



***Exercice II-1 : Structures de Lewis de molécules simples***

***Énoncé***

Ecrire les formules de Lewis des composés suivants en indiquant la géométrie des molécules :

chlorure d'iode  $\text{ICl}$  ;

tribromure de bore  $\text{BBr}_3$  ;

tétrachlorométhane  $\text{CCl}_4$  ;

chlorure de sulfonyle  $\text{SOCl}_2$  ;

hydroxylamine  $\text{NH}_2\text{OH}$  ;

pentachlorure de phosphore  $\text{PCl}_5$ ,

hexafluorure de soufre  $\text{SF}_6$ .

**Correction :**

Pour résoudre cet exercice il faut connaître le nombre d'électrons de valence apportés par chaque atome ou le numéro de la colonne dans laquelle se situe l'atome qui correspond au nombre d'électrons de valence de cet atome.

- le fluor, F, le chlore, Cl, le brome, Br, et l'iode, I, appartiennent à la famille des halogènes et possèdent chacun 7 électrons de valence ;
- le carbone, C, le silicium, Si, le germanium, Ge et l'étain, Sn, appartiennent à la 4<sup>ième</sup> colonne et possèdent donc chacun 4 électrons de valence ;
- le bore, B, l'aluminium, Al, appartiennent à la 3<sup>ième</sup> colonne et possèdent chacun 3 électrons de valence ;
- l'oxygène, O, le soufre, S appartiennent à la 6<sup>ième</sup> colonne et possèdent donc 6 électrons de valence ;
- l'azote, N, le phosphore, P appartiennent à la 5<sup>ième</sup> colonne et possèdent donc 5 électrons de valence.

Lorsque le nombre d'électrons de valence total est déterminé, on en déduit le nombre de doublets d'électrons à répartir sur chaque atome de telle sorte :

- la règle de l'octet doit être vérifiée pour un maximum d'atomes, notamment pour les atomes de la 2<sup>nde</sup> période, ce qui conduit à écrire un maximum de liaisons chimiques covalentes représentées par un trait (mise en commun de 2 électrons) ;
- il faut faire apparaître un minimum de charges et si possible en accord avec l'électronégativité. L'atome le plus électronégatif portera naturellement une charge négative.

A noter que le phosphore, le soufre... appartenant à la 3<sup>ième</sup> période et de manière générale, les atomes appartenant à la 3<sup>ième</sup> période et période suivante de la classification périodique peuvent être hypervalents c'est-à-dire accepter plus de 4 doublets d'électrons. Ceci ne s'explique pas clairement dans la théorie de Lewis mais dans la théorie des orbitales moléculaires : on fera intervenir les orbitales *d* de ces atomes, proches en énergie des orbitales *s* et *p* dans la combinaison linéaire conduisant aux orbitales moléculaires. Mais ceci dépasse le cadre du programme, toutes filières confondues....

Il faut penser éventuellement à écrire des formes mésomères lorsque cela est nécessaire pour rendre compte de l'équivalence chimique des liaisons covalents.

En ce qui concerne la géométrie de la molécule, il faut appliquer la théorie VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) ou Théorie de Gillespie. Il y a répartition des doublets d'électrons liants ou non liants de telle sorte à minimiser les répulsions électroniques entre ces doublets. Penser que :

- les doublets non liants, proche de l'atome central, génèrent plus de répulsions électrostatiques entre eux que des doublets non liants/liants ou des doublets liants/liants.

Ainsi un système de type :

- AX est linéaire ;
- AX<sub>2</sub> est linéaire ;
- AX<sub>3</sub> est trigonal plan ;
- AX<sub>4</sub> est tétraédrique ;
- AX<sub>5</sub> est bipyramidale à base trigonale ;
- AX<sub>6</sub> est bipyramidale à base tétragonale ;

Lorsqu'il y a un ou plusieurs doublets non liants sur l'atome central, la structure de base est déformée. Ainsi une structure de type :

- AX<sub>3</sub>E est pyramidale à base trigonale (exemple de l'ammoniac, NH<sub>3</sub>) ;
- AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub> est coudée (exemple de l'eau).

On en déduit les structures de Lewis et les géométries des molécules suivantes :

