



À la découverte des molécules



Après la structure de l'atome, il est naturel de s'intéresser à celle des molécules. Ces entités chimiques électriquement neutres, sont composées d'atomes liés entre eux par des liaisons chimiques fortes, les « liaisons covalentes ».

Il est utile de préciser *qu'une molécule est la plus petite fraction d'un corps qui possède toutes les propriétés de ce corps*. Sa composition est donnée par sa *formule chimique* (H_2 , O_2 , H_2O ...).

Les *corps purs* ne renferment que des molécules identiques, contrairement aux *mélanges*. Ainsi, le Dihydrogène H_2 est un corps pur simple dont les molécules ne renferment qu'une sorte d'atome. L'Eau H_2O est un corps pur composé dont les molécules sont constituées à partir des éléments Hydrogène et Oxygène.

L'air est un mélange des molécules N_2 , O_2 , H_2 ...

Buts de la manipulation

- Construire à l'aide de modèles moléculaires, des molécules simples en respectant quelques règles.
- Déterminer, à partir de sa structure électronique, les liaisons engagées par un atome au sein d'une molécule.
- Étudier la géométrie spatiale ou *stéréochimie* des molécules en rapport avec ces liaisons atomiques.
- Se familiariser avec la *représentation de Lewis* d'une molécule.

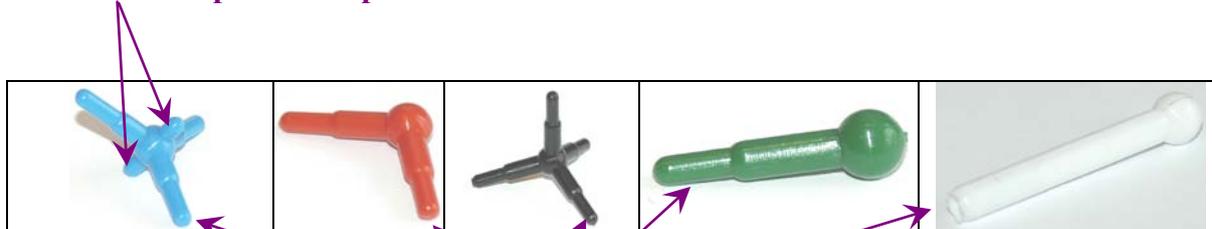
I. Les molécules : un jeu de construction

Dans un premier temps, on cherche à fabriquer les modèles de quelques molécules :

Les pièces du modèle moléculaire

- Le noyau de l'atome est représenté par une « boule ».
- Il est entouré des connexions des liaisons possibles, sous forme de « pattes et plots ».
- L'élément est codé par sa couleur: **Carbone C noir**, Hydrogène H blanc, **Oxygène O rouge**, **Azote N bleu** ou **Chlore Cl vert** ...

Liaisons possibles : plots



Liaisons possibles : pattes



- Les **liaisons** sont modélisées par des TUBES BLANCS lors de « **liaisons simples** », et GRIS pour les « **liaisons doubles ou triples** ».



Les règles du modèle moléculaire

Au sein d'une molécule :

- Toutes les pattes sont nécessairement occupées par des liaisons simples (« **doublets liants** ») ou par des « **doublets non-liants** ».
- Les plots servent à la modélisation de liaisons multiples et ne sont pas tous obligatoirement utilisés.

Liaison simple avec l'Hydrogène

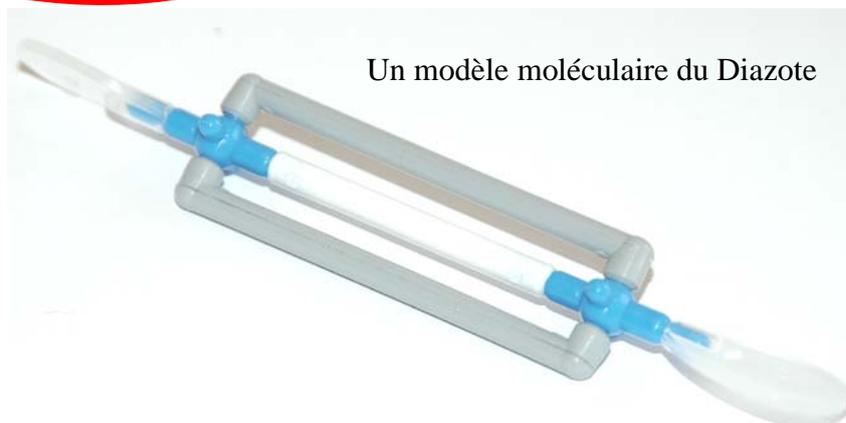
Doublet liant = liaison double ou triple

Doublet non liant

Doublet liant = liaison simple

4 cm ↔ 1 Å = 10⁻¹⁰ m
Échelle réelle

Un modèle moléculaire du Diazone





Avant de dessiner et de répondre aux questions se rapportant à chaque molécule.

II. Des molécules simples

Autour du Carbone C

- Dénombrer les différents modèles du carbone ?
 - Pour chacun d'eux, compter le nombre de pattes et de plots.
 - En déduire alors, combien de liaisons simples et de liaisons multiples ces atomes peuvent-ils engager ?
- Fabriquez les modèles suivants : CH_4 Méthane, $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ Éthane, $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ Éthène ou Éthylène, $\text{CH} \equiv \text{CH}$ Éthyne ou Acétylène.
- Pour ces différents modèles :
 - Combien de liaisons engagent chaque atome de Carbone ?
 - Donner leur nature « $\text{C} - \text{X}$ ».
 - Y-a-t-il des liaisons multiples ? Combien ? Donner leur nature ?
 - Autour de chaque Carbone, donner le nom de la géométrie spatiale des liaisons.
 - La molécule est-elle plane ?
 - Dans le cas des molécules mettant en jeu des liaisons Carbone-Carbone, y-a-t-il libre rotation autour de celle-ci ?
- Dessiner ces molécules.

Autour de l'azote N

- Même question qu'en 1.
- Fabriquez les molécules suivantes : NH_3 Ammoniac, $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ Méthanamine, $\text{N} \equiv \text{N}$ Diazote N_2 .
- Pour ces différents modèles :
 - Combien de liaisons engagent chaque atome d'Azote ?
 - Donner leur nature « $\text{N} - \text{X}$ ».
 - Y-a-t-il des liaisons multiples ? Combien ? Donner leur nature ?
 - Autour de chaque Azote, donner le nom de la géométrie spatiale des liaisons.
 - La molécule est-elle plane ?
 - Pourquoi la molécule d'Ammoniac n'est-elle pas triangulaire ?
- Dessiner ces molécules.



 Autour de l'Oxygène O

9. Même question qu'en 1.
10. Fabriquer les molécules suivantes : $\text{H} - \text{O} - \text{H}$ Eau H_2O , $\text{O} = \text{C} = \text{O}$ Dioxyde de Carbone CO_2 , $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ Acide Éthanoïque ou Acide acétique.
11. Pour ces modèles :
 - Combien de liaisons engagent chaque atome d'Oxygène ?
 - Donner leur nature « $\text{O} - \text{X}$ ».
 - Y a-t-il des liaisons multiples ? Combien ? Donnez leur nature ?
 - Quelle est la géométrie de la molécule d'Eau H_2O ?
 - Quelle est la géométrie de CO_2 ?
 - Quelle est la géométrie de la partie oxygénée de l'Acide Éthanoïque ?
12. Dessiner ces molécules.

 Autour du Chlore Cl, un halogène

13. Même question qu'en 1. pour le Fluor, le Chlore, le Brome et l'Iode. Quel est le point commun ?
14. Fabriquer les molécules suivantes : CCl_4 Tétrachlorure de Carbone,
 Cl_2 Dichlor et HCl Chlorure d'hydrogène.
15. Pour ces modèles :
 - Combien de liaisons engagent chaque atome de Chlor ?
 - Donner leur nature « $\text{Cl} - \text{X}$ ».
 - Y a-t-il des liaisons multiples ?
 - Quelle est la géométrie de ces différentes molécules ?
16. Dessiner ces molécules.

III. La « valence » de l'atome

Il s'agit ici de comprendre pourquoi un atome donné est toujours lié à un même nombre d'atomes dans les édifices moléculaires.

1. Pour chaque atome, faire le bilan du nombre de liaisons engagées.
2. Donner la structure fine électronique des atomes 1H , 6C , 7N , 8O , 17Cl .
3. Relier les deux questions précédentes, en observant uniquement les couches externes dites « couches périphériques ».
4. Dessiner « à plat » la molécule de Méthane en remplaçant les liaisons par les électrons des couches périphériques des atomes.



5. Combien d'électrons constituent une liaison ?
6. Considérant que les électrons échangés par deux atomes appartiennent en même temps aux deux, quel est l'environnement électronique _nombre d'électrons périphériques présents autour _ du Carbone et de l'Hydrogène dans la molécule de Méthane ?
7. Donner la structure fine de l'Hélium ${}^2\text{He}$ et du Néon ${}^{10}\text{Ne}$.
8. Comparer et interpréter les résultats des questions 6 et 7.

IV. La géométrie des molécules et la répulsion des paires électronique

Il s'agit enfin d'expliquer la géométrie de molécules simples, le coude de la molécule d'Eau H_2O ou la pyramide de l'Ammoniac NH_3 .

1. Relier le nombre de liaisons $\text{C} - \text{X}$ et la géométrie du Carbone C . Comment se positionnent les liaisons ou « doublets liants » dans l'espace ?
2. Que dire d'une liaison multiple du point de vue de la géométrie d'une molécule ?
3. D'après sa « valence » (paragraphe précédent), combien d'électrons l'Oxygène peut-il engager ? Même question pour l'hydrogène.
4. Pour la molécule d'Eau, combien d'électrons participent aux liaisons simples dites « liaisons covalentes » et combien de liaisons simples ou « doublets liants » contient-elle ?
5. Combien d'électrons « non-liants » possède l'Oxygène ?
6. Sachant qu'ils s'unissent également en « doublet non-liant », compter le nombre de doublets non liants de l'Oxygène.
7. Redessinez la molécule d'eau en remplaçant les doublets « non liants » par des « *oreilles de mickey* » !
8. D'après la question 1, considérant les doublets liants et non-liants, quelle est la géométrie de H_2O .
9. Mener la même démarche pour la molécule d'ammoniac et expliquer sa géométrie.

L'ensemble de ses résultats fondent le modèle des molécules simples selon les règles rassemblées par :

- Lewis en 1916 et son schéma des molécules.
- Gillespie en 1957 et la méthode VSEPR de « Répulsion des paires d'électrons de valence ».