

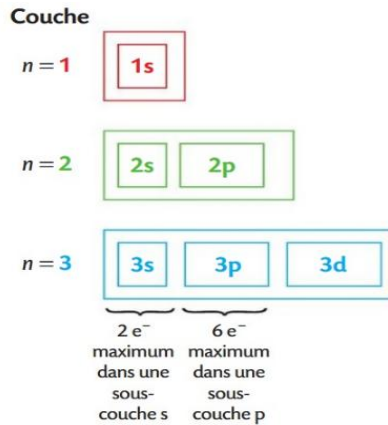
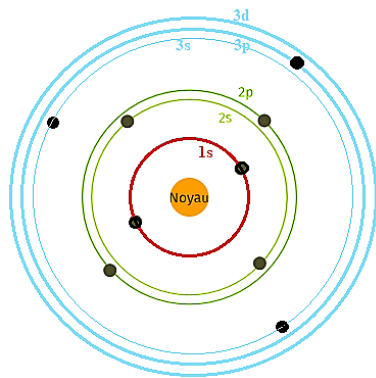


CORRECTION

REPARTITION DES ELECTRONS AU TOUR DU NOYAU D'UN ATOME

LES COUCHES ET SOUS COUCHES

Les Z électrons d'un atome se répartissent en **couches électroniques** (notées n = 1, 2, 3, etc), elles-mêmes composées d'une ou plusieurs **sous couches** notées **s, p, d, f**

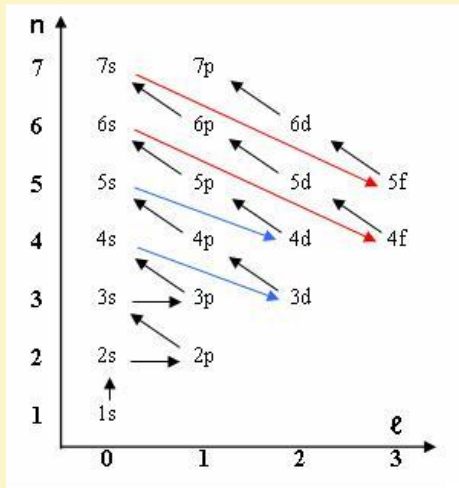


Chaque sous couche contient un nombre **limité** d'électrons

- La sous couche s contient au maximum **2 e⁻**
- La sous couche p contient au maximum **6 e⁻**
- La sous couche d contient au maximum **10 e⁻**
- La sous couche f contient au maximum **14 e⁻**

REPLISSAGE

Les électrons se répartissent dans les **sous couches** selon un ordre déterminé :



C'est la règle de Klechkowski

Lorsqu'une sous couche est **pleine** ou **saturée**, les électrons restants occupent la sous couche **suivante** puis si nécessaire celle d'après

CONFIGURATION ELECTRONIQUE

Exemple :
Ecrire la configuration électronique du silicium (Z=14) à l'état fondamental

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p²

COUCHE ELECTRONIQUE DE VALENCE

Pour $Z \leq 18$, les électrons de valence sont ceux qui occupent la couche électronique de nombre n le plus **élevé**.

Cette dernière est appelée **couche électronique de valence**, sa configuration électronique se nomme configuration électronique de valence

Les autres couches sont appelées **couches internes** et contiennent les électrons de **cœur** des atomes

Exemple :
Ecrire la configuration de valence de l'atome de silicium Si (Z = 14)

Sa configuration électronique de valence est : 3s²3p²

GAZ RARES

Les **gaz nobles** (hélium He, néon Ne, etc...) possèdent une stabilité énergétique remarquable.

Ils réagissent très **rarement** avec d'autres éléments

Leur configuration électronique de valence est de la forme

→ $1s^2$ avec **2** électrons de valence (**duet**)

→ ns^2np^6 avec **8** électrons de valence (**octet**)

REGLES DUET et OCTET

Au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la **même** configuration électronique que celle du gaz noble le **plus proche** dans le tableau périodique des éléments

Pour obtenir une telle configuration électronique stable, les atomes forment

→ des **ions**

→ des **molécules**

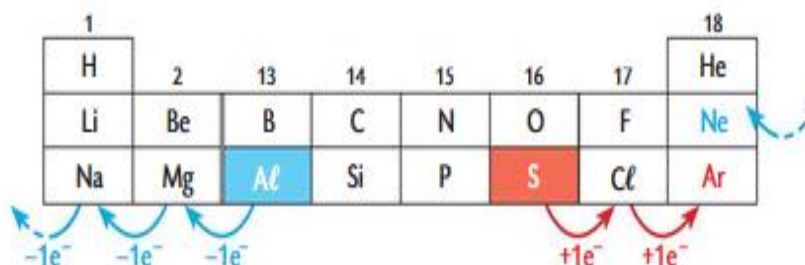
REPRESENTATION DE LEWIS

SCHEMA LEWIS ATOME

	H	C	N	O	F
Numéro atomique	Z = 1	Z = 6	Z = 7	Z = 8	Z = 17
Configuration électronique	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Nombre d'électrons pour atteindre une structure stable	1	4	3	2	1
Nombre de doublets liants	1	4	3	2	1
Nombre d'électrons externes non engagés dans une liaison	0	0	2	4	6
Nombre de doublets non liants	0	0	1	2	3
LEWIS	H [•]	•C•	•N•	•O•	•F•

FORMATION D'UN ION

Pour obtenir la même configuration électronique que celle du gaz noble le plus proche, les atomes peuvent **perdre ou gagner un ou plusieurs électrons** pour former des ions monoatomiques



Exemples

- Un atome d'aluminium Al **perd 3** électrons pour obtenir la configuration électronique du **néon Ne**, le gaz le plus proche.
→ Il forme le **cation Al³⁺**
- Un atome de soufre S **gagne 2** électrons pour obtenir la configuration électronique de **l'argon Ar**, le gaz le plus proche.
→ Il forme **l'anion S²⁻**

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

SCHEMA LEWIS D'ION MONOATOMIQUE

1. Le noyau et les électrons de cœur sont représentés par le **symbole** de l'élément
2. Les électrons de valence sont représentés par des **points (•)** s'ils sont célibataires ou par un **tiret (-)** s'ils forment un doublet

Règle

Jusqu'à 4 électrons de valence, l'atome est entourés d'électrons tous **célibataires**.

Au-delà les électrons supplémentaires s'ajoutent aux électrons célibataires pour former des **doublets**

Exemple :

Représenter la formule de Lewis de l'ion oxygène

- Atome oxygène : Z = **8** donc **8 e⁻**
- Structure électronique : **1s² 2s² 2p⁴**
- Structure électronique de valence : **2s² 2p⁴**
- Pour la stabilisation **gain** de **2** électrons

Formule de Lewis de l'ion



FORMATION D'UNE MOLECULE

Au sein d'une molécule, les atomes s'assemblent de sorte à obtenir la structure électronique stable des gaz nobles, c'est à dire à posséder **2** électrons (règle du **duet**) ou **8** électrons (règle de **l'octet**) sur leur couche externe.

Pour cela, les atomes mettent en commun des électrons et forme des **liaisons covalentes**

Une liaison **covalente** entre 2 atomes résulte de la mise en commun de deux électrons de leur couche **externe**, chacun apporté par un des deux atomes.
Ces deux électrons constituent alors un **doublet liant**

Les électrons mis en commun appartiennent à chacun des deux atomes.

Ainsi, chaque liaison formée par un atome lui permet de gagner un électron sur sa couche externe.

Un atome forme donc **autant de liaisons** qu'il lui manque **d'électrons** sur sa couche **externe** pour satisfaire à la règle de **l'octet** ou du **duet**.

SCHEMA LEWIS D'UNE MOLECULE

La représentation ou formule de Lewis d'une molécule indique le **symbole** de tous les atomes de la molécule ainsi que tous les **électrons** situés sur leur **couche externe**.

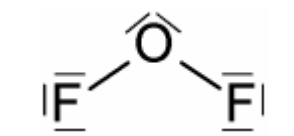
Les électrons externes sont représentés deux par deux, en doublet d'électrons, sous forme de tirets.

- Les doublets **liants** sont représentés par des **tirets** situés **entre** le symbole des atomes concernés par les liaisons.
- Les autres électrons externes, qui ne participe à aucune liaison, sont regroupés deux par deux en **doublets non liants**, représentés par des **tirets** situés **autour** du symbole de l'atome auquel ils appartiennent.

METHODE

- Chercher le numéro atomique de chaque atome puis écrire sa configuration électronique
- En déduire, pour chaque atome, le nombre de liaisons établies ainsi que le nombre de doublets non liants qui l'entourent.
- Placer autant de liaisons entre atomes qu'il est possible.
- Placer les doublets non liants autour de chaque atome.
- Vérifier que les règles du duet et de l'octet sont bien respectées pour chaque atome.

Exemple : Etablir la représentation de Lewis de la molécule de difluorure d'oxygène F₂O



SCHEMA LEWIS D'UN ION POLYATOMIQUE

Un atome engagé dans un ion polyatomique porte une **charge formelle** notée Cf s'il n'est pas entouré du **même** nombre d'électrons « en propre » qu'à l'état isolé

CHARGE FORMELLE D'UN ATOME

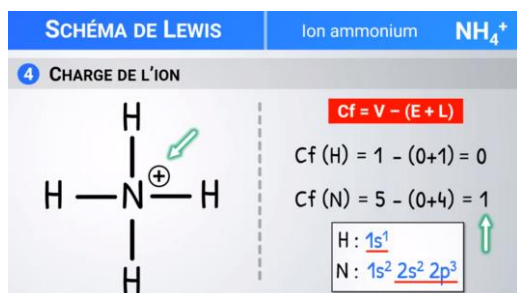
Différence entre le **nombre d'électrons de valence** et le **nombre d'électrons associés**.

$$Cf = V - (E + L)$$

V : e⁻ valence à l'état isolé
E : e⁻ libres autour atome
L : liaisons que fait atome

Exemples

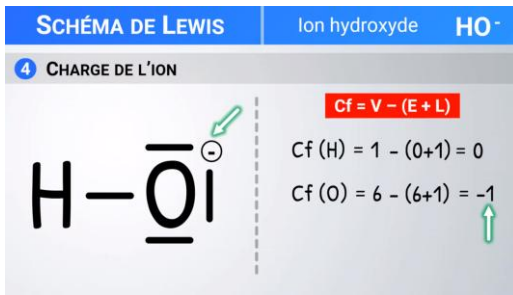
- *ion ammonium* NH₄⁺



<https://www.youtube.com/watch?v=YASkRUSGE8k>



- **ion hydroxyde HO⁻**



<https://www.youtube.com/watch?v=KIYd4F5pwhc>



LACUNE ELECTRONIQUE

Une lacune électronique indique un **déficit** de deux électrons par rapport aux règles de stabilité. Elle est représentée par une case rectangulaire vide () dans le schéma de Lewis.

Important : les atomes porteurs de la lacune électronique ne respectent pas la règle de l'octet ou du duet et sont donc susceptibles de créer une liaison covalente avec un doublet non liant d'une autre molécule

Exemple :

- **Borane BF₃**

Atome bore

- Z = 5 donc 5 e⁻
- Structure électronique : **1s² 2s² 2p¹**
- Structure électronique de valence : **2s² 2p¹**
- B ne forme que 3 liaisons covalentes.
- Il lui manque donc 1 doublet d'électrons pour respecter la règle de l'octet et porte donc une **lacune électronique**

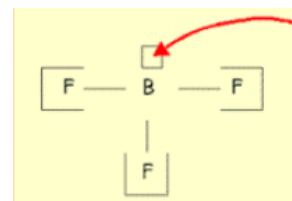
<https://www.youtube.com/watch?v=BM4cG40VvR4>



Atome fluor

- Z = 9 donc 9 e⁻
- Structure électronique : **1s² 2s² 2p⁵**
- Structure électronique de valence : **2s² 2p⁵**
- F ne forme 1 liaison covalente et 3 doublets non liants

Formule de Lewis de la molécule



- **L'ion hydrogène H⁺**

- Atome Z = 1 donc 1 e⁻
- Ion H⁺ donc 0 e⁻
- Il lui manque donc 1 doublet d'électrons pour respecter la règle du duet et porte donc une **lacune électronique**

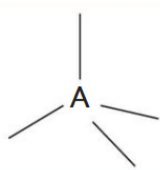
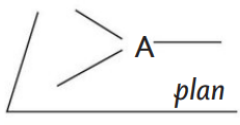

Formule de Lewis de la molécule



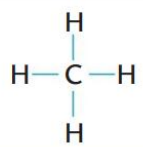
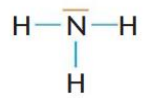
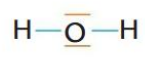
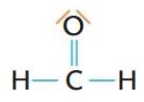
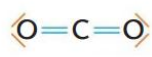
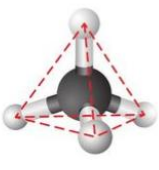
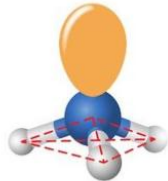
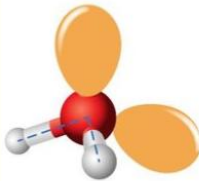
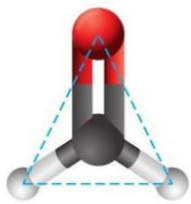
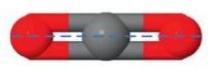
GEOMETRIE DES EDIFICES ATOMIQUES

Les doublets d'électrons d'un même atome portent tous une charge électrique **négative** donc ils se **repoussent**.

La géométrie d'une molécule ou d'un ion polyatomique est celle dans laquelle les doublets d'électrons externes, liants et non liants, de chaque atome **s'écartent** au maximum les uns des autres

N doublets liants	N doublets non liants	Répartition des doublets autour de l'atome A	Nature des liaisons	Géométrie
4	0		4 liaisons simples	Tétraédrique
			1 liaison double 2 liaisons simples	Triangulaire
			2 liaisons doubles	Linéaire
3	1		3 liaisons simples	Pyramidale à base triangulaire
			1 liaison double 1 liaison simple	Coudée
2	2		2 liaisons simples	Coudée

Exemples

Nom	Méthane	Ammoniac	Eau	Méthanal	Dioxyde de carbone
Formule	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	CH ₂ O	CO ₂
Schéma de Lewis					
Modèle					
Géométrie	Tétraédrique	Pyramidale à base triangulaire	Coudée	Triangulaire	Linéaire

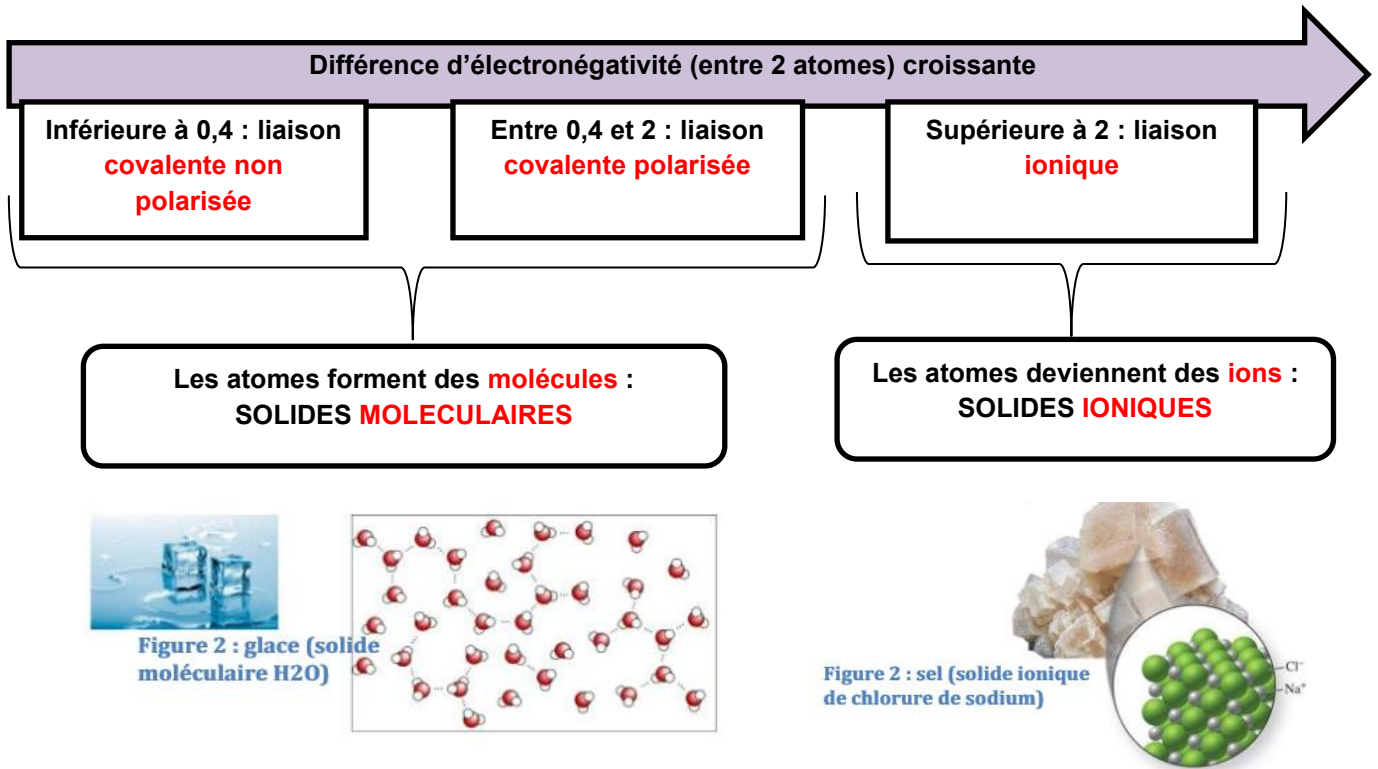
ELECTRONEGATIVITE D'UN ELEMENT CHIMIQUE ET POLARITE D'UNE MOLECULE

ELECTRONEGATIVITE

Elle mesure la capacité d'un atome à **attirer** les électrons de la liaison vers **lui**.
Elle est notée χ

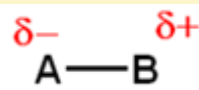
Remarque

Dans la classification périodique, l'électronégativité augmente de **gauche** à **droite** dans une même ligne et de **bas** en **haut** dans une même colonne



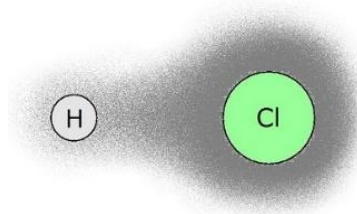
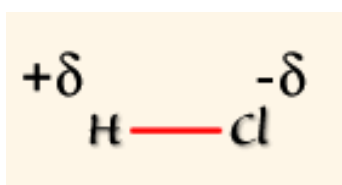
Lorsque la liaison est polarisée entre 2 atomes : L'atome le plus électronégatif attire les électrons de la liaison, on représente l'excès de charge négative par le symbole δ^- et sur l'autre le défaut de charge négative par le symbole δ^+

- l'atome A porte un **excès** de charge négative (noté δ^- ou $-q$)
- l'atome B porte un **défaut** de charge négative (noté δ^+ ou $+q$)



Exemple

la liaison **polarisée** entre H (électronégativité de 2,1) et Cl (électronégativité de 2,9) est polarisée en raison de leur différence d'électronégativité, le nuage d'électrons est attiré par le **chlore**.

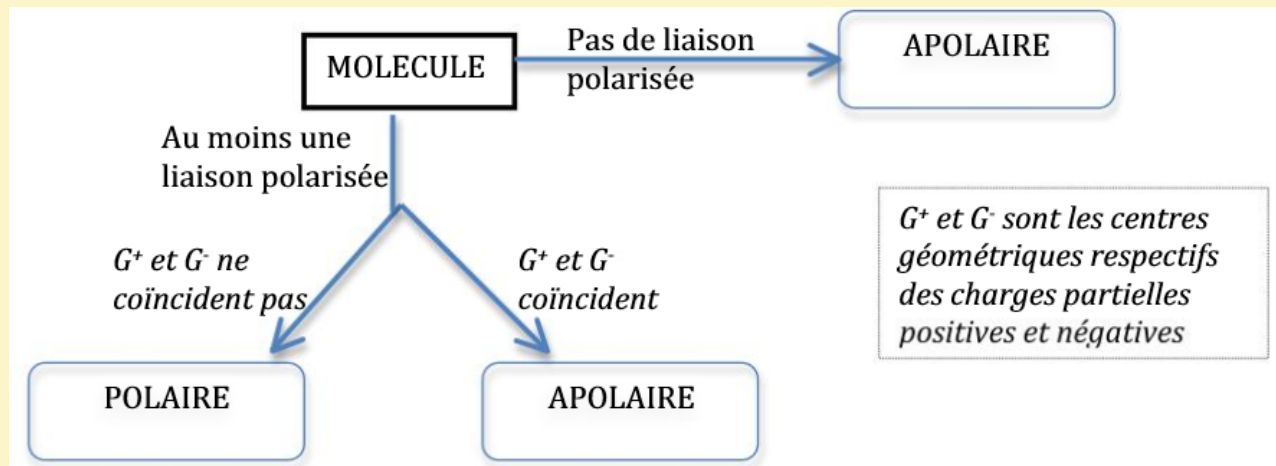


MOLECULE POLAIRE - APOLAIRE


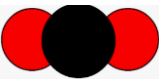
Suivant la répartition des électrons dans une molécule et sa géométrie, une molécule peut avoir un pôle positif et un pôle négatif tout en restant globalement **neutre**, elle sera alors qualifiée de molécule **polaire**.

Dans le cas contraire, elle est qualifiée de molécule **apolaire**

METHODE



Exemple

	Molécule d'ammoniac	Molécule de dioxyde de carbone
Formule de Lewis	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$
Electronégativité des atomes	$\chi(\text{H}) = 2,1$ $\chi(\text{N}) = 3,0$	$\chi(\text{O}) = 3,5$ $\chi(\text{C}) = 2,5$
Liaison polarisée ?	$\Delta\chi = 3 - 2,1 = 0,9$ $\rightarrow 0,4 < \Delta\chi \leq 2$ \rightarrow liaison covalente polarisée	$\Delta\chi = 3,5 - 2,5 = 1$ $\rightarrow 0,4 < \Delta\chi \leq 2$ \rightarrow liaison covalente polarisée
Géométrie	Pyramidale à base triangulaire 	Linéaire 
G+ et G- coïncident-ils ?	\rightarrow Le barycentre G ⁻ des charges négatives se situe : sur l'azote \rightarrow Le barycentre G ⁺ des charges positives se situe : au centre d'un triangle reliant les 3 hydrogènes \rightarrow G ⁺ et G ⁻ ne sont pas confondus	\rightarrow Le barycentre G ⁻ des charges négatives se situe : sur le carbone \rightarrow Le barycentre G ⁺ des charges positives se situe : sur le carbone \rightarrow G ⁺ et G ⁻ sont confondus
Conclusion	Molécule polaire	Molécule apolaire