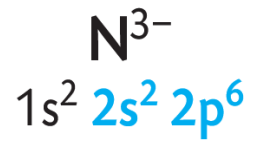
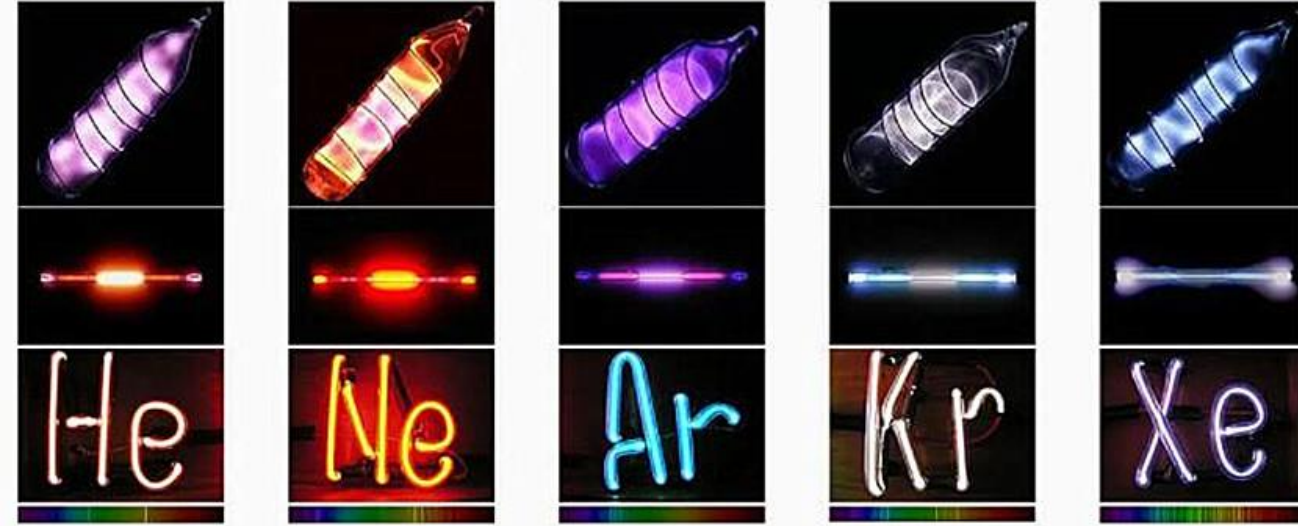


# Chapitre 11

## Structure des entités chimiques



Entité stable :  
8 électrons  
de valence.

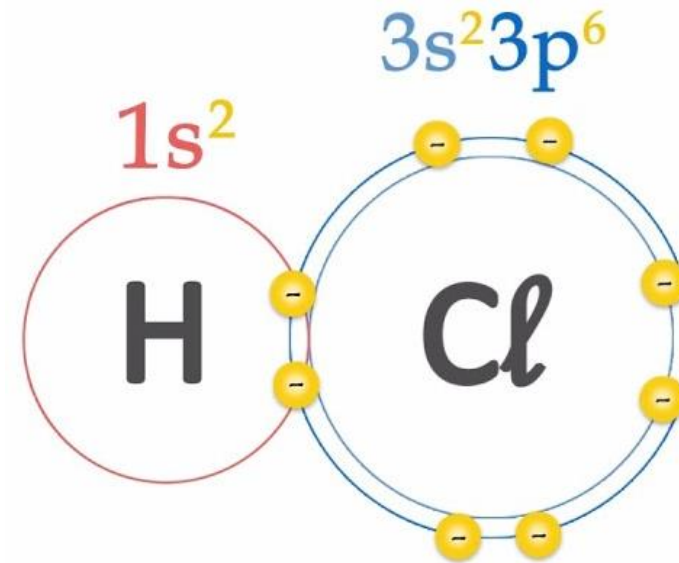


Entité non stable :  
5 électrons  
de valence.



Entité stable :  
l'atome d'azote  
est entouré de  
8 électrons.

1		
H <sup>+</sup>	2	13
Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>	B <sup>3+</sup>
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>



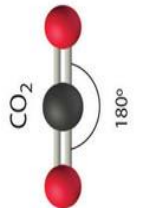
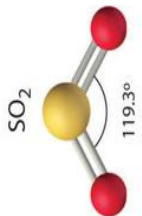
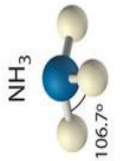
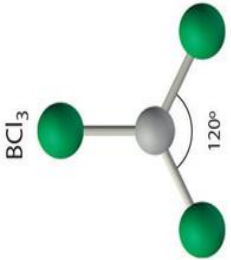
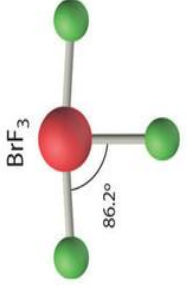
# Chapitre 11 – Structure des entités chimiques

## I – Rappel 2<sup>nd</sup>

- 1 – Structure électronique
- 2 – Gaz nobles et stabilité
- 3 – Former un ion

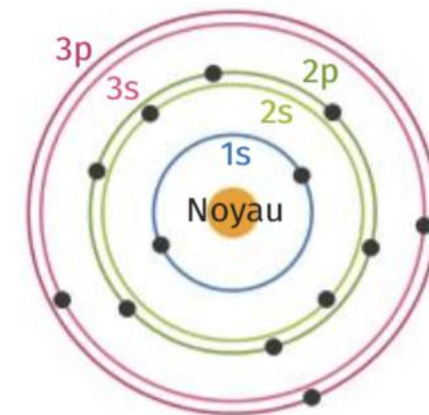
## II – Structure de Lewis

- 1 – Les atomes
- 2 – Les liaisons
- 3 – Les molécules
- 4 – Les ions polyatomiques
- 5 – La lacune électronique
- 6 – V.S.E.P.R.



# I – Rappel 2<sup>nd</sup>

## 1 – Structure électronique



La configuration électronique d'un atome à l'état fondamental décrit la répartition de ses électrons sur les différentes 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  $s$  et  $p$ ).

La sous-couche **s** contient au maximum **2 électrons**.

La sous-couche **p** contient au maximum **6 électrons**.

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

Couche

$n = 1$



$n = 2$

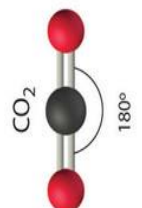
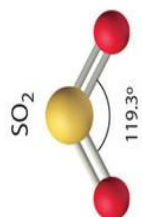
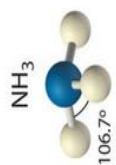
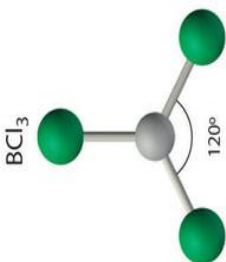
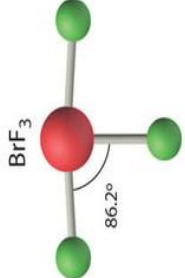


$n = 3$

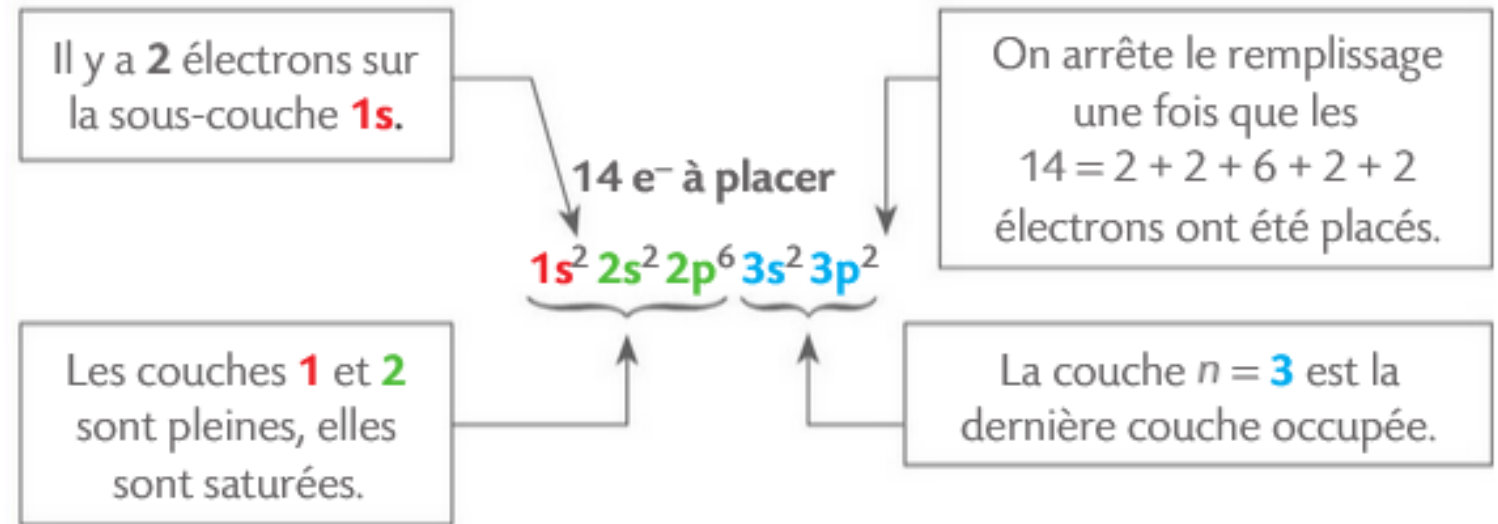
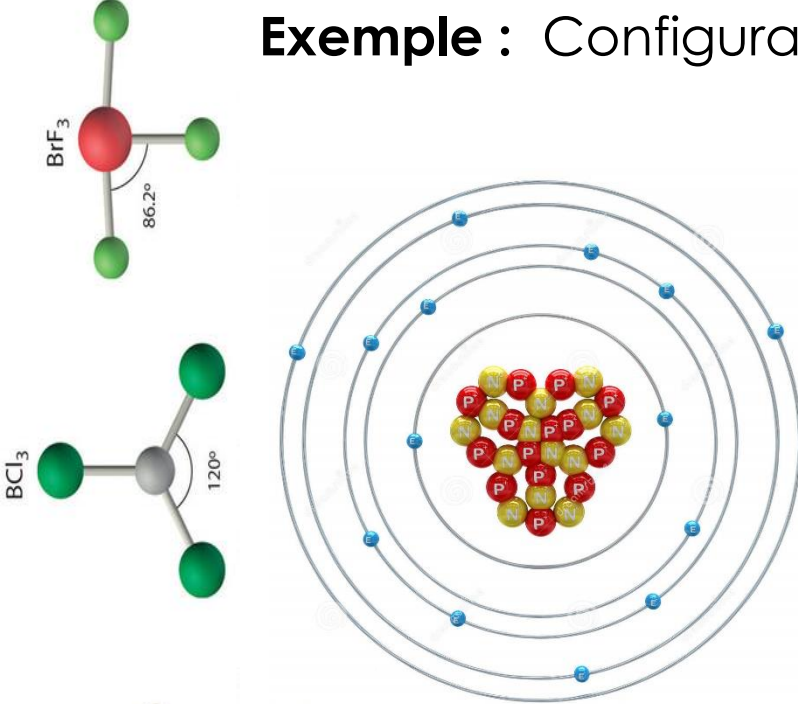


2 e<sup>-</sup>  
maximum  
dans une  
sous-  
couche s

6 e<sup>-</sup>  
maximum  
dans une  
sous-  
couche p

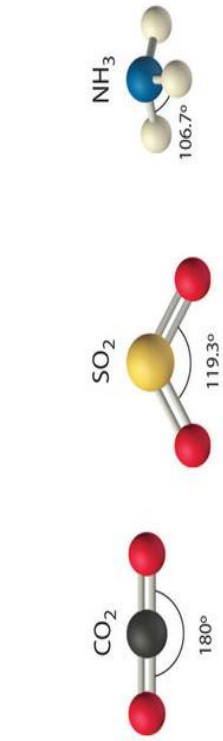


**Exemple :** Configuration électronique du silicium ( $Z = 14$ ) à l'état fondamental.



Pour  $Z \leq 18$ , les **électrons de valence** sont ceux qui occupent la couche électronique de nombre  $n$  le plus élevé. Cette dernière est appelé couche électronique de valence, sa configuration électronique se nomme **configuration électronique de valence**.

Les électrons de valence d'un atome sont responsables de sa **réactivité chimique**.



## 2 – Gaz nobles et stabilité

Les gaz nobles (Hélium, Néon, Argon, etc.) possèdent une stabilité énergétique remarquable. Ils réagissent très rarement avec d'autres éléments.

Un atome d'hélium possède 2 électrons de valence (duet), un atome de néon et un atome d'argon en possèdent 8 (octet).

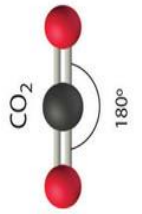
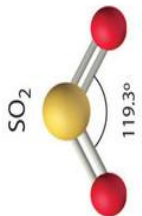
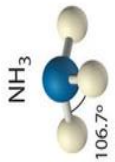
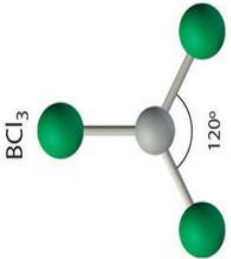
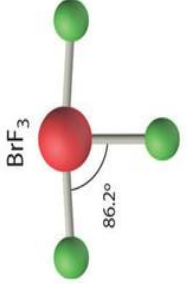


**Règle de stabilité** : au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la même configuration électronique que celle d'un gaz noble, c'est-à-dire **avoir sa couche de valence saturée**

				18
				2
				He
7	8	9	10	
				Ne
15	16	17	18	
				Ar
33	34	35	36	
				Kr
51	52	53	54	
				Xe
83	84	85	86	
				Rn



Dernière colonne  
du tableau  
périodique





### 3 – Former 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 stables**.

**Exemple :** Un atome d'aluminium **Al perd 3 électrons** pour obtenir la configuration électronique du néon Ne. Il forme l'ion **Al<sup>3+</sup>**.

Un atome de soufre **S gagne 2 électrons** pour obtenir la configuration électronique de l'argon Ar. Il forme **S<sup>2-</sup>**.

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

Diagram illustrating the periodic table with arrows indicating electron loss or gain to reach noble gas configurations:

- Aluminum (Al) loses 3 electrons ( $-1e^-$ ,  $-1e^-$ ,  $-1e^-$ ) to reach Neon (Ne).
- Sulfur (S) gains 2 electrons ( $+1e^-$ ,  $+1e^-$ ) to reach Argon (Ar).

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

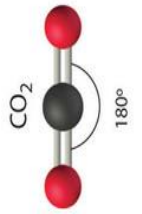
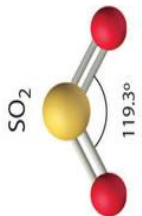
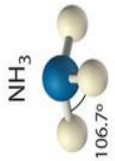
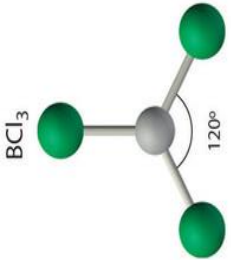
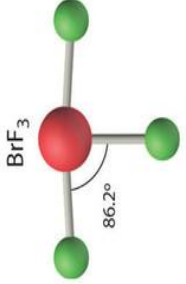
# II – Structure de Lewis

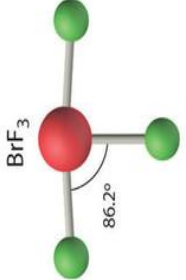
## 1 – Les atomes



Le **schéma de Lewis** d'un atome permet de représenter la structure électronique externe d'un atome. Pour l'établir, chaque atome est « scindé » formellement en deux :

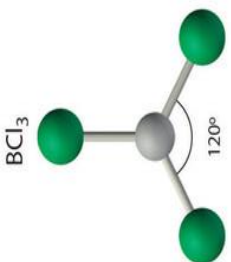
- Le noyau et les électrons des couches électroniques internes sont représentés par le symbole de l'élément ;
- Les électrons de valence sont représentés par des points (●) s'ils sont célibataires ou par un tiret (–) s'ils forment un doublet.



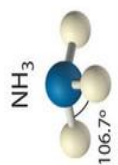


On admet :

- que jusqu'à quatre électrons de valence, l'atome est entouré d'électrons célibataires car ils se positionnent le plus loin possible les uns des autres ;

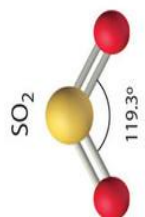


- qu'au-delà, les électrons supplémentaires s'ajoutent aux électrons célibataires pour former des doublets.



**Exemple** : Schéma de Lewis de l'atome d'azote.

$Z=7$



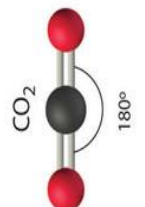
Pour représenter le schéma de Lewis des ions, la même règle s'applique.

Oxygène O :  $1s^2$   $2s^2$   $2p^4$



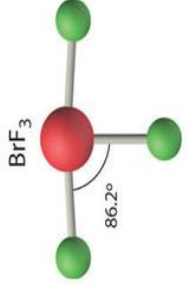
$\longrightarrow$   
+ 2 électrons

Ion oxyde  $O^{2-}$  :  $1s^2$   $2s^2$   $2p^6$

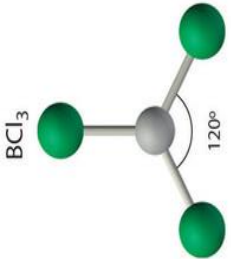




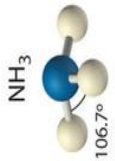
## 2 – Les liaisons



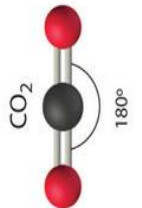
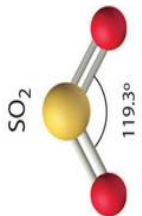
Dans les molécules, les atomes mettent en commun des électrons afin de gagner en stabilité.



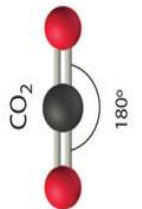
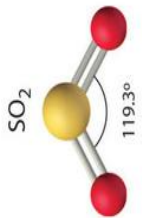
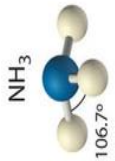
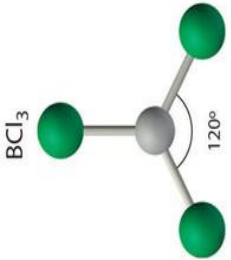
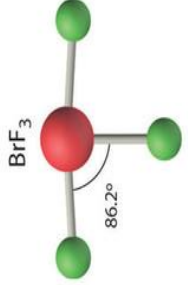
**La liaison covalente** est une mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes. On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés : A – B.



Les électrons de valence d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non liants. Chaque **doublet non liant** est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré : A –  $\bar{B}$



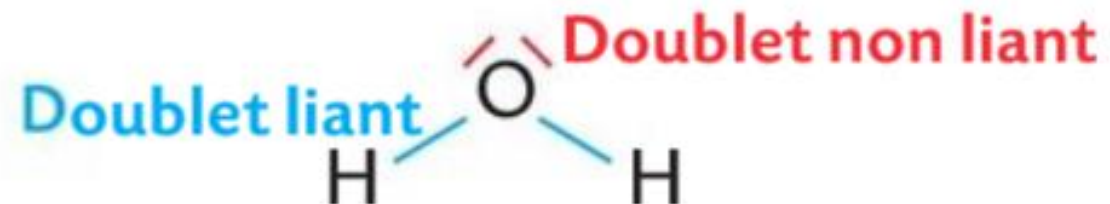
### 3 – Les molécules

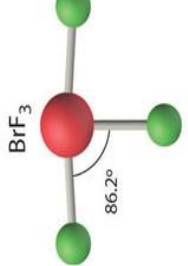


Le **schéma de Lewis** d'une molécule est une modélisation de l'enchaînement des atomes dans la molécule :

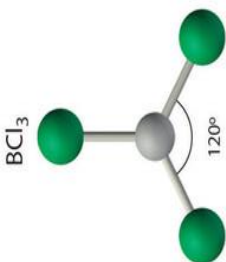
- Chaque atome est représenté par son symbole
- Les électrons de valence sont regroupés en **doublet(s) liant(s)** ou **doublet(s) non-liant(s)** représentés par des tirets (un doublet correspond à 2 électrons).

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

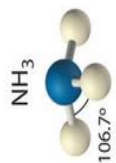




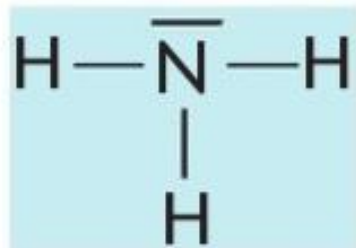
Le **schéma de Lewis d'une molécule** s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes.



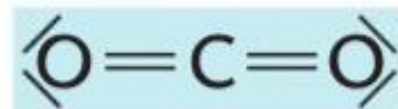
En général, un atome forme autant de liaisons qu'il a d'électrons célibataires sur l'atome central. L'atome central est souvent celui qui peut en former le plus.



Exemple :



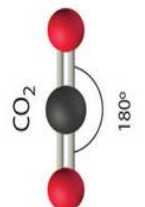
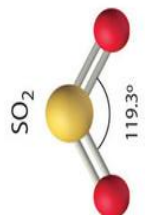
> Ammoniac

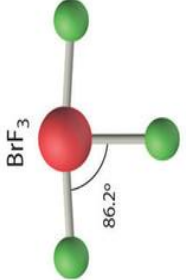


> Dioxyde de carbone

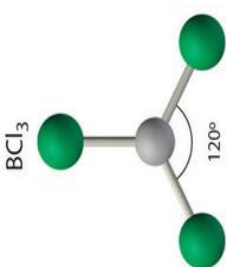


> Diazote



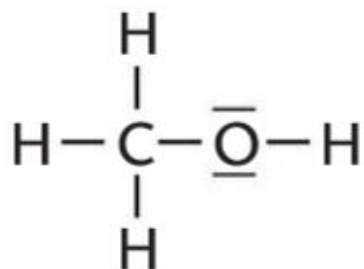
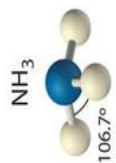


Chacun des atomes possède une configuration électronique semblable à celle du gaz noble le plus proche.

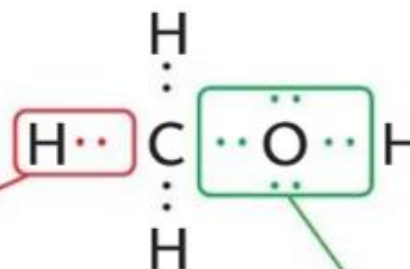


Les électrons des liaisons appartiennent aux deux atomes, et les électrons des doublets non liants appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés.

**Exemple** : Schéma de Lewis de la molécule de méthanol.

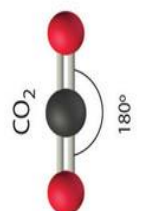
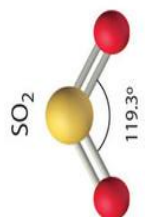


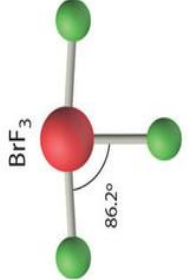
se représente  
aussi



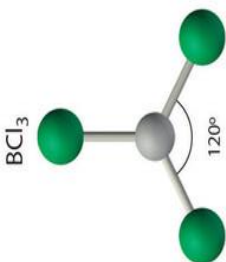
**Atome H** : entouré de  $2e^-$   
 $\Rightarrow$  configuration électronique  
 de valence de l'hélium He :  $1s^2$

**Atome O** : entouré de  $8e^-$   
 $\Rightarrow$  configuration électronique  
 de valence du néon Ne :  $2s^2 2p^6$

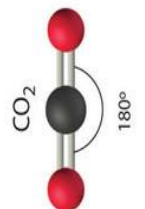
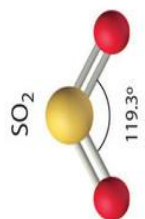
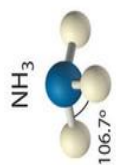




Pour déterminer le schéma de Lewis d'une molécule à partir de sa composition (formule brute), on commencera par les atomes ayant le nombre de liaisons le plus élevé.

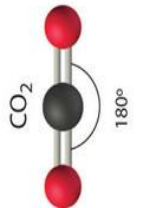
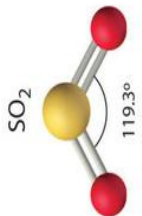
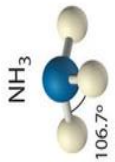
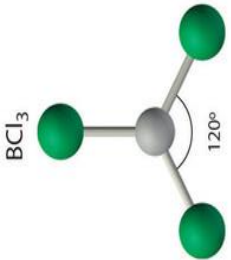
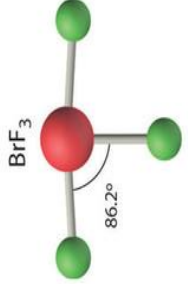


**Exemple** : Schéma de Lewis d'une molécule de formule brute C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O.



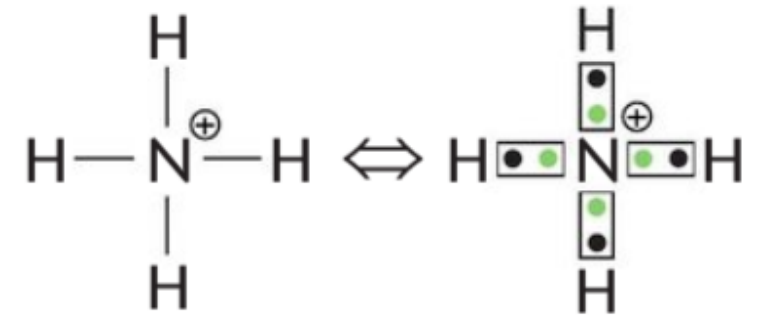


## 4 – Les ions polyatomiques



Dans une molécule, si un atome n'est pas entouré du même nombre d'électrons qu'à l'état isolé, alors **il porte une charge**. On forme donc un **ion polyatomique**.

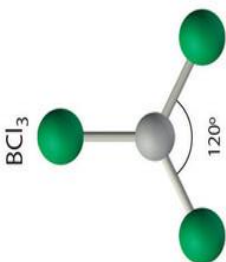
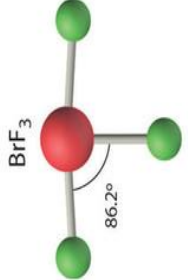
**Exemple** : L'atome d'azote ( $1s^2$   **$2s^2$**   **$2p^3$** ) possède **cinq** électrons de valence. Dans l'ion ammonium, l'atome d'azote ne possède que **quatre** électrons « en propre » ; on lui attribue une charge positive de signe  $\oplus$  (**5** – **4**).



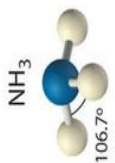
L'atome d'oxygène ( $1s^2$   **$2s^2$**   **$2p^4$** ) possède **six** électrons de valence. Dans l'ion hydroxyde, l'atome d'oxygène possède **sept** électrons « en propre » ; on lui attribue une charge négative de signe  $\ominus$  (**6** – **7**).



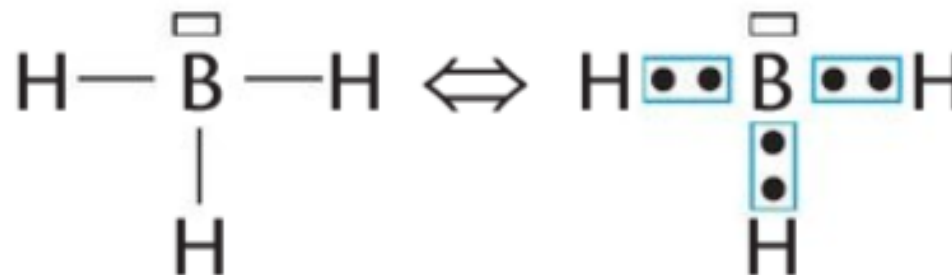
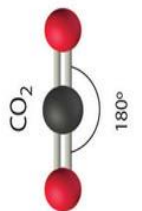
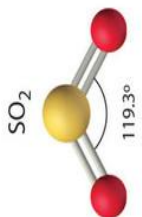
# 5 – La lacune électronique



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



**Exemple :** Dans le borane, de formule BH<sub>3</sub>, le bore ( $1s^2$  **2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup>**) ne forme que trois liaisons covalentes. Il lui manque un doublet d'électrons pour s'entourer de huit électrons et porte donc une lacune électronique :



# 6 – V.S.E.P.R.

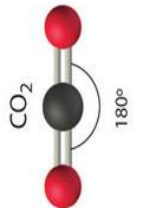
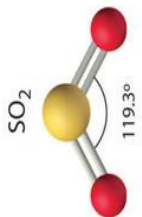
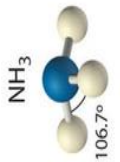
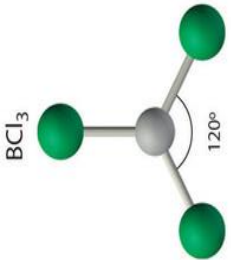
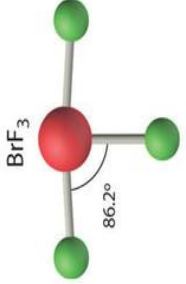
## V.S.E.P.R.



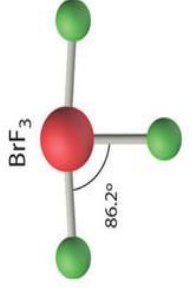
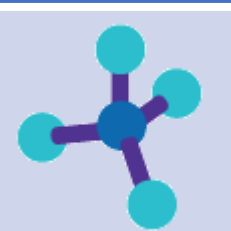
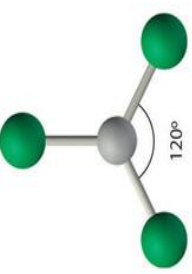

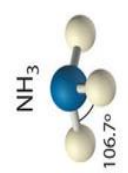

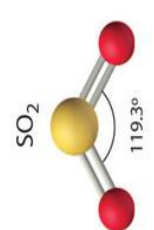


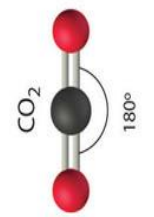
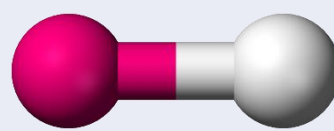
Valence **S**hell **E**lectron **P**air **R**epulsion  
« répulsion des paires électroniques de la  
couche de valence »



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.



Nom	Méthane	Ammoniac	Eau
Formule	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O
Schéma de Lewis	<pre>       H         H — C — H               H                     </pre>	<pre>       H — N — H                       H                     </pre>	<pre>       H — O — H                       H                     </pre>
Modèle			
Géométrie	Tétraédrique	Pyramidale à base triangulaire	Coudée

	Liaisons différentes	Doublets non-liants	Géométrie	Représentation	Représentation
	4	NON	Tétraédrique	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	
	3	OUI	Pyramidale	$\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	
		NON	Triangle plan	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	
	2	OUI	Coudée	$\text{H}-\bar{\text{O}}-\text{H}$	
		NON	Linéaire	$\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$	
	1	OUI	Linéaire	$\text{H}-\bar{\text{Cl}} $	
		NON		$\text{H}-\text{H}$	