

*Electrons de cœur et de valence

les électrons des couches profondes ne vont pas intervenir lors des réactions car trop liés au noyau. Seuls les électrons des couches externes vont nous intéresser

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

Ce sont les électrons les moins liés au noyau, qui sont mis en jeu dans les réactions chimiques

*Configuration électronique d'un ion : Elle se déduit de la configuration électronique de l'atome correspondant.

• Pour obtenir la configuration électronique d'un ion dans son état fondamental, ajouter ou soustraire le nombre d' e^- correspondant à sa charge selon que c'est un anion ou cation à la configuration de l'atome en respectant les règles de Pauli, Hund et Klechkowski.

Ex : Donner la configuration électronique de l'ion fluorure (${}_{9}\text{F}^-$)

• Un atome a tendance à accepter des électrons pour former des anions jusqu'à saturation de sa couche de valence (cf règle de l'octet). Pour obtenir la configuration électronique d'un cation, il faut arracher le nombre voulu d' e^- correspondant à sa charge parmi les électrons les plus faciles à arracher (les moins liés au noyau).

Si la dernière sous-couche occupée dans l'atome est de type ns ou np , ce sont ces électrons qui sont arrachés en premier.

Si la dernière sous-couche occupée dans l'atome est de type $(n-1)d^i$, ou $(n-2)f^j$ ce sont les électrons ns qui sont arrachés en premier pour former les cations

VI. Classification périodique.

Elle est en lien direct avec la configuration électronique des atomes dans leur état fondamental.

1) Historique

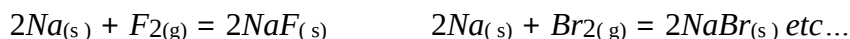
A partir du $\text{XIX}^{\text{ème}}$ siècle, des familles d'éléments présentant des propriétés chimiques analogues ont commencé à être identifiées (le chlore Cl , le brome Br et l'iode I ; le lithium Li , le sodium Na et le potassium K ...)

En 1869 (bien avant la découverte de l'électron), le chimiste russe D. Mendeleïev propose une classification des 76 éléments chimiques alors connus.

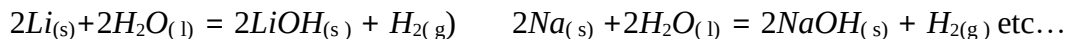
En disposant les éléments par masse atomique croissante, les propriétés chimiques évoluent régulièrement jusqu'à subir une discontinuité, puis les propriétés évoluent à nouveau de manière identique à la série précédente, d'où une périodicité des propriétés.

Les éléments présentant des analogies dans leurs propriétés se trouvent dans une même colonne.

-Exemple des halogènes: F (fluor $Z=9$), Cl (Chlore $Z=17$), Br (Brome $Z=35$), Iode (Iode $Z=53$), sont présents sous forme X_2 , forment des solides blancs NaF , NaBr , NaCl , NaI .



-Exemple des alcalins : Li (Lithium $Z=3$), Na (Sodium $Z=11$), K (potassium $Z=19$) , ces métaux sont moins denses que l'eau, mous (sectionnés par un simple couteau), ont une température de fusion faible ($<200^\circ\text{C}$), et sont très réactifs vis-à-vis de l'eau (ils conduisent à des hydroxydes solides, blancs, translucides et corrosifs).



-Exemple des alcalino-terreux : Mg (le magnésium $Z=12$), Ca (le calcium $Z=20$) possèdent une réactivité analogue vis-à-vis du dioxygène de l'air dans lequel ils s'enflamment pour former des oxydes cristallins et fortement ioniques.



sous-couche d ou f incomplète pour l'atome ou un ion stable.

Les éléments des deux premières périodes peuvent être mémorisés ainsi que les halogènes : *Moyen mnémotechnique* :

Période I 'Lili Bécha bien chez notre oncle françois nestor' Période II : 'Napoléon mangeait allégrement six poulets sans claquer d'argent.

3. Analyse par familles (ou colonnes)

18 colonnes

ou familles

Colonnes	1	2	...	16	17	18
-	Alcalins(sauf H)	Alcalino terreux		Chalcogènes	Halogènes	Gaz nobles

Alcalins ;donnent des ions X^+

Les alcalino-terreux : donnent des ions X^{2+} (ex : Ca^{2+} , Mg^{2+}).

-Les halogènes : Ils captent facilement un électron pour former un anion particulièrement stable (ex F^- , Cl^-). Les corps simples correspondants sont des molécules diatomiques (F_2 , Cl_2 , ...).

- Les gaz nobles : gaz monoatomiques, à peu près inerte chimiquement.

3. Analyse par blocs

Bloc s : Colonnes 1 et 2 + l'hélium

Remplissage des sous-couches s Métaux oxydables

Bloc p : Colonnes 13 à 18

Remplissage des sous-couches p

Eléments de natures très variées, des métaux (Al, Pb, Sn) et des non métaux (S, Cl, Si).

Bloc d : Colonnes 3 à 12

Remplissage des sous-couches d

Métaux durs à température de fusion élevée. Les solutions des ions correspondants sont souvent colorées, bleues pour Cu^{2+} , jaune orangée pour Fe^{3+} , et les propriétés sont assez semblables sur une période.

Bloc f : Les deux lignes en bas du tableau.

Groupe des Lanthanides (VI) et des actinides (VII) qui ont des propriétés semblables le long d'une période. (A partir de la 6^{ième} période)

4. Taille d'un atome ou d'un ion

Les anions sont en général plus gros que les cations.

Un anion est plus gros que l'atome neutre associé.

Un cation est plus petit que l'atome neutre associé.

Plus on enlève des électrons et plus le cation est petit.

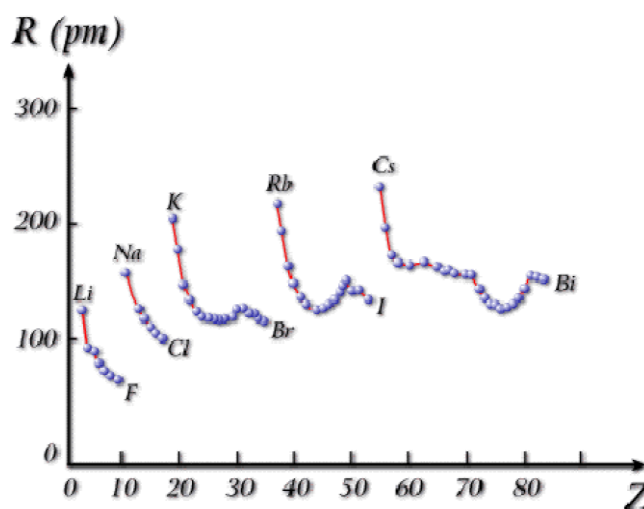


Fig : Evolution des rayons atomiques pour les 5 premières périodes

-> le rayon diminue au cours d'une période, du à l'effet d'attraction pour un nuage électronique donné d'une augmentation du nombre de protons.

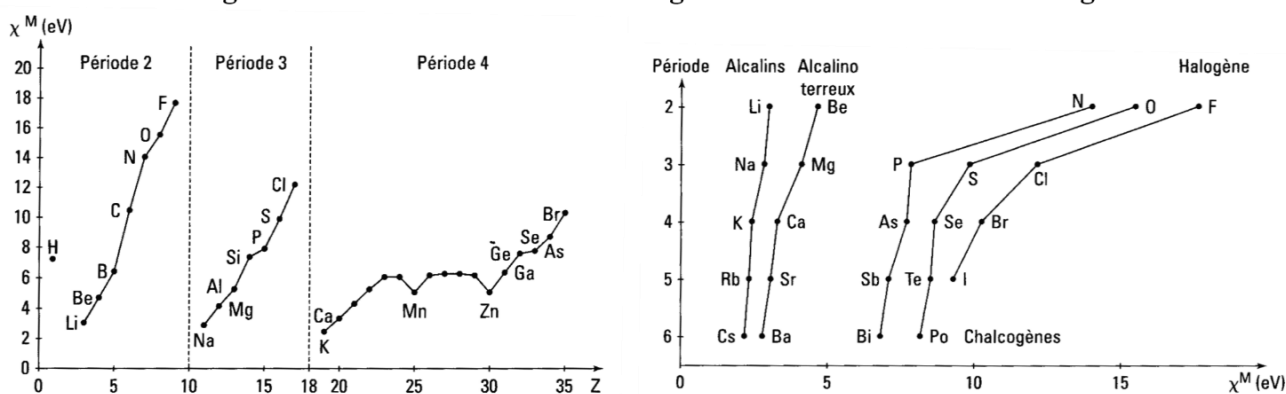
On note une discontinuité au changement de période, lors du remplissage d'une nouvelle couche électronique, traduisant l'encombrement du nuage électronique.

1. Définition et évolution dans le tableau de la classification périodique

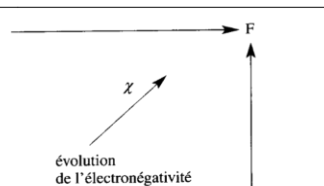
Il existe plusieurs échelles, permettant de quantifier l'électronégativité : Exemple : les échelles de Mulliken ou de Pauling

H 2,20																
Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,55	N ,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,93	P ,19	S 2,58	Cl 3,16
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 ,18	Se 2,55	Br 2,96
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 ,05	Te 2,09	I 2,66
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	Ti 1,62	Pb 1,87	Bi ,02	Po 2,00	At 2,20
Fr 0,70	Ra 0,85	Ac 1,05														

Figure VII-1 : Valeurs de l'électronégativité dans l'échelle de Pauling



- Le long d'une ligne, l'électronégativité augmente de gauche à droite
- Le long d'une colonne, l'électronégativité augmente de bas en haut

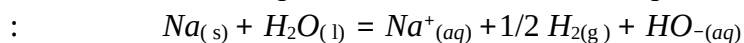


a. Caractère oxydant et réducteur

-caractère réducteur (qui cède facilement des e^-) : faible χ . On passe donc du caractère réducteur au caractère oxydant de la gauche vers la droite du tableau.

- Ces métaux peuvent facilement perdre un e- de manière à former un cation monochargé qui a la configuration électronique du gaz rare qui précède (donc forte stabilité).

Bons réducteurs : en particulier ils réduisent l'eau pour donner des hydroxydes et un dégagement de dihydrogène



- On les trouve colonne 17 avec de haut en bas le fluor, le chlore, le brome et l'iode. A l'état corps simples, on les trouve sous forme de molécules X_2 : F_2 le difluor est un gaz jaune très pâle presque incolore ;

I_2 le diode est un solide violet foncé possédant un éclat métallique.

Le pouvoir oxydant des dihalogènes X_2 augmente avec l'électronégativité de l'atome X , ainsi le dichlore sera plus oxydant que le diode ou le dibrome

b. Formation de liaisons chimiques

les e- liant deux atomes d'électronégativités très différentes se situent préférentiellement sur l'atome d'électronégativité la plus élevée. (cf liaison polaire au chap.suivant)

Métalloïdes	Non-métaux	Halogènes	Gaz nobles
Métaux alcalins	Métaux alcalino-terreux	Métaux de transition	Métaux pauvres
	Lanthanides	Actinides	