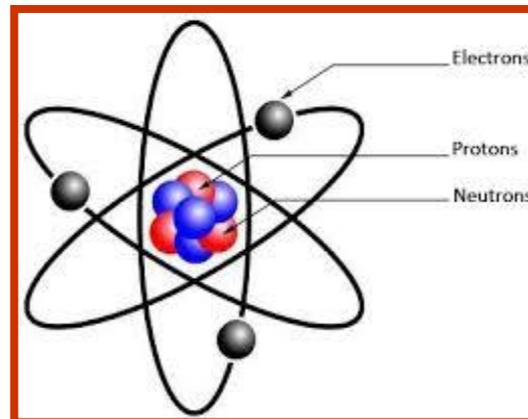


Atomistique: Structure de l'atome



DESCRIPTIF DU SOUS MODULE DE CHIMIE

10 heures de cours de chimie; pour objectifs:

1. Atomistique :

- ✓ Connaître les caractéristiques des atomes et leurs configurations électroniques.
- ✓ Assimiler les hybridations, la liaison covalente.
- ✓ Assimiler les principes de l'établissement du tableau périodique.

2. Liaisons chimiques:

- ✓ Formation des liaisons chimiques
- ✓ Construire les diagrammes d'énergie.

3. Chimie et organique:

- ✓ S'initier aux aspects statiques des molécules.
- ✓ Connaître les différentes représentations chimiques.
- ✓ Connaître les séries aliphatiques et aromatiques.
- ✓ Savoir déterminer et classer les fonctions chimiques.

À quoi sert la chimie dans la médecine?

Science qui se consacre à l'étude de la:

- ✓ composition,
- ✓ Structure,
- ✓ Propriétés de la Matière ainsi que les modifications qu'elle expérimente pendant les réactions Chimiques.

Domaines d'application médicales

- **Médecine**: la structure du corps, anesthésie;
- **Pharmacie**: médicaments, excipient, principe actif, cosmétique, etc.
- **Dentaire**: biomatériaux, implants, facettes, résine, PE, etc.

Éléments d'importance primordiale pour le règne végétal et animal

Nom de l'élément	Symbole	Rôle dans les organismes vivants	Source utilisable par l'homme
Carbone	C	Constituant des protéines, glucides, lipides	Viandes, fruits, légumes
Hydrogène	H	Liquides de l'organisme, indispensable pour les protéines, glucides et lipides	Eau
Oxygène	O	Indispensable pour la respiration, les liquides de l'organisme, les protéines, glucides et lipides	Air et eau
Azote	N	Constituant des protéines, des acides nucléiques, de la chlorophylle	Viandes et poissons
Phosphore	P	Indispensable pour l'ATP, les phospholipides, les acides nucléiques	Viandes et lait
Soufre	S	Composant des protéines, de la coenzyme A	Viandes, poissons, œufs
Chlore	Cl	Équilibre ionique aux travers des membranes, suc gastrique	Sel de cuisine, aliments salés
Sodium	Na	Équilibre ionique au travers des membranes	Sel de cuisine, aliments salés
Potassium	K	Équilibre anion-cation au travers des membranes, influx nerveux	Viandes, légumes verts
Calcium	Ca	Composant des os, des dents, des coquilles des invertébrés, des parois des cellules végétales, indispensable pour la coagulation sanguine	Eaux dures, lait

Éléments d'importance primordiale pour le règne végétal et animal

Nom de l'élément	Symbole	Rôle dans les organismes vivants
Fluor	F	- Permet de réduire les caries (eau fluorée) - Permet de dépolir la céramique et le verre
Lithium	Li	- Médicament pour traiter les états dépressifs
Sodium	Na	- Transmission des influx nerveux dans le corps humain (extracellulaire)
Potassium	K	- Transmission des influx nerveux dans le corps humain (intracellulaire) - Fabrication du verre
Rubidium	Rb	- Utilisé en médecine pour localiser les tumeurs
Magnésium	Mg	- Lait de magnésie (neutralise l'acidité de l'estomac)
Calcium	Ca	- Constituant essentiel du corps humain (paroi-division cellulaire) - Formation des os et fonctionnement du cœur
Strontium	Sr	- Colorant rouge pour la céramique
Silicium	Si	- Formation des os et des tissus conjonctifs
Chlore	Cl	- L'équilibre acide-base dans l'organisme - Agit comme un agent de blanchiment
Brome	Br	- Utilisé comme sédatif dans certaines maladies nerveuses
Iode ()	I	- Utilisé en médecine pour le traitement de la glande thyroïde - Présent dans les solutions antiseptiques

Qu'est ce que la Matière

Matière vivante

Etre humain



1 m

Papillon



10 cm
= 10^{-1} m

1 cm
= 10^{-2} m

Puce



1 mm
= 10^{-3} m

Cheveux



100 μ m
= 10^{-4} m

10 μ m
= 10^{-5} m

Cellule



1 μ m
= 10^{-6} m

ADN



100 nm
= 10^{-7} m

Protéine



10 nm
= 10^{-8} m

Molécule



1 nm
= 10^{-9} m

Atome



0.1 nm
= 10^{-10} m

Nanomonde



Voiture



Téléphone Portable



Carte puce



Micro-processeur



Photo transistor



Transistor



Nano transistor



Agrégat d'atomes

Matière inerte



Remarques

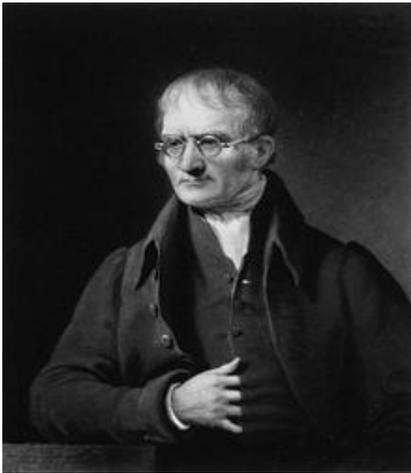
90% de la matière qui constitue les **systemes vivants** est composée essentiellement de **4 éléments**:

- ✓ le carbone (C) « Chimie organique »
- ✓ l'hydrogène (H)
- ✓ l'azote (N)
- ✓ l'oxygène (O)

I- Aperçu historique sur la découverte de l'atome

Dès l'antiquité, les premiers scientifiques grecs se sont interrogés sur la constitution de la matière. Les philosophes Thales de millet et Empédocle énoncèrent la théorie des 4 éléments, théorie selon laquelle, tous les corps sont formés exclusivement de 4 éléments : **l'eau, La terre, le feu et l'air.**

4 Siècle avant JC, Démocrite émit l'idée que la matière était constituée de petites particules indivisibles appelé atomes (insécable en grec!). Malheureusement la faible notoriété de Démocrite comparée à celle d'Aristote partisan de la théorie des 4 éléments, mit à mal la théorie de Démocrite.



John Dalton: Physicien et chimiste anglais (1766, 1844).

Pendant plus de 2000 ans, la théorie des 4 éléments fut celle communément admise et reconnue.

Il faudra attendre le 19ème siècle et les travaux expérimentaux de John Dalton père de la théorie atomiste pour prouver que la théorie des 4 éléments était fautive et confirmer ainsi par l'expérience les hypothèses atomistes faites précédemment dans l'histoire par (Démocrite 2000 ans avant était l'un des premiers!) que la matière était constituée d'atomes.

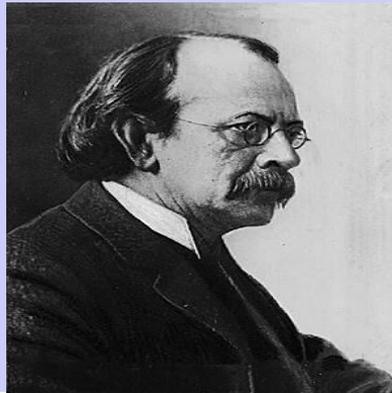
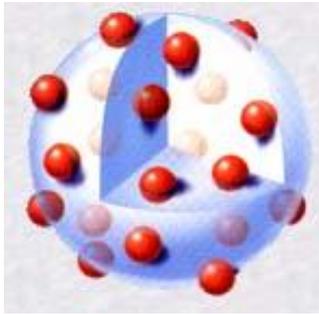
Classification d'éléments selon Dalton

ELEMENTS			
	Hydrogen	1	1
	Azote	5	5
	Carbon	5	5
	Oxygen	7	7
	Phosphorus	9	9
	Sulphur	13	13
	Magnesia	20	20
	Lime	24	24
	Soda	28	28
	Potash	42	42
	Strontian	46	46
	Barytes	68	68
	Iron	50	50
	Zinc	56	56
	Copper	56	56
	Lead	90	90
	Silver	190	190
	Gold	190	190
	Platina	190	190
	Mercury	167	167

Limite du modèle de Dalton !!!

Au cours du 20^{ème} siècle, plusieurs scientifiques ont développé et proposé des modèles de l'atome au fur et à mesure que les connaissances évoluaient.

1904



Au début du 20^{ème} siècle, [Thomson](#) découvre l'électron et prend pour modèle de l'atome celui d'un pudding chargé positivement fourré d'électron chargé négativement.

1909



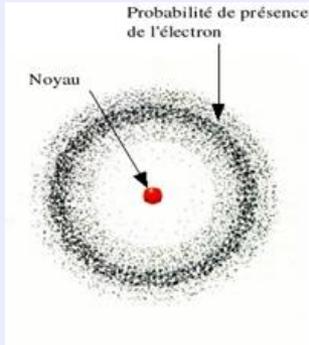
5 Ans plus tard, [Rutherford](#) découvre que l'atome est constitué d'un élément central, le noyau. Ce dernier est 100000 fois plus petit que l'atome. Dans son modèle, les électrons tournent autour du noyau, comme les planètes autour du soleil !

1913



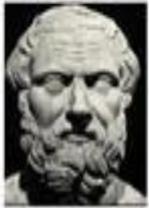
Pour Niels Bohr, la théorie de Rutherford est correcte mais perfectible ! Il pense que les électrons se déplacent autour du noyau sur des orbites (couche) bien définies. Il peut y en avoir plusieurs sur une seule couche !

1925



Erwin Schrödinger rejette cette idée de trajectoire de Bohr. Pour lui, on ne peut connaître les positions d'un électron précisément, mais on définit une probabilité de trouver un électron.

Evolution chronologique simplifiée de l'évolution de l'histoire de l'atome



Démocrite



Aristote



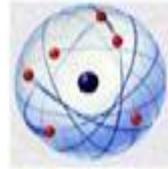
Dalton



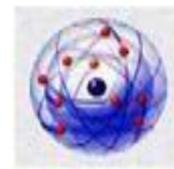
Faraday



Thomson



Rutherford



Bohr

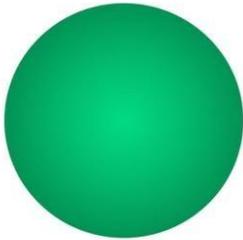


Erwin Schrödinger



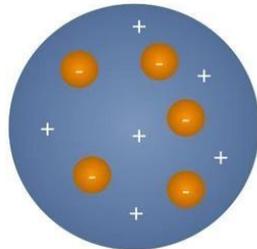
Atome: partie insécable de la matière

450 av JC



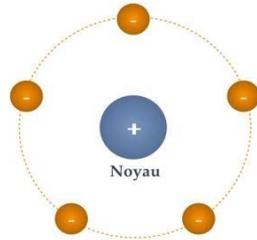
Modèle atomique de Dalton

1808



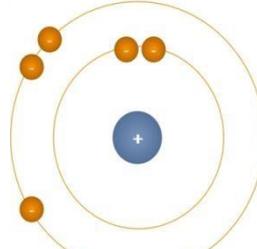
Modèle atomique de Thomson

1832



Modèle atomique de Rutherford

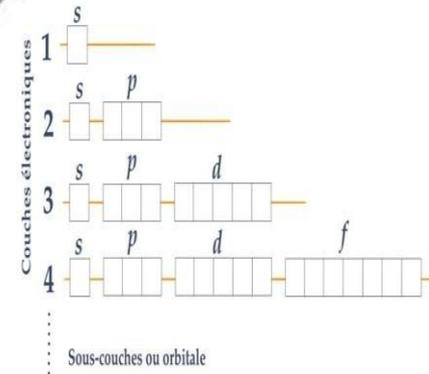
1898



Modèle de Bohr

1910

1913



II- Caractéristique de l'atome:

- ✓ Matière formée particules **élémentaires** = **Atomes**
- ✓ 118 espèces jusqu'ici; différents par leurs structures électroniques.

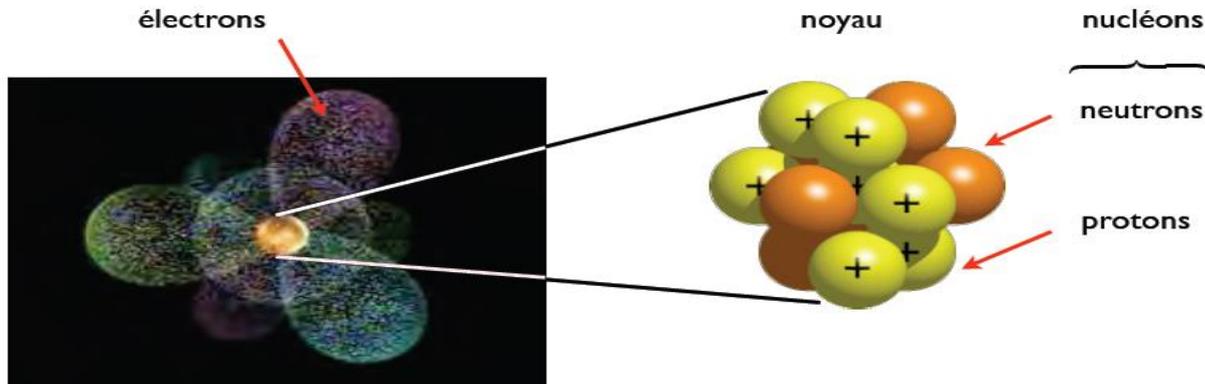
Structure de l'atome:

Atome = noyau + électrons

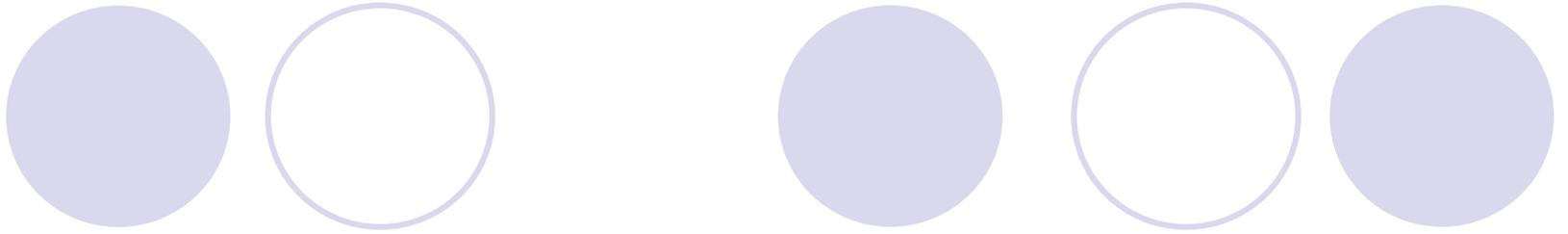
Noyau: Nucléons (A) = Protons (p) + Neutrons (n)

Nuage périphérique:

Cortège d'électrons (e^-) tournent à des vitesses prodigieuses autour noyau.

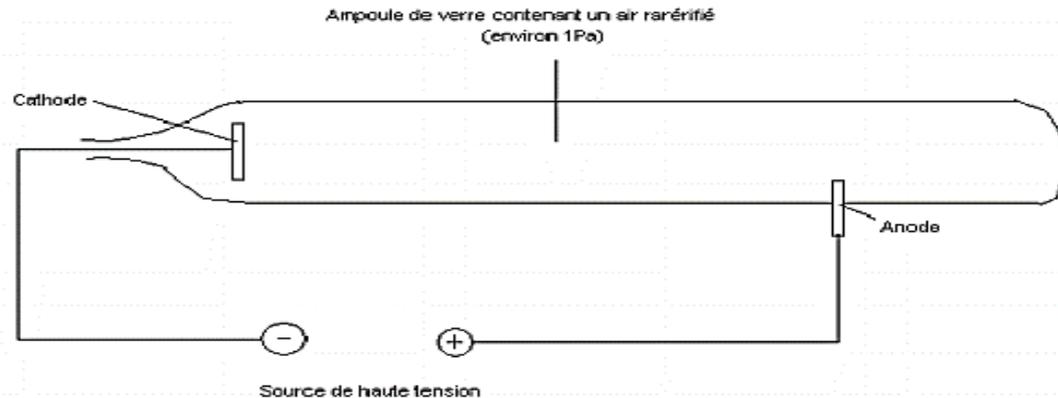


Modèle simplifié d'atome



*Comment ces particules ont été
mises en évidence par les
chercheurs atomistes?*

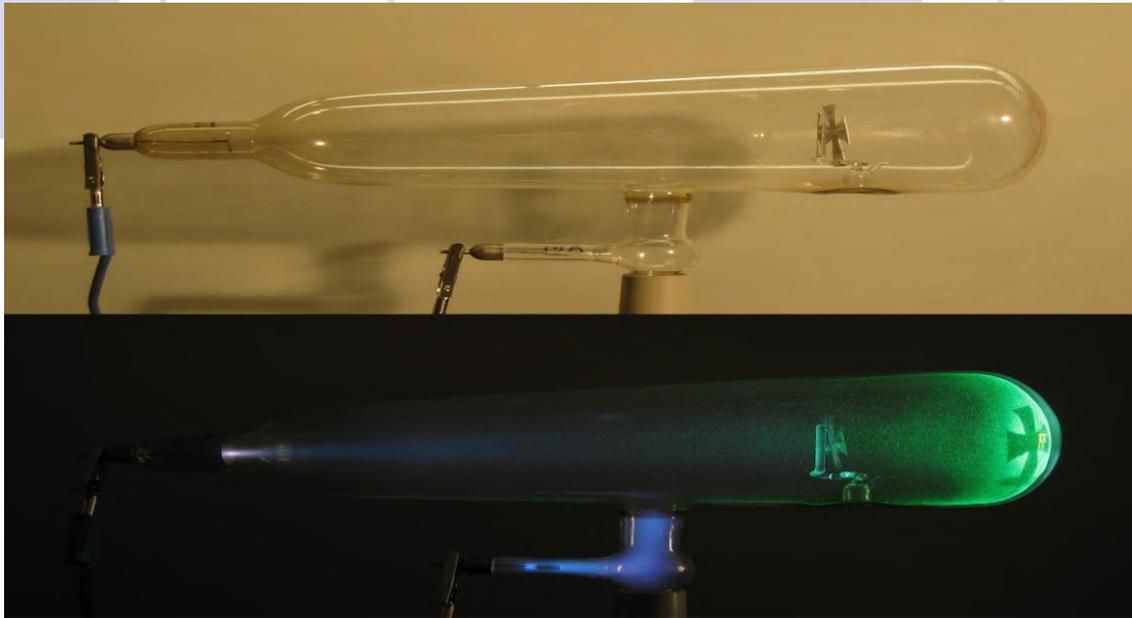
L'expérience de William Crookes (Britannique, 1895)



Expérience importante sur les atomes; Il utilise un tube en verre appelé aujourd'hui tube de Crookes. C'est un tube en verre, de forme conique, à l'intérieur duquel sont fixées une cathode métallique circulaire, une anode entre lesquelles il applique une tension d'environ 10 000 volts . A l'intérieur de ce tube, il réalise un vide, très poussé (de l'ordre du millième de millimètre de mercure). Les rayons cathodiques se propagent en ligne droite.

Il observe alors que pour une pression faible, un rayonnement issu de la cathode et provoquant une luminescence sur les parois du tube. Il donne à ces rayonnements le nom de « rayonnements cathodiques ». Il montre que ces rayons sont électriquement chargés car ils sont déviés par le champ magnétiques d'un aimant.

Tube de Crookes, découverte de l'imagerie



Le tube de Crookes est un tube en verre, de forme conique, à l'intérieur duquel on a fixé une cathode métallique circulaire, une anode et un obstacle en forme de croix de Malte. Un vide, très poussé.

Il observe une belle fluorescence verte sur la paroi opposée à la cathode.

Les rayons qu'on nomme cathodiques (faisceau d'électrons émis par la cathode) sont arrêtés par la croix de Malte et on observe l'ombre de cette croix qui se détache sur la face illuminée (fluorescence du verre provoquée par les électrons).

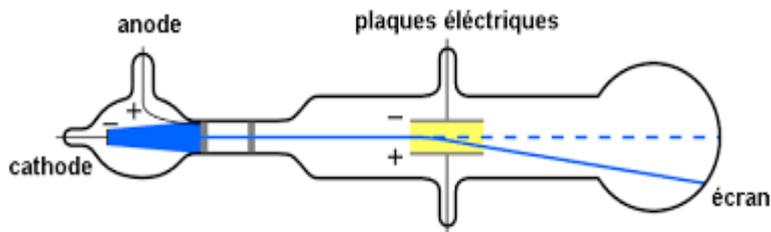
Mise en évidence des électrons; e-



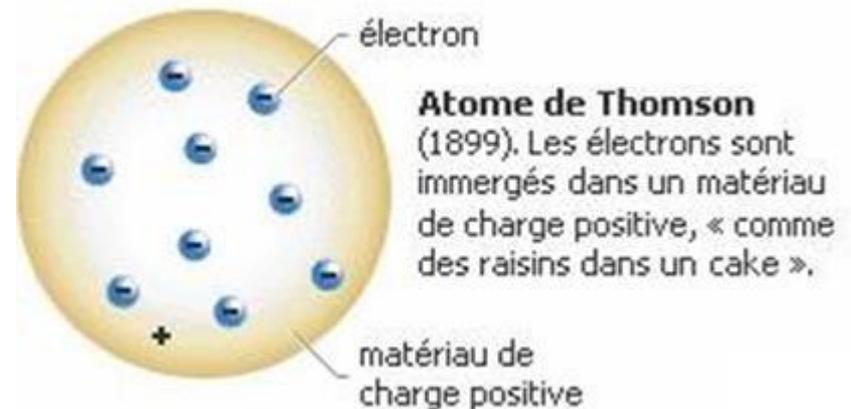
Thomson (physicien anglais 1856 - 1940, Prix Nobel 1906)

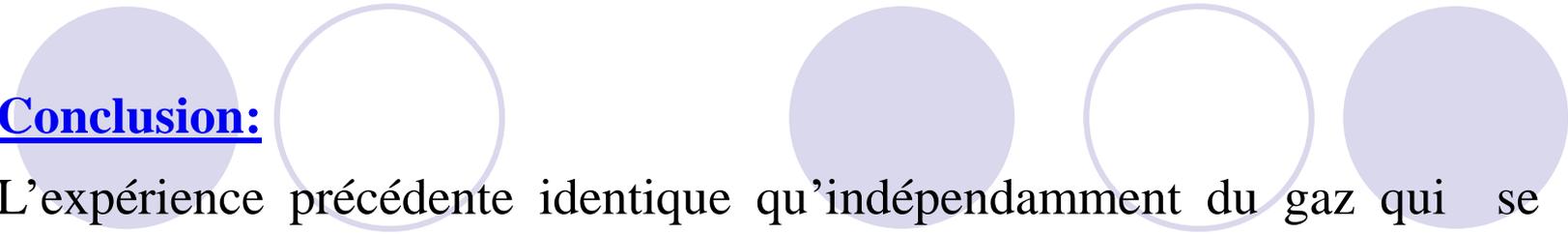
a mis en évidence les électrons par des expériences **de rayons cathodiques**.

Une cathode'' chauffée émet un flux de petites particules chargées négativement et très légères qui subissent au cours de leur trajectoire des déviations vers la plaque positive.



Expérience de Thomson





Conclusion:

L'expérience précédente identique qu'indépendamment du gaz qui se trouve dans le tube à décharge, ces particules sont donc les mêmes pour tous les éléments.

On les appelle des **électrons**. Chaque électron a une charge négative désignée par (**e**) appelée charge élémentaire. (**e**) est la plus petite quantité de charge électrique que l'on puisse mesurer.

$$e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

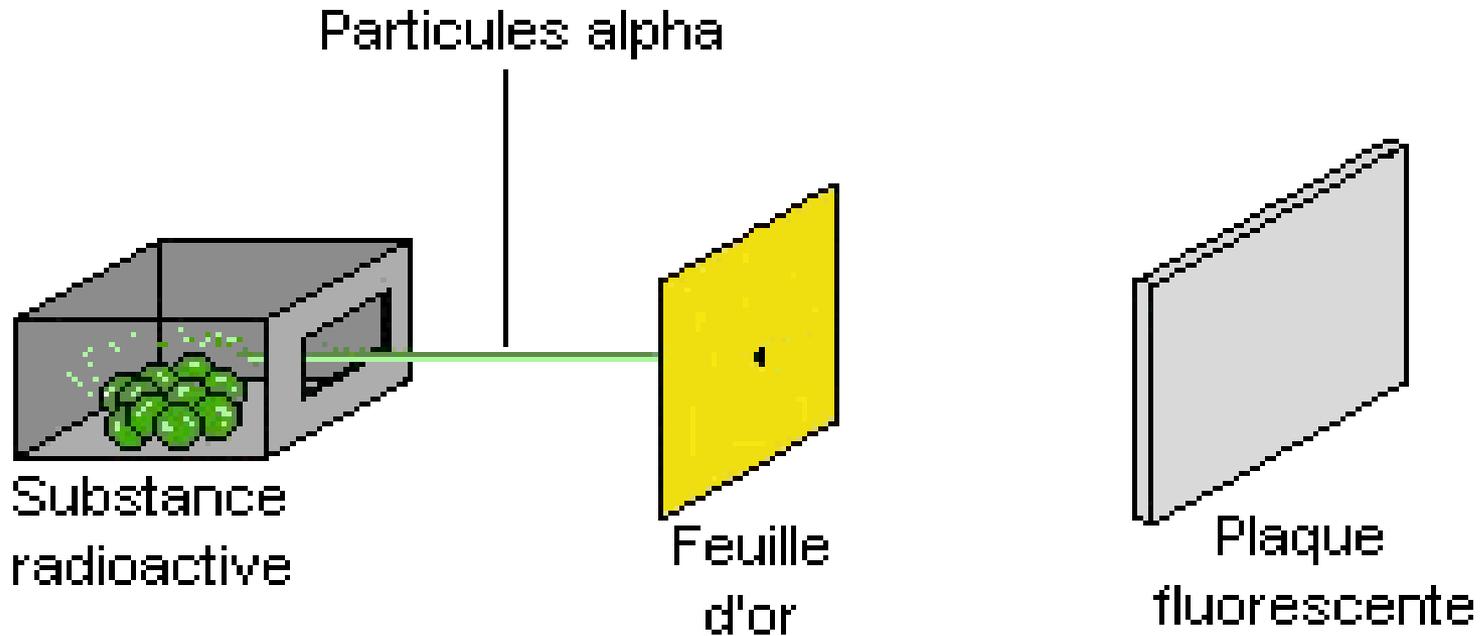
$$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

Charge de l'électron

Masse de l'électron

Mise en évidence du Noyau, Proton et Neutron

- L'expérience de Rutherford:



L'expérience de Rutherford consista à bombarder une fine feuille d'or par des noyaux d'Hélium (He^{2+}). En étudiant les trajectoires de ces noyaux d'hélium, il constata que:

- ✓ dans une large mesure, les rayons traversaient la feuille.
- ✓ dans certaines zones, régulièrement espacées, une partie de ces particules, de l'ordre de 0,01 %, ont été déviées ou rebondissent vers l'avant.

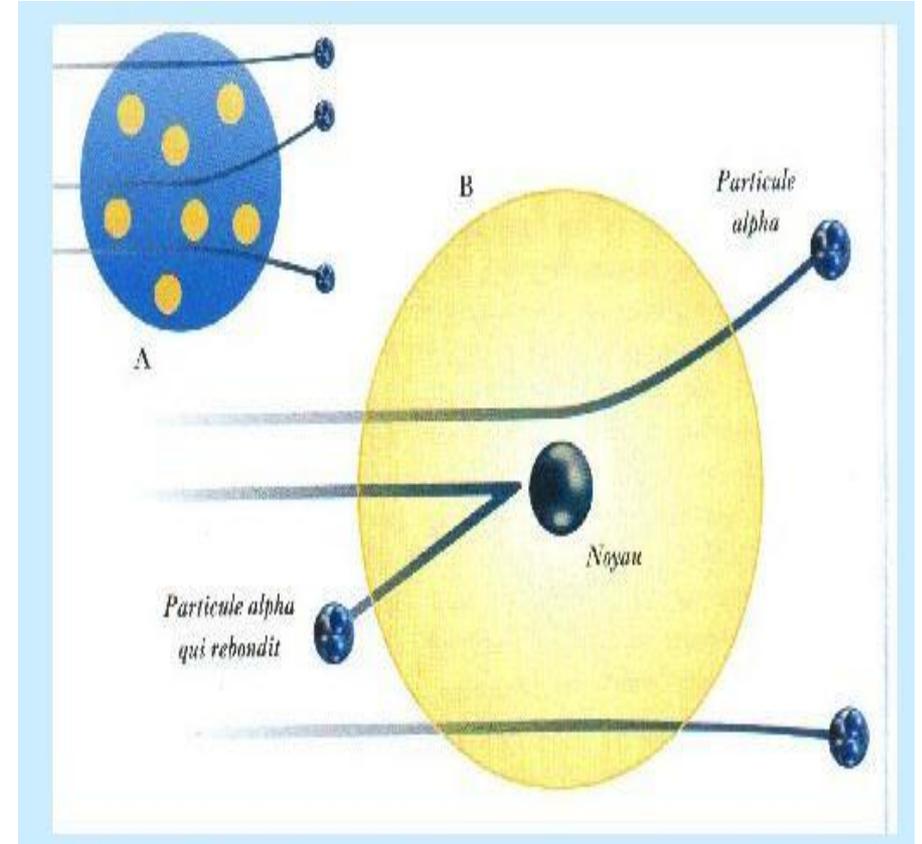
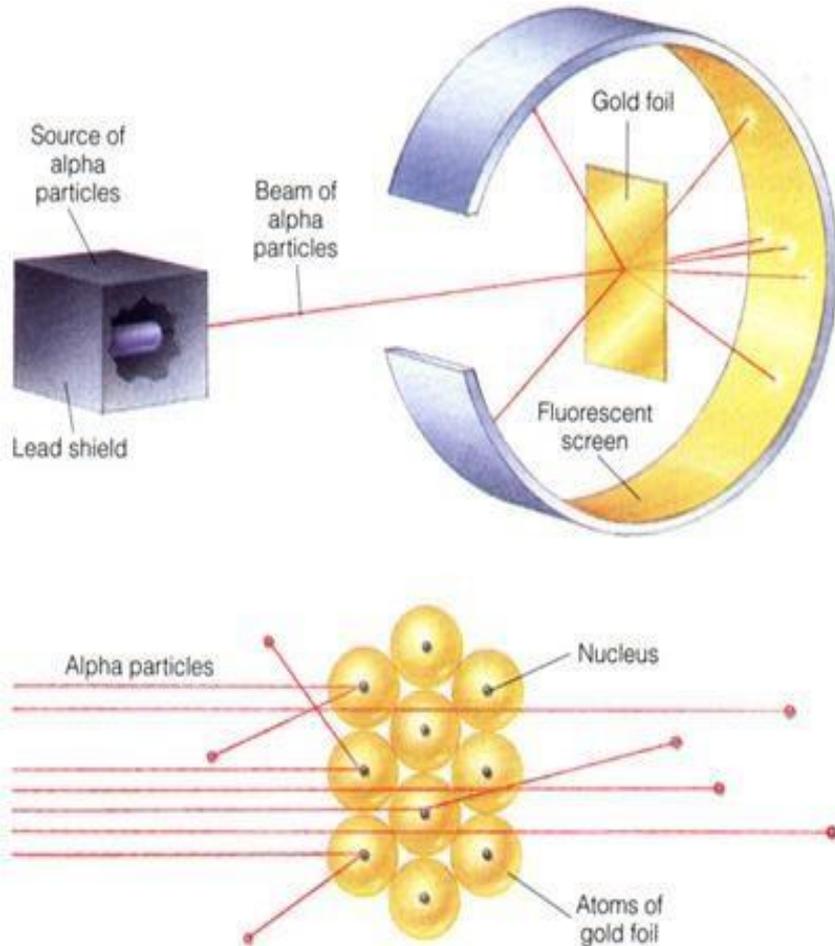
Il venait de mettre en évidence la structure lacunaire de la matière et en déduisit l'existence du noyau atomique où se concentraient les charges positives, les protons.

A partir de ces deux constatations, Rutherford en déduisit que l'atome est :

- **essentiellement constitué du vide;** (forte taux de passage des particules alpha) ;
- **électriquement neutre;** (présence, en plus des électrons, d'une partie chargée positivement qui a provoqué la répulsion forte des particules);

Noyau de l'atome (protons et neutrons)

Rutherford, (Physicien Anglais 1871-1937, Prix Nobel 1908) découvrit le noyau atomique.



a) Caractéristiques du noyau:

Protons (p) = noyau de l'atome d'Hydrogène

$$q = +1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$m_p \text{ vaut } 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1836 m_e$$

Neutrons (n):

$$m_n \text{ vaut } 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} \sim m_{\text{proton}}$$

Charge électrique nulle

b) Caractéristiques de l'électron:

Particules identiques chargées négativement .

$$q = -1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$m(e^-) \text{ négligeable} = 9,110 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$$

Particule	Symbole	Masse (kg)	Charge électrique
Proton	p+	$1,6724 \cdot 10^{-27}$	$1,60218 \cdot 10^{-19}$
Neutron	n ⁰	$1,6747 \cdot 10^{-27}$	nulle
Electron	e-	$9,110 \cdot 10^{-31}$	$- 1,60218 \cdot 10^{-19}$

Représentation d'un atome:

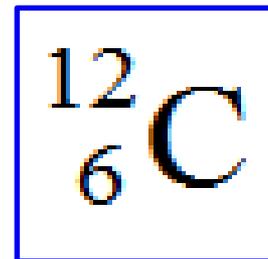
Elément ou atome X, appelé **Nucléide**; représenté:



- X = symbole de l'élément considéré;
- Z = Numéro atomique et Nbre protons;
- A = Z + N = Nombre de masse ou nombre de nucléons;
- N = N = (A - Z) Nbre de neutrons.

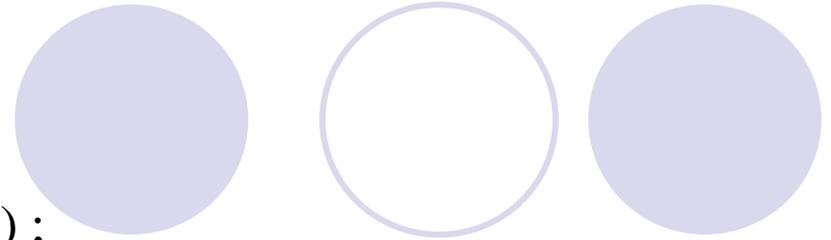
Exemple: Carbone: 12 Nucléons

- 6 protons, 6 électrons
- 6 Neutrons (N = A - Z = 12 - 6)



Propriétés de l'atome:

- Nbre e^+ = Nbre e^- ;
- Nbre charges (+) = Nbre charges (-) ;
- **Atome électriquement neutre;**
- Atome essentiellement constitué de vide = **structure lacunaire.**



Masse d'un atome:

Masse d'un atome \approx masse du noyau

$$\begin{aligned} m_a &= Z \times m_p + (A - Z) \times m_n + Z \times m_e \\ &= Z \times m_p + (A - Z) \times m_n \quad m_e \llll m_p \text{ ou } m_n \end{aligned}$$

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

Exemple

- L'atome de sodium: $^{23}_{11}\text{Na}$

$m_{\text{atome}} = \text{masse noyau} + \text{masse électrons}$

$$= (Z \cdot m_p + N m_n) + Z m_e$$

AN.

$$m_{\text{atome}} = (11 \times 1,6710^{-27} + 12 \times 1,67 \cdot 10^{-27}) + 11 \times 9,1 \cdot 10^{-31}$$

$$m_{\text{atome}} = 3,842001 \cdot 10^{-26} \text{ Kg}$$

Masse approchée:

$m_{\text{atome}} = A \cdot m_{\text{nucléons}}$

$$m_{\text{atome}} = 23 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 3,841 \cdot 10^{-26} \text{ Kg}$$

Isotopes d'un atome:

Nucléides ayant même nombre de protons (même Z) correspondent au même élément (Magnésium $Z = 12$): ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg

Isotopes d'un élément = Nucléides ayant même Z , mais A différents.

Exemples:

Hydrogène (^1H):

Deutérium ^2H ou D (isotope stable)

Tritium ^3H ou T (isotope radioactif particule β)

Carbone:

^{12}C ; (p = 6; n = 6)

^{13}C ; (p = 6; n = 7) isotope stable

^{14}C ; (p = 6; n = 8) isotope radioactif.

Abondance isotopique:

Pourcentage en nombre d'atome de chacun des isotopes présents dans le mélange naturel.

Masse atomique moyenne:

$M = M_A$ donnée sur le tableau périodique; tient compte des isotopes et de leur abondance.

Exemple de L'oxygène:

Isotopes de l'oxygène	Masse de l'isotope	% isotopique
$^{16}_8\text{O}$	15,9949 uma	99,76 %
$^{17}_8\text{O}$	16,9991 uma	0,04 %
$^{18}_8\text{O}$	17,9991 uma	0,20 %

Calculer la masse atomique moyenne d'un atome d'oxygène:

$$m = 15,9949 \times 99,76\% + 16,9991 \times 0,04\% + 17,9991 \times 0,20 \%$$

$$\underline{m = 15,9993 \text{ uma}}$$

Intérêt des isotopes

- Certains isotopes naturels ou artificiels **sont instables**. Ils peuvent alors se désintégrer en émettant des rayonnements. On dit alors qu'ils sont **radioactifs**. Les **isotopes radioactifs** sont parfois appelés **radio-isotopes**.

- **les isotopes radioactifs ou (radio-isotopes)** sont utilisés dans des applications médicales (Explorations du fonctionnement de nos organes).

- ✓ On s'en sert pour la **datation**, comme pour le marquage isotopique;
- ✓ Dans **l'imagerie médicale** utilisé en médecine par **émission** d'un **rayonnement** qu'on peut suivre dans le corps humain.
- ✓ aussi bien qu'en chimie organique pour **l'élucidation** des mécanismes réactionnels.

Exemple:



(Iode : ^{131}I) : Produit émetteur de radiations est utilisé en imagerie médicale pour repérer et détecter les zones d'hyper ou d'hypo activité de la glande thyroïdienne.

Unité de masse atomique (uma):

L'unité de masse dans le S.I calculée **en Kg** est totalement **inadaptée** à l'échelle élémentaire **pour l'atome**.

Les **masses réelles des atomes** s'expriment par des **nombre extrêmement petits**.

- 1/12 de la masse d'un atome de Nucléide ^{12}C qui pèse **$1,9926 \cdot 10^{-26}\text{kg}$**

(la masse est déterminée à partir d'un spectromètre de masse).

- Masse d'un atome de $^{12}\text{C} = 12 \times \text{uma}$

- Particules subatomiques de l'ordre de 10^{-27} kg ; nouvelle unité plus adaptée:

$$\text{uma} = 1,9926 \cdot 10^{-26} / 12 = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = \mathbf{1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}$$

Unité de Masse Atomique:(u/u.m.a)

Cette nouvelle échelle, nous permet de faire retenir des nombres simples dans le Tableau Périodique.

- $m(\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} / 1,662 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 1,007 \approx 1,01 \text{ u.m.a}$
- $m(\text{O}) = 2,658 \cdot 10^{-26} \text{ Kg} / 1,662 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 15,993 \approx 16,061 \text{ u.m.a}$
- $m(\text{S}) = 5,326 \cdot 10^{-26} \text{ Kg} / 1,662 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 2,045 \approx 32,1 \text{ u.m.a}$

La mole et nombre d'avogadro:

- Jusqu'au 20 mai 2019, le nombre d'Avogadro (donc aussi la mole) est défini comme le nombre d'atomes réels de carbone dans 12 grammes (10^{-3} kg) de carbone 12.

Le nombre d'atomes dans une mole est appelé le nombre d'avogadro. Sa valeur est mesurée à:

$$N_A = 12 / 1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 6,022 \ 140 \ 857 \ (74) \ 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

- À partir du 20 mai 2019, le nombre d'Avogadro devient une constante fixée par convention, qui définit la mole :

$$N_A = 6,022 \ 140 \ 857 \ (76) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$1 \text{ g} = \text{uma} \cdot N_A$$

- ❖ $N_A = \text{Nbre d'atomes réels contenus dans un atome gramme soit dans une mole de ces entités.}$

III- Configuration électronique d'un atome:

III-1- Modèle de Rutherford (modèle planétaire instable) 1911;

Par ses expériences de rétrodiffusion des particules, Rutherford a montré que l'atome est constitué d'un **noyau** chargé **positivement**, autour duquel gravite des **électrons**

Il proposa alors un atome dans lequel la majorité de la masse est concentrée dans le noyau, séparé par du vide, des électrons gravitent autour comme des planètes autour du soleil.

L'atome de Rutherford n'est pas viable:

- L'électron doit rayonner de l'énergie (donc en perdre) durant son mouvement.
- Après un laps de temps suffisamment court, l'électron finirait par s'écraser sur le noyau.

III-2- Modèle de Bohr:

Niels Bohr est un physicien danois Copenhague, Danemark (1885 à 1962).

Objectifs:

- ✓ Comprendre la distribution des différents électrons autour du noyau;
- ✓ déterminer l'énergie électronique des électrons.

Modèle repose sur le principe suivant :

- ✓ Autour du noyau les électrons sont répartis sur des couches autour du noyau.
- ✓ Électrons qui appartiennent à une même couche ont une énergie identique constante.
- ✓ Électrons lorsqu'ils sont excités peuvent passer d'une couche stable à une couche d'énergie plus élevée = quanta d'énergie. Ils reviennent toujours à leur état d'énergie le plus bas

L'étude plus profonde de l'atome d'hydrogène a montré que l'organisation n'était pas aussi simple:

- ✓ Dans les couches il y aurait des sous-couches;
- ✓ les trajectoires des électrons ne seraient pas si circulaires que ça.

...Ainsi est né la **mécanique ondulatoire ou mécanique quantique**.

III. 3- Fonction propre ou nombres quantiques:

Résoudre l'équation de Schrödinger = déterminer pour chaque électron les couples de variable i pour la fonction d'onde (Ψ_i, E_i).

Ψ_i est appelé **fonction propre ou orbitale atomique (OA)**.

E_i est appelé **énergie propre**.

elle fait intervenir quatre nombres appelés "**nombres quantiques**" qui caractérisent l'état d'un électron.

Ces quatre nombres sont : **n, l, m_l et m_s** .

a) Nombre quantique principale: n

Ce nombre définit la couche quantique (énergie de l'électron)

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$

Energie l'électron se situant sur chaque couche est spécifique.

a) Nombre quantique principale: n

n = 1 couche **K** peut contenir 2 électrons.

n = 2 couche **L** peut contenir 8 électrons.

n = 3 couche **M** peut contenir 18 électrons.

Valeur de n	1	2	3	4	5	6	7
Lettre couche	K	L	M	N	O	P	Q

b) Nombre quantique secondaire (ou azimutal): l

l = nbre quantique caractérise la sous-couche occupée par l'électron.

✓ **$0 \leq l \leq n - 1$** soit n valeurs différentes.

✓ désignée par une lettre minuscule (s, p, d, f...).

Valeur de l	0	1	2	3	4	5
Symbole de l	s	p	d	f	g	h

c) Nombre quantique magnétique : m_l ou m

Définit le nombre d'orientation prises par le moment cinétique de l'électron en présence d'un champ magnétique extérieur. Il s'agit d'un nombre entier qui peut être nul.

$$-l \leq m \leq +l \quad \text{soit } 2l + 1 \text{ valeurs différentes}$$

Symbole graphique de m = rectangle qui peut contenir 0, 1 ou 2 électrons.



En mécanique quantique:

Orbitale = Volume dans lequel cette probabilité de présence de l'électron à une valeur préalablement fixée.

➤ Il y a autant de rectangles que de valeurs possibles de m .

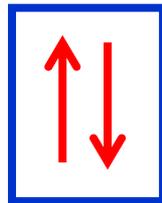
d) Nombre quantique de spin : m_s ou s

✓ Ce quatrième nombre quantique caractérise le mouvement de l'électron sur lui même et peut prendre seulement deux valeurs différentes.

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

✓ Symbole graphique de ce nombre quantique de spin:

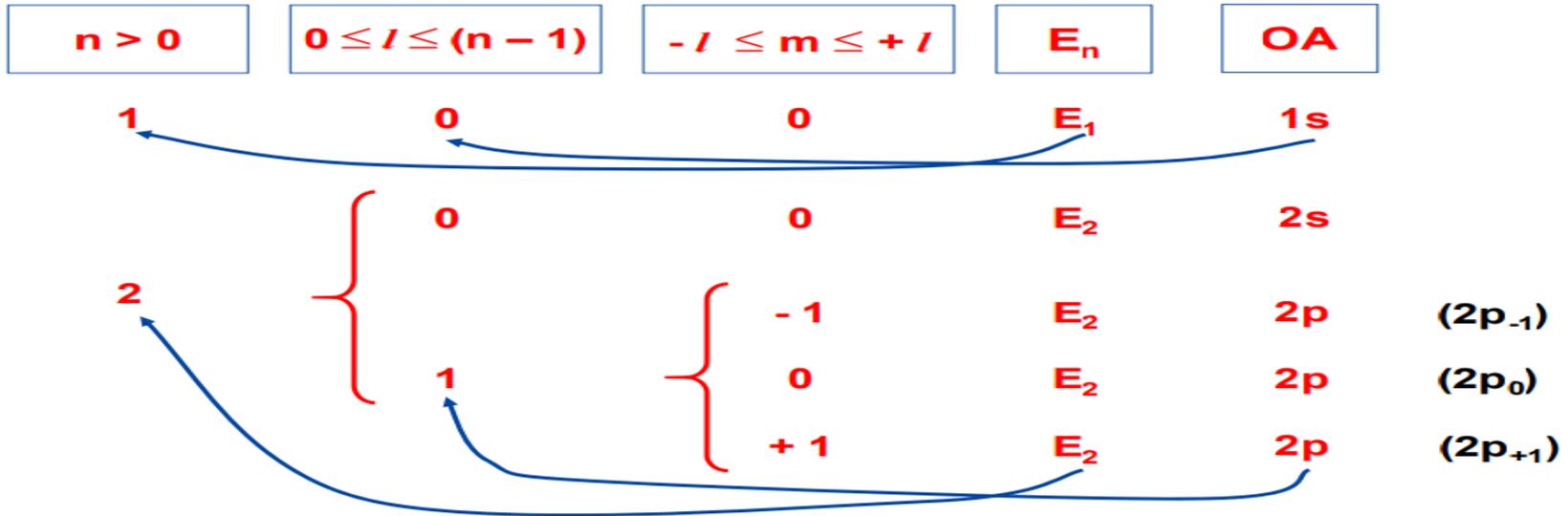
- Electron de spin $m_s = +1/2$, flèche vers le haut (\uparrow) à gauche;
- Electron de spin $m_s = -1/2$, (\downarrow) flèche vers le bas à droite.



e) Conventions de représentation:

$l =$	0	1	2	3
$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
$n = 1$	□			
$n = 2$	□	□ □ □		
$n = 3$	□	□ □ □	□ □ □ □ □	
$n = 4$	□	□ □ □	□ □ □ □ □	□ □ □ □ □ □ □
	orbitales s	orbitales p	orbitales d	orbitales f

Exemples d'OA



Généralisation:

Sous couche:

s p d f g

Nbre de cases quantiques:

1 3 5 7 9

Nbre max d'électron:

2 6 10 14 18

Le nombre d'électron maximal que peut contenir une couche donnée:

$$n_{\max} = 2n^2$$

IV- Représentation géométrique des orbitales:

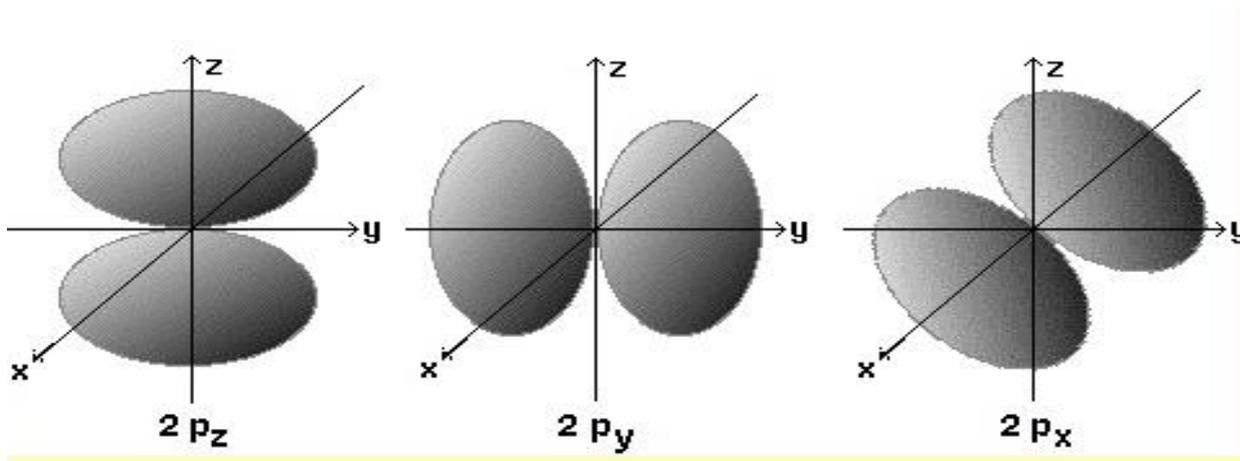
Les fonctions d'onde $1s$ et $2s$ ne font apparaître que la variable r , la partie angulaire est pratiquement constante. Ψ ne dépend alors que de r :

Pour une même distance du noyau, cette fonction a la même valeur quelque soit la direction.

✓ Orbitale s a une forme sphérique.



✓ 3 orbitales p_x , p_y , p_z présente une symétrie de révolution autour des trois axes x , y , z .



V- Configuration électronique et règle de remplissage:

Comment placer Z électrons (atome neutre) sur les différents niveaux = orbite: **Écriture de la configuration électronique.**

Les niveaux d'énergies sont les mêmes pour tous les atomes.

La configuration électronique et la répartition de Z électrons d'un atome dans son état fondamental sur les orbitales atomiques, obéit aux trois règles de remplissage:

- Règle de **KLECHKOWSKY.**
- Règle de **PAULI.**
- Règle de **HUND.**

V- 1) Principe d'exclusion de Pauli:

- Pour un même atome, 2 électrons ne peuvent avoir quatre nombre quantiques identiques.
- Deux électrons dans une même orbitale atomique doivent différer par leur nombre quantique de spin:

$$m_s = +1/2 \text{ et } m_s = -1/2$$

- Une orbitale atomique ne peut contenir que 2 e⁻ au maximum avec des spins opposés: ils sont antiparallèles ou appariés.

1 seule électron = non-apparié ou célibataire.

Orbitale vide = lacune électronique

VI- 2) Principe de Hund (règle du spin maximal).

Le spin global doit être maximal → les électrons occupent un maximum d'orbitales d'une sous couche (n, l) avant de s'apparier (un nombre maximum de spins parallèles).

Exemple: configuration 1 (spin global $3/2$) plus stable que la configuration 2 (spin global $1/2$)

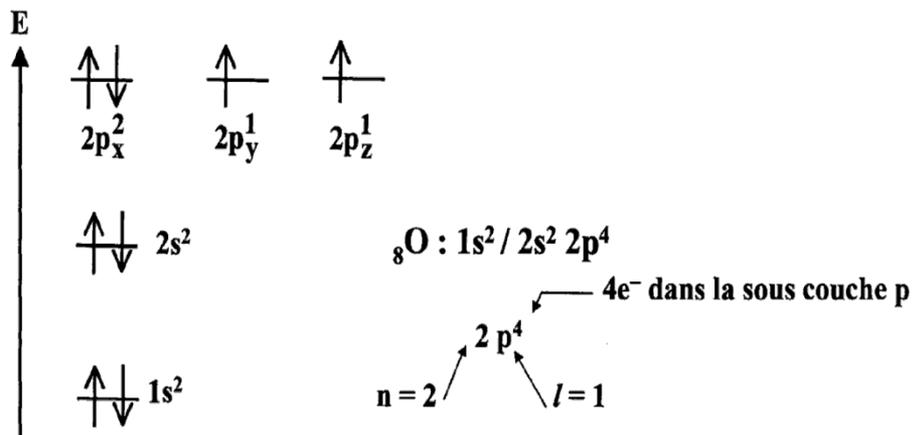
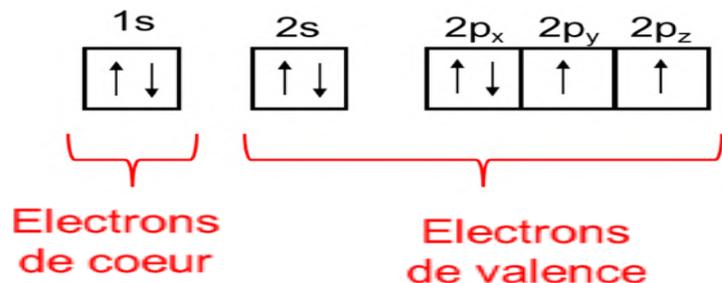


Il existe donc 2 types d'électrons:

- Electron célibataire: peut s'associer avec un électron célibataire d'un autre atome pour former une liaison covalente.
- Electrons appariés (doublet): électrons occupant la même orbitale, de spin opposés (antiparallèles)

Exemples:

Oxygène: $Z = 8$



• **Electrons de valence:** électrons des couches de nombre quantique principal n le plus élevé et des sous-couches (n-1)d et (n-2)f non saturées.

• **Schéma de Lewis** concerne la couche de valence:

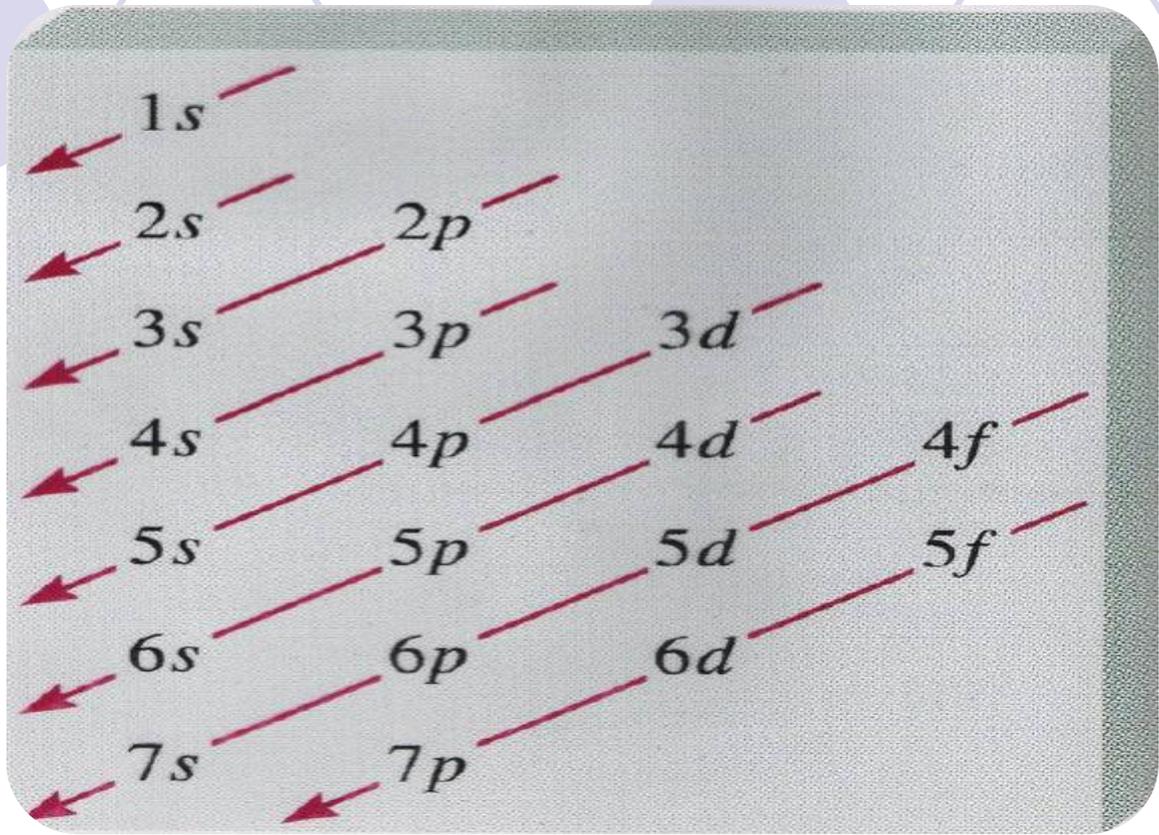


2 électrons célibataires : oxygène divalent (forment 2 liaisons covalentes)

V- 3)- Règle de KLECHKOVSKI (Russe) :

- L'ordre des énergies croissantes suit l'ordre des valeurs croissantes de la somme $(n + 1)$.
- Si deux sous-couches correspondent à la même valeur de $(n + 1)$, la sous-couche, avec la plus petite valeur de n , a l'énergie la plus basse.
- Les orbitales d'une même sous-couche ont la même énergie.

N.B: Il existe toutefois des exceptions.



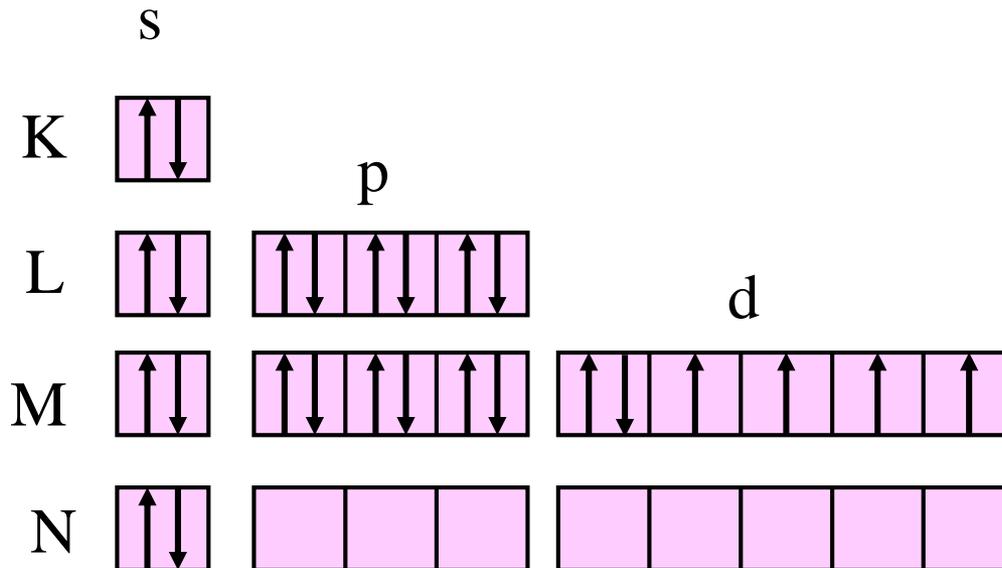
1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f ...

Fer: $Z = 26$



- La règle de Klechkowski classe les orbitales « vides » par ordre d'énergie croissante mais une fois occupées, leur énergie varie

→ permutation des orbitales $(n-1)d$ et ns :



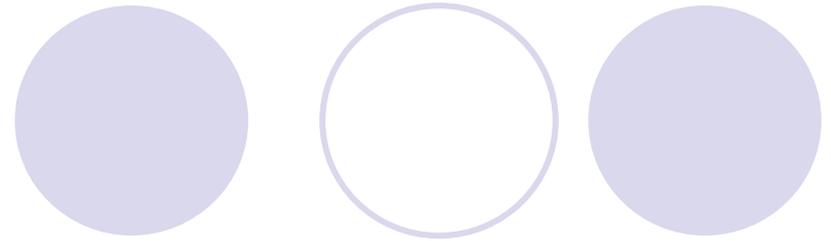
Il est important de bien inverser la 3d et la 4s après remplissage, car en cas d'ionisation, ce sont les électrons **4s qui sont arrachés en premier**.

Exceptions à la Règle de Klechkowski :

Z	Nom	Symbole	Configuration selon Klechkowski	Configuration réelle
24	Chrome	Cr	(Ar) 3d ⁴ 4s ²	(Ar) 3d ⁵ 4s ¹
29	Cuivre	Cu	(Ar) 3d ⁹ 4s ²	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ¹
41	Niobium	Nb	(Kr) 4d ³ 5s ²	(Kr) 4d ⁴ 5s ¹
42	Molybdène	Mo	(Kr) 4d ⁴ 5s ²	(Kr) 4d ⁵ 5s ¹
44	Ruthénium	Ru	(Kr) 4d ⁶ 5s ²	(Kr) 4d ⁷ 5s ¹
45	Rhodium	Rh	(Kr) 4d ⁷ 5s ²	(Kr) 4d ⁸ 5s ¹
46	Palladium	Pd	(Kr) 4d ⁸ 5s ²	(Kr) 4d ¹⁰
47	Argent	Ag	(Kr) 4d ⁹ 5s ²	(Kr) 4d ¹⁰ 5s ¹
57	Lanthane	La	(Xe) 4f ¹ 6s ²	(Xe) 5d ¹ 6s ²
58	Cérium	Ce	(Xe) 4f ² 6s ²	(Xe) 4f ¹ 5d ¹ 6s ²
64	Gadolinium	Gd	(Xe) 4f ¹ 6s ²	(Xe) 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
78	Platine	Pt	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ⁸ 6s ²	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹
79	Or	Au	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ²	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹
89	Actinium	Ac	(Rn) 5f ¹ 6d ⁰ 7s ²	(Rn) 6d ¹ 7s ²
90	Thorium	Th	(Rn) 5f ² 6d ⁰ 7s ²	(Rn) 6d ² 7s ²
91	Protactinium	Pa	(Rn) 5f ³ 6d ⁰ 7s ²	(Rn) 4f ² 6d ¹ 7s ²
92	Uranium	U	(Rn) 5f ⁴ 6d ⁰ 7s ²	(Rn) 4f ³ 6d ¹ 7s ²
93	Neptunium	Np	(Rn) 5f ⁵ 6d ⁰ 7s ²	(Rn) 4f ⁴ 6d ¹ 7s ²
96	Curium	Cm	(Rn) 5f ⁸ 6d ⁰ 7s ²	(Rn) 4f ⁷ 6d ¹ 7s ²



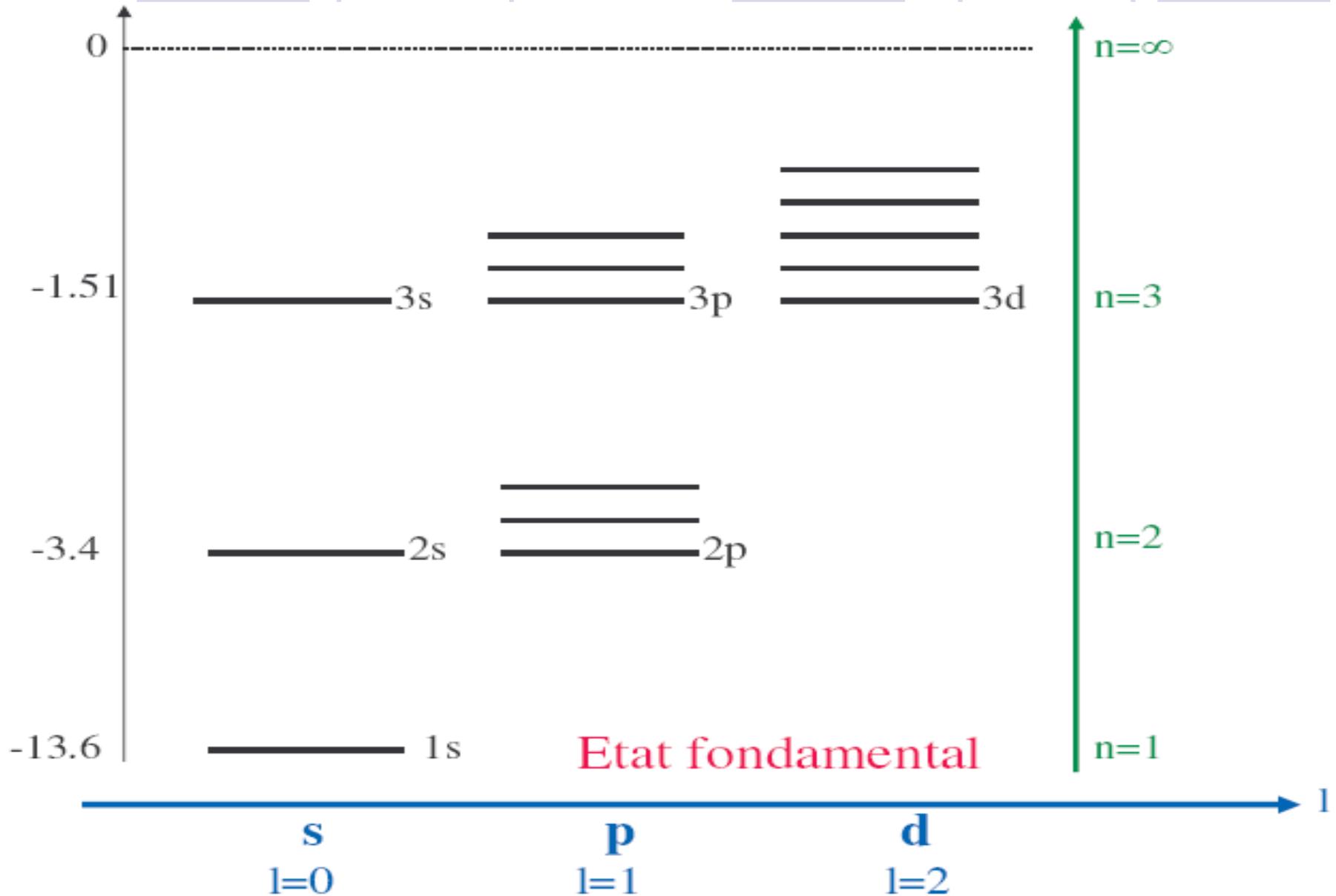
Exemple: Cuivre (Z = 29)

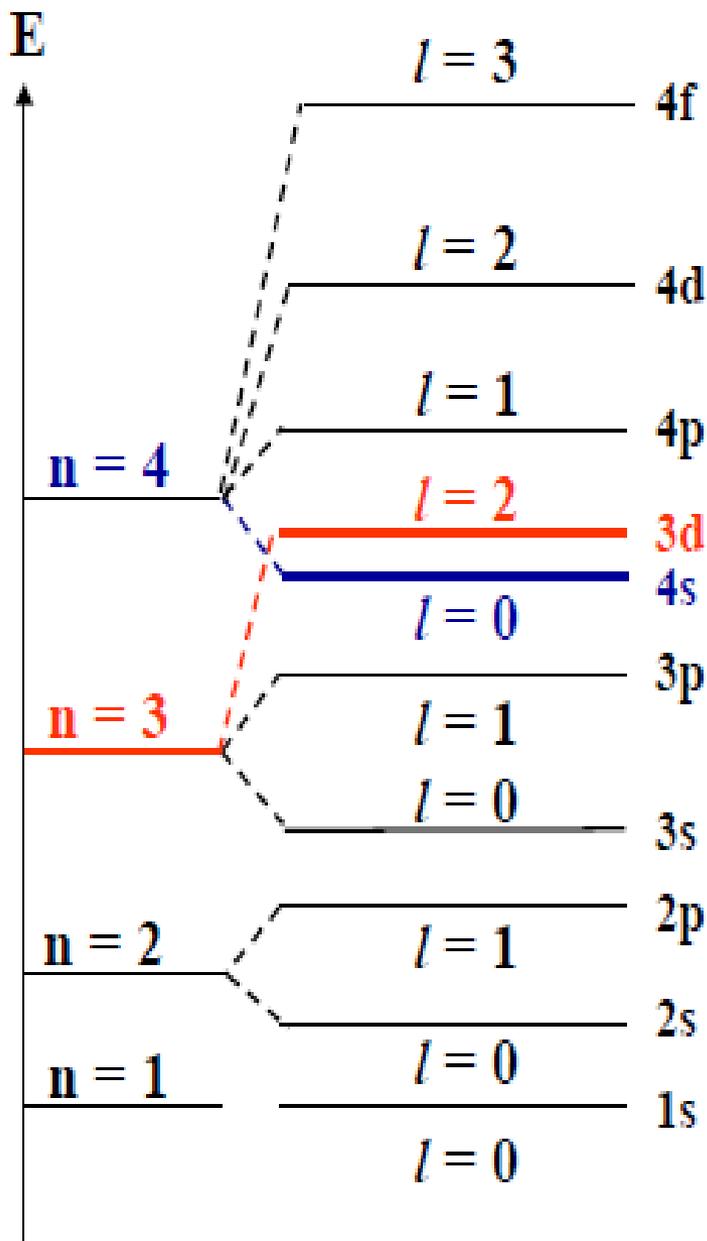


De façon générale:



Diagramme énergétique des O.A. de l'atome monoélectronique (hydrogène et hydrogénoïde)





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

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

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

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

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

VI- La classification périodique des éléments

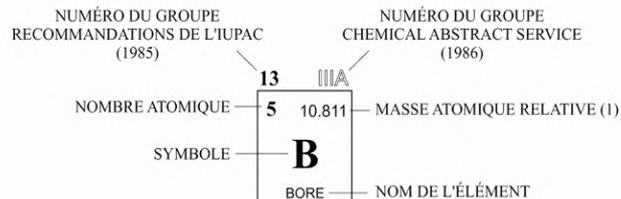
VI- 1) La classification de Mendeleïev (1869):

- ✓ Classification basée sur le classement des éléments par Z croissant, donc s'appuie sur la structure électronique des atomes.
- ✓ Constituée de **7 lignes appelées "périodes"** et de **18 colonnes appelées "familles"**.
- ✓ Le numéro atomique **croît de gauche à droite dans une période et de haut en bas dans une colonne.**
- ✓ Les éléments d'une **même période** ont la **même valeur du nombre quantique principal maximal n .**
- ✓ Les éléments appartenant à une même colonne **ont généralement la même structure électronique externe**, donc souvent des propriétés chimiques ou physiques voisines.

(attention : ne pas généraliser !).

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

PÉRIODE	GROUPE																18 VIIIA					
	1 IA	2 IIA		3	4	5	6	7	8	9	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA		16 VIA	17 VIIA			
1	1 1.0079 H HYDROGÈNE															2 4.0026 He HÉLIUM						
2	3 6.941 Li LITHIUM	4 9.0122 Be BÉRYLLIUM															5 10.811 B BORE	6 12.011 C CARBONE	7 14.007 N AZOTE	8 15.999 O OXYGÈNE	9 18.998 F FLUOR	10 20.180 Ne NÉON
3	11 22.990 Na SODIUM	12 24.305 Mg MAGNÉSIMUM															13 26.982 Al ALUMINIUM	14 28.086 Si SILICIUM	15 30.974 P PHOSPHORE	16 32.065 S SOUFRE	17 35.453 Cl CHLORE	18 39.948 Ar ARGON
4	19 39.098 K POTASSIUM	20 40.078 Ca CALCIUM	21 44.956 Sc SCANDIUM	22 47.867 Ti TITANE	23 50.942 V VANADIUM	24 51.996 Cr CHROME	25 54.938 Mn MANGANÈSE	26 55.845 Fe FER	27 58.933 Co COBALT	28 58.693 Ni NICKEL	29 63.546 Cu CUIVRE	30 65.39 Zn ZINC	31 69.723 Ga GALLIUM	32 72.64 Ge GERMANIUM	33 74.922 As ARSENIC	34 78.96 Se SÉLÉNIUM	35 79.904 Br BROME	36 83.80 Kr KRYPTON				
5	37 85.468 Rb RUBIDIUM	38 87.62 Sr STRONTIUM	39 88.906 Y YTTRIUM	40 91.224 Zr ZIRCONIUM	41 92.906 Nb NIOBIUM	42 95.94 Mo MOLYBDÈNE	43 (98) Tc TECHNÉTIUM	44 101.07 Ru RUTHÉNIUM	45 102.91 Rh RHODIUM	46 106.42 Pd PALLADIUM	47 107.87 Ag ARGENT	48 112.41 Cd CADMIUM	49 114.82 In INDIUM	50 118.71 Sn ETAIN	51 121.76 Sb ANTIMOINE	52 127.60 Te TELLURE	53 126.90 I IODE	54 131.29 Xe XÉNON				
6	55 132.91 Cs CÉSIUM	56 137.33 Ba BARYUM	57-71 La-Lu Lanthanides	72 178.49 Hf HAFNIUM	73 180.95 Ta TANTALE	74 183.84 W TUNGSTÈNE	75 186.21 Re RHÉNIUM	76 190.23 Os OSMIUM	77 192.22 Ir IRIDIUM	78 195.08 Pt PLATINE	79 196.97 Au OR	80 200.59 Hg MERCURE	81 204.38 Tl THALLIUM	82 207.2 Pb PLOMB	83 208.98 Bi BISMUTH	84 (209) Po POLONIUM	85 (210) At ASTATE	86 (222) Rn RADON				
7	87 (223) Fr FRANCIUM	88 (226) Ra RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinides	104 (261) Rf RUTHERFORDIUM	105 (262) Db DUBNIUM	106 (266) Sg SEABORGIUM	107 (264) Bh BOHRIUM	108 (277) Hs HASSIUM	109 (268) Mt MEITNERIUM	110 (281) Uun UNUNNIUM	111 (272) Uuu UNUNUNIUM	112 (285) Uub UNUNBIUM		114 (289) Uuq UNUNQUADIUM								



Lanthanides

57 138.91 La LANTHANE	58 140.12 Ce CÉRIUM	59 140.91 Pr PRASÉODYME	60 144.24 Nd NÉODYME	61 (145) Pm PROMÉTHIUM	62 150.36 Sm SAMARIUM	63 151.96 Eu EUROPIUM	64 157.25 Gd GADOLINIUM	65 158.93 Tb TERBIUM	66 162.50 Dy DYSPROSIUM	67 164.93 Ho HOLMIUM	68 167.26 Er ERBIUM	69 168.93 Tm THULIUM	70 173.04 Yb YTTERBIUM	71 174.97 Lu LUTÉTIUM
------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------

Actinides

89 (227) Ac ACTINIUM	90 232.04 Th THORIUM	91 231.04 Pa PROTACTINIUM	92 238.03 U URANIUM	93 (237) Np NEPTUNIUM	94 (244) Pu PLUTONIUM	95 (243) Am AMÉRICIUM	96 (247) Cm CURIUM	97 (247) Bk BERKÉLIUM	98 (251) Cf CALIFORNIUM	99 (252) Es EINSTEINIUM	100 (257) Fm FERMIUM	101 (258) Md MENDELÉVIUM	102 (259) No NOBÉLIUM	103 (262) Lr LAWRENCIUM
-----------------------------------	-----------------------------------	--	----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 667-683 (2001)

La masse atomique relative est donnée avec cinq chiffres significatifs. Pour les éléments qui n'ont pas de nucléides stables, la valeur entre parenthèses indique le nombre de masse de l'isotope de l'élément ayant la durée de vie la plus grande.

Toutefois, pour les trois éléments Th, Pa et U qui ont une composition isotopique terrestre connue, une masse atomique est indiquée.

VI- 2) Répartition selon le tableau de Mendeleïev

La classification périodique est divisée en 4 blocs en fonction de la structure électronique externe des éléments :

Bloc s : ns^1 ou ns^2 ; colonnes 1 et 2.

Bloc p : ns^2, np^x (avec : $1 \leq x \leq 6$) ; colonnes 13 à 18.

Remarque : 2He (configuration : $1s^2$) est classé dans la colonne 18, en raison de la similitude de ses propriétés avec celles des éléments de cette colonne (gaz inertes).

Bloc d : $(n-1)d^x, ns^y$ (avec : $1 \leq x \leq 10$ et $0 \leq y \leq 2$) ; colonnes 3 à 12 : "métaux de transition".

Bloc f : $(n-2)f^x, (n-1)d^y, ns^2$ (avec $n = 6$ ou $7, 0 \leq x \leq 14 ; y = 0$ ou 1 ou exceptionnellement 2 pour ${}_{90}\text{Th}$).

Les éléments pour lesquels:

$n = 6$ sont appelés "**Lanthanides**";

$n = 7$ sont appelés "**Actinides**" (ces derniers sont tous radioactifs).

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

VII) Propriétés physiques des éléments:

Trois catégories :

Les métaux

- Ils sont situés à gauche et au centre de la classification périodique: blocs s (hormis H), d , f et une moitié du bloc p : ex. Al, Sn, Pb, Bi, Po ...).
- Ils sont tous solides à t° ambiante (25°C), excepté le mercure (**80Hg**) qui est liquide.
- Ils sont bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité.
- Ils donnent des cations, leurs oxydes sont basiques.

Les non-métaux

- Ils sont situés à droite dans la classification périodique: seconde moitié du bloc p : ex. F, O, N, C, P ...).
- Ils sont solides ou gazeux à 25°C , exceptionnellement liquide (le dibrome, **Br₂**).
- Ils sont mauvais conducteurs de la chaleur et ce sont des isolants électriques. (sauf le carbone qui est isolant (diamant) ou conducteur (graphite)).
- Ils donnent des anions, leurs oxydes sont acides.

Les semi-métaux

A la frontière des deux catégories précédentes, ils se comportent comme des semi-conducteurs (composés dont la conductivité augmente avec la température, par exemple le Silicium (**14Si**) et le Germanium (**32Ge**) utilisés en électronique).

Remarque : L'hydrogène est un cas à part : c'est un gaz moléculaire (**H₂**) à 25°C . Il peut donner un ion positif (**H⁺**), mais aussi l'ion hydrure (**H⁻**).

Tableau périodique des éléments

I												VIII															
1	II	Légende										III	IV	V	VI	VII	2										
H Hydrogène		<div style="display: flex; align-items: center; gap: 10px;"> <div style="width: 15px; height: 15px; background-color: #ADD8E6; border: 1px solid black;"></div> = métaux <div style="width: 15px; height: 15px; background-color: #FFB6C1; border: 1px solid black;"></div> = non-métaux <div style="width: 15px; height: 15px; background-color: #D8BFD8; border: 1px solid black;"></div> = métalloïdes </div>																									He Hélium
3 Li Lithium	4 Be Béryllium											5 B Bore	6 C Carbone	7 N Azote	8 O Oxygène	9 F Fluor	10 Ne Neon										
11 Na Sodium	12 Mg Magnésium											13 Al Aluminium	14 Si Silicium	15 P Phosphore	16 S Soufre	17 Cl Chlore	18 Ar Argon										
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titane	23 V Vanadium	24 Cr Chrome	25 Mn Manganèse	26 Fe Fer	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Cuivre	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Sélénium	35 Br Brome	36 Kr Krypton										
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdène	43 Tc Technétium	44 Ru Ruthénium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Argent	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Étain	51 Sb Antimoine	52 Te Tellure	53 I Iode	54 Xe Xénon										
55 Cs Césium	56 Ba Baryum	57-71 La-Lu	72 Hf Hafnium	73 Ra Radium	74 W Tungstène	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platine	79 Au Or	80 Hg Mercure	81 Tl Thallium	82 Pb Plomb	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astate	86 Rn Radon										
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89-103 Ac-Lr	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Uun Ununilium	111 Uuu Ununilium	112 Uub Unbibium																

57 La Lanthane	58 Ce Cérium	59 Pr Praseodyme	60 Nd Neodyme	61 Pm Prométhium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutétium
89 Ac Actinium	90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkélium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium

VIII - Les Propriétés chimiques des éléments

Les propriétés de l'atome dépendent particulièrement de sa configuration électronique externe, à savoir des électrons de la couche externe. Parmi les propriétés qui peuvent donner une idée sur le comportement chimique de l'atome on cite :

- ✓ L'aptitude à perdre ou gagner des électrons.
- ✓ La capacité de déformation du nuage électronique.

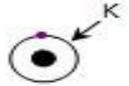
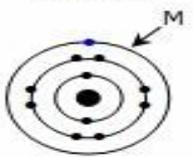
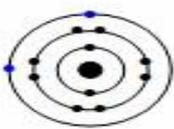
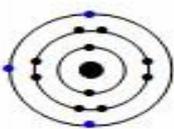
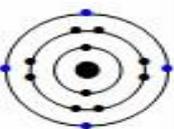
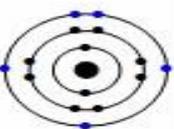
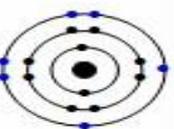
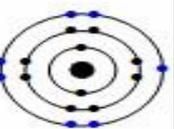
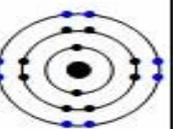
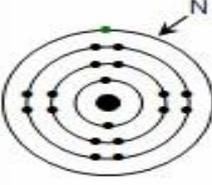
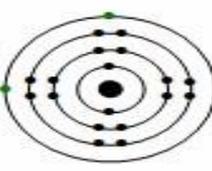
VIII- 1) Règle de l'OCTET:

Un atome va réagir (gagner ou perdre des électrons) de façon à avoir comme structure électronique externe celle des gaz rare le plus proche.

REPRESENTATION DE LEWIS

	→ colonnes ↓ périodes	1	2	13	14	15	16	17	18
		1	2	3	4	5	6	7	8
K	1	$\overset{\cdot}{\text{H}}$							$ \text{He} $
L	2	$\overset{\cdot}{\text{Li}}$	$\overset{\cdot}{\text{Be}} \cdot$	$\cdot \overset{\cdot}{\text{B}} \cdot$	$\cdot \overset{\cdot}{\text{C}} \cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{N}} \cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{O}} \cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{F}} \cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Ne}} $
M	3	$\overset{\cdot}{\text{Na}}$	$\overset{\cdot}{\text{Mg}} \cdot$	$\cdot \overset{\cdot}{\text{Al}} \cdot$	$\cdot \overset{\cdot}{\text{Si}} \cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{P}} \cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{S}} \cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Cl}} \cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Ar}} $
N	4	$\overset{\cdot}{\text{K}}$	$\overset{\cdot}{\text{Ca}} \cdot$						

Remplissage des couches K, L, M, N...

	GROUPÉ I ALCALINS	GROUPÉ II ALCALINO- TERREUX	GROUPÉ III	GROUPÉ IV	GROUPÉ V	GROUPÉ VI	GROUPÉ VII HALOGÈNES	GROUPÉ VIII GAZ RARES
1ère PERIODE Remplissage de la couche K.	HYDROGÈNE  H							HÉLIUM  He
2ème PERIODE La couche K est complète. Remplissage de la couche L.	LITHIUM  Li	BÉRYLLIUM  Be	BORE  B	CARBONE  C	AZOTE  N	OXYGÈNE  O	FLUOR  F	NÉON  Ne
3ème PERIODE Les couches K et L sont complètes. Remplissage de la couche M.	SODIUM  Na	MAGNÉSIUM  Mg	ALUMINIUM  Al	SILICIUM  Si	PHOSPHORE  P	SOUFRE  S	CHLORE  Cl	ARGON  Ar
4ème PERIODE Les couches K, L et M sont complètes. Remplissage de la couche N.	POTASSIUM  K	CALCIUM  Ca					

Ligne = Période

Colonne = groupe (classées selon leur structure électronique externe)

Colonne 1: les alcalins ns^1

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

⇒ ils donnent des oxydes basiques : $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$

Colonne 2: les alcalino-terreux ns^2

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

⇒ ils donnent des **oxydes basiques** : $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

Colonnes 3 à 12: les métaux de transition $(n-1)d^x, ns^2$ (ns^1 ou ns^0) avec $1 \leq x \leq 10$.

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

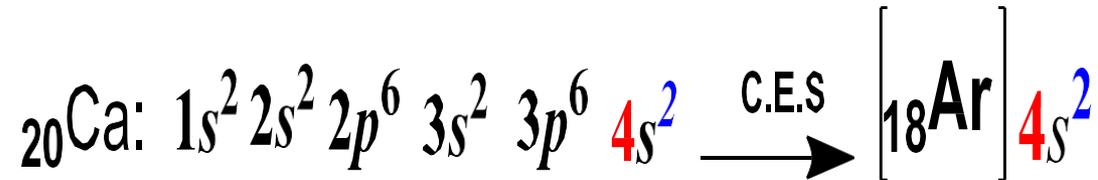
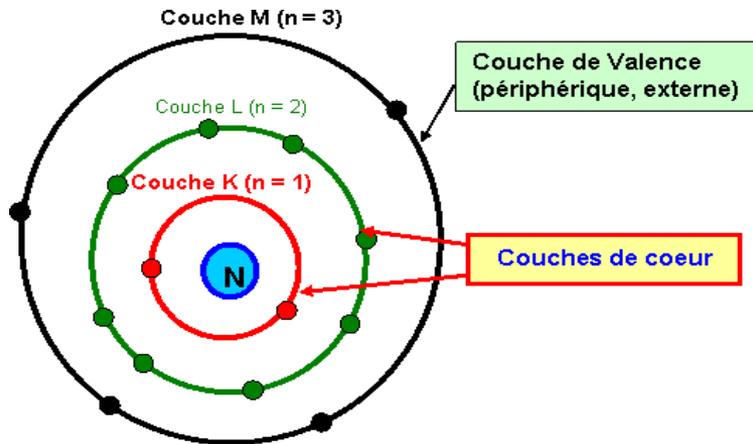
Colonne 13 : la famille du bore: ns^2, np^1

Colonne 14: la famille du carbone ns^2, np^2

Ils forment principalement des liaisons de covalence.

III- 2) Couche de valence, électron de valence et valence:

Couches de cœur: les couches **les plus internes** proches du noyau ayant une configuration électronique du gaz rare le plus proche.

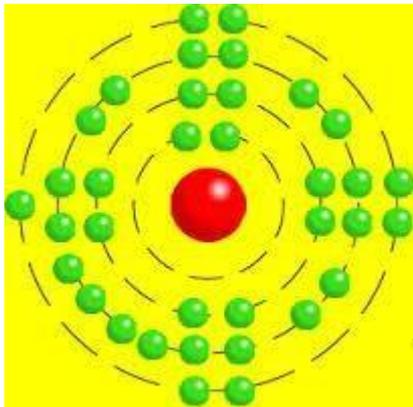
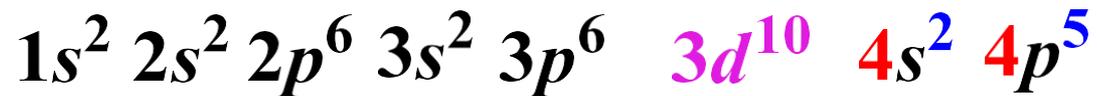


a) Couche de valence : C'est la couche la **plus externe, non vide** correspondant au nombre quantique principal **n le plus élevé**.

b) Electrons de valence:

Les électrons de valence occupent **la couche la plus externe** incomplètement ou complètement remplie **donc de** nombre quantique **n le plus élevé**, ils sont:

- **Moins liés** au noyau;
- Responsable **des propriétés physiques et chimique** de l'atome;
- Participent à **la formation des liaisons** entre atome :

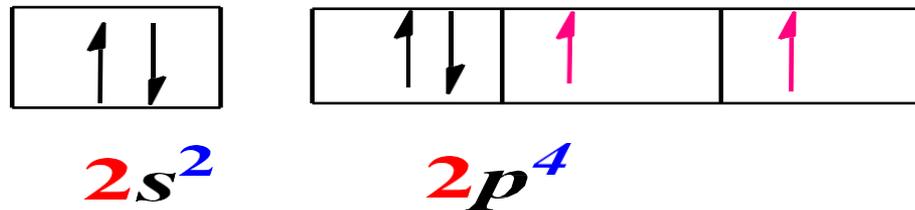


**Le Brome possède
7 électrons de valence**

c) **Valence:** C'est le **nombre d'électron célibataire** de l'atome dans son état fondamental ou excité.

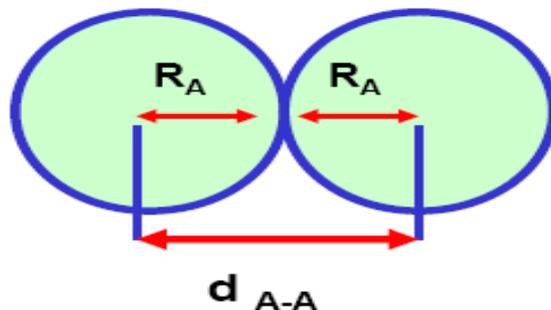
L'oxygène à une valence égale **2**

Exemple:



VIII- 3) Rayon atomique r:

le rayon atomique comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.



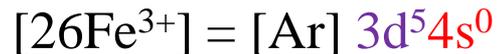
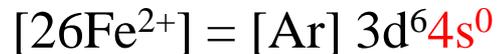
- ✓ Sur une période : si Z augmente alors r_a diminue (effet de charge).
- ✓ Sur une colonne : si Z augmente alors r_a augmente (effet distance).



VIII- 4) Cations et Anions:

- ✓ **Cations:** Atomes ayant perdu des électrons. les électrons arrachés en premier sont les plus externes (c.à.d. sur le niveau n le plus grand).

Exemple:



- ✓ **Anions:** Atomes ayant gagné des électrons. (le remplissage se fait normalement).

Exemple:

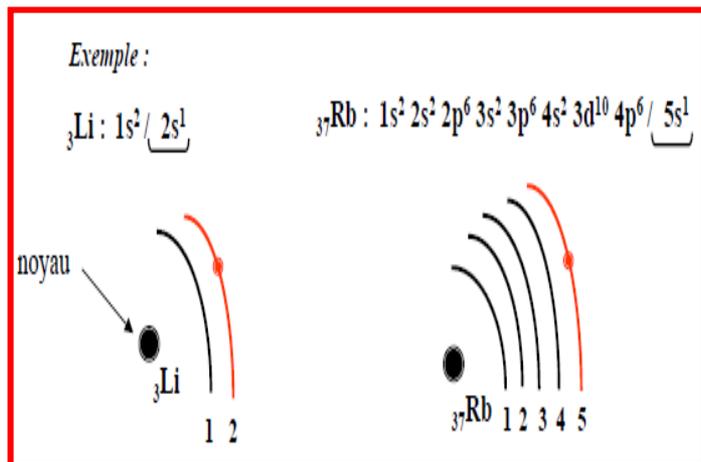


VIII- 5) Energie d'ionisation (E.I)

C'est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome (ou à un ion) dans l'état fondamental et à l'état gazeux.

Sur une même période:

Si Z augmente alors E.I augmente.

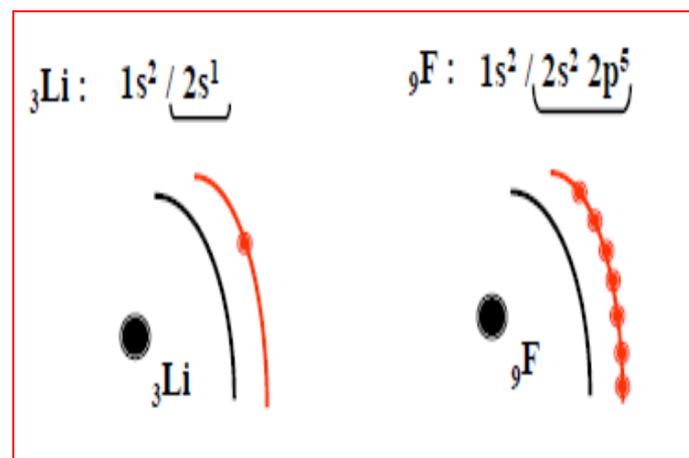


Effet distance:



Sur un même groupe:

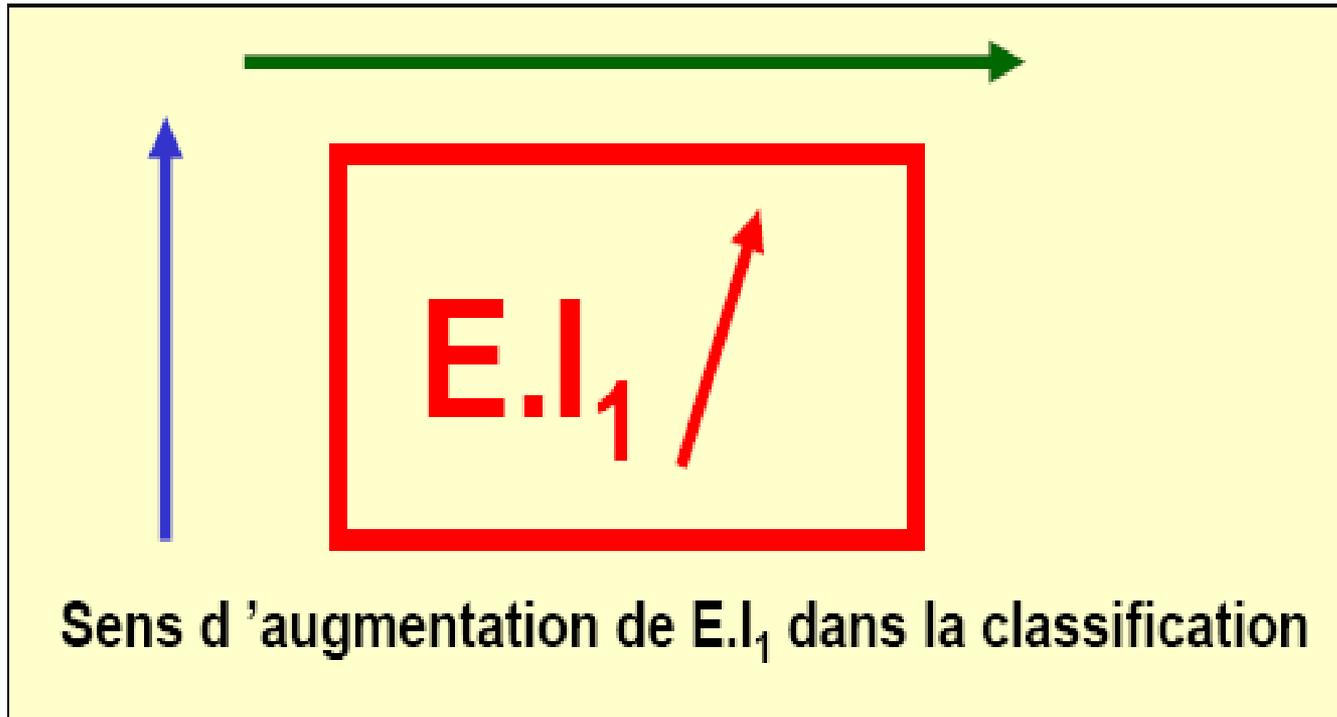
si Z augmente alors E.I diminue.



Effet de charge:



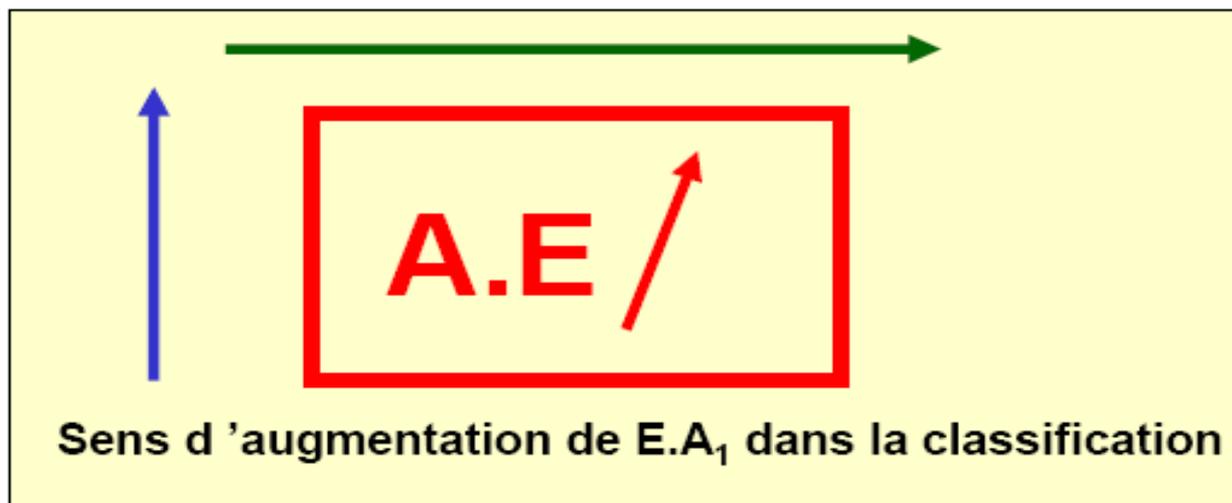
Variation de l'énergie d'ionisation en fonction de r et de Z



Energie d'ionisation varie en sens **inverse** du rayon atomique.

VIII- 6) Affinité électronique (A.E):

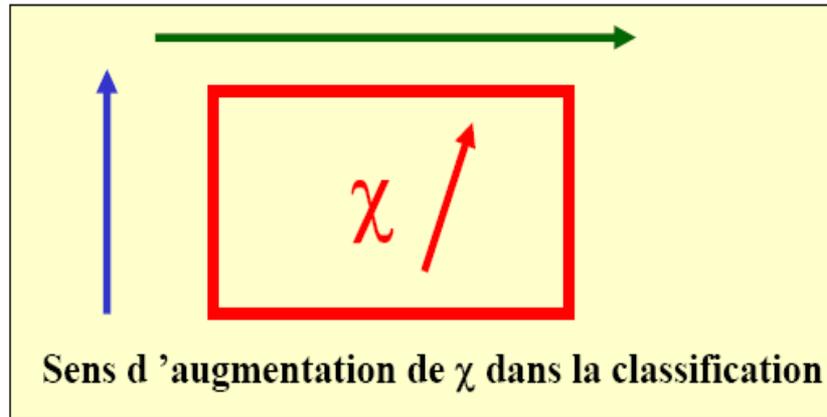
C'est le phénomène inverse de l'ionisation = Energie de fixation électronique. L'affinité électronique d'un atome X est l'énergie dégagée lorsque cet atome capte un électron.



L'affinité électronique varie comme l'énergie d'ionisation.

VIII- 7)) Electronégativité (χ):

C'est le pouvoir d'attirer un électron par un élément. Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électropositif.



χ augmente:

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

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