

I- Formation des molécules : nombre de liaisons que peut former un atome

I-1) Dans chacune des molécules observées nous constatons que :

- les atomes de carbone forment quatre liaisons
- les atomes d'hydrogène forment une seule liaison
- les atomes d'oxygène forment deux liaisons
- les atomes d'ammoniac forment trois liaisons

I-2) On peut donc en déduire que quelque soit la molécule, les atomes de même nature forment le même nombre de liaisons.

I-3)

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

I-4) Les deux lignes du tableau qui sont similaires sont celles 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 aura autant de liaisons qu'il lui manque d'électrons pour respecter la règle de l'octet et celle du duet.

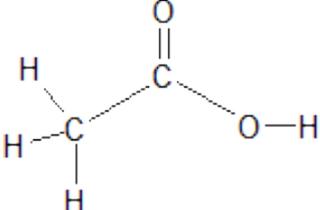
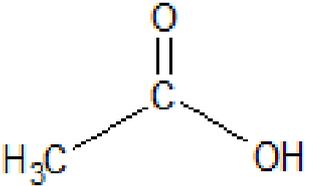
I-5)

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- Différentes formules pour une même molécule :

II-1) Exercice d'application :

Molécule	Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée
Dihydrogène	H ₂	H – H	
Chlorure d'hydrogène	HCl	H – Cl	
eau	H ₂ O	H – O – H	
ammoniac	NH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	
méthane	CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	
Dioxyde de carbone	CO ₂	O = C = O	
Acide cyanhydrique	HCN	H – C ≡ N	
Éthane	C ₂ H ₆	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH ₃ – CH ₃
propane	C ₃ H ₈	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH ₃ – CH ₂ – CH ₃
propanone	C ₃ H ₆ O	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	<div style="border: 1px solid black; width: 100px; height: 40px;"></div>
méthanal	CH ₂ O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_2 \end{array}$

<p>Acide acétique (ou acide éthanoïque)</p>	$C_2H_4O_2$		
--	-------------	---	---

III- Un isomère pour l'éthanol :

III-1) L'éthanol est miscible à l'eau c'est ce qui explique qu'il passe facilement dans le sang qui est une solution aqueuse.

III-2) Formules de l'éthanol :

La formule brute de l'éthanol est C_2H_6O

Sa formule développée est

$$\begin{array}{c}
 \text{H} \quad \text{H} \\
 | \quad | \\
 \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\
 | \quad | \\
 \text{H} \quad \text{H}
 \end{array}$$

Sa formule semi-développée est $CH_3 - CH_2 - OH$

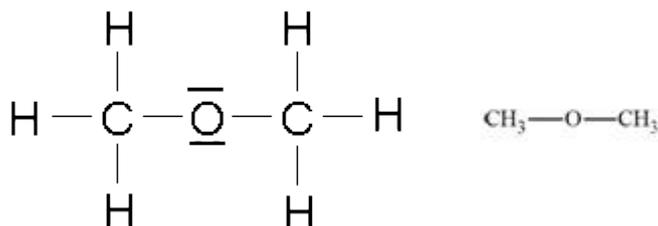
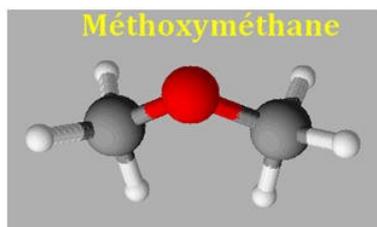
III-3) Vérifications des règles du duet ou de l'octet :

carbone : $(K)^2 (L)^4$ le carbone forme 4 liaisons pour respecter la règle de l'octet (*car il lui manque 4 électrons dans sa couche L pour avoir 8 électrons*)

oxygène : $(K)^2 (L)^6$ l'oxygène forme 2 liaisons pour respecter la règle de l'octet

hydrogène : $(K)^1$ l'hydrogène forme 1 liaison pour respecter la règle du duet (*car il lui manque 1 électron pour avoir 2 électrons dans sa couche K*)

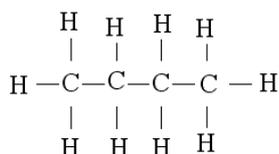
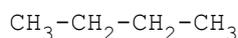
III-4) Modèle moléculaire du méthoxyméthane :



III-5) On appelle isomères des molécules qui ont la même formule brute mais qui ont des formules semi-développées différentes. Des isomères diffèrent donc par l'enchaînement de leur atomes.

III-6) Les isomères du butane :

butane



méthylpropane (isobutane)

