

Ce texte fait suite à « [l'essentiel de l'hypothèse](#) » qui doit être abordé préalablement, et à « [l'essentiel sur la construction des atomes](#) ».
 Pour cette raison, il en poursuit la numérotation des pages et chapitres



L'ESSENTIEL SUR LA CONSTRUCTION DES MOLECULES

23- la construction des molécules :

Tout comme on l'a fait pour la construction des divers atomes (*voir chapitre 16 de « [l'essentiel sur la construction des atomes](#) »*), on ne donnera ici qu'un aperçu de ce que l'hypothèse présentée implique pour la façon dont les molécules sont créées. On renvoie à un texte plus complet, « [la construction des molécules](#) », pour davantage de développements.

Pour former les 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.

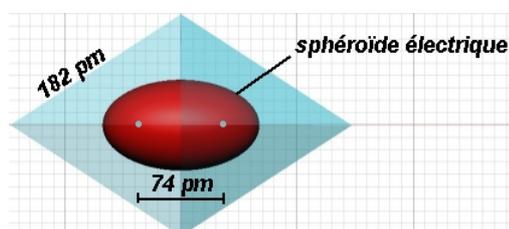
Cela implique des contraintes sur les protons qui sont engagés dans la liaison, puisqu'ils doivent pouvoir s'imbriquer suffisamment l'un dans l'autre pour générer une sphère de pulsation qui est simultanément à l'intérieur de chacun d'eux, mais c'est aussi un mode de liaison qui, fondamentalement, laisse 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, renvoyant au texte plus complet cité précédemment pour davantage de cas de figure.

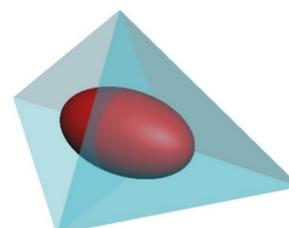
Nota : j'ai généré la plupart des dessins de molécules à l'aide du logiciel open source [Blender](#). Les fichiers 3D que j'ai construits pour cela sont disponibles à l'adresse <http://www.quatuor.org/blender/> (leur lecture nécessite le logiciel)

a- 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.



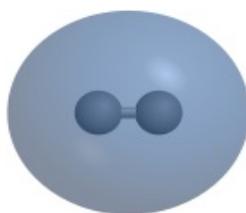
**Molécule de dihydrogène H₂
 en vue plane et perspective**



Le cas le plus simple d'un tel assemblage est donné par la molécule de dihydrogène H_2 . 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 H_2^+ .

Le sphéroïde d'équilibre électrique que l'on imagine dans le cas de la molécule H_2 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 :

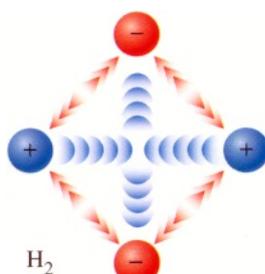
*l'orbitale σ (sigma)
obtenue par la combinaison
des orbitales de type 1s de
chacun des électrons participant
à la molécule H_2*



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

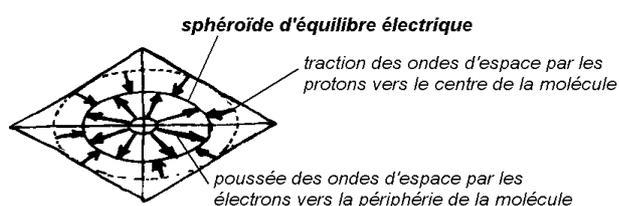
Dans le cadre de la théorie habituelle, on suppose que la liaison entre les deux atomes est obtenue par la combinaison de l'attraction des protons et des électrons concernés, de la répulsion des protons entre eux, et de la répulsion des électrons entre eux. La molécule resterait alors liée par le fait 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 H_2*



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).

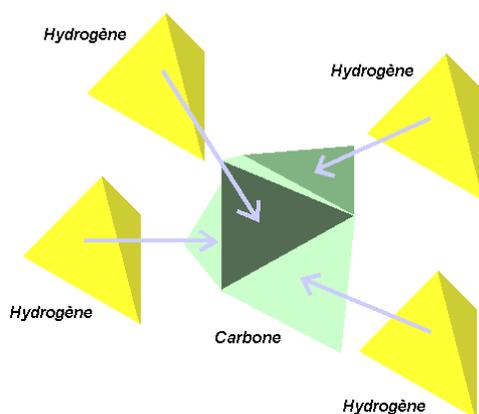


Dans ce cas, l'adhérence des tétraèdres des protons entre eux n'est pas obtenue, comme dans l'atome de lithium qui a la même forme globale, par la vibration de leurs faces adjacentes sur une même position qu'ils partagent, mais elle est obtenue par l'économie d'énergie que leur procure le recours à un 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^+ .

b- le tétraèdre d'un proton d'un atome peut s'encastrent 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.

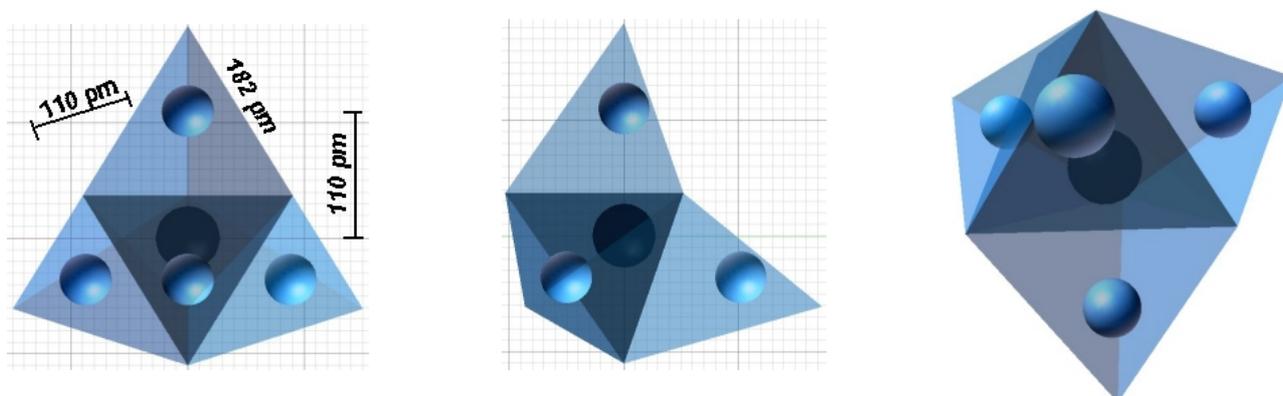
Dans le cas du méthane, donc, on suppose que le tétraèdre du proton et celui du neutron d'un atome d'hydrogène viennent s'encastrent exactement sur chacun des quatre tétraèdres périphériques d'un atome de carbone, emmenant avec eux un électron. Chacun de ces quatre tétraèdres périphériques, on le rappelle, correspondant à un proton, un neutron et un électron, à la différence du tétraèdre central (non visible sur le schéma ci-dessous, 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 encastrements 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.



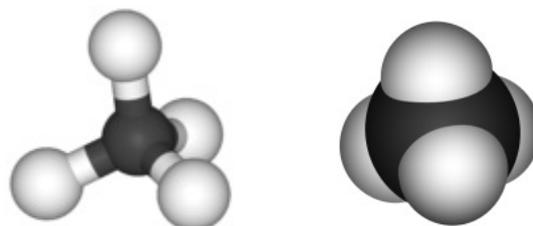
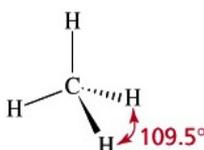
Molécule de méthane CH_4 - Vue de face, de côté et en perspective, avec mise en évidence, en bleuté, des 4 sphères électriques qui participent à la liaison moléculaire. Au centre, en noire, la sphère électrique du noyau du carbone

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.

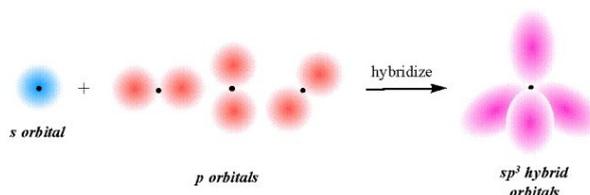
Hormis la distance entre les centres des sphères électriques, la géométrie de la molécule de méthane est donc parfaitement déterminée par l'hypothèse que l'on a faite sur la nature des protons et des électrons, de telle sorte que, dans cette hypothèse, il n'est pas envisageable que la molécule de méthane 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 :*

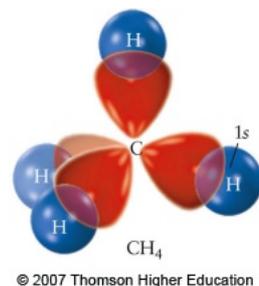


source de l'image :

<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 censé
procurer les liaisons moléculaires qui
donnent sa stabilité à la molécule de méthane*



source de l'image :

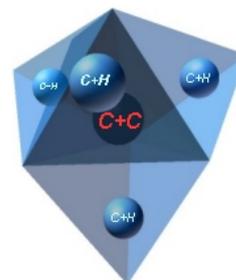
http://www.nyu.edu/classes/tuckerman/honors.chem/lectures/lecture_17/node2.html

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 H₂) 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 CH₄

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°, pour notre hypothèse, il n'y a pas de choix possible : la molécule CH₄ 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°, ainsi qu'il est mesuré dans la réalité.

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

Lorsqu'on a envisagé la construction des atomes, on a supposé que, à partir de la 4^{ème} période du tableau périodique, une 2^{ème} structure commençait à se construire, laquelle était liée à la 1^{ère} 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.

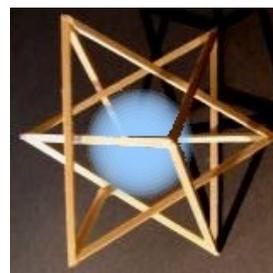
L'exemple caractéristique de cette liaison est la molécule d'éthane : les deux tétraèdres de tête de chacun des atomes de carbone viennent s'encastrier tête-bêche l'un dans l'autre, générant une sphère électrique qui est donc commune à deux protons et à deux électrons. Cette sphère assure la liaison 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'encastrier, 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'encastrier en symétrie plane, c'est-à-dire sans se retourner dans l'espace l'un par rapport à l'autre.

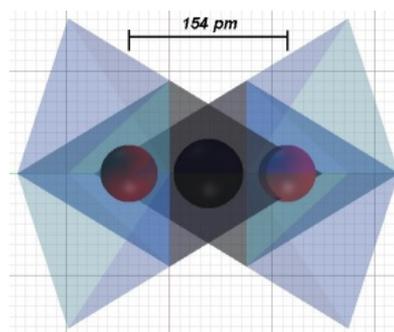
Au lieu de rester le plus loin possible les unes des autres, les branches qui forment ces tétraèdres viennent alors se buter les unes contre les autres.

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

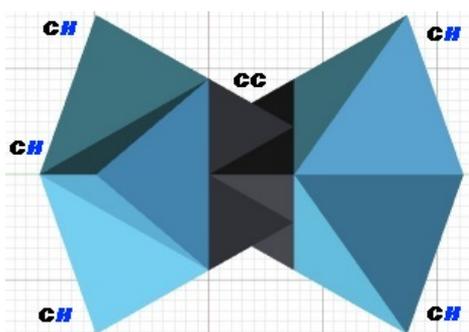
On ne fait figurer ici que l'encastrement, l'un dans l'autre, des tétraèdres « de tête » de chacun des deux atomes de carbone, et cela dans la conformation étoilée de la molécule de méthane. La sphère électrique à l'intérieur de laquelle évolue un électron de chaque atome est ici formée par leur confrontation 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.



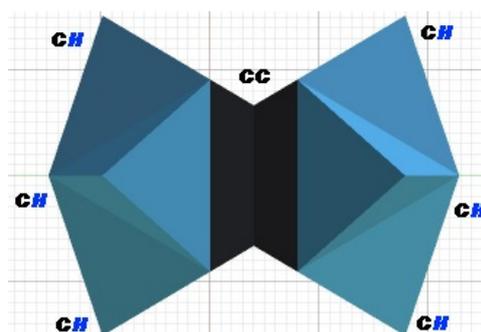
En noir, la sphère électrique qui sert à lier les deux atomes de carbone, et en rouge, la sphère qui correspond au tétraèdre de cœur de chacun des deux atomes, c'est-à-dire le tétraèdre double (hélium) sur lequel sont montés les trois tétraèdres de pied ainsi que le tétraèdre de tête qui participe à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



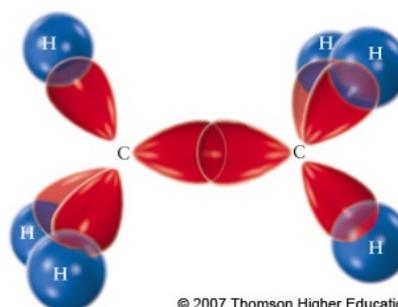
Éthane C_2H_6 - conformation étoilée



Éthane C_2H_6 - 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 sp^3



© 2007 Thomson Higher Education

source de l'image : http://www.nyu.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.

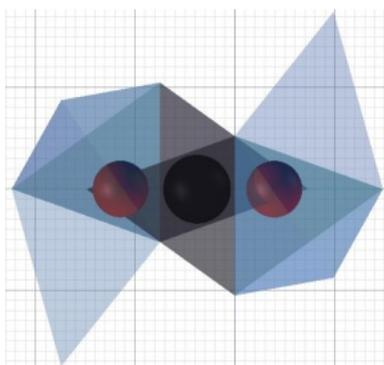
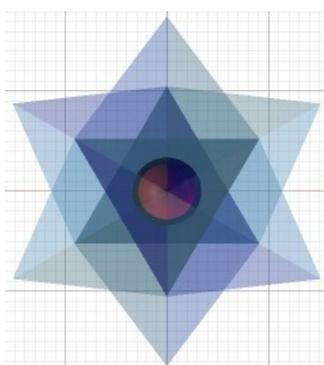
Dans le cadre de notre hypothèse, ce sont les protons qui « bloquent » les molécules sur l'une ou l'autre des deux conformations, et qui ne permettent pas de position intermédiaire : soit les branches des protons s'écartent au mieux l'une de l'autre, soit elles se collent l'une contre l'autre. Cet avantage 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

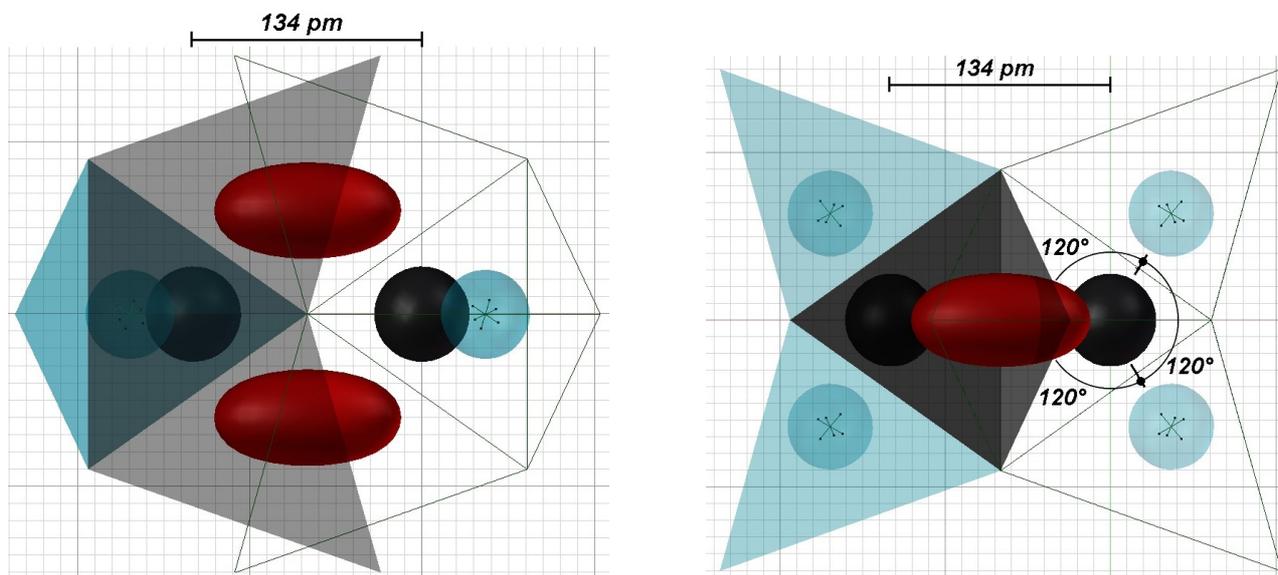


à droite : vue en perspective de l'Éthane C_2H_6 éclipsée, selon notre hypothèse

d- par couples, des paires de tétraèdres peuvent s'encastrent tête-bêche de façon partielle :

On vient de voir l'exemple d'une liaison « simple » entre deux atomes de carbone. On va maintenant envisager, avec l'éthylène C_2H_4 , le cas de liaisons « doubles ».

Dans le cas de l'éthylène, la liaison double implique que deux tétraèdres de chacun des deux atomes de carbone vont chacun s'encastrent dans un tétraèdre similaire de l'autre atome. Pour ce faire, les deux pieds tétraédriques s'enfoncent l'un dans l'autre « du mieux qu'ils peuvent », la figure obtenue restant symétrique par rapport à l'axe qui joint le centre des deux atomes.



Éthylène C_2H_4 selon notre hypothèse - vue de face et vue de dessus avec faces des protons tétraèdres transparentes, perspective avec faces des protons tétraèdres opaques

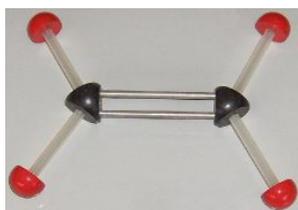


Dans les vues de face et de dessus, les protons de l'un des deux atomes de carbone sont représentés de façon filaire, tandis qu'ils sont représentés comme un assemblage de faces transparentes dans le cas de l'autre atome. La sphère électrique du noyau de chacun est en noir, tandis que les sphères électriques qui sont communes aux atomes de carbone et aux atomes d'hydrogène sont en bleu ciel. En rouge, les ellipsoïdes sur lesquels s'équilibrent les conflits entre les électrons des deux atomes de carbone et leurs protons qui sont semi-encastres l'un dans l'autre.

La couleur bleue est utilisée pour les protons et les sphères électriques correspondant à un hydrogène emboîté sur l'un des pieds d'un atome de carbone.

Par différence avec le cas de l'éthane, l'encastrement par paire des protons ne peut pas être parfait, ce qui implique qu'une partie de l'ellipsoïde électrique de la liaison reste complètement extérieure au proton de l'atome de carbone opposé. Ce qu'il faut comprendre, c'est que les deux protons emboîtés forment, en fait, un grand volume continu délimité par six faces planes, trois provenant de chaque proton, et que l'ellipsoïde électrique de la liaison, vers le centre duquel évolue les deux électrons concernés, se trouve en entier à l'intérieur de ce grand volume. C'est l'ensemble de ce grand volume protonique qui impulse une déformation électrique positive des ondes d'espace, impulsion contre laquelle luttent en commun les deux électrons qui y sont enfermés.

la représentation usuelle de la molécule d'éthylène (image de gauche), lorsqu'elle est faite au moyen de boules et de bâtons, figure les deux liaisons entre carbones par des tiges parallèles, ce qui justifierait que les deux atomes ne puissent pas tourner autour de l'axe de leur liaison comme cela se passe dans le cas de l'éthane. On préférera la représentation, moins usuelle mais plus conforme à notre hypothèse, de deux liens courbes qui partent dans un plan croisé avec celui des liaisons carbones/hydrogènes (image de droite)



source de l'image de gauche : http://www.fmboschetto.it/images/galleria_chimica.htm

source de l'image de droite : <http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/webdocs/Bonding/Lab-ModelBuilding/C2H4.jpg>

Si l'on considère le centre des atomes de carbone (les boules noires sur les vues que l'on a données plus haut) et le centre des atomes d'hydrogène (les boules bleu clair sur les mêmes vues), le mode d'assemblage que l'on a proposé implique que ces six atomes sont dans un même plan.

Ce caractère planaire, en fait, est incontournable dans le cadre de notre hypothèse, car il résulte de la forme même de l'assemblage des protons qui constitue chaque atome de carbone. Ce caractère est conforme à la réalité et, tout comme l'aspect tétraédrique régulier de la molécule de méthane, notre hypothèse présente un net avantage par rapport à la théorie usuelle des liaisons chimiques seulement expliquée par les liaisons entre électrons, puisque'elle prédit le caractère plan inévitable de la molécule d'éthylène, ce que ne peut pas faire la théorie usuelle.

Cette incapacité de la théorie électronique usuelle est admise, par exemple, à la fin de ce texte de Gérard DUPUY concernant la méthode VSEPR (de « Valence Shell Electron Pair Repulsion », équivalent anglais de l'expression RPEV, c'est-à-dire basée sur l'écartement maximum par paires, du fait de leur répulsion mutuelle, des électrons de la couche de valence des atomes formant la molécule), texte que l'on peut trouver à l'adresse :

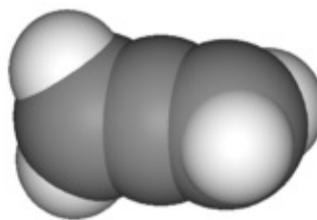
<http://www.faidherbe.org/site/cours/dupuis/vsepr.htm> :

« La méthode VSEPR permet la plupart du temps la prédiction correcte de l'arrangement local des paires d'électrons autour d'un atome lorsque celui-ci peut être choisi sans ambiguïté comme atome central. En revanche, son application est beaucoup plus problématique quand il s'agit de prévoir la géométrie globale de molécules complexes. Ainsi il n'est pas possible de prévoir la planéité de la molécule d'éthylène ni d'expliquer pourquoi chez les allènes les substituants sont situés dans des plans perpendiculaires »

Puisque les limites de la méthode VSEPR est également signalée dans ce texte pour ce qui concerne les allènes, on se demande maintenant ce qu'il en est de ces allènes dans le cadre de notre hypothèse.

Un allène est une molécule d'hydrocarbure dont l'un des atomes de carbone est relié à deux autres atomes de carbone au moyen de deux doubles liaisons. Le propadiène est le plus simple des allènes. Ainsi que le montre sa représentation conventionnelle ci-dessous, les quatre atomes d'hydrogène sont situés dans des plans perpendiculaires.

une représentation conventionnelle de la molécule de propadiène

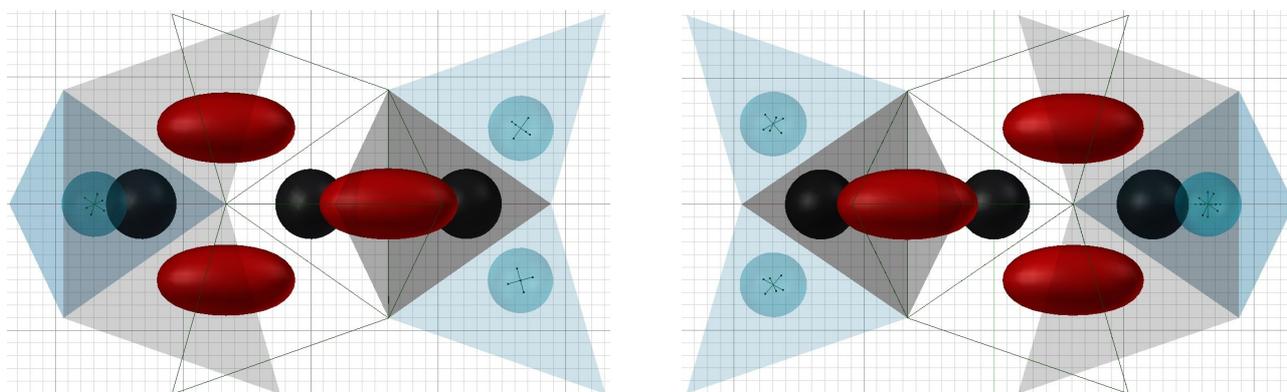


source de l'image : <http://en.wikipedia.org/wiki/Propadiene>

Dans le cas de notre hypothèse, l'atome de carbone qui est représenté de façon filaire dans les vues de la molécule d'éthylène doit être associé à un autre atome de carbone, d'une façon similaire à la façon avec laquelle il est associé au premier atome de carbone. Cela implique qu'il va s'associer à lui en encastrant ses deux tétraèdres « de droite sur les figures » dans deux des tétraèdres d'un troisième atome de carbone.

Tout comme les quatre atomes d'hydrogène de l'éthylène étaient nécessairement dans le même plan, les ellipsoïdes de liaison entre les deux atomes de carbone « de droite sur les figures » seront nécessairement dans le même plan que les deux atomes d'hydrogène « de gauche sur les figures ». Tout aussi nécessairement, les deux atomes d'hydrogène qui vont se lier au carbone de droite seront dans le plan perpendiculaire à celui-ci, car les quatre tétraèdres qui forment les pieds d'un atome de carbone forment des plans perpendiculaires qui passent par le centre de cet atome.

Ainsi, de façon tout à fait inévitable et incontournable, notre hypothèse permet non seulement de prédire pourquoi la molécule d'éthylène est plane, mais aussi pourquoi celle de propadiène est organisée selon deux plans perpendiculaires.



Propadiène CH₂CCH₂ selon notre hypothèse - vue de face et vue de dessus avec faces des protons tétraèdres transparentes, perspective avec faces des protons tétraèdres opaques



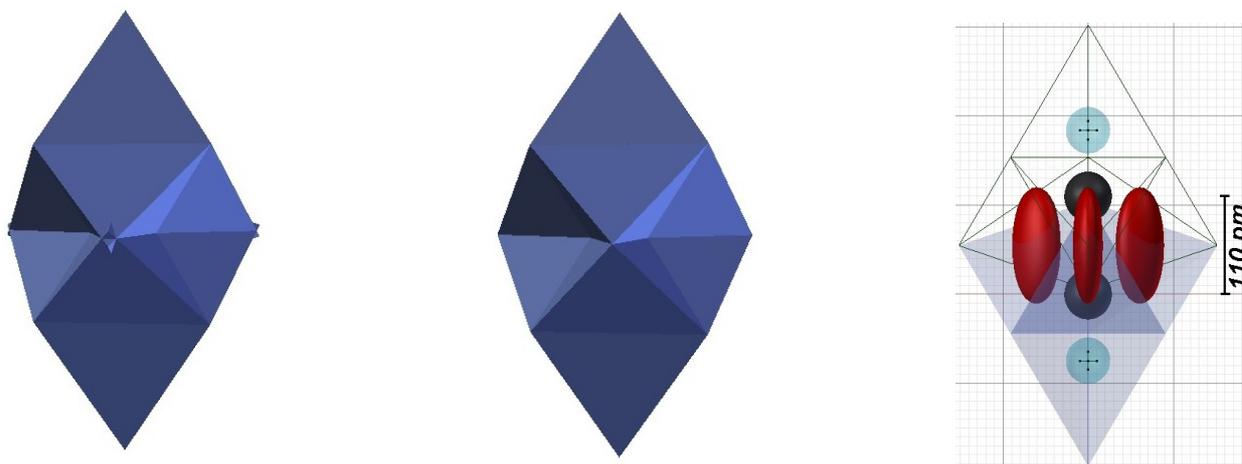
e- par liaisons triples, des paires de tétraèdres peuvent s'encastrier tête-bêche de façon partielle :

On vient de voir des exemples de liaisons doubles, on va maintenant envisager le cas d'une liaison triple fonctionnant sur le même principe, celui d'un encastrement incomplet, deux à deux, des protons des atomes concernés.

Trois liaisons disponibles pour s'encastrier dans trois liaisons d'un autre atome, cela nous est tout naturellement proposé par la molécule de diazote N_2 , puisque chaque atome d'azote dispose normalement de 3 liaisons chimiques possibles.

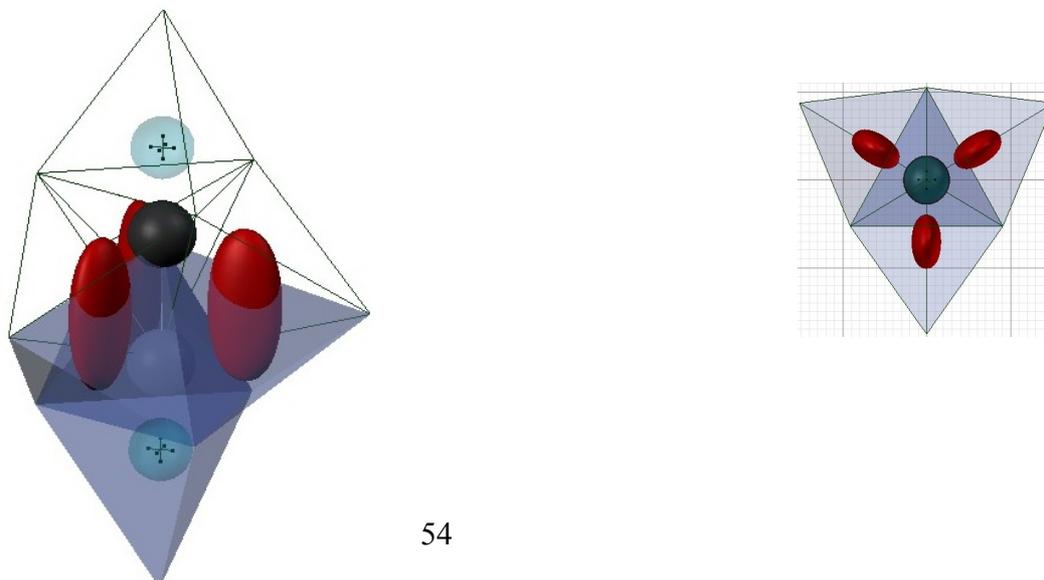
La seule façon « limpide » de concevoir la liaison de deux atomes d'azote est de les mettre « pieds contre pieds » et de les encastrier l'un dans l'autre. On peut hésiter entre deux solutions : soit les sphères électriques restent bien au centre des tétraèdres des protons, ce qui implique, pour retrouver la distance de 110 pm qui existe dans la réalité entre les deux atomes, que les tétraèdres s'emboîtent un peu « malproprement l'un dans l'autre », soit que les tétraèdres viennent précisément buter leurs branches respectives l'une contre l'autre, et alors il faut supposer que les sphères électriques des tétraèdres centraux des atomes sont attirées l'une vers l'autre de quelque 14 pm environ.

On donne la vue en perspective avec faces pleines dans l'une et dans l'autre de ces hypothèses. Dans les autres vues, on a privilégié la solution de l'assemblage « net » des tétraèdres par butée les uns contre les autres.



option orthocentres décalés de 110 pm - option retenue : orthocentres décalés de 124 pm

Diazote N_2 selon notre hypothèse - vues en perspectives avec faces des protons tétraèdres opaques, vue de face, de dessus et en perspective, avec faces des protons tétraèdres transparents pour l'un des atomes, filaires pour l'autre



Dans les vues transparentes données ci-dessus, la sphère électrique du double-proton central de chaque atome est en noir opaque (éclairci par les faces translucides dans le cas de l'atome du bas), et les sphères des doubles-protons « de tête » qui ne participent pas à la liaison moléculaire sont en bleu ciel. Les trois ellipsoïdes électriques qui assurent les trois doubles liaisons sont en rouge opaque. Les surfaces bleuies de ces ellipsoïdes montrent qu'ils sont situés pour plus de la moitié de leur volume dans le volume de chacun des deux tétraèdres qui s'interpénètrent partiellement et qu'ils relient.

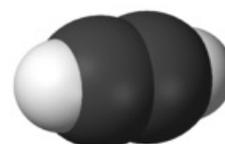
On voit aussi que les doubles-protons centraux ont leur pointe qui pénètre dans la sphère électrique du double-proton central opposé. Il est donc possible que, dans le cas de cette molécule, les protons centraux participent aussi à la liaison.

Ce type de triple liaison symétrique est aussi celui que l'on doit attendre pour les deux carbones qui s'associent pour faire l'acétylène (aussi appelé éthyne, le plus simple des alcynes). Dans ce cas, la quatrième liaison disponible pour chaque atome de carbone est occupée par une liaison avec un atome d'hydrogène qui s'emboîte dans le proton de tête de chaque atome de carbone. Très normalement, le résultat donne un alignement du centre des quatre atomes, tout comme, dans le cas du diazote, s'alignent les boules noires et les boules bleu ciel des figures.

deux représentations conventionnelles de la molécule d'acétylène :



source des images : <http://en.wikipedia.org/wiki/Acetylene>



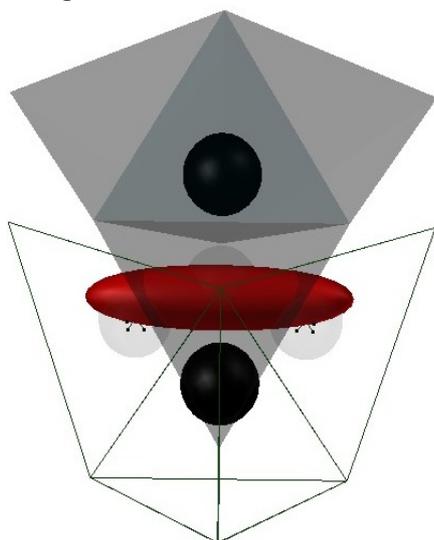
f- liaisons asymétriques avec un nombre impair d'électrons de valence :

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.

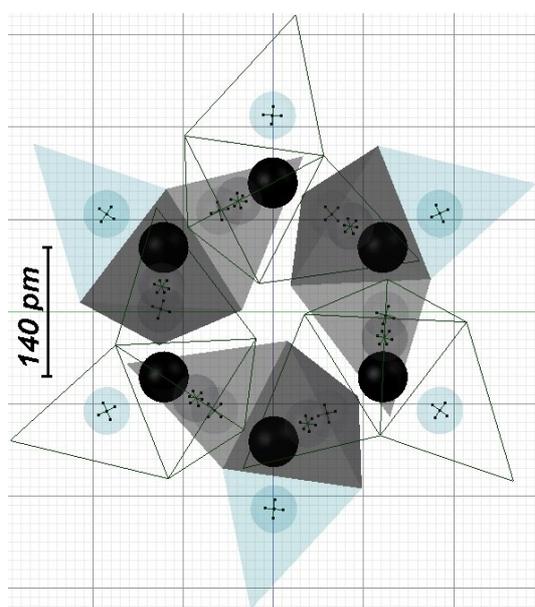
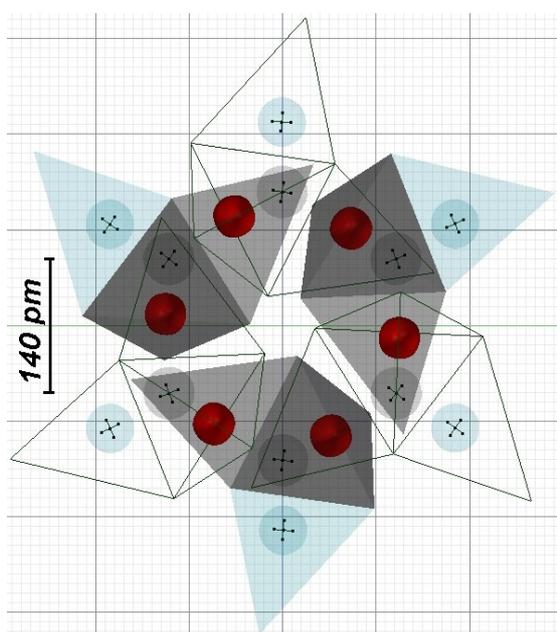


Sur la vue ci-contre, on a isolé deux atomes de carbone pour montrer l'unité de base de la molécule. En grisé translucide, on a représenté les trois sphères électriques qui vont s'engager dans la liaison, une pour l'atome du haut et deux pour l'atome du bas. Lorsque la liaison moléculaire se réalise, 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° 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 C₆₀.

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 figurée par des faces en bleu pour les protons concernés, du moins lorsqu'ils ne sont pas dessinés en filaire.



Benzène C₆H₆, 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



Dernière mise à jour : 24 août 2009

suites proposées (textes pdf) :

- [*la construction du tableau périodique des atomes à partir des protons tétraédriques*](#)
- [*la construction des molécules \(texte complet\)*](#)
- [*1ère partie de la présentation complète de l'hypothèse*](#)