

TP13-Prévoir la forme d'une molécule

I- Modèle moléculaire

1) Construisez les molécules ayant pour formule brute :



Formule brute	Formule développée
Méthane CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Méthanol CH ₄ O	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Nitroxyle HNO	$\text{H}-\text{N}=\text{O}$

Remarque : on considère qu'une molécule peut exister seulement si l'ensemble des trous présents dans les boules sont comblés par un bâton reliant 2 atomes : ces bâtons représentent des **liaisons covalentes**.

II- Représentation de Lewis

Pourquoi la boule représentant le carbone est dotée de 4 trous alors que celle d'oxygène n'en a que 2 ? Cela provient encore de la règle du duet de l'octet ! Pour essayer d'atteindre la structure électronique du gaz noble le plus proche, 2 atomes peuvent « mettre en commun » chacun 1 électron avec l'autre atome. Ces 2 électrons forment une liaison covalente (le bâton), et pour chaque atome, c'est comme s'il avait gagné un électron. Un atome aura donc tendance à former autant de liaison qu'il lui manque d'électrons pour atteindre la configuration électronique du gaz noble le plus proche.

Pour simplifier la démarche, on utilise la représentation de Lewis. Pour un atome donné :

Règle :	Exemple : le chlore CL (Z=17)
<ul style="list-style-type: none"> - On réalise sa structure électronique. - On ne s'intéresse qu'à sa couche électronique externe. - On place les 4 premiers électrons autour du symbole de l'atome (on fait un point). - On place les 4 électrons suivant en couple avec un électron déjà dessiné (on transforme le point en trait). - Les traits représentent les doublets non liants qui ne formeront pas de liaison, les électrons restés célibataires sont ceux qui formeront une liaison covalente avec un électron d'un autre atome 	<ul style="list-style-type: none"> - Structure électronique (K)²(L)⁸(M)⁷ - Il a donc 7 électrons sur sa couche externe - Je place les 4 premiers électrons : - Il me reste donc 3 électrons que je mets en couple avec un électron déjà placé : - finalement, je transforme les couples en tirets, ce qui me donne : - Le chlore ne pourra donc former qu'une seule liaison covalente

1) Reproduire la démarche avec les atomes d'hydrogène (Z=1), de carbone (Z=6), d'azote (Z=7) et d'oxygène (Z=8)

Hydrogène

- Structure électronique (K)¹
- Il a donc 1 électron sur sa couche externe
- Je place le seul électron :
- L'hydrogène ne pourra donc former qu'une seule liaison covalente



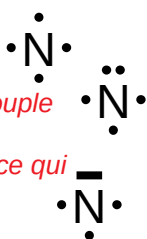
Carbone

- Structure électronique (K)²(L)⁴
- Il a donc 4 électrons sur sa couche externe
- Je les place :
- Il n'y a pas d'autre électron pour former un ou des couples non liants ,
- Le carbone pourra donc former 4 liaisons covalentes



Azote

- Structure électronique (K)²(L)⁵
- Il a donc 5 électrons sur sa couche externe
- Je place les 4 premiers électrons :
- Il me reste donc 1 électron que je mets en couple avec un électron déjà placé :
- finalement, je transforme les couples en tiret, ce qui me donne :
- L'azote ne pourra donc former 3 liaisons covalentes



Oxygène

- Structure électronique (K)²(L)⁶
- Il a donc 6 électrons sur sa couche externe
- Je place les 4 premiers électrons :
- Il me reste donc 2 électrons que je mets en couple avec un électron déjà placé :
- finalement, je transforme les couples en tirets, ce qui me donne :
- L'oxygène pourra donc former 2 liaisons covalentes



2) A quoi correspondent donc les trous présents dans boules du modèle moléculaire ?

Les trous présents dans le modèle moléculaire correspondent aux électrons célibataires disponibles pour former une liaison covalente avec un autre atome

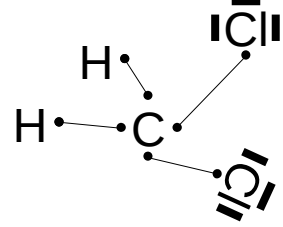
III- Prévoir la structure d'une molécule

Il n'est pas nécessaire d'avoir un modèle moléculaire pour prévoir la structure d'une molécule, il suffit de dessiner la représentation de Lewis de chaque atome de la formule brute, puis de relier chaque électron célibataire d'un atome à celui d'un autre atome de façon à ce qu'il n'en reste plus. Chaque lien, se transforme en trait pour obtenir la formule développée.

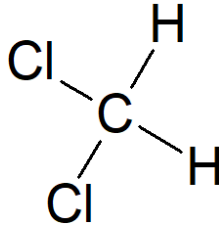
1) Faire ceci pour la molécule de dichlorométhane CH_2Cl_2 ainsi que la molécule d'éthane C_2H_6

On commence par représenter tous les atomes de la formule brute en représentation de Lewis et on relie un à un chaque électron célibataire de façon à ce que tous les atomes soient liés entre eux par une liaison covalente. On redessine ensuite la molécule proprement :

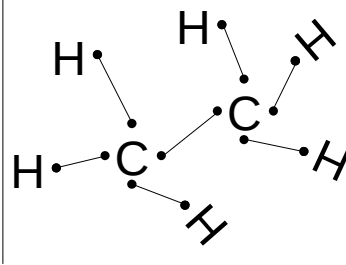
Dichlorométhane CH_2Cl_2



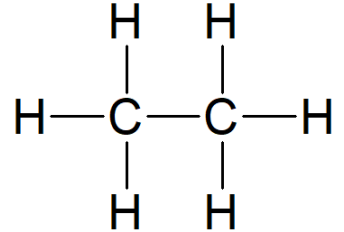
⇒



Éthane C_2H_6



⇒

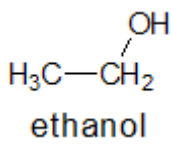
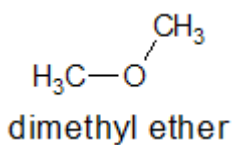


Il arrivera parfois souvent presque toujours qu'il y ait plusieurs possibilités : au moins deux molécules qui partagent une même composition mais dont la formule développée est différente. C'est ce que l'on appelle des **isomères**.

2) Rechercher les différentes solutions possibles pour les formules brutes $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ et C_4H_8 .

On procède de la même manière que précédemment, sauf que cette fois il est possible de trouver plusieurs solutions

Avec $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$:



Avec C_4H_8 :

