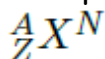


**Chapitre I : Classification périodique des éléments et électronégativité****1 L'atome et l'élément chimique****1.1 Constitution de l'atome**

L'atome est constitué d'un noyau et de son cortège électronique. Il est globalement neutre. Le noyau comprend A nucléons : Z protons + N neutrons. On note :



A est appelé nombre de masse, Z est appelé numéro atomique.

Exemple :

Le carbone 12 contient 6 protons et 6 neutrons. On le note ${}^{12}_6C^6$ ou plus simplement ${}^{12}C$.

L'atome est électriquement neutre : il contient donc autant d'électrons que de protons.

Ordre de grandeur

	atome	noyau	proton	neutron	électron
diamètre	$\sim 1 \times 10^{-10} \text{ m}$	$\sim 1 \times 10^{-14} \text{ m}$	$\sim 1 \times 10^{-15} \text{ m}$	$\sim 1 \times 10^{-15} \text{ m}$	–
masse	$\sim 10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\sim 10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$
charge	0	Ze	e	0	$-e$

Charge élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

1.2 L'élément chimique

Un élément chimique est défini par son numéro atomique.

Exemple :

L'ion cuivre (II) Cu^{2+} et l'atome de cuivre Cu sont deux entités chimiques correspondant à l'élément cuivre.

Deux atomes peuvent différer par le nombre de nucléons du noyau. On appelle isotopes les noyaux ne différant que par leurs nombres de masse.

Exemple

${}^{238}_{92}\text{U}$ et ${}^{235}_{92}\text{U}$ sont deux isotopes de l'élément uranium U.

Des isotopes peuvent se révéler d'abondances différentes. L'abondance isotopique (exprimée en pourcentage) indique la teneur d'un échantillon donné d'un même élément chimique en chacun de ses isotopes constatés.

Exemple :



	Abondance relative P %		Abondance relative P+1 %		Abondance relative P+2 %
^1H	99.985	^2H	0.015		
^{12}C	98.893	^{13}C	1.107		
^{14}N	99.64	^{15}N	0.36		
^{16}O	99.759	^{17}O	0.037	^{18}O	0.204
^{32}S	95.0	^{33}S	0.76	^{34}S	4.2
^{19}F	100				
^{35}Cl	75.8			^{37}Cl	24.2
^{79}Br	50.537			^{81}Br	49.463
^{127}I	100				

Source : R. Verpeaux et X. Bataille

NB : Au cours d'une transformation chimique, il y a conservation des éléments chimiques.

1.3 Masse molaire d'un élément chimique

La masse molaire atomique M d'un élément chimique est la masse d'une mole de cet élément chimique pris dans son état atomique.

A l'état naturel, les éléments existent sous différentes formes isotopiques. Pour calculer la masse molaire naturelle d'un élément, il faut calculer la moyenne des masses relatives à chaque isotope pondérée par leur abondance naturelle.

1.4 Un peu de vocabulaire

Entités chimiques : les atomes, les ions, les molécules sont des entités chimiques.

Élément chimique : regroupe l'ensemble des entités chimiques caractérisées par le même nombre Z de protons dans leurs noyaux respectifs.

Espèce chimique : une espèce chimique est un ensemble d'entités chimiques identiques.

Corps simple/ corps composé : un corps simple est une entité constituée d'atomes d'un même élément

(ex : H_2), par opposition à un corps composé, constitué d'atomes de plusieurs éléments (ex : CO_2).

2 Modèle en couches de l'atome

2.1 Orbitales atomiques : nombres quantiques n, l, m_l



En 1926, Schrödinger propose que l'état de l'électron d'un atome est décrit par une *fonction d'onde*.

Le module au carré de la fonction d'onde $|\psi_{n,l,m_l}(r, \theta, \phi)|^2$ représente la densité de probabilité de trouver l'électron au point de l'espace de coordonnées (r, θ, ϕ) . Contrairement à la mécanique classique, l'électron n'est plus localisé dans l'espace ! Il n'a plus d'orbite définie. On parle **d'orbitales atomiques**.

On retiendra qu'il suffit de connaître les nombres quantiques (n, l, m_l) pour décrire la fonction d'onde d'espace $\Psi(n, l, m_l)$ d'un électron c'est-à-dire son orbitale atomique.

2.2 Description d'un état électronique : nombres quantiques (n, l, m_l, m_s)

Nous allons voir que l'état d'un électron atomique est décrit par quatre nombres quantiques :

- le triplet (n, l, m_l) qui définit l'orbitale atomique occupée par l'électron,
- le nombre m_s lié à une propriété physique de l'électron appelé spin

2.2.1 Le nombre quantique principal n

Le nombre quantique principal n est l'entier qui définit en priorité l'énergie. Plus n est élevé plus l'énergie de l'électron occupant l'orbitale est élevée. C'est le nombre n du modèle de Bohr. $N \geq 1$, avec n un entier **Naturel**

Le nombre quantique principal n définit une *couche électronique* de l'atome.

2.2.2 Le nombre quantique secondaire l

Le nombre quantique secondaire l est lié au moment cinétique orbital L de l'électron et intervient dans son énergie.

$$0 \leq l \leq n - 1, l \in \mathbb{N}$$

Le nombre l traduit également la forme de l'orbitale occupée par l'électron.

A la couche électronique n correspondent n sous niveaux d'énergie $E_{n,l}$ qu'on désigne par une lettre fig.1.

l	0	1	2	3	4	5	...
sous-couche	s	p	d	f	g	h	...

FIGURE 1 – Nombre quantique l

**Exemple :**

La couche $n = 3$ contient trois sous-couches électroniques de moments cinétiques respectifs $l = 0, l = 1, l = 2$ qu'on note $3s, 3p$ et $3d$.

NB : **Sous-couche électronique** (n, l)

Le couple (n, l) définit une sous-couche électronique.

Application 1

Donner les sous-couches électroniques comprises dans la couche $n = 4$.

2.2.3 Le nombre quantique tertiaire ou magnétique m_l

Le nombre quantique m_l est entier relatif qui traduit la quantification de la projection du moment cinétique orbital suivant un axe de référence Oz . m_l traduit l'orientation de l'orbitale. A l fixé, m_l peut prendre $2l + 1$ valeurs :

$$L_z = m_l \hbar \quad \text{avec} \quad -l \leq m_l \leq l, \quad m_l \in \mathbb{Z}$$

Application 2

Combien d'orbitales une sous-couche électronique $2p$ contient-elle ?

En l'absence de champ magnétique m_l n'intervient pas dans l'énergie de l'électron.

NB : Le triplet (n, l, m_l) définit une orbitale électronique.

2.2.4 Le nombre magnétique spin de l'électron m_s .

L'électron possède une propriété intrinsèque, au même titre que sa charge, appelé *spin*.

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

L'état quantique d'un électron est entièrement déterminé par la donnée du quadruplet (n, l, m_l, m_s).

3 Configuration électronique d'un atome

Nous proposons un modèle simple où seulement trois règles permettent de déterminer la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental :

- la règle de Hund,
- la règle de Klechkowski,
- le principe de Pauli.

NB : Il existe quelques exceptions à la méthode présentée ici. Elles seront discutées lorsqu'elles se présenteront.

3.1 Règle de Hund



La règle de Hund permet de déterminer les orbitales occupées par des électrons pour un atome dans son état fondamental.

➤ Etat fondamental d'un atome

On appelle état fondamental d'un atome (et plus généralement d'un système), son état de plus basse énergie.

➤ Règle de Hund

Dans l'état fondamental d'un atome, les électrons remplissent les niveaux d'énergie par énergie croissante. Pour des niveaux d'énergie dégénérés a , les électrons en occupent le maximum avec des spins parallèles.

Application

H ; O ; C ; N ; F

3.2 Règle de Klechkowski

La règle de Klechkowski permet d'ordonner les niveaux d'énergie.

➤ Règle de Klechkowski

L'énergie d'une orbitale croît lorsque $n + l$ croît. A $n + l$ fixé, l'énergie croît avec n .

On peut retenir plus facilement L'ordonnancement des niveaux d'énergie suivant la règle de Klechkowski à l'aide du schéma fig.2.

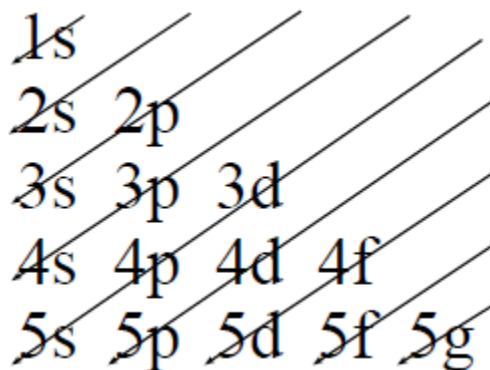


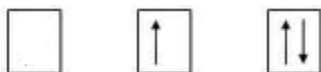
Figure 2 - Niveaux d'énergie rangé par ordre croissant selon la règle de Klechkowski

3.3 Principe d'exclusion de Pauli

➤ Principe de Pauli

Deux électrons ne peuvent pas être dans le même état quantique.

Ainsi, une orbitale (n, l, m_l) ne peut contenir que deux électrons : un de spin up, l'autre de spin down.



Application

Combien d'électrons la sous-couche électronique 3d peut-elle accueillir ?

l	0	1	2	3	4	...
sous-couche	s	p	d	f	g	...
saturation	2	6	10	14	18	...

FIGURE 3 – Saturation des sous-couches électroniques

3.4.1 Détermination de la configuration électronique d'un atome

Pour déterminer la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental :

- On dénombre les électrons de l'atome.
- On classe les sous-couches électroniques suivant de la règle de Klechkowski.
- On les remplit suivant la règle de Hund.
- Le principe de Pauli permet de déterminer combien d'électrons peut accueillir une sous-couche électronique.

➡ Exemple :

Quelques exemples de configuration électronique d'atome dans leur état fondamental.

Carbone ($Z=6$) C : $1s^2 2s^2 2p^2$

Sodium ($Z=11$) Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Fer ($Z=26$) Fe : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

Remarque :

Pour les métaux de transition tel que le fer de couche de valence du type $(n-1)d ns$, une fois remplies, la sous-couche ns est plus énergétique que la sous-



couche $(n - 1)d$. Il faut donc corriger la règle de Klechkowski et permuter ces deux sous-couches lorsqu'on écrit la configuration électronique de l'atome.

Application

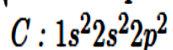
Déterminer les configurations électroniques de l'argon Ar ($Z = 18$) et du fluor ($Z = 9$).

Quelle remarque faites-vous ?

3.4.2 Electrons de valence

Les électrons de valence d'un atome sont les électrons occupant les orbitales de nombre quantique principal n le plus élevé et/ou les orbitales insaturées.

➡ Exemple :



Les électrons des couches 2s et 2p sont les électrons de valence de l'atome de carbone. Le carbone possède donc quatre électrons de valence.

Application

Combien d'électrons de valence, l'atome d'oxygène possède-t-il ? Sur quelle(s) orbitales les électrons de valence du fer se trouvent-ils ?

NB : Au cours d'une réaction chimique, seuls les électrons de valence sont mis en jeu. Ce sont donc les électrons de valence d'un atome qui expliquent les propriétés chimiques d'un élément chimique.

3.4.3 Electrons de cœur

Les électrons qui n'appartiennent pas aux orbitales de valence sont appelés *électrons de cœur*.

Les électrons de cœur sont plus proches du noyau et donc lui sont plus fortement liés que les électrons de valence.

4 Configuration électronique d'un ion

Toutes les règles énoncées pour écrire la configuration électronique d'un atome se généralisent aux ions. La seule différence est que pour un anion, il faudra placer plus d'électrons sur les orbitales ; pour un cation, il faudra en retirer.

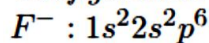


4.1 Anion

La méthode est la même que pour les atomes mais il faut placer les électrons supplémentaires que possède l'anion.

➡ **Exemple :**

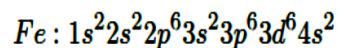
Configuration électronique de l'ion fluorure F^- . Il faut placer 9+1 soit 10 électrons.



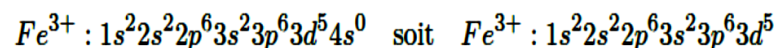
4.2 Cation

On prend l'exemple de l'ion fer III Fe^{3+} .

1. Ecrire la configuration électronique de l'atome associé, ici l'atome de fer Fe .



2. On retire les électrons les plus énergétiques c'est-à-dire ici les plus externes soit ceux de la sous-couche 4s.
3. On retire un électron de la sous-couche immédiatement inférieure : la sous-couche 3d
4. Finalement :



4.3 Stabilité d'un ion

Les exemples précédents tendent à montrer que les ions stables formés par les éléments chimiques possèdent la configuration électronique du gaz noble le plus proche.

➡ **Exemple :**

L'ion fluorure F^- : $1s^2 2s^2 2p^6$ a la même configuration électronique que le néon Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$.

Un atome tend à gagner ou perdre des électrons de façon à acquérir une structure électronique identique à celle du gaz noble le plus proche dans la classification périodique.

Application

Quel ion stable le béryllium Be ($Z = 4$) est-il susceptible de former ?

5 Absorption et émission de lumière par un atome

5.1 Etat excité d'un atome

On appelle *état excité* d'un atome, un état de l'atome de plus haute énergie que l'état fondamental.

5.2 Absorption d'un photon par un atome

Les niveaux d'énergie d'un atome sont discrets. Plus précisément, chaque orbitale à une énergie particulière (voir règle de Klechkowski). Un électron dans une orbitale donnée, d'énergie E_n , peut éventuellement accéder à une autre orbitale d'énergie E_m supérieur si on lui communique la différence d'énergie entre les orbitales. Cette énergie peut être apportée par un photon. L'énergie $E_\nu = h\nu$ du photon incident doit alors vérifier la condition : $h\nu = E_m - E_n$

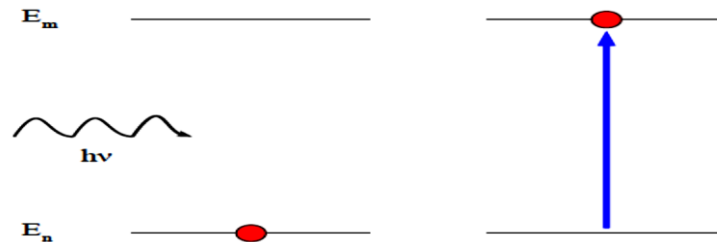


Figure 4 - Excitation d'un atome

Au cours de la transition, le photon est absorbé par l'électron. Il y a conservation de l'énergie. L'atome est alors dans un état excité.

5.3 Emission spontanée d'un photon par un atome

Lorsqu'un atome est dans un état excité, il n'y demeure pas éternellement. A chaque instant, il existe une probabilité de relaxation de l'atome vers son état fondamental par transition d'un électron d'une orbitale de haute énergie E_m vers une orbitale de moins haute énergie E_n . Cette probabilité est d'autant plus grande qu'on attend longtemps. On dit que l'atome se désexcite (fig.5). Cette transition électronique d'une orbitale à l'autre s'accompagne de l'émission d'un photon d'énergie $E_\nu = h\nu$ vérifiant : $h\nu = E_m - E_n$. Ce sont ces transitions radiatives et la structure discrète des états atomiques qui explique le spectre de raies des atomes (fig.6).

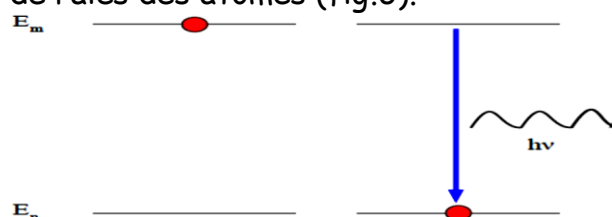


Figure 5 - Désexcitation d'un atome

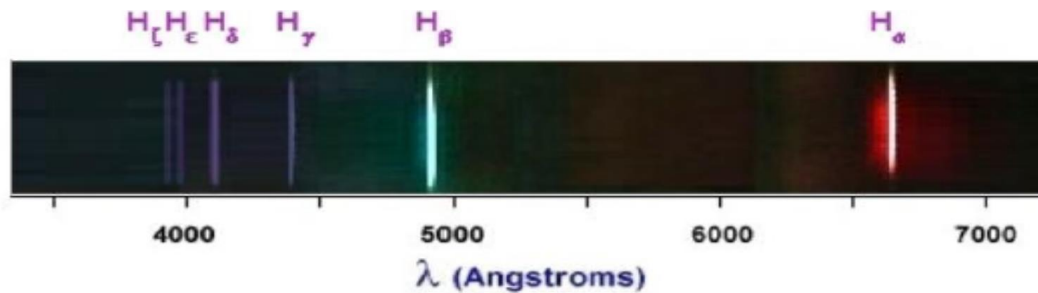


Figure 6 - Spectre d'émission de l'hydrogène

5.4 États d'énergie de l'atome d'hydrogène et des ions hydrogénoïdes

L'énergie de l'électron lié à l'atome (dans le cas précis de l'atome d'hydrogène) ne peut prendre que les valeurs :

$$E_n = -\frac{13.6}{n^2} \quad (\text{en eV}) \text{ avec } n \text{ entier positif.}$$

L'état fondamental est l'état électronique d'énergie minimale correspondant à

$n = 1$ (l'énergie d'un électron de l'atome d'hydrogène, dans son état fondamental, est -13.6 eV). Les états correspondant à un n supérieur sont qualifiés d'états excités (et correspondent à l'état d'un électron excité, ayant reçu un excédent d'énergie).

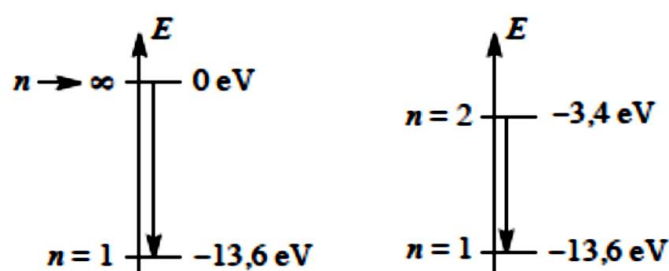
Application

Transitions extrêmes d'une série de raies

Calculer la longueur d'onde des deux raies extrêmes de la série de LYMAN (correspondant à un retour sur le niveau d'énergie $n = 1$).

Réponse :

Schématisons ces deux transitions (figure suivante) : la plus grande énergie émise correspond à une transition entre l'état $E = 0 \text{ eV}$ ($n \rightarrow \infty$) et l'état $E = -13,6 \text{ eV}$ ($n = 1$), soit une énergie de 13,6 eV. La plus faible énergie émise correspond à la transition entre l'état $E = -13,6/4 = -3,4 \text{ eV}$ ($n = 2$) et l'état $E = -13,6 \text{ eV}$ ($n = 1$), soit une énergie de 10,2 eV.



Les énergies des rayonnements engagés sont alors calculables en eV. Pour traduire cette information en longueur d'onde, il reste à appliquer la relation liant l'énergie d'un rayonnement et sa longueur d'onde :

$$E = \frac{hc}{\lambda}.$$

Attention aux unités ! Pour les valeurs numériques, E est en joules et λ est en mètres lorsqu'on utilise $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s et $c = 3 \cdot 10^8$ m·s⁻¹. Ainsi, les deux longueurs d'onde cherchées sont :

- $\lambda_1 = (6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8) / (13,6 \times 1,6 \cdot 10^{-19}) = 9,13 \cdot 10^{-8}$ m = 91,3 nm.
- $\lambda_2 = (6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8) / (10,2 \times 1,6 \cdot 10^{-19}) = 1,22 \cdot 10^{-7}$ m = 122 nm.

Ces deux rayonnements correspondent au domaine ultra-violet.

6 La classification périodique

6.1 Historique

La chimie est une science très récente, au regard d'autres domaines scientifiques comme les mathématiques et la physique, déjà très développées dans l'antiquité. La chimie, elle, s'est réduite à l'alchimie jusqu'au début du 18^e siècle ; ce n'est qu'à partir de ce moment qu'elle a acquis une rigueur scientifique, grâce notamment aux travaux de Lavoisier.

La découverte de nouveaux éléments chimiques a suivi cette évolution, et s'est faite de façon très irrégulière dans l'histoire de la chimie. Les premiers éléments connus le sont depuis très longtemps ; dans l'antiquité, 10 éléments l'étaient déjà : des métaux principalement : fer, plomb, or, argent, cuivre, étain, antimoine, mercure et deux autres éléments : le carbone et le soufre.

Pendant plusieurs siècles ensuite, rien ou presque n'a changé : au Moyen-Âge, seuls 2 éléments supplémentaires avaient été découverts : le zinc et l'arsenic. En 1750, le nombre des éléments connus s'élevait à 15 (découverte de Co, P et Pt). A ce moment là, la découverte s'accélère : 16 nouveaux éléments découverts entre 1751 et 1800 (H, N, O, Cl, Ti, Cr, Mn, Ni, Y, Zr, Mo, Te, Ba, W, Bi, U), 54 entre 1800 et 1900. Depuis, la découverte de nouveaux éléments ne s'est jamais interrompue.

En 1925 avec la découverte du rhénium, tous les éléments naturels stables existant sur Terre sont connus ; tous ceux observés depuis sont des éléments radioactifs, très peu stables, et artificiellement créés en laboratoire par réaction atomique.

Depuis le 18^e siècle, le nombre d'éléments découverts augmentant, la volonté de classer ces éléments est apparue. Les travaux les plus marquants ont été ceux de Mendeleïev en 1869. Le principe de la classification périodique de Mendeleïev consiste, d'une part, à classer les éléments par ordre croissant de masse atomique, mais surtout, d'autre part, à les regrouper, en colonnes, selon leurs propriétés chimiques.



La classification de Mendeleïev eut énormément de succès car il sut prédire l'existence et les propriétés d'éléments encore inconnus à l'époque. Par exemple, en 1875, Boisbaudran découvrit le gallium, élément de masse atomique 69,7 dont les propriétés correspondaient à celles prédites par Mendeleïev (qui l'avait nommé ekaaluminium). Puis en 1886, Winkler découvrit le Germanium, lui aussi prédit par Mendeleïev (qui l'avait nommé ekasilicium), ce qui confirma la validité de cette classification. Mendeleïev sut aussi prédire "l'inversion de l'iode et du tellure". En effet, le tellure étant plus lourd que l'iode, on s'attendrait à trouver d'abord l'iode puis le tellure. Mais le tellure a des propriétés chimiques proches de celles de l'oxygène et du soufre et l'iode des propriétés proches de celles du brome et du chlore Mendeleïev privilégia ces arguments chimiques et choisit donc de placer le tellure en premier en pensant qu'il devait y avoir une erreur sur la masse atomique du tellure.

Cependant, la classification de Mendeleïev était incomplète, car elle ne contenait que les 63 éléments découverts à l'époque, et lorsqu'en 1895 Ramsay (chimiste écossais) découvrit l'hélium et l'argon, il fallut créer une nouvelle colonne qui correspondait à ces nouveaux éléments, celle des gaz rares ou gaz nobles.

6.2. Construction actuelle.

Les éléments sont classés par numéros atomiques croissants et rangés en colonnes de façon à ce que les éléments d'une même colonne présentent des propriétés chimique analogues.

6.3 Structure

6.3.1 Périodes (lignes)

On appelle *couche de valence* la couche électronique la plus éloignée du noyau. Elle joue un rôle fondamental dans les propriétés physiques et chimiques de l'élément. Les éléments d'une même période ont même couche de valence.

6.3.2 Familles (colonnes)

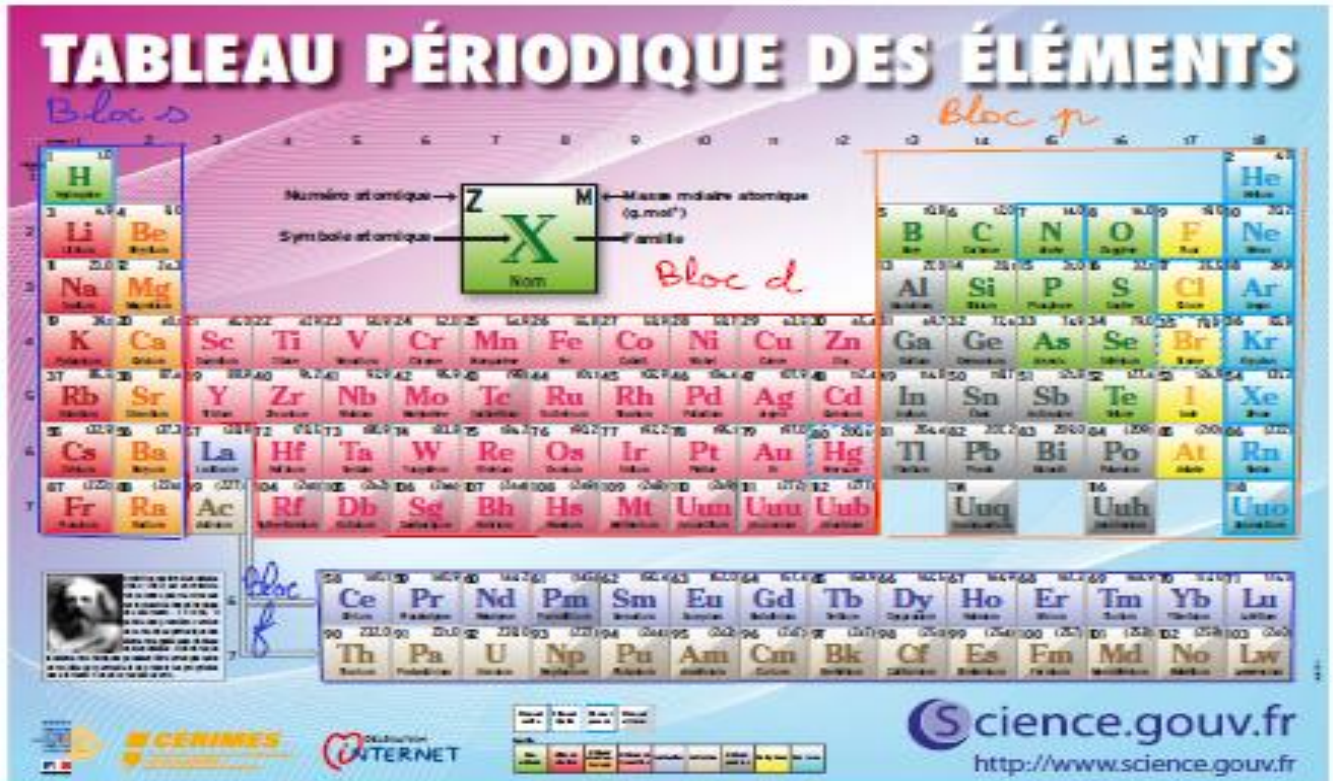
Les éléments d'une même famille ont le même nombre d'électrons sur leur couche de valence. Il en résulte des propriétés chimiques analogues.

Colonne	1	2	16	17	18
Famille	Alcalins	Alcalino-terreux	Chalcogènes	Halogènes	Gaz nobles
Exemple	Na, K	Mg, Ca	O, S	Cl, Br, I	Ne, Ar
Valence	1	2	6	7	8

FIGURE 7 – Familles à connaître

6.3.3 Métaux et non métaux

Répartition dans la classification périodique : fig.8.



Le tableau périodique des éléments est présenté avec des blocs colorés correspondant aux différents groupes d'éléments :

- Bloc s** (bleu) : Groupes 1 et 2.
- Bloc p** (orange) : Groupes 13 à 18.
- Bloc d** (rouge) : Groupes 3 à 10.
- Bloc f** (vert) : Séries des lanthanides et actinides.

Le tableau est intitulé "TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS". Les annotations manuscrites indiquent les blocs s, p, d, et f.

Figure 8 - Métaux et non métaux

80% des corps simples des éléments de la classification périodique sont des métaux. Ce sont des solides cristallins caractérisés par leur bonnes conductivités thermique et électrique, leur caractère réfléchissant (« l'éclat métallique »), malléable et ductile.

On distingue les métaux alcalins (ex : Na, bloc s), les métaux alcalino-terreux (ex : Ca, bloc s), les métaux de transitions (ex : Cu, Fe, bloc d), et les métaux pauvres (ex : Pb, Ge, bloc p). Voir le tableau périodique.

7 Electronégativité d'un élément chimique

7.1 Importance de l'électronégativité

La valeur de l'électronégativité permet de prédire :

- La nature des éléments : métaux et non-métaux,
- Les degrés d'oxydation (D.O.),
- Le type des liaisons engagées entre éléments,
- L'ionicité d'une liaison,
- L'acido-basicité des oxydes.

7.2 Electronégativité (χ)

L'électronégativité χ d'un élément chimique quantifie sa propension à s'« approprier » des électrons.

7.2.1 Evolution de χ dans la classification périodique

Données : électronégativités (échelle de Pauling) :

H 2,2																	He
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,55	N 3,05	O 3,45	F 4,0	Ne
Na 0,95	Mg 1,3											Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,15	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,35	Ti 1,55	V 1,65	Cr 1,65	Mn 1,55	Fe 1,85	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,65	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,55	Br 2,95	Kr
Rb 0,8	Sr 0,95	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,3	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,9	Sb 2,0	Te 2,1	I 2,6	Xe
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,3	Au 2,5	Hg 2,0	Tl 1,8	Pb 2,0	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2	Rn
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1															

Figure 9 - Evolution grossière de l'électronégativité

Evolution dans la classification périodique : voir fig.9 . On constate que, grossièrement, l'électronégativité augmente lorsqu'on Z augmente suivant une période et diminue fortement à chaque changement de période

Les halogènes sont très électronégatifs donc très oxydants. L'élément le plus électronégatif est le fluor F :
 $\chi_F = 4,0$

Les alcalins sont très peu électronégatifs donc très réducteurs. L'élément le moins électronégatif est le césium Cs : $\chi_{Cs} = 0,7$



7.2.2 Electronégativité et propriétés redox

➤ **Caractère oxydant**

Un élément chimique est d'autant plus oxydant qu'il électronégatif. On dit qu'un élément chimique a un caractère oxydant s'il gagne facilement un ou plusieurs électrons. Les halogènes sont de puissants oxydants.

➤ **Caractère réducteur.**

Un élément chimique est d'autant plus réducteur qu'il est peu électronégatif. On dit qu'un élément chimique a un caractère réducteur s'il cède facilement un ou plusieurs électrons. Les alcalins sont de puissants réducteurs.

7.2.3 Interprétation de la classification périodique par la structure électronique des atomes

Application

Donner les configurations électroniques du lithium, du sodium, du potassium. Combien d'électrons de valence les alcalins possèdent-ils ? Mêmes questions pour les halogènes.

➤ **Configuration électronique et tableau périodique**

Les éléments d'une même famille ont même configuration électronique de valence. Les éléments d'une même période ont même configuration électronique de cœur.

Application 10

A l'aide du tableau périodique seul, donner la configuration électronique de la couche de valence du strontium Sr.