

I – Valence des atomes

Complétez le tableau suivant :

Atome	C	H	N	O	Cl
Z	6	1	7	8	17
Structure électronique	(K) ² (L) ⁴	(K) ¹	(K) ² (L) ⁵	(K) ² (L) ⁶	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷
Règle appliquée	octet	duet	octet	octet	octet
Nombre de liaisons créées	4	1	3	2	1
Valence	4 : tétravalent	1 : monovalent	3 : trivalent	2 : divalent	1 : monovalent
Couleur	● ● ●	○	●	●	●

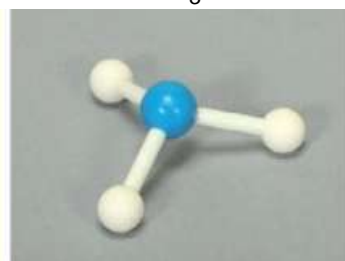
II – Étude de quelques molécules simples

1) Molécules simples

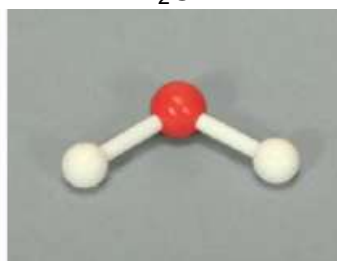
A - CH₄



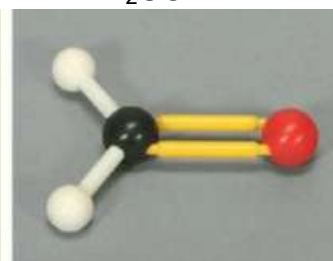
NH₃



H₂O



H₂CO



- linéaire : CO

Formule	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	H ₂ CO	CO ₂
Atome central + valence	C 4	N 3	H 2	C 4	C 4
Nb DL simple ou double créés	DLS : 4 DLD : 0	DLS : 3 DLD : 0	DLS : 2 DLD : 0	DLS : 2 DLD : 1	DLS : 0 DLD : 2
Nb de DNL	0	1	2	0	0
Géométrie	tétraèdre	pyramide	coudée	Plane triangulaire	linéaire
Autres molécules	CH ₃ Cl, CF ₄ , CH ₂ Br ₂ , SiH ₃ Cl	PH ₃	H ₂ S	CH ₂ = CH ₂	HCN

2) Associer formule et modèle géométrique

1) Pour S (soufre), Z = 16, (K)² (L)⁸ (M)⁶. Il se rapproche de l'oxygène car tous les deux ont 2 électrons sur la couche externe. Pour sa construction, j'aurai pris la boule rouge correspondant à l'oxygène car les deux forment le même nombre de liaisons. Rouge étant pour l'oxygène, il ne remplace pas de façon précise l'atome de soufre. De plus, si les boules respectent les proportions entre les dimensions des atomes, le soufre est un atome de plus grand diamètre que l'oxygène et devrait être représenté par une boule plus grosse.

2) Fluor, brome et chlore, appartenant à la même colonne de la classification, ont donc le même nombre d'électrons sur leur couche externe soit 7. Ils appliquent la règle de l'octet et vont capter un électron supplémentaire pour saturer leur couche à 8 et donc former une seule liaison : ils sont donc monovalents.

3) Dans la molécule CH₂ = CH₂, chaque carbone s'entoure d'un doublet liant double et de deux doublets simple, nous sommes donc dans le cas d'une géométrie triangulaire plane. L'association des deux carbones donne une molécule plane également.

4) Le carbone est dans la même colonne de la classification que le silicium Si. Ces éléments vont avoir le même nombre d'électrons sur leur couche externe et donc former le même nombre de

liaisons et donc le même type de molécules. C ou Si, dans le cas de la géométrie tétraédrique, sont donc associées à 4 autres atomes.

5) Le P (phosphore), $Z = 15$ se rapproche de l'azote : ils ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe, forment le même nombre de liaisons et formeront des molécules de géométrie identique.

6) Voir tableau

3) Application sur une molécule plus complexe

Carbone 1 :

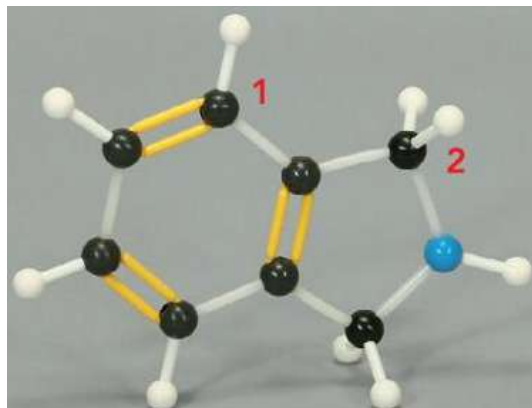
Il est tétravalent et établit 1 liaison double et 2 simples, la géométrie est donc triangulaire plane.

Carbone 2 :

Il est tétravalent et établit 4 liaisons simples, la géométrie est donc tétraédrique

Azote :

Il est trivalent et établit 3 liaisons simples, la géométrie est donc pyramidale.



III – Isomérisme Z et E

1) À quelles conditions cette isomérisme existe-t-elle ?

Présentation de trois molécules :
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (butane)
 $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ (but-2-ène)
 $\text{Cl}_2\text{C} = \text{CH}_2$

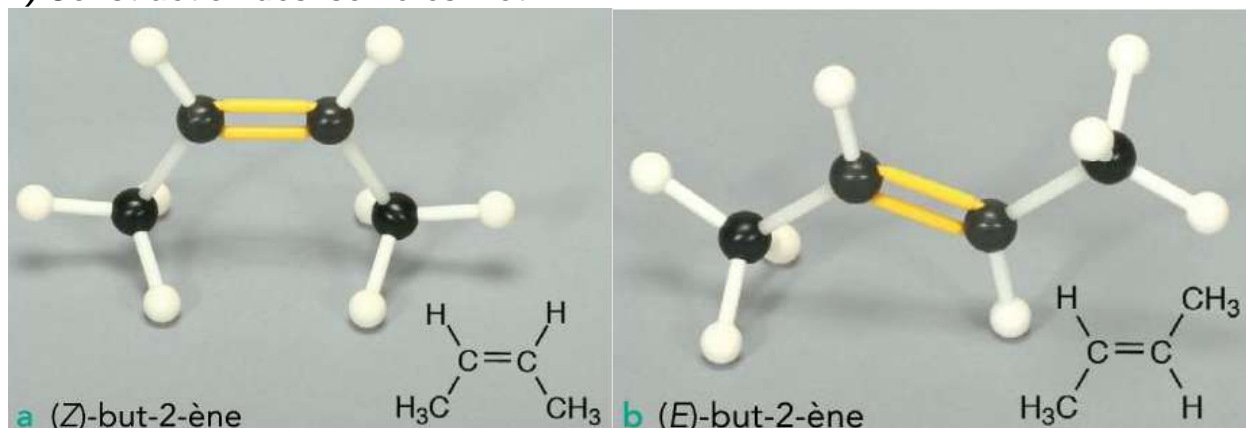
a. Dans le cas des liaisons simples, il existe une libre rotation autour de la liaison carbone-carbone.

b. Cette libre rotation disparaît dans le cas d'une liaison double et fige les positions des groupes de part et d'autre de la double liaison dans l'espace.

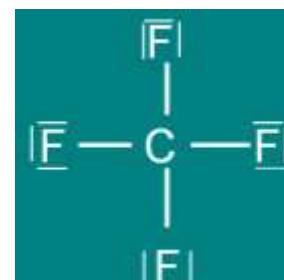
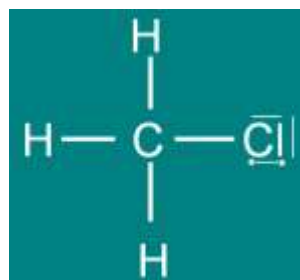
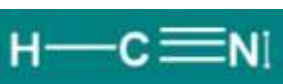
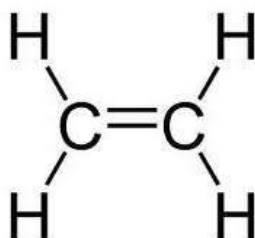
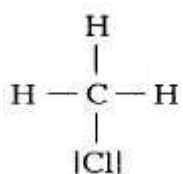
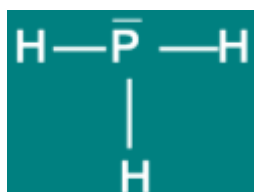
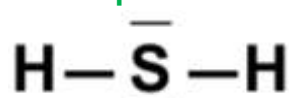
c. La molécule $\text{Cl}_2\text{C} = \text{CH}_2$ ne présente pas d'isomérisme Z et E car les atomes de chlore sont sur le même atome de carbone et non sur chacun des carbones de la double liaison.

d. Pour présenter une isomérisme Z et E, la molécule doit comporter une double liaison dont les groupes placés sur chaque carbone doivent comporter un atome d'hydrogène et un autre groupement (carbonés ou non).

2) Construction des isomères Z et E



IV – Représentation de Lewis



S a 6 électrons sur sa couche externe, il établit deux liaisons pour respecter la règle de l'octet et il lui reste 4 électrons non engagés dans une liaison formant deux DNL.

F, Cl ont 7 électrons sur sa couche externe, ils établissent une liaison pour respecter la règle de l'octet et il lui reste 6 électrons non engagés dans une liaison formant trois DNL.

N a 5 électrons sur sa couche externe, il établit trois liaisons pour respecter la règle de l'octet et il lui reste 2 électrons non engagés dans une liaison formant un DNL.

C a 4 électrons sur sa couche externe, il établit quatre liaisons pour respecter la règle de l'octet et il lui reste 0 électron non engagé donc aucun DNL.

H a 1 électron sur sa couche externe, il établit une liaison pour respecter la règle du duet et il lui reste 0 électron non engagé donc aucun DNL.