

- Constitution et cohésion au sein des atomes -

Notions et contenus	Capacités exigibles
Modélisation quantique de l'atome - Constitution de l'atome. - Spectres de raies atomiques et quantification des niveaux d'énergie électroniques. - Notion d'orbitale atomique : probabilité de présence des électrons, allures des orbitales atomiques s et p.	- Relier longueur d'onde d'émission ou d'absorption et diagramme de niveaux d'énergie électroniques. - Citer les ordres de grandeur des énergies d'ionisation et des distances caractéristiques dans l'atome.
- Classification périodique et configuration électronique : électrons de cœur, électrons de valence.	- Etablir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de son numéro atomique, pour les trois premières périodes. En déduire la configuration électronique des ions monoatomiques usuels. - Etablir la configuration électronique de valence d'un atome à partir du tableau périodique (bloc f exclu).
- Lien entre propriétés atomiques et tableau périodique : électronégativité, polarisabilité.	- Comparer les électronégativités et les polarisabilités de deux atomes à partir des positions des éléments associés dans le tableau périodique.

Dès l'Antiquité, les philosophes grecs se sont interrogés sur la constitution de la matière : *Thalès de Millet* et *Empédocle* énoncèrent la théorie des 4 éléments selon laquelle tous les corps sont formés exclusivement de 4 éléments : l'eau, la terre, le feu et l'air. Quatre siècles avant JC, *Démocrite* émit l'idée que la matière était en réalité constituée de petites particules indivisibles appelées atomes (« atomos » signifie insécable en grec). Malheureusement, la faible notoriété de *Démocrite* comparée à celle d'*Aristote* qui était partisan de la théorie des 4 éléments mit à mal la théorie de *Démocrite*.

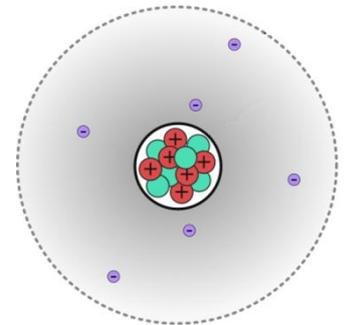
Pendant plus de 2 millénaires, ce fut donc la théorie des 4 éléments qui était admise et reconnue. Il faudra attendre le 19^{ème} siècle et les travaux expérimentaux de *Dalton*, père de la théorie atomiste, pour prouver que la théorie des 4 éléments était fautive et que la matière était constituée d'atomes. Et c'est finalement le 20^{ème} siècle qui a été riche en découvertes décisives (comme celle de l'électron par *Thomson*) et qui a vu naître d'autres modèles de l'atome, comme ceux établis par *Rutherford* (modèle planétaire), *Bohr* (différentes couches possibles pour les électrons) ou *Schrödinger* (modèle quantique).

Le but de ce chapitre est de comprendre comment on peut désormais décrire au mieux l'atome.

I- Structure de la matière

Un atome est constitué d'un **noyau central sphérique** composé de particules appelées nucléons (les protons et les neutrons) autour duquel gravite(nt) un (ou plusieurs) électron(s) : on parle de **nuage électronique**. Les caractéristiques principales des protons, neutrons et électrons sont rappelées ci-dessous.

Particule	Masse (en kg)	Charge (en C)
Proton		
Neutron		
Electron		



Les électrons sont des **particules élémentaires** car non dissociables en plus petites particules, ce qui n'est pas le cas des nucléons qui sont décomposables en **quarks**.

Ordres de grandeurs supplémentaires à connaître :

→ Taille du noyau atomique : _____

→ Taille de l'atome : _____

1) Le noyau atomique

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

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

♦ Z :

♦ A :

♦ **Comment obtenir le nombre de neutrons ?**

♦ **X :**

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

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

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

Elément	Isotopes stables	Abondance naturelle moyenne
Hydrogène	^1_1H	99,984 %
	^2_1H	0,016 %
Carbone	$^{12}_6\text{C}$	98,89 %
	$^{13}_6\text{C}$	1,11 %
Magnésium	$^{24}_{12}\text{Mg}$	79 %
	$^{25}_{12}\text{Mg}$	10 %
	$^{26}_{12}\text{Mg}$	11 %

2) Le nuage électronique

☞ - Calculer le rapport ci-dessous pour un atome de chlore dont le noyau s'écrit $^{35}_{17}\text{Cl}$. Conclure.

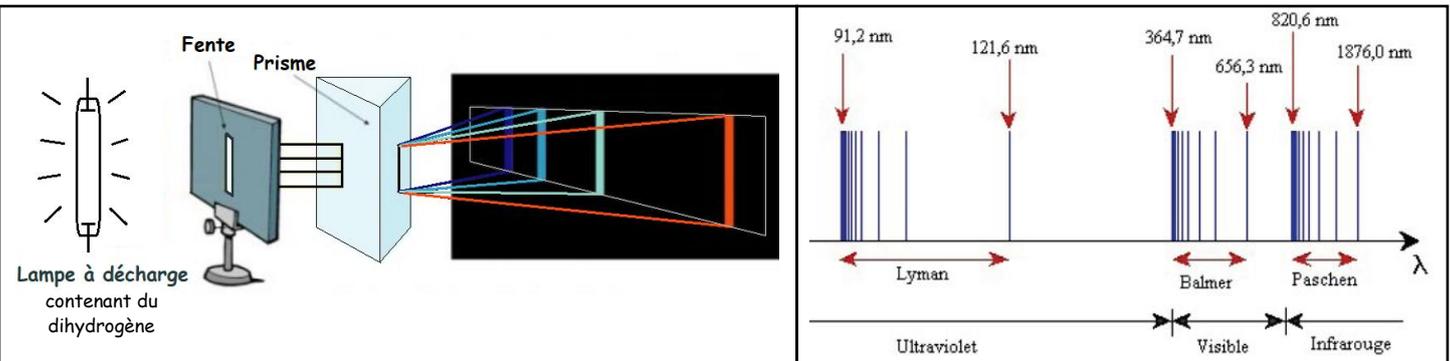
$$\frac{\text{Masse des électrons}}{\text{Masse réelle de l'atome}} =$$

II- L'apport des spectres de raies atomiques

1) Les spectres de raies d'émission

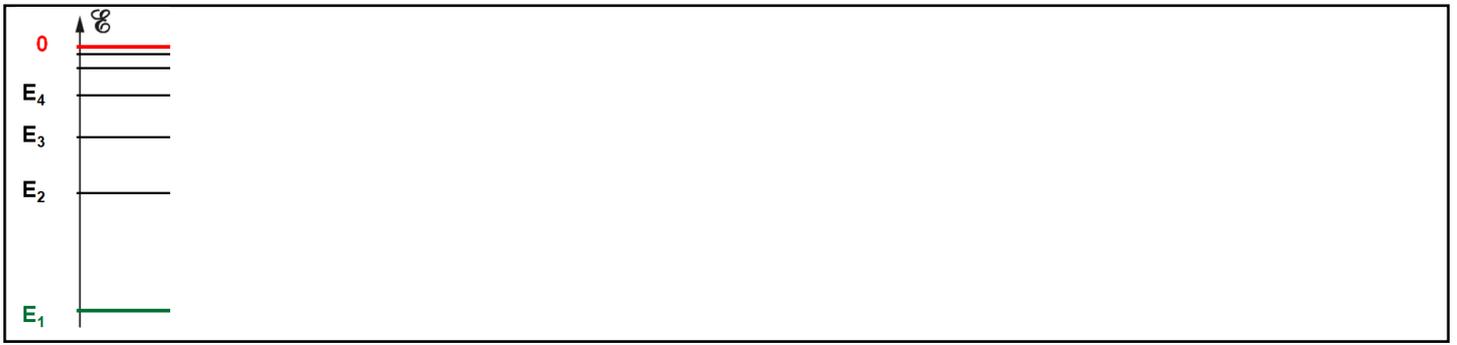
a/ Observations :

On applique une tension élevée (quelques centaines de volts) entre deux électrodes situées aux extrémités d'un tube de verre contenant du dihydrogène sous faible pression (environ 1,5 mbar) : ces conditions extrêmes provoquent la dissociation de certaines molécules de dihydrogène en atomes d'hydrogène ainsi que l'excitation des atomes formés. Ces derniers ne gardent que très peu de temps cet excédent d'énergie et ils la libèrent sous forme de radiations électromagnétiques : le rayonnement émis est constitué d'une série de raies de longueurs d'ondes différentes et constitue le **spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène**.



• **Observations :**

• **Postulat de Niels Bohr (1913) et conséquence :**



Par exemple, pour l'atome d'hydrogène, Niels Bohr a montré que l'énergie des différents niveaux électroniques possibles ne pouvait prendre que les valeurs données par la relation : $E_n = -13,6 / n^2$ où n est un entier positif et E_n étant exprimée en eV ($1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$). Pour les 6 premiers niveaux électroniques, on obtient les résultats ci-dessous :

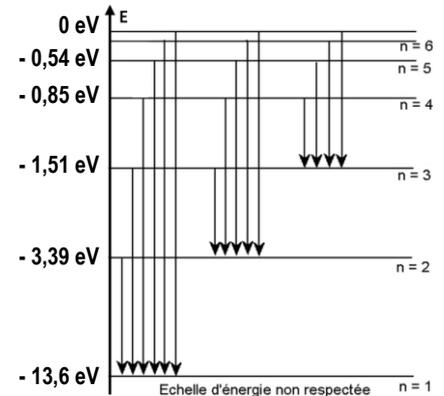
n	1	2	3	4	5	6	
E_n (en eV)	- 13,6	- 3,39	- 1,51	- 0,85	- 0,54	- 0,37	0

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

➔ Chaque raie colorée d'un spectre de raies d'EMISSION traduit le **passage de l'électron d'un niveau électronique initial d'énergie E_i vers un niveau électronique final d'énergie E_f** tels que : _____

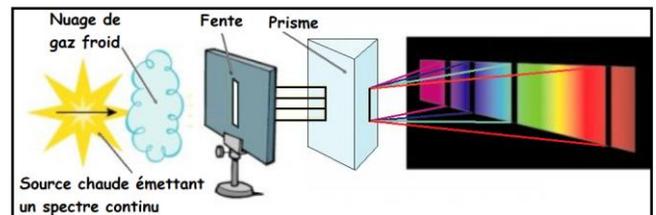
➔ Chaque transition électronique s'accompagne de _____ :

☞- Repérer qualitativement les séries de Lyman, Balmer et Paschen sur le spectre de raies d'émission de l'hydrogène. Puis retrouver la valeur de la plus grande longueur d'onde de la série de Lyman.



2) Les spectres de raies d'absorption

Pour observer le spectre de raies d'absorption d'un élément, on soumet un échantillon contenant des atomes de cet élément à l'état gazeux à un rayonnement incident constitué par un spectre continu contenant toutes les longueurs d'onde du domaine visible. On analyse alors le rayonnement après sa traversée dans l'échantillon.



➔ **Observations :**

➔ **Interprétation :** Chaque raie colorée d'un spectre de raies d'ABSORPTION traduit le **passage de l'électron d'un niveau électronique initial d'énergie E_i vers un niveau électronique final d'énergie E_f** tels que : _____, s'accompagnant de _____ :



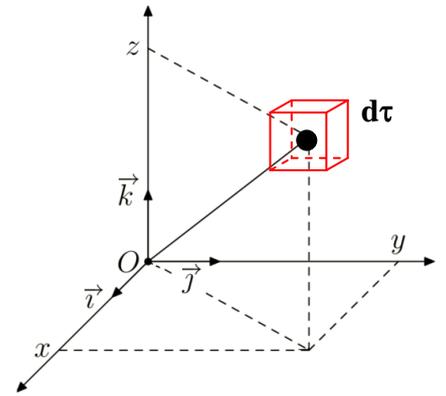
III- Notion d'orbitale atomique :

1) Une autre façon de décrire le comportement d'un électron ...

Le postulat de Bohr, associé au modèle planétaire de l'atome de Rutherford, permet d'expliquer l'allure des spectres de raies d'émission de l'atome d'hydrogène : l'électron ne peut prendre que certaines valeurs d'énergies, associées à des positions (orbites) particulières autour du noyau. Mais **ce modèle devient totalement insuffisant pour interpréter les spectres de raies d'émission des autres atomes**, qualifiés de polyélectroniques du fait qu'ils possèdent plusieurs électrons !

De plus, **cette image d'un électron évoluant en orbite plus ou moins éloignée du noyau est en contradiction avec le principe d'incertitude énoncé par Heisenberg** en 1927. Selon ce principe, il est impossible de connaître simultanément ET la position ET l'énergie d'une particule de manière précise : la connaissance précise de l'une entraîne une incertitude sur l'autre. Une nouvelle façon de décrire les électrons est ainsi née pour y remédier : **la mécanique quantique**.

Application de la mécanique quantique aux électrons :



La fonction d'onde décrivant le comportement des électrons autour d'un atome est aussi appelée **orbitale atomique (OA)**. Elle fait référence à la notion d'orbite, mais pour autant, comme expliqué précédemment, elle ne donnera pas d'indication précise sur la position de l'électron autour du noyau mais seulement une probabilité de le trouver à tel ou tel endroit. En revanche, l'énergie associée à cette orbitale atomique sera connue de façon précise : le principe d'Heisenberg est ainsi vérifié ...

2) Les différentes orbitales atomiques possibles :

L'expression mathématique d'une orbitale atomique est souvent très complexe ; par exemple, la plus simple d'entre elles s'écrit :

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

Pour simplifier leur écriture, **on note les orbitales atomiques en associant un CHIFFRE et une LETTRE** : on constate alors qu'il existe **4 catégories d'orbitales atomiques** notées **ns**, **np**, **nd** et **nf** avec :

Le chiffre n :

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

La lettre s, p, d ou f :

Chaque sous-couche est représentée par une forme autour du noyau (voir ci-dessous), délimitant **un volume dans lequel on a une certaine probabilité**, par exemple 95% de chance, **de trouver l'électron**.

Orbitale de type « s »	Orbitale de type « p _x »	Orbitale de type « p _y »	Orbitale de type « p _z »
(sphère centrée sur le noyau)	(deux sous-volumes de symétrie cylindrique le long d'une direction particulière)		

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

On montre que toutes les associations ne sont pas possibles ; en particulier :

- les orbitales de type « s » existent _____ ;
- les orbitales de type « p » n'existent qu'à partir de la couche _____ ;
- les orbitales de type « d » n'existent qu'à partir de la couche _____ ;
- les orbitales de type « f » n'existent qu'à partir de la couche _____ ;

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

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

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

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

Sous-couche « ns » : _____ ; Sous-couche « np » : _____ ; Sous-couche « nd » : _____ ; Sous-couche « nf » : _____

☛ Ordre énergétique des sous-couches :

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



*Dans un atome donné, les orbitales atomiques d'une même sous-couche ont la même valeur d'énergie : on dit qu'elles sont **DEGENERÉES**. C'est par exemple le cas des 3 OA de la sous-couche « 2p », ou bien des 5 OA de la sous-couche « 4d », des 7 OA de type « 6f », ...*

3) Configuration électronique d'un atome :

a/ Règles de remplissage des sous-couches :

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

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

	Configuration électronique fondamentale	Nombre d'e ⁻ de valence	Nombre d'e ⁻ de cœur
H (Z = 1)			
He (Z = 2)			
Li (Z = 3)			
B (Z = 5)			
O (Z = 8)			
Ne (Z = 10)			
Mg (Z = 12)			
P (Z = 15)			
Ar (Z = 18)			

b/ Electrons de cœur et de valence :

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

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

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

4) Configuration électronique d'un ion monoatomique :

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

- Cas des CATIONS :
- Cas des ANIONS :

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

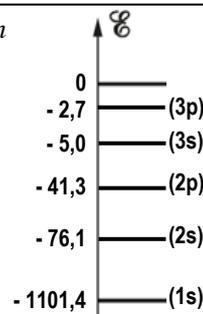


Que constate-t-on ?

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

Ordre de grandeur :

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



On définit de façon similaire l'énergie de n-ième ionisation d'un atome X comme l'énergie qu'il faut fournir à l'ion $X^{(n-1)+}$ à l'état gazeux et dans son état fondamental pour lui arracher un électron.

5) Lien avec le tableau périodique

La classification périodique des éléments est une base de données indispensable au chimiste. Celle-ci a bien évolué depuis le premier tableau publié en 1869 par le chimiste russe Dimitri MENDELEIEV (1834-1907) : les lignes de son tableau étaient les colonnes du tableau actuel, on est passé de 63 éléments chimiques connus à l'époque à 118 aujourd'hui ... Depuis plus de 150 ans, cette classification n'a jamais été remise en cause ; au contraire, l'avènement de la chimie quantique a précisément justifié sa forme actuelle.

1 ^{ère} Période		CLASSIFICATION PERIODIQUE ACTUELLE																Hélium 2He 1s ²									
Hydrogène 1H 1s ¹		Chaque case de ce tableau présente dans l'ordre : - le nom de l'élément chimique ; - le symbole de l'élément chimique précédé de son numéro atomique ; - la configuration électronique de valence <u>théorique</u> de chaque atome dans son état fondamental (la configuration électronique réelle des atomes marqués d'un astérisque * est en réalité un peu différente de celle indiquée dans ce tableau)																Bore 5B 2s ² 2p ¹		Carbone 6C 2s ² 2p ²	Azote 7N 2s ² 2p ³	Oxygène 8O 2s ² 2p ⁴	Fluor 9F 2s ² 2p ⁵	Néon 10Ne 2s ² 2p ⁶			
2 ^{ème} Période		Lithium 3Li 2s ¹	Béryllium 4Be 2s ²																	Aluminium 13Al 3s ² 3p ¹	Silicium 14Si 3s ² 3p ²	Phosphore 15P 3s ² 3p ³	Soufre 16S 3s ² 3p ⁴	Chlore 17Cl 3s ² 3p ⁵	Argon 18Ar 3s ² 3p ⁶		
3 ^{ème} Période		Sodium 11Na 3s ¹	Magnésium 12Mg 3s ²																	4 ^{ème} Période		5 ^{ème} Période		6 ^{ème} Période		7 ^{ème} Période	
		Potassium 19K 4s ¹	Calcium 20Ca 4s ²	Scandium 21Sc 4s ² 3d ¹	Titane 22Ti 4s ² 3d ²	Vanadium 23V 4s ² 3d ³	Chrome 24Cr* 4s ² 3d ⁴	Manganèse 25Mn 4s ² 3d ⁵	Fer 26Fe 4s ² 3d ⁶	Cobalt 27Co 4s ² 3d ⁷	Nickel 28Ni 4s ² 3d ⁸	Cuivre 29Cu* 4s ² 3d ⁹	Zinc 30Zn 4s ² 3d ¹⁰	Gallium 31Ga 4s ² 4p ¹	Germanium 32Ge 4s ² 4p ²	Arsenic 33As 4s ² 4p ³	Sélénium 34Se 4s ² 4p ⁴	Brome 35Br 4s ² 4p ⁵	Krypton 36Kr 4s ² 4p ⁶								
		Rubidium 37Rb 5s ¹	Strontium 38Sr 5s ²	Yttrium 39Y 5s ² 4d ¹	Zirconium 40Zr 5s ² 4d ²	Niobium 41Nb* 5s ² 4d ³	Molybdène 42Mo* 5s ² 4d ⁴	Technétium 43Tc 5s ² 4d ⁵	Ruthénium 44Ru* 5s ² 4d ⁶	Rhodium 45Rh* 5s ² 4d ⁷	Palladium 46Pd* 5s ² 4d ⁸	Argent 47Ag* 5s ² 4d ⁹	Cadmium 48Cd 5s ² 4d ¹⁰	Indium 49In 5s ² 5p ¹	Etain 50Sn 5s ² 5p ²	Antimoine 51Sb 5s ² 5p ³	Tellure 52Te 5s ² 5p ⁴	Iode 53I 5s ² 5p ⁵	Xénon 54Xe 5s ² 5p ⁶								
		Césium 55Cs 6s ¹	Baryum 56Ba 6s ²	Lutétium 71Lu 6s ² 5d ¹	Hafnium 72Hf 6s ² 5d ²	Tantale 73Ta 6s ² 5d ³	Tungstène 74W 6s ² 5d ⁴	Rhénium 75Re 6s ² 5d ⁵	Osmium 76Os 6s ² 5d ⁶	Iridium 77Ir 6s ² 5d ⁷	Platine 78Pt* 6s ² 5d ⁸	Or 79Au* 6s ² 5d ⁹	Mercur 80Hg 6s ² 5d ¹⁰	Thallium 81Tl 6s ² 6p ¹	Plomb 82Pb 6s ² 6p ²	Bismuth 83Bi 6s ² 6p ³	Polonium 84Po 6s ² 6p ⁴	Astato 85At 6s ² 6p ⁵	Radon 86Rn 6s ² 6p ⁶								
		Francium 87Fr 7s ¹	Radium 88Ra 7s ²	Lawrencium 103Lw 7s ² 6d ¹	Rutherfordium 104Rf 7s ² 6d ²	Dubnium 105Db 7s ² 6d ³	Seaborgium 106Sg 7s ² 6d ⁴	Bohrium 107Bh 7s ² 6d ⁵	Hassium 108Hs 7s ² 6d ⁶	Meitnerium 109Mt 7s ² 6d ⁷	Darmstadtium 110Ds 7s ² 6d ⁸	Roentgenium 111Rg 7s ² 6d ⁹	Copernicium 112Cn 7s ² 6d ¹⁰	Niobium 113Nh 7s ² 7p ¹	Flerovium 114Fl 7s ² 7p ²	Moscovium 115Mc 7s ² 7p ³	Livermorium 116Lv 7s ² 7p ⁴	Tennessee 117Ts 7s ² 7p ⁵	Oganesson 118Og 7s ² 7p ⁶								
		Lanthane		Cérium 58Ce 6s ² 4f ¹	Praséodyme 59Pr 6s ² 4f ³	Néodyme 60Nd 6s ² 4f ⁴	Prométhium 61Pm 6s ² 4f ⁵	Samarium 62Sm 6s ² 4f ⁶	Europium 63Eu 6s ² 4f ⁷	Gadolinium 64Gd 6s ² 4f ⁸	Terbium 65Tb 6s ² 4f ⁹	Dysprosium 66Dy 6s ² 4f ¹⁰	Holmium 67Ho 6s ² 4f ¹¹	Erbium 68Er 6s ² 4f ¹²	Thulium 69Tm 6s ² 4f ¹³	Ytterbium 70Yb 6s ² 4f ¹⁴											
		Actinium		Thorium 90Th 7s ² 5f ²	Protactinium 91Pa 7s ² 5f ³	Uranium 92U 7s ² 5f ⁴	Neptunium 93Np 7s ² 5f ⁵	Plutonium 94Pu 7s ² 5f ⁶	Américium 95Am 7s ² 5f ⁷	Curium 96Cm 7s ² 5f ⁸	Berkélium 97Bk 7s ² 5f ⁹	Californium 98Cf 7s ² 5f ¹⁰	Einsteinium 99Es 7s ² 5f ¹¹	Fermium 100Fm 7s ² 5f ¹²	Mendélévium 101Md 7s ² 5f ¹³	Nobelium 102No 7s ² 5f ¹⁴											

a/ Principe de construction :

b/ Lien avec la configuration électronique de valence :

On appelle **CONFIGURATION ELECTRONIQUE DE VALENCE** la *configuration électronique des sous-couches portant les électrons de valence*. Par exemple, l'atome de phosphore dont la configuration électronique dans l'état fondamental est $[P] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ a comme configuration électronique de valence $3s^2 3p^3$.

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

• Le bloc s :

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

☞ - Exemple : Le strontium

• Le bloc p :

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

☞ - Exemple : Le bismuth

• Le bloc d :

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

☞ - Exemple : Le fer

• Le bloc f (hors-programme) : ce bloc est situé entre le bloc s et le bloc d. Pour des questions de lisibilité, il est reporté en bas du tableau, à part des autres blocs. On y observe le *remplissage progressif d'une sous-couche f*.

Un élément chimique appartenant à la n -ième période et à la x -ième colonne de ce bloc a une configuration électronique de valence théorique du type $ns^2(n-2)f^x$. Les éléments de la première des séries de ce bloc sont appelés les lanthanides (ou terres rares) et les éléments de la seconde des séries de ce bloc sont appelés les actinides (éléments radioactifs dont la plupart ne sont pas rencontrés à l'état naturel).

c/ Evolution de quelques propriétés atomiques :

Le rayon atomique

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

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

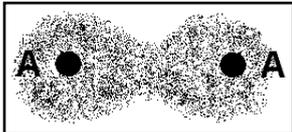
• Evolution dans une COLONNE :

• Evolution dans une PERIODE :

L'électronégativité

• Définition :

Autrement dit, si un atome **A** est lié chimiquement à un autre atome **B**, les électrons de liaison sont drainés vers le plus électronégatif des deux atomes, avec pour conséquence un supplément de charges négatives sur l'atome le plus électronégatif et un déficit égal sur l'autre atome. Cela implique une plus grande probabilité de présence des électrons sur l'atome le plus électronégatif que sur l'autre : la liaison est dite **polarisée**.



Il existe de nombreuses échelles d'électronégativité, chacune désignée par le nom de son auteur : échelle de Pauling, échelle d'Allred et Rochow, échelle de Mulliken ... Toutes conduisent à des résultats sensiblement identiques.

ELECTRONEGATIVITE DE PAULING

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

• Evolution :

Polarisabilité

• Définition :

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

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

• Evolution :