

1ere S	<b>Corrigé du TP11 de Chimie :</b> <i>Introduction à la chimie organique</i>	2008-2009
--------	---	-----------

Ce TP avait plusieurs objectifs à atteindre. Dans un premier temps, il fallait établir en revoyant les règles de l'octet et du duet, le nombre de liaisons que pouvait établir un atome de carbone avec ses atomes voisins. Puis l'utilisation de modèles moléculaires nous permettra d'étudier la géométrie de certaines molécules, de revoir les notions d'isomérisation et de formules développées et semi-développées, et d'aborder les notions de chaînes carbonées et de formule topologique des molécules. Enfin nous terminerons ce TP en étudiant l'influence de la chaîne carbonée d'une molécule organique sur ses propriétés physiques et chimiques.

## **I) L'atome de carbone et ses voisins :**

### 1- Règles du duet et de l'octet :

Les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'Hélium  $Z=2$ , ont tendance à adopter sa configuration à deux électrons (K)<sup>2</sup>. C'est la règle du « duet »

Les autres atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe possédant huit électrons comme celle des autres gaz nobles : Ne, Ar, Kr ... C'est la règle de l'octet.

### 2- Configuration électronique des atomes :

H : (K)<sup>1</sup>

C : (K)<sup>2</sup> (L)<sup>4</sup>

N : (K)<sup>2</sup> (L)<sup>5</sup>

O : (K)<sup>2</sup> (L)<sup>6</sup>

### 3- Représentation de Lewis des molécules :

- Molécule C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> :

Cette molécule est constituée de 2 atomes de carbone et 6 d'hydrogène. Vu les configurations électroniques écrites ci-dessus, on en déduit que chaque atome de carbone possède 4 électrons sur sa couche externe, alors que chaque atome d'hydrogène en possède 1.

Soit  $n_e(\text{C}) = 4$  et  $n_e(\text{H}) = 1$

On en déduit donc le nombre d'électrons externes intervenant dans la molécule :

$$n_t = 2 \times 4 + 6 \times 1 = 14 \text{ électrons}$$

On en déduit donc le nombre de doublets liants et non liants dans la molécules :

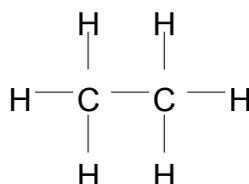
$$n_d = \frac{14}{2} = 7 \text{ doublets liants ou non liants.}$$

La répartition des doublets liants et non liants dans la molécule s'effectue en tenant compte du fait que l'atome de carbone va respecter la règle de l'octet, et que l'hydrogène va lui respecter la règle du duet.

Ainsi, l'atome d'hydrogène va chercher à acquérir la configuration stable (K)<sup>2</sup>. Il va donc mettre en commun son électron externe et créer une liaison de covalence pour acquérir cette configuration. L'atome d'hydrogène va donc créer un doublet liant.

L'atome de carbone va lui chercher à acquérir la configuration (L)<sup>8</sup>. Pour cela il va devoir mettre en commun ses 4 électrons externes et ainsi former 4 liaisons de covalence ou doublets liants.

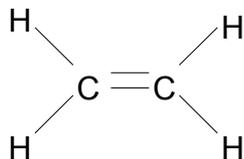
Au bilan, on obtient donc la représentation de Lewis :



- Molécule C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> :

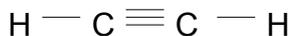
$$n_t = 2 \times 4 + 4 \times 1 = 12 \quad \text{d'où} \quad n_d = \frac{12}{2} = 6 \text{ doublets liants ou non liants}$$

Sachant que C respecte la règle de l'octet et H du duet, on en déduit donc la représentation de Lewis :



- Molécule C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> :

$$n_t = 2 \times 4 + 2 \times 1 = 10 \quad \text{d'où} \quad n_d = 5 \text{ doublets liants ou non liants}$$

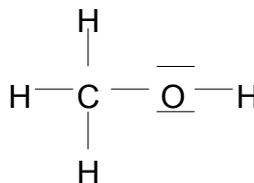


- Molécule CH<sub>4</sub>O :

$$n_e = 1 \times 4 + 4 \times 1 + 1 \times 6 = 14 \quad \text{d'où} \quad n_d = 7 \text{ doublets liants ou non liants}$$

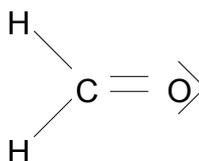
L'atome d'oxygène va pour respecter la règle de l'octet et acquérir la configuration (L)<sup>8</sup>, mettre en commun 2 électrons externe pour former deux liaisons de covalence (ou doublet liants). Les 4 électrons externes restant sur sa couche L vont alors se regrouper pour former 2 doublets non liants.

On obtient donc la configuration de Lewis suivante :



- Molécule CH<sub>2</sub>O :

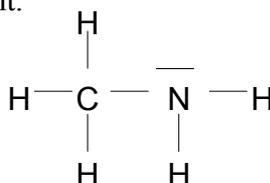
$$n_e = 1 \times 4 + 2 \times 1 + 1 \times 6 = 12 \quad \text{d'où} \quad n_d = 6 \text{ doublets liants ou non liants}$$



- Molécule CH<sub>5</sub>N :

$$n_e = 1 \times 4 + 5 \times 1 + 1 \times 5 = 14 \quad \text{d'où} \quad n_d = 7 \text{ doublets liants ou non liants}$$

L'atome d'azote va selon la règle de l'octet vouloir acquérir la configuration L<sup>8</sup> et pour cela il va mettre en commun 3 électrons externes de sa couche L et ainsi former 3 liaisons covalentes. Les deux électrons externes restant vont former un doublet non liant.



#### 4- Atome de carbone :

On en déduit donc, que l'atome de carbone peut établir 4 liaisons covalentes avec ses atomes voisins. On dit que l'atome de carbone est **tétravalent**.

#### 5- Formules développées et semi-développées de ces molécules :

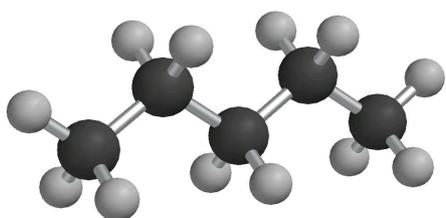
La formule développée d'une molécule précise l'enchaînement des atomes au sein de la molécule étudiée et toutes les liaisons qui les unissent.

Dans les formules semi-développées on ne représente plus les liaisons des atomes d'hydrogène.

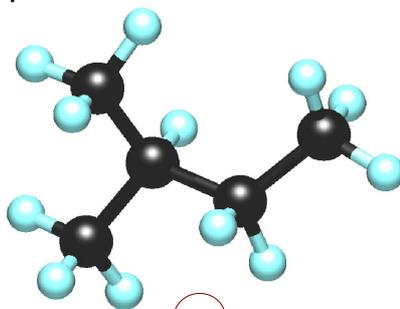
Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée
$C_2H_6$	$  \begin{array}{c}  H & H \\    &   \\  H-C & -C-H \\    &   \\  H & H  \end{array}  $	$CH_3-CH_3$
$C_2H_4$	$  \begin{array}{c}  H & & H \\  & \diagdown & / \\  & C = C & \\  & / & \diagdown \\  H & & H  \end{array}  $	$CH_2=CH_2$
$C_2H_2$	$H-C \equiv C-H$	$CH \equiv CH$
$CH_4O$	$  \begin{array}{c}  H \\    \\  H-C-O-H \\    \\  H  \end{array}  $	$CH_3-OH$
$CH_2O$	$  \begin{array}{c}  H \\  \diagdown \\  C = O \\  \diagup \\  H  \end{array}  $	$CH_2=O$
$CH_5N$	$  \begin{array}{c}  H \\    \\  H-C-N-H \\    \\  H  \end{array}  $	$CH_3-NH_2$

## II) Construction de molécules :

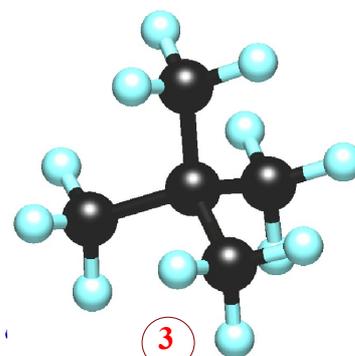
Les trois possibilités de construction sont :



1



2



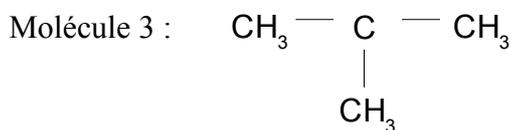
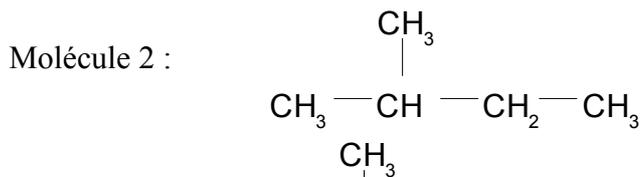
3

### 1- Formule brute de la molécule :

Cette molécule est constituée de 5 atomes de carbone et 12 atomes d'hydrogène. Sa formule brute est donc  $C_5H_{12}$ .

## 2- Formules semi-développée de ces molécules :

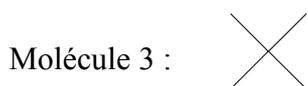
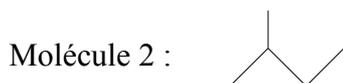
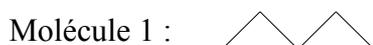
Les formules brute des molécules construites précédemment, sont respectivement :



3- Toutes ces molécules présentent un enchaînement d'atomes de carbones liés par des liaisons covalentes. Cet enchaînement constitue ce que l'on appelle le **squelette carboné** de la molécule.

## 4- Formules topologiques de ces molécules :

Les formules topologiques des molécules construites sont respectivement :



5- Il n'est pas possible de représenter la molécule de méthane en représentation topologique car il n'y a aucune liaison C — C dans la molécule de méthane.

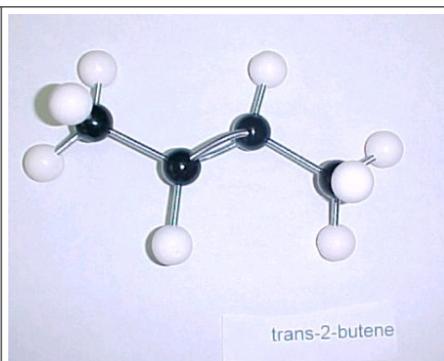
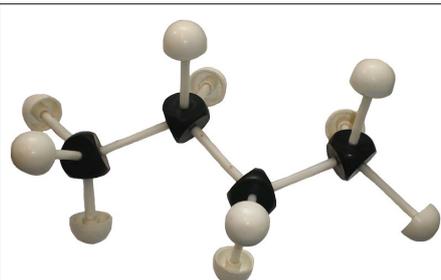
6- Voir question 2

7- Les composés qui ont la même formule brute mais une formule semi-développée différente sont appelés des **isomères**.

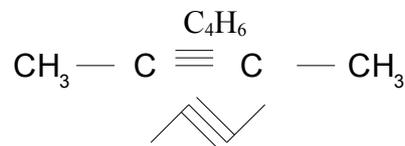
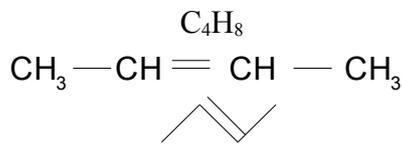
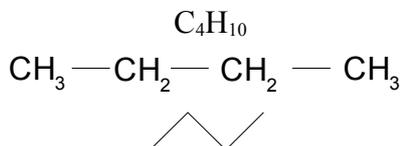
Les isomères ont des propriétés physiques et chimiques différentes.

## **III) Etude de chaînes carbonées :**

### *Construction des molécules*



1- Formule brute, semi-développée et topologique:



## 2- Particularités des chaînes carbonées de ces molécules :

Tous les atomes de carbone sont liés au plus à deux autres atomes de carbone, cette molécule est donc **linéaire**.

Toutes les liaisons carbone-carbone sont des liaisons covalentes simples, la molécule est donc **saturée**.

Tous les atomes de carbone sont liés au plus à deux autres atomes de carbone, cette molécule est donc **linéaire**.

Il existe une liaison covalente multiple entre deux atomes de carbone, la molécule est donc **insaturée**.

Tous les atomes de carbone sont liés au plus à deux autres atomes de carbone, cette molécule est donc **linéaire**.

Il existe une liaison covalente multiple entre deux atomes de carbone, la molécule est donc **insaturée**.

## 3- Particularités des chaînes carbonées des isomères du II :

Molécule 1 :  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  Linéaire et saturée

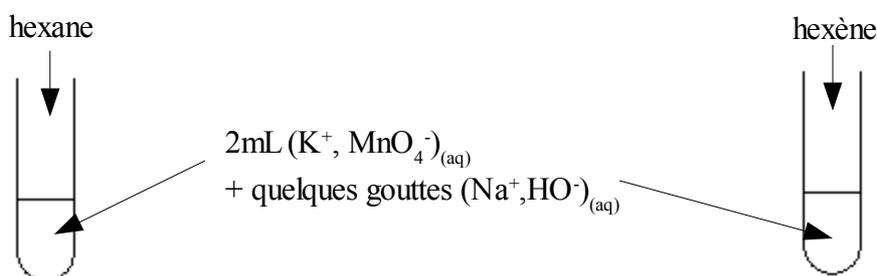
Molécule 2 : 
$$\begin{array}{ccccccc} & & \text{CH}_3 & & & & \\ & & | & & & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 \end{array}$$
 Ramifiée et saturée

Molécule 3 : 
$$\begin{array}{ccc} \text{CH}_3 & - & \text{C} & - & \text{CH}_3 \\ & & | & & \\ & & \text{CH}_3 & & \end{array}$$
 Ramifiée et saturée

## IV) Influence de la chaîne carbonée sur les propriétés de la molécule :

### A- Mise en évidence du groupe $\text{C}=\text{C}$ d'un alcène :

#### Expérience :



On bouche et on agite vivement les deux tubes.

#### Observations :

Dans le premier tube, on observe aucun changement après l'ajout d'hexane.

Dans le second tube, on note un changement de couleur notable après l'ajout de l'hexène.

#### 1- Comparaison des formules semi-développées :

L'observation des formules semi-développées de l'hexane et de l'hexène montre que la molécule d'hexane est saturée alors que l'hexène est insaturée (présence d'une double liaison entre deux atomes de carbone).

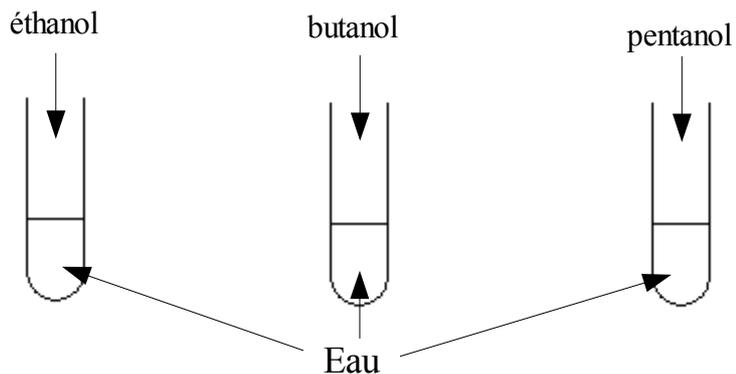
#### 2- Interprétation :

Le changement de couleur observé montre qu'il y a eu réaction chimique dans le tube où l'on a versé l'hexène.

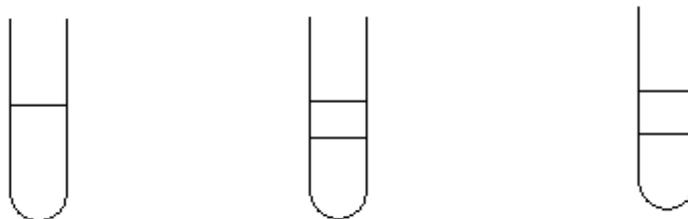
La seule différence notable entre les formules développées de l'hexane et de l'hexène est la présence d'une insaturation (liaison covalente double) sur la molécule d'hexène. On en déduit donc qu'il s'agit très probablement de la présence de cette double liaison qui explique la différence de réactivité entre l'hexane et l'hexène avec le permanganate de potassium.

## **B- Influence de la chaîne carbonée sur la solubilité dans l'eau :**

### **Expérience :**



### **1- Observations :**



L'éthanol est totalement soluble dans l'eau ce qui n'est pas le cas du butanol et du pentanol.

### **2- Interprétation :**

Le butanol et le pentanol ont des chaînes carbonées plus longues que l'éthanol. C'est ce qui explique la différence de solubilité dans l'eau de ces trois molécules.

### **3- Conclusion :**

La chaîne carbonée influence les propriétés physiques des alcools. En effet, la solubilité dans l'eau des alcools à chaîne linéaire diminue lorsque la longueur de leur chaîne croît.