

TP

DES ATOMES AUX MOLÉCULES

Objectifs : étudier l'assemblage des atomes en molécules en termes de formation de liaisons covalentes par mise en commun des électrons de valence et de doublets non-liants.



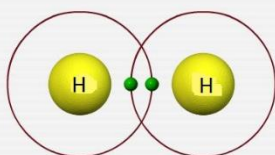
Problématique : pris isolément, la plupart des atomes est instable. Ces atomes instables ont tendance à s'assembler les uns avec les autres pour former alors un édifice plus stable : une molécule. Comment expliquer la formation d'une molécule à partir de la composition des atomes ?

I. LIAISONS COVALENTES

1. Relier chacun des termes ci-dessous à sa définition :

- | | | |
|----------------------------|---|--|
| électrons de valence | ▪ | distribution des électrons d'une entité chimique dans les couches et sous-couches électroniques entourant les noyaux |
| configuration électronique | ▪ | plus haute couche occupée par des électrons autour du noyau |
| couche externe | ▪ | ensemble des électrons qui occupent la couche externe |

Nature d'une liaison entre deux atomes



Deux atomes peuvent s'assembler si chacun mobilise un électron de valence. La paire d'électrons mobilisés entre les deux atomes est appelée *doublet liant* ou encore *liaison covalente*.

Dans la figure ci-contre, deux noyaux d'hydrogène sont entourés chacun par un électron. Ces deux électrons sont mis en commun et forment une liaison entre les deux atomes d'hydrogène. L'ensemble forme alors une molécule de dihydrogène, de formule H_2 .

- Ouvrir le logiciel 3D-Viewer puis charger le fichier de paramètres de visualisation des molécules disponible dans le dossier de la classe sur le serveur : Options > Load Settings... > *parametres.3ds*
- Dans le logiciel, ouvrir le fichier *alaninol.mol* pour observer la représentation en trois dimensions de l'agencement des atomes de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène dans une molécule d'alaninol.
- À l'aide de cette représentation, compléter le tableau suivant :

Élément chimique	Hydrogène H	Carbone C	Azote N	Oxygène O
Nombre de liaisons covalentes formées par un atome				

Extrait annoté du tableau périodique des éléments

Voici un extrait du tableau périodique des éléments dans lequel la colonne XVIII des gaz nobles a été grisée.

I	1						XVIII	
1H <i>hydrogène</i>	II	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	2He <i>hélium</i>	
3Li <i>lithium</i>	4Be <i>béryllium</i>	...	5B <i>bore</i>	6C <i>carbone</i>	7N <i>azote</i>	8O <i>oxygène</i>	9F <i>fluor</i>	10Ne <i>néon</i>

Annotations: A dashed arrow labeled '1' points from the Hydrogen cell to the Helium cell. A dashed arrow labeled '2' points from the Fluorine cell to the Neon cell.

- À l'aide des réponses précédentes, proposer une explication aux flèches annotées sur le tableau périodique ci-dessus.
- Rédiger une phrase de conclusion de cette première partie en employant entre autres les termes suivants : *atome, molécule, liaison covalente, case, tableau, gaz noble le plus proche*.
- Déterminer le nombre de liaisons covalentes formées par un atome de fluor et un atome de chlore. On rappelle que le chlore est un élément de la famille chimique des halogènes, tout comme le fluor.

II. DOUBLETS NON-LIANTS

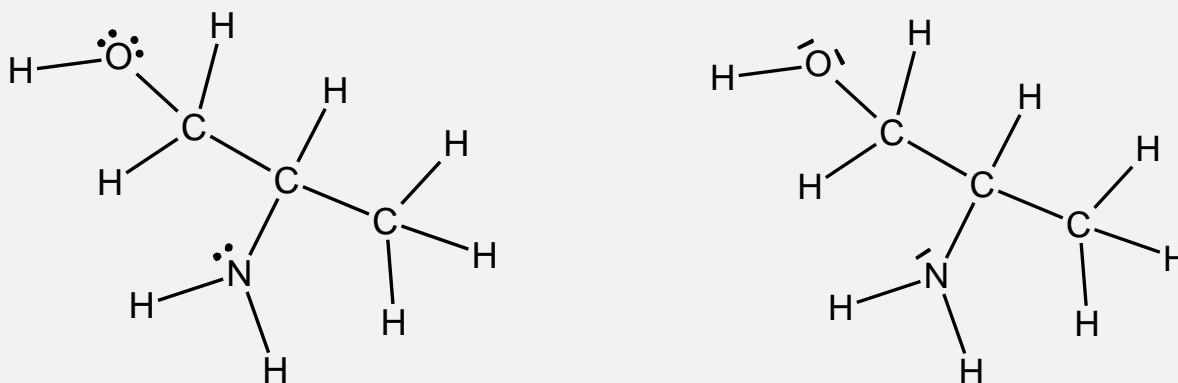
La formation des liaisons covalentes entre les atomes dans une molécule mobilise les électrons de valence. Que se passe-t-il si un atome en possède trop ?

1. Compléter le tableau suivant : 

Élément chimique	Configuration électronique fondamentale de l'atome	Nombre d'électrons de valence	Nombre de liaisons covalentes formées	Nombre total d'électrons de valence mobilisés pour la formation des liaisons	Nombre d'électrons de valence restants
H	1s ¹				
C	1s ² 2s ² 2p ²				
N	1s ² 2s ² 2p ³				
O	1s ² 2s ² 2p ⁴				
F	1s ² 2s ² 2p ⁵				
Cl	[Ne] 3s ² 3p ⁵				

Modèle de Lewis pour la représentation d'une molécule

Les progrès scientifiques du XIX^e siècle ont permis de mieux comprendre la nature des atomes. Les travaux de E. Rutherford (1871 – 1937) lui permettent de décrire l'atome à l'aide d'un modèle planétaire. Ce modèle, complété par N. Bohr (1885 – 1962), décrit l'atome à la façon d'un système solaire : les électrons orbitent autour du noyau comme les planètes orbitent autour d'une étoile. Les découvertes des phénomènes quantiques réalisées au début du XX^e siècle ont permis de mieux décrire l'atome et le modèle planétaire ne suffit plus toujours. Pour autant, le modèle de G. Lewis (1875 – 1946) permet d'expliquer le rôle des électrons dans la formation et la géométrie des molécules. Voici deux représentations possibles du modèle de Lewis de la molécule d'alaninol étudiée précédemment :

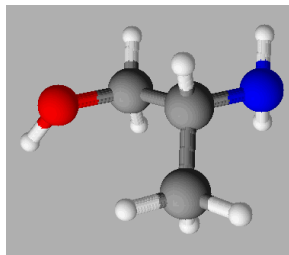


- À l'aide du tableau précédent, identifier la nature des points noirs figurant sur certains atomes dans la représentation de Lewis de l'alaninol.
- « Dans la représentation d'une molécule, un tiret permet de représenter une paire d'électrons ». Indiquer si cette affirmation est vraie ou fausse. Justifier.
- Sur la représentation de droite dans le document ci-dessus, repasser de deux couleurs différentes les doublets liants et les doublets non-liants.
- Proposer des modèles de Lewis pour les molécules dont les formules sont les suivantes : H₂O, CH₄, CH₄O, CH₅N, C₂H₇N, HF, HCl.

Éléments de correction

I.1. Les électrons de valence sont les électrons de la couche externe. La configuration électronique désigne la distribution des électrons dans les couches et les sous-couches entourant le noyau. La couche externe est la plus haute couche occupée de la configuration électronique.

I.2. et I.3.



I.4.

Élément chimique	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène
Nombre de liaisons covalentes formées par un atome	1	4	3	2

I.5. Pour l'hydrogène, on saute d'une case pour aller au gaz noble. Or il forme une liaison.

Pour l'oxygène, on saute de deux cases pour aller au gaz noble. Or il forme deux liaisons.

La même chose s'observe pour le carbone et l'azote.

I.6. Dans une molécule, un atome forme autant de liaisons covalentes qu'on saute de cases dans le tableau périodique entre la case de son élément et celle du gaz noble le plus proche.

I.7. Pour cette raison, le fluor forme une liaison covalente. Le chlore également car il est disposé dans la même colonne du tableau périodique.

II.1.

Élément chimique	Configuration électronique fondamentale de l'atome	Nombre d'électrons de valence	Nombre de liaisons covalentes formées	Nombre total d'électrons de valence mobilisés pour la formation des liaisons	Nombre d'électrons de valence restants
H	$1s^1$	1	1	1	$= 1 - 1 = 0$
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	4	4	$= 4 - 4 = 0$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	3	3	$= 5 - 3 = 2$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	2	2	$= 6 - 2 = 4$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	7	1	1	$= 7 - 1 = 6$
Cl	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	7	1	1	$= 7 - 1 = 6$

II.2. On trouve deux points noirs près de l'azote et on en trouve quatre près de l'oxygène. Ces points noirs représentent donc les électrons de valence de l'atome qui n'ont pas été mobilisés pour la formation de liaisons covalentes.

II.3. C'est vrai : un tiret peut relier deux atomes (doublet liant, aussi appelé liaison covalente) ou bien il peut représenter une paire de deux électrons de valence qui n'ont pas été mobilisés.

II.4.

