LES MOLECULES

Physique Chimie

Seconde

www.prof-tc.fr

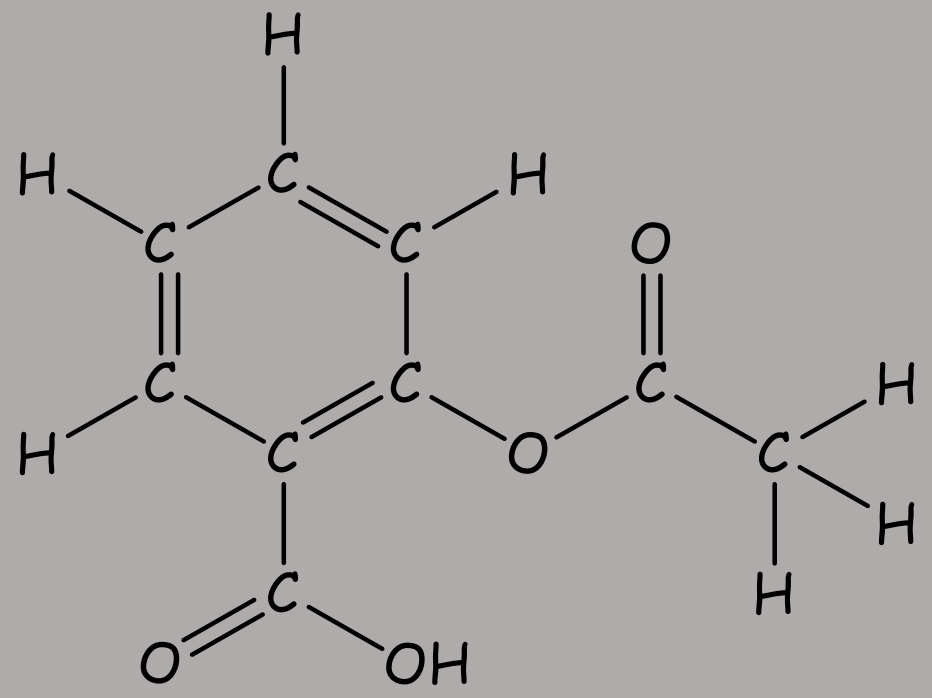
1 - Formation des molécules

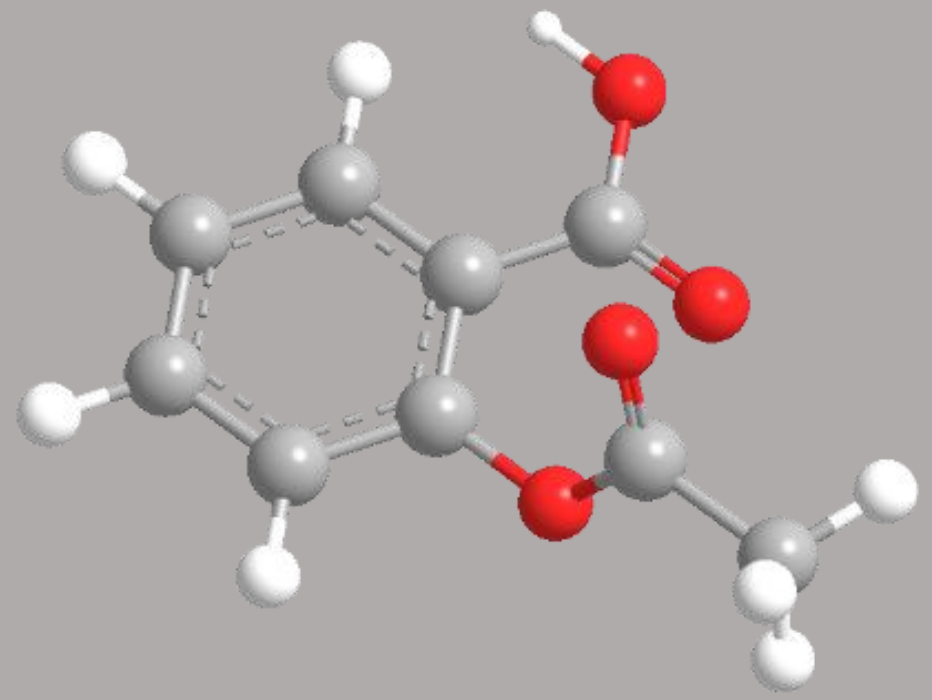
Une molécule est constituée d'un assemblage d'au moins deux atomes liés entre eux par une liaison de valence. Elle est électriquement neutre. Chaque molécule est représentée par une formule brute qui traduit sa composition.

Pour écrire la formule brute d'une molécule, on écrit côte à côte les symboles des atomes qui la constituent, en précisant en indice, à droite du symbole le nombre d'atomes.

Aspirine

$C_9H_8O_4$





Une liaison covalente entre deux atomes correspond à une mise en commun de deux électrons de leurs couches externes pour former un doublet d'électrons appelé doublet liant. Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes. Cette liaison covalente se représente par un tiret entre les symboles des deux atomes.

Dans une molécule, les atomes mettent en commun des électrons de leur couche externe afin d'acquérir une structure stable en duet ou en octet:

- L'atome d'hydrogène $^{1}_{1}H$ de formule électronique $1s^1$ doit acquérir un électron pour obtenir la structure stable en duet donc il pourra former 1 liaison covalente.
- L'atome d'oxygène $^{16}_{8}O$ de formule électronique $1s^2 2s^2 2p^4$ doit acquérir 2 électrons pour obtenir la structure stable en octet, donc il pourra former 2 liaisons covalentes.
- L'atome de carbone $^{12}_{6}C$ de formule électronique $1s^2 2s^2 2p^2$ doit acquérir 4 électrons pour obtenir la structure stable en octet, donc il pourra former 4 liaisons covalentes.

Prof-TC

2 - La représentation de Lewis des atomes

Dans la représentation de Lewis tous les électrons de la couche externe d'un atome forment soit des doublets liants soit des doublets non liants.

Les doublets liants correspondent aux liaisons établies avec d'autre atomes et sont représentés par un trait entre ces deux atomes (par un double trait pour les liaisons doubles et par un triple trait pour les liaisons triples).

Les électrons qui ne sont pas impliqués dans des liaisons forment entre eux des doublets non liants représentés sous forme de trait au-dessus du symbole de l'atome.

$^{1}_{1}H$ $1s^1$ H —							$^{4}_{2}He$ $1s^2$ $\overline{He}$
$^{7}_{3}Li$ $1s^2 2s^1$ Li —	$^{9}_{4}Be$ $1s^2 2s^2$ — Be —	$^{11}_{5}B$ $1s^2 2s^2 2p^1$ | — B —	$^{12}_{6}C$ $1s^2 2s^2 2p^2$ | — C — |	$^{14}_{7}N$ $1s^2 2s^2 2p^3$ | — $\underline{N}$ —	$^{16}_{8}O$ $1s^2 2s^2 2p^4$ — $\overline{\underline{O}}$ —	$^{19}_{9}F$ $1s^2 2s^2 2p^5$ | $\overline{\underline{F}}$ —	$^{20}_{10}Ne$ $1s^2 2s^2 2p^6$ | $\overline{\underline{Ne}}$ |
$^{23}_{11}Na$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Na—	$^{24}_{12}Mg$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ —Mg—	$^{27}_{13}Al$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ | — Al —	$^{28}_{14}Si$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ | — Si — |	$^{31}_{15}P$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ | — $\underline{P}$ —	$^{32}_{16}S$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ — $\overline{\underline{S}}$ —	$^{35}_{17}Cl$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | $\overline{\underline{Cl}}$ —	$^{40}_{18}Ar$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ | $\overline{\underline{Ar}}$ |

3 - Représentation de Lewis des molécules

Un doublet liant est constitué de deux électrons mis en commun dans une liaison covalente.

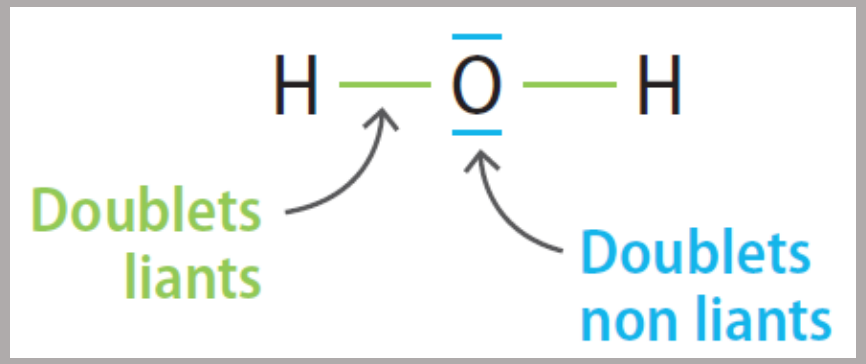
Un doublet non liant est formé de deux électrons de la couche externe qui ne sont pas engagés dans une liaison covalente. Ils n'appartiennent qu'à un seul atome.

La représentation de Lewis des molécules indique l'organisation des électrons de valence de chaque atome et permet de représenter les doublets liants et non liants d'une molécule. Les doublets liants se représentent par un trait entre les symboles des atomes et les doublets non liants se représentent par un trait à côté du symbole de cet atome.

Liaison	Simple	Double	Triple
Symbole	—	=	≡
Nombre d'électrons en commun	2	4	6

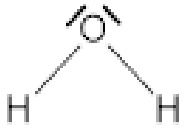
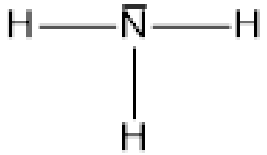
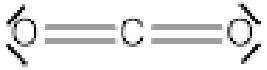
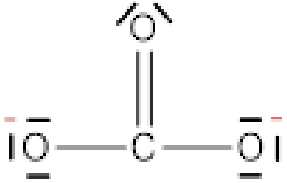
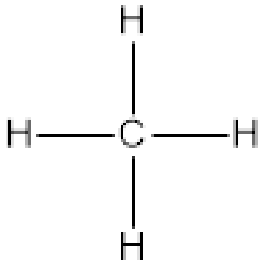
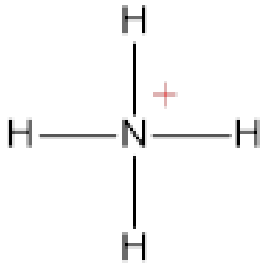
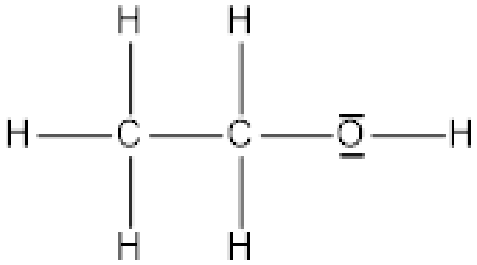
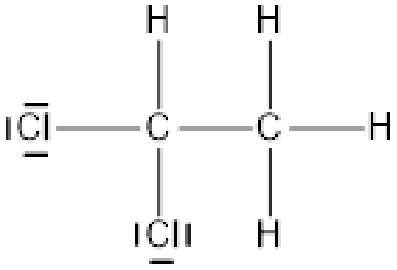
En exploitant le schéma de Lewis d'une molécule, il est possible de justifier sa stabilité.

Dans le schéma de Lewis d'une molécule, comme celui de l'eau, les doublets liants sont représentés par un trait plein entre les symboles des atomes et les doublets non liants par un trait autour du symbole des atomes.



Chaque atome d'hydrogène est entouré d'un doublet liant, soit 2 électrons de valence. Leur configuration électronique de valence est saturée comme celle de l'atome du gaz noble le plus proche, l'hélium.

L'atome d'oxygène est entouré de 2 doublets liants et 2 doublets non liants, soit 8 électrons de valence ($2 \times 2 + 2 \times 2$). Sa configuration électronique de valence est saturée comme celle de l'atome de gaz noble le plus proche, le néon. La molécule d'eau est donc stable.

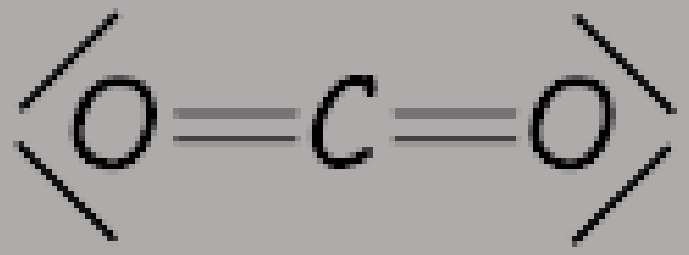
Nom de la molécule	Représentation de Lewis	Nom de la molécule	Représentation de Lewis
Eau		Ammoniaque	
Dioxyde de carbone		Ion Carbonate	
Méthane		Ion Ammonium	
Ethanol		1,1-Dichloroéthane	

4 - Energie de liaison

Une molécule est plus stable que les atomes qui la forment pris séparément. Il faut fournir de l'énergie pour la dissocier.

L'énergie de liaison entre deux atomes est l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison. L'énergie est exprimée en joule (J).

Par exemple, l'énergie ECO2 à fournir pour dissocier une molécule de dioxyde de carbone correspond à l'énergie nécessaire à la rupture de deux liaisons ***C=O***:



$$E_{CO2} = 2 \times E_{C=O}$$

Un système chimique consomme de l'énergie lorsque des liaisons se rompent, il en restitue lorsque des liaisons se forment.

Il faut fournir plus d'énergie pour rompre une liaison triple que pour rompre une liaison double ou simple entre deux atomes de carbone.

Liaisons entre éléments chimiques	Energie libérée lors de la formation ou de la rupture des liaisons	
	En Joule (J)	En KiloJoule par mole (kJ/mol)
C – C	$5,78 . 10^{-19}$	348
C = C	$10,17 . 10^{-19}$	612
C ≡ C	$13,87 . 10^{-19}$	837
C – H	$6,81 . 10^{-19}$	412
C – O	$5,91 . 10^{-19}$	360
C = O	$13,21 . 10^{-19}$	743
O = O	$8,21 . 10^{-19}$	494
O – H	$7,64 . 10^{-19}$	463

Plus l'énergie de liaison est grande, plus la liaison est stable.

Par exemple, une liaison C=C a une énergie de liaison plus grande qu'une liaison C-C, elle est donc plus stable.

Pour rompre toutes les liaisons de la molécule de dioxyde de carbone CO_2, il faut fournir l'énergie E_{CO2}:

$$E_{CO2} = 2 \times E_{C=O} = 2 \times 13{,}21.10^{-19} = 2{,}64.10^{-18}\ J$$

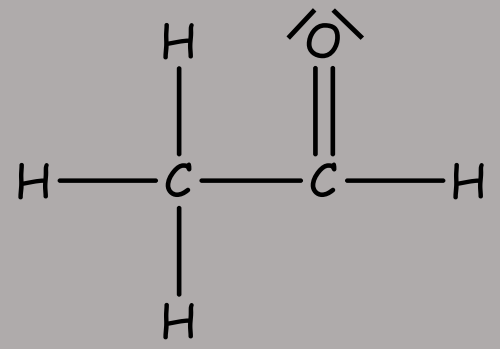
Pour rompre toutes les liaisons de la molécule de méthane CH_4, il faut fournir l'énergie E_{CH4}:

$$E_{CH4} = 4 \times E_{C-H} = 4 \times 6{,}81.10^{-19} = 2{,}72.10^{-18}\ J$$

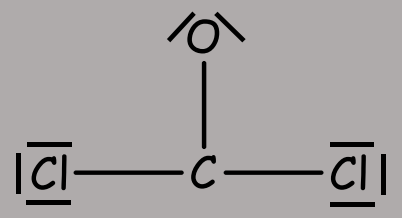
5 - Exercices d'application

Exercice 1

Des schémas de Lewis de différentes molécules sont présentés ci-dessous.



Ethanal

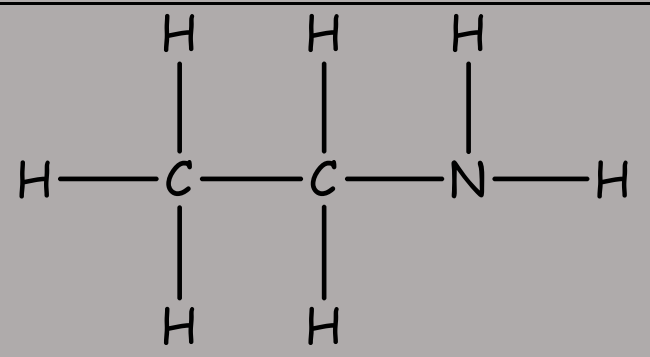
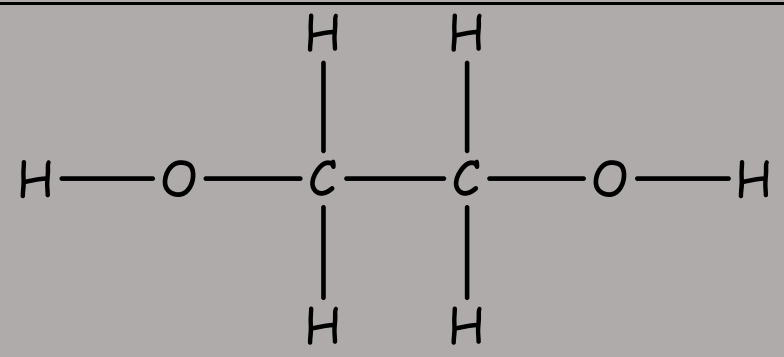
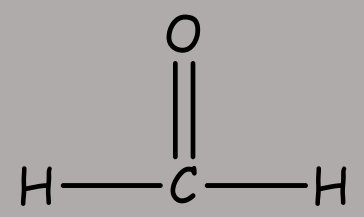


Phosgène

Justifier le nombre de doublets non liants sur les atomes d'oxygène et de chlore.

Exercice 2

Des schémas de Lewis incomplets de différentes molécules sont présentés ci-dessous.

 Ethanamine	 Ethan-1,2-diol	 Méthanal

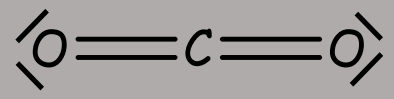
Compléter ces schémas de Lewis incomplets en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s).

Exercice 3

Définir l'énergie de liaison.
Déterminer, entre la liaison simple C–O et la liaison double C=O, celle qui est la plus difficile à rompre.
Données: E_{C-O} = 351 kJ/mol $E_{C=O}$ = 730 kJ/mol

Exercice 4

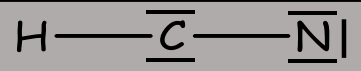
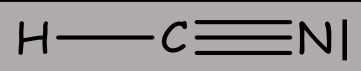
Calculer l'énergie nécessaire pour rompre toutes les liaisons de la molécule de dioxyde de carbone CO_2 (représentation de Lewis ci-contre).



Données: E_{C-O} = 351 kJ/mol $E_{C=O}$ = 730 kJ/mol

Exercice 5

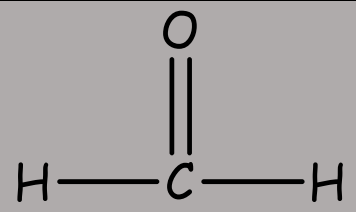
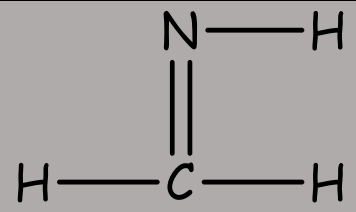
L'acide cyanhydride HCN est une substance toxique que l'on trouve dans certains noyaux (pêche, prune, etc.) ou dans les amandes amères. Deux schémas sont donnés ci-dessous.

 Proposition 1	 Proposition 2

- Pour les deux propositions, vérifier que tous les atomes respectent la règle de stabilité.
- L'élément azote se trouve à la 2ème période et 15ème colonne du tableau périodique. Dénombrer les électrons de valence.
- Déterminer le nombre d'électrons qui appartiennent en propre à l'atome d'azote dans chacune des propositions.
- En déduire le schéma de Lewis correspondant à l'acide cyanhydrique HCN.

Exercice 6

Voici deux schémas de Lewis incomplets de molécules contenant des liaisons doubles.

 Méthanal	 Méthanimine

- Recopier les schémas de Lewis incomplets, puis les compléter en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s), sachant que chaque atome vérifie la règle de stabilité.

L'énergie d'atomisation est l'énergie à fournir pour rompre toutes les liaisons d'une molécule et obtenir des atomes.

- Calculer les énergies de liaison des liaisons C=O et C=N.
- En déduire, parmi les doubles liaisons C=O et C=N, celle qui est la plus stable.

Données: E_{C-H} = 413 kJ/mol E_{N-H} = 391 kJ/mol

$E_{atomisation}$(méthanal) = 1567 kJ/mol $E_{atomisation}$(méthanamine) = 1564 kJ/mol