

**I) Rappels de seconde :**

I-1- Un atome est constitué d'un noyau central, constitué de protons chargés positivement et neutrons qui sont électriquement neutres. Autour du noyau on retrouve le nuage électronique dans lequel se déplacent de façon aléatoire des électrons, particules chargées négativement.

I-2- Les lettres A et Z sont respectivement le nombre de masse et le numéro atomique. A représente le nombre de nucléons contenus dans le noyau (protons + neutrons) et Z le nombre de protons.

I-3- L'atome étant électriquement neutre, il y a autant d'électrons dans le nuage électronique que de protons dans le noyau. Ainsi un atome contient Z électrons.

I-4- La couche électronique K peut contenir un maximum de 2 électrons, la couche L 8 électrons, et la couche M, 18 électrons.

I-5- La configuration électronique du soufre est : (K)<sup>2</sup> (L)<sup>8</sup> (M)<sup>6</sup>

I-6- L'atome de soufre possède 6 électrons sur sa couche externe M, il a donc 6 électrons de valence.

I-7- Règle du duet : Un atome est stable si sa couche externe est la couche K et qu'elle contient 2 électrons.

Règle de l'octet : Un atome est stable si sa couche externe est la couche L ou M et qu'elle contient 8 électrons.

I-8- L'atome de soufre n'est pas stable car il ne contient que 6 électrons dans sa couche externe.

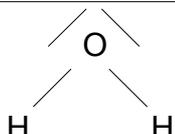
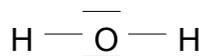
I-9- Pour devenir stable, l'atome de soufre doit acquérir deux électrons supplémentaires pour en avoir 8 dans sa couche externe M, il se transforme donc en ion sulfure S<sup>2-</sup>.

I-10- L'atome de soufre va mettre en commun 2 électrons et ainsi former deux liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

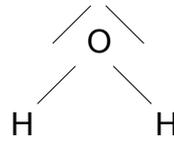
I-11- Compléter le tableau ci-dessous :

Atome	Symbole	Numéro atomique Z	Structure électronique	Nombre d'électrons de valence	Nombre de liaisons covalentes	Couleur de la sphère dans le modèle moléculaire
Hydrogène	H	1	(K) <sup>1</sup>	1	1	blanc
Carbone	C	6	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>	4	4	noir
Azote	N	7	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>5</sup>	5	3	bleu
Oxygène	O	8	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>	6	2	rouge
Soufre	S	16	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>6</sup>	6	2	vert

**II) Représentation (ou formule de Lewis) :**

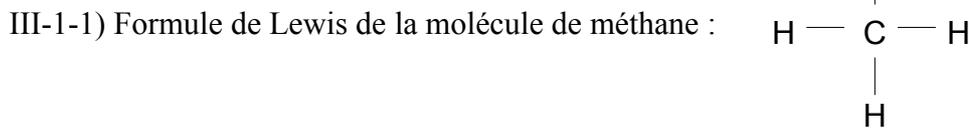
Formule brute	H <sub>2</sub> O		
Symboles des atomes	H	H	O
Nombre d'électrons de valence n <sub>e</sub>	1	1	6
Nombre de liaisons covalentes n <sub>l</sub>	1	1	2
Nombre de doublets non liants n <sub>nl</sub>	0	0	2
Représentation de Lewis	 ou 		
L'atome vérifie-t-il la règle de l'octet ou du duet ?	Règle du duet	Règle du duet	Règle de l'octet

Par construction du modèle moléculaire on en déduit que la formule de Lewis qui donne le plus de renseignements sur la forme de la molécule d'eau est :



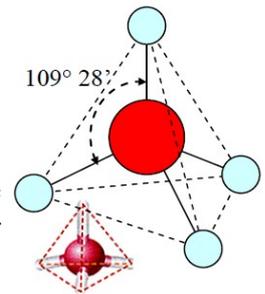
### III) La géométrie des molécules :

#### III-1) Étude de la molécule de méthane :

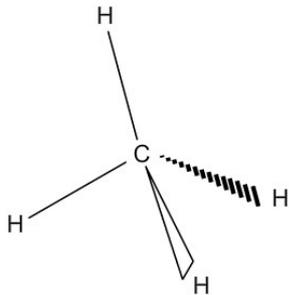


III-1-3) La molécule de méthane a une géométrie tétraédrique.

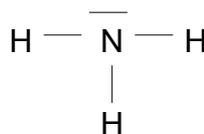
III-1-4) L'atome de carbone est au centre d'un tétraèdre et les 4 atomes d'hydrogène sont placés à chaque sommet. Les doublets adoptent des directions qui leur permettent d'être le plus éloignés des uns des autres.



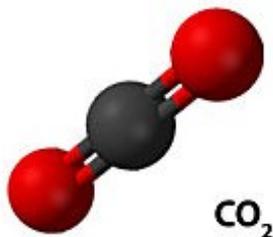
III-1-5)



#### III-2) Étude d'autres molécules :



III-2-2)

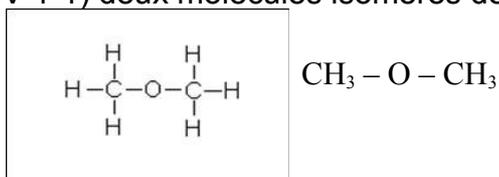


III-2-3) Si on compare les formules de Lewis pour l'eau et pour le dioxyde de carbone, on remarque qu'il y a deux doublets non liants sur l'atome central pour l'eau alors qu'il n'y en a pas par le CO2. Les doublets non liants jouent donc un rôle important dans la géométrie des molécules.

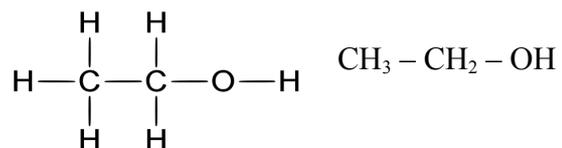
### IV) Isomérie :

#### IV-1) L'isomérie de constitution :

IV-1-1) deux molécules isomères de formule brute C2H6O.



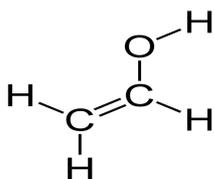
éther méthylique



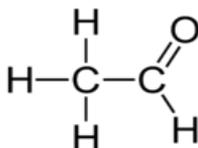
éthanol

IV-1-2) trois isomères de formule brute  $C_2H_4O$ .

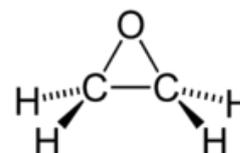
Éthanol



éthanal



oxyde d'éthylène

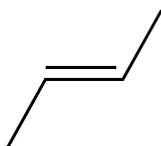


## IV-2) L'isomérisation spatiale Z/E :

IV-2-1) On peut passer de la molécule 1 à la molécule 2 par simple rotation de la liaison simple entre le 2<sup>ème</sup> et le 3<sup>ème</sup> atome de carbone. La molécule 1 est la plus stable car les groupes d'atomes sont les plus éloignés possible les uns des autres.

IV-2-2) La signification de ces lettres vient de l'allemand : Z : zusammen (ensemble) ; E : entgegen (opposé)

La molécule 3 est l'isomère E car les groupes  $CH_3$  sont opposés par rapport à la double liaison.



La molécule 4 est l'isomère Z car les groupes  $CH_3$  sont du même côté de la double liaison.

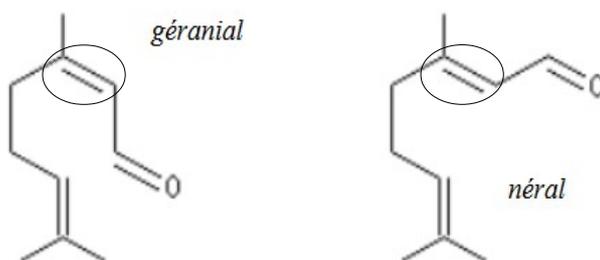


IV-2-3) Les molécules 3 et 4 sont les isomères E et Z du but-2-ène. Rechercher sur internet la signification de ces deux lettres et attribuer à chaque molécule son nom.

IV-2-4) Les molécules 1 et 2 ne présentent pas d'isomérisation Z/E car elles n'ont pas de double liaison.

## IV-3) Application :

IV-3-1) Une seule double liaison présente une isomérisation Z/E. Dans l'autre double liaison, il y a deux groupements  $CH_3$  du même côté de la double liaison : aucune isomérisation Z/E possible.



IV-3-2) Isomérisation Z pour le géranial, car les plus petits groupes d'atomes (H et  $CH_3$ ) sont du même côté de la double liaison ; E pour le néral.

IV-3-3) Deux isomères n'ont pas les mêmes caractéristiques : notamment ici, les odeurs sont différentes.