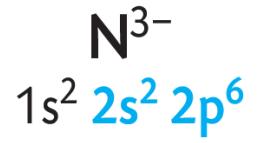
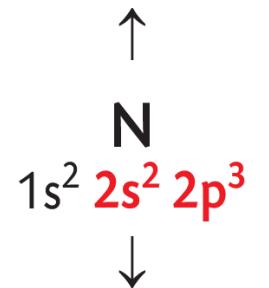


# Chapitre 11

## - Structure des entités chimiques



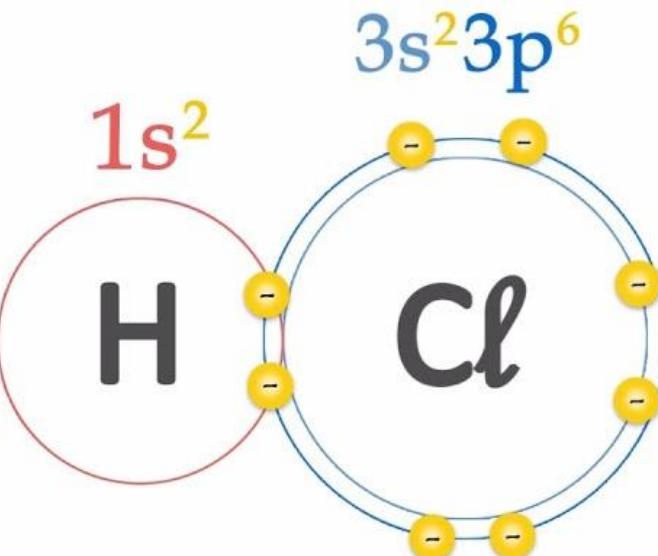
Entité stable :  
8 électrons  
de valence.

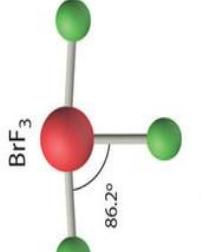


Entité non stable :  
5 électrons  
de valence.

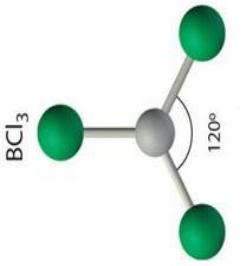
Entité stable :  
l'atome d'azote  
est entouré de  
8 électrons.

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>	



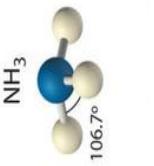


# Chapitre 11 – Structure des entités chimiques



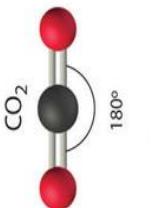
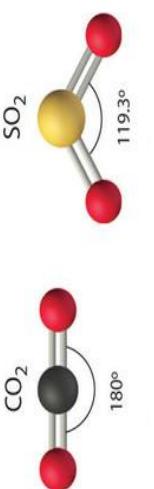
## I – Rappel 2<sup>nd</sup>

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



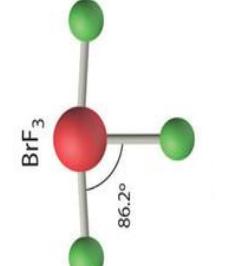
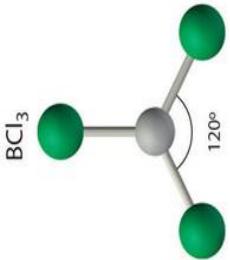
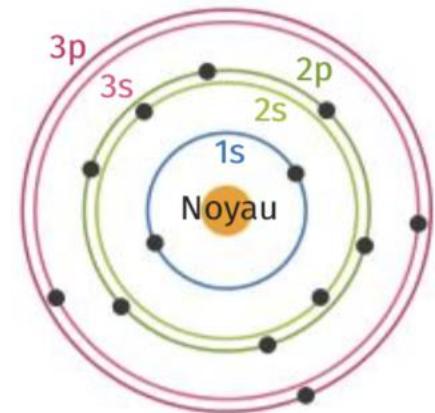
## II – Structure de Lewis

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

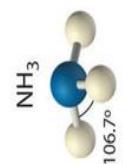


# I – Rappel 2<sup>nd</sup>

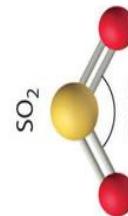
## 1 – Structure électronique

 $A_Z X$ 

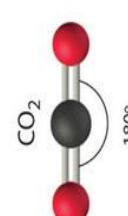
La configuration électronique d'un atome à l'état fondamental décrit la répartition de ses électrons sur les différentes sous-couches.



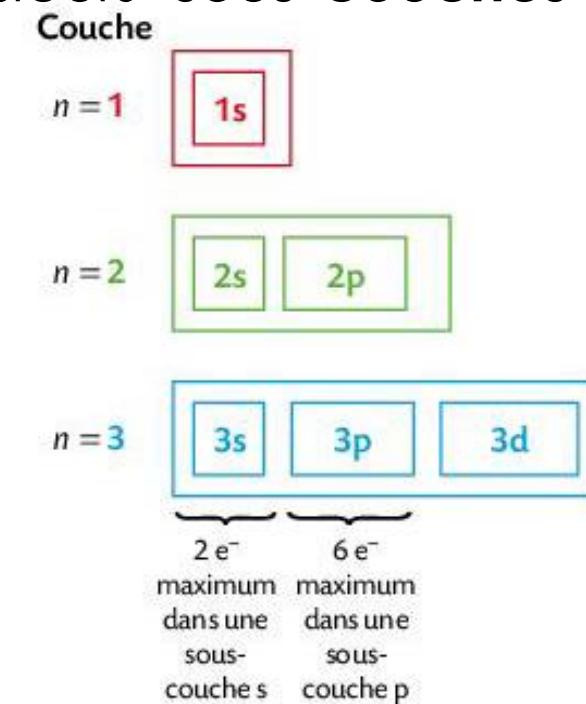
Les Z électrons d'un atome se répartissent en **couches électroniques** (notées n = 1, 2, 3, etc.), elles-mêmes composées d'une ou plusieurs **sous-couches** (notées s et p).



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

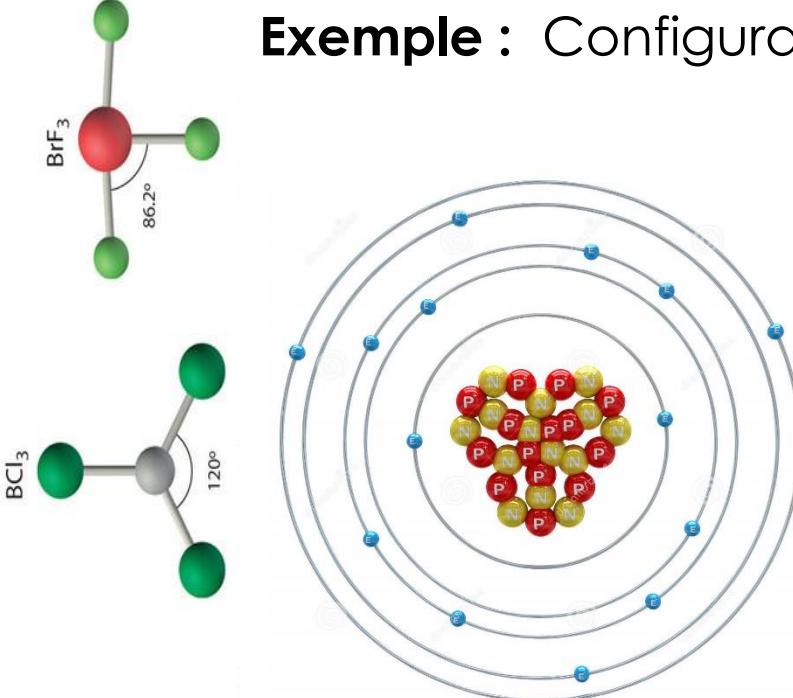


La sous-couche **p** contient au maximum **6 électrons**.



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

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



Il y a **2** électrons sur la sous-couche **1s**.

14 e<sup>-</sup> à placer  
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup>

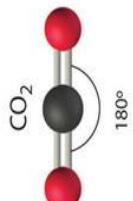
On arrête le remplissage une fois que les  $14 = 2 + 2 + 6 + 2 + 2$  électrons ont été placés.

Les couches **1** et **2** sont pleines, elles sont saturées.

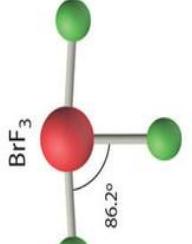
La couche  $n = 3$  est la dernière couche occupée.



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**.



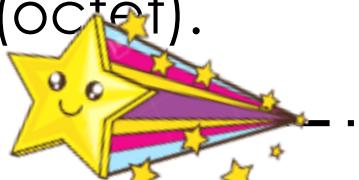
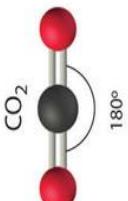
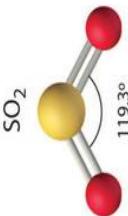
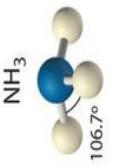
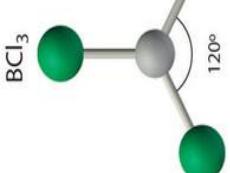
Les électrons de valence d'un atome sont responsables de sa **réactivité chimique**.



# 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).

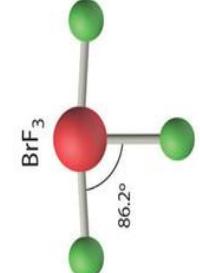


**Règle de stabilité** : au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la même configuration électronique que celle d'un gaz noble, c'est-à-dire **avoir sa couche de valence saturée**

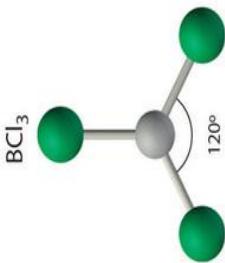
				18
15	16	17	He	2
7	8	9	Ne	10
N	O	F		
15	16	17	Ar	18
P	S	Cl		
33	34	35	Kr	36
As	Se	Br		
51	52	53	Xe	54
Sb	Te	I		
83	84	85	Rn	86
Bi	Po	At		

## Dernière colonne du tableau périodique

### 3 – Former un ion

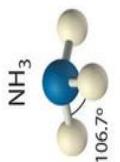


Pour obtenir la même configuration électronique que celle du gaz noble le plus proche, les atomes peuvent perdre ou gagner un ou plusieurs électrons pour former des **ions stables**.

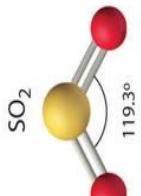


**Exemple :** Un atome d'aluminium **Al perd 3 électrons** pour obtenir la configuration électronique du néon Ne. Il forme l'ion **Al<sup>3+</sup>**.

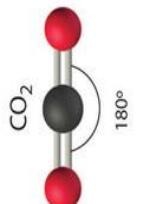
Un atome de soufre **S gagne 2 électrons** pour obtenir la configuration électronique de l'argon Ar. Il forme **S<sup>2-</sup>**.



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

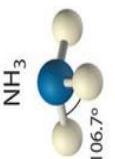
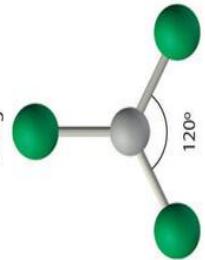
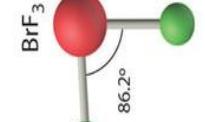


Les atomes des éléments d'une même colonne du tableau périodique forment des **ions monoatomiques de même charge**.



## II – Structure de Lewis

### 1 – Les atomes



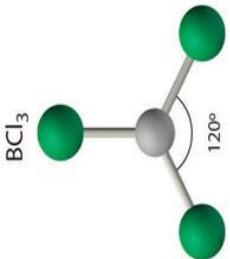
Le **schéma de Lewis** d'un atome permet de représenter la structure électronique externe d'une atome. Pour l'établir, chaque atome est « scindé » formellement en deux :



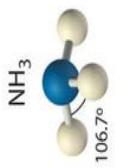
- Le noyau et les électrons des couches électroniques internes sont représentés par le symbole de l'élément ;
- Les électrons de valence sont représentés par des points (●) s'ils sont célibataires ou par un tiret (-) s'ils forment un doublet.

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.

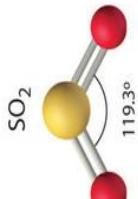


**Exemple :** Schéma de Lewis de l'atome d'azote.

Z=7



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

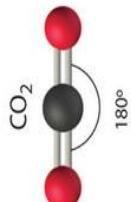


Oxygène O : 1s<sup>2</sup> **2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>**

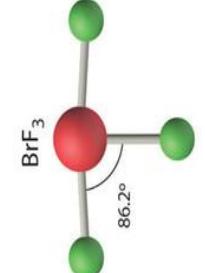


+ 2 électrons

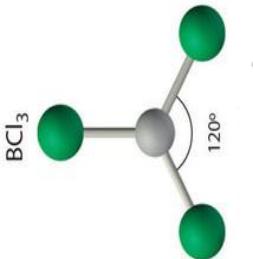
Ion oxyde O<sup>2-</sup> : 1s<sup>2</sup> **2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>**



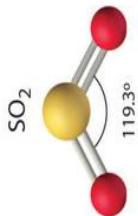
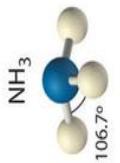
## 2 – Les liaisons



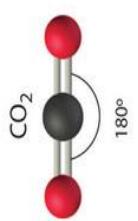
Dans les molécules, les atomes mettent en commun des électrons afin de gagner en stabilité.



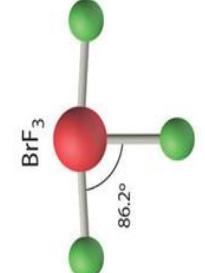
**La liaison covalente** est une mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes. On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés : A – B.



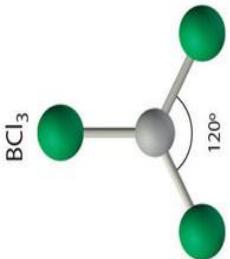
Les électrons de valence d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non liants. Chaque **doublet non liant** est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré : A – B



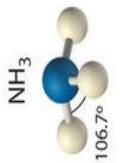
# 3 – Les molécules



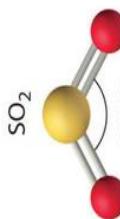
Le **schéma de Lewis** d'une molécule est une modélisation de l'enchaînement des atomes dans la molécule :



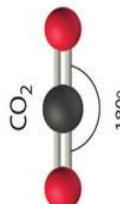
- Chaque atome est représenté par son symbole



- 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).

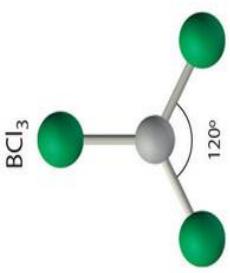


**Exemple :** Schéma de Lewis d'une molécule d'eau.

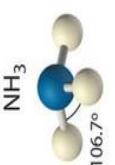




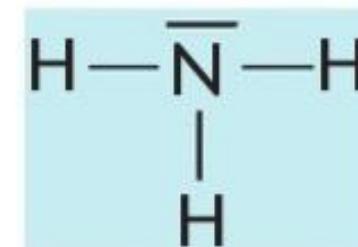
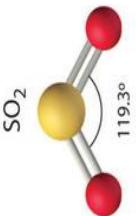
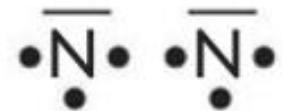
Le **schéma de Lewis d'une molécule** s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes.



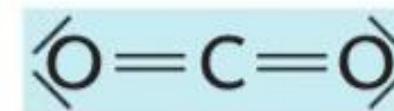
En général, un atome forme autant de liaisons qu'il a d'électrons célibataires sur l'atome central. L'atome central est souvent celui qui peut en former le plus.



**Exemple :**



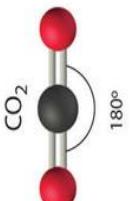
> Ammoniac

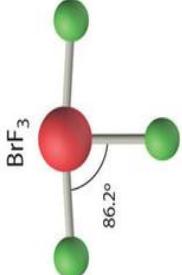


> Dioxyde de carbone

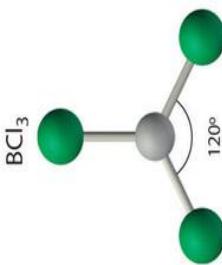


> Diazote



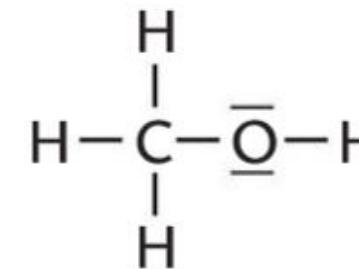
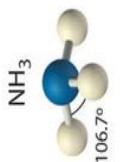


Chacun des atomes possède une configuration électronique semblable à celle du gaz noble le plus proche.

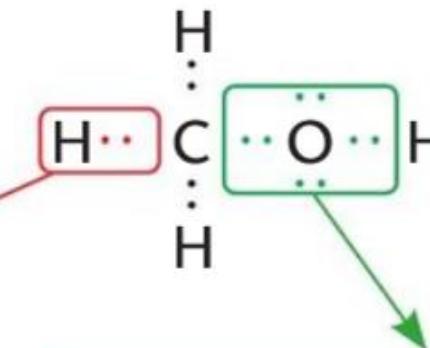


Les électrons des liaisons appartiennent aux deux atomes, et les électrons des doublets non liants appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés.

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

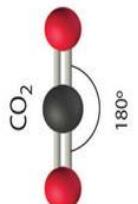
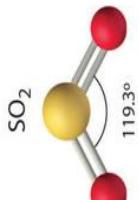


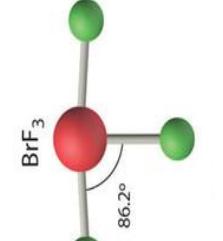
se représente  
aussi



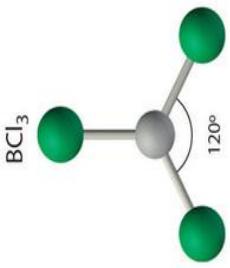
**Atome H :** entouré de  $2e^-$   
 $\Rightarrow$  configuration électronique de valence de l'hélium He :  $1s^2$

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

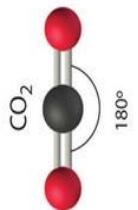
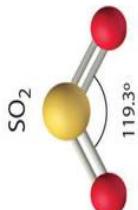
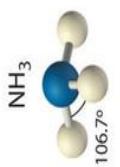




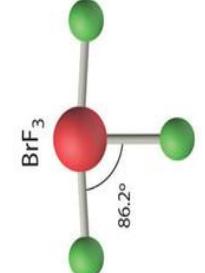
Pour déterminer le schéma de Lewis d'une molécule à partir de sa composition (formule brute), on commencera par les atomes ayant le nombre de liaisons le plus élevé.



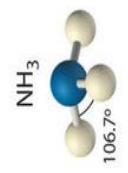
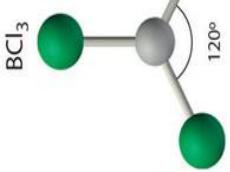
**Exemple :** Schéma de Lewis d'une molécule de formule brute  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .



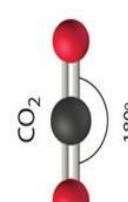
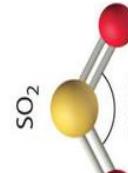
## 4 – Les ions polyatomiques



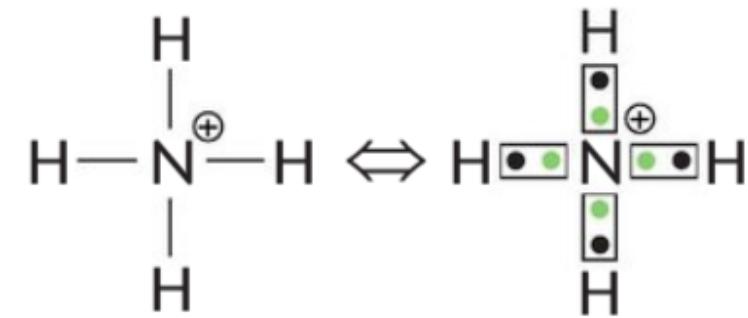
Dans une molécule, si un atome n'est pas entouré du même nombre d'électrons qu'à l'état isolé, alors **il porte une charge**. On forme donc un **ion polyatomique**.



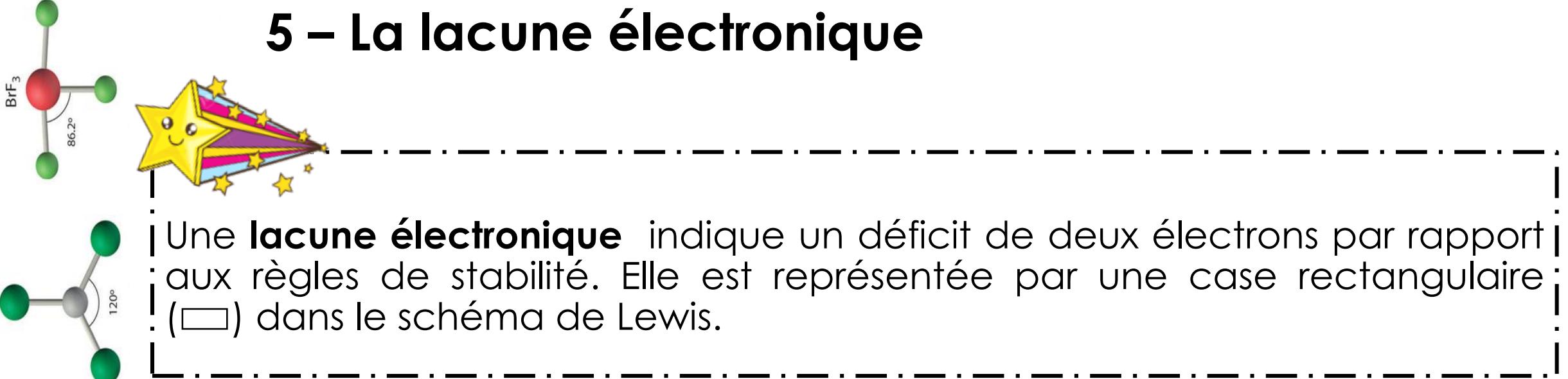
**Exemple** : L'atome d'azote ( $1s^2 \text{ } \textcolor{red}{2s}^2 \text{ } \textcolor{red}{2p}^3$ ) possède **cinq** électrons de valence. Dans l'ion ammonium, l'atome d'azote ne possède que **quatre** électrons « en propre » ; on lui attribue une charge positive de signe  $(+)\text{ (5 - 4)}$ .



L'atome d'oxygène ( $1s^2 \text{ } \textcolor{red}{2s}^2 \text{ } \textcolor{red}{2p}^4$ ) 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  $(-\text{ (6 - 7)})$ .

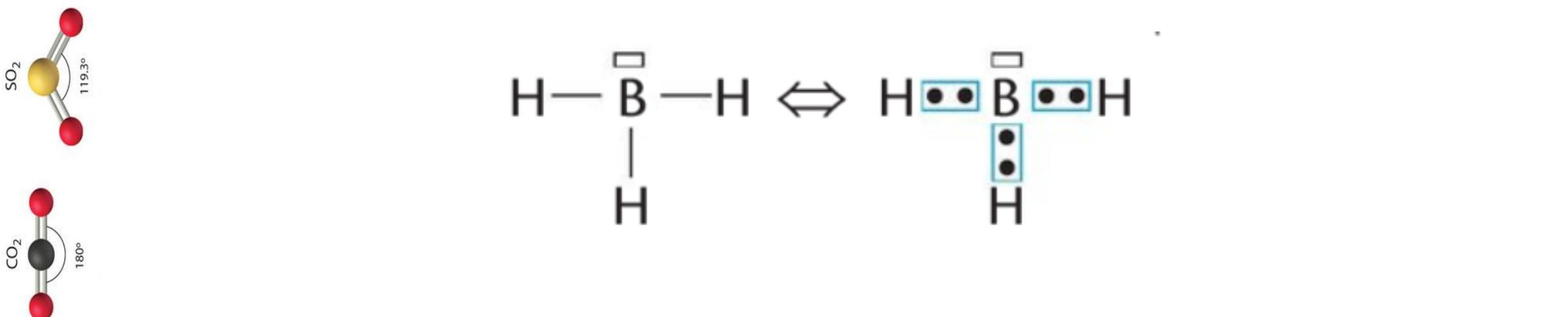


# 5 – La lacune électronique

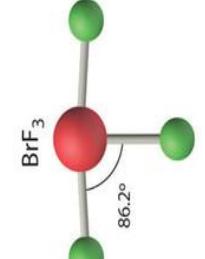


NH<sub>3</sub>: A molecule with a central blue nitrogen atom bonded to three white hydrogen atoms. The bond angle is labeled 106.7°.

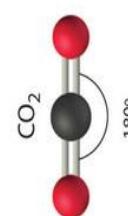
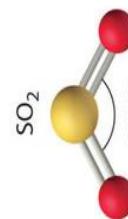
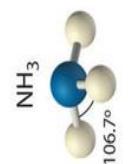
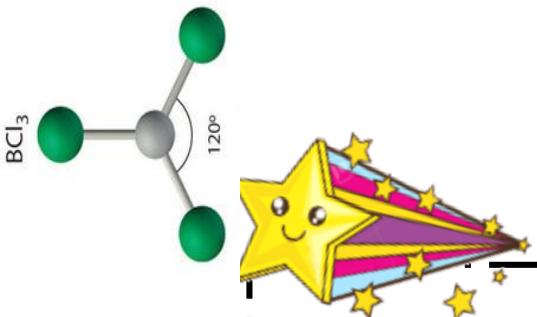
**Exemple :** Dans le borane, de formule BH<sub>3</sub>, le bore (1s<sup>2</sup> **2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup>**) ne forme que trois liaisons covalentes. Il lui manque un doublet d'électrons pour s'entourer de huit électrons et porte donc une lacune électronique :



# 6 – V.S.E.P.R.



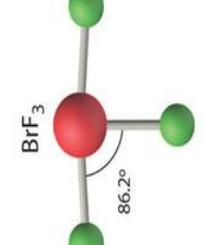
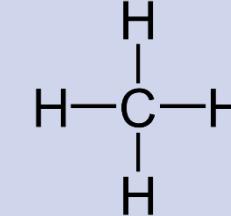
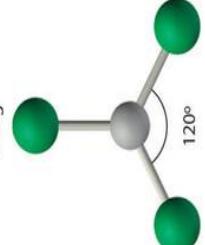
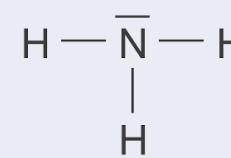
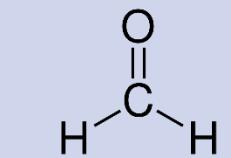
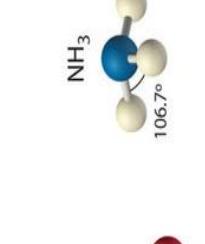
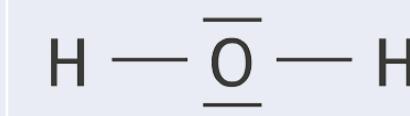
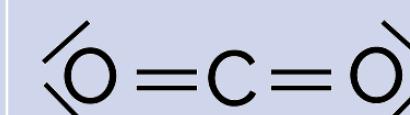
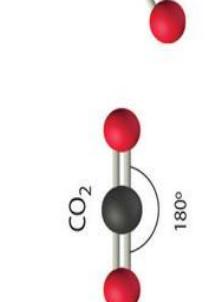
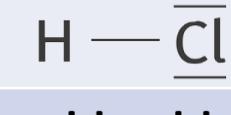
V.S.E.P.R.



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.

**Valence Shell Electron Pair Repulsion**  
« répulsion des paires électroniques de la couche de valence »

Nom	Méthane	Ammoniac	Eau
Formule	$\text{CH}_4$	$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{O}$
Schéma de Lewis			
Modèle			
Géométrie	Tétrédrique	Pyramide à base triangulaire	Coudée

Liaisons différentes	Doublets non-liants	Géométrie	Représentation	Représentation
	4	NON	Tétrédrique	 
	3	OUI	Pyramidale	 
	NON	Triangle plan	Coudée	 
	2	OUI	Linéaire	 
	NON	Linéaire	 	
	1	OUI	 	
	NON	H-H		