

## De l'atome aux molécules

### I) Les molécules

Une molécule est une association d'atomes électriquement neutre qui ont mis **en commun** des électrons pour respecter les règles du duet et de l'octet.

Chaque molécule est représentée par une formule brute, qui traduit sa composition :

**Dans la formule brute, chaque élément chimique présent est représenté par son symbole. On indique le nombre d'atomes présents de chaque élément en indice à droite du symbole. L'absence d'indice équivaut à 1.**

**Exemple** : la molécule d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (l) est constituée de 2 atomes d'hydrogène, 1 atome de soufre et 4 atomes d'oxygène.

### II) La liaison covalente

#### 1 Définition.

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à la **mise en commun** entre ces deux atomes de deux électrons de leurs couches externes pour former un doublet d'électrons appelé **doublet liant**.

Le doublet liant, mis en commun entre les deux atomes, est considéré comme appartenant à chacun des atomes liés.

#### 2 Nombre de liaisons covalentes établies par un atome.

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qu'il doit acquérir pour respecter les règles du duet et de l'octet.

#### 3 Exemples de calcul du nombre de liaisons pour des atomes fréquemment rencontrés.

Atome	Couche externe électrons périphériques	Calcul $n_l = 8 - p$ (ou $n = 2 - p$ ) p: nombre d'électrons périphériques	Nombre de liaisons
Hydrogène H (Z=1)	$1s^1$	$n_l = 2 - 1$	$n_l = 1$
Chlore Cl (Z=17)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^5$	$n_l = 8 - 7$	$n_l = 1$
Oxygène O (Z=8)	$1s^2 2s^2 2p^4$	$n_l = 8 - 6$	$n_l = 2$
Azote N (Z=7)	$1s^2 2s^2 2p^3$	$n_l = 8 - 5$	$n_l = 3$
Carbone C (Z=6)	$1s^2 2s^2 2p^2$	$n_l = 8 - 4$	$n_l = 4$

#### 4) Liaison covalente multiple

Une liaison covalente multiple est constituée de deux ou trois liaisons covalentes entre deux atomes.

- On parle de liaison double lorsque deux atomes forment deux liaisons covalentes.
- On parle de liaison triple lorsque deux atomes forment trois liaisons covalentes.

**Exemple** : l'acide cyanhydrique HCN,  $\text{H-C}\equiv\text{N}$ , le dioxygène,  $\text{O}=\text{O}$

### III. Représentation de Lewis des molécules.

#### 2.1 Doublets liants.

Les doublets liants ont été définis précédemment comme les doublets mis en commun entre deux atomes. Ce sont eux qui assurent les liaisons entre les atomes.

#### 2.2 Doublets non liants.

Les doublets non liants sont les paires d'électrons qui ne servent pas de liaisons entre deux atomes.

#### 2.3 Représentation de Lewis des molécules.

La représentation de Lewis d'une molécule fait apparaître tous les atomes de la molécule ainsi que tous les doublets liants et non liants le cas échéant.

Dans la représentation de Lewis, la règle du "duet" doit être satisfaite pour chaque atome d'hydrogène et la règle de "l'octet" doit être satisfaite pour tous les autres atomes.

#### 2.4 Méthode permettant d'établir la représentation de Lewis d'une molécule.

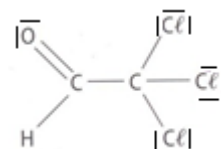
1. Faire la liste de tous les types d'atomes qui interviennent dans la molécule en indiquant leur numéro atomique.
2. Ecrire la structure électronique de chaque atome.
3. En déduire le nombre d'électrons de la couche externe pour chaque atome
4. Trouver le nombre de liaison covalentes que chaque atome doit établir pour satisfaire à la règle de l'octet (ou du duet) : il correspond au nombre d'électrons que chaque atome doit acquérir.
5. Représenter TOUS les atomes avec les points qui symbolisent leurs électrons externes.
6. Placer les liaisons covalentes de façon à ce que chaque atome respecte la règle de l'octet ou du duet.

#### 2.5 Exemple

On recherche la formule développée de la molécule de chloral, de formule brute  $C_2HCl_3O$ . On donne les numéros atomiques : hydrogène :  ${}_1H$  ; carbone :  ${}_6C$  ; oxygène :  ${}_8O$  ; chlore :  ${}_{17}Cl$ .

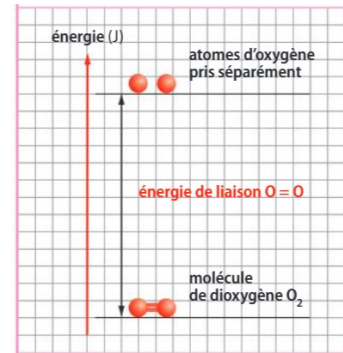
Atome	H	C	O	Cl
Structure électronique	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^5$
Nombre d'électrons externes	1	4	6	7
Nombre d'électrons à acquérir	1 (règle du duet)	4 (règle de l'octet)	2 (règle de l'octet)	1 (règle de l'octet)
Représentation des atomes avec leurs électrons externes	H·	·C·	·Ö· ·C· ·C·	·C̄l· ·C̄l· ·C̄l·
Établissement des liaisons covalentes	H—	—C—	—O— —C— —C—	—C̄l— —C̄l— —C̄l—

Et donc le schéma de Lewis de la molécule de chloral est :



## IV. Energie de liaison

L'énergie de liaison  $\mathcal{E}_{AB}$  entre deux atomes A et B liés dans une molécule est l'énergie que doit recevoir cette molécule pour rompre la liaison AB, chaque entité A et B formé gardant avec elle la moitié des électrons des doublets liants rompus.



Liaison	C-H	C-C	C=C	C-O	C=O	O-H
Énergie de liaison (J)	$6,84 \times 10^{-19}$	$5,74 \times 10^{-19}$	$1,02 \times 10^{-18}$	$5,94 \times 10^{-19}$	$1,33 \times 10^{-18}$	$7,62 \times 10^{-19}$