



Partie I : L'atome.

→ Chapitre 1 : structure de l'atome.

→ Chapitre 2 : répartition des électrons dans les atomes et tableau périodique.

Chapitre 2 : Répartition des électrons dans les atomes et tableau périodique.

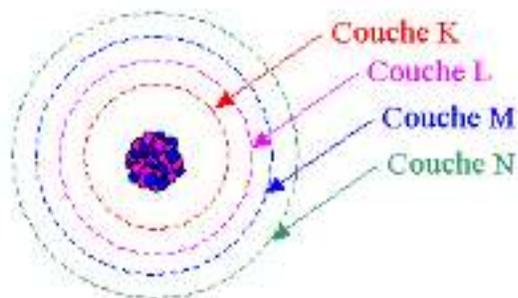
I- Niveaux d'énergie : (ou couches électroniques)

- Les électrons ne sont pas répartis au hasard autour du noyau ; ils occupent des niveaux d'énergie désignés par les lettres majuscules **K, L, M, N, O, P, Q** et caractérisés par un nombre **n** pouvant être égal respectivement à **1, 2, 3, 4, 5, 6, 7**.

Ainsi on a :

Le niveau d'énergie
le plus proche du
noyau

n = 1	→	K
n = 2	→	L
n = 3	→	M
n = 4	→	N
n = 5	→	O
n = 6	→	P
n = 7	→	Q



Le niveau d'énergie
le plus éloigné du
noyau



*On convient de représenter
les niveaux d'énergie par des
circonférences concentriques
autour du noyau*

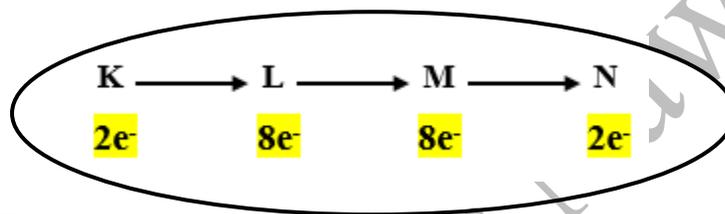
- Un niveau d'énergie ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons. Ce nombre d'électrons est donné par la règle de Stöner : $2n^2$ (pour les 4 premiers niveaux d'énergie)

Niveau d'énergie	K	L	M	N
n	1	2	3	4
Nombre maximal d'électrons $2n^2$	2	8	18	32

II- Configuration électronique d'un atome :

(ou structure électronique, formule électronique, répartition électronique)

- C'est la répartition (distribution) des électrons dans les niveaux d'énergie autour du noyau de l'atome.
- Pour les atomes des 20 premiers éléments, la répartition des électrons se fait de la façon suivante :



❖ Application :

Écrire la configuration électronique de chacun des atomes suivants : (à l'état fondamental)
(les atomes des 20 premiers éléments)

Hydrogène $_1\text{H}$	K^1	Sodium $_{11}\text{Na}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^1$
Hélium $_2\text{He}$	K^2	Magnésium $_{12}\text{Mg}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^2$
Lithium $_3\text{Li}$	K^2L^1	Aluminium $_{13}\text{Al}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^3$
Béryllium $_4\text{Be}$	K^2L^2	Silicium $_{14}\text{Si}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^4$
Bore $_5\text{B}$	K^2L^3	Phosphore $_{15}\text{P}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^5$
Carbone $_6\text{C}$	K^2L^4	Soufre $_{16}\text{S}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^6$
Azote $_7\text{N}$	K^2L^5	Chlore $_{17}\text{Cl}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^7$
Oxygène $_8\text{O}$	K^2L^6	Argon $_{18}\text{Ar}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8$
Fluor $_9\text{F}$	K^2L^7	Potassium $_{19}\text{K}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8\text{N}^1$
Néon $_{10}\text{Ne}$	K^2L^8	Calcium $_{20}\text{Ca}$	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8\text{N}^2$

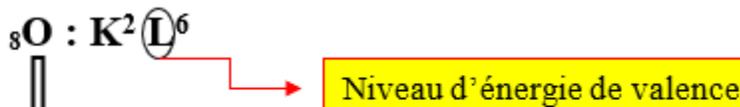


Chaque fois qu'on a à écrire la configuration électronique de ${}^A_Z X$, on doit écrire :
 dans un atome électriquement neutre, le nombre d'électrons = nombre de protons
 = numéro atomique Z.

Remarques :

- 1) Le niveau d'énergie périphérique (externe) est appelé **niveau de valence**. Les électrons qui l'occupent sont appelés **électrons de valence** (électrons périphériques).

Exp :



L'atome d'oxygène possède 6 électrons de valence

Couche de valence ou couche périphérique

- 2) Une couche électronique contenant le nombre maximal d'électrons qu'elle peut recevoir porte le nom de **couche saturée (niveau d'énergie saturé)**.
- 3) La couche électronique externe d'un atome ne peut comporter plus que 8 électrons ; si elle contient 8 électrons, elle est saturée. (Donc la couche M est dite saturée à 8 électrons si elle est la dernière couche seulement).

III- Tableau périodique :

Dans le tableau périodique moderne, les éléments sont classés **par ordre croissant de leur numéro atomique Z**.

Le tableau périodique est constitué de **7 lignes horizontales** (périodes) et de **18 colonnes** (numérotées de 1 à 18).

- Les éléments des colonnes **1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18** sont des **éléments réguliers** ; ce sont les éléments des groupes principaux.
- Les éléments des colonnes **3 → 12** sont des **éléments irréguliers** appelés métaux de transition.



Les groupes principaux sont indiqués par des chiffres romains. On distingue 8 groupes.

Colonne 1 → groupe I
 Colonne 2 → groupe II
 Colonne 13 → groupe III
 Colonne 14 → groupe IV
 Colonne 15 → groupe V
 Colonne 16 → groupe VI
 Colonne 17 → groupe VII
 Colonne 18 → groupe VIII

	I	II												III	IV	V	VI	VII	VIII
→	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	* 71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	* 103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	
			Lanthanides *	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
			Actinides *	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

A – Position d'un élément X dans le tableau périodique : période (ligne) et groupe (colonne)

✚ Période : (ou ligne)

Le nombre de niveaux d'énergie occupés indique le numéro de la période (à laquelle appartient l'élément).

Exp :



- L'atome de calcium possède 4 niveaux d'énergie occupés K, L, M et N ⇒ l'élément calcium appartient à la période 4 (ligne 4)

Ou bien

- Les électrons de l'atome de calcium sont répartis sur 4 niveaux d'énergie K, L, M et N ⇒ l'élément calcium appartient à la période 4 (ligne 4)

✚ Groupe : (ou colonne)

Le nombre d'électrons du niveau d'énergie périphérique (niveau d'énergie de valence) indique le numéro du groupe (auquel appartient l'élément).

Exp :



- L'atome de silicium a 4 électrons de valence (4 électrons sur le niveau d'énergie périphérique) ⇒ le silicium appartient au groupe IV (colonne 14)

exprimé en chiffres romains

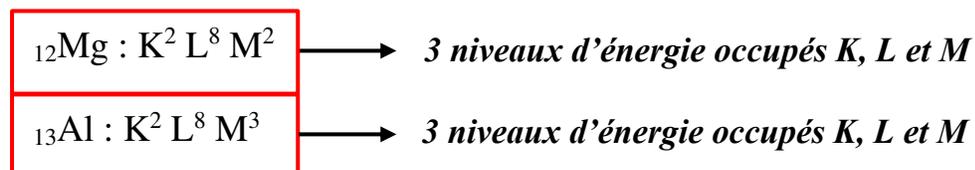


- **L'hélium fait exception : il appartient au groupe VIII (colonne 18)**

! IMPORTANT

1) Les atomes des éléments d'une même période possèdent le même nombre de niveaux d'énergie occupés.

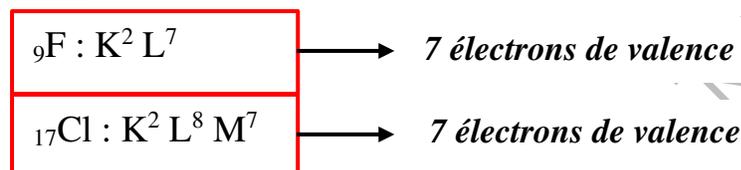
Exp :



Le magnésium (Mg) et l'aluminium (Al) appartiennent à une même période : période 3.

2) Les atomes des éléments d'un même groupe possèdent le même nombre d'électrons de valence (électrons périphériques).

Exp :



Le fluor (F) et le chlore (Cl) appartiennent à un même groupe : groupe VII ⇔ colonne 17.



Tous les éléments d'une même colonne ont des propriétés chimiques analogues (identiques).

3) Pour un élément situé entre la 13^{ème} et 18^{ème} colonne, le chiffre des unités du numéro de la colonne (à laquelle appartient l'élément) est égal au nombre des électrons de valence de l'atome de cet élément. Ainsi, l'atome d'un élément :

- ✓ de la colonne 1 possède 1 électron de valence ; (groupe I)
- ✓ de la colonne 2 possède 2 électrons de valence ; (groupe II)
- ✓ de la colonne 13 possède 3 électrons de valence ; (groupe III)
- ✓ de la colonne 14 possède 4 électrons de valence ; (groupe IV)
- ✓ de la colonne 15 possède 5 électrons de valence ; (groupe V)
- ✓ de la colonne 16 possède 6 électrons de valence ; (groupe VI)
- ✓ de la colonne 17 possède 7 électrons de valence ; (groupe VII)
- ✓ de la colonne 18 possède 8 électrons de valence ; (groupe VIII)

B- Propriétés de quelques familles :

(Principales familles du tableau périodique)

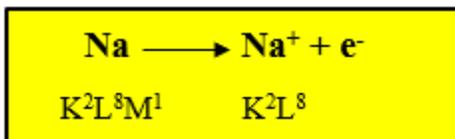
Les éléments placés dans une même colonne constituent une famille :

- Les éléments de la **colonne 1** (groupe I), à l'exception de l'hydrogène (gaz), constituent **la famille des métaux alcalins**.

Le premier métal alcalin appartient à la **période 2**.

Un atome d'un élément du groupe I possède un seul électron périphérique (1 électron de valence) ; il peut facilement perdre cet électron pour devenir un ion positif (cation).

Exp :

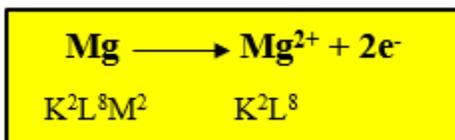


- Les éléments de la **colonne 2** (groupe II) constituent **la famille des métaux alcalino-terreux**.

Le premier métal alcalino-terreux appartient à la **période 2**.

Un atome d'un élément du groupe II possède deux électrons périphériques (2 électrons de valence) ; il peut facilement perdre ces deux électrons pour devenir un ion positif (cation).

Exp :

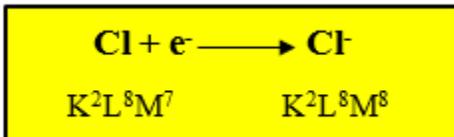


- Les éléments de la **colonne 17** (groupe VII) constituent **la famille des halogènes**.

Le premier halogène appartient à la **période 2**.

Un atome d'un élément du groupe VII possède 7 électrons périphériques (7 électrons de valence) ; il gagne 1 électron pour devenir un ion négatif (anion).

Exp :



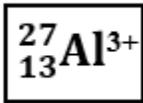
- Les éléments de la **colonne 18** (groupe VIII) constituent **la famille des gaz rares** (gaz rares ou gaz nobles), et sont caractérisés par la saturation de leur niveau d'énergie de valence. (voir explication détaillée dans la partie II → chapitre 3).

Le premier gaz rare appartient à la **période 1**.

Remarque :

Un ion monoatomique est représenté par $\frac{A}{Z}X^C$ où **C** est la charge de l'ion.

Exp :



C- Métaux, non-métaux et métalloïdes :

Les éléments chimiques sont classifiés en :

Métaux :

- les métaux constituent la majorité des éléments.
- À l'exception du mercure (liquide), ils sont solides à la température ambiante.
- Les métaux ont tendance à perdre des électrons et à former des ions positifs (cations).
- Ils sont de bons conducteurs électriques et thermiques.
- Un métal possède un éclat métallique. Il est malléable et ductile.

Non-métaux :

- Les non-métaux sont peu nombreux.
- La plupart des non-métaux sont des gaz. Seul le brome est liquide.
- Les non-métaux ont tendance à gagner des électrons et à former des ions négatifs (anions) (à l'exception des gaz rares).
Les gaz rares ne sont ni donneurs ni accepteurs d'électrons.
- Ils sont de mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité.
- Un non-métal n'a pas d'éclat. Un non-métal solide est fragile ; il ne peut être martelé, ni étiré en fil.

Métalloïdes :

Ils sont situés entre les métaux et les non-métaux dans le tableau périodique.

FIN.