

## La construction des molécules

(3<sup>ème</sup> partie)

([lien de retour vers le plan du texte complet de présentation de l'hypothèse](#))

([lien vers la 1<sup>ère</sup> partie de la construction des molécules](#))

([lien vers la 2<sup>ème</sup> partie de la construction des molécules](#))

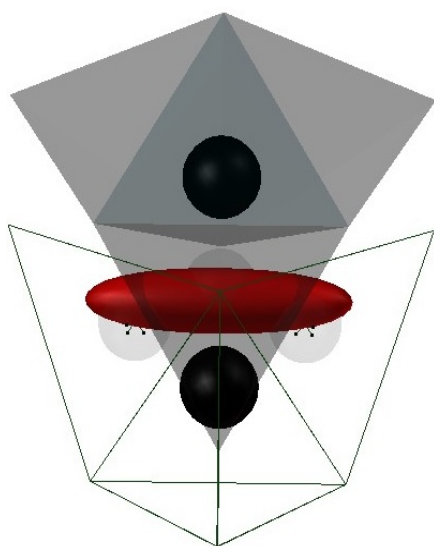
### 7- liaisons asymétriques avec un nombre impaire d'électrons de valence :

Dans le cas de liaisons asymétriques, par exemple quand deux électrons d'un atome se lient avec un seul électron de l'autre, une difficulté apparaît pour utiliser les classiques structures de LEWIS.

Aucune formule de liaison n'est alors satisfaisante, et la théorie usuelle dit que la molécule est un hybride de plusieurs formules différentes qui sont toutes simultanément vraies. C'est une explication qui a le mérite d'exister, mais dont on devine mal la réalité concrète qu'elle décrit.

Dans le cadre de notre hypothèse et du rôle prépondérant des protons tétraédriques dans la liaison moléculaire, il n'y a aucune difficulté à concevoir que le proton d'un atome s'enfonce dans le volume de deux protons de l'autre atome, générant ainsi une liaison à laquelle participent trois protons et trois électrons.

C'est notamment ce qui est proposé pour expliquer la molécule de benzène  $C_6H_6$ , cet assemblage par trois étant répété six fois pour générer une molécule au caractère cyclique et de forme globalement hexagonale.

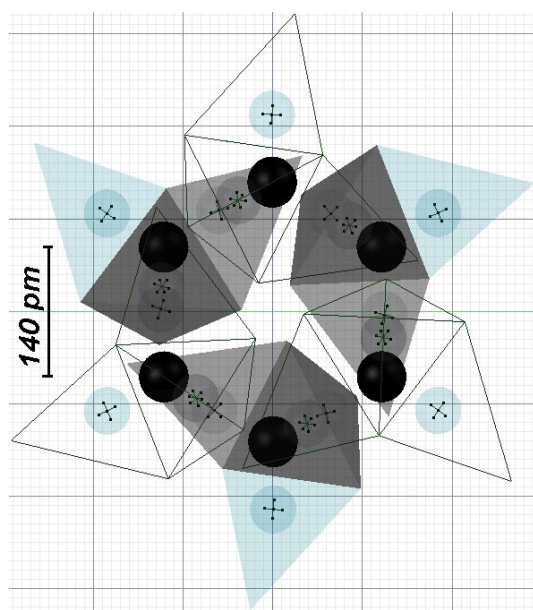
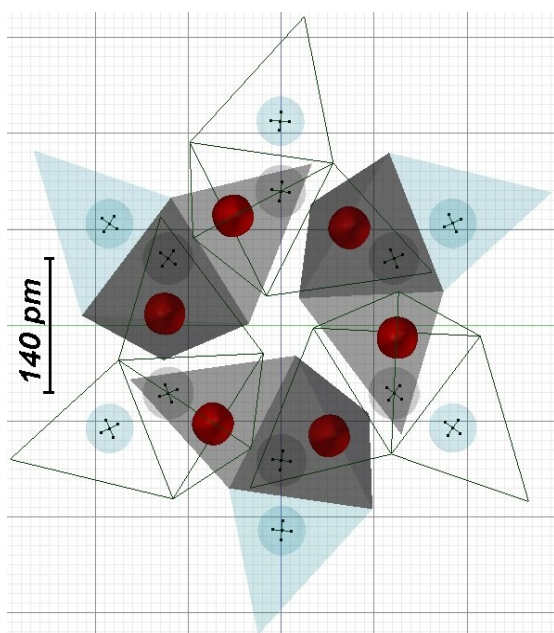


Sur la vue ci-contre, on a isolé deux atomes de carbone pour montrer l'unité de base de la molécule. En grisé translucide, on a représenté les trois sphères électriques qui vont s'engager dans la liaison, une pour l'atome du haut et deux pour l'atome du bas. Lorsque la liaison moléculaire se réalise, ces trois sphères disparaissent et sont remplacées par le sphéroïde de liaison représenté en rouge opaque. On voit que ce sphéroïde occupe une partie du volume des deux protons de l'atome du bas, et qu'il « embroche » au passage l'un des pieds du carbone du haut.

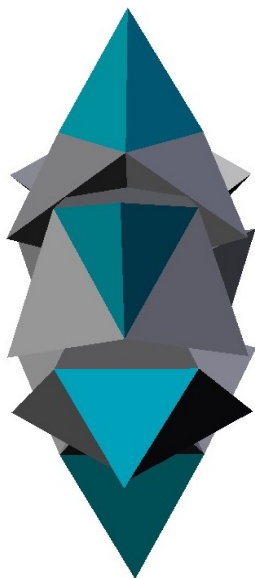
Pour obtenir la molécule de benzène à partir de cet assemblage, il faut le faire pivoter de  $90^\circ$  afin que le sphéroïde soit vu par son bout, faire pivoter un peu les deux atomes autour de l'axe du sphéroïde pour que la molécule puisse se boucler, répéter l'assemblage en utilisant cette fois deux protons de l'atome du haut et un seul pour l'atome du bas, répéter six fois ce processus, puis enfin, lier un atome d'hydrogène à la quatrième liaison toujours disponible de chaque atome de carbone.

Rien n'empêche, d'ailleurs, de basculer un peu les six atomes de carbone, ce qui permet que ce principe d'assemblage, répété de nombreuses fois, construise alors des tubes ou des boules, nanotubes de carbone ou molécule en boule  $C_{60}$ .

Sur le plan de gauche de la molécule, on a fait ressortir, en rouge, la position des six sphéroïdes de liaison, tandis que sur le plan de droite on a fait ressortir, en noir, les sphères électriques centrales de chacun des six atomes de carbone. En bleu ciel translucide, les sphères électriques de la liaison des six atomes d'hydrogène. La présence de l'hydrogène est figuré par des faces en bleu pour les protons concernés, du moins lorsqu'ils ne sont pas dessinés en filaire.



**Benzène  $C_6H_6$ , selon notre hypothèse - ci-dessus, vues de dessus avec faces des protons tétraédres transparents ou filaires, ci-après, vues axonométriques avec faces des protons tétraédres opaques**



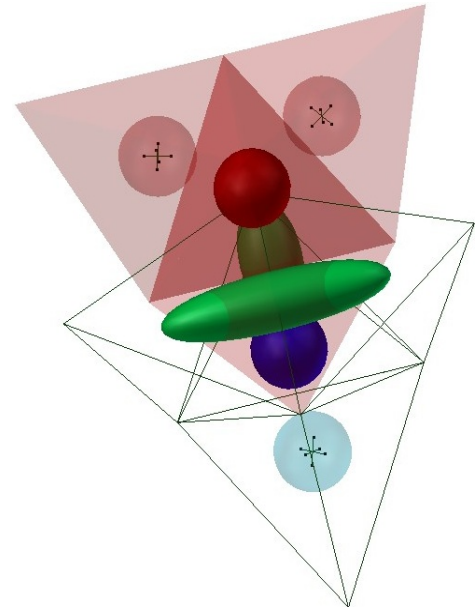
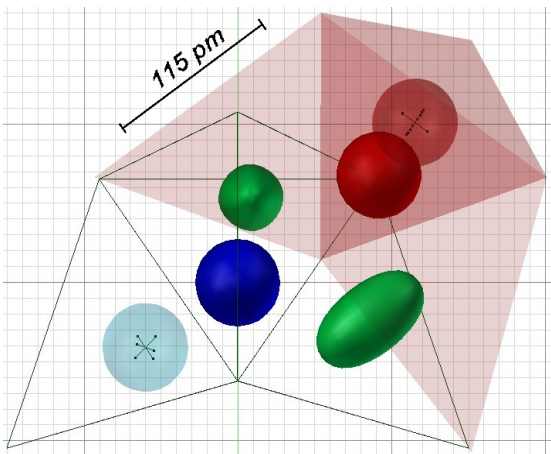
Un autre cas de liaison asymétrique, maintenant, le monoxyde d'azote NO.

L'azote possède trois liaisons disponibles, l'oxygène en possède deux. La molécule de monoxyde d'azote, telle qu'on la propose, satisfait complètement ces disponibilités, mais en divisant la liaison moléculaire en deux liaisons inégales qui se produisent en des endroits distincts l'un de l'autre :

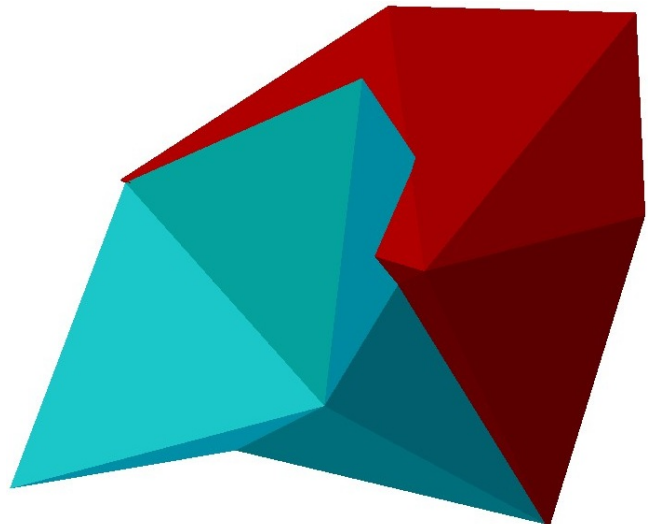
- d'une part, l'un des protons tétraédriques de l'oxygène s'encastre partiellement sur un proton tétraédrique de l'azote, générant avec lui et leurs électrons associés un sphéroïde électrique de liaison qui est figuré en bas à droite, en vert opaque, sur le plan ci-dessous de la molécule (dessin de gauche) ;

- par ailleurs, un autre proton de l'oxygène se met à cheval sur les deux autres protons libres de l'azote, générant avec eux et leurs électrons associés un sphéroïde électrique très allongé qui vient comme embrocher au passage l'atome d'azote entre les deux pieds tétraédriques de l'atome d'oxygène. Sur le plan ci-dessous, ce sphéroïde est, lui aussi, représenté en vert opaque, mais il est vu par son bout, juste au-dessus de la sphère électrique bleue opaque de l'atome d'azote.

Les deux sphéroïdes de liaison ont, en fait, leurs axes qui sont dans des plans perpendiculaires l'un de l'autre, ainsi que le montre la vue axonométrique de la molécule (dessin de droite). Comme sur le plan, l'atome d'azote est représenté sur cette axonométrie en filaire, et celui d'oxygène en faces translucides rouges. Les sphères électriques des protons centraux sont en couleur opaque (bleu pour l'azote, rouge pour l'oxygène), et celles des protons qui ne sont pas engagées dans la liaison moléculaire sont en couleur translucide pâle.



***Monoxyde d'Azote NO selon notre hypothèse - ci-dessus,  
vue de dessus et axonométrie avec faces des protons tétraédres transparents ou filaires,  
ci-après, vue axonométrique avec faces des protons tétraédres opaques***



Dans le cas, maintenant, de la molécule de dioxyde d'azote NO<sub>2</sub>, on suppose que le second atome d'oxygène « surcharge » l'atome d'azote de liaisons supplémentaires à ses trois liaisons libres normales, mais que l'un des protons de l'azote, que l'on appellera « de tête », reste toujours libre de toute liaison moléculaire.

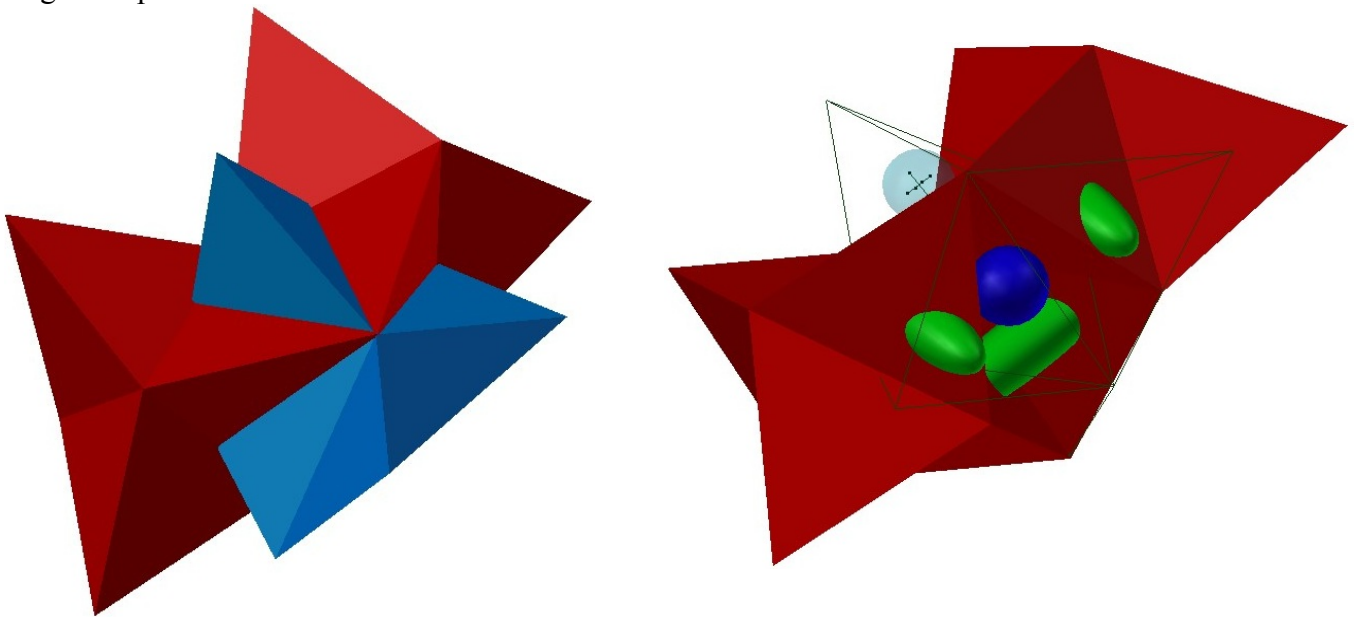
En fait, la molécule du dioxyde d'azote ne serait pas une molécule de monoxyde d'azote sur laquelle un second oxygène s'est branché, mais elle aurait une géométrie basée sur des liaisons différentes de celle du monoxyde, une géométrie dans laquelle les deux atomes d'oxygène jouent un rôle symétrique par rapport à celui d'azote :

- deux protons et leurs électrons, chacun issu de l'un des deux atomes d'oxygène, forment une triple liaison avec un proton de l'azote et son électron, cela sous la forme d'un sphéroïde électrique très allongé qui « embroche » au passage l'atome d'azote (en vert opaque, vers le bas de la vue axonométrique et vers le haut de la vue en plan) ;

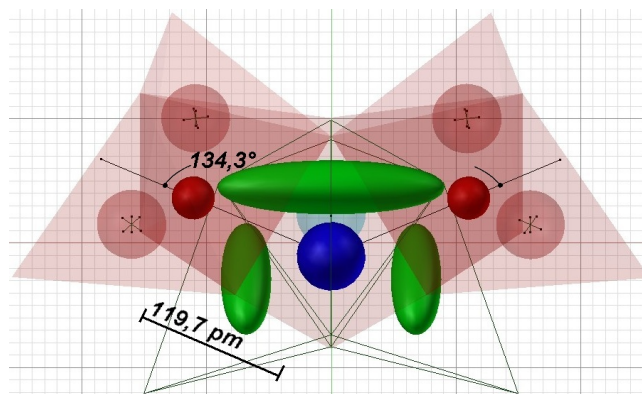
- séparément et symétriquement, un autre proton de chacun des deux atomes d'oxygène pénètre en partie dans le volume d'un autre proton de l'atome d'azote, générant chaque fois un sphéroïde de liaison dont l'axe est perpendiculaire à celui du premier (en vert opaque, également).

Sur les vues suivantes, les mêmes conventions de couleur ont été utilisées que pour le monoxyde d'azote. En particulier, sur la vue axonométrique de droite, la sphère électrique de l'azote qui n'est pas centrale et qui n'est pas engagée dans la liaison moléculaire est en bleu ciel translucide.

Pour obtenir la vue en plan, les centres des sphères électriques centrales des trois atomes ont été considérés dans le plan qu'ils forment en commun, afin de faire apparaître leurs distances et leurs angles respectifs.



***Dioxyde d'Azote NO<sub>2</sub>, selon notre hypothèse - ci-dessus,  
vues axonométriques avec faces des protons tétraèdres opaques ou filaires,  
ci-après, vues en plan avec faces des protons tétraèdres transparents ou filaires***

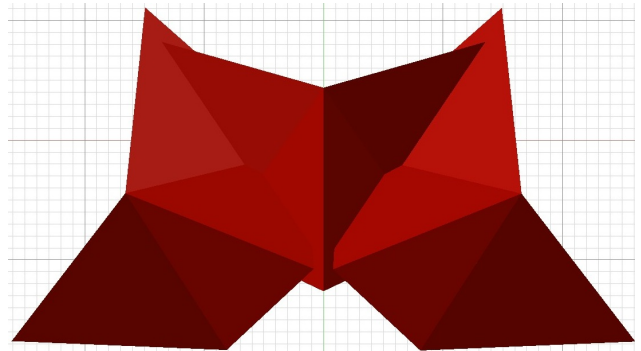
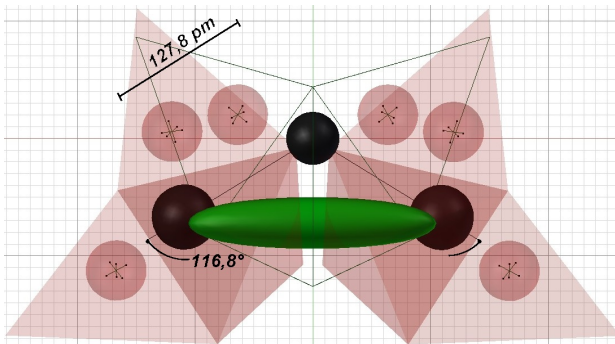


Au chapitre 6, on avait envisagé le dioxygène  $O_2$ .

Lorsque ce sont trois atomes d'oxygène qui se combinent, ils forment une molécule d'ozone  $O_3$  qui ne se construit pas du tout sur le même principe que  $O_2$ .

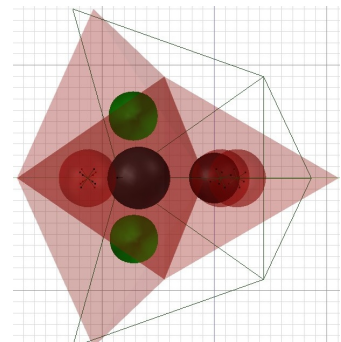
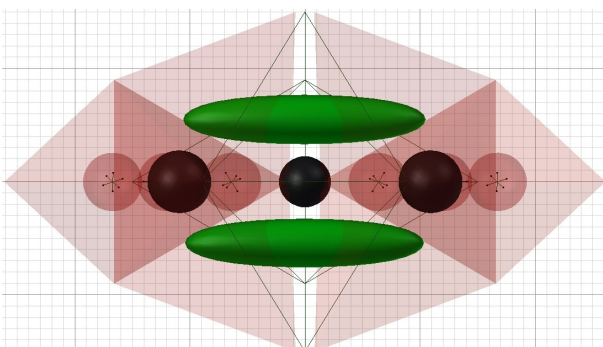
Dans l'ozone, tel du moins qu'on le propose ici, les trois atomes d'oxygène n'ont pas des rôles semblables : l'un se met entre les deux autres (celui représenté en filaire), et chacun de ses protons libres pour une liaison forme, avec les électrons correspondants, un sphéroïde électrique qui l'attache à un proton de chacun des deux autres atomes. La molécule d'ozone ainsi obtenue est donc formée de deux triples liaisons.

Sur les vues en plan, de face et de profil, les sphères électriques centrales des trois atomes d'oxygène sont représentées en noir opaque, celles des protons périphériques non engagées dans la liaison moléculaire sont en rouge pâle translucide, et les deux sphéroïdes électriques qui correspondent, chacun, à une triple liaison sont représentés en vert opaque.



**Ozone  $O_3$  selon notre hypothèses - ci-dessus, vues de dessus avec faces des protons tétraèdres transparents ou filaires, puis avec vues opaques,**

**ci-après, vues de face et de profil avec faces des protons tétraèdres transparents ou filaires**



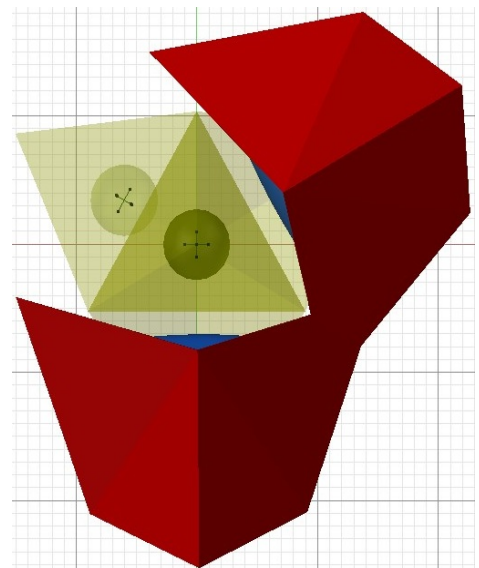
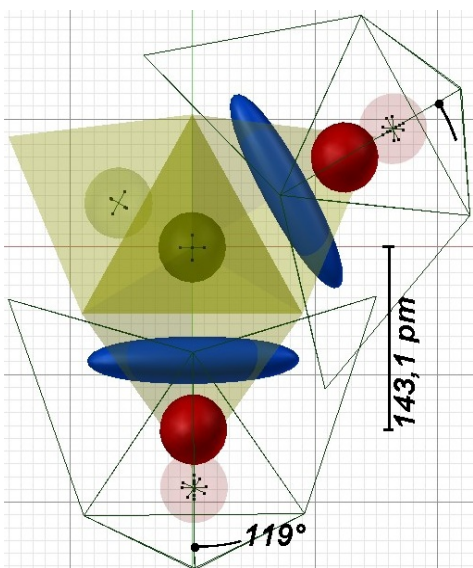
Nous envisageons maintenant les oxydes de soufre.

L'atome de soufre et celui d'oxygène ont chacun deux liaisons disponibles. Ils pourraient donc construire « tranquillement » une molécule de monoxyde de soufre, par exemple en s'associant à égalité comme le font les deux atomes de carbone dans une molécule d'éthylène. Mais l'électronégativité de l'oxygène est sensiblement plus forte que celle du soufre (3,5 pour l'oxygène sur l'échelle de PAULING, contre 2,5 pour le soufre), de telle sorte que l'atome d'oxygène se précipite sur l'un des protons du soufre, s'y installant à cheval pour générer une liaison triple au moyen d'un long sphéroïde de liaison qui « embroche » l'une des liaisons libres du soufre entre les deux liaisons libres de l'oxygène. Un proton et un électron restent donc disponibles pour une autre liaison sur l'atome de soufre, et un second atome d'oxygène s'empresse de faire une seconde liaison triple sur le même modèle.

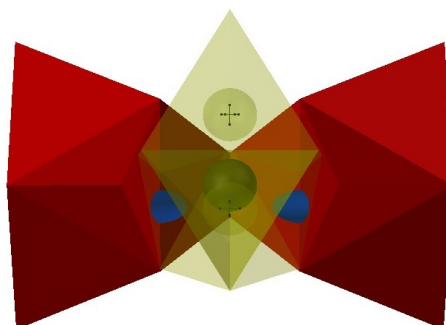
Voilà pourquoi, selon notre hypothèse, le 1er oxyde de soufre stable est le dioxyde de soufre SO<sub>2</sub>, et non pas le monoxyde de soufre SO.

Le monoxyde de soufre existe cependant, uniquement sous forme de gaz instable. Il reste, comme on vient de le suggérer, avec un électron non apparié. Dans la pratique, il se forme en équilibre avec le S<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, lequel résulte du fait que deux atomes de monoxyde de soufre s'emboîtent par leurs protons de soufre restés libres.

On revient au SO<sub>2</sub> et à sa triple liaison qui est donc deux fois répétée. Sur les vues ci-dessous, les deux sphéroïdes électriques qui réalisent ces liaisons sont en bleu opaque, les sphères électriques centrales des atomes d'oxygène sont en rouge opaque, et l'atome de soufre a les faces de ses protons qui sont en jaune verdâtre translucide.



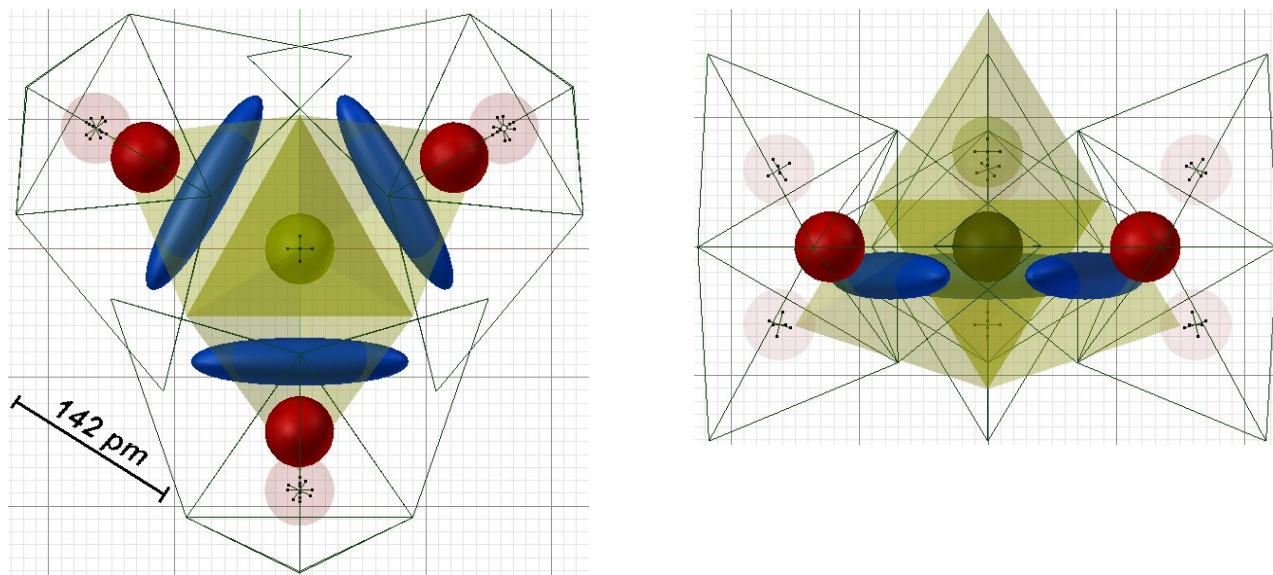
***Dioxyde de soufre SO<sub>2</sub> selon notre hypothèse - ci-dessus, vues de dessus avec faces des protons tétraèdres transparents, filaires ou opaques, ci-après, vue latérale avec faces des protons tétraèdres transparentes ou opaques***



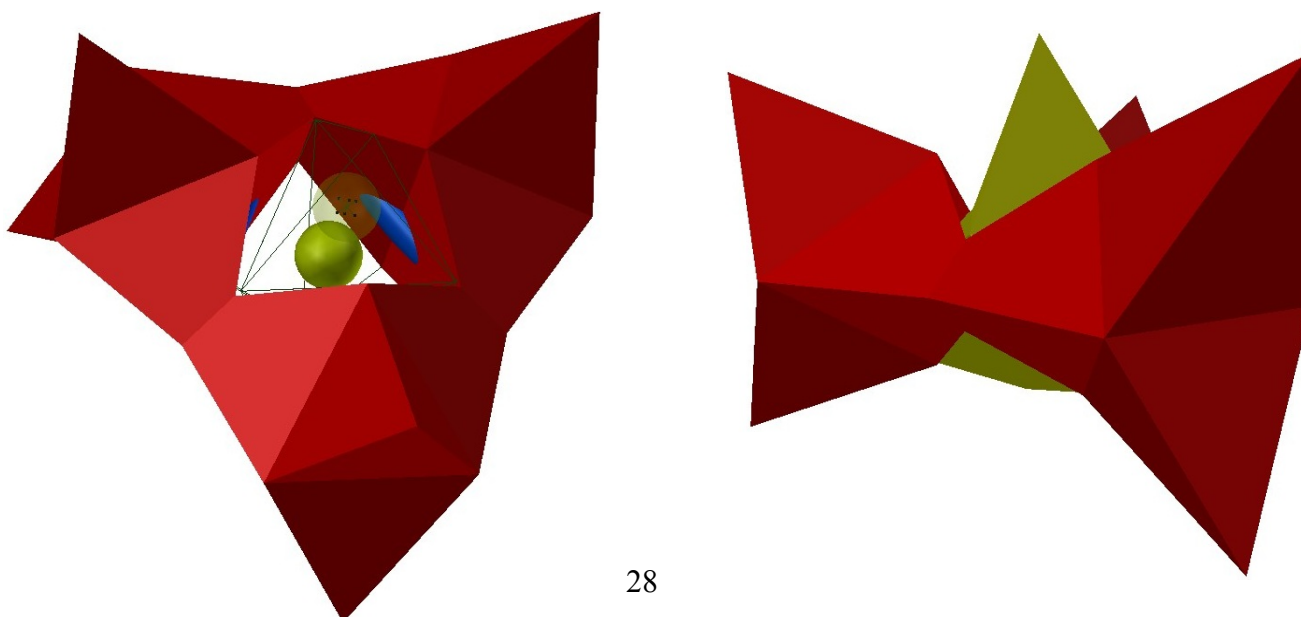
Dans le dioxyde de soufre, il reste deux protons et deux électrons du soufre qui ne sont pas engagés dans la liaison moléculaire. Sur le plan de la molécule que l'on vient de donner, l'un de ces « pieds » libres est situé à côté des deux pieds qui sont pris dans la liaison moléculaire. Quant au troisième proton, qui forme ce que l'on peut qualifier « la tête » de l'atome de soufre, il est situé au-dessus du tétraèdre central de l'atome, ainsi qu'on le voit sur la vue latérale de la molécule.

La tentation est grande de régulariser la figure en créant une liaison identique aux deux autres sur le pied resté libre qui se trouve dans le même plan que les deux pieds déjà liés. La nature ne s'en prive pas, générant ainsi une molécule de trioxyde de soufre  $SO_3$ . Dans le cadre de la théorie classique, cette liaison supplémentaire qui ne respecte pas « la règle de l'octet » pose problème, et on ne sait trop comment la justifier. Ici, elle ne pose pas de problème particulier, puisqu'il suffit de considérer que le sphéroïde électrique qui assure cette 3ème liaison chimique de la molécule est en fait une liaison quadruple : deux protons et deux électrons y sont engagés pour le pied concerné du soufre, et les deux pieds de l'oxygène engagent eux aussi, mais cette fois en cumulant leurs apports, deux protons et deux électrons.

Sur les vues suivantes, les conventions de couleur sont les mêmes que dans le cas précédent du  $SO_2$ .



***Trioxyde de soufre  $SO_3$ , selon notre hypothèse - ci-dessus, vues de dessus et de profil avec faces des protonstétraèdres transparents ou filaires, ci-après, axonométrie et perspective avec faces des protonstétraèdres filaires ou opaques***



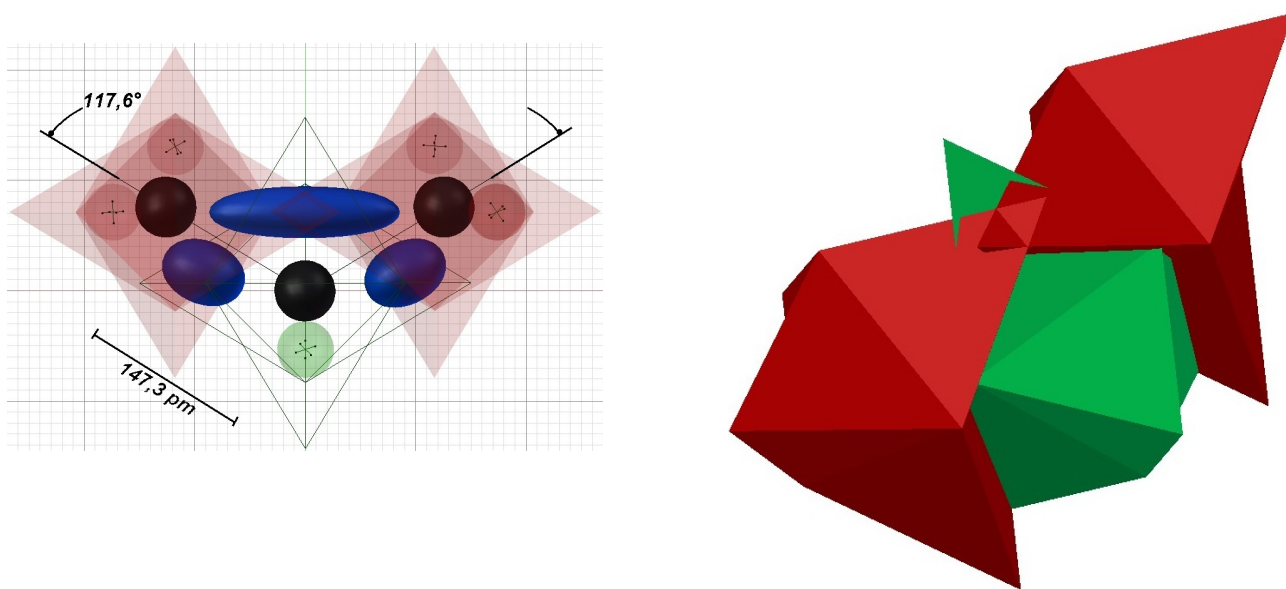
Puisque l'atome de chlore n'a qu'une seule liaison libre, lorsqu'il est oxydé par un seul atome d'oxygène cela donne sans surprise un ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$ . On suppose que l'atome d'oxygène vient complètement y enfoncer l'un de ses deux pieds libres dans la seule liaison libre du chlore, laissant son autre pied toujours libre de liaison, ce qui donne à l'ensemble son caractère ionique.

Lorsque deux atomes d'oxygène se combinent avec un atome de chlore, ils forment cette fois du dioxyde de chlore  $\text{ClO}_2$ .

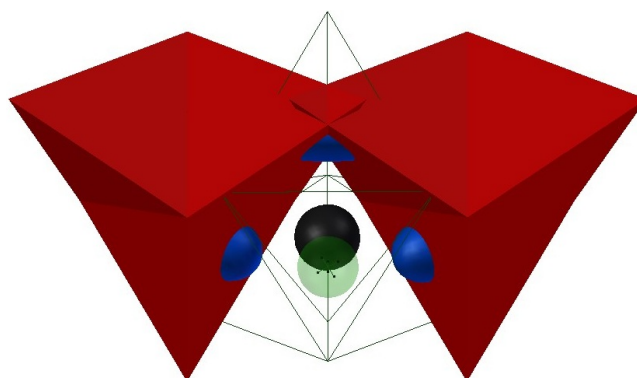
Comme l'atome de chlore dispose au départ d'une liaison chimique disponible qui est plus avide que ses autres protons de se lier à un oxygène, on suppose que la molécule  $\text{ClO}_2$  se forme de façon dissymétrique, la liaison libre du chlore s'assemblant simultanément avec chacun des deux atomes d'oxygène au moyen d'une liaison triple. Pour réaliser cette liaison triple, les deux atomes d'oxygène interpénètrent légèrement les pointes de leurs tétraèdres engagés dans cette liaison.

Outre cette attache sur la liaison libre, et donc principale, du chlore, chaque atome d'oxygène s'encastre dans l'un des autres pieds du chlore. Pour cela, se forme chaque fois une triple liaison (deux protons et deux électrons engagés par le chlore, un proton et un électron engagés par l'oxygène) au moyen d'un sphéroïde électrique moins allongé que celui qui assure la triple liaison principale et qui sert de « pont » entre les deux oxygènes.

Sur les vues suivantes, les trois sphéroïdes de liaison sont en bleu opaque, les sphères électriques centrales des trois atomes sont en noir opaque, et les sphères électriques qui ne servent pas à une des liaisons moléculaires sont en couleur pâle translucide, verte pour le chlore, rouge pour l'oxygène. Les faces des protons de l'oxygène sont en rouge, celles du chlore sont en vert.



**Dioxyde de chlore  $\text{ClO}_2$ , selon notre hypothèse - ci-dessus, vues de dessus avec faces des protons tétraèdres transparents ou filaires et vue axonométrique avec faces opaques, ci-après, axonométrie avec faces des protons tétraèdres filaires ou opaques**





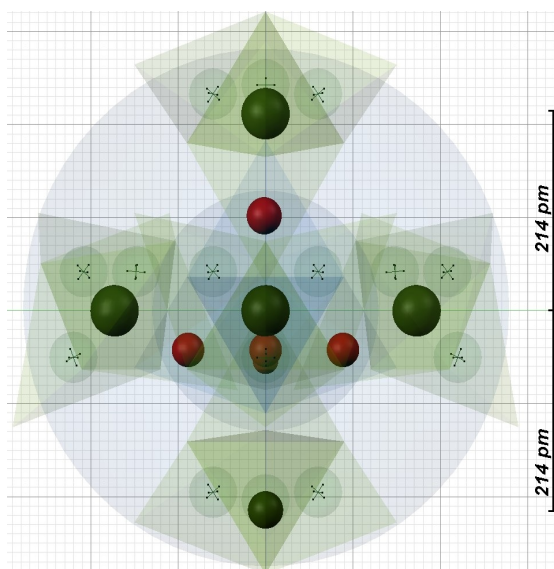
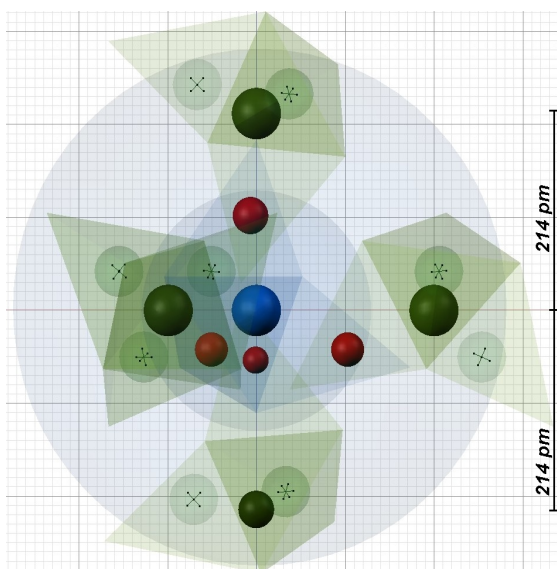
### 8- liaisons bipyramidales à base triangulaire :

Du fait de notre hypothèse sur la forme tétraédrique des atomes, du moins pour ce qui concerne la plupart des atomes des premières périodes du tableau périodique des éléments, il n'y a aucune difficulté pour expliquer la forme tétraédrique complète ou tronquée de bien des molécules.

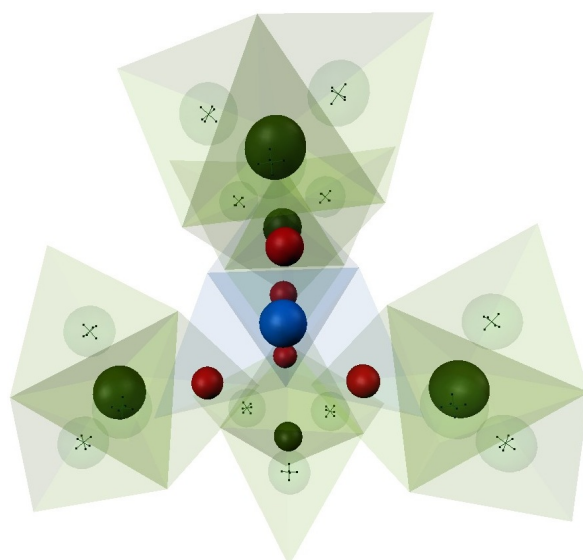
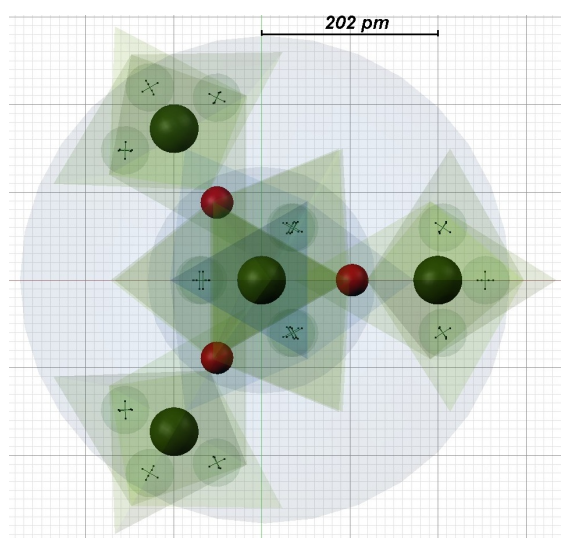
Il n'y a pas non plus de difficulté pour expliquer la forme bipyramidale à base triangulaire de certaines. Il suffit d'imaginer une liaison supplémentaire du côté opposé à la « tête » de l'atome principal, directement assurée par le tétraèdre central de cet atome. Le jeu des répulsions et des attractions respectives établit alors un plan de symétrie pour l'ensemble de la molécule.

C'est notamment ce que l'on imagine pour le pentachlorure de phosphore  $\text{PCl}_5$ .

Sur les images, on a fait figurer des cercles qui représentent les sphères électriques de grande échelle qui cumulent très probablement l'effet des sphères électriques de chacun des tétraèdres élémentaires et qui expliquent la régularité d'ensemble de la molécule. On suppose que de telles sphères, à l'échelle de la molécule entière, existent dans le cas de toutes les molécules, mais, dans les exemples précédents, il n'apparaissait pas utile d'y recourir. Ici, elles semblent jouer un rôle essentiel pour définir l'existence du plan de symétrie médian de la molécule en « remontant » les trois atomes de chlore médian.



**Pentachlorure de Phosphore  $\text{PCl}_5$ , selon notre hypothèse -  
ci-dessus, vues latérales avec faces des protonstétraèdres transparents,  
ci-après, vue de dessus et en perspective avec faces des protonstétraèdres transparents**



Sur les vues précédentes, les cinq sphères électriques qui assurent les liaisons sont en rouge opaque, la sphère électrique centrale du phosphore est en bleu opaque, et celle des cinq atomes de chlore sont en vert opaque. Ce sont les sphères vertes qui, avec la bleue, adoptent la forme bipyramidale. Pour obtenir cette géométrie et maintenir les sphères électriques bien à l'intérieur des tétraèdres des protons, il a été utile de réduire fortement le diamètre de certaines de ces sphères.

---

### **9- liaisons octaédriques ou pyramidales à base carrée :**

Une forme octaédrique ne peut pas être obtenue par l'assemblage de formes élémentaires tétraédriques.

Néanmoins, ce type de forme ne pose pas de problème particulier dans le cas de notre hypothèse. Il suffit de considérer que le montage d'une partie des atomes est « asymétrique », ce dont on a déjà vu de nombreux exemples, notamment dans le cas des oxydes multiples.

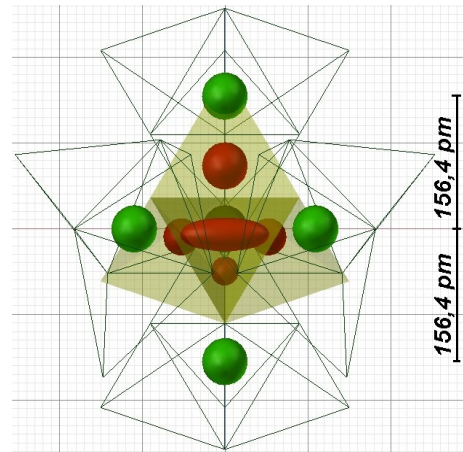
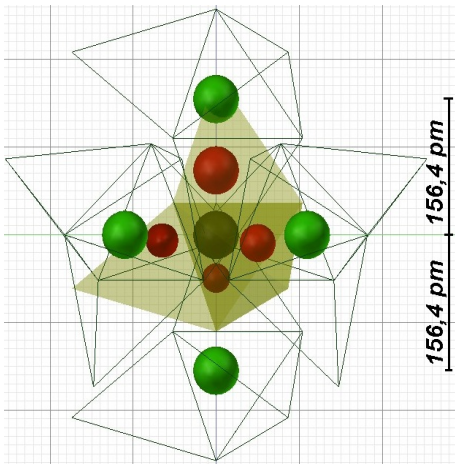
Comme cela se fait classiquement, on va prendre l'exemple de l'hexafluorure de soufre SF<sub>6</sub> pour illustrer le cas d'une molécule octaédrique.

Pour la construire, on fait d'abord comme on l'a fait pour le PCl<sub>5</sub>, ajoutant une liaison « par en-dessous », directement assurée par le tétraèdre central de l'atome de soufre. La perte de l'aspect « triangulaire » est ensuite obtenue par une dissymétrie dans les liaisons qui sont situées dans le plan de symétrie : deux fluors viennent « normalement » s'assembler par l'un de leurs tétraèdres à un tétraèdre du soufre, mais deux autres fluors viennent se raccorder ensemble au même troisième tétraèdre du soufre, cela au moyen d'un sphéroïde électrique qui les attache ensemble.

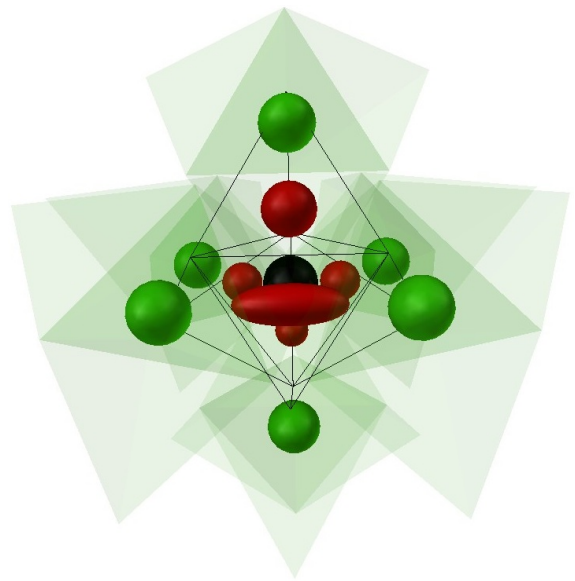
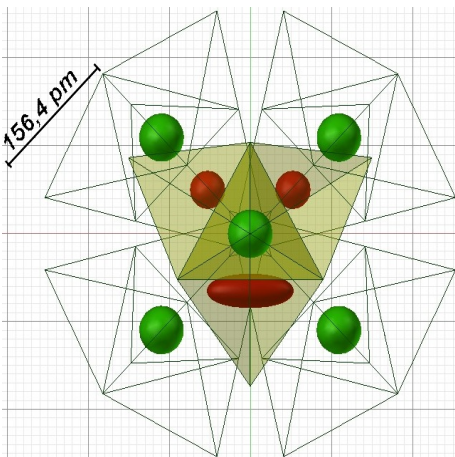
Comme dans le cas du PCl<sub>5</sub>, le jeu des attractions et des répulsions réciproques de toutes les sphères électriques ainsi générées équilibre les distances et les angles entre les divers atomes, créant une symétrie que la seule géométrie des tétraèdres ne peut pas expliquer. Comme dans le cas du PCl<sub>5</sub>, aussi, on suppose qu'existent diverses grandes échelles de sphères électriques et que se sont elles qui sont à l'origine de la régularité et de la symétrie d'ensemble de la forme. Pour ne pas surcharger les figures, ces sphères n'ont pas été représentées.

Sur les vues ci-après, les quatre sphères électriques et le sphéroïde électrique qui assurent les liaisons sont en rouge opaque, la sphère électrique centrale du soufre est en noir opaque (éventuellement éclairci par le vert translucide des faces des tétraèdres), et celle des six atomes de fluor sont en vert opaque. Ce sont les sphères vertes qui, avec la noire, forment une figure octaédrique qui se distingue bien sur la perspective.

Pour être systématique, on a supposé que le fluor situé en-dessous générerait une sphère électrique distincte de celle du tétraèdre central du soufre, mais les figures montrent qu'il est possible que, dans les faits, ces deux sphères n'en fassent qu'une.



**Hexafluorure de soufre SF<sub>6</sub> selon notre hypothèse -  
 ci-dessus, vues latérales avec faces des protonstétraèdres transparents et filaires, ci-après,  
 vue de dessus et en perspective avec faces des protonstétraèdres filaires ou transparents**



À partir du type de construction que l'on vient d'envisager, on peut supprimer l'atome situé « sous » la molécule et obtenir ainsi une structure pyramidale à base carrée.

Si l'on y remplace l'atome de soufre par un atome d'iode, on obtient alors du pentafluorure d'iode

IF<sub>5</sub>.

## **Remarques finales, en guise de conclusion :**

On ne peut pas, dans le cadre de cette présentation, passer en revue toutes les molécules existantes, mais il semble que les exemples que l'on a donnés sont suffisamment caractéristiques pour montrer la pertinence de l'hypothèse des protons tétraédriques pour expliquer la géométrie des molécules.

Dans certains cas, on a même montré que cette hypothèse prédit de façon inévitable certaines propriétés géométriques des molécules que les théories habituelles ne parviennent pas à expliquer, ou qu'elle traite sans difficulté de cas de figures que la théorie habituelle ne parvient pas à intégrer de façon cohérente.

Ainsi en va-t-il dans les développements suivants :

- au chapitre 2, concernant la forme en tétraèdre régulier de la molécule de méthane  $\text{CH}_4$  que la théorie habituelle ne peut pas prédire ;
- au chapitre 3, concernant la conformation éclipsée de la molécule d'éthane dont la théorie habituelle ne sait pas justifier la stabilité spécifique ;
- au chapitre 4, concernant la molécule d'éthylène dont la théorie habituelle ne peut pas prédire le caractère plan ;
- au même chapitre 4, concernant les allènes, tel que le propadiène, dont la théorie habituelle ne peut pas expliquer pourquoi les éléments dits « substituants » sont situés dans des plans perpendiculaires ;
- au chapitre 7, concernant les liaisons asymétriques dont la théorie habituelle ne peut pas proposer de formules pour les décrire et qui doit se contenter de déclarer que plusieurs formules, bien que différentes, sont simultanément vraies.

Par ailleurs, on fait remarquer que l'on utilise toujours les mêmes principes pour expliquer toutes les diverses molécules qui ont été envisagées, alors que la théorie standard est obligée d'avoir recours à des explications différentes selon le cas.

Ainsi, certaines formes de molécules font appel à la notion d'orbitales hybrides, tandis que d'autres s'en passent, et la théorie ne permet pas de prévoir si cette notion d'hybridation sera ou non adaptée pour décrire telle ou telle molécule. C'est seulement l'observation de la forme réelle des molécules qui amène à recourir ou pas aux orbitales hybrides.

Dans d'autres cas, c'est la méthode VSEP qui est mieux adaptée pour prévoir la forme de la molécule, mais on a rappelé, en présentant l'éthylène et le propadiène, que cette méthode ne parvient pas à rendre compte de certaines particularités de leur géométrie.

*Dernière mise à jour de ce texte : 5 août 2009*

[\(lien vers la 1<sup>ère</sup> partie de la construction des molécules\)](#)

[\(lien vers la 2<sup>ème</sup> partie de la construction des molécules\)](#)

[\(lien de retour vers le plan du texte complet de présentation de l'hypothèse\)](#)