

2 ^{de} GT Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	
<u>Chapitre 2 : Vers des entités plus stables</u>		

Hachette éducation

I. Configuration électronique d'un atome

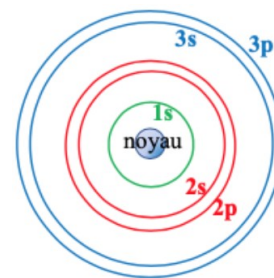
Les électrons d'un atome se répartissent en **couches électroniques** ($n = 1, 2, 3, \dots$), elles-mêmes composées d'une ou plusieurs **sous-couches** (s, p, d, ...).

Chaque sous-couche contient un nombre limité d'électrons : 2 pour une sous-couche de type s et 6 pour une sous-couche de type p.

La **configuration électronique** d'un atome indique la répartition des électrons de l'atome dans les différentes couches et sous-couches.

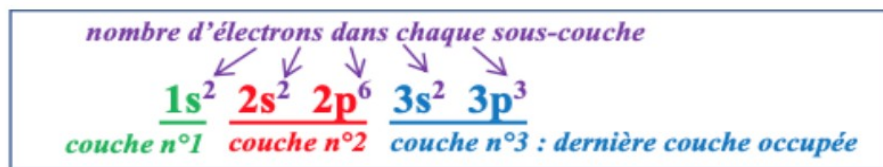
Jusqu'à 18 électrons, les sous-couches se remplissent dans l'ordre suivant : $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$.

Quand une sous-couche est **saturée (pleine)**, on remplit la suivante.



Exemple : configuration électronique du phosphore ($Z = 15$). Il possède donc 15 électrons à placer.

15 électrons :



La **couche externe (ou couche de valence)** est la dernière couche de la configuration électronique qui contient des électrons. Les électrons de cette couche externe sont appelés **électrons de valence** et sont responsables des propriétés chimiques de l'atome.

Exemple : Pour le phosphore, la dernière couche contenant des électrons est la couche n°3 : « $3s^2 3p^3$ ». Cette couche contient $2 + 3 = 5$ électrons de valence.

Exercice : Compléter le tableau suivant :

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence
Azote	$Z = 7$		
Hélium	$Z = 2$		
Chlore	$Z = 17$		
Sodium	$Z = 11$		

II. Tableau périodique et configuration électronique

a) Structure du tableau

- Le tableau périodique actuel est constitué de 7 lignes, appelées **périodes**, et de 18 **colonnes**, nommées **familles**.
- Les éléments sont rangés par **numéro atomique Z croissant**.
- On change de période à chaque fois que l'on commence à remplir une nouvelle couche électronique.
- Les éléments d'une même colonne possèdent en général, le même nombre d'électrons de valence. Ils possèdent donc les mêmes propriétés chimiques et constituent une **famille chimique**.
Les éléments de la 18ème colonne constituent la famille des gaz nobles.
- Dans le tableau périodique simplifié, deux blocs se distinguent : le **bloc s** qui regroupe les éléments dont la configuration électronique se termine par une **sous-couche s** (colonnes 1 et 2 + hélium) et le **bloc p** qui regroupe les éléments dont la configuration électronique se termine par une **sous-couche p** (colonnes 13 à 18 sauf l'hélium).

b) Position dans le tableau périodique

Pour déterminer la période et la colonne auxquelles un élément appartient, il faut analyser sa **couche de valence**.

Exemple : phosphore $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

→ le numéro de la période est donné par le nombre n de la couche de valence : ici $n=3 \rightarrow$ 3ème période

→ pour la colonne, il possède $2+3 = 5$ électrons de valence donc 5ème colonne du tableau périodique **simplifié** donc 15ème colonne du tableau périodique complet. (voir remarques)

Remarques :

La 3ème colonne du tableau périodique simplifié est celle portant le numéro 13 dans le tableau périodique complet. La 4ème colonne correspond à colonne numéro 14 et ainsi de suite ! En effet, les éléments dans les colonnes 3 à 12 n'apparaissent qu'à partir de la 4ème ligne du tableau.

On peut également observer la dernière sous-couche de sa configuration électronique, dans le cas du phosphore $3p^3$ on peut donc déduire que cet élément est dans la 3ème colonne du bloc p (qui débute colonne 13) donc : 15ème colonne.

Exercices :

- Un atome a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. A quelle ligne et à quelle colonne du tableau appartient-il ?
- Un atome appartient à la 2ème ligne et à la 7ème colonne du tableau simplifié. Donner sa configuration électronique.

	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		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		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	71 Lu			
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	103 Lr			

colonnes	1	2	13	14	15	16	17	18
périodes	1	2	3	4	5	6	7	8
1	1 H hydrogène							2 He hélium
2	3 Li lithium	4 Be béryllium	5 B bore	6 C carbone	7 N azote	8 O oxygène	9 F fluor	10 Ne néon
3	11 Na sodium	12 Mg magnésium	13 Al aluminium	14 Si silicium	15 P phosphore	16 S soufre	17 Cl chlore	18 Ar argon

III] Les entités stables chimiquement

a) Vers la stabilité

Les éléments de la 18^e colonne (hélium, néon, etc.) possèdent une stabilité remarquable et constituent la famille des gaz nobles.

Cette stabilité est due à leur **couche externe saturée** contenant deux électrons pour l'hélium et huit électrons pour le néon et l'argon.

Contrairement aux gaz nobles, tous les autres atomes sont instables. **Pour se stabiliser, les atomes cherchent à obtenir la configuration électronique des gaz nobles** en formant des **ions** ou des **molécules**

b) Formation d'ions monoatomiques

En **perdant ou gagnant** un ou plusieurs **électrons**, un atome forme un **ion monoatomique stable**.

L'ion formé possède la configuration électronique de l'atome du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique.

Remarque : Les atomes des éléments d'une même colonne du tableau périodique forment des ions monoatomiques de même charge.

Atome	Symbole	Configuration électronique et nombre d'électrons sur la couche de valence
Hélium	He	1s ²
Néon	Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶
Argon	Ar	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶

1							18
1H	2	13	14	15	16	17	2He
3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
19K	20Ca						

Exemple : Un atome de chlore **gagne 1 électron**. L'ion formé Cl^- a la configuration électronique d'un atome d'argon Ar. L'argon est le gaz noble le plus proche.

Quelques ions monoatomiques stables à connaître :

Anion	
Nom	Formule
Ion fluorure	F^-
Ion chlorure	Cl^-

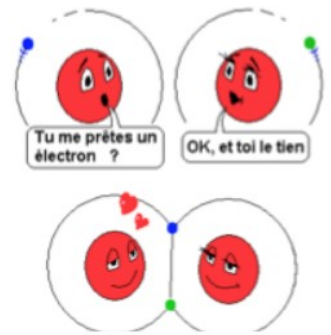
Cation	
Nom	Formule
Ion hydrogène	H^+
Ion sodium	Na^+
Ion potassium	K^+
Ion magnésium	Mg^{2+}
Ion calcium	Ca^{2+}

c) Formation des molécules

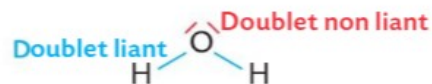
Pour se stabiliser, les atomes peuvent chercher à mettre en commun des électrons et ainsi établir des **liaisons** avec d'autres atomes. Ils forment alors des **molécules**.

Le **schéma de Lewis** d'une molécule est une modélisation de l'enchaînement des atomes dans la molécule :

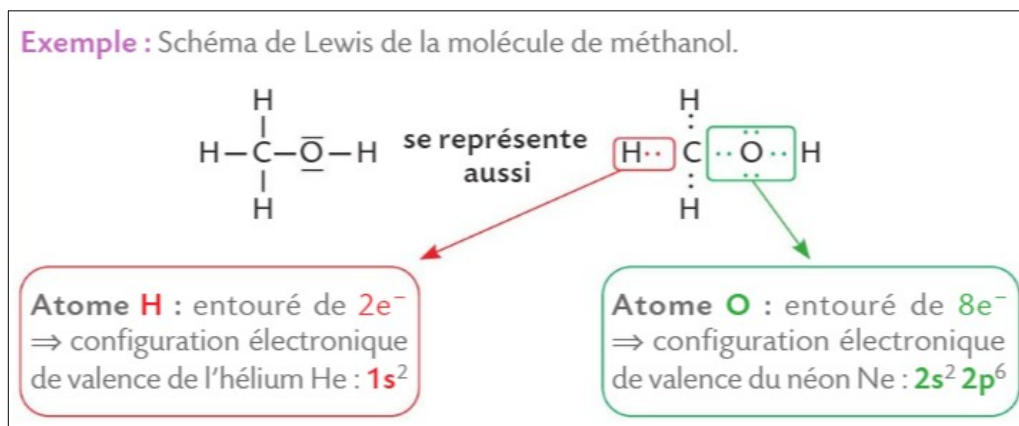
- chaque atome est représenté par son symbole ;
- les électrons de valence sont regroupés en **douplet(s) liant(s)** ou **douplet(s) non-liant(s)** représentés par des tirets (**un doublet correspond à 2 électrons**).



Exemple : Schéma de Lewis d'une molécule d'eau.



Exemple : Schéma de Lewis de la molécule de méthanol.



Les électrons des liaisons appartiennent aux deux atomes tandis que les électrons des doublets non-liants appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés.

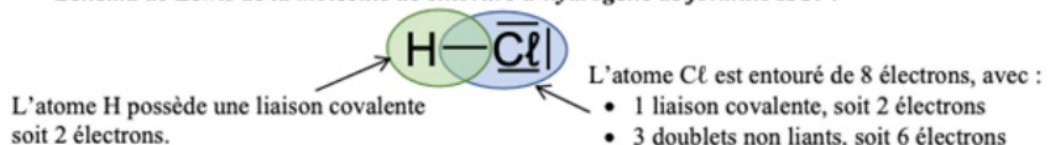
Dans une molécule, les atomes se lient par des **liaisons covalentes** obtenues par la mise en commun de 2 électrons (doublet liant). Une liaison covalente peut-être simple ou multiple.

En exploitant le schéma de Lewis d'une molécule, il est possible de **justifier sa stabilité** :

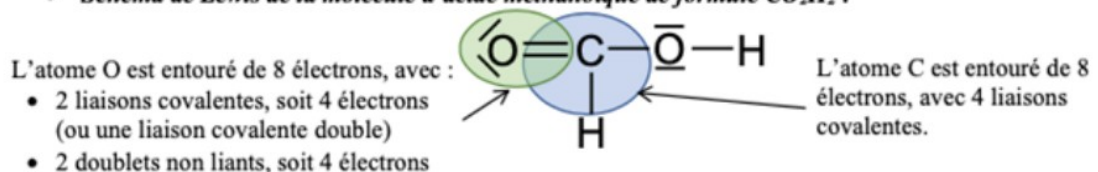
- un atome d'hydrogène doit être entouré d'un seul doublet d'électrons (soit 2 électrons)
- les autres atomes doivent être entourés de 4 doublets d'électrons (soit $4 \times 2 = 8$ électrons) pour avoir la **même configuration que celle des gaz nobles**.

Exemples :

- **Schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène de formule HCl :**



- **Schéma de Lewis de la molécule d'acide méthanoïque de formule CO_2H_2 :**



d) Solidité des liaisons covalentes

En se liant par liaison covalente, deux atomes gagnent en stabilité. Il faudra fournir de l'énergie pour casser la liaison. Par exemple, la molécule de dioxygène O_2 est plus stable que deux atomes isolés O.

L'énergie de liaison d'une liaison covalente A-B représente l'énergie qu'il faut fournir pour rompre la liaison et former les atomes isolés A et B.

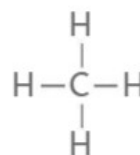
Ainsi, plus l'énergie de liaison est élevée, plus la liaison est stable. Il faudra en effet fournir davantage d'énergie pour la rompre.

Mise en application :

	C-H	C-C	C=C
Énergie de liaison (USI*)	413	348	614

* USI : unité du système international.

Exemple : Une double liaison C=C a une énergie de liaison plus grande qu'une liaison C-C, elle est donc plus stable.
Pour rompre toutes les liaisons de la molécule CH_4 , il faut fournir l'énergie $E = 4E_{CH}$, soit $E = 1\,652$ USI.



En résumé :

1 La configuration électronique d'un atome

Les Z électrons de l'atome se répartissent dans des couches électroniques composées de sous-couches.

Couches et sous-couches

$n = 1$ 1s
 $n = 2$ 2s 2p
 $n = 3$ 3s 3p 3d
 Couche Sous-couche

Ordre de remplissage

1s → 2s → 2p → 3s → 3p

Exemple : Soufre S ($Z = 16^*$)

Configuration électronique

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴

*16 = 2 + 2 + 6 + 2 + 4

Capacité maximale

Sous-couche s : 2 e⁻
 Sous-couche p : 6 e⁻

Électrons de valence

Électrons occupant la couche de nombre n le plus élevé

2 Le tableau périodique des éléments

	Bloc s		Bloc p						Famille des gaz nobles
	1	2	13	14	15	16	17	18	
Couche $n = 1$ (1s)	H $1s^1$							He $1s^2$	
Couche $n = 2$ (2s, 2p)	Li $1s^2 2s^1$	Be $1s^2 2s^2$	B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$	
Couche $n = 3$ (3s, 3p)	Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
Électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8	

Famille chimique

Les éléments d'une même famille chimique :

- appartiennent à la même colonne du tableau périodique ;
- ont le même nombre d'électrons de valence et ont donc des propriétés chimiques communes.

3 Les entités stables chimiquement

Colonnes 1 à 17

Les atomes acquièrent une couche électronique de valence identique à celle d'un atome d'un gaz noble.

Formation d'ions

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

← 1e⁻ ← 1e⁻ ← 1e⁻

→ 1e⁻ → 1e⁻

- Atome Al : perte de 3e⁻ et formation de l'ion Al³⁺.
- Atome S : gain de 2e⁻ et formation de l'ion S²⁻.

Colonne 18 : gaz nobles

Couche de valence : 2 ou 8 électrons
 ⇒ entité stable

Formation de molécules

Dans une molécule, les atomes sont liés par une liaison covalente résultant de la mise en commun de 2 électrons. Chaque atome a une configuration électronique de valence en duet ou en octet.

Exemple : O est entouré de quatre doublets d'électrons, soit 8 électrons.

