

## ***Corrigé de la série N°3***

### ***Liaison chimique***

#### **Exercice N°1**

Sur la base de l'électronégativité, déterminer parmi les liaisons suivantes celles qui sont ioniques et celles qui sont covalentes :

**N-H ; NaCl ; S-H ; CaO ; H-F ; KF ; C-F ; F-F ; P-Cl**

On donne les électronégativités :

H = 2,2 ; N = 3,0 ; O = 3,5 ; Na = 0,9 ; S = 2,5 ; Cl = 3,16 ; Ca = 1,0 ; P = 2,19 ; F = 4 ; C = 2,5 ; K = 0,82

Rép. Pour chaque liaison, on calcule la différence entre les électronégativités des deux éléments.

- Si  $\Delta\chi \leq 0.4$ , la liaison chimique est covalente pure. (F-F)
- Si  $\Delta\chi \geq 1.7$ , la liaison chimique est ionique pure. (NaCl ; CaO ; KF)
- Si  $0.4 \leq \Delta\chi \leq 1.7$ , la liaison chimique est covalente à caractère ionique partiel (N-H ; S-H ; H-F ; C-F ; P-Cl)

#### **Exercice N° 2**

1- Représenter selon Lewis les molécules et les ions moléculaires suivants :

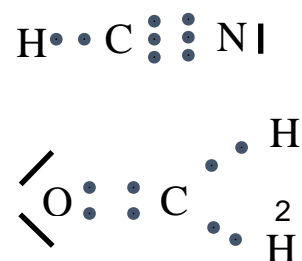
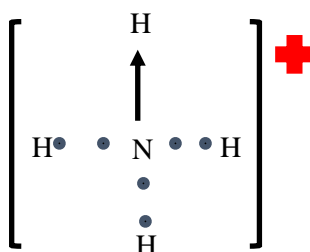
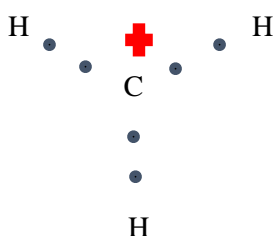
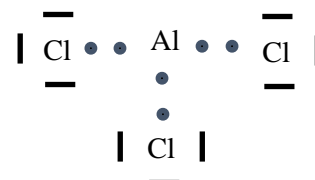
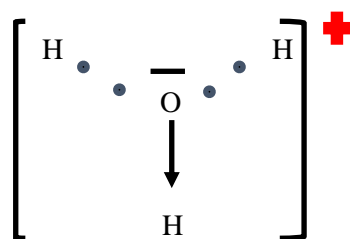
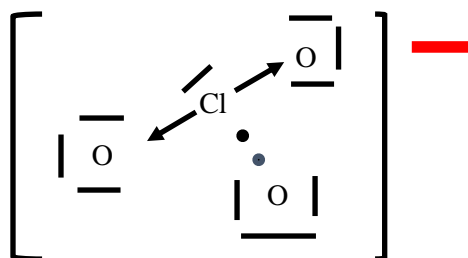
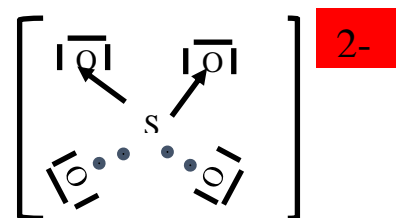
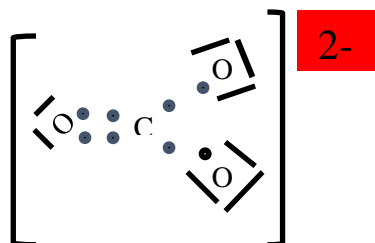
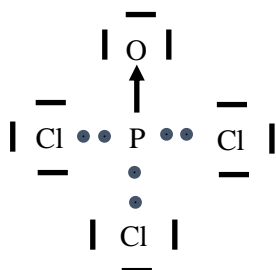
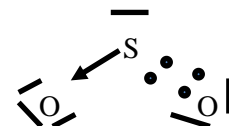
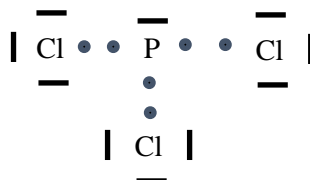
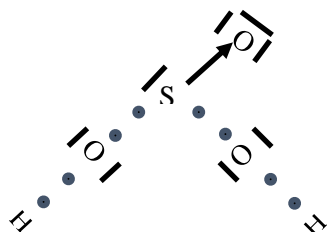
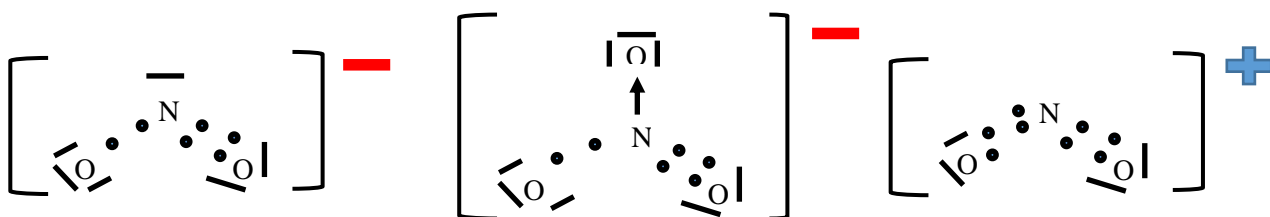
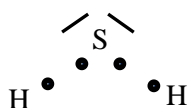
**H<sub>2</sub>S ; PCl<sub>3</sub> ; SO<sub>2</sub> ; (SO<sub>4</sub>)<sup>2-</sup> ; (ClO<sub>3</sub>)<sup>-</sup> ; (NO<sub>2</sub>)<sup>+</sup> ; (NO<sub>2</sub>)<sup>-</sup> ; H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> ; (CO<sub>3</sub>)<sup>2-</sup> ; HCN ; AlCl<sub>3</sub> ; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ; OCH<sub>2</sub> ; POCl<sub>3</sub> ; NO<sub>3</sub><sup>-</sup> ; CH<sub>3</sub><sup>+</sup>.**

Rép.

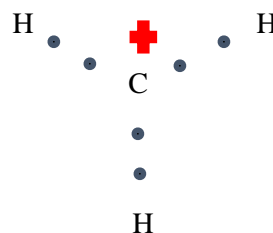
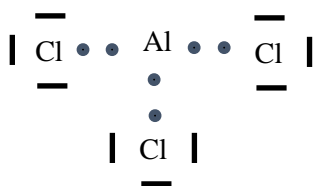
Pour dessiner un diagramme de Lewis d'une molécule ou d'un ion il faut :

- D'abord repérer l'atome central puis l'entourer de manière symétrique par ses électrons de valence,
- Ensuite disposer de manière symétrique les autres atomes autour de l'atome central ; chaque atome doit être entouré de ses électrons de valence de telle façon à suggérer la formation des différentes liaisons avec l'atome central.
- Il est bien entendu qu'un travail en amont est nécessaire : à partir du numéro atomique Z d'un atome donné on écrit la configuration électronique (Règle de Klechkovsky) et on en déduit le nombre d'électrons de valence.

# Structures de Lewis



2- Quels sont parmi ces composés ceux qui ne respectent pas la règle de l'Octet ?



Dans  $\text{AlCl}_3$  Al est entouré par 6 électrons seulement, la règle de l'octet n'est pas respectée car Al appartient au groupe IIIA.

L'atome de carbone du carbocation  $\text{CH}_3^+$  est entouré par 6 électrons car le carbone n'a participé à la formation du carbocation que par 3 électrons. La charge + sur le carbone montre que C a perdu 1 électron.

2- En utilisant la théorie de répulsion des paires électroniques des couches de valence (VSEPR) ou théorie de Gillespie, déterminez :

- L'état d'hybridation de l'atome central de chaque molécule et de chaque ion.
- Le type  $\text{AX}_n\text{E}_m$  et l'arrangement spatial et la géométrie de chaque molécule et ion.

On donne :  $1\text{H}$  ;  $5\text{B}$  ;  $6\text{C}$  ;  $7\text{N}$  ;  $8\text{O}$  ;  $9\text{F}$  ;  $15\text{P}$  ;  $16\text{S}$  ;  $17\text{Cl}$

Rép.

L'état d'hybridation de l'atome central est déterminé par le nombre total de liaisons  $\sigma$  (sigma) et de doublets non liants (DNL)

$\text{H}_2\text{S}$  ;  $\text{PCl}_3$  ;  $\text{SO}_2$  ;  $(\text{SO}_4)^{2-}$  ;  $(\text{ClO}_3)^-$  ;  $(\text{NO}_2)^+$  ;  $(\text{NO}_2)^-$  ;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  ;  $(\text{CO}_3)^{2-}$  ;  $\text{HCN}$  ;  $\text{AlCl}_3$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{NH}_4^+$  ;  $\text{OCH}_2$  ;  $\text{POCl}_3$  ;  $\text{NO}_3^-$  ;  $\text{CH}_3^+$ .

Molécule ou ion	Nombre de $\sigma$	Nombre de DNL	Nombre total	Type d'hybridation	$\text{AX}_n\text{E}_m$	Arrangement spatial (Figure de répulsion)	Géométrie
$\text{H}_2\text{S}$	2	2	4	$\text{sp}^3$	$\text{AX}_2\text{E}_2$	Tétraèdre	En forme de V ( $<109.5^\circ$ )
$\text{PCl}_3$	3	1	4	$\text{sp}^3$	$\text{AX}_3\text{E}_1$	Tétraèdre	Pyramide à base triangulaire
$\text{SO}_2$	2	1	3	$\text{sp}^2$	$\text{AX}_2\text{E}_1$	trigonale	En forme de V ( $<120^\circ$ )

$(\text{SO}_4)^{2-}$	4	0	4	$\text{sp}^3$	$\text{AX}_4\text{E}_0$	Tétraèdre	Tétraédrique
$(\text{ClO}_3)^-$	3	1	4	$\text{sp}^3$	$\text{AX}_3\text{E}_1$	Tétraèdre	Pyramide à base triangulaire
$(\text{NO}_2)^+$	2	0	2	$\text{sp}$	$\text{AX}_2\text{E}_0$	linéaire	linéaire
$(\text{NO}_2)^-$	2	1	3	$\text{sp}^2$	$\text{AX}_2\text{E}_1$	trigonale	En forme de V(<120°)
$\text{H}_2\text{SO}_3$	3	1	4	$\text{sp}^3$	$\text{AX}_3\text{E}_1$	Tétraèdre	Pyramide à base triangulaire
$(\text{CO}_3)^{2-}$	3	0	3	$\text{sp}^2$	$\text{AX}_3\text{E}_0$	Trigonale	Trigonale plane
$\text{HCN}$	2	0	2	$\text{sp}$	$\text{AX}_2\text{E}_0$	linéaire	linéaire
$\text{AlCl}_3$	3	0	3	$\text{sp}^2$	$\text{AX}_3\text{E}_0$	Trigonale	Trigonale plane
$\text{H}_3\text{O}^+$	3	1	4	$\text{sp}^3$	$\text{AX}_3\text{E}_1$	Tétraèdre	Pyramide à base triangulaire
$\text{NH}_4^+$	4	0	4	$\text{sp}^3$	$\text{AX}_4\text{E}_0$	Tétraèdre	Tétraédrique
$\text{OCH}_2$	3	0	3	$\text{sp}^2$	$\text{AX}_3\text{E}_0$	Trigonale	Trigonale plane
$\text{POCl}_3$	4	0	4	$\text{sp}^3$	$\text{AX}_4\text{E}_0$	Tétraèdre	Tétraédrique
$\text{NO}_3^-$	3	0	3	$\text{sp}^2$	$\text{AX}_3\text{E}_0$	Trigonale	Trigonale plane
$;\text{CH}_3^+$	3	0	3	$\text{sp}^2$	$\text{AX}_3\text{E}_0$	Trigonale	Trigonale plane

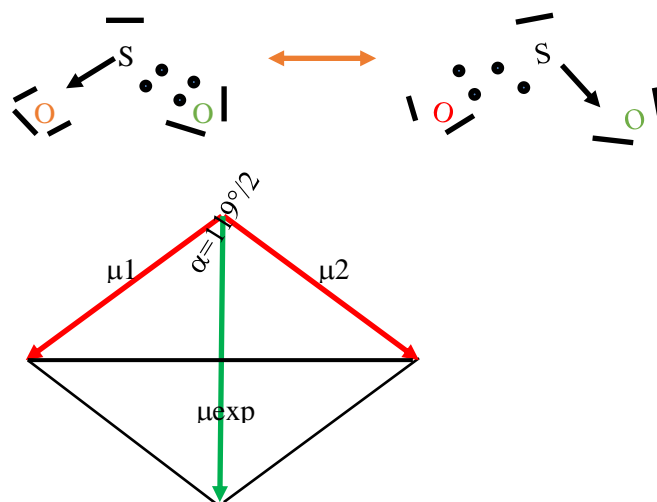
On donne :  ${}_1\text{H}$  ;  ${}_5\text{B}$  ;  ${}_6\text{C}$  ;  ${}_7\text{N}$  ;  ${}_8\text{O}$  ;  ${}_9\text{F}$  ;  ${}_{15}\text{P}$  ;  ${}_{16}\text{S}$  ;  ${}_{17}\text{Cl}$

### Exercice N°3

L'angle entre les deux liaisons dans  $\text{SO}_2$  est de  $119^\circ$  et le moment dipolaire mesuré de la molécule est de 1,65 D.

- a- Donner la structure de Lewis de  $\text{SO}_2$  et montrer qu'on peut la décrire par deux structures mésomères

Rép.



Les deux liaisons S-O de l'hybride de résonance sont égales  $\Rightarrow$  le parallélogramme est un losange. Les deux diagonales sont perpendiculaires et se coupent en leurs milieux. Elles sont aussi bissectrices des angles aux sommets.

Par conséquent :

$$\cos\left(\frac{119}{2}\right) = \frac{\mu_{exp}/2}{\mu_1}$$

$$\mu_1 = \frac{1.65/2}{\cos\left(\frac{119}{2}\right)}$$

$$\mu_1 = \frac{\mu_{exp}/2}{\cos\left(\frac{119}{2}\right)}$$

$$\mu_1 = 1.62 \text{ D}$$

- b- Calculer le pourcentage ionique des liaisons S=O, sachant que la longueur de la liaison vaut 1,43Å.

$$\mu_1 = q * l$$

$$q = \frac{\mu_1}{l}$$

$$q = \frac{1.62 * 3.33 \cdot 10^{-30}}{1.43 * 10^{-10}}$$

$$q = 3.77 \cdot 10^{-20} \text{ C}$$

Le pourcentage ionique P de la liaison S-O est :

$$P = \frac{3.77 \cdot 10^{-20}}{1.602 \cdot 10^{-19}}$$

$$P = 0.2356$$

$$P = 0.2356 * \frac{100}{100} = \frac{23.56}{100} = 23.56\%$$

c- Calculer les charges partielles portées par chaque atome.

O est plus électronégatif que S. La charge partielle portée par O est négative et vaut  $-3.77 \cdot 10^{-20} \text{ C}$ . La charge portée par le soufre est positive et vaut  $+2 * 3.77 \cdot 10^{-20} \text{ C}$ .

#### Exercice N°4

La molécule d'eau a un moment dipolaire égal à 1,87D, tandis que la molécule de CO<sub>2</sub> a un moment dipolaire nul. Que peut-on en conclure sur la géométrie respective des deux molécules ?

Rép.

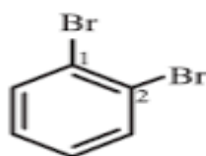
Les deux molécules sont constituées de 3 atomes chacune. Elles sont soit linéaires soit coudées (en V).

CO<sub>2</sub>, qui a un moment dipolaire nul, est donc linéaire car les deux moments dipolaires des deux liaisons sont diamétralement opposés.

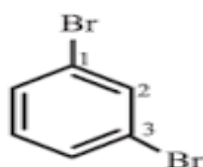
H<sub>2</sub>O de moment dipolaire non nul est donc coudée.

#### Exercice N°5

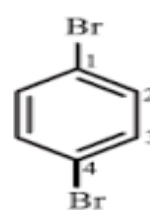
Représenter l'orientation du moment dipolaire et comparer la polarité des trois isomères du dibromobenzène



(a)

1,2-Dibromo-  
benzene

(b)

1,3-Dibromo-  
benzene

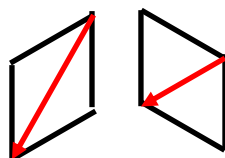
(c)

1,4-Dibromo-  
benzene**Rép.**

Dans le 1,2-dibromobenzène, les deux vecteurs moments dipolaires forment un angle de  $60^\circ$ .

Dans le 1,3-dibromobenzène, les deux vecteurs moments dipolaires forment un angle de  $120^\circ$ .

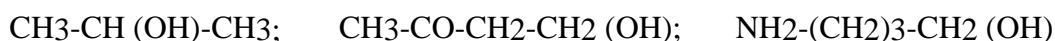
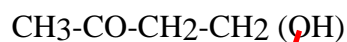
Dans le 1,4-dibromobenzène, les deux vecteurs moments dipolaires forment un angle de  $180^\circ$ .  
Leur résultante est nulle.



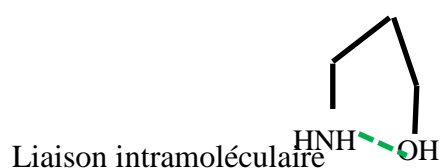
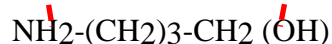
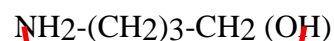
La molécule la plus polaire est celle qui a le moment dipolaire le plus grand. 1,2-dibromobenzène est plus polaire que le 1,3-dibromobenzène. Le 1,4-dibromobenzène n'est pas polaire (apolaire).

**Exercice N°6**

a- Représenter les liaisons hydrogène intra ou inter moléculaires dans les composés suivants :

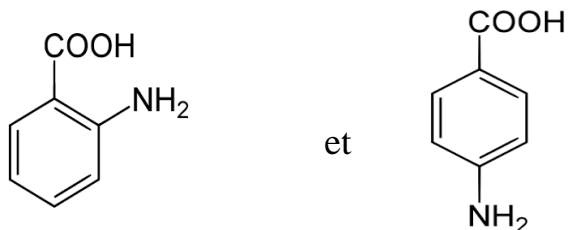
**Rép.**

Liaisons intermoléculaires



b- Expliquer les différences de températures d'ébullition des paires de molécules suivantes :

Rép. Pour deux molécules de structure et de masse atomique voisines, la température d'ébullition augmente avec l'augmentation du nombre de liaisons intermoléculaires. Il y a moins de liaisons intermoléculaires dans une molécule avec liaisons intramoléculaires que dans une molécule sans liaisons intramoléculaires.





$T_{eb}=250^{\circ}\text{C}$  $T_{eb}=340^{\circ}\text{C}$  $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$  ( $T_{eb}=7,4^{\circ}\text{C}$ ) et  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$  ( $T_{eb}=48^{\circ}\text{C}$ )

**Rép.** La liaison hydrogène du propane-1-ol rend sa température d'ébullition supérieure à celle du

méthoxyéthane où la liaison hydrogène est absente.