

Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Chapitre 6 : Vers des entités plus stables

I. La configuration électronique

- ⊗ Les électrons sont répartis dans des **couches électroniques** qui contiennent des **sous-couches**.
- ⊗ Chaque **couche** est caractérisée par un nombre entier $n > 0$.
 - Une couche n peut contenir au maximum $2n^2$ électrons.
 - $n = 1 : 2 \times 1^2 = 2$ électrons.
 - $n = 2 : 2 \times 2^2 = 8$ électrons.
 - $n = 3 : 2 \times 3^2 = 18$ électrons.
- ⊗ Les **sous-couches** sont notées s, p et d et sont appelées **orbitales**.
 - La sous-couche s peut contenir au maximum 2 électrons.
 - La sous-couche p peut contenir au maximum 6 électrons.

- ⚛ Pour les atomes dont $Z < 19$, les électrons se répartissent selon l'ordre suivant :



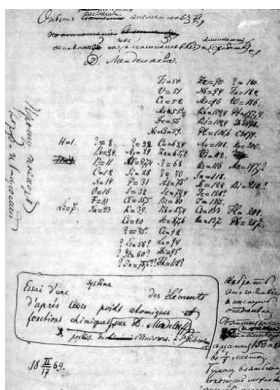
- ✱ Le nombre d'électrons dans chaque sous-couche est noté en exposant.
- ✱ On remplit au maximum une sous-couche avant de remplir celle d'après.
- ✱ La dernière **couche** occupée est appelée **couche externe**. Elle contient les électrons de **valence**.
- ✱ La **répartition des électrons** en sous-couches est appelée **configuration électronique** (ou structure électronique).

Exemple : Structure électronique du Magnésium (Z=12) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

La couche externe est la $n = 3$ et il possède 2 électrons de valence.

II. Le tableau périodique des éléments

- ⚗ Les chimistes ont toujours voulu tenter de classer les différents éléments. Mendeliev eu l'idée en 1869 de les classer en vu de prédire leur propriété chimique.



Manuscrit du 1er tableau
de Mendeleïev (1869)

ОПЫТЫ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ.

ОСНОВАННОЙ НА ВЕТ АТОМНОЙ ВЭСЫ И ЭЛЕМЕНТНОЙ СИСТЕМЫ

	Тi=50	Zr=90	7=180.
	V=51	Nb=94	Ta=182.
	Cr=52	Mo=96	W=186.
	Mn=55	Rh=104,5	Pt=197.
	Fe=56	Ru=104,1	Ir=186.
	Ni=58	Co=59	O=168.
	Cu=63,5	Ag=108	Hg=200.
H=1	Be=9	Mg=24	Zn=65,2
	B=11	Al=27	7=68
	C=12	Si=28	7=70
	N=14	P=31	As=75
	O=16	S=32	Se=79
	F=19	Cl=35,5	Br=80
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,5
	Ca=40	Sr=87,5	Ba=137
	7=45	Cs=92	
	7=56	La=94	
	7=60	Di=95	
	7=154	Th=138	

Tableau périodique de
Mendeleïev (1870)

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIII		IB	IB	IIIA	IVA	VA	VIA	IIIA	O					
1 H																16 Ne					
3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg															13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				
37 Rb	38 Sr	Y	Zr	Nb	Mo	(43)	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				
55 Cs	56 Ba	La	117 Fr	118 Ra	119 Ac	120 Th	121 Pa	122 U	123 Np	124 Pu	125 Am	126 Cm	127 Bk	128 Cf	129 Es	130 Fm	131 Md				
(87) Ra	88 Ac	Th	Pa	U	92 Np	(93)	(94)	(95)	(96)	(97)	(98)	(99)									
57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	(61)	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu							

Tableau périodique des années 1920-1930 suite aux travaux
d'Henry Moseley

⚗ Le tableau actuel contient 7 **lignes**, appelées **périodes**, et 18 **colonnes**, nommées **famille**. Le tableau simplifié ($Z \leq 18$) ne contient que 8 colonnes. Attention, la 3ème colonne est la 13ème.

1							18
H	2	13	14	15	16	17	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

⚗ Règles de classement :

- Les éléments chimiques sont classés en lignes par Z croissant.
- Les atomes appartenant à la même période ont le même nombre de **couches** électroniques occupées.
- Les atomes des éléments qui appartiennent à la même **colonne** ont le même nombre d'**électrons de valence**.

⚗ On peut déterminer la position d'un atome dans le tableau grâce à sa configuration électronique. On repère sa couche externe (période) et son nombre d'électrons de valence.

Ex :

${}_{15}\text{P} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 n le plus grand est 3 $\Rightarrow 3^{\text{ème}}$ ligne
 5 électrons de valence $\Rightarrow 5^{\text{ème}}$ colonne du tableau simplifiée, donc 15^{ème} colonne (XV).

1							18
H	2	13	14	15	16	17	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

III. Les familles chimiques

- ⊗ Les atomes d'une même colonne appartiennent à la même **famille** chimique : ils ont des **propriétés chimiques** communes.
- ⊗ Or l'appartenance à une colonne est liée au nombre d'électrons de valence.
- ⊗ Cela veut dire que les propriétés chimiques sont liées aux électrons de valence.
- ⊗ Quelques exemples de famille :
 - 18^{ème} colonne (XVIII) : Gaz nobles (rares) Les atomes sont **inertes**, ils réagissent très peu. Ils sont **stables**.
 - 1^{ère} colonne (I) : Alcalins.
 - 17^{ème} colonne (XVII) : Halogènes.

IV. Les entités stables

1. Règle de stabilité

- ⊗ Les **gaz nobles** sont **stables** grâce à leur configuration électronique.
- ⊗ Ecrivons leur structure électronique :
$$\begin{array}{l} \text{He (Z=2)} : 1s^2 \\ \text{Ne (Z=10)} : 1s^2 2s^2 2p^6 \\ \text{Ar (Z=18)} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \end{array} \quad \Bigg) \text{ Ils ont 8 électrons de valence (un octet)}$$
- ⊗ Règle de stabilité : les atomes vont essayer d'obtenir la **même** configuration électronique que celle d'un gaz noble. (c'est-à-dire une configuration électronique de valence en duet ou en octet)
- ⊗ Pour cela il y a 2 façons :
 - former des **ions** simples.
 - former des **molécules**.

2. Formation d'ions

✳ En gagnant ou perdant des électrons, un atome va adopter la configuration du gaz noble le **plus proche** dans la classification périodique. L'ion ainsi formé est stable.

Exemples

- Un atome d'aluminium **Al** perd 3 électrons pour obtenir la configuration électronique du néon **Ne**, le gaz noble le plus proche. Il forme l'ion Al^{3+} .
- Un atome de soufre **S** gagne 2 électrons pour obtenir la configuration électronique de l'argon **Ar**, le gaz noble le plus proche. Il forme l'ion S^{2-} .

The diagram shows a portion of the periodic table with elements arranged in three rows. The first row contains H (1), He (18). The second row contains Li, Be, B (13), C (14), N (15), O (16), F (17), Ne. The third row contains Na, Mg, Al (13), Si (14), P (15), S (16), Cl (17), Ar. Aluminum (Al) is highlighted in blue, and Sulfur (S) is highlighted in red. Blue arrows point from Al to Ne, labeled -1e⁻, -1e⁻, and -1e⁻. Red arrows point from S to Ar, labeled +1e⁻ and +1e⁻.

1							18
H							He
Li	Be	13	14	15	16	17	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

✳ Étant donné que les atomes d'une même famille ont le même nombre d'électrons de valence, ils forment des ions de même charge.

Remarques :

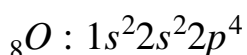
- l'Hydrogène est une exception. Il peut former l'ion H^+ en se débarrassant de son unique électrons (l'ions H^+ a donc aucun électron) et peut aussi former l'ion H^- (hydrure) et avoir une structure électronique identique à celle de l'Hélium.
- le carbone et les atomes présents dans sa colonne ne forme pas d'ions. Pour cela, il faudrait qu'il gagne ou qu'il perde 4 électrons. C'est trop d'électrons perdus ou gagnés, il ne forme pas d'ions.

3. Formation de molécules

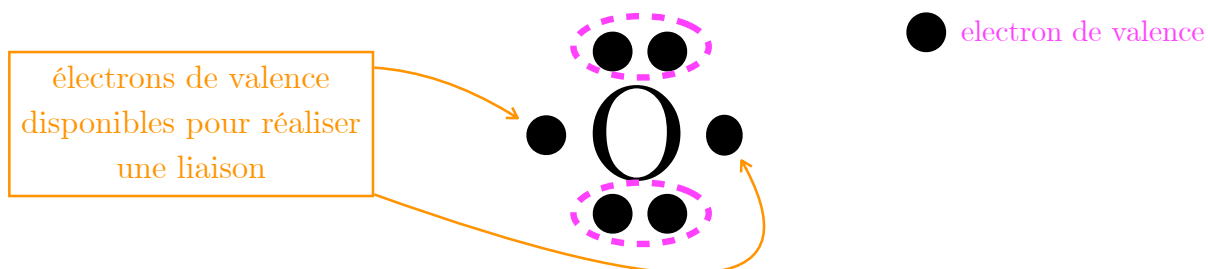
- ✿ Au lieu de gagner ou perdre des électrons, un atome peut en **mettre en commun** avec un **autre** atome. Le résultat est la formation d'une **liaison** (électronique), dite **covalente** et donc la naissance d'une **molécule**.
- ✿ Ce sont uniquement les électrons de valence qui peuvent être mis en commun.
- ✿ Une liaison est aussi appelée doublet liant (doublet = 2).
- ✿ Les électrons de la liaison appartiennent aux 2 atomes !
- ✿ **Règles de stabilité : Pour être stable, un atome doit avoir autour de lui un duet (H) ou un octet d'électrons de valence.**
- ✿ Le schéma de Lewis est une représentation simplifiée d'une molécule, mettant en évidence :
 - le symbole des éléments présents.
 - les électrons de valence, représentés par des doublets liants ou non liants.

Mais qu'est ce qu'un doublet non liant ?

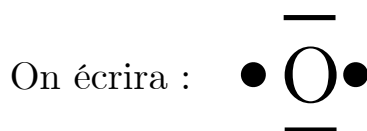
Ecrivons la configuration électronique de l'atome d'oxygène (Z=8)



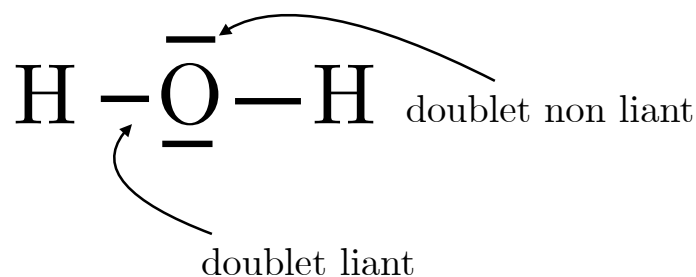
Il a **6** électrons de valence. Afin d'être stable il faut qu'il en gagne 2, il doit donc réaliser **2 liaisons** covalentes. Faire une liaison \Leftrightarrow gagner un électron



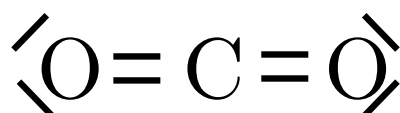
Les électrons de valence qui n'engagent pas de liaison vont s'appareiller par deux et former des **doublets non liants** (des doublets qui ne font pas de liaisons). Les doublets non liants appartiennent **uniquement** à l'atome.



Exemple : Molécule d'eau H_2O



Exemple : Dioxyde de carbone CO_2



⊗ Il existe des doubles et triple liaisons.

⊗ Grâce à la représentation de Lewis, on peut vérifier que les règles de stabilités sont respectés.

4. Energie de liaison

⊗ En se liant par une liaison covalente, deux atomes gagnent en stabilité énergétique.

⊗ L'**énergie de liaison** d'une liaison covalente A–B correspond à l'**énergie** nécessaire **pour rompre** la liaison et reformer les atomes isolés A et B.

⊗ Plus l'énergie de liaison est grande, plus la liaison est stable.

⊗ Par exemple, la molécule de dihydrogène H_2 est plus stable en énergie que les deux atomes isolés H.

