

$\begin{array}{c} \text{H}-\overline{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Première Spécialité	Thème : Constitution et transformations de la matière	Cours	
	Chapitre 13 : La polarité des entités chimiques			

I Les différentes formules d'une molécule

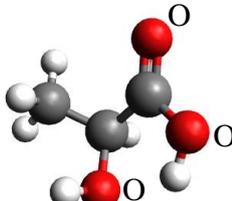
Une molécule peut être représentée par :

- Sa **formule brute**. Elle indique la nature et le nombre des atomes qui la composent.
- Sa **formule développée**. Elle fait apparaître toutes les liaisons covalentes (simples, doubles ou triples) présentes dans la molécule. Elle n'a pas la prétention de représenter la géométrie réelle de la molécule ! Elles deviennent vite encombrantes et peu lisibles lorsque les molécules se compliquent.
- Sa **formule semi-développée**. Elle s'obtient à partir de la formule développée. Elle ne représente pas les liaisons covalentes concernant les atomes d'hydrogène.

Exemple :

Nom de la molécule	Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée
Acide éthanoïque	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{O} \end{array}$

Exercice : compléter le tableau suivant :

Modèle éclaté	Utilisation	Formule développée	Formule semi-développée
Ethanol 	L'éthanol est utilisé comme désinfectant et est également présent dans les boissons alcoolisées.	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ Formule brute : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
Urée 	L'urée est produite par le foie et est éliminée dans les urines.	$\begin{array}{c} \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{N}-\text{C}-\text{N}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{NH}_2-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$ Formule brute : $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$
Acide lactique 	L'acide lactique n'est pas seulement présent dans le lait. Il apparaît dans les muscles lors d'un effort et est à l'origine des crampes.	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{O} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{O}-\text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{OH} \end{array}$ Formule brute : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$

II Le schéma de Lewis

1) Le schéma de Lewis d'un atome et d'un ion monoatomique

Le schéma de Lewis d'un atome représente la couche électronique externe de l'atome.

Le noyau et les couches électroniques internes sont représentés par le symbole de l'atome.

Les électrons de valence sont représentés par des points • que l'on répartit l'un après l'autre sur les quatre « côtés » du symbole.

Par conséquent, à partir du 5^{ème} électron de valence, ceux-ci se retrouvent « par deux » sur chaque côté et forment des **doublets non liants**.

On peut donc trouver autour du symbole de l'atome :

- des électrons seuls appelés « **électron célibataire** » et représentés par un point •.
- des électrons par pair appelés « **doublet non liant** » et représenté par un trait –.
- des côtés sans électrons appelés « **lacune électronique** » et représenté par un rectangle □.

Exemple : Le soufre (Z = 16) a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. La couche de valence a pour configuration $3s^2 3p^4$. Il a donc 6 électrons de valence répartis autour de l'atome :



Les électrons qui se retrouvent par pair sur un même côté sont représentés par un trait.

Le schéma de Lewis de l'atome de soufre va contenir 2 doublets non liants et 2 électrons célibataires :

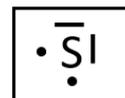


Schéma de Lewis des atomes courants :

Atome	Hydrogène H	Oxygène O	Carbone C	Argon Ar	Aluminium Al	Chlore Cl	Azote N
Configuration électronique	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^3$
Nombre d'électrons de valence	1	6	4	8	3	7	5
Schéma de Lewis	$\cdot \text{H}$	$\cdot \ddot{\text{O}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{C}} \cdot$	$ \text{Ar} $	$\cdot \ddot{\text{Al}} \square$	$\cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{N}} \cdot$

Le raisonnement est le même pour un ion monoatomique, en tenant compte des électrons en plus ou en moins.

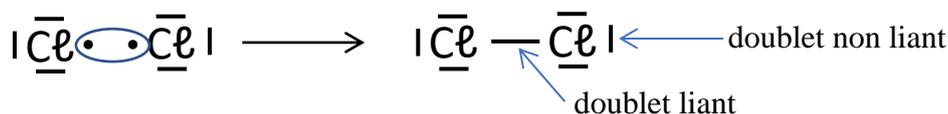
Ion	Oxyde	Chlorure	Sodium
Formule de l'ion	O^{2-}	Cl^-	Na^+
Pour donner l'ion, l'atome :	A gagné 2 électrons	A gagné 1 électron	A perdu 1 électron
Configuration électronique de l'ion	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6$
Nombre d'électrons de valence	8	8	8
Schéma de Lewis	$ \ddot{\text{O}} ^{2-}$	$ \ddot{\text{Cl}} ^-$	$ \text{Na} ^+$

2) Le schéma de Lewis d'une molécule

Le schéma de Lewis d'une molécule s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes.

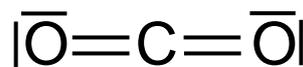
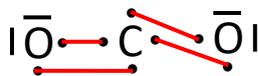
Deux électrons célibataires face à face s'assemblent et forment alors un doublet liant. Il s'agit bien de la mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes, donc d'une liaison covalente.

Exemple : Formation de la molécule de dichlore Cl_2 :



Le schéma de Lewis fait donc apparaître les doublets liants **et** les doublets non liants.
La formule développée ne fait apparaître quant à elle que les doublets liants.

Exemple : la molécule de dioxyde de carbone CO₂ contient un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène.
- Le carbone a 4 électrons de valence. Son schéma de Lewis contient 4 électrons célibataires. Il va donc former 4 liaisons covalentes.
- L'oxygène a 6 électrons de valence. Son schéma de Lewis contient 2 doublets non liants et 2 électrons célibataires. Il va donc former 2 liaisons covalentes.



Les électrons célibataires vont s'apparier par deux.

Schéma de Lewis du dioxyde de carbone

- Autour de chacun des deux atomes d'oxygène, on trouve 2 doublets non liants (soit 4 électrons) et 2 liaisons covalentes (soit 4 électrons). Au total, il y a 8 électrons autour de l'atome d'oxygène, comme le gaz noble le plus proche.
- Autour de l'atome carbone, on trouve 4 liaisons covalentes (soit 8 électrons). Au total, il y a 8 électrons autour de l'atome de carbone, comme le gaz noble le plus proche.

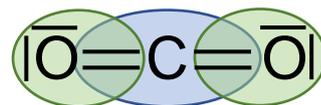


Schéma de Lewis de quelques molécules :

Méthane CH ₄	Chlorure d'hydrogène HCl	Eau H ₂ O
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$ \bar{\text{Cl}}-\text{H}$	$\text{H}-\bar{\text{O}}-\text{H}$
Dioxygène O ₂	Diazote N ₂	Ammoniac NH ₃
$ \bar{\text{O}}=\bar{\text{O}} $	$ \text{N}\equiv\text{N} $	$\begin{array}{c} \text{H}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Cyanure d'hydrogène HCN (Carbone au milieu)	Méthanal CH ₂ O (Carbone au milieu)	Méthylamine CH ₃ -NH ₂
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N} $	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

3) Le schéma de Lewis d'un ion polyatomique

Un ion polyatomique n'est pas formé à partir d'un atome, il est formé à partir d'une molécule qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

Il faut ajouter ou enlever ces électrons à la structure complète et non à un atome en particulier. On obtient alors le schéma de Lewis de l'ion dans lequel la charge n'est pas localisée sur un atome mais appartient à l'ensemble de l'entité.

Pour construire un schéma de Lewis « plus précis », on localise la charge sur un atome précis de l'ion, selon des règles arbitraires. Cette charge attribuée à un atome de manière arbitraire s'appelle une **charge formelle**.

On attribue une charge formelle à un atome en comparant le nombre d'électrons de valence qu'il possède dans l'ion au nombre qu'il est censé posséder à l'état isolé.

S'il manque à l'atome un électron de valence, on lui attribue une charge positive (+).

Si l'atome a un électron de valence en trop, on lui attribue une charge négative (-).

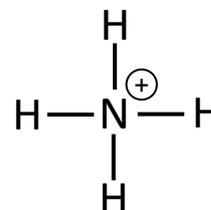
Une liaison covalente correspond à un électron de valence par atome.

Exemples :

- **L'ion ammonium NH_4^+**

L'atome d'azote est censé posséder 5 électrons de valence.

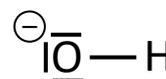
Dans l'ion ammonium, quatre liaisons covalentes partent de l'atome d'azote central. Celui-ci possède donc 4 électrons de valence « en propre ». Il lui manque donc un électron. On lui attribue une charge formelle positive.



- **L'ion hydroxyde HO^-**

L'atome d'oxygène est censé posséder 6 électrons de valence.

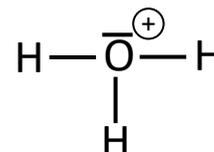
Dans l'ion hydroxyde, l'atome d'oxygène possède 3 doublets non liants (donc 6 électrons) et un électron correspondant à la liaison covalente. Il possède donc au total 7



On lui attribue une charge formelle négative.

- **L'ion oxonium H_3O^+**

Dans l'ion oxonium, l'atome d'oxygène possède 1 doublet non liant (donc 2 électrons) et 3 électrons correspondant aux liaisons covalentes. Il possède donc au total 5 électrons de valence. Il lui manque donc un électron. On lui attribue une charge formelle positive.



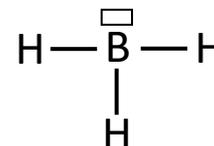
4) La lacune électronique

Dans certaines molécules, l'atome central n'a pas la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Il lui manque un ou plusieurs doublets d'électrons, appelés lacunes électroniques. Elles sont représentées par un petit rectangle.

Exemples :

- **Le borane BH_3**

La configuration électronique de l'atome de Bore ($Z = 5$) est $1s^2 2s^2 2p^1$. Il possède donc à l'état isolé 3 électrons de valence et forme 3 liaisons covalentes avec 3 atomes d'hydrogène.



Grâce à ces 3 liaisons covalentes, l'atome de bore se retrouve entouré de 6 électrons, ce qui ne correspond pas aux 8 électrons du gaz noble le plus proche. Il lui manque deux électrons, il porte donc une lacune électronique.

La molécule concernée ne devrait donc pas être stable, selon Lewis. Le borane est en effet une molécule instable et très réactive, appelé « acide de Lewis ».

- **L'ion hydrogène H^+**

L'atome d'hydrogène a un seul électron de valence. L'ion hydrogène H^+ n'en a plus aucun ! Il lui manque par conséquent deux électrons pour avoir la configuration électronique de l'hélium.

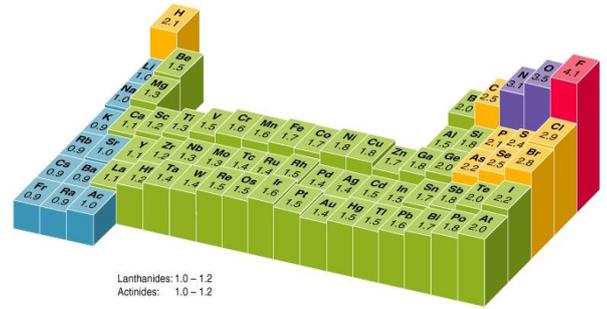


Il porte donc une lacune électronique.

IV Les molécules polaires et apolaires

1) L'électronégativité

L'**électronégativité** d'un élément chimique est une grandeur sans unité, désignée par la lettre grecque khi χ . Elle représente la capacité de l'élément à attirer les électrons d'une liaison covalente.



Exemple : $\chi(\text{O}) = 3,5$ $\chi(\text{C}) = 2,5$

Plus un élément chimique est électronégatif, et plus il est « avide » d'électrons.

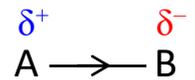
Le fluor (en haut à droite) est l'élément le plus électronégatif. L'électronégativité augmente donc (sauf exceptions) de **gauche à droite** et de **bas en haut**.

2) Les liaisons polarisées

Dans la liaison covalente A – B, si l'atome B est **plus électronégatif** que l'atome A, alors l'atome B « attire plus » les électrons de la liaison, le doublet d'électrons est statistiquement plus proche de B que de A.

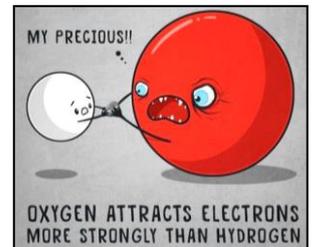
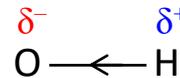
La **liaison covalente** entre deux atomes est **polarisée** si les deux atomes ont une **différence importante d'électronégativité**.

- l'atome **le plus électronégatif** porte une charge électrique partielle **négative** δ^- .
- l'atome **le moins électronégatif** porte une charge électrique partielle **positive** δ^+ .



Une flèche sur la liaison indique le sens de polarisation, c'est-à-dire le sens de déplacement des électrons de la liaison vers l'atome le plus électronégatif.

Exemple : $\chi(\text{O}) > \chi(\text{H})$: la liaison O – H est polarisée. L'atome d'oxygène attire plus les électrons de la liaison. Il porte donc une charge partielle négative δ^- .



3) Les molécules polaires et apolaires

Une molécule est dite **polaire** si elle contient au moins une liaison polarisée et si le « centre géométrique » des charges positives (noté G^+) est **différent** du centre géométrique des charges négatives (noté G^-). Si ces deux centres sont confondus, alors la molécule est dite **apolaire**.

Comment savoir si une molécule est polaire ?

