



## A. Schéma de Lewis

## 1. Configuration électronique

La **configuration électronique** d'un atome est la modélisation du cortège électronique présent dans un atome sous forme d'une suite de chiffres bien organisée :

Exemple pour l'atome de chlore ( $Z = 17$ ) :  $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^5$

Les **électrons de valence** présents sur la dernière couche remplie ou en cours de remplissage (ici la couche 3) sont responsables des liaisons entre atomes. Dans la configuration électronique ci-dessus il y a 7 électrons de valence (2 sur la sous-couche s, 5 sur la sous-couche p).

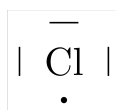
## 2. Schéma de Lewis des atomes

Le **schéma de Lewis** est une façon de représenter les entités chimiques par leurs symboles ainsi que leurs électrons de valence.

Les électrons de valence se répartissent équitablement autour d'un atome. En considérant qu'il n'y a que **4 places disponibles** autour d'un atome, au-delà de 4 électrons de valence, ceux-ci sont obligés de se mettre par paires appelées **doublets non liants**. Les électrons restants seuls sont des **électrons célibataires**.

Les électrons sont représentés par des points, et les doublets par des traits.

Exemple du schéma de Lewis de l'atome de Cl qui possède 7 électrons de valence :



Ainsi on peut établir le schéma de Lewis des atomes courants :

| Hydrogène                                        | Carbone                                                                 | Azote                                                                      | Oxygène                                                                       |
|--------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------|
| 1 électron de valence                            | 4 électrons de valence                                                  | 5 électrons de valence                                                     | 6 électrons de valence                                                        |
| $\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \text{ C } \cdot \\ \cdot \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{—} \\ \cdot \text{ N } \cdot \\ \cdot \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{—} \\ \cdot \text{ O } \cdot \\ \text{—} \end{array}$ |

## 3. Schéma de Lewis des molécules et stabilité

Afin d'être stables, les atomes doivent se rapprocher de la configuration électronique du gaz noble le plus proche en gagnant ou en cédant des électrons. Pour y arriver, les atomes peuvent partager des électrons.

Un **doublet liant** résulte de la mise en commun de 2 électrons par deux atomes (chaque atome fournit un électron). Entre deux atomes il peut y avoir 1, 2, ou 3 doublets liants, donnant respectivement naissance à des liaisons **simple**, **double** ou **triple**.

On peut ainsi établir différents schémas de Lewis de molécules :

| Eau                                                                                                     | Dioxygène                                                            | Dioxyde de carbone                                                              | Chlorure d'hydrogène                                                                            |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $H_2O$                                                                                                  | $O_2$                                                                | $CO_2$                                                                          | $HCl$                                                                                           |
| $\begin{array}{c} \text{—} \\ \text{H} \text{ — } \text{O} \text{ — } \text{H} \\ \text{—} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \diagup \text{O} = \text{O} \diagdown \end{array}$ | $\begin{array}{c} \diagdown \text{O} = \text{C} = \text{O} \diagup \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{—} \\ \text{H} \text{ — } \text{Cl} \text{ }   \\ \text{—} \end{array}$ |

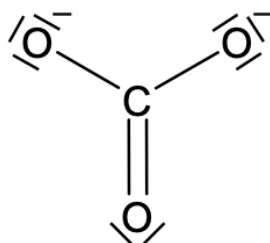
Pour qu'un schéma de Lewis soit correct et que la molécule soit stable, il faut que chaque atome présent dans la molécule soit entouré de 2 ou 8 électrons (règles du **duet** et de l'**octet**). Pour vérifier la stabilité d'une molécule, on

compte les doublets liants et non liants autour de chaque atome. Les doublets non liants ne comptent que pour l'atome sur lequel ils se situent. Les doublets liants comptent pour chacun des 2 atomes liés.

#### 4. Schéma de Lewis des ions polyatomiques et charge formelle

Un atome est stable s'il est entouré de 2 ou huit électrons. Si l'atome doit gagner ou céder des électrons pour respecter cette règle, et que cela modifie son nombre d'électrons de valence (l'entourant), alors il peut porter une **charge formelle** positive ou négative (représentée par un + ou un – entouré).

*Exemple avec l'ion carbonate :*



##### Analyse de l'ion carbonate

L'oxygène du haut (double liaison) possède 6 électrons de valence (4 dans les doublets non liants et 1 dans chaque doublet liant) ce qui correspond au nombre d'électrons de valence pour un atome d'oxygène. Les oxygènes de gauche et de droite possèdent 7 électrons de valence (6 dans les doublets non liants et 1 dans le doublet liant) ce qui fait un électron de plus que le nombre d'électrons de valence pour un atome d'oxygène. On ajoute donc une charge formelle négative sur ces atomes.

## B. Formules chimiques

Une entité chimique peut être modélisée par sa formule chimique. On distingue différentes formules chimiques.

### 1. Formule brute

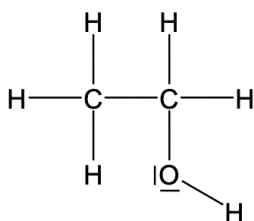
La **formule brute** fait uniquement apparaître les symboles des éléments chimiques présents dans l'entité chimique, leur nombre et la charge totale dans le cas d'un ion.

*Exemple : Éthanol :  $C_2H_6O$*

### 2. Formule développée

La **formule développée** fait apparaître la position de chaque atome dans la molécule ainsi que toutes les liaisons entre atomes.

*Exemple : Éthanol :*



### 3. Formule semi-développée

La **formule semi-développée** fait apparaître la position des atomes et les liaisons entre les atomes sauf celles avec l'hydrogène.

*Exemple : Éthanol :  $CH_3 - CH_2 - OH$*

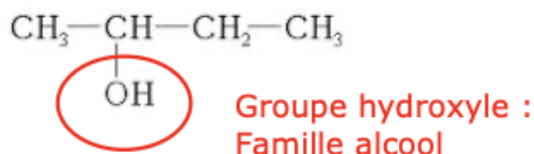
## C. Groupes caractéristiques

Un **groupe caractéristique** est un enchaînement d'atomes particuliers dans une entité chimique.

### 1. Groupe hydroxyle

Le **groupe hydroxyle** est l'enchaînement des atomes oxygène et hydrogène ( $-OH$ ) liés à un carbone. Le groupe hydroxyle donne une fonction **alcool** à la molécule. Une molécule ne portant qu'un groupe hydroxyle fait partie de la famille des **alcools**.

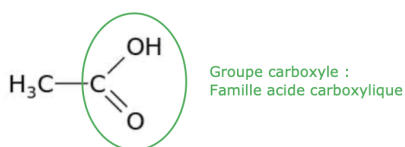
Exemple : Butan-2-ol :



### 2. Groupe carboxyle

Le **groupe carboxyle** est l'enchaînement d'un atome de carbone lié à un oxygène par une double liaison ( $=O$ ) et à un groupe hydroxyle ( $-OH$ ). Le groupe carboxyle donne une fonction **acide carboxylique** à la molécule. Une molécule ne portant qu'une fonction carboxyle fait partie de la famille des **acides carboxyliques**.

Exemple : Acide éthanoïque :



## D. Molécules organiques et macromolécules

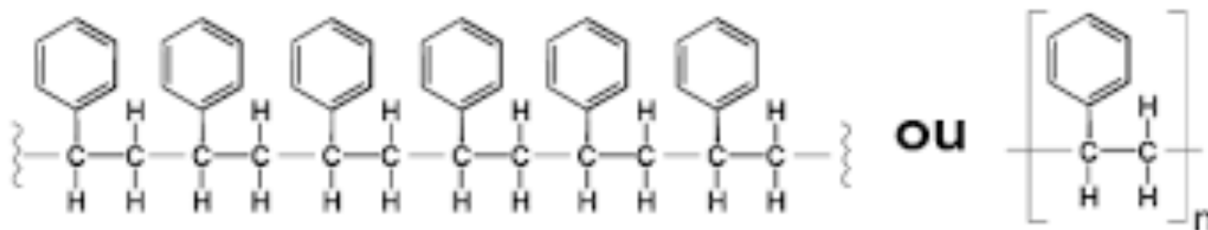
Les **molécules organiques** sont des molécules principalement constituées d'atomes de carbone et d'hydrogène auxquels viennent s'ajouter d'autres atomes comme l'oxygène, l'azote, le soufre... Ces molécules sont les molécules du vivant : on les retrouve partout dans le règne animal et végétal.

Une **macromolécule** est une molécule de très grande taille composée d'un grand ensemble de petites molécules identiques assemblées les unes avec les autres.

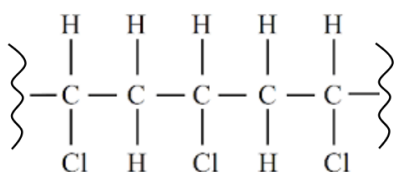
On peut donc retrouver dans une macromolécule un **motif structural unitaire** se répétant un grand nombre de fois ( $n$  fois).

Exemples de macromolécules :

Polystyrène (PS) :

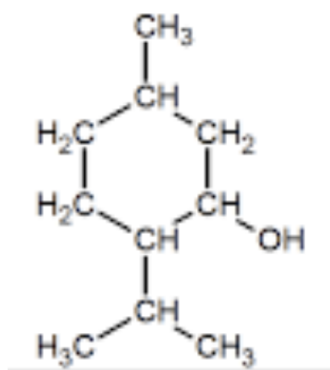


Polychlorure de vinyle (PVC) :

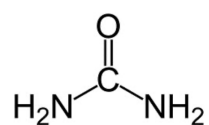


Exemples de molécules organiques :

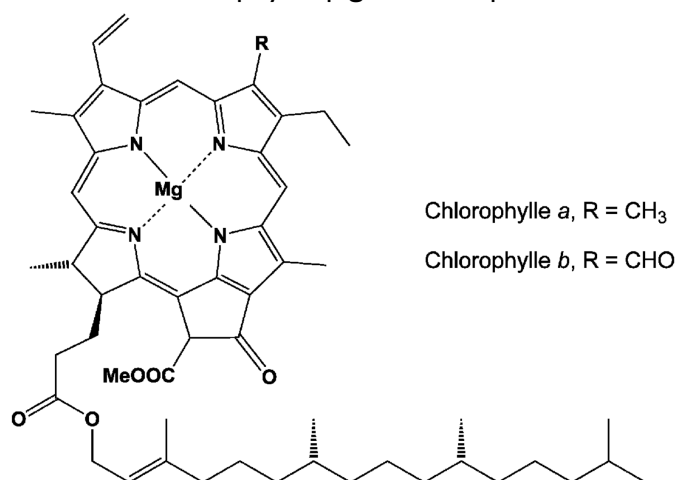
Molécule de menthol (présent dans l'huile essentielle de menthe) :



Molécule d'urée (présente dans l'urine) :



Molécule de chlorophylle (pigment vert présent dans certains végétaux) :





## Attendus – Ce que je dois connaître

**Définitions et notions**

Configuration électronique  
Schéma de Lewis  
Doublets liants / non liants  
Molécules et macromolécules organiques



## Attendus – Ce que je dois savoir faire

| Capacités à maîtriser                                                                                 | Exercices et activités associées                    |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------|
| Établir les schémas de Lewis de l'eau, du dioxygène, du dioxyde de carbone et du chlorure d'hydrogène | Activité 1<br>Exercice 9, 10, 11, 12, 13, 15, 20    |
| Reconnaître une molécule et une macromolécule organique                                               | Activité 3<br>Exercice 7, 8, 19                     |
| Passer des formules développées aux formules semi-développées et aux formules brutes                  | Activité 2, 3<br>Exercice 6, 10, 13, 14, 15, 16, 20 |
| Reconnaître les groupes caractéristiques des fonctions alcool et acide carboxylique                   | Activité 2, 3<br>Exercice 17, 18, 19, 20            |