f <sup>6</sup>	6f <sup>7</sup>	6f <sup>8</sup>	6f <sup>9</sup>	6f <sup>10</sup>	6f <sup>11</sup>	6f <sup>12</sup>	6f <sup>13</sup>	6f <sup>14</sup>

**Exceptions à la règle de Klechkowski : l'élément garde sa place normale**

**Exemple** : Cu, Ag, Au d<sup>9</sup> s<sup>2</sup> d'après Klechkowski ⇒ d<sup>10</sup> s<sup>1</sup> configuration réelle  
restent tout de même en colonne 11 et ne passent pas en colonne 12

**Bloc f** : un électron d est placé avant que les électrons f n'apparaissent

# 4-3 Les différents blocs du tableau de la classification périodique

## Bloc s

H	
Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Ra

## Bloc d

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Y	Sr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
Ac									

## Bloc p

					He
B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sb	Se	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Di	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Em	Md	No	Lr

## Bloc f

**Cas de l'Hélium** : Bien qu'appartenant au **bloc s** ( $1s^2$ ), celui-ci est placé dans le **bloc p** (groupe des gaz rares).

# 4-4 Quelques familles d'éléments

Certaines familles ont reçu des noms particuliers à connaître.

Ligne = période

Colonne = famille (ou groupe)

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Em	Md	No	Lr

Lanthanides

Actinides

1 : Métaux alcalins

17 : Halogènes

Bloc f = Terres rares

2 : Métaux alcalino-terreux

18 : Gaz Rares

16 : Chalcogènes

Blocs d et f : éléments de transition

# Métaux et non métaux

H	Non métaux (ou métalloïdes)										Métaux						He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

## Critères de reconnaissance chimique

**Les métaux donnent des cations, leurs oxydes sont basiques.**

Exemple :  $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$  et  $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$

**Les non-métaux donnent des anions, leurs oxydes sont acides.**

Exemple :  $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$  et  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

La « frontière » n'est pas nettement tranchée : les semi-métaux (semi-conducteurs) utilisés en électronique (**Si, Ge, As, Sb**) sont intermédiaires entre métaux et métalloïdes.

**Règle de Sanderson** : Un élément est **métallique** si le nombre d'électron de sa couche de **n** le plus élevé est inférieur ou égal au **numéro de sa période**. (sauf **H** et **Ge**)

## Exemples



2 électrons sur  $n=3$  et appartient à la période 3

$2 < 3 \Rightarrow \text{Mg}$  est un métal



6 électrons sur  $n= 2$  et appartient à la période 2

$6 > 2 \Rightarrow \text{O}$  n'est pas un métal

1	H																	He
2	Li	Be										B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl		Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac															



# Classification périodique simplifiée

1							18
H	2	13	14	15	16	17	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						

Seuls les blocs s et p y figurent.

Halogènes : Fluor **F** - Chlore **Cl** - Brome **Br** - Iode **I**

Gaz rares : Hélium **He** - Néon **Ne** - Argon **Ar** - Krypton **Kr** -  
Xenon **Xe** - Radon **Rn**

Alcalins : Lithium **Li** - Sodium **Na** - Potassium **K** - Rubidium  
**Rb** - Cesium **Cs** - Francium **Fr**

Période 2 : Li - Be - B - C - N - O - F - Ne

Période 3 : Na - Mg - Al - Si - P - S - Cl - Ar

# 4-5 Actualisation du tableau de la classification périodique

**IUPAC Periodic Table of the Elements**

1 1 <b>H</b> hydrogen 1.008 (1.0078, 1.0082)																	18 2 <b>He</b> helium 4.0026						
3 <b>Li</b> lithium 6.94 (6.938, 6.987)	4 <b>Be</b> beryllium 9.0122																	5 <b>B</b> boron 10.81 (10.806, 10.821)	6 <b>C</b> carbon 12.011 (12.009, 12.012)	7 <b>N</b> nitrogen 14.007 (14.006, 14.008)	8 <b>O</b> oxygen 15.999 (15.999, 16.000)	9 <b>F</b> fluorine 18.998	10 <b>Ne</b> neon 20.180
11 <b>Na</b> sodium 22.990 (22.989, 22.991)	12 <b>Mg</b> magnesium 24.305 (24.304, 24.307)																	13 <b>Al</b> aluminium 26.982	14 <b>Si</b> silicon 28.086 (28.084, 28.089)	15 <b>P</b> phosphorus 30.974	16 <b>S</b> sulfur 32.06 (32.059, 32.076)	17 <b>Cl</b> chlorine 35.45 (35.446, 35.457)	18 <b>Ar</b> argon 39.95 (39.942, 39.963)
19 <b>K</b> potassium 39.098	20 <b>Ca</b> calcium 40.078(4)	21 <b>Sc</b> scandium 44.956	22 <b>Ti</b> titanium 47.867	23 <b>V</b> vanadium 50.942	24 <b>Cr</b> chromium 51.996	25 <b>Mn</b> manganese 54.938	26 <b>Fe</b> iron 55.845(2)	27 <b>Co</b> cobalt 58.933	28 <b>Ni</b> nickel 58.693	29 <b>Cu</b> copper 63.546(3)	30 <b>Zn</b> zinc 65.38(2)	31 <b>Ga</b> gallium 69.723	32 <b>Ge</b> germanium 72.630(8)	33 <b>As</b> arsenic 74.922	34 <b>Se</b> selenium 78.971(8)	35 <b>Br</b> bromine 79.904 (79.901, 79.907)	36 <b>Kr</b> krypton 83.798(2)						
37 <b>Rb</b> rubidium 85.468	38 <b>Sr</b> strontium 87.62	39 <b>Y</b> yttrium 88.906	40 <b>Zr</b> zirconium 91.224(2)	41 <b>Nb</b> niobium 92.906	42 <b>Mo</b> molybdenum 95.95	43 <b>Tc</b> technetium 101.07(2)	44 <b>Ru</b> ruthenium 101.07(2)	45 <b>Rh</b> rhodium 102.91	46 <b>Pd</b> palladium 106.42	47 <b>Ag</b> silver 107.87	48 <b>Cd</b> cadmium 112.41	49 <b>In</b> indium 114.82	50 <b>Sn</b> tin 118.71	51 <b>Sb</b> antimony 121.76	52 <b>Te</b> tellurium 127.60(3)	53 <b>I</b> iodine 126.90	54 <b>Xe</b> xenon 131.29						
55 <b>Cs</b> caesium 132.91	56 <b>Ba</b> barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 <b>Hf</b> hafnium 178.49(2)	73 <b>Ta</b> tantalum 180.95	74 <b>W</b> tungsten 183.84	75 <b>Re</b> rhenium 186.21	76 <b>Os</b> osmium 190.23(3)	77 <b>Ir</b> iridium 192.22	78 <b>Pt</b> platinum 195.08	79 <b>Au</b> gold 196.97	80 <b>Hg</b> mercury 200.59	81 <b>Tl</b> thallium 204.38 (204.36, 204.39)	82 <b>Pb</b> lead 207.2	83 <b>Bi</b> bismuth 208.98	84 <b>Po</b> polonium	85 <b>At</b> astatine	86 <b>Rn</b> radon						
87 <b>Fr</b> francium	88 <b>Ra</b> radium	89-103 actinoids	104 <b>Rf</b> rutherfordium	105 <b>Db</b> dubnium	106 <b>Sg</b> seaborgium	107 <b>Bh</b> bohrium	108 <b>Hs</b> hassium	109 <b>Mt</b> meitnerium	110 <b>Ds</b> darmstadtium	111 <b>Rg</b> roentgenium	112 <b>Cn</b> copernicium	113 <b>Nh</b> nihonium	114 <b>Fl</b> flerovium	115 <b>Mc</b> moscovium	116 <b>Lv</b> livermorium	117 <b>Ts</b> tennessine	118 <b>Og</b> oganesson						

Key:  
atomic number  
**Symbol**  
name  
conventional atomic weight  
standard atomic weight



57 <b>La</b> lanthanum 138.91	58 <b>Ce</b> cerium 140.12	59 <b>Pr</b> praseodymium 140.91	60 <b>Nd</b> neodymium 144.24	61 <b>Pm</b> promethium	62 <b>Sm</b> samarium 150.36(2)	63 <b>Eu</b> europium 151.96	64 <b>Gd</b> gadolinium 157.25(3)	65 <b>Tb</b> terbium 158.93	66 <b>Dy</b> dysprosium 162.50	67 <b>Ho</b> holmium 164.93	68 <b>Er</b> erbium 167.26	69 <b>Tm</b> thulium 168.93	70 <b>Yb</b> ytterbium 173.05	71 <b>Lu</b> lutetium 174.97
89 <b>Ac</b> actinium	90 <b>Th</b> thorium 232.04	91 <b>Pa</b> protactinium 231.04	92 <b>U</b> uranium 238.03	93 <b>Np</b> neptunium	94 <b>Pu</b> plutonium	95 <b>Am</b> americium	96 <b>Cm</b> curium	97 <b>Bk</b> berkelium	98 <b>Cf</b> californium	99 <b>Es</b> einsteinium	100 <b>Fm</b> fermium	101 <b>Md</b> mendelevium	102 <b>No</b> nobelium	103 <b>Lr</b> lawrencium

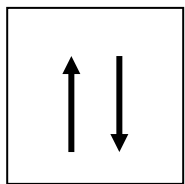
For notes and updates to this table, see [www.iupac.org](http://www.iupac.org). This version is dated 1 December 2018.  
Copyright © 2018 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.



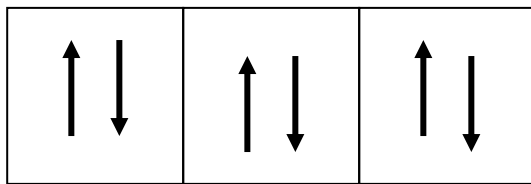
# 5- Prévision des formules des ions monoatomiques

Les **gaz rares** présentent une grande inertie chimique, ils ne donnent pratiquement aucune réaction .

Ils sont donc particulièrement stables. Leur stabilité est due à leur configuration électronique qui fait apparaître une couche de valence satur e   8 électrons.



$n s^2$



$n p^6$

**Couche remplie = stabilité**

## **Règle de l'octet :**

**Les atomes cherchent à acquérir la structure des gaz rares en  $s^2 p^6$  afin de devenir plus stables.**

**Un atome cherche à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche de lui dans la classification périodique.**

**Cette règle permet de prévoir facilement l'ion le plus stable des éléments des blocs s et p.**



# IONS LES PLUS STABLES DES ÉLÉMENTS **s** et **p**

1	2	13	14	15	16	17	18
<b>s</b> <sup>1</sup>	<b>s</b> <sup>2</sup>	<b>p</b> <sup>1</sup>	<b>p</b> <sup>2</sup>	<b>p</b> <sup>3</sup>	<b>p</b> <sup>4</sup>	<b>p</b> <sup>5</sup>	<b>p</b> <sup>6</sup>
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	
<b>X<sup>+</sup></b>	<b>X<sup>2+</sup></b>	<b>X<sup>3+</sup></b>	<b>X<sup>4+</sup></b>	<b>X<sup>3-</sup></b>	<b>X<sup>2-</sup></b>	<b>X<sup>-</sup></b>	
			<b>X<sup>4-</sup></b>				

**Attention :** les métaux donnent des cations et pas des anions.

Les semi-métaux peuvent donner des anions et des cations

## 6-Électronégativité

L'**électronégativité** caractérise la tendance qu'a un atome à attirer les électrons vers lui.

Trois échelles différentes sont utilisées pour mesurer cette tendance des atomes à attirer plus ou moins fortement les électrons.

Echelle de Pauling

Echelle de Mulliken

Echelle d'Alfred et Rochow

**L'électronégativité s'exprimera sans unité.**

# Cas de l'échelle de Pauling

## Énergie de résonance

$$\Delta_{AB} = |E_{AB}| - \sqrt{E_{AA} \cdot E_{BB}}$$

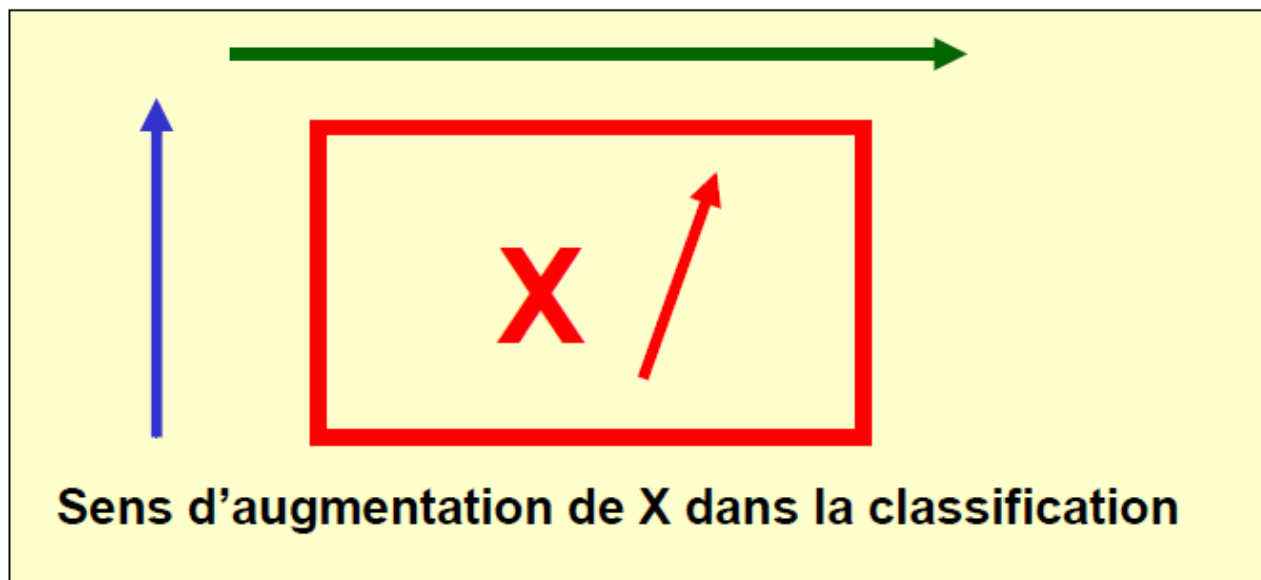
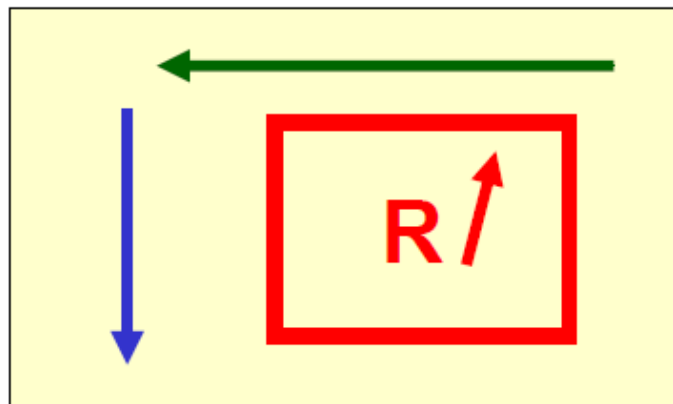
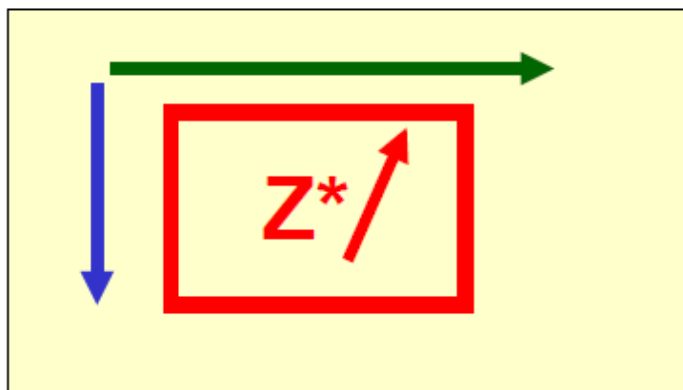
## Différence d'électronégativités

$$|\Delta\chi_P| = |\chi_P(A) - \chi_P(B)| = 0,102 \sqrt{\Delta_{AB}}$$

$\Delta_{AB}$  en kJ/mol

Echelle de Pauling: la **référence** est l'atome d'**hydrogène** avec la valeur **2,20**.

# Variation de l'électronégativité



R: Rayon atomique  
Z\*: charge nucléaire effective  
X: électronégativité

L'électronégativité varie comme l'énergie d'ionisation, en sens inverse du rayon atomique.

**Les éléments les moins électronégatifs sont les métaux (en bas et à gauche); ils donnent des cations.**

**Les 4 éléments les plus électronégatifs sont F, O, N et Cl**

L'ordre varie selon l'échelle utilisée.

Pauling:  $F > O > Cl > N$

Mulliken:  $F > Cl > O > N$

Alfred et Rochow:  $F > O > N > Cl$

# CONCLUSION

**Le tableau de classification périodique est l'outil principal du chimiste.**

**Il contient un très grand nombre d'informations.**

**La compréhension de son architecture permet une bonne maîtrise de la matière**