

## I Les différentes formules d'une molécule

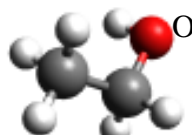
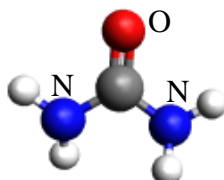
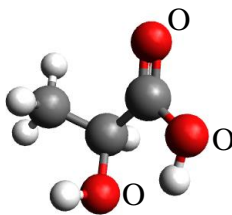
Une molécule peut être représentée par :

- Sa ..... Elle indique la nature et le nombre des atomes qui la composent.
- Sa ..... 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 ..... 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		$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\   \quad    \\ \text{H} \quad \text{O} \end{array}$	

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.		
			Formule brute :
Urée 	L'urée est produite par le foie et est éliminée dans les urines.		
			Formule brute :
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.		
			Formule brute :

## 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 .....

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<sup>ème</sup> électron de valence, ceux-ci se retrouvent « par deux » sur chaque côté et forment des .....

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

- des électrons seuls appelés « ..... » et représentés par un point •.
- des électrons par pair appelés « ..... » et représenté par un trait –.
- des côtés sans électrons appelés « ..... » 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 ..... Il a donc ..... 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							
Schéma de Lewis							

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

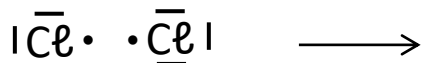
Ion	Oxyde	Chlorure	Sodium
Formule de l'ion	$O^{2-}$	$Cl^-$	$Na^+$
Pour donner l'ion, l'atome :	..... électrons	..... électron	..... électron
Configuration électronique de l'ion			
Nombre d'électrons de valence			
Schéma de Lewis			

## 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.

..... face à face s'assemblent et forment alors .....  
 ..... Il s'agit bien de la mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes, donc d'une .....

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 CO<sub>2</sub> 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 <sub>4</sub>	Chlorure d'hydrogène HCl	Eau H <sub>2</sub> O
Dioxygène O <sub>2</sub>	Diazote N <sub>2</sub>	Ammoniac NH <sub>3</sub>
Cyanure d'hydrogène HCN (Carbone au milieu)	Méthanal CH <sub>2</sub> O (Carbone au milieu)	Méthylamine CH <sub>3</sub> – NH <sub>2</sub>

### 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 .....

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 .....

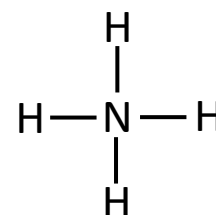
**On attribue une ..... en comparant le nombre d'électrons de valence qu'il possède dans l'ion au nombre qu'il est censé posséder à l'état isolé. .... à l'atome, on lui attribue une .....**  
**Si l'atome a ....., on lui attribue une .....**

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

Exemples :

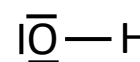
- **L'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$**

L'atome d'azote est censé posséder .....  
 Dans l'ion ammonium, 4 liaisons covalentes partent de l'atome d'azote central. Celui-ci possède donc ....., « en propre ».  
 ..... On lui attribue une charge formelle .....



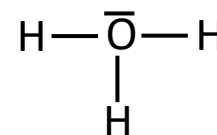
- **L'ion hydroxyde  $\text{HO}^-$**

L'atome d'oxygène est censé posséder .....  
 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 ..... Il a donc .....  
 On lui attribue une charge formelle .....



- **L'ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$**

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 .....  
 ..... On lui attribue une charge formelle .....



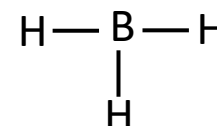
#### 4) La lacune électronique

**Dans certaines molécules, l'atome central n'a pas la configuration électronique du gaz noble le plus proche. ...., appelés ..... Elles sont représentées .....**

Exemples :

- **Le borane  $\text{BH}_3$**

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 ....., ce qui ne correspond pas aux 8 électrons du gaz noble le plus proche. Il lui manque deux électrons, il porte donc une .....  
 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  $\text{H}^+$**

L'atome d'hydrogène a un seul électron de valence. L'ion hydrogène  $\text{H}^+$  .....  
 ..... Il lui manque par conséquent ..... pour avoir la configuration électronique de ..... Il porte donc une lacune électronique.

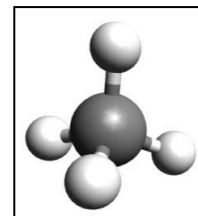


### III La géométrie des molécules

#### 1) La représentation de Cram

Voici le modèle moléculaire de la molécule de méthane CH<sub>4</sub> :

On constate que cette molécule n'est pas plane. Il est donc difficile à première vue de la représenter sur une feuille de papier.



Pour représenter la géométrie dans l'espace de certaines molécules qui ne sont pas planes, on utilise la .....

Les liaisons sont représentées selon la convention suivante :

- Les liaisons dans le plan sont représentées par des traits pleins : —
- Les liaisons en avant du plan sont représentées par un triangle noir plein : ▴
- Les liaisons en arrière du plan sont représentées ainsi : ▮



Remarque : On doit cette représentation au chimiste américain Donald J. Cram (Prix Nobel de Chimie en 1987).

#### 2) La théorie VSEPR

La ....., mise au point par le chimiste britannique Ronald Gillespie en 1957, permet de ..... en partant d'un principe simple :

.....

.....

.....

Remarque : VSEPR signifie : « Valence Shell Electronic Pairs Repulsion », ce qui signifie : « Répulsion des Paires Electroniques de la couche de Valence. »

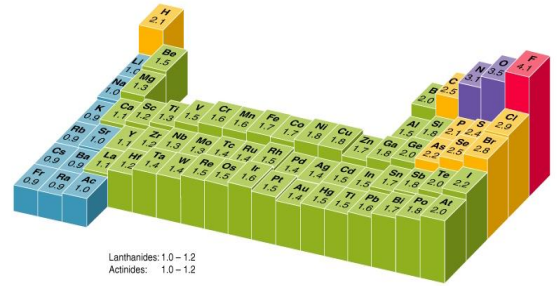
Pour connaître la géométrie autour d'un atome, il faut compter le nombre de liaisons autour de lui et le nombre de doublets non liant.

Molécule	Schéma de Lewis	L'atome central noté A :	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle moléculaire	Géométrie
Méthane CH <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Lié à 4 atomes X Type .....			
Ammoniac NH <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Lié à 3 atomes X et possède 1 doublet non liant Type .....			
Eau H <sub>2</sub> O	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Lié à 2 atomes X et possède 2 doublets non liants Type .....			
Méthanal CH <sub>2</sub> O	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{C}-\text{H} \\    \\ \text{O} \end{array}$	Lié à 3 atomes X Type .....			
Cyanure d'hydrogène HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	Lié à 2 atomes X Type .....			

# 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 : Elle représente la .....



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

Plus un élément chimique est ....., et plus il est .....

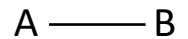
Le fluor (en haut à droite) est l'élément le plus électronégatif. L'électronégativité augmente donc (sauf exceptions) de ..... et de .....

## 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 ..... entre deux atomes est ..... si les deux atomes ont une différence importante d'électronégativité.

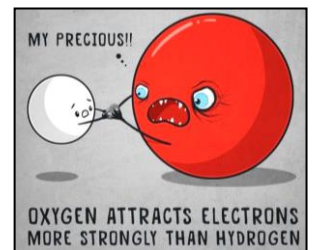
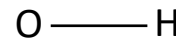
- l'atome ..... porte une charge électrique partielle .....
- l'atome ..... porte une charge électrique partielle .....



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  $\delta^-$ .



## 3) Les molécules polaires et apolaires

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

Comment savoir si une molécule est polaire ?

Pour **chaque** liaison, calculer  $\Delta\chi$

$\Delta\chi < 0,4$  pour **toutes** les liaisons  
Liaisons .....  
**Molécule** .....  
Exemple :  $\text{CH}_4$

$\Delta\chi \geq 0,4$  pour **au moins une liaison**  
Liaison .....

- Tracé de la molécule avec sa géométrie
- Placement des  $\delta^+$  et  $\delta^-$
- Placement des  $G^+$  et  $G^-$

$G^+$  et  $G^-$  différents  
**Molécule** .....  
Exemple :  $\text{H}_2\text{O}$

$G^+$  et  $G^-$  confondus  
**Molécule** .....  
Exemple :  $\text{CO}_2$