

Chapitre 6 : Les molécules

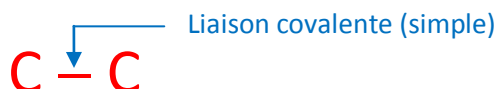
1. Structure des molécules

1.1. Les liaisons dans une molécule

Dans les molécules, les atomes s'associent en formant des liaisons dites « **covalentes** » : elles sont le résultat de la mise en commun des électrons de la couche externe des atomes.

Définition :

Une **liaison covalente** correspond à la mise en commun de deux électrons par deux atomes, chacun fournissant un électron. Elle se schématise par un trait :



A RETENIR :

- Les électrons mis en commun par deux atomes sont considérés comme appartenant à ces deux atomes.
- Une **liaison covalente double** (mise en commun de 4 électrons) est représentée par 2 traits ($C = C$) et une **liaison covalente triple** (mise en commun de 6 électrons) par 3 traits ($C \equiv C$).

Comment peut-on prévoir le nombre de liaisons covalentes que peut établir un atome ?

En utilisant la règle du « duet » et de l'octet, on peut déterminer la formule développée d'une molécule lorsqu'on connaît sa formule brute : le nombre de liaisons covalentes que peut établir un atome dépend du nombre d'électrons que présente cet atome sur sa couche externe.

Première période	1,0 1 H (K) ¹							4,0 2 He (K) ²
Deuxième période	6,9 3 Li (K) ² (L) ¹	9,0 4 Be (K) ² (L) ²	10,8 5 B (K) ² (L) ³	12,0 6 C (K) ² (L) ⁴	14,0 7 N (K) ² (L) ⁵	16,0 8 O (K) ² (L) ⁶	19,0 9 F (K) ² (L) ⁷	20,2 10 Ne (K) ² (L) ⁸
Troisième période	23,0 11 Na (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	24,3 12 Mg (K) ² (L) ⁸ (M) ²	27,0 13 Al (K) ² (L) ⁸ (M) ³	28,1 14 Si (K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	31,0 15 P (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	32,1 16 S (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	35,5 17 Cl (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	39,9 18 Ar (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

→ Voir activité : « Comment sont formées les molécules ? ».

- Pour l'hydrogène (H) dont seule la couche **K** est occupée par des électrons, la **règle du « duet »** permet de prévoir que cet atome peut donner une liaison covalente.
- Pour les atomes des autres éléments dont les couches externes sont **L** ou **M** et qui possèdent **p** électrons dans cette couche externe, la **règle de l'octet** permet de prévoir qu'ils peuvent établir $8 - p$ liaisons covalentes.

Exemple : L'oxygène contient $p = 6$ électrons dans sa couche de valence. Il lui en manque $8 - p$ pour respecter la règle de l'octet. Un atome d'oxygène pourra donc établir un nombre n_{liaisons} de liaisons covalentes tel que :

$$n_{\text{liaisons}} = 8 - p \Rightarrow n_{\text{liaisons}} = 8 - 6 \Rightarrow n_{\text{liaisons}} = 2$$

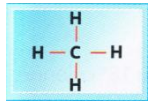
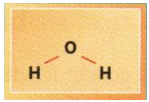
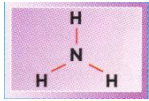
Méthode :

- ① Faire la liste de tous les types d'atomes qui interviennent dans la molécule ;
- ② Écrire la structure électronique de chaque atome ;
- ③ En déduire le nombre d'électrons de la couche externe pour chacun ;
- ④ Trouver le **nombre de liaisons** 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 pour respecter la règle** ;
- ⑤ Représenter TOUS les atomes avec des points qui symbolisent leurs électrons externes ;
- ⑥ Placer les liaisons covalentes de façon à ce que chaque atome respecte ce nombre.

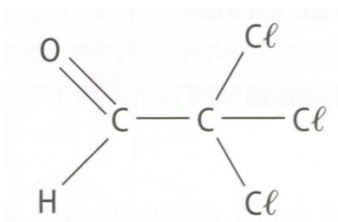
Exemple : Formule développée de la molécule de chloral (C_2HCl_3O)

①	Atome	H (${}^1_1\text{H}$) Hydrogène	C (${}^{12}_6\text{C}$) Carbone	O (${}^{16}_8\text{O}$) Oxygène	Cl (${}^{35}_{17}\text{Cl}$) Chlore
②	Structure électronique	(K) ¹	(K) ² (L) ⁴	(K) ² (L) ⁶	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷
③	Nombre d'électrons dans la couche externe	1	4	6	7
④	Nombre d'électrons à acquérir	1 (règle du « duet »)	4 (règle de l'octet)	2 (règle de l'octet)	1 (règle de l'octet)
⑤	Représentation des atomes avec leurs électrons externes	H·	·C·	·C· ·C· ·C·	·Cl· ·Cl· ·Cl·
⑥	Établissement des liaisons covalentes	H—	—C—	—C— —C— —C—	—Cl— —Cl— —Cl—

Remarque : une autre méthode consiste à connaître le nombre de liaisons covalentes que vont engendrer chaque atome de la molécule.

Atome	Nombre de liaisons covalentes	
H	1	H — H
C	4	
O	2	
N	3	
Cl	1	H — Cl

Finalement, la formule développée de la molécule de chloral est :



1.2. Représentation des molécules

Définitions :

- La **formule brute** d'une molécule indique la nature et le nombre des atomes qui la composent ;
- La **formule semi-développée plane** fait apparaître tous les atomes et toutes les liaisons entre ces atomes SAUF les liaisons avec les atomes d'hydrogène ;
- La **formule développée plane** fait apparaître tous les symboles des atomes et toutes les liaisons entre les atomes.

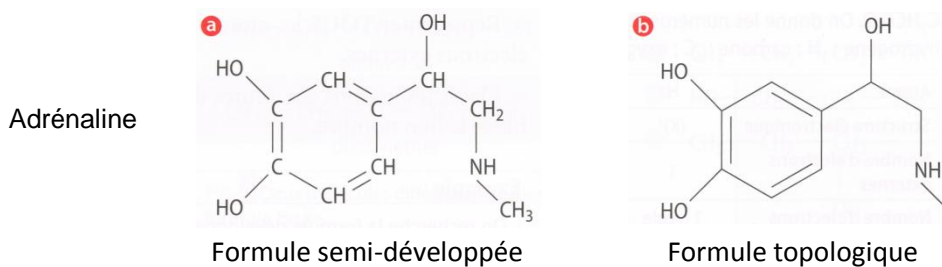
Exemple :

Nom de la molécule	Formule brute	Formule semi-développée	Formule développée
Éthanol	C ₂ H ₆ O	CH ₃ – CH ₂ – OH	<pre> H H H — C — C — O — H H H </pre>

Remarque :

- Une formule développée est écrite à partir du modèle moléculaire éclaté ;
- Parfois, les molécules sont très complexes et difficiles à représenter. On utilise alors une autre représentation qui s'appelle la **formule topologique** : les symboles atomes de carbone et des atomes d'hydrogène qui leur sont liés ainsi que les liaisons C – H ne sont pas représentées.

Exemple :



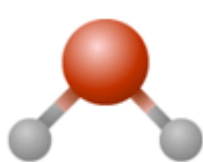
2. Modélisation d'une molécule

Une molécule est un édifice neutre constitué d'atomes connectés entre eux par des liaisons.

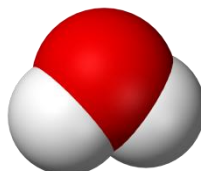
On peut modéliser une molécule grâce à un modèle moléculaire qui rend compte de la structure et de la géométrie de la molécule (voir activité : « Comment sont formées les molécules ? »).

Il est possible de construire 2 types de modèles :

- **Le modèle éclaté** : il permet de bien visualiser les liaisons et les angles de liaison ;
- **Le modèle compact** : il traduit un peu mieux la réalité, les atomes étant en contact les uns avec les autres.



Modèle éclaté



Modèle compact

La molécule d'eau

3. Isomérisation

Définition :

Des molécules **isomères** sont des molécules qui ont la même formule brute mais des formules développées ou semi-développées différentes (\Leftrightarrow des enchaînements d'atomes différents).

Remarque : Les isomères n'ont ni le même nom, ni les mêmes propriétés physiques et chimiques.

Exemple :

Formule brute	Éthanol	Oxyde de diméthyle
C_2H_6O	$CH_3 - CH_2 - OH$	$CH_3 - O - CH_3$

4. Groupes caractéristiques

Définitions :

- Les molécules qui contiennent essentiellement les éléments chimiques carbone (C), hydrogène (H) oxygène (O) et azote (N) sont des molécules dites **organiques**.
- Un **groupe caractéristique** est une partie de la molécule formée par un groupe d'atomes liés entre eux dont au moins un n'est pas un atome de carbone.

Quelques groupes caractéristiques :

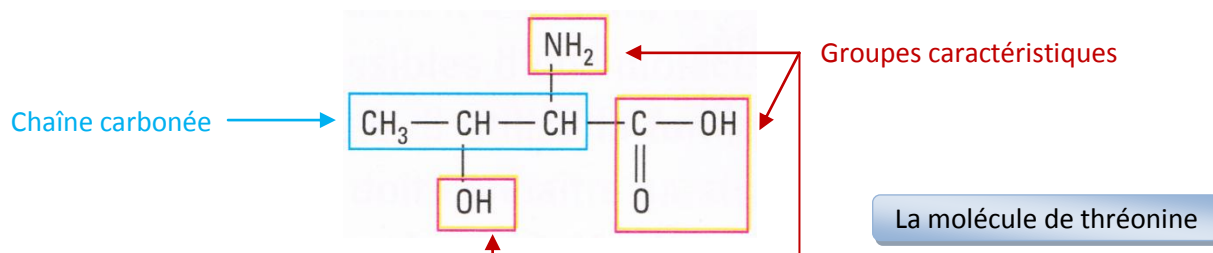
Nom	Groupe caractéristique	Exemple
Hydroxyle	$-OH$	$CH_3 - CH_2 - OH$ Éthanol (ou alcool dans la vie courante)
Carbonyle	$\begin{array}{c} -C- \\ \\ O \end{array}$	$CH_3 - \begin{array}{c} C \\ \\ O \end{array} - CH_3$ Propanone (ou acétone dans la vie courante)
Carboxyle	$\begin{array}{c} -C-OH \\ \\ O \end{array}$	$CH_3 - \begin{array}{c} C-OH \\ \\ O \end{array}$ Acide acétique
Amine	$-NH_2$	$CH_3 - NH_2$ Méthylamine
Ester	$\begin{array}{c} -C-O-C- \\ \quad \\ O \quad \quad \quad \end{array}$	$CH_3 - \begin{array}{c} C-O-C-H_2-CH_3 \\ \\ O \end{array}$ Acétate d'éthyle
Amide	$\begin{array}{c} -N-C- \\ \\ O \end{array}$	$CH_3 - \begin{array}{c} C-NH_2 \\ \\ O \end{array}$ Éthanamide

Remarques :

- Un groupe caractéristique donne à la molécule des propriétés physiques et chimiques particulières ;
- Une molécule peut contenir plusieurs groupes caractéristiques.

A RETENIR :

Une molécule organique est constituée d'une chaîne d'atomes de carbones reliés entre eux (appelée **chaîne carbonée**), sur laquelle sont fixés d'autres atomes ou groupes d'atomes (appelés **groupes caractéristiques**).



Remarque : la chaîne carbonée peut être linéaire, ramifiée ou cyclique.

5. Fabrication d'un médicament

Vidéo « [C'est pas sorcier – les médicaments](#) »

Définitions :

- Un médicament contient au moins une substance active : c'est le **principe actif** qui prévient ou guérit une maladie ;
- Les autres constituants d'un médicament sont des **excipients** (indiqués sur la notice).

Chapitre 6 : Les molécules

Les objectifs de connaissance :

- Les liaisons dans les molécules ;
- Les différentes façons de représenter les molécules ;
- Prévoir le nombre de liaisons covalentes que peut établir un atome.

Les objectifs de savoir-faire :

- Utiliser des modèles moléculaires ;
- Représenter une molécule à l'aide de ses formules développée et semi-développée ;
- Repérer un groupe caractéristique dans une formule développée ;
- Reconnaître des isomères.

Je suis capable de

Oui

Non

- | | | |
|---|--|--|
| - Définir les mots : liaison covalente (simple, double et triple), isomères , molécule organique , groupe caractéristique , principe actif et excipient . | | |
| - Schématiser une liaison covalente (simple ou double). (cf. §1.1) | | |
| - Déterminer le nombre de liaisons covalentes que peut établir un atome. (cf. §1.1) | | |
| - D'utiliser les trois types de formule pour représenter une molécule. (cf. §1.2) | | |
| - Représenter les formules brute, semi-développée et développée d'une molécule (cf. §1.2) | | |
| - Modéliser une molécule à l'aide d'un modèle moléculaire. (cf. §2) | | |
| - Identifier un groupe caractéristique sur une formule développée (ou semi-développée) d'une molécule. (cf. §4) | | |