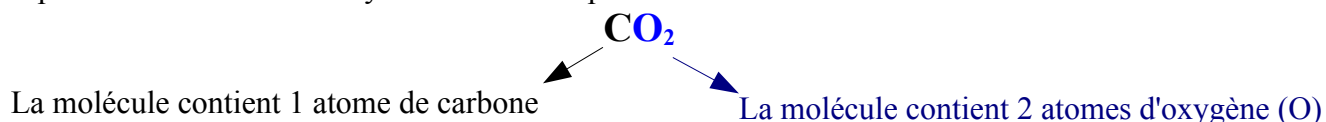


I) Comment se forment les molécules ?**I-1) Qu'est-ce qu'une molécule ?****Définition :**

Une molécule est un assemblage d'atomes qui sont liés les uns aux autres par des liaisons chimiques. Une molécule est donc électriquement neutre.

A quoi correspond la formule brute d'une molécule ?

Exemple : La molécule de dioxyde de carbone a pour formule :



Pour représenter une molécule, on utilise la formule brute d'une molécule. La formule brute indique la nature et le nombre de chaque type d'atome qui constituent la molécule. Ce nombre est indiqué à droite en indice du symbole des atomes (l'indice 1 n'est jamais écrit mais sous-entendu).

Exercices :

- a- Une molécule possède 6 atomes d'hydrogène, 2 atomes de carbone et un atome d'oxygène. Donner sa formule brute.
Sa formule brute est C_2H_6O
- b- Le chloral a pour formule brute C_2HCl_3O . Donner le nombre et le nom de chaque type d'atomes qui le constitue
Le chloral contient 2 atomes de carbone, 3 atomes de chlore, 1 atome d'hydrogène et 1 atome d'oxygène
- c- Indiquer les atomes contenus dans la molécule de butanoate d'éthyle (arôme d'ananas) : $C_3H_7CO_2C_2H_5$
Le butanoate d'éthyle contient 6 atomes de carbone, 12 atomes d'hydrogène et 2 atomes d'oxygène

I-2) La formation des molécules : règles de l'octet et du duet**Voir TP-2 : Formation des molécules****Rappels :**

Règle du duet : Un atome est stable si sa couche électronique externe est la couche K et qu'elle contient deux électrons.

Règle de l'octet : Un atome est stable si sa couche électronique externe est la couche L ou M et qu'elle contient huit électrons.

Élément	H	C	N	O	Cl
Nombre de liaisons	1	4	3	2	1
Z	1	6	7	8	17
Structure électronique	$(K)^1$	$(K)^2 (L)^4$	$(K)^2 (L)^5$	$(K)^2 (L)^6$	$(K)^2 (L)^8 (M)^8$
Nombre d'électrons sur la couche externe	1	4	5	6	7
Nombre d'électrons manquant pour satisfaire la règle du duet ou de l'octet	1	4	3	2	1

On constate qu'il y a deux lignes similaires dans ce tableau, celle du nombre de liaisons et celle du nombre d'électrons manquant pour respecter la règle de l'octet ou du duet.

On en déduit qu'un atome forme autant de liaisons qu'il lui manque d'électrons pour respecter la règle de l'octet ou celle du duet.

Application :

Elément	Phosphore P	Soufre S	Chlore Cl	Fluor
Z	15	16	17	9
Configuration électronique	$(K)^2 (L)^8 (M)^5$	$(K)^2 (L)^8 (M)^6$	$(K)^2 (L)^8 (M)^7$	$(K)^2 (L)^7$
Nombre de liaisons	3	2	1	1

II) La modélisation des molécules :

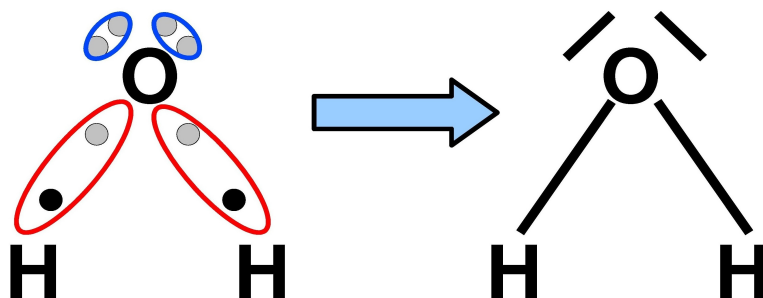
II-1) La liaison covalente : Modèle de Lewis

Exemple : Molécule d'eau H_2O

H : $(K)^1$ Il lui manque 1 électron pour respecter la règle du duet

O : $(K)^2 (L)^6$ Il lui manque 2 électrons pour respecter la règle de l'octet.

Dans la molécule d'eau, les liaisons liants les atomes entre eux résultent de la mise en commun de deux électrons par deux atomes voisins (1 électron par atome) afin de respecter la règle de l'octet ou du duet. Ceci entraîne la formation d'une liaison covalente que l'on schématise par un trait —



Dans une molécule, deux atomes voisins mettent chacun en commun un électron afin de former une liaison appelée : **liaison covalente**. Ces deux électrons mis en commun localisés entre les deux atomes, sont considérés comme appartenant à ces atomes, donc comptabilisés dans la structure électronique de chaque atome. Ils permettent ainsi à chaque atome de respecter la règle de l'octet (ou du duet).

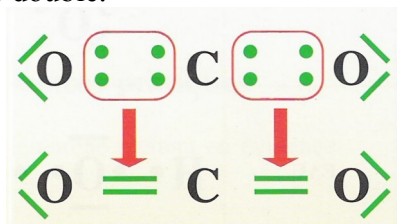
Dans une molécule, les électrons qui ne participent pas à une liaison, sont regroupés 2 par 2 sous forme de doublets non liants, ces doublets étant schématisés par un trait —

Exemple : Molécule de dioxyde de carbone CO_2

C : $(K)^2 (L)^4$ Il lui manque 4 électrons pour respecter la règle de l'octet

O : $(K)^2 (L)^6$ Il lui manque 2 électrons pour respecter la règle de l'octet.

Dans la molécule de dioxyde de carbone, deux atomes mettent en commun 4 électrons. On forme alors ce que l'on appelle une liaison covalente double.



Exemple : Molécule d'acétylène H_2C_2

H : (K)¹ Il lui manque 1 électron pour respecter la règle du duet

C : (K)² (L)⁴ Il lui manque 4 électrons pour respecter la règle de l'octet

Dans la molécule d'acétylène, les deux atomes de carbone voisins mettent en commun 3 électrons pour avoir une structure en octet. Ils forment alors ce que l'on appelle une liaison covalente triple.



Pour avoir une structure en octet, deux atomes engagent parfois deux ou trois électrons chacun. Ces atomes sont alors doublement ou triplement liés. Deux atomes qui mettent ainsi en commun deux électrons chacun sont liés par une **liaison covalente double**. S'ils mettent en commun trois électrons chacun la **liaison covalente est triple**.

II-2) Différentes formules pour une molécule :

Voir TP2 Formation des molécules

Pour mieux comprendre la structure d'une molécule, on utilise à la place de la formule brute, une formule dite développée. **Dans la formule développée, toutes les liaisons des atomes sont représentées.**

Cette notation étant lourde pour les molécules plus complexes, on utilise souvent une formulation allégée dans lequel on ne fait plus figurer les liaisons avec les atomes d'hydrogène, ce sont les formules **semi-développées**.

Type de formule	Définition	Exemple : le méthanol
Formule brute	La formule brute indique le nombre et la nature des atomes qui constituent la molécule : chaque élément chimique est représenté par son symbole accompagné en indice du nombre d'atomes de cet élément. L'absence d'indice équivaut à 1.	CH_4O (la molécule de méthanol contient 1 atome de carbone, 4 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène)
Formule développée	La formule développée correspond à l'enchaînement des atomes dans le plan de la feuille. Une liaison chimique covalente entre 2 atomes est représentée par un trait plein.	$\begin{array}{c} H \\ \\ H - C - O - H \\ \\ H \end{array}$
Formule semi-développée	La formule semi-développée est une écriture allégée ne faisant pas intervenir les liaisons entre les atomes d'hydrogène et les autres atomes.	$CH_3 - OH$

Exemples : compléter le tableau en écrivant les formules semi-développées (ou développées)

Molécule	Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée
Eau oxygénée	H_2O_2	$H-O-O-H$	$HO-OH$
Diode	I_2	$I-I$	$I-I$

Urée	$\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}_2$		
Aspirine	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_3$		
Ethanol	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$		
Acétate d'éthyle	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$		
méthanal	CH_2O		
Acide acétique (ou acide éthanoïque)	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$		

II-3) Notion d'isomérisation :

Voir TP2 – Formation des molécules

Deux molécules de même formule brute, peuvent différencier par l'enchaînement des atomes et ainsi avoir des propriétés physiques et chimiques différentes, on appelle alors ces molécules des isomères.

Ainsi deux molécules **isomères** ont une formule brute identique mais des formules développées différentes. Les isomères ont des noms, des propriétés physique et chimiques différentes. Ainsi pour décrire la structure d'une molécule, il faut écrire sa formule semi-développée.

III) Comment déterminer la formule développée d'une molécule ?

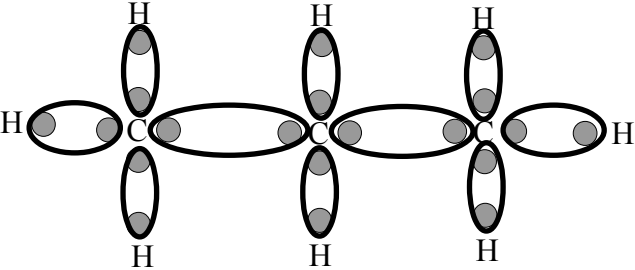
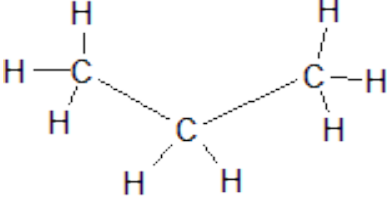
III-1) Formule développée à partir d'une formule brute :

Méthode :

- 1- Faire la liste de tous les types d'atomes qui interviennent dans la molécule
- 2- Écrire la structure électronique de chaque atome

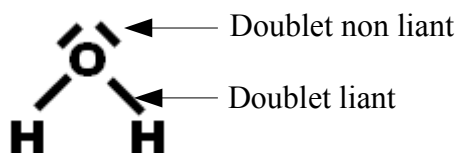
- 3- En déduire le nombre d'électrons de la couche externe.
- 4- Trouver le nombre de liaisons covalentes que chaque atome doit établir pour respecter la règle de l'octet ou du duet (cela correspond au nombre d'électrons que chaque atome doit acquérir pour respecter ces règles)
- 5- Représenter tous les atomes avec des points autour (symbolisant leurs électrons externes)
- 6- Placer les liaisons covalentes de façon à ce que chaque atome en établisse le bon nombre.

Activité : formule développée du propane

Atome	C	H
Structure électronique	$K^2 L^4$	K^1
Nombre d'électrons externes	4 électrons	1 électron
Nombre d'électrons à acquérir (= nombre de liaisons covalentes)	4	1
Représentation de tous les atomes avec leurs électrons externes		
Formule développée		
Formule semi-développée	$H_3C - CH_2 - CH_3$	

III-2) Formule de Lewis d'une molécule :

Exemple : Formule de Lewis de la molécule d'eau



La formule de Lewis d'une molécule est sa formule développée à laquelle on ajoute les électrons des atomes qui ne forment pas de liaisons, que l'on associe deux par deux et qui forment des **doublets non liants**.

La formule de Lewis permet ainsi de vérifier que tous les atomes de la molécule vérifient la règle de l'octet (ou du duet pour l'hydrogène) en étant bien entouré de 4 doublets soit 8 électrons.