

**En attendant le boson de Higgs,
ou
une hypothèse pour se passer de la matière noire**



La construction des molécules

(1^{ère} partie)

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

([lien vers la 2^{ème} partie de la construction des molécules](#))

([lien vers la 3^{ème} partie de la construction des molécules](#))

Pour former les atomes (*lien vers « [L'essentiel sur la construction des atomes](#) »*), on a donné le rôle majeur aux protons et à l'assemblage de leurs tétraèdres.

Pour assembler les atomes entre eux et réaliser ainsi des molécules, on donnera davantage d'importance aux électrons. En fait, ce que l'on suppose, c'est que l'assemblage des atomes en molécules se fait par leur mise en commun d'une sphère électrique, ce qui signifie qu'une partie des protons et des électrons de l'un des atomes construit une sphère électrique qu'elle partage avec une partie des protons et des électrons de l'autre atome, ou des autres atomes. Les protons et les électrons impliqués dans la construction de cette sphère sont seulement ceux qui sont en jeu dans la liaison, les autres restant à fonctionner dans leur coin, en général par couples de spins, exactement comme ils fonctionnent dans un atome isolé.

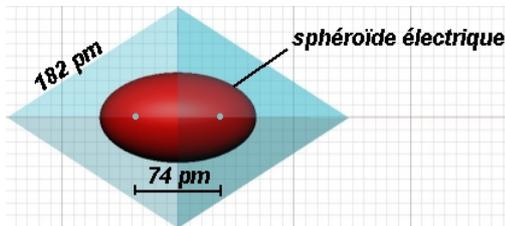
Cela implique des contraintes sur les protons qui sont engagés dans la liaison, puisqu'ils doivent pouvoir s'imbriquer suffisamment l'un dans l'autre pour générer une sphère de pulsation qui est simultanément à l'intérieur de chacun d'eux, mais c'est aussi un mode de liaison qui, fondamentalement, laisse beaucoup de souplesse quant à la façon dont ils peuvent, ainsi, s'imbriquer.

La création d'un volume interne commun à deux atomes peut se faire de plusieurs manières. On en examinera successivement quelques exemples.

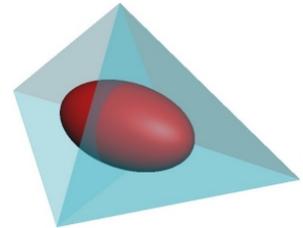
Nota : j'ai généré la plupart des dessins de molécules à l'aide du logiciel open source [Blender](#). Les fichiers 3D que j'ai construits pour cela sont disponibles à l'adresse <http://www.quatuor.org/blender/> (leur lecture nécessite le logiciel)

1- le tétraèdre d'un proton d'un atome peut s'accoler à celui d'un autre par une face commune :

Un ou plusieurs électrons circulent alors dans le volume interne formé par l'addition de ces deux tétraèdres. Entre le ou les électrons négatifs et les deux tétraèdres positifs, une série d'ondes électriques pulsent qui génèrent un sphéroïde qui correspond à l'enveloppe où s'équilibrent leurs effets contraires. Ce sphéroïde est l'équivalent de ce qu'est la sphère électrique pour un atome isolé.



**Molécule de dihydrogène H₂
en vue plane et perspective**

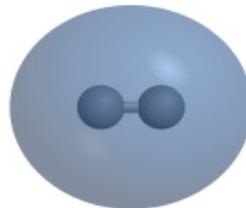


Le cas le plus simple d'un tel assemblage est donné par la molécule de dihydrogène H₂. Le sphéroïde électrique alors généré occupe l'essentiel du volume formé par les 2 protons tétraédriques. Si l'on prend 182 pm comme longueur du côté des tétraèdres, leurs centres de gravité (leurs orthocentres, compte tenu de leur caractère de tétraèdres réguliers) sont écartés de 74,30 pm. La mesure de dimension réelle donnant un écart de 74,14 pm pour la liaison chimique, cela laisse supposer, du moins si la dimension de 182 pm est correcte, que le collage des deux atomes rapproche un peu les centres qu'occuperaient théoriquement leurs sphères électriques respectives si elles étaient indépendantes l'une de l'autre. Si un seul électron occupe le sphéroïde électrique, au lieu de la molécule, on obtient alors l'ion moléculaire H₂⁺.

Le sphéroïde d'équilibre électrique que l'on imagine dans le cas de la molécule H₂ correspond parfaitement à l'orbitale résultante dite de type σ (sigma) dans la conception habituelle de la liaison chimique qui, selon la théorie du calcul quantique, génère cette molécule :

*l'orbitale σ (sigma)
obtenue par la combinaison des orbitales
de type 1s de chacun des électrons
participant à la molécule H₂*

*source de l'image :
(http://en.wikipedia.org/wiki/Molecular_orbital)*

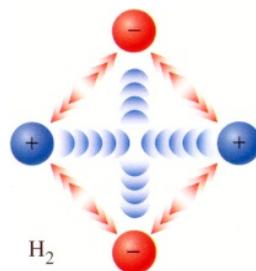


Dans le cadre de la théorie habituelle, on suppose que la liaison entre les deux atomes est obtenue par la combinaison de l'attraction des protons et des électrons concernés, de la répulsion des protons entre eux, et de la répulsion des électrons entre eux. La molécule resterait alors liée par le fait que le bilan de ces trois interactions serait favorable à la somme des attractions par rapport à la somme des répulsions.

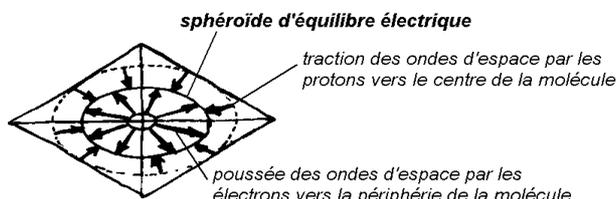
*Représentation habituelle
de la cause de la liaison chimique
dans le cas de la molécule H₂*

*Source de l'image :
Chimie générale,
aux éditions ERPI*

http://www.erpi.com/universitaire/chimie_generale_et_chimie_des_solutions_2e_edition_p31017297.html



Dans le cadre de la présente hypothèse, le rôle des protons est apprécié différemment, puisque l'on suppose qu'ils ne se repoussent pas mutuellement mais qu'ils construisent à eux deux une grande structure dans l'espace qui, dans son ensemble, provoque une traction excessive des ondes d'espace vers le centre de la molécule (perte, par les ondes, de quanta de surface), traction que contrebalance la poussée des électrons situés au centre de cette structure (gain, par les ondes, de quanta de surface).



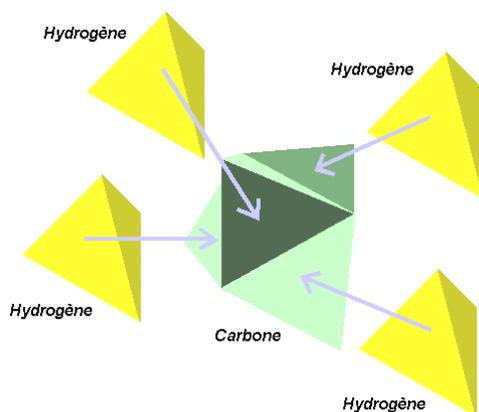
Dans ce cas, l'adhérence des tétraèdres des protons entre eux n'est pas obtenue, comme dans l'atome de lithium qui a la même forme globale, par la vibration de leurs faces adjacentes sur une même position qu'ils partagent, mais elle est obtenue par l'économie d'énergie que leur procure le recours à un sphéroïde électrique commun, c'est-à-dire l'économie que leur procure ce fonctionnement électrique en couple qui s'équilibre globalement avec le couple opposé que forment les deux électrons de la molécule H_2 , ou avec l'électron unique de l'ion H_2^+ .

2- le tétraèdre d'un proton d'un atome peut s'encastrier exactement dans celui d'un autre :

Cette situation est plus typique des liaisons chimiques que l'accolement extérieur que l'on vient d'envisager pour la molécule H_2 .

C'est elle que l'on trouve, par exemple, dans la molécule de méthane CH_4 où elle se reproduit sur chacun des trois tétraèdres de pied et sur le tétraèdre de tête de l'atome de carbone. Notez que le qualificatif de « pied » ou de « tête » est ici parfaitement arbitraire, les quatre protons tétraédriques accolés au proton tétraédrique central étant interchangeables. Il a seulement pour fonction de faciliter la distinction entre les divers tétraèdres lorsque la molécule formée ne les utilise pas de la même façon.

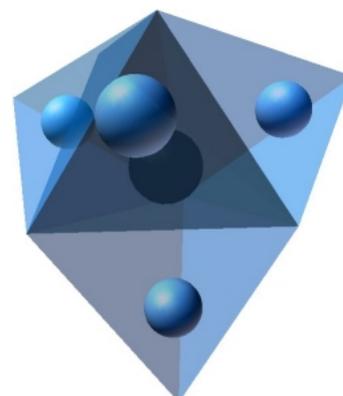
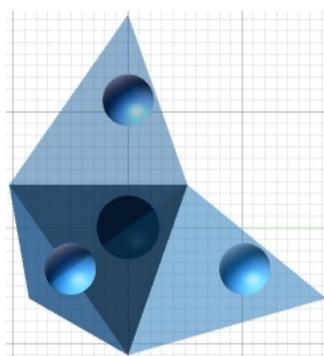
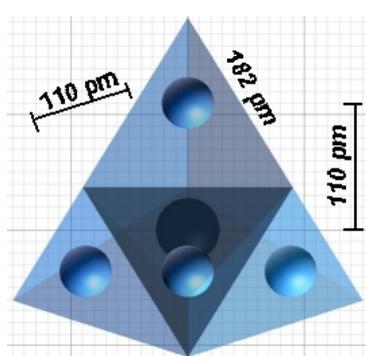
Dans le cas du méthane, donc, on suppose que le tétraèdre du proton et celui du neutron d'un atome d'hydrogène viennent s'encastrier exactement sur chacun des quatre tétraèdres périphériques d'un atome de carbone, emmenant avec eux un électron. Chacun de ces quatre tétraèdres périphériques, on le rappelle, correspondant à un proton, un neutron et un électron, à la différence du tétraèdre central (non visible sur le schéma ci-après, car caché par les autres) qui correspond, lui, à deux protons, deux neutrons et deux électrons, chacune de ces particules étant de spin contraire à son homologue.



formation de la molécule de méthane par encastrement du proton d'un atome d'hydrogène dans chacun des protons périphériques d'un atome de carbone

Une fois un tétraèdre d'hydrogène encastré sur chacun des quatre tétraèdres périphériques de l'atome de carbone, chacun de ces encastremets est désormais équipé comme le tétraèdre central du carbone, puisqu'il cumule deux protons, deux neutrons et deux électrons. Les deux protons et les deux électrons, grâce à leurs spins chaque fois opposés, génèrent ensemble un effet globalement équilibré de contraction/expansion de la surface des ondes d'espace, lequel effet est beaucoup plus puissant que le même effet provoqué par les seuls protons et électrons du carbone. C'est ce qui explique la stabilité de la molécule de méthane ainsi formée.

Chacune des quatre paires de protons et d'électrons qui participent à la liaison chimique de la molécule de méthane forme alors sa propre sphère d'équilibre électrique, et ces quatre sphères entourent la sphère que construisent les deux protons et les deux électrons du centre de l'atome de carbone.

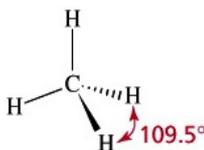


Molécule de méthane CH_4 - Vue de face, de côté et en perspective, avec mise en évidence, en bleuté, des 4 sphères électriques qui participent à la liaison moléculaire. Au centre, en noire, la sphère électrique du noyau du carbone

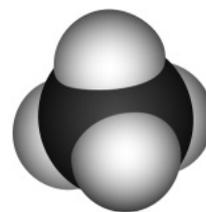
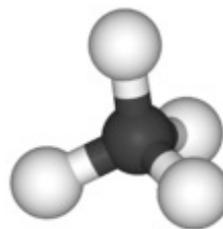
Très normalement, la forme de la molécule de méthane, si l'on considère la position du centre des quatre atomes d'hydrogène par rapport à celle du centre de l'atome de carbone, est celle d'un tétraèdre régulier. Dans notre hypothèse, cela résulte inévitablement de la façon dont l'atome de carbone est construit : quatre tétraèdres réguliers qui sont accolés sur chacune des faces d'un tétraèdre régulier. En conséquence de la géométrie de cette construction, tous les angles entre les différentes branches CH font $109,5^\circ$.

Cette forme tétraédrique et ces angles sont précisément ce qui est constaté, dans la réalité, pour la molécule de méthane, ce qui vaut à cette molécule d'être habituellement représentée par quatre boules d'hydrogène formant ensemble un tétraèdre entourant une boule centrale de carbone.

trois représentations
conventionnelles de la molécule
de méthane CH_4



source des images de droite : <http://en.wikipedia.org/wiki/Methane>



Si les centres des sphères électriques de la molécule étaient exactement à l'orthocentre de leurs tétraèdres respectifs, ceux des tétraèdres périphériques seraient écartés d'environ 74,3 pm du tétraèdre central du carbone. Dans la réalité, il est mesuré un écartement de 110 pm, ce qui laisse entendre que les quatre sphères périphériques se repoussent autant qu'elles peuvent, tout en restant obligatoirement confinées à l'intérieur des tétraèdres.

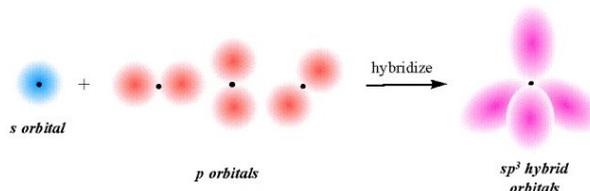
Hormis la distance entre les centres des sphères électriques, la géométrie de la molécule de méthane est donc parfaitement déterminée par l'hypothèse que l'on a faite sur la nature des protons et des électrons, de telle sorte que, dans cette hypothèse, il n'est pas envisageable que la molécule de méthane ait une autre forme que celle d'un tétraèdre régulier.

Comme pour la notion de spin (voir la fin du développement 19 sur les harmoniques de vibration), la prédiction de la forme tétraédrique de la molécule de méthane peut être vue comme une supériorité de la présente hypothèse par rapport à la théorie habituelle, car la théorie habituelle ne prédit pas cette forme.

En effet, si l'on calcule la forme de la molécule de méthane CH_4 à partir de l'équation de Schrödinger, utilisant le principe des orbitales liantes et antiliantes, de type σ et μ , ainsi par exemple qu'on le fait pour prévoir la forme de la molécule N_2 ou de la molécule O_2 , on en déduit que trois des orbitales font un angle de 90° et que la quatrième n'a pas de direction privilégiée, ce qui ne correspond donc pas à la réalité.

Certes, les solutions de l'équation de Schrödinger ne sont pas uniques, et l'on peut montrer que la forme tétraédrique du méthane correspond à l'une de ses solutions possibles, mais pourquoi la nature a choisi celle-ci plutôt que telle autre, le calcul quantique ne peut pas le dire. Pour en rendre compte, la théorie usuelle doit inventer la notion « d'orbitale hybride », c'est-à-dire d'orbitale construite par le mélange, en proportion égale, de toutes les orbitales de l'atome concerné. Dans cette conception d'orbitale hybride, et dans le cas d'une hybridation qui correspond, comme dans le cas de la molécule de méthane, à une forme tétraédrique, chacune des quatre liaisons prend le nom d'orbitale hybride sp^3 , du fait qu'elle est obtenue à partir du mélange d'une seule orbitale de type s et de 3 orbitales de type p.

principe de la construction de 4 orbitales sp^3
à partir d'une orbitale s et de 3 orbitales p :

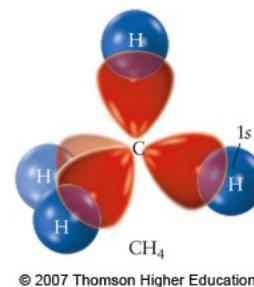


source de l'image :

<http://www.mikeblaber.org/oldwine/chm1045/notes/Geometry/Hybrid/Geom05.htm>

Pour construire la molécule de méthane à partir de ce mélange des orbitales de l'atome de carbone, il faut encore supposer que l'orbitale de chacun des 4 atomes d'hydrogène à une intersection suffisante avec l'une des orbitales hybridées de l'atome de carbone. Il est supposé, en effet, que c'est par le moyen de telles intersections que sont réalisées les liaisons entre les hydrogènes et le carbone, et qu'est ainsi assurée la stabilité de la molécule de méthane.

après construction des orbitales sp^3
 du carbone, leur intersection avec les orbitales $1s$
 de chaque atome d'hydrogène est sensé
 procurer les liaisons moléculaires qui
 donnent sa stabilité à la molécule de méthane



source de l'image :

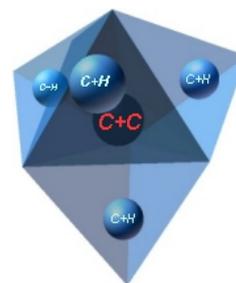
http://www.nyu.edu/classes/tuckerman/honors.chem/lectures/lecture_17/node2.html

Pour la formation des atomes, bien que notre hypothèse parte d'options très différentes concernant la position relative des protons et des électrons, il n'y avait pas de difficulté à reprendre les conceptions habituellement acceptées concernant les harmoniques de vibration variant selon le nombre de couches de protons et d'électrons déjà installés, et variant aussi selon l'orientation dans l'espace des interférences qu'ils occasionnent pour le proton et l'électron supplémentaires installés pour réaliser un nouvel atome.

Dans le cas des liaisons chimiques et de la formation des molécules, par contre, notre hypothèse conduit à renoncer totalement à la notion des orbitales hybrides, ainsi qu'à la notion de recouvrement partiel des orbitales des électrons. Selon notre hypothèse, pour créer une liaison chimique, chaque paire de protons et d'électrons crée une sphère indépendante (ou un sphéroïde, comme on l'a vu pour H_2) à l'intérieur de laquelle vont se mouvoir les nuages électroniques, ce qui revient à dire que les sphères électroniques des deux atomes liés se recouvrent totalement, pas seulement de façon marginale comme il en va dans la théorie habituelle.

Notre conception des sphères électriques indépendantes dans lesquelles les nuages électroniques des deux atomes se recouvrent complètement, du moins pour les quatre qui participent à la liaison et qui sont ici en bleuté et notées C+H.

La sphère électrique du noyau du carbone, en noir et notée C+C, est générée, elle, par deux protons et deux électrons de spins inverses



Méthane CH_4

Comme on l'a souligné plus haut, l'une des conséquences de cette différence de conception est que, contrairement à la théorie habituelle qui ne peut pas prédire si la molécule de méthane est dissymétrique ou régulière et si ses angles sont de 90° ou de $109,5^\circ$, pour notre hypothèse, il n'y a pas de choix possible : la molécule CH_4 a nécessairement la forme d'un tétraèdre régulier, et l'angle qu'y font les atomes d'hydrogène avec le centre de la molécule de carbone est nécessairement de $109,5^\circ$, ainsi qu'il est mesuré dans la réalité.

3- le tétraèdre d'un proton d'un atome peut s'encastrent tête-bêche dans celui d'un autre :

la molécule d'éthane C_2H_6

Lorsqu'on a envisagé la construction des atomes, on a supposé que, à partir de la 4ème période du tableau périodique, une 2ème structure commençait à se construire, laquelle était liée à la 1ère par le montage tête-bêche de son noyau d'hélium central dans le noyau d'hélium central de celle-ci.

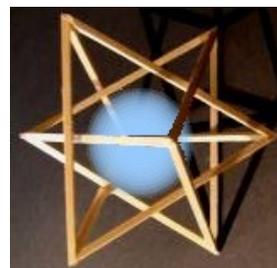
Puisque cela fonctionne pour les atomes, on suppose que cela correspond aussi à l'un des moyens privilégiés de lier ensemble des atomes pour générer des molécules.

L'exemple caractéristique de cette liaison est la molécule d'éthane C_2H_6 : les deux tétraèdres de tête de chacun des atomes de carbone viennent s'encastrent tête-bêche l'un dans l'autre, générant une sphère électrique qui est donc commune à deux protons et à deux électrons. Cette sphère assure la liaison moléculaire entre les deux atomes de carbone dont les centres des tétraèdres de cœur sont alors écartés de 154 pm. Par ailleurs, un atome d'hydrogène vient s'encastrent, comme cela se passe dans le méthane, sur chacun des six tétraèdres de carbone qui ne participent pas à la liaison entre carbones.

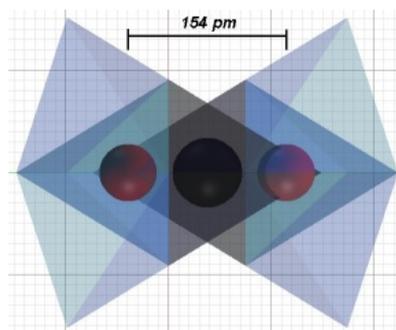
Au lieu de se mettre tête-bêche en symétrie complète, les deux tétraèdres de liaison peuvent aussi s'encastrent en symétrie plane, c'est-à-dire sans se retourner dans l'espace l'un par rapport à l'autre. Au lieu de rester le plus loin possible les unes des autres, les branches qui forment ces tétraèdres viennent alors se buter les unes contre les autres.

Ces deux dispositions possibles sont constatées dans la réalité. La 1ère solution envisagée correspond à la conformation dite « étoilée » de la molécule d'éthane, et la seconde correspond à sa conformation dite « éclipsée ».

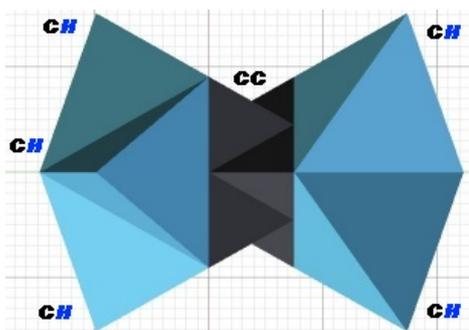
On ne fait figurer ici que l'encastrement, l'un dans l'autre, des tétraèdres « de « tête » de chacun des deux atomes de carbone, et cela dans la conformation étoilée de la molécule de méthane. La sphère électrique à l'intérieur de laquelle évolue un électron de chaque atome est ici formée par leur confrontation à la pulsation électrique des deux tétraèdres emboîtés. Pour obtenir la conformation éclipsée, il suffit de les faire pivoter de 180 ° l'un par rapport à l'autre.



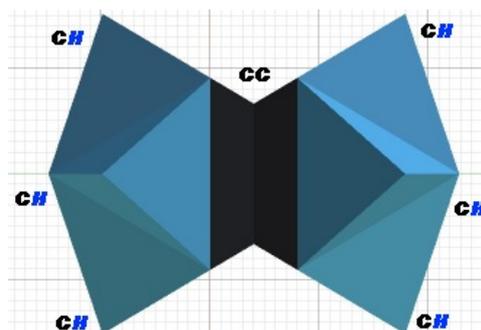
En noir, la sphère électrique qui sert à lier les deux atomes de carbone, et en rouge, la sphère qui correspond au tétraèdre de cœur de chacun des deux atomes, c'est-à-dire le tétraèdre double (hélium) sur lequel sont montés les trois tétraèdres de pied ainsi que le tétraèdre de tête qui participe à la liaison moléculaire. Leurs centres sont écartés de 154 pm ce qui, si le côté des tétraèdre est bien de 182 pm, implique que chacun est situé à l'intérieur du tétraèdre de tête de l'autre. Cela signifie que le tétraèdre de cœur participe probablement, lui aussi, à la liaison des deux atomes.



Éthane C_2H_6



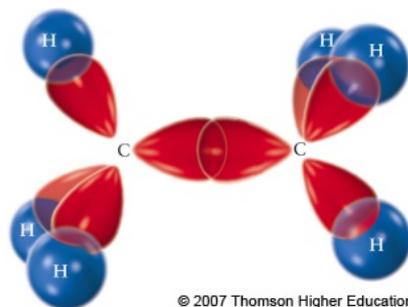
Éthane C₂H₆ - conformation étoilée



Éthane C₂H₆ - conformation éclipsée

Sur ces deux vues de face d'une molécule d'éthane, dans chacune de ses deux conformations, seules les faces extérieures des protons ont été représentées. Ils sont en noir lorsqu'ils correspondent seulement à un tétraèdre d'un atome de carbone, et ils sont bleutés lorsqu'un atome d'hydrogène a emboîté son proton tétraédrique sur l'un des protons de pied de l'un des deux atomes de carbone

On donne, à titre de comparaison, un exemple de la représentation habituelle des orbitales des atomes qui sont sensées, par leur recouvrement partiel, expliquer les liens qui donnent sa stabilité à la molécule d'éthane. Dans le cas des atomes de carbone, il est fait appel à des orbitales tétraédriques de type sp³

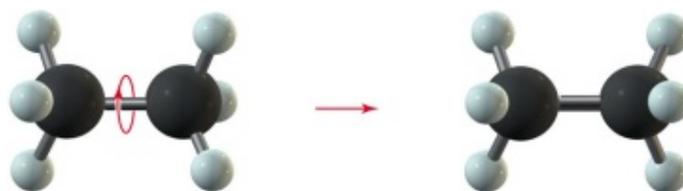


© 2007 Thomson Higher Education

source de l'image : http://www.myu.edu/classes/tuckerman/honors.chem/lectures/lecture_17/node2.html

Dans le cadre de théorie habituelle dite RPEV (méthode par répulsion des paires d'électrons de valence), la géométrie de la molécule est supposée résulter de l'éloignement dans l'espace, du fait de leur répulsion réciproque, des groupes d'électrons qui appartiennent à la couche de valence. Cette méthode n'a pas de difficulté pour expliquer que les atomes d'hydrogène s'éloignent tant qu'ils le peuvent l'un de l'autre et qu'ils s'organisent en triangles réguliers aux deux pôles de la molécule, mais il lui est difficile de justifier la stabilité simultanée des deux conformations : dans le cas de la conformation en étoile, ils s'éloignent bien au maximum l'un de l'autre, au sein d'un même atome, et aussi à l'intérieur de la molécule considérée globalement, mais ce n'est pas le cas dans la conformation éclipsée où les deux atomes se tournent pour mettre leurs atomes d'hydrogène respectifs au plus près les uns des autres. Dans le cadre de cette théorie, la conformation éclipsée devrait correspondre à un équilibre instable, non pas à une forme stable, ou bien toutes les rotations devraient être également envisageables, et des molécules devraient être trouvées avec des angles de rotation quelconques entre les deux atomes de carbone, ce qui n'est pas le cas.

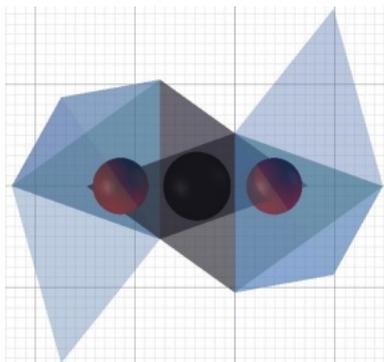
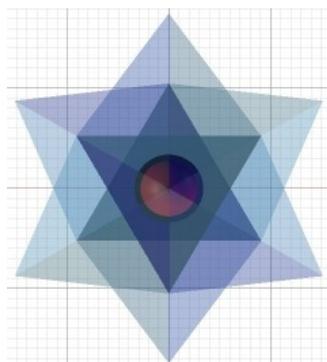
Dans le cadre de notre hypothèse, ce sont les protons qui « bloquent » les molécules sur l'une ou l'autre des deux conformations, et qui ne permettent pas de position intermédiaire : soit les branches des protons s'écartent au mieux l'une de l'autre, soit elles se collent l'une contre l'autre. Cet avantage de notre hypothèse n'est certes pas aussi décisif que celui qui concerne l'explication de la forme en tétraèdre régulier de la molécule de méthane, mais c'est un petit avantage prédictif qui mérite quand même d'être souligné.



© 2007 Thomson Higher Education

Un exemple de la représentation habituelle, sous la forme du modèle à boules et bâtonnets, des deux conformations de la molécule d'éthane, étoilée à gauche et éclipsée à droite. On passe de l'une à l'autre par leur rotation relative de 180° autour de l'axe qui les joint

source de l'image : http://www.nyu.edu/classes/tuckerman/honors.chem/lectures/lecture_17/node2.html



ci-dessus et à gauche : Éthane C_2H_6 étoilée selon notre hypothèse, en vues planes et en perspective



à droite : vue en perspective de l'Éthane C_2H_6 éclipsée, selon notre hypothèse

la molécule de fluor F_2

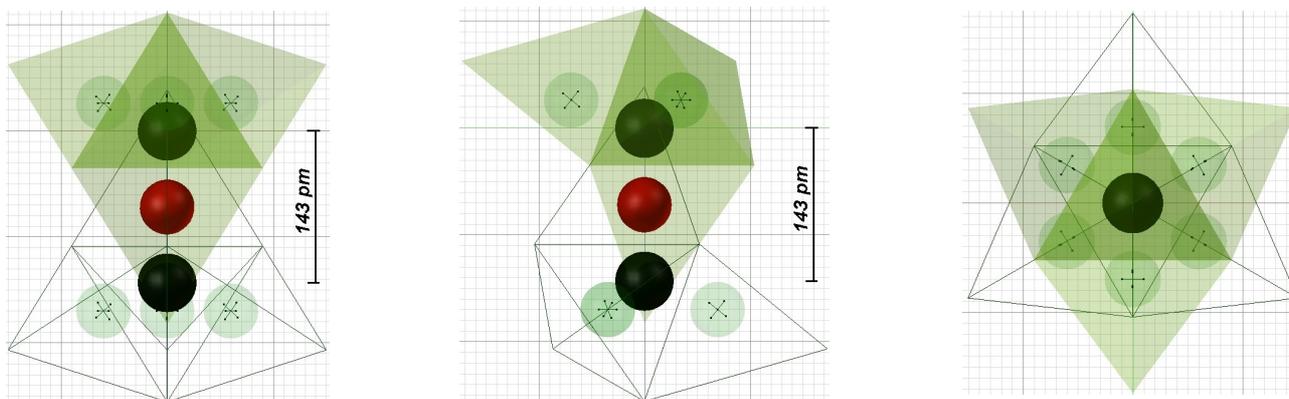
Bien entendu, ce mode d'assemblage tête-bêche de deux atomes semblables n'est pas réservé au carbone. Il s'impose normalement dans le cas de l'assemblage de deux atomes de fluors dont on sait que leur couche de valence ne leur laisse qu'une seule possibilité de liaison chimique.

La molécule de fluor F_2 ainsi obtenue a un volume global qui est tout à fait identique à celui de la molécule d'éthane, à la différence qu'il n'y a pas d'atome d'hydrogène pour venir recouvrir, dans chaque atome, chacun des trois pieds qui ne participent pas à la liaison.

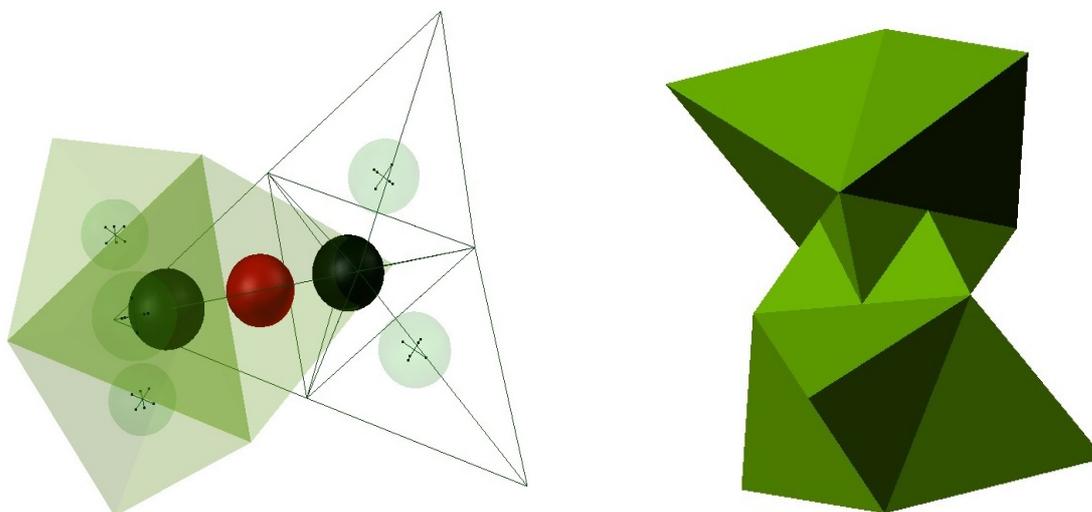
De la même façon qu'il en va pour l'éthane, rien n'empêche, a priori, que la molécule de fluor existe en deux conformations, l'une étoilée et l'autre éclipsée. J'ignore si des faits d'observation permettent ou non de repérer l'existence de ces deux possibilités dans la réalité.

On a choisi, ici, de ne représenter que la conformation étoilée (page suivante). Les vues de la molécule d'éthane permettent de deviner facilement l'aspect et la disposition de la conformation éclipsée de la molécule de fluor.

Le centre des deux atomes est un peu moins écarté, 143 pm, dans le cas du fluor que dans le cas de l'éthane, 154 pm. On est conduit à supposer que les sphères électriques des noyaux et de la liaison chimique s'attirent un peu réciproquement, alors qu'elles se repoussent dans le cas de l'éthane, la distance des orthocentres des deux tétraèdres centraux des deux atomes étant de 147,14 pm environ, du moins si l'on adopte 120 pm comme longueur du côté des tétraèdres. Ces distances de 143 pm et de 154 pm sont adoptées pour se conformer aux observations, car rien, dans le cadre de notre hypothèse, ne permet de les calculer.



Fluor F_2 selon notre hypothèse, dans sa conformation étoilée - vue de face, de côté, de bout et en perspective, avec faces des protonstétraèdres transparentes et l'un des deux atomes en filaire. Ci-dessous à droite, axonométrie avec faces des protonstétraèdres opaques



Dernière mise à jour : 24 août 2009

[\(lien vers la 2^{ème} partie de la construction des molécules\)](#)

[\(lien vers la 3^{ème} partie de la construction des molécules\)](#)

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