

Chapitre 4 : Les molécules

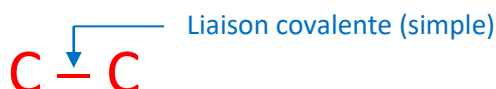
1. Structure des molécules

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 ≡ C).

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

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.

	Colonne		3-12						18
	1	2	13	14	15	16	17	18	
Période 1	H 1s ¹							He 1s ²	
Période 2	Li 1s ² 2s ¹	Be 1s ² 2s ²	B 1s ² 2s ² 2p ¹	C 1s ² 2s ² 2p ²	N 1s ² 2s ² 2p ³	O 1s ² 2s ² 2p ⁴	F 1s ² 2s ² 2p ⁵	Ne 1s ² 2s ² 2p ⁶	
Période 3	Na 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	Mg 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	Al 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹	Si 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²	P 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³	S 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴	Cl 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵	Ar 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	
	1	2	3	4	5	6	7	8 (2 pour He)	
	Bloc s		Bloc p						Famille des gaz nobles
	Nombre d'électrons de valence								

→ Voir activité : « Structure et géométrie des molécules ».

- Pour l'hydrogène (H) dont seule la couche 1s est occupée par des électrons, le nombre d'électrons manquant pour compléter la couche au maximum permet de prévoir que cet atome va donner une liaison covalente ;
- Pour les atomes des autres éléments, le nombre d'électrons, qu'il manque pour compléter leur couche externe à 8 électrons et qui possèdent **p électrons** dans cette couche externe, 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 : il correspond au **nombre d'électrons que chaque atome doit acquérir pour saturer à 8 électrons sa couche externe** ;
- 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.

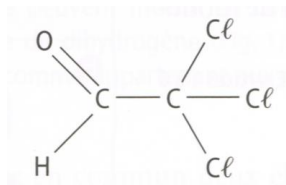
Exemple : Formule développée de la molécule de chloral (C_2HCl_3O)

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	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
③	Nombre d'électrons dans la couche externe	1	4	6	7
④	Nombre d'électrons à acquérir	1	4	2	1
⑤	Représentation des atomes avec leurs électrons externes	H•	•C•	•O• •C• •C•	•Cl• •Cl• •Cl•
⑥	Établissement des liaisons covalentes				

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.

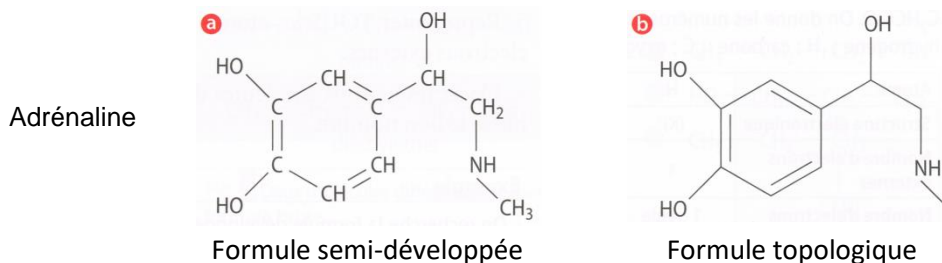
Exemple :

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 :



1.3. Modèle de Lewis de la liaison de valence

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 (Voir §1.1).

Définition :

Les électrons de la couche externe de l'atome non engagés dans une liaison se regroupent deux par deux en **doublets non liants** (ou **doublets libres**) localisés autour de l'atome.

Exemple : L'oxygène contient $p = 6$ électrons dans sa couche de valence. Il lui en manque $8 - p$ pour en avoir le maximum (8).

→ Un atome d'oxygène pourra donc établir un nombre n_{liaisons} de liaisons covalentes tel que :

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

→ Il reste alors $6 - 2 = 4$ électrons non engagés dans une liaison. Le nombre de doublets non liants sera : $4 \div 2 = 2$.

Représentation de LEWIS

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 :

- Les doublets d'électrons externes, non liés, sont représentés par des tirets ;
- Une liaison simple, entre les atomes A et B, est notée :



- Une liaison double, entre les atomes A et B, est notée :



- Une liaison triple, entre les atomes A et B, est notée :



Ainsi :

Atome	Nombre de liaisons covalentes	Nombre de doublets non liants	Structure de Lewis
H	1	0	$\text{H}\cdot$
C	4	0	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$
O	2	2	$\text{:}\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}\text{:}$ ou $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}\cdot$
N	3	1	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot$
Cl	1	3	$\text{Cl}\cdot$

Exemple : Représentation de Lewis de la molécule de chloral ($\text{C}_2\text{HCl}_3\text{O}$) [Voir §1.1]

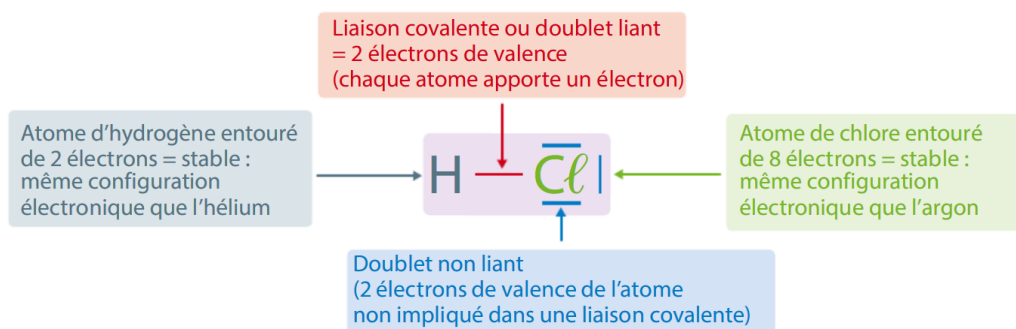
<p>⑦</p> <p>Représentation de Lewis de la molécule de chloral</p>	
---	--

Exercice : formules de Lewis de quelques molécules

Eau	Méthane	Ammoniac	Dioxyde de carbone	Méthanal	Diazote
$\text{H}-\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}-\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \cdot \end{array}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\text{N}\equiv\text{N}$

A RETENIR :

- Pour se stabiliser, les atomes peuvent s'associer en formant des molécules et ainsi acquérir la configuration électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche :



- Le schéma (ou représentation) de Lewis indique le nombre de doublets liants et non liants autour de chaque atome de la molécule. Il permet de justifier la stabilité des atomes dans la molécule ;
- L'ensemble des **électrons de valence** se répartissent en doublets liants et non liants.

1.4. L'énergie de liaison

Définition :

L'énergie de liaison d'une molécule est l'énergie qu'il faut lui fournir pour rompre la liaison covalente et obtenir ses atomes à l'état gazeux $A_{(g)}$ et $B_{(g)}$.

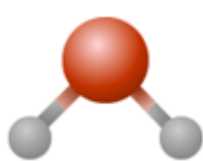
2. Modélisation d'une molécule

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

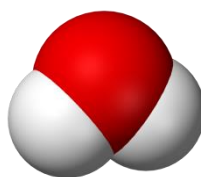
On peut modéliser une molécule grâce à un modèle moléculaire qui rend compte de la structure et de la géométrie de la molécule (voir activité : « Structure et géométrie des molécules »).

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

Chapitre 4 : 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)