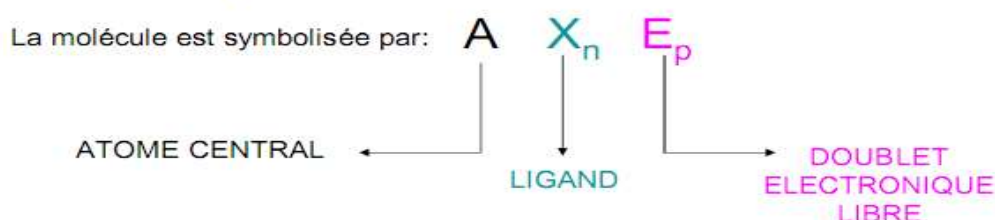



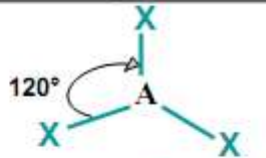
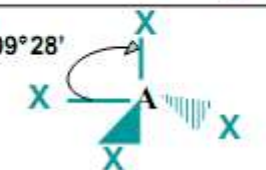
## II.5 Théorie de VSEPR

Elle explique la forme géométrique des espèces chimiques (molécules ou ions) dans l'espace. Elle repose sur la répulsion électrostatique entre les doubles (liants et non liants) entourant un atome centrale. Elle est connue par **VSEPR** (Valence Shell Electron Pair Repulsion). Soit **A** l'atome centrale de la molécule, lié à  $n$  **ligands** (atome ou groupement d'atomes) et éventuellement entouré par  $p$  doublets libres (ou non liants), la formule sera symbolisée par :



Il en résulte que **A** est entouré par  $(n+p)$  doublets, ces  $n$  doublets vont s'éloigner au maximum les uns des autres de façon à minimiser leur énergie de répulsion. On peut alors prévoir, à partir d'un schéma de Lewis, la **GÉOMETRIE** de la molécule

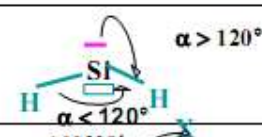
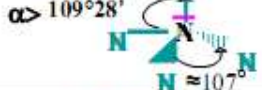
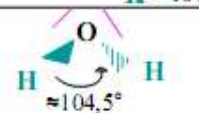
### II.5.1 Géométrie des molécules type $AX_n$

Molécule type	Représentation	Géométrie
$AX_2$		Molécule linéaire ou digonale
$AX_3$		Molécule triangulaire (ou trigonale) plane
$AX_4$		Molécule tétraédrique ou tétragonale

### II.5.2 Géométrie des molécules type $AX_nE_p$

Les règles précédentes s'appliquent mais les angles idéaux sont modifiés à cause de la répulsion des doublets non liants. Dans ce cas on peut prévoir des géométries modifiées.

**Exemples :**

Exemple	Type	n + p	Géométrie	Représentation
$\text{SiH}_2$ (Si: Z = 14)	$\text{AX}_2\text{E}$	3	$\equiv \text{AX}_3$ Molécule triangulaire déformée	
$\text{NH}_3$	$\text{AX}_3\text{E}$	4	$\equiv \text{AX}_4$ Molécule tétraédrique déformée	
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{AX}_2\text{E}_2$			

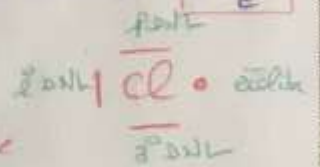
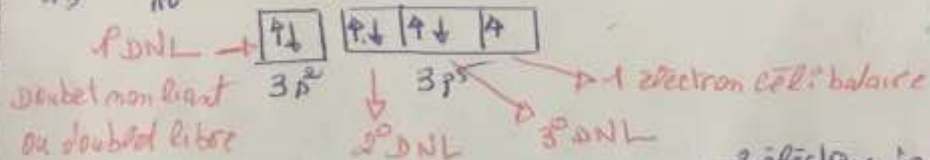
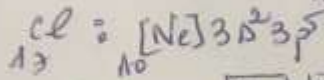
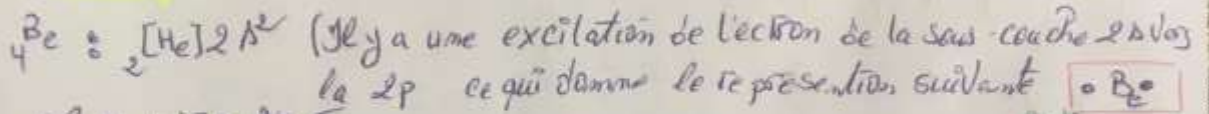
**Remarque :**

Les liaisons multiples sont assimilées à des liaisons simples plus volumineuses

**Exercice 3:** donner la représentation  $\text{AX}_n\text{E}_p$  et la géométrie des molécules données dans l'exercice 2

Détermination de la structure de Lewis et VSEPR de certains molécules et ions

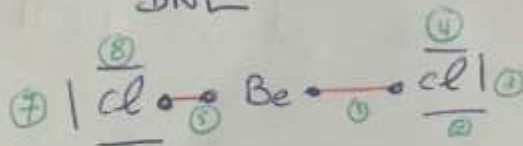
\*  $\text{BeCl}_2$  : cette molécule est constituée d'un atome de Be et 2 de Cl.



$ev = \sum ev_i - Z = 2 + 2 \times 7 - 0$   
 $ev = 16$

$$eV = 16$$

$$PE = \frac{eV}{2} = \frac{16}{2} = 8 \text{ paires électroniques réparties entre liaisons et DNL}$$



⑥ Les 8 paires électroniques sont bien présentes dans la structure finale

\* type  $AX_mE_m$

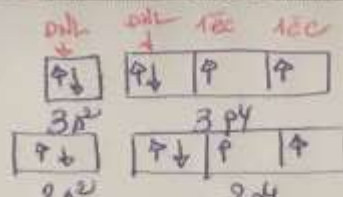
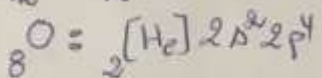
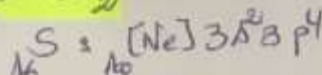
$X$  : groupe d'atome lié à l'atome central  
 $n$  : nombre de groupe d'atome lié à l'atome central  
 $E$  : doublets non liants (DNL) propre à l'atome central  
 $m$  : nombre de DNL propre à l'atome central  
 $A$  : Atome central

et pour  $\text{BeCl}_2$  (Be est l'atome central), on remarque que Be ne contient pas de DNL  $\Rightarrow m=0$  et il est lié à 2 Atomes de Chlore  $\Rightarrow n=2$  donc le type de cette molécule est :

$AX_2 \Rightarrow$  de géométrie linéaire limitée par le schéma  $X-A-X$



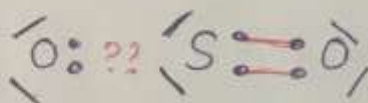
#  $SO_2$



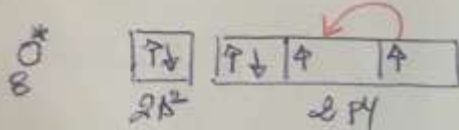
$$eV = \sum eV_i - \frac{1}{2} = 6 + \frac{2 \times 6}{2} - 0 = 18$$

$\chi = 0$  car molécule neutre

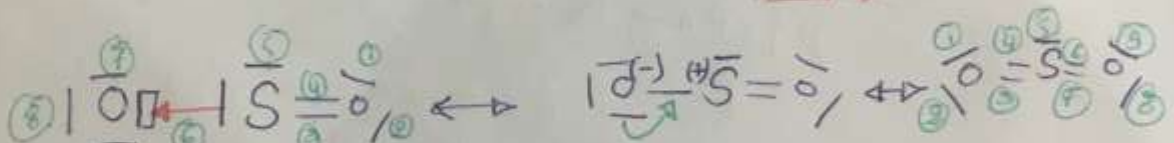
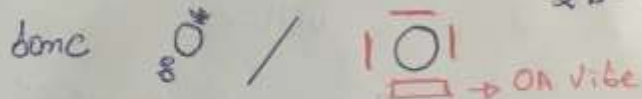
$$PE = \frac{eV}{2} = \frac{18}{2} = 9$$



pour lier le 2<sup>ème</sup> oxygène au S, il faut penser à une liaison double, donc au niveau du 2<sup>ème</sup> oxygène il faut libérer 1 orbital atomique



ce qui donne la représentation



Le soufre ici participe par 6 électrons pour former une liaison double

\* type  $AX_m E_n$  (l'atome central est le S)

S est lié aux deux oxygènes  $\Rightarrow m = 2$

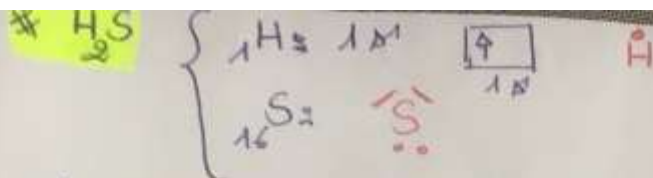
S contient 1 DNL  $\Rightarrow n = 1$

Le type de la molécule est  $AX_2 E_1$  ( $2+1=3 \Rightarrow$  molécule triangulaire déformée à cause

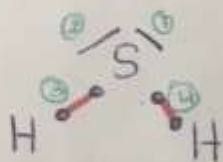
de la présence d'un doublet non liant (DNL), la géométrie de cette molécule est forme V (dite aussi angulaire ou coudée) qui est donnée par le schéma suivant







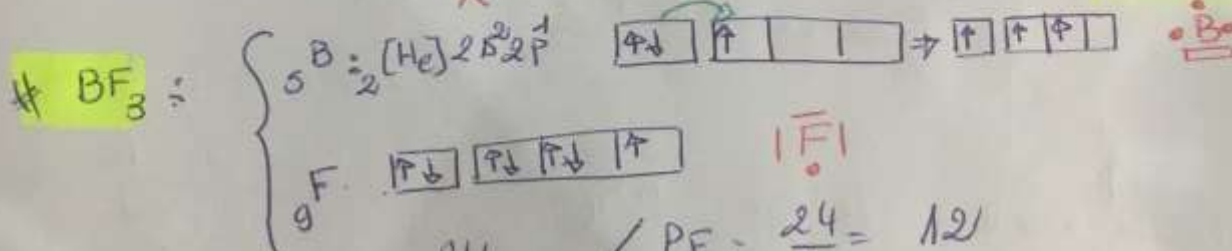
$$ev = 2 \times 1 + 6 - 0 = 8 \quad \Rightarrow \quad PE = \frac{8}{2} = 4$$



Les 4 PE sont bien présent dans cette structure

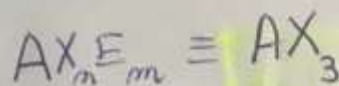
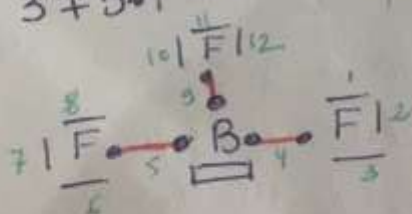
Le S ici est l'atome central, il est lié à 2 hydrogènes, et il possède 2 DNL. Le type de cette molécule est  $AX_2E_2$

$2+2=4 \Rightarrow$  Tétrahédre déformé à cause de la présence des DNL. La géométrie de cette molécule est  $\checkmark$  et elle se présente par le schéma :



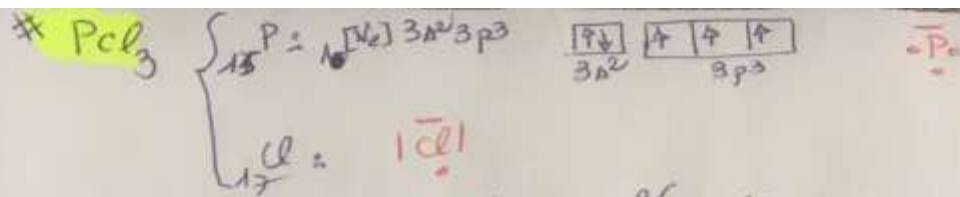
$$ev = 3 + 3 \cdot 7 - 0 = 24$$

$$PE = \frac{24}{2} = 12$$

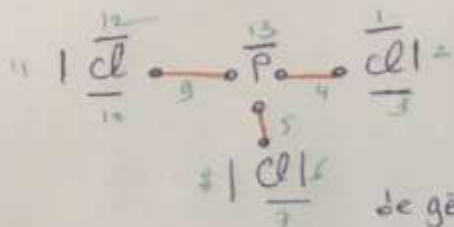


Géométrie triangulaire





$\text{EV} = 5 + 3 \times 7 = 26 \quad / \quad \text{PE} = \frac{26}{2} = 13$

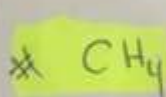


de type  $\text{AX}_3\text{E}_1$

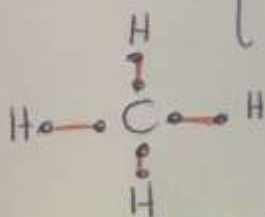
$n + m = 3 + 1 \Rightarrow$  Tétraèdre déformé

de géométrie pyramide à base triangulaire

elle se présente par le schéma



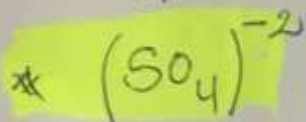
$\left\{ \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{La forme excitée de C est } \cdot\ddot{\text{C}}\cdot \end{array} \right.$



de type

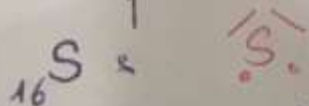
$\text{AX}_4$

Tétraèdre



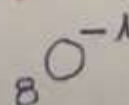
ion / cette molécule a gagnée deux électrons en plus, l'atome le plus électronégatif qui capte l'électron c.à.d. 1 oxygène capte le 1<sup>er</sup> électron un 2<sup>ème</sup> oxygène qui va capter le 2<sup>ème</sup> électron

de ce fait on a les structures de Lewis suivantes.

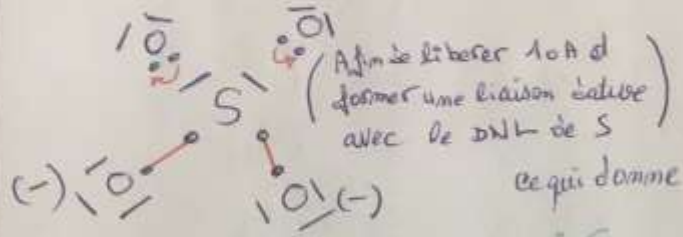
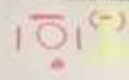
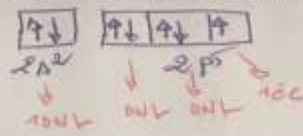


deux oxygène avec la structure

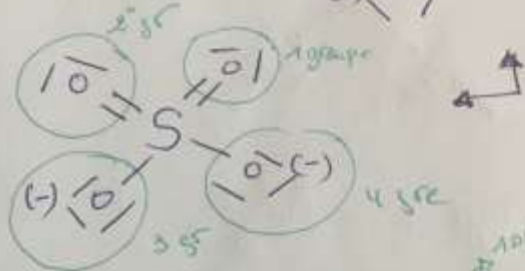
et deux autres oxygènes de structure



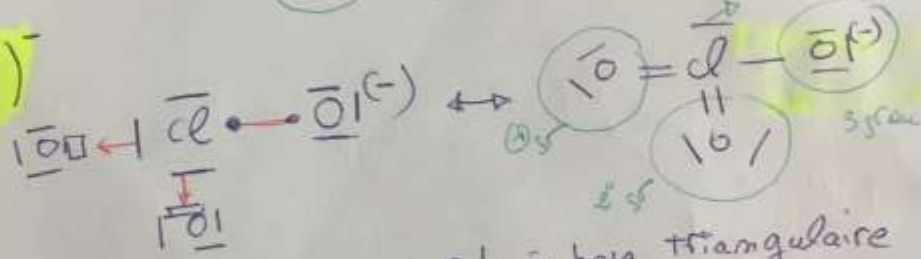
$O^{-1}$  a  $[He] 2s^2 2p^5$   
Il possède 8 électrons



Type:  $AX_4$   
Tétraèdre



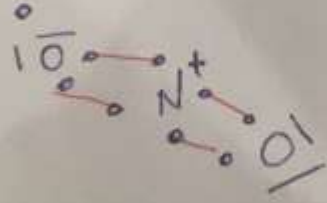
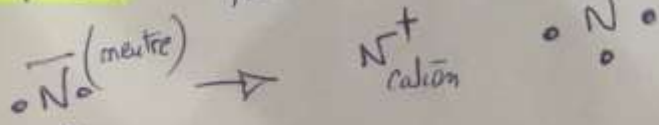
\*  $(ClO_3)^-$



Type:  $AX_3E_1$   $\Rightarrow$  Pyramide à base triangulaire

\*  $(NO_2)^+$

Le plus électropositif qui perd l'électron  $\Rightarrow N$  perd un électron

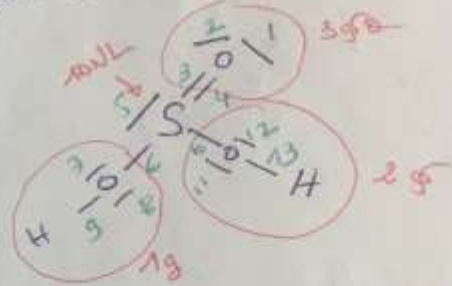
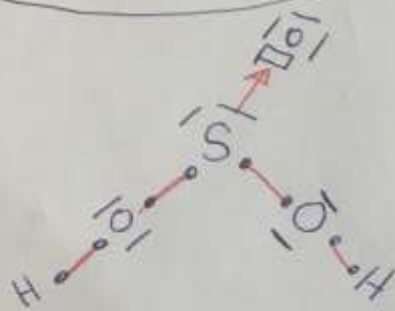


de type  $AX_2$  de géométrie linéaire



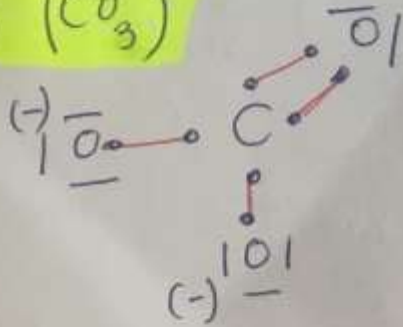
\*  $\text{HSO}_3^-$

(Acide de Lewis, on commence toujours à lier des hydrogènes aux oxygènes après on lie les électrons à l'atome central)



le type :  $\text{AX}_3\text{E}_1 \Rightarrow$  Pyramide à base triangulaire

\*  $(\text{CO}_3)^{2-}$



de type  $\text{AX}_3$  : Triangulaire