

# Chapitre 8. De la structure à la polarité d'une entité chimique

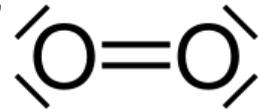
---

## Exercice 1 :

### Formule de Lewis de la molécule de dioxygène $O_2$

Configuration électronique de l'atome d'oxygène :  $O(Z = 8): 1s^2 2s^2 2p^4$

Il manque deux électrons à l'atome d'oxygène pour respecter la règle de l'octet, un atome d'oxygène fera donc 2 liaisons (ou doublets liants). Il lui reste donc 4 électrons sur sa couche externe qui sont non engagés dans les liaisons, donc il a 2 doublets non liants.



### Formule de Lewis de la molécule de dihydrogène $H_2$

Configuration électronique de l'atome :  $H(Z = 1): 1s^1$

Il manque un électron à l'atome pour respecter la règle du duet, un atome d'hydrogène fera donc 1 liaison. Il lui reste donc 0 électron sur sa couche externe non engagé dans les liaisons, donc il a 0 doublets non liants.



### Formule de Lewis de la molécule de diazote $N_2$

Configuration électronique de l'atome :  $N(Z = 7): 1s^2 2s^2 2p^3$

Il manque 3 électrons à l'atome pour respecter la règle de l'octet, un atome d'azote fera donc 3 liaisons. Il lui reste donc 2 électrons sur sa couche externe qui sont non engagés dans les liaisons, donc il a 1 doublet non liant.



### Formule de Lewis de la molécule de d'eau $H_2O$

Nous avons vu qu'un atome d'oxygène fait 2 liaisons et qu'il a 2 doublets non liants. L'atome d'hydrogène fait quant à lui 1 liaison, sans doublet non liant.

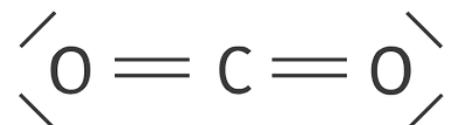


### Formule de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone $CO_2$

Nous avons vu qu'un atome d'oxygène fait 2 liaisons et qu'il a 2 doublets non liants.

Configuration électronique de l'atome de carbone :  $C(Z = 6): 1s^2 2s^2 2p^2$

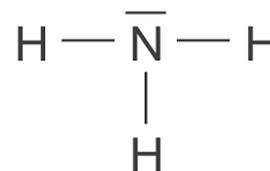
Il manque 4 électrons à l'atome pour respecter la règle de l'octet, un atome de carbone fera donc 4 liaisons. Il lui reste donc 0 électron sur sa couche externe qui sont non engagés dans les liaisons, donc il a 0 doublet non liant.



### Formule de Lewis de la molécule d'ammoniac $NH_3$

Nous savons qu'un atome d'azote fait 3 liaisons et qu'il a 1 doublet non liant.

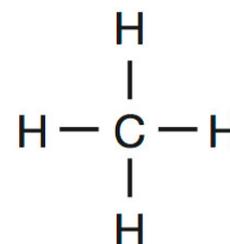
L'atome d'hydrogène fait quant à lui 1 liaison, sans doublet non liant.



### Formule de Lewis de la molécule de méthane $CH_4$

Nous savons qu'un atome de carbone fait 4 liaisons, sans doublet non liant.

L'atome d'hydrogène fait quant à lui 1 liaison, sans doublet non liant.



### Formule de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène $HCl$

Nous savons qu'un atome d'hydrogène fait 1 liaison, sans doublet non liant.

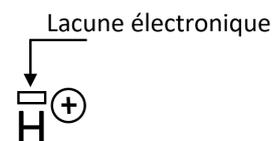
Configuration électronique de l'atome de chlore :  $Cl(Z = 17): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Il manque 1 électron à l'atome pour respecter la règle de l'octet, un atome de chlore fera donc 1 liaison. Il lui reste donc 6 électrons sur sa couche externe qui sont non engagés dans les liaisons, donc il a 3 doublets non liants.



### Formule de Lewis de la molécule de l'ion hydrogène $H^+$

Nous savons qu'un atome d'hydrogène fait 1 liaison, sans doublet non liant, car il ne possède qu'un électron de valence. L'ion hydrogène porte une charge globale positive, cela signifie qu'il a perdu son unique électron de valence.



On représente donc l'atome d'hydrogène avec une charge positive et un carré ou un rectangle qui signifie qu'il a une lacune électronique.

### Formule de Lewis de la molécule de l'ion hydroxyde $HO^-$

Nous savons qu'un atome d'hydrogène fait 1 liaison, sans doublet non liant, et qu'un atome d'oxygène fait 2 liaisons et 2 doublets non liants.

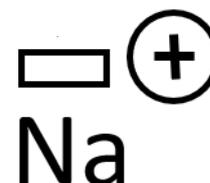
Dans l'ion hydroxyde, l'oxygène ne peut faire qu'une seule liaison avec un atome d'hydrogène, alors qu'il devrait en faire 2 normalement. Mais l'oxygène porte une charge négative, ce qui signifie qu'il porte non pas 2 mais 3 doublets non liants, de manière à respecter la règle de l'octet.



### Formule de Lewis de la molécule de l'ion sodium $Na^+$

Configuration électronique de l'atome de sodium :  $Na(Z = 11): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

L'atome de sodium possède un unique électron de valence. Pour respecter la règle de l'octet, il va perdre cet unique électron, ce que l'on représente par l'atome de sodium avec une charge positive, et un carré ou un rectangle qui signifie qu'il a une lacune électronique.

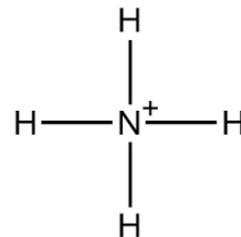


### Formule de Lewis de la molécule de l'ion ammonium $NH_4^+$

Nous savons qu'un atome d'azote fait 3 liaisons et qu'il a 1 doublet non liant. L'atome d'hydrogène fait quant à lui 1 liaison, sans doublet non liant.

Chaque atome d'hydrogène ne pouvant faire qu'une seule liaison, cela signifie que l'atome d'azote est entouré de 4 atomes d'hydrogène, donc 4 doublets liants. Cela signifie que l'atome d'azote a engagé son unique doublet non liant dans une liaison avec un atome d'hydrogène, afin de respecter la règle de l'octet.

On représente donc l'atome d'azote avec une charge positive.



### Formule de Lewis de la molécule de l'ion chlorure $Cl^-$

Nous savons que l'atome de chlore fait 1 liaison et 3 doublets non liants. L'ion chlorure porte une charge négative, ce qui signifie qu'il possède 4 doublets non liants, afin de respecter la règle de l'octet.



### Formule de Lewis de la molécule de l'ion oxyde $O^{2-}$

Nous savons que l'atome d'oxygène fait 2 liaisons et 2 doublets non liants. L'ion oxygène porte 2 charges négatives, ce qui signifie qu'il possède 4 doublets non liants, afin de respecter la règle de l'octet.



### Exercice 2 : déterminer une place dans le tableau périodique

Le numéro de la colonne dans laquelle est situé un élément dans le tableau périodique indique aussi le nombre d'électrons de valence de cet élément. Nous savons que l'élément en question possède 3 électrons de valence, donc cela signifie que c'est le bore, car c'est l'élément qui est dans la 3<sup>ème</sup> colonne du tableau.

### Exercice 3 : choisir le schéma de Lewis d'une molécule

C'est le schéma b qui correspond au schéma de Lewis de la molécule de diazote, car chaque atome de diazote possède bien 1 doublet non liant et fait bien 3 liaisons.

### Exercice 4 : justifier la présence d'une lacune électronique

Essayons d'expliquer pourquoi l'atome d'aluminium possède une lacune électronique dans le schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'aluminium.

Configuration électronique de l'atome d'aluminium :  $Al(Z = 13): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

L'atome d'aluminium possède 3 électrons sur sa couche externe, il peut donc engager ces 3 électrons pour former 3 liaisons avec des atomes de chlore. Mais en contrepartie, il n'aura plus

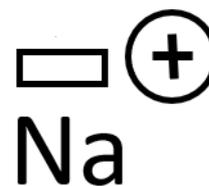
d'électrons sur sa couche externe qui sera vide : on dit alors que l'atome d'aluminium possède une lacune électronique représentée par un carré ou un rectangle.

### **Exercice 5 : justifier la charge d'un ion**

L'ion oxyde et l'ion chlorure portent le nombre de charges (électrons) qu'il manque à leur atome constitutif pour satisfaire à la règle de l'octet (c'est-à-dire être entouré par 4 doublets d'électrons). En effet, il manque 2 électrons à l'atome d'oxygène pour que sa couche 2s 2p possède 8 électrons. Et il manque 1 électron à l'atome de chlore pour que sa couche 3s 3p possède 8 électrons.

### **Exercice 6 : proposer le schéma de Lewis d'un ion**

Comme les éléments lithium, sodium et potassium appartiennent à la première colonne du tableau périodique, ils ont le même nombre d'électrons de valence (c'est-à-dire 1) et ils vont donc former le même type d'ion. Pour cela, ils vont perdre cet unique électron de valence et porter une charge positive. Leur couche externe sera vide, ce qui constituera une lacune électronique représentée par un carré ou un rectangle.



### **Exercice 7 : choisir un modèle**

La phosphine est représentée par le modèle 1 car il faut répartir dans l'espace 4 doublets d'électrons autour de l'atome de phosphore P. La figure géométrique sera une pyramide à base triangulaire. L'acide cyanhydrique est représenté par le modèle 2 car il faut répartir dans l'espace 2 liaisons autour de l'atome de C. La figure géométrique sera linéaire.

### **Exercice 8 : justifier la géométrie d'une molécule**

La molécule de sulfure d'hydrogène sera coudée (comme pour une molécule d'eau). En effet, la géométrie est tétraédrique autour de l'atome central de soufre S, car il y a quatre doublets d'électrons à répartir dans l'espace autour du soufre. Deux côtés du tétraèdre seront occupés par un doublet non liant et les deux autres côtés par un atome d'hydrogène.

La molécule de chlorure de méthanoyle aura une géométrie triangulaire autour de l'atome de carbone central, car il y a trois liaisons à répartir dans l'espace autour du carbone. Sur un côté du triangle il y aura un atome d'hydrogène, sur un autre côté il y aura un atome d'oxygène, et sur le dernier côté il y aura un atome de chlore.

### **Exercice 9 : nommer une figure géométrique**

La géométrie de la molécule de chlorosilane est tétraédrique car quatre atomes sont régulièrement disposés dans l'espace autour de l'atome central de silicium Si.

### Exercice 10 : associer un nom à une géométrie

La géométrie autour de l'atome de carbone de la molécule est tétraédrique (4 atomes sont disposés autour du carbone).

La géométrie autour de l'atome d'azote de la molécule est pyramidale à base triangulaire (3 atomes sont disposés autour de l'azote et celui-ci possède un doublet non liant).

La géométrie autour de l'atome d'oxygène de la molécule est coudée (2 atomes sont disposés autour de l'oxygène et il possède 2 doublets non liants).

### Exercice 11 : des dérivés de l'hydrazine

1. Nous savons, et les données le confirment, que l'atome d'azote doit faire 3 liaisons et 1 doublet non liant. L'hydrogène, quant à lui, forme une seule liaison.

Schéma de Lewis de l'hydrazine  $N_2H_4$  :

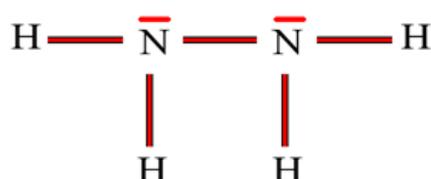


Schéma de Lewis du diazène  $N_2H_2$  :



2. Dans l'ion diazénide (a), l'atome d'azote de l'extrémité porte une charge négative car il ne fait que 2 liaisons avec l'atome qui le suit, au lieu de 3 habituellement. Afin de respecter la règle de l'octet, il va donc s'entourer de 2 doublets non liant (au lieu d'un seul habituellement), ce qui justifie la charge négative qu'il porte.

Dans l'ion diazenylium (b), l'atome d'azote central porte une charge positive car il fait 4 liaisons avec les atomes qui l'encadrent, au lieu de 3 habituellement. Afin de respecter la règle de l'octet, il va engager dans une liaison son doublet non liant, ce qui justifie la charge positive qu'il porte.

### Exercice 12 : polaire ou apolaire ?

La molécule de peroxyde d'hydrogène (ou eau oxygénée) possède 2 atomes d'oxygène et 2 atomes d'hydrogène. Nous savons que la différence d'électronégativité entre les atomes d'oxygène (l'oxygène étant le plus électronégatif) et d'hydrogène est importante, par conséquent, les liaisons O – H de la molécule sont polaires.

De plus, le barycentre des charges négatives sera le milieu du segment reliant les deux atomes d'oxygène, et le barycentre des charges positives sera le milieu du segment reliant les deux atomes d'hydrogène.

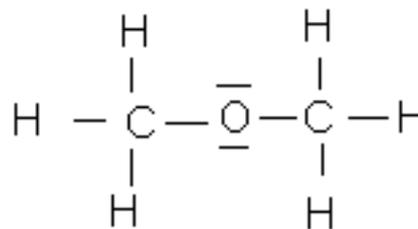
De par la géométrie spatiale de la molécule, nous voyons que ces barycentres ne sont pas confondus. Par conséquent, la molécule de peroxyde d'hydrogène est polaire.

### Exercice 13 : le méthoxyméthane

Dans un premier temps, il faut trouver le modèle moléculaire de la molécule de méthoxyméthane. Mais pour cela, il faut d'abord déterminer le schéma de Lewis de cette molécule.

Nous savons que dans la molécule, l'atome d'oxygène est fixé à deux atomes de carbone, et que sa formule brute est  $C_2H_6O$ . De plus, l'hydrogène fait une liaison, le carbone 4 liaisons et l'oxygène 2 liaisons et 2 doublets non liants. Son schéma de Lewis est donc :

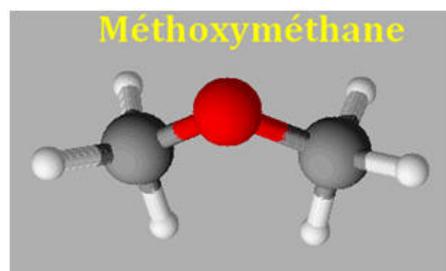
D'après l'énoncé, on considère que les liaisons C – H ne sont pas polarisées. Par contre, les liaisons C – O sont polarisées car l'oxygène est bien plus électronégatif que le carbone.



Les liaisons C – O sont donc polaires, le barycentre des charges positives étant le milieu du segment qui relie les deux atomes de carbone, et le barycentre des charges négatives étant sur l'oxygène.

La géométrie autour de l'atome d'oxygène est de type coudée car l'oxygène fait 2 liaisons avec les atomes de carbone et il possède 2 doublets non liants.

On en déduit que le barycentre des charges négatives n'est pas confondu avec le barycentre des charges positives, donc la molécule de méthoxyméthane est polaire.



### Exercice 14 : prévoir la polarité d'une molécule

Le borane n'est pas une molécule polaire car la différence d'électronégativité entre les atomes de bore et d'hydrogène est trop faible pour que les liaisons soient polarisées.

Pour l'ammoniac, les liaisons N – H sont polarisées, du fait de la différence d'électronégativité entre les atomes d'azote et d'hydrogène, l'azote étant le plus électronégatif.

L'azote porte donc une charge partielle négative et il est le barycentre des charges négatives. Par conséquent, le barycentre des charges positives est le centre du triangle formé par les 3 atomes d'hydrogène. Ce barycentre n'est pas confondu avec le barycentre des charges négatives car l'azote n'est pas dans le même plan que les atomes d'hydrogène. On en déduit que la molécule d'ammoniac est polaire.

### Exercice 15 : justifier la polarité d'une molécule

Nous avons vu précédemment que la liaison C – H n'est pas polarisée, du fait de la différence d'électronégativité trop faible qui existe entre le carbone et l'hydrogène.

Par contre, les liaisons C – Cl sont polarisées, car le chlore est bien plus électronégatif que le carbone, donc l'atome de carbone sera le barycentre des charges positives. De par la géométrie tétraédrique du trichlorométhane, les 3 atomes de chlore ne sont pas dans le même plan que l'atome de carbone, ce qui signifie que le barycentre des charges négatives, qui coïncide avec le centre du

triangle formé par les 3 atomes de chlore, n'est pas confondu avec le barycentre des charges positives. La molécule de trichlorométhane est donc polaire.

