

Chapitre 6 : des atomes aux molécules

I) formation des molécules

1) qu'est ce qu'une molécule ? [vidéo](#)

Une molécule est constituée d'un assemblage d'atomes. Elle est électriquement neutre. Chaque molécule est représentée par une formule brute qui traduit sa composition. Pour écrire la formule brute d'une molécule, on écrit côte à côte les symboles des atomes qui la constituent, en précisant en indice, à droite du symbole, le nombre d'atomes.

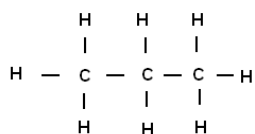
Exemples : la molécule d'eau de formule brute H_2O est constitué de 2 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène
la molécule de méthane de formule brute CH_4 est constitué d'un atome de carbone et 4 atomes d'hydrogène

2) Comment se lient les atomes au sein de la molécule ? [Vidéo](#)

Au sein de la molécule, les atomes se lient grâce à des liaisons covalentes.

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à une mise en commun de deux électrons de leurs couches externes. Ces 2 électrons forment un doublet d'électrons appelé **doublet liant**. Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes. La liaison covalente se représente par un tiret entre les symboles des deux atomes.

Exemple : le propane de formule brute C_3H_8 et de formule développée ci-dessous contient 10 liaisons covalentes.



3) Pourquoi les atomes forment-ils des liaisons covalentes ?

Les gaz nobles ne forment pas de liaisons covalentes ils sont stables (inertes) chimiquement. Ils ne forment donc pas de molécules.

Leur structure électronique est :

Hélium He: $(K)^2$

Néon Ne : $(K)^2(L)^8$

Argon Ar: $(K)^2(L)^8(M)^8$

Les autres atomes ne sont pas stables chimiquement. Ils vont, grâce aux liaisons covalentes, acquérir une structure stable identique à celle des gaz nobles avec soit :

- 2 électrons sur leur couche externe, cette règle est appelée règle du duet
- 8 électrons sur leur couche externe, cette règle est appelée règle de l'octet.

Conclusion : dans une molécule, les atomes mettent en commun des électrons de leur couche externe afin d'acquérir une structure stable en duet ou en octet.

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qui manque sur sa couche externe. En effet en effectuant une liaison covalente, l'atome gagne un électron sur sa couche externe.

Exemples :

- L'atome d'hydrogène, $(K)^1$, doit acquérir un électron pour obtenir la structure stable en duet. Il pourra former 1 liaison covalente.

- L'atome d'oxygène, $(K)^2(L)^6$, doit acquérir 2 électrons pour obtenir la structure stable en octet. I pourra former 2 liaisons covalentes.

- L'atome de carbone, $(K)^2(L)^4$, doit acquérir 4 électrons pour obtenir la structure stable en octet. Il pourra former 4 liaisons covalentes.

II) représentation de Lewis des molécules :

1) définition

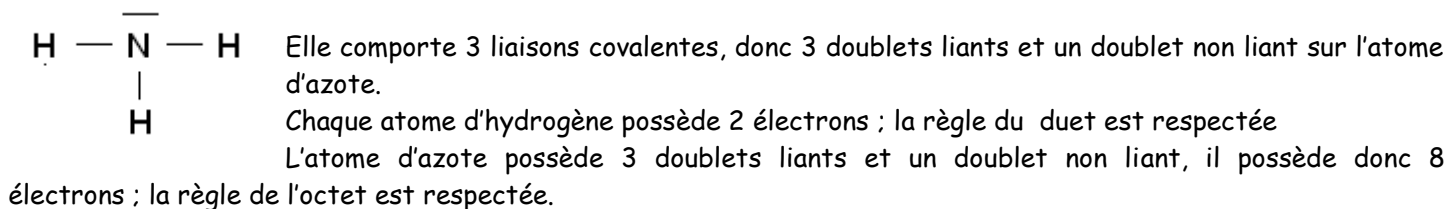
Au sein de la molécule on distingue 2 types de doublet d'électrons:

- le **doublet liant** constitué de deux électrons mis en commun dans une liaison covalente.

- le doublet non liant formé de deux électrons de la couche externe des atomes. Les doublets non liant ne participent pas aux liaisons entre atomes.

La représentation de Lewis permet de représenter les doublets liants et non liants d'une molécule. Les doublets liants se représentent par un trait entre les symboles des atomes et les doublets non liants se représentent par un trait à côté du symbole de cet atome.

Exemple : la molécule d'ammoniaque de formule brute NH_3 à pour représentation de Lewis :



2) Comment établir la représentation de Lewis d'une molécule ?

Méthode :	Exemple
1) Ecrire le nom et la formule brute de la molécule.	Dioxyde de carbone : CO_2
2) Ecrire la configuration électronique de chaque atome.	$\text{C} : (\text{K})^2 (\text{L})^4$ $\text{O} : (\text{K})^2 (\text{L})^6$
3) En déduire le nombre n_e d'électrons sur la couche externe des atomes mis en jeu.	$n_e(\text{C})=4$ $n_e(\text{O})=6$
4) En déduire le nombre n_l de liaisons covalentes que doit établir l'atome pour acquérir une structure en octet ou en duet.	$n_l(\text{C})=8-4=4$ $n_l(\text{O})=8-6=2$
5) Calculer le nombre total n_t d'électrons externes de la molécule. En déduire le nombre n_d de doublets externes.	$n_t = (1 \times 4) + (2 \times 6) = 16$ $n_d = 16/2 = 8$
6) Répartir les doublets de la molécule en doublets liants et non liants en respectant les règles du duet et de l'octet.	Représentation de Lewis de la molécule CO_2

3) Formules développées et semi-développées :

L'enchaînement des atomes peut être représenté par une formule développée ou semi-développée.

Les formules développées et semi-développées proviennent de la représentation de Lewis : seuls les doublets liants sont représentés.

Dans une **formule développée**, toutes les liaisons covalentes apparaissent. Dans une **formule semi-développée**, les liaisons concernant les atomes d'hydrogène ne sont pas représentées.

Exemples :

molécule, formule brute	représentation de Lewis	formule développée	formule semi développée
dioxyde de carbone, CO_2		$\text{O} = \text{C} = \text{O}$	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$
propane, C_3H_8	$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \\ & & & & & & \\ \text{H} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \end{array}$	$\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \\ & & & & & & \\ \text{H} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - & \text{H} \\ & & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \end{array}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
ammoniaque, NH_3	$\begin{array}{c} \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	NH_3

III) Géométrie des molécules

1) comment prévoir la géométrie d'une molécule ?

Les doublets d'électrons externes (liant ou non liant) d'un même atome se repoussent les uns des autres. En effet ils sont constitués de charges négatives et deux charges de même signe se repoussent.

La structure adoptée par une molécule est donc celle pour laquelle les doublets d'électrons externes de chaque atome s'écartent au maximum les uns des autres : c'est le modèle de Gillespie. On distingue plusieurs types de géométrie, en voici quelques unes :

type de géométrie	Molécule	Angle	Doublets liants	Doublets non liants	Représentation spatiale
tétraédrique	méthane CH ₄	HCH = 109°	4	0	???
Pyramidale	ammoniaque NH ₃	HNH = 107°	3	1	????
Coudée (plane)	eau H ₂ O	HOH = 105°	2	2	???
Linéaire	dioxyde de carbone CO ₂		4	4	?????

2) rappel : définition de l'isomérisation : (vidéo)

Deux molécules sont isomères lorsqu'elles ont la même formule brute mais des enchaînements d'atomes différents. Elles portent des noms différents et ont des propriétés physiques et chimiques différentes.

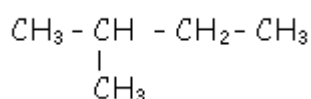
Exemples : 2 isomères correspondent à la formule brute C₄H₁₀

- le butane

formule semi développée : CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₃

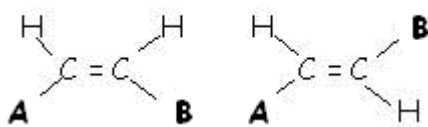
- le méthylpropane

formule semi développée



3) une isomérisation particulière: l'isomérisation de configuration Z/E vidéo

Considérons une molécule de formule semi développée CHA=CHB. A et B sont deux groupements d'atomes. Entre les 2 atomes de carbone il ya une double liaison. Cette double liaison empêche toute libre rotation autour de la liaison C=C. IL existe donc 2 possibilités de représentation spatiale pour cette formule semi développée :



Z: *zusammen*
(ensemble)

E: *entgegen*
(opposé)

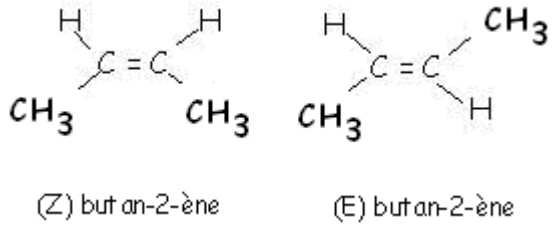
On observe soit :

- 2 groupements A et B du même coté de la double liaison, il s'agit alors de l'**isomère Z** (de *zusammen*, ensemble en allemand)
- 2 groupements de part et d'autre de la double liaison, il s'agit alors de l'**isomère E** (de *entgegen*, opposés en

allemand).

Ces 2 molécules ont même formule brute mais des enchainements d'atomes différents : ce sont des isomères de type Z/E.

Exemple : le (E) butan-2-ène et le (Z) butan-2-ène sont deux isomère Z/E de formules semi développée respectives :



4) passage d'un isomère à l'autre

En apportant de l'énergie lumineuse à un isomère Z la double liaison peut se rompre. On transforme alors l'isomère Z en isomère E. Cette réaction est appelée **photo-isomérisation**.

L'isomérisation photochimique est à l'origine du processus de la vision.