

1.3 Tableau périodique

Les éléments chimiques sont classés dans un tableau dite tableau périodique. Il est constitué de 18 colonnes et de 7 lignes ou périodes. Il comporte 112 éléments chimiques, leurs classement dans le tableau est fondé essentiellement sur le numéro atomique Z de l'élément et plus exactement sur la répartition des électrons dans la couche de valence.

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

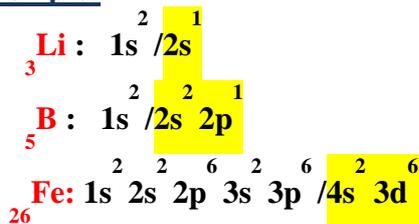
Copyright © 2017 Ed. Geneva

(1) Atomic weights of the elements 2013, Pure Appl. Chem., 85, 263-291 (2013)

Couche de valence:

C'est la couche de nombre quantique principal le plus élevé dans l'état fondamental. On l'appelle aussi **couche externe** ou **couche périphérique**. Les électrons de la couche externe sont appelés **électrons de valence**.

exemple:



I.3.1 Classification des éléments dans le tableau périodique: le classement se fait dans des périodes et des groupes :

La période : est définie par le nombre quantique principal n , il représente le numéro de ligne dans le tableau périodique (ou plus simplement la dernière couche dans la configuration électronique de l'élément)

Exemples :

1H , sa configuration électronique est $1s^1$, il possède un électron dans le niveau énergétique 1 (couche K) ce qui indique que l'hydrogène est bien placé dans la première ligne du tableau périodique

5B , sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^1$, le niveau énergétique le plus haut est bien 2, ce qui indique que B est placé dans la deuxième ligne du tableau périodique

Le groupe : ou une famille, il correspond à une colonne du tableau périodique et il est défini par la somme des électrons de valence sauf pour les éléments de configuration suivante : $ns^x(n-1)d^y$ où : $x+y = 8, 9$ ou 10 , c'est le groupe VIII ou la famille des triades

Exemples:

1H , de configuration électronique $1s^1$, il possède un électron de valence donc il appartient au premier groupe (I colonne)

5B , de configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^1$, il possède trois électrons de valence donc il appartient au troisième groupe (III colonne)

26Fe , sa couche de valence est $4s^2 3d^6$, il possède 8 électrons de valence donc il appartient au huitième groupe (VIII colonne)

Remarque :

- Comme la couche de valence fixe les propriétés chimiques, les éléments de la même famille auront des propriétés sensiblement identiques, et en particulier en ce qui concerne la formation des ions et des liaisons covalentes
- Le long d'une colonne (de haut en bas) les éléments ont un nombre total de couches électroniques croissant.

Les blocs : On peut délimiter quatre blocs d'élément, en fonction de la nature s, p, d ou f du niveau en cours de remplissage.

Bloc s

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

Bloc d

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

Bloc p

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

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

Bloc f

Blocs S : tous les éléments de structure de valence ns^x

Blocs P : tous les éléments de structure de valence ns^2np^y , $ns^2(n-1)d^{10}np^y$

Blocs d : tous les éléments de structures de valence $ns^2(n-1)d^y$

Blocs f : tous les éléments de structures de valence $ns^2(n-1)d^{10}(n-2)f^y$

Exemples : ${}_1\text{H}$ est situé dans le blocs S, ${}_5\text{B}$ est situé dans le blocs P alors que ${}_{26}\text{Fe}$ se trouve dans le blocs d

Sous groupe : deux cas possibles :

Sous groupes A : tous les éléments des blocs S et P

Sous groupes B : tous les éléments des blocs d et f

Exercice :

I.3.2 Principales familles chimiques :

Le tableau périodique a été divisé en familles qui regroupent des éléments ayant des propriétés physico-chimiques proches. On distingue traditionnellement les familles suivantes :

The diagram shows a periodic table with the following groups and their electron configurations:

- alcalins ns^1** : Group 1 (Na, K, ...)
- alcalinoterreux ns^2** : Group 2 (Be, Mg, Ca, ...)
- métaux de transition $ns^2(n-1)d^x$** : Groups 3-10 (Fe, Co, Ni, Cu, Zn, ...)
- gaz rares ns^2np^6** : Group 18 (He, Ne, Ar, ...)
- halogènes ns^2np^5** : Group 17 (F, Cl, Br, I, ...)
- chalcogènes ns^2np^4** : Group 16 (O, S, Se, Te, ...)
- lanthanides $ns^2(n-2)f^x$** : f-block (Ce, Pr, Nd, ...)
- actinides $ns^2(n-2)f^x$** : f-block (U, Np, Pu, ...)

Métaux alcalins : Les éléments de la 1ère colonne (Li, Na, K ...)

- Leur dernière couche électronique possède 1 électron.
- Ils ont tendance à perdre 1 électron pour saturer leur couche externe et donner donc des **ions positifs** : Li^+ , Na^+ , K^+ ...

Métaux alcalino-terreux : Les éléments de la 2ème colonne (Be, Mg, Ca ...)

- Leur dernière couche électronique possède 2 électrons.
- Ils ont tendance à perdre 2 électrons pour saturer leur couche externe pour donner donc des **ions positifs** : Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} ...

Halogènes : Les éléments de la 7ème colonne (F, Cl, Br et I)

- Leur dernière couche électronique possède 7 électrons.
- Ils ont tendance à gagner 1 électron pour saturer leur couche externe et donner donc des **ions négatifs** : F^- , Cl^- , Br^- et I^- .

Gaz rares : Les éléments de la dernière colonne (He, Ne, Ar ...) appelés aussi gaz nobles ou gaz inertes.

- Leur dernière couche électronique est saturée à 8 électrons (sauf celle de l'hélium qui est saturée à 2 électrons).
- Ils sont donc très stables et existent sous forme d'atomes neutres isolés.

Métaux de transition : bloc central du tableau ou plus exactement les blocs d et f

Non métaux : sont O, C, S, P, N et Se

I.3.3 Formation d'ions

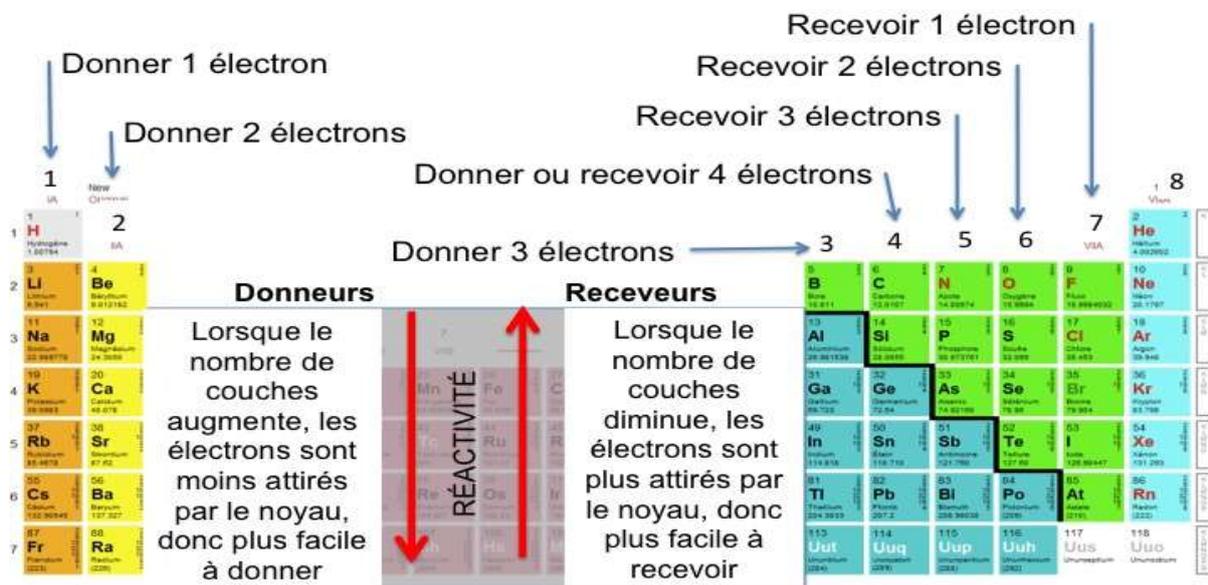
Les gaz rares présentent une grande inertie chimique, ils ne donnent pratiquement à aucune réaction. Cette grande stabilité est due à leur configuration électronique qui fait apparaître une couche de valence saturée à 8 électrons



Les atomes ordinaires vont donc chercher à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche afin de devenir plus stables. Cette règle permet de prévoir facilement l'ion le plus stable des éléments des blocs s et p. la figure suivante résume les différents ions possibles dans le tableau périodique.

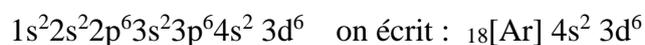
Alors les éléments du blocs d ont une tendance à donner des ions positifs, en perdant leurs électrons externe s, et éventuellement un ou plusieurs électrons d. ex : Fe⁺² et Fe⁺³

Objectif des atomes: Être stable avoir 8 électrons sur la dernière couche



Remarque : la configuration électronique d'un élément peut exprimer en fonction du gaz rare précédent, suivi de la structure électronique de la couche de valence.

Exemple : pour ²⁶Fe, au lieu d'écrire :



Exercice 1: On considère les atomes suivants :

${}^3\text{Li}$; ${}^5\text{B}$; ${}^{10}\text{Ne}$; ${}^{12}\text{Mg}$; ${}^{22}\text{Ti}$; ${}^{24}\text{Cr}$; ${}^{28}\text{Ni}$; ${}^{29}\text{Cu}$; ${}^{30}\text{Zn}$.

1. Etablir leur configuration électronique à l'état fondamental et en déduire la position de chaque élément dans le tableau périodique (préciser la période, le groupe, le sous groupe et le bloc).

2. Donner la configuration électronique des ions suivants : ${}^{17}\text{Cl}^-$; ${}^{26}\text{Fe}^{3+}$; ${}^{29}\text{Cu}^+$.

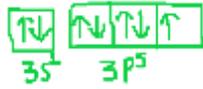
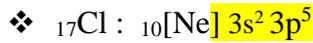
3. Quels ions stables peuvent donner les éléments suivants (Faire intervenir les gaz rares pour écrire les configurations électroniques) : ${}^8\text{O}$, ${}^{35}\text{Br}$, ${}^{56}\text{Ba}$, ${}^{47}\text{Ag}$.

La solution de l'exercice 1 :

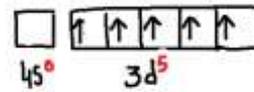
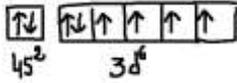
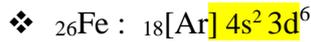
Eléments	Configuration électronique	période	groupe	Sous groupe	Blocs
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$ $2[\text{He}] 2s^1$ 	2	I	A	S
${}^5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$ $2[\text{He}] 2s^2 2p^1$ 	2	III	A	P
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$ $2[\text{He}] 2s^2 2p^6$ 	2	VIII	A	P
${}^{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ $10[\text{Ne}] 3s^2$ 	3	II	A	S
${}^{22}\text{Ti}$	$18[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$ 	4	IV	B	d
${}^{24}\text{Cr}$	$18[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ (une sous couche d semi pleine est le plus stable)	4	VI	B	d
${}^{28}\text{Ni}$	$18[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$	4	VIII	B	d
${}^{29}\text{Cu}$	$18[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ (une sous couche d pleine est le plus stable)	4	I	B	d
${}^{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ $18[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$	4	II	B	d

--	--	--	--	--	--

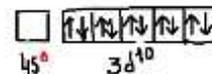
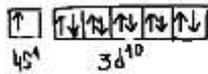
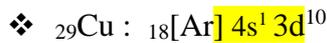
2-



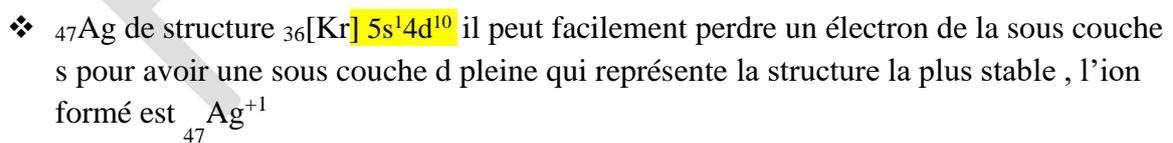
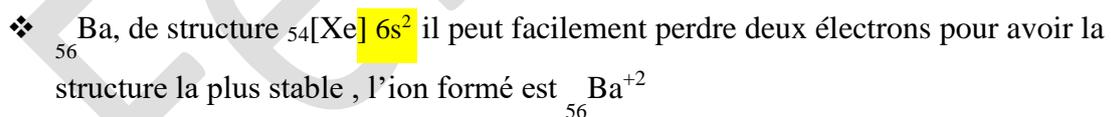
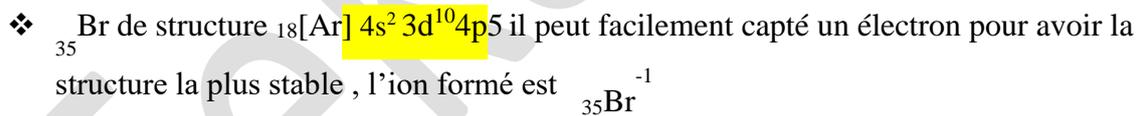
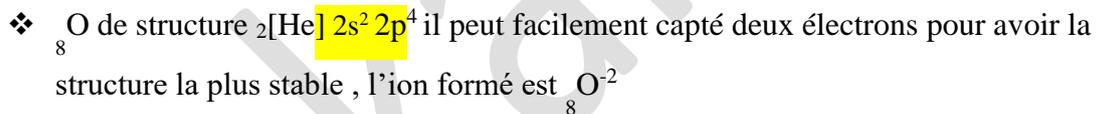
${}_{17}\text{Cl}^-$ est plus stable que Cl car il possède la configuration d'un gaz rare



On enlève les électrons du niveau le plus élevé

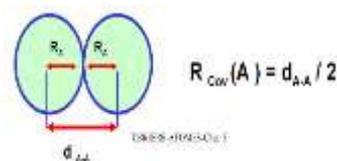


3-

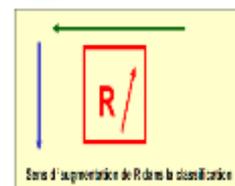


1.3.4 Propriétés des éléments dans le tableau périodique

a- Rayon atomique r : On peut définir le rayon atomique comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.



- **Dans la même colonne :** lorsque le numéro de la période augmente le rayon atomique croît
- **Dans la même période :** le nombre de couche est constant, et lorsque Z augmente les électrons ont tendance à être plus attirés par le noyau et par conséquent r diminue



b- Energie d'ionisation (E_i) C'est l'énergie nécessaire qu'il faut fournir un atome pour lui arracher un ou plusieurs électrons, plus l'électron est proche de noyau plus il est difficile de lui arracher. Elle varie en sens inverse du rayon atomique.

- **Dans la même période :** si Z augmente alors $E.I$ augmente.
- **Dans la même colonne :** si Z augmente alors $E.I$ diminue



c- Electronégativité (χ) la tendance un atome à attirer vers lui les électrons d'une liaison



Exercice 2: Soient les éléments ${}_{20}\text{Ca}$; ${}_{9}\text{F}$; ${}_{19}\text{K}$ et ${}_{17}\text{Cl}$:

1. Donnez la configuration électronique de ces éléments.
2. Classez ces éléments par ordre de rayon croissant.
3. On donne les énergies de première ionisation (eV) suivantes : 4,3 ; 11,9 ; 17,5 et 6,1. Attribuez à chaque élément son énergie de première ionisation.
4. Attribuez à chaque élément la valeur de son électronégativité à prendre parmi les valeurs suivantes : 4 ; 2,8 ; 1,0 et 0,8.

Exercice 3(pour le révisions):

Ecrire la configuration électronique de chacun des éléments suivants :

- 1- L'alcalin appartenant à la même période que l'oxygène ${}^8\text{O}$.
- 2- L'alcalino-terreux appartenant à la même période que le krypton ${}^{36}\text{Kr}$.
- 3- L'halogène de la deuxième période

Exercice 4 (pour les révisions): trouver la configuration électronique des éléments suivants et donner les ions possibles qu'ils peuvent former

- 1- Un alcalin de numéro atomique Z supérieur à 18
- 2- Un alcalin terreux de numéro atomique égale à 12
- 3- Un halogène de numéro atomique inférieur à 18
- 4- Un gaz rare de même période que ${}^{17}\text{Cl}$
- 5- Du deuxième halogène
- 6- Du deuxième métal de transition
- 7- Du 4^{ème} alcalin

Exercice 5 (pour les révisions):

Le molybdène(Mo) appartient à la famille du chrome Cr(Z=24) et à la 5^{ème} période. Donner sa configuration électronique et son numéro atomique

Exercice 6 (pour les révisions)

Soient les éléments ${}^{16}\text{S}$; ${}^8\text{O}$; ${}^9\text{F}$; ${}^{31}\text{Ga}$ et ${}^{33}\text{As}$;

a- On donne les rayons r (A°) suivants : 0,42 ; 1,36 ; 0,88 ; 1,14 ; 0,48.

Attribuer à chaque élément la valeur de son rayon

b- Attribuez à chaque élément la valeur de son électronégativité parmi les valeurs suivantes: 1,81 ; 2,18 ; 2,58 ; 3,44 ; 3,98.