

MATÉRIAUX NATURELS ET ARTIFICIELS

● Matériaux naturels

Les matériaux naturels sont issus de la nature. Ils peuvent être d'origine animale (laine, peau...) ou végétale (coton, chanvre...).

● Matériaux artificiels

Les matériaux artificiels sont fabriqués à partir de matières premières issues de la nature, mais n'ont pas d'équivalent dans la nature.

Exemples : le nylon, les polyesters, les polyamides, le polystyrène, les plastiques...

LES LIAISONS DANS UNE MOLÉCULE

● Structure électronique des atomes

Les principaux atomes présents dans les molécules utilisées dans la fabrication des vêtements et revêtements, sont l'hydrogène, le carbone, l'oxygène, l'azote, le chlore, le fluor et le soufre.

Dans les atomes, les électrons sont répartis en couches autour du noyau.

La couche K, la plus proche du noyau peut contenir au maximum deux électrons.

La couche L peut contenir au maximum huit électrons.

La couche M peut contenir au maximum dix-huit électrons.

Pour établir la structure électronique d'un atome, on commence par remplir la couche K, quand elle est pleine (ou saturée), on complète la couche L, puis la couche M.

Atome	Numéro atomique Z	Nombre d'électrons	Structure électronique
C	6	6	$(K)^2(L)^6$
H	1	1	$(K)1$
O	8	8	$(K)^2(L)^6$
N	7	7	$(K)^2(L)^5$
F	9	9	$(K)^2(L)^7$
Cl	17	17	$(K)^2(L)^8(M)^7$
S	16	16	$(K)^2(L)^8(M)^6$

Pour être stable, chaque atome d'une molécule forme des liaisons avec d'autres atomes de la molécule en mettant en commun un ou plusieurs électrons de sa couche externe de façon à la saturer. Les liaisons ainsi formées sont appelées liaisons covalentes.

L'atome d'hydrogène tend à acquérir une structure externe à deux électrons, il vérifie la règle du duet.

Les autres atomes tendent à acquérir une structure externe à huit électrons, ils vérifient la règle de l'octet.

● Liaisons covalentes simples et doubles

Si un atome met en commun un seul électron avec un autre atome alors il se forme une liaison covalente simple.

Si un atome met en commun deux électrons avec un autre atome alors il se forme une liaison covalente double.

● Formule de Lewis

La formule de Lewis d'un atome représente les électrons de sa couche externe.

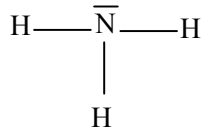
Les électrons intervenant dans les liaisons sont représentés par un point autour du symbole de l'atome.

Les électrons n'intervenant pas dans les liaisons sont associés par paire et représentés par un tiret sur le symbole de l'atome.

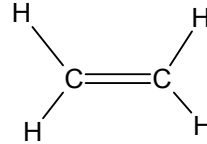
Atome	Nombre d'électrons externes	Formule de Lewis	Nombre de liaisons possibles
C	4	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$	4
H	1	$\text{H}\cdot$	1
O	6	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}\cdot$	2
N	5	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot$	3
Cl	7	$\boxed{\text{Cl}}\cdot$	1
F	7	$\boxed{\text{F}}\cdot$	1
S	6	$\cdot\text{S}\cdot$	2

Dans la formule de Lewis d'une molécule, les liaisons entre les atomes sont représentées par un tiret (—) dans le cas d'une liaison covalente simple ou par deux tirets (==) dans le cas d'une liaison covalente double.

La molécule d'ammoniaque



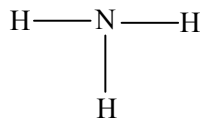
La molécule d'éthylène



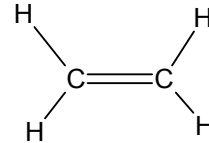
● Formule développée

Dans la formule développée d'une molécule toutes les liaisons covalentes apparaissent.

La molécule d'ammoniaque :



La molécule d'éthylène :



● Formule semi-développée

Dans la formule semi-développée d'une molécule toutes les liaisons covalentes apparaissent excepté les liaisons avec les atomes d'hydrogène.

La molécule d'ammoniaque : NH_3

La molécule d'éthylène : $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$

● Squelette carboné et groupes caractéristiques

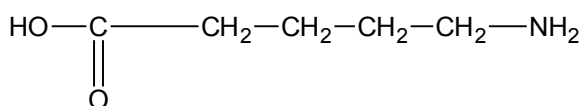
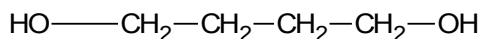
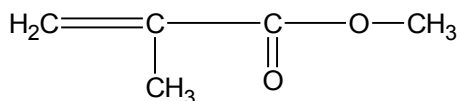
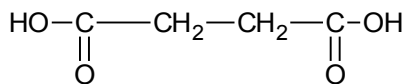
Dans les molécules organiques, le squelette carboné est constitué d'un enchaînement d'atomes de carbone. Elles peuvent comporter un ou des groupes d'atomes appelés groupes caractéristiques qui définissent une fonction.

Groupe caractéristique	Nom	Fonction
-OH	hydroxyle	Alcool
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	carboxyle	Acide carboxylique
-NH ₂	amine	Amine
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}- \end{array}$	ester	Ester
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{NH}- \end{array}$	amide	Amide

* **Exercice 6**

🕒 5 min

Entourer et donner le nom des fonctions des groupes caractéristiques dans les molécules suivantes :



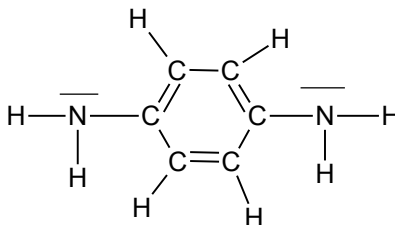
Contrôle

🕒 30 min — 10 points

Exercice 1. Le paraphénylènediamine

1.

- Définir les matériaux naturels et artificiels.
 - Donner trois exemples de chaque en précisant leur domaine d'utilisation.
- Le paraphénylènediamine (PPD) est un des réactifs utilisés dans la synthèse du Kevlar. Sa formule de Lewis est :



- Quel est le nombre d'électrons externes et quelle règle vérifie chaque type d'atome de la molécule ? Justifier.
- Quelle est la formule semi-développée du PPD ?
- Entourer le groupe caractéristique et nommer la fonction correspondante de la molécule.

résumés de cours

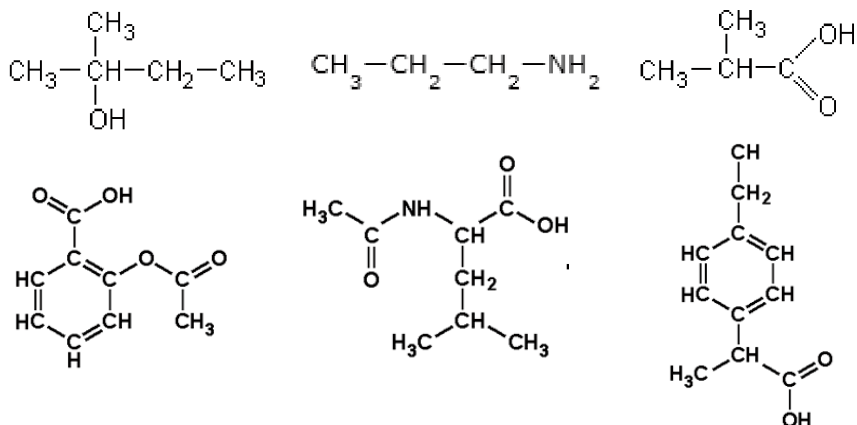
exercices

contrôles

corrigés

Exercice 2. Groupes caractéristiques

Entourer les groupes caractéristiques des molécules suivantes et nommer les fonctions associées.



Corrigés des exercices

Exercice 1

Il existe deux catégories de matériaux, les matériaux naturels et les matériaux artificiels.

Matériaux naturels : laine angora, coton, lin, cuir et soie.

Matériaux artificiels : nylon, viscose, élasthane et polyester.

Exercice 2

1. La structure électronique de l'atome de carbone est : $(K)^2(L)^4$.
2. La couche externe L contient quatre électrons, l'atome de carbone possède donc quatre électrons externes.
3. La formule de Lewis de l'atome de carbone est :



4. Pour être stable dans une molécule, l'atome de carbone doit respecter la règle de l'octet, c'est-à-dire qu'il tend à acquérir une structure électronique externe à huit électrons. Il doit donc mettre en commun ses quatre électrons externes.

5. La structure électronique de l'atome d'hydrogène est : $(K)^1$

La couche externe K contient un électron, l'atome d'hydrogène possède donc un électron externe.

La formule de Lewis de l'atome d'hydrogène est :

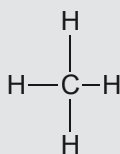


Pour être stable dans une molécule, l'atome d'hydrogène doit respecter la règle du duet, c'est-à-dire qu'il tend à acquérir une structure électronique externe à deux électrons. Il doit donc mettre en commun son électron externe.

6.

a) L'atome de carbone doit établir quatre liaisons covalentes simples avec quatre atomes d'hydrogène pour être stable.

b) Formule de Lewis de la molécule



Exercice 3

1. La structure électronique de l'atome de chlore est : $(K)^2(L)^8(M)^7$.

2. La couche externe M contient sept électrons, l'atome de chlore possède donc sept électrons externes.

3. La formule de Lewis de chlore est :



4. Pour être stable dans une molécule, l'atome de chlore doit respecter la règle de l'octet, c'est-à-dire qu'il tend à acquérir une structure électronique externe à huit électrons. Il doit donc mettre en commun un électron externe.

Exercice 4

1. La structure électronique de l'atome d'oxygène est : $(K)^2(L)^6$.

2. La couche externe L contient six électrons, l'atome d'oxygène possède donc six électrons externes.

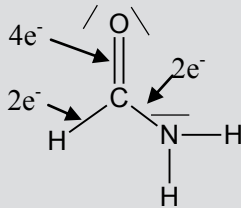
3. La formule de Lewis d'oxygène est :



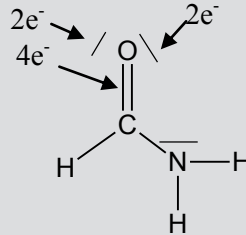
4. Pour être stable dans une molécule, l'atome d'oxygène doit respecter la règle de l'octet, c'est-à-dire qu'il tend à acquérir une structure électronique externe à huit électrons. Il doit donc mettre en commun deux électrons externes.

Exercice 5

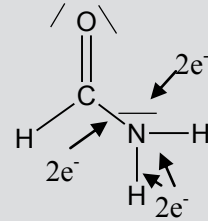
1. Atome de carbone



Atome d'oxygène



Atomes d'azote et d'hydrogène

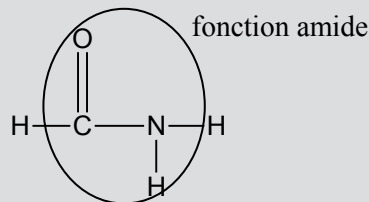


Les atomes de carbone, d'oxygène et de chlore possèdent huit électrons externes, ils respectent donc la règle de l'octet.

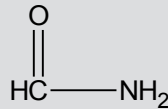
Les atomes d'hydrogène possèdent deux électrons externes, ils respectent donc la règle du duet.

Les atomes sont donc stables dans la molécule.

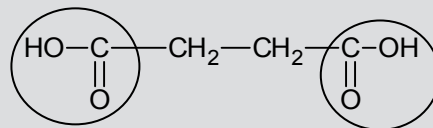
2. Formule développée du formamide :



Formule semi-développée du formamide :

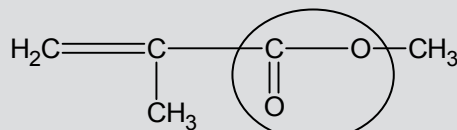


Exercice 6



fonction acide carboxylique

fonction acide carboxylique



fonction ester