

# Chapitre 2 - Les Matériaux Organiques

N. Bancel

Septembre 2024

## 1 Rappels de 2nde

### 1.1 Couches électroniques et électrons de valence

#### Définitions :

Les électrons se répartissent autour du noyau atomique selon des couches électroniques et des sous-couches.

Les **couches électroniques** sont notées  $n = 1, 2, 3$  etc

Chaque couche électronique est divisée en **sous-couches** qui sont notées par les lettres  $s, p$ , etc.

- La sous-couche  $s$  peut contenir jusqu'à 2 électrons.
- La sous-couche  $p$  peut contenir jusqu'à 6 électrons.

Dans la configuration électronique à l'état fondamental d'un atome de numéro atomique inférieur ou égal à 18, les électrons  $ns$  et  $np$  associés à la plus grande valeur de  $n$  sont appelés **électrons de valence**

Seuls les électrons de la couche externe (électrons de valence) participent aux liaisons entre atomes dans les molécules, ou à la formation d'ions.

#### Application : Structure électronique

Exemple de l'atome d'oxygène (O) : Numéro atomique :  $Z = 8$

Sa configuration électronique est :  $1s^2 2s^2 2p^4$ .

Cela signifie :

- 2 électrons dans la première couche ( $1s^2$ )
- 2 électrons dans la sous-couche  $s$  de la deuxième couche ( $2s^2$ )
- 4 électrons dans la sous-couche  $p$  de la deuxième couche ( $2p^4$ )

Il possède donc 6 électrons de valence ( $2s^2 2p^4$ ).

### 1.2 Stabilité

#### Important

**Règle de stabilité** : au cours des transformations chimiques, les atomes acquièrent la même configuration électronique que celle d'un atome de gaz noble, c'est-à-dire une configuration électronique de valence en duet ou en octet.

Ils cherchent à obtenir une couche de valence **remplie**. Composée donc de soit 2 électrons, soit 8 électrons

Atome	Numéro atomique	Configuration électronique	# électrons nécessaires pour remplir la couche de valence ?	Gaz noble ?
Hélium (He)	2	$1s^2$	0	Oui
Carbone (C)	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	Non
Néon (Ne)	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	0	Oui
Oxygène (O)	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	2	Non
Argon (Ar)	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	0	Oui
Azote (N)	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	3	Non
Hydrogène (H)	1	$1s^1$	1	Non
Chlore (Cl)	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	1	Non

### 1.3 Stabilité chimique et liaisons chimiques

#### 1.3.1 Couche de valence

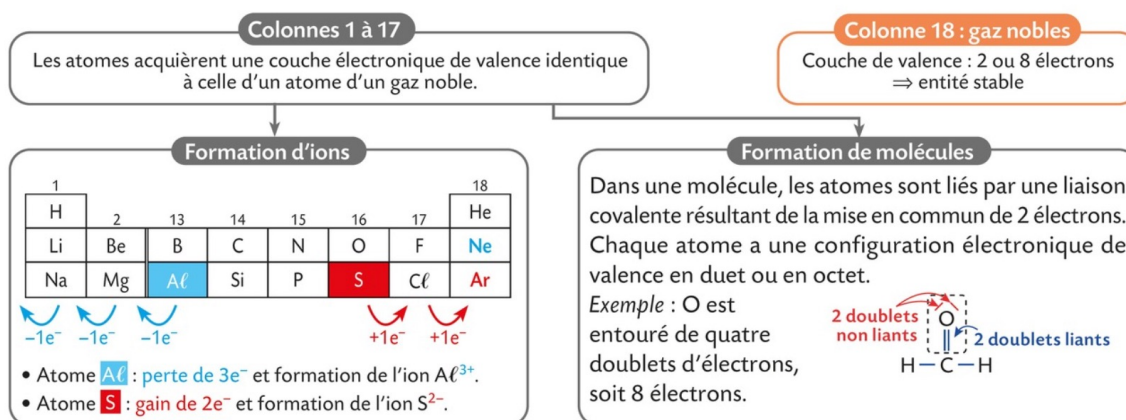


Figure 1: Stabilité chimique

#### Définitions :

Dans une molécule, les atomes mettent des électrons de valence en commun avec d'autres atomes afin d'obtenir la configuration électronique de valence en duet ou en octet.

La mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes permet la réalisation d'une liaison chimique. Plus familièrement : "Si je prends un électron, j'en donne un"

#### 1.3.2 Les doublets liants / non liants

Dans une molécule, les atomes possèdent sur leur couche électronique de valence deux types de doublets électroniques (paquet de deux électrons).

- Les doublets liants constituent les liaisons chimiques réalisées avec d'autres atomes.
- Les doublets non liants appartiennent uniquement à l'atome

### 1.3.3 Les doublets liants / non liants

Le schéma de Lewis d'un atome correspond à la représentation de la structure électronique externe de l'atome.

On schématise de la façon suivante l'atome.

- Le noyau et les couches électroniques internes sont représentés par le symbole de l'élément.
- Les électrons de la couche externe sont représentés par un point (•) s'ils sont célibataires ou par un tiret (–) s'ils forment un doublet non liant.

Figure 2: Schéma de Lewis

Atome	Nombres d'électrons "célibataires" / ayant besoin de se lier avec l'électron d'un autre atome	Schéma de Lewis
Hydrogène (H)		
Carbone (C)		
Azote (N)		
Oxygène (O)		
Chlore (Cl)		

### Réponses

Atome	Nombre d'électrons célibataires	Nombre de doublets non liants	Schéma de Lewis
Hydrogène	1	0	• H
Carbone	4	0	• C • •
Azote	3	1	• N • •
Oxygène	2	2	• O   •
Chlore	1	3	• Cl   

Figure 3: Schémas de Lewis

#### 1.3.4 Exemples d'application + Représentation des molécules

Le schéma de Lewis d'une molécule correspond à la représentation des atomes qui constituent la molécule et de leurs doublets liants et non liants.

On représente un doublet liant par un tiret entre les deux atomes liés, et un doublet non liant par un tiret à côté de l'atome.

En s'aidant des tableaux remplis au-dessus, et du cours, dessiner le schéma de Lewis des molécules suivantes

- Eau :  $\text{H}_2\text{O}$
- Méthane :  $\text{CH}_4$
- Ammoniac :  $\text{NH}_3$
- Dioxygène :  $\text{O}_2$
- Dioxyde de carbone :  $\text{CO}_2$

Réponses :

Nom de molécule	Formule brute	Schema de Lewis
Eau	H <sub>2</sub> O	$  \begin{array}{c}  \text{O} \\  \diagup \quad \diagdown \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
Méthane	CH <sub>4</sub>	$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H} - \text{C} - \text{H} \\    \\  \text{H}  \end{array}  $
Ammoniac	NH <sub>3</sub>	$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H} - \text{N} - \text{H}  \end{array}  $
Dioxygène	O <sub>2</sub>	$\text{O} = \text{O}$
Dioxyde de carbone	CO <sub>2</sub>	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$

## 2 Les chaînes carbonées

### 2.1 L'atome de carbone

#### L'ATOME DE CARBONE

► L'atome de carbone possède **six électrons**. À l'état fondamental il adopte une configuration électronique  **$1s^2 2s^2 2p^2$** .

► L'atome de carbone est **tétravalent** : il possède quatre électrons sur sa couche de valence qui lui permettent de former quatre liaisons de covalence pour vérifier la règle de l'octet.



FIGURE 2.3: Diagramme de Lewis de l'atome de carbone.

► On appelle **composé organique** une molécule composée d'un **squelette carboné**.

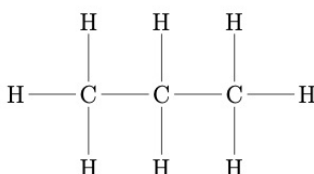


FIGURE 2.4: Exemple de molécule organique (propane).

► Le squelette carboné peut prendre différentes formes selon l'enchaînement des atomes de carbone entre eux.

- **Chaînes saturée et insaturée :**

- une chaîne carbonée n'étant constituée que de **liaisons simples** est dite **saturée**;
- une chaîne carbonée qui est constituée de **liaisons doubles ou triples** est dite **insaturée**.

- **Chaînes linéaire, ramifiée et cyclique :**

- lorsque tous les atomes de carbone d'une chaîne sont **reliés au maximum à deux** autres atomes de carbone, on dit que la chaîne est **linéaire**;
- lorsqu'au moins un des atomes de carbone est lié **à plus de deux** atomes de carbone, on dit que la chaîne est **ramifiée**;
- lorsqu'une partie de la chaîne est **fermée**, la chaîne est dite **cyclique**.



FIGURE 2.5: Exemple de chaîne saturée.

Figure 4: Chaînes carbonées

## 2.2 Modélisation de molécules

### MODÉLISATION DES MOLÉCULES

- On peut représenter une molécule organique de plusieurs façons différentes :
- Formule brute : elle indique la nature et le nombre des atomes.
  - Formule développée : toutes les liaisons entre atomes sont représentées.
  - Formule semi-développée : toutes les liaisons entre atomes sont représentées à l'exception de celles engagées par les atomes d'hydrogène.
  - Formule topologique : dans cette représentation deux atomes de carbones liés sont représentés par un segment dont chaque extrémité représente un atome de carbone. Deux segments consécutifs ne sont pas alignés, car les liaisons qu'ils représentent forment entre elles un angle de  $109,5^\circ$ . Les atomes d'hydrogène directement liés à un atome de carbone ne sont pas représentés. Enfin, les doubles liaisons sont représentées par un double segment, et les triples liaisons par un tripe segment.

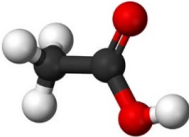
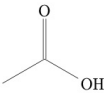
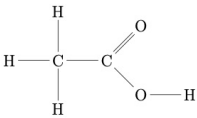
Modèle moléculaire	Formule brute
	$C_2H_4O_2$
	<b>Formule semi-développée</b>
	$CH_3-COOH$
	<b>Formule topologique</b>
	
<b>Formule développée</b>	
	

Figure 5: Modélisation de molécules

## 2.3 Mise en application

### Application : Structure électronique

Exercices à faire en groupe (dans le livre de Physique) :

- N°1
- N°2
- N°3 page 40

**Exercice N°2 page 40**

## **3 Hydrocarbures / Groupes caractéristiques**

### **3.1 Les alcanes**

Les alcanes sont des hydrocarbures aux chaînes carbonées saturées

## **4 Sources**

Quelques cours / sources intéressantes :

- Maxicours
- Vidéo Youtube