

Chapitre 2 - Les Matériaux Organiques

N. Bancel

Septembre 2024

1 Attendus de fin de chapitre

"Ce qu'il faut à tout prix retenir / savoir faire"

- Bien comprendre le principe d'électrons de valence, de couche de valence.
- Connaître et comprendre la règle du duet et de l'octet
- Être en mesure d'écrire une configuration électronique, et d'en déduire le nombre de doublets non-liants et de doublets liants afin de satisfaire la règle du duet ou de l'octet
- Schéma de Lewis d'un atome
- Formule brute, développée, semi-développée d'une molécule.
- Connaître la définition d'un alcane, d'un alcène, d'un composé aromatique
- Connaître les groupes caractéristiques de l'alcool, l'acide carbonxylique, ester
- Définition d'un polymère
- Identifier une polycondensation, et une polyaddition
- **En gros, à partir du dessin de n'importe quelle molécule organique, être capable d'écrire sa formule brute, développée, semi-développée, déterminer son groupe caractéristique, et si c'est un alcène, un alcane, un composé aromatique, un polymère et**

2 Rappels de 2nde

2.1 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 ($2s^2 2p^4$).

2.2 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

2.3 Stabilité chimique et liaisons chimiques

2.3.1 Couche de valence

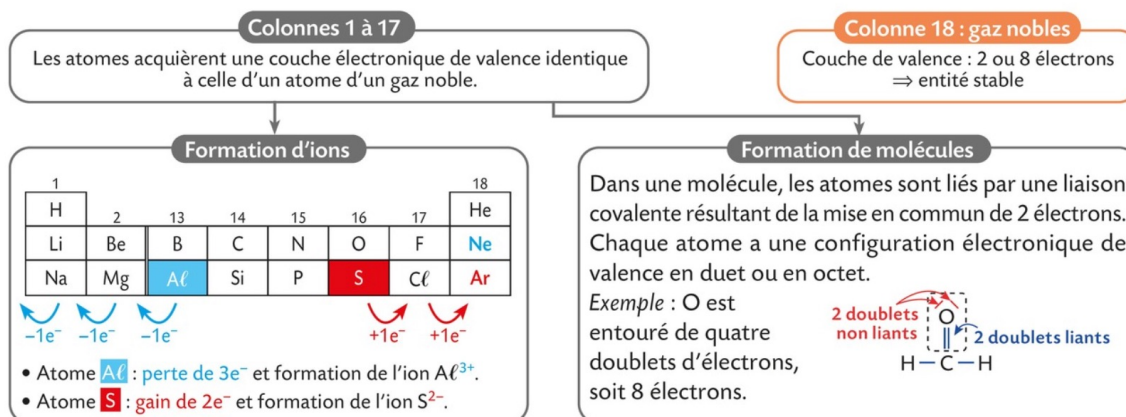


Figure 1: Stabilité chimique

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"

2.3.2 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

2.3.3 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

2.3.4 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 : H_2O
- Méthane : CH_4
- Ammoniac : NH_3
- Dioxygène : O_2
- Dioxyde de carbone : CO_2

Réponses :

Nom de molécule	Formule brute	Schema de Lewis
Eau	H_2O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Méthane	CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Ammoniac	NH_3	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \end{array}$
Dioxygène	O_2	$\text{O} = \text{O}$
Dioxyde de carbone	CO_2	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$

3 Les chaînes carbonées

3.1 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**.

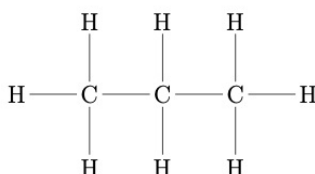


FIGURE 2.4: Exemple de molécule organique (propane).

► 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

3.2 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.

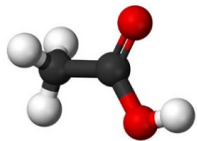
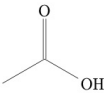
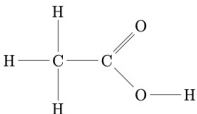
Modèle moléculaire	Formule brute
	$C_2H_4O_2$
	Formule semi-développée
	CH_3-COOH
	Formule topologique
	
Formule développée	
	

Figure 5: Modélisation de molécules

3.3 Mise en application

Application : Structure électronique

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

- N°1
- N°2
- N°3 page 40

4 Hydrocarbures / Groupes caractéristiques

4.1 Les alcanes

Les alcanes sont des hydrocarbures aux chaînes carbonées saturées.

- Leur formule brute est C_nH_{2n+2} .
- Le nom d'un alcane est constitué d'un préfixe indiquant le nombre d'atomes de carbone de la chaîne (voir tableau ci-contre), suivi de la terminaison « -ane ».
- Exemples :
 - Méthane : CH_4
 - Éthane : C_2H_6
 - Propane : C_3H_8
 - etc.

Nombre d'atomes de carbone	Racine
1	méthan-
2	éthan-
3	propan-
4	butan-
5	pentan-
6	hexan-

Table 1: Préfixes des alcanes selon le nombre d'atomes de carbone

4.2 Les alcènes

Les alcènes sont des hydrocarbures aux chaînes carbonées insaturées possédant au moins une double liaison carbone-carbone $C=C$.

- Leur formule brute est C_nH_{2n} .
- Le nom d'un alcène est constitué d'un préfixe indiquant le nombre d'atomes de carbone de la chaîne, suivi de la terminaison "-ène".
- Exemples :
 - Éthène : C_2H_4 ou $CH_2=CH_2$
 - Propène : C_3H_6 ou $CH_3-CH=CH_2$

4.3 Composés aromatiques

- Les composés aromatiques sont des molécules présentant un ou plusieurs cycles, c'est-à-dire que les atomes sont arrangés de façon à former une structure cyclique plane.
- Le modèle des hydrocarbures aromatiques est le benzène C_6H_6 , constitué d'un cycle à 6 atomes de carbone formant un hexagone régulier.



Figure 6: Composés aromatiques

4.4 Groupes caractéristiques

Dans une molécule organique, on appelle groupe caractéristique, ou groupe fonctionnel, un enchaînement particulier d'atomes dont un au moins n'est ni un carbone, ni un hydrogène.

- À un groupe caractéristique donné peut correspondre plusieurs fonctions chimiques. Les composés d'une même fonction chimique ont des propriétés chimiques semblables.
- Certaines molécules possèdent plusieurs groupes fonctionnels. On les appelle molécules polyfonctionnelles.

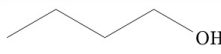
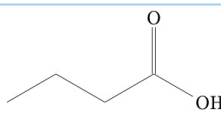
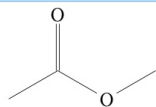
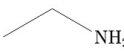
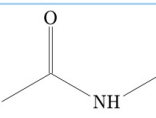
Groupe caractéristique	Famille de composés	Formule générale	Exemple
—OH	Alcool	R—OH	 butan-1-ol
—C(=O)OH	Acide carboxylique	R—C(=O)OH	 acide butanoïque
—C(=O)O—R'	Ester	R—COOR'	 éthanoate de méthyle
—NH_2	Amine primaire	R—NH_2	 éthanamine
—C(=O)NH—	Amide	R—CO—NH—R'	 N-méthyléthanamide

Figure 7: Groupes fonctionnels

4.5 Les polymères

4.5.1 Définition et propriétés

On appelle macromolécule, une molécule de masse molaire élevée.

- Un polymère est une macromolécule engendrée par la répétition un grand nombre de fois d'un motif élémentaire appelé **monomère**.
- Soit M un monomère, le polymère : M-M-M-M-M se note ainsi $\left[M \right]_n$

Propriétés essentielles des polymères et exemples

Polyéthylène $\left(\text{CH}_2 - \text{CH}_2 \right)_n$

1. Pour un polymère, l'indice de polymérisation est le **nombre de répétitions du motif élémentaire**.
2. Plus l'indice de polymérisation est important, plus la viscosité, la température de fusion, la résistance mécanique et la température de transition vitreuse du matériau polymère augmente (jusqu'à une valeur limite).
3. **Polymères naturels** : polymères qui existent en l'état, dans la nature
 - Protéines
 - L'acide nucléique (ADN)
 - Le caoutchouc
4. **Polymères synthétiques** : polymères créés de manière artificielle (dans l'industrie chimique)
 - Le PVC
 - Polycarbonate

4.5.2 Polyaddition et polycondensation

A connaître par coeur

1. La transformation permettant de passer d'un monomère à un polymère s'appelle la polymérisation
2. La polycondensation est une réaction de polymérisation qui se fait avec la génération de petites molécules telles que H_2O , HCl ou NH_3
3. La polyaddition est une réaction de polymérisation qui se fait sans **aucune** génération de petites molécules

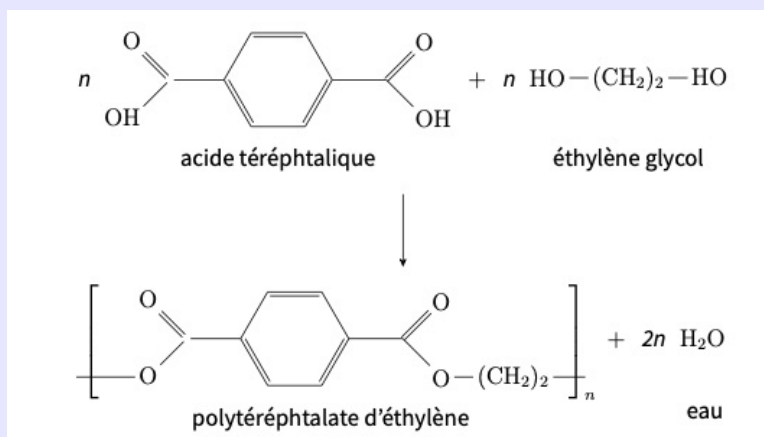


Figure 8: Polycondensation

4.6 Application

Application : Structure électronique

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

- N°8 (Les peintures) (ne pas donner la formule topologique)
- N°12 (Nylon français)
- N°13 page 43
- Si le temps le permet, faire l'exercice N°2

5 Sources

Quelques cours / sources intéressantes :

- Maxicours
- Vidéo Youtube