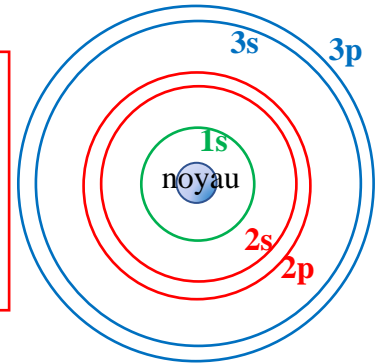


I Le cortège électronique de l'atome

1) Les couches et les sous-couches électroniques

Les électrons sont en mouvement autour du noyau. Ils n'ont pas de trajectoire particulière, mais ils ne peuvent pas pour autant occuper l'espace n'importe comment.

- Les électrons d'un atome se répartissent dans des couches électroniques, repérées par un numéro noté n ($n = 1, 2, 3, \dots$). La couche électronique $n^{\circ}1$ est la plus proche du noyau.
- Chaque couche se découpe en sous-couches contenant un nombre limité d'électrons. Elles sont repérées par une lettre : « s » ou « p ».



Ces couches et sous-couches correspondent à différents niveaux dont l'énergie augmente en s'éloignant du centre de l'atome.

2) La configuration électronique d'un atome

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

Règles de remplissage des différentes sous-couches électroniques

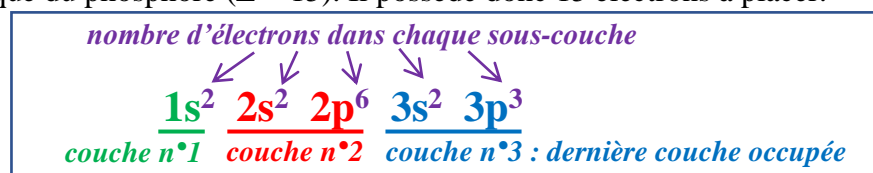
- Les sous-couches 1s, 2s et 3s peuvent contenir deux électrons au maximum. Les sous-couches 2p et 3p peuvent contenir six électrons au maximum.
- Jusqu'à 18 électrons, les sous-couches se remplissent dans l'ordre suivant :
1s 2s 2p 3s 3p
Quand une sous-couche est pleine (ou saturée), on remplit la sous-couche suivante.

Pour ne pas confondre le nombre d'électrons avec le numéro de la couche, on écrit le nombre d'électrons dans une sous-couche **en haut à droite de la sous-couche**, comme une puissance.

Exemple : La sous-couche $3p^5$ contient 5 électrons.

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

15 électrons :



Jusqu'à 18 électrons, la couche externe (ou couche de valence) est la dernière couche de la configuration électronique qui contient des électrons.

Les électrons contenus dans cette couche externe sont les électrons de valence.

Ce sont les électrons de valence d'un élément qui définissent sa réactivité chimique.

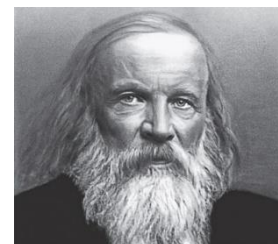
Exemple : Pour le phosphore, la dernière couche contenant des électrons est la couche $n^{\circ}3$: « $3s^2 3p^3$ ». Cette couche contient $2 + 3 = 5$ électrons de valence.

Exercice : Compléter le tableau suivant :

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence
Azote	Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5
Hélium	Z = 2	$1s^2$	2
Chlore	Z = 17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7
Sodium	Z = 11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1

II Le tableau périodique des éléments

Le tableau périodique s'est construit par tâtonnement au XIX^{ème} siècle jusqu'à la version actuelle, dont la base est posée par Dmitri Mendeleïev en 1869.



Dmitri Mendeleïev

1) Structure du tableau périodique

Le tableau périodique actuel comporte 118 éléments chimiques, dont 94 sont naturels. Elle est constituée de 18 colonnes et de 7 lignes, appelées également périodes (d'où le nom de « tableau périodique »).

Dans le tableau périodique, les éléments sont rangés par numéro atomique Z croissant. Les éléments d'une même colonne ont des propriétés chimiques similaires. Ils constituent une famille chimique.

<i>n° de colonne</i>	<i>Famille</i>
1 ^{ère} colonne (sauf l'hydrogène)	Alcalins
17 ^{ème} colonne	Halogènes
18 ^{ème} colonne (dernière colonne)	Gaz nobles

Le tableau suivant est le **tableau périodique simplifié**. Il rassemble les 18 premiers éléments, présents dans les 3 premières lignes.

Période / Ligne	Colonne 1	Colonne 2	Colonne 3	Colonne 4	Colonne 5	Colonne 6	Colonne 7	Colonne 8	
1	H (Z = 1) Hydrogène $1s^1$	Bloc s					Bloc s	He (Z = 2) Hélium $1s^2$	
2	Li (Z = 3) Lithium $1s^2 2s^1$	Be (Z = 4) Béryllium $1s^2 2s^2$	Bloc p	B (Z = 5) Bore $1s^2 2s^2 2p^1$	C (Z = 6) Carbone $1s^2 2s^2 2p^2$	N (Z = 7) Azote $1s^2 2s^2 2p^3$	O (Z = 8) Oxygène $1s^2 2s^2 2p^4$	F (Z = 9) Fluor $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne (Z = 10) Néon $1s^2 2s^2 2p^6$
3	Na (Z = 11) Sodium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg (Z = 12) Magnésium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Al (Z = 13) Aluminium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si (Z = 14) Silicium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P (Z = 15) Phosphore $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S (Z = 16) Soufre $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl (Z = 17) Chlore $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar (Z = 18) Argon $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
Nombre d'électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8 (sauf l'hélium)	

Quand on change de ligne, on commence le remplissage d'une nouvelle couche électronique.

**Les éléments appartenant à une même ligne ont le même nombre de couches électroniques occupées.
Les éléments appartenant à une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence.**

Les électrons de valence donnent aux éléments leurs propriétés chimiques, c'est la raison pour laquelle les éléments d'une même colonne (avec le même nombre d'électrons de valence) possèdent des propriétés chimiques similaires.

Dans le tableau simplifié, deux blocs se distinguent :

**Le bloc s correspond aux éléments dont la dernière sous-couche occupée est une sous-couche s.
Le bloc p correspond aux éléments dont la dernière sous-couche occupée est une sous-couche p.**

L'hélium fait bien partie du bloc s car sa dernière (et seule) sous-couche occupée est la sous-couche 1s. Il doit cependant être placé dans la dernière colonne car c'est un gaz noble, inerte chimiquement.

L'hélium est ainsi une exception dans le tableau périodique car il est « séparé » des autres éléments du bloc s.

2) Position d'un élément dans le tableau périodique

Il est possible de déterminer la position d'un élément dans le tableau simplifié à partir de sa configuration électronique, et inversement.

En effet, dans la configuration électronique d'un élément :

- le nombre de couches électroniques occupées correspond au numéro de la ligne à laquelle appartient l'élément.
- le nombre d'électrons de valence renseigne sur le numéro de la colonne à laquelle appartient l'élément, dans le tableau simplifié.

Exemple : L'atome d'azote a pour configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^3$.

- ✓ Il possède 2 couches électroniques occupées, il appartient donc à la 2^{ème} ligne du tableau périodique.
- ✓ Il possède 5 électrons de valence, il appartient donc à la 5^{ème} colonne **du tableau simplifié**.

Remarque : La 3^{ème} colonne du tableau simplifié est celle portant le n°13 dans le tableau périodique complet. La 4^{ème} colonne correspond à la colonne n°14 et ainsi de suite.

En effet les éléments présents dans les colonnes 3 à 12 n'apparaissent qu'à partir de la quatrième ligne du tableau.

Exercices :

- a) 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 ?

**Il possède 3 couches électroniques occupées, il appartient donc à la 3^{ème} ligne du tableau périodique.
Sa couche externe est : $3s^1$. Il possède donc 1 électron de valence, il appartient donc à la 1^{ème} colonne du tableau périodique.**

- b) Un atome appartient à la 2^{ème} ligne et à la 7^{ème} colonne du tableau simplifié. Donner sa configuration électronique.

Il appartient à la 2^{ème} ligne du tableau périodique, il possède donc 2 couches électroniques occupées.

Il appartient à la 7^{ème} colonne du tableau simplifié, il possède donc 7 électrons de valence.

Sa configuration électronique est donc : $1s^2 2s^2 2p^5$.

III La stabilité chimique des gaz nobles

Les **gaz nobles**, autrefois appelés « *gaz rares* », constituent la famille d'éléments chimiques située dans la **dernière colonne** du tableau périodique. Il existe à l'état naturel six gaz nobles : l'hélium, le néon, l'argon, le krypton, le xénon et le radon.

Dans la nature, les atomes ont tendance à s'associer pour former des molécules ou à former des ions. Les gaz nobles ont, quant à eux, une grande inertie chimique : ils ne forment pas d'ions et ne participent que très rarement à des réactions chimiques.

NOBLE GASES



Quelle est la particularité de leur configuration électronique ?

Gaz noble	Hélium	Néon	Argon	Krypton	Xénon	Radon
Couche externe	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 4p^6$	$5s^2 5p^6$	$6s^2 6p^6$
Nombre d'électrons de valence	2	8	8	8	8	8

La grande stabilité chimique des atomes de gaz nobles est due à leur couche externe qui est saturée (elle ne peut pas recevoir d'autres électrons). Cette couche externe contient :

- 2 électrons pour l'hélium ;
- 8 électrons pour les autres gaz nobles.

Contrairement aux gaz nobles, les autres éléments n'existent pas naturellement sous forme d'atomes isolés, car sous cette forme, ils ne sont pas stables.

Pour devenir stable, les autres atomes cherchent à adopter la configuration électronique du gaz noble le plus proche, avec 2 ou 8 électrons de valence.

Le seul moyen d'y parvenir consiste à former de nouvelles entités : des ions ou des molécules.

Remarque : Un groupe de deux électrons est parfois appelé un **duet d'électrons**. Un groupe de 8 électrons est appelé un **octet d'électrons**. On parle de la **règle du duet** ou de la **règle de l'octet**.

IV Formation des ions monoatomiques

Pour se stabiliser, les atomes peuvent perdre ou gagner un ou plusieurs électrons. Ils forment ainsi des ions monoatomiques stables, avec une couche externe saturée.

Rappel : Si un atome gagne un ou plusieurs électrons, il devient un ion négatif, appelé **anion**. S'il perd un ou plusieurs électrons, il devient un ion positif, appelé **cation**.

Exemples :

- Atome de chlore ($Z = 17$) : Configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Il possède 7 électrons de valence sur sa couche externe. Il va gagner 1 électron pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Il va former l'ion chlorure de formule Cl^- .
- Atome de magnésium ($Z = 12$) : Configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. L'atome de magnésium va perdre 2 électrons pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Il va former l'ion magnésium de formule Mg^{2+} .



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

	1	2	13	15	16	17	18
H^+							
Li^+	Be^{2+}	B^{3+}		N^{3-}	O^{2-}	F^-	X
Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	X

Formules d'ions à connaître par cœur :

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

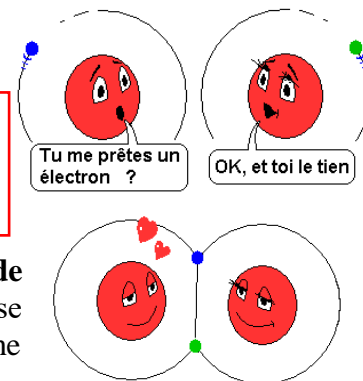
Anion	
Nom	Formule
Ion fluorure	F ⁻
Ion chlorure	Cl ⁻
Ion bromure	Br ⁻
Ion iodure	I ⁻

V Formation des molécules

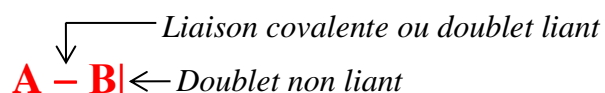
1) Liaison covalente et doublet non liant

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.

Chaque atome met en commun avec un autre atome un électron de sa **couche de valence**. Les deux atomes sont donc « obligés » de rester proches l'un de l'autre et se retrouvent liés. Les deux électrons mis en commun entre les deux atomes forment une liaison appelée « **liaison covalente** » ou « **doublet liant** ».



- Une liaison covalente simple (ou doublet liant) est la mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes, chaque atome fournissant un électron. Elle se schématise par un trait ENTRE les deux atomes.
- Les électrons de valence d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont réparties en doublet d'électrons appelés doublets non liants. Chaque doublet non liant est représenté par un trait placé SUR l'atome.



Chaque liaison covalente formée apporte un électron supplémentaire à l'atome. L'atome forme donc autant de liaisons covalentes qu'il lui manque d'électrons pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche.

Exemples :

- Atome d'azote (Z = 7) : Configuration électronique : 1s² 2s² 2p³. Il possède 5 électrons de valence sur sa couche externe. Il va gagner 3 électrons pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Il va former 3 liaisons covalentes.
- Atome d'hydrogène (Z = 1) : Configuration électronique : 1s¹. Il possède 1 électron de valence sur sa couche externe. Il va gagner 1 électron pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Il va former 1 liaison covalente.

La valence d'un atome est le nombre de liaisons covalentes qu'il peut former avec d'autres atomes.

Valence d'atomes courants à connaître :

Atome monovalent valence = 1	Atome divalent valence = 2	Atome trivalent valence = 3	Atome tétravalent valence = 4
<ul style="list-style-type: none"> Hydrogène H Les halogènes : Fluor F, Chlore Cl, Brome Br, Iode I 	Oxygène O	Azote N	Carbone C

- Une liaison covalente double est la mise en commun de 4 électrons de valence entre deux atomes, chaque atome fournissant 2 électrons. Elle est représentée par 2 traits (X=X).
- Une liaison covalente triple est la mise en commun de 6 électrons de valence entre deux atomes, chaque atome fournissant 3 électrons. Elle est représentée par 3 traits (X≡X).

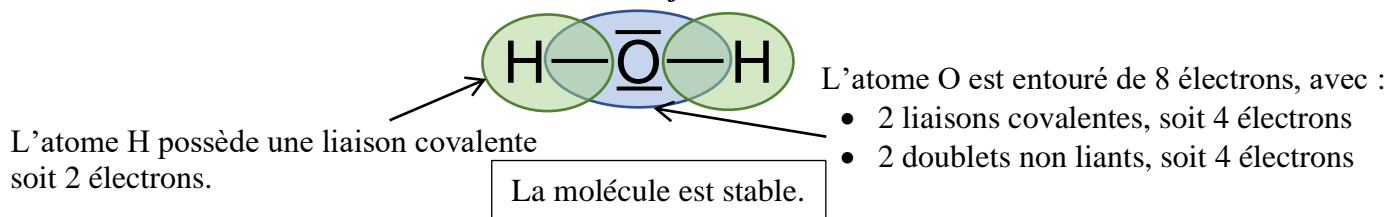
2) Schéma de Lewis d'une molécule

Le schéma de Lewis d'une molécule indique l'organisation des électrons de valence de chaque atome en représentant par des traits les doublés liants entre atomes et les doublés non liants sur les atomes. Il permet de justifier la stabilité des atomes dans la molécule.

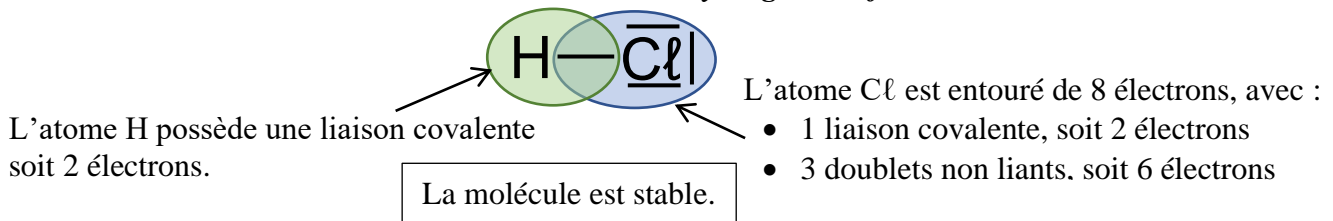
On peut rapidement vérifier que chaque atome possède la configuration électronique du gaz noble le plus proche, avec 2 ou 8 électrons de valence. Les électrons des doublés liants appartiennent aux deux atomes liés par la liaison. Les électrons des doublés non liants appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés.

Exemples :

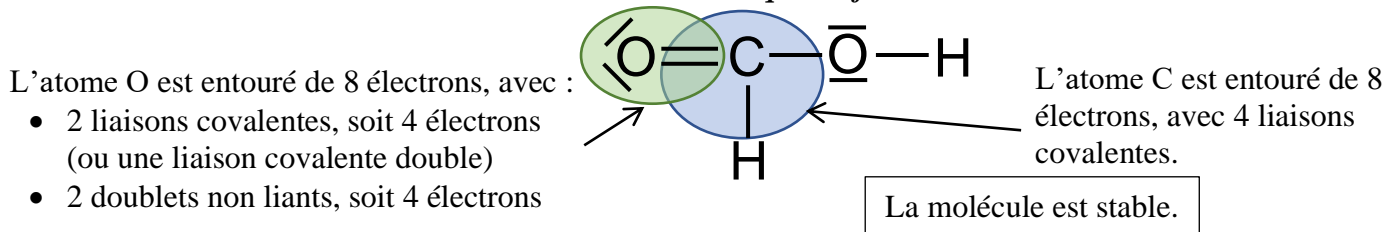
- *Schéma de Lewis de la molécule d'eau, de formule H₂O :*



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



- *Schéma de Lewis de la molécule d'acide méthanoïque de formule CO₂H₂ :*



3) Solidité d'une liaison covalente

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 O₂ 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. Elle se mesure en Joule (symbole : J).

Plus l'énergie de liaison est grande, plus la liaison est stable. Il faudra en effet apporter davantage d'énergie pour la rompre.

Liaison	C-C	C=C	C≡C
Energie (×10 ⁻¹⁹ J)	6,0	10	14