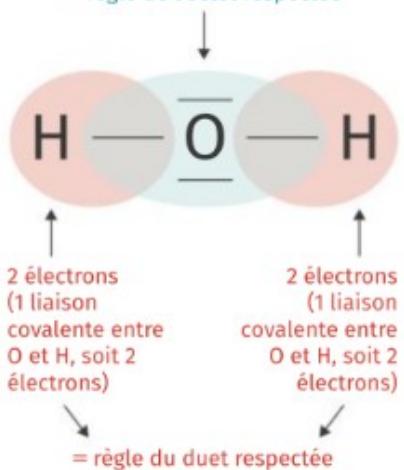


# Chapitre 6 : De la structure à la polarité d'une entité

## Principales notions

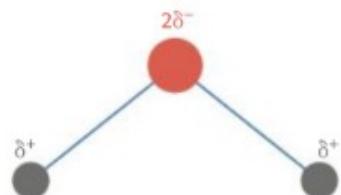
8 électrons (2 doublets non liants, soit 4 électrons, et 2 liaisons covalentes, soit 4 électrons)  
= règle de l'octet respectée



Autour d'un atome central, les doublets liants (liaisons simples, doubles ou triples) et les doublets non liants s'écartent au maximum des uns des autres afin de minimiser les forces de répulsions électrostatiques.

Nombre de doublets	2	3	4
Géométrie autour de l'atome central	Linéaire	Triangulaire	Tétrédrique
Représentation spatiale			

Dans une liaison covalente entre deux atomes A et B, si l'atome A est plus électro-négatif que l'atome B, la liaison A—B est polarisée. Elle est notée  $A^{\delta-} - B^{\delta+}$ . Il est alors nécessaire de connaître la géométrie de la molécule étudiée afin de savoir si les polarisations des liaisons se compensent ou non et déterminer ainsi la polarité éventuelle de la molécule.



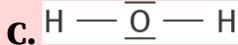
Pour la molécule d'ammoniac  $\text{NH}_3$  :

Molécule	$\text{NH}_3$	
Atomes	N	H
Configuration électronique	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^1$
Électrons de valence (couche externe)	5	1
$n_f$	$3 \times 1 + 5 = 8$	
Nombre de doublets	4	
Répartition des doublets et nature des doublets : Schéma de Lewis	<p>1 liaison covalente entre chaque atome H et l'atome N, soit 3 liaisons covalentes 1 doublet non liant sur N</p>	

# QCM

## 1. Schéma de Lewis

1. La molécule d'eau a pour schéma de Lewis :



2. La molécule de chlorure d'hydrogène a pour schéma de Lewis :



3. L'ion  $\text{H}^+$  :

- A. possède une lacune électronique.

## 2. Géométrie des entités chimiques - modèle VSEPR

1. Le modèle moléculaire de la molécule de méthane est :

- C. tétraédrique.

2. La géométrie de la molécule d'eau  $\text{H} - \overline{\text{O}} - \text{H}$  est :

- A. coudée.

3. La géométrie d'une molécule est liée :

- B. à la répulsion entre les électrons.

## 3. Polarité des entités moléculaires

1. L'électronégativité d'un atome est la capacité qu'il a à :

- B. attirer vers lui les électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé.

2. L'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène, donc :

- A. la liaison entre O et H est polarisée.

3. Une molécule est polaire :

- C. si les positions moyennes des charges partielles ne sont pas confondues.

## 14. Les gaz de l'atmosphère

1.

- Configuration électronique de l'azote N :  $1s^2 2s^2 2p^3$

Il possède 5 électrons de valence et doit former 3 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

Il possède  $2 \times 5 = 10$  électrons de valence soit 5 doublets au total. Les 2 doublets qui ne sont pas des liaisons covalentes constituent des doublets non liants, 1 sur chaque atome pour respecter la règle de l'octet.

Schéma de Lewis :



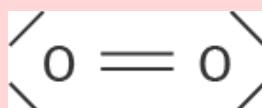
Il n'y a que 2 atomes, la molécule est linéaire.

- Configuration électronique de l'oxygène O :  $1s^2 2s^2 2p^4$

Il possède 6 électrons de valence et doit former 2 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

Il possède  $2 \times 6 = 12$  électrons de valence soit 6 doublets au total. Les 4 doublets qui ne sont pas des liaisons covalentes constituent des doublets non liants, 2 sur chaque atome pour respecter la règle de l'octet.

Schéma de Lewis :



Il n'y a que 2 atomes, la molécule est linéaire.

## 2. Configuration électronique des atomes :

- hydrogène H :  $1s^1$

Il possède 1 électron de valence et doit former 1 liaison covalente pour respecter la règle du duet.

- carbone C :  $1s^2 2s^2 2p^2$ .

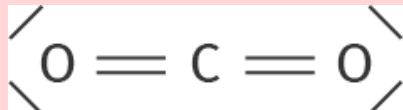
Il possède 4 électrons de valence et doit former 4 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

- oxygène O :  $1s^2 2s^2 2p^4$ .

Il possède 6 électrons de valence et doit former 2 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

La molécule de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  possède  $2 \times 6 + 4 = 16$  électrons de valence, soit 8 doublets parmi lesquels 4 sont des liaisons covalentes C – O pour respecter la règle de l'octet au niveau de l'atome de carbone, et 4 sont des doublets non liants placés sur les atomes d'oxygène pour respecter la règle de l'octet. La molécule de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  est constituée de 2 doubles liaisons autour de l'atome central qui vont s'opposer afin de minimiser la répulsion électrostatique entre elles. Le géométrie est linéaire.

Schéma de Lewis :



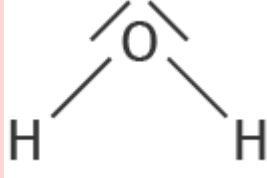
La molécule d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  possède  $2 \times 1 + 6 = 8$  électrons de valence, soit 4 doublets parmi lesquels 2 sont des liaisons covalentes O – H pour respecter la règle du duet au niveau des atomes d'hydrogène, et 2 sont des doublets non liants placés sur l'atome d'oxygène pour respecter la règle de l'octet.

Schéma de Lewis :



Les doublets non liant sont sujets aux interactions électrostatiques au même titre que les liaisons covalentes, donnant lieu à un schéma de répulsion électrostatique similaire à celui de molécules comportant 4 liaisons simples. Ainsi, la géométrie de la molécule d'eau n'est pas linéaire mais coudée.

Schéma de Lewis :



## 15. L'acide hypochloreux

◆ Configuration électronique des atomes de l'acide hypochloreux  $\text{HOCl}$  :

- hydrogène H :  $1s^1$

Il possède 1 électron de valence et doit former 1 liaison covalente pour respecter la règle du duet.

- oxygène O :  $1s^2 2s^2 2p^4$ .

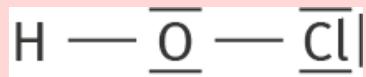
Il possède 6 électrons de valence et doit former 2 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

- chlore Cl :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

Il possède 7 électrons de valence et doit former 1 liaison covalente pour respecter la règle de l'octet.

La molécule d'acide hypochloreux  $\text{HOCl}$  possède  $1 + 6 + 7 = 14$  électrons de valence, soit 7 doublets, et l'atome d'oxygène est central. Parmi ces 7 doublets, 1 constitue la liaison covalente H – O pour respecter la règle du duet au niveau de l'hydrogène, 1 constitue la liaison covalente O – Cl pour respecter la règle de l'octet au niveau de l'atome de chlore. Les 5 doublets restants sont non liants et répartis sur les atomes d'oxygène et de chlore de façon à respecter la règle de l'octet pour ces deux atomes.

Schéma de Lewis :



## 22. L'eau de Javel

### 1. Configuration électronique de l'atome de chlore Cl : $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^5$ .

La molécule de dichlore  $\text{Cl}_2$  est constituée de 2 atomes de chlore dotés chacun de 7 électrons de valence, elle forme donc 7 doublets. Les atomes de chlore doivent respecter la règle de l'octet et ne peuvent former qu'une liaison covalente chacun. Les 6 doublets restants sont non liants et répartis équitablement autour de chaque atome.

Schéma de Lewis :



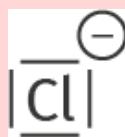
### 2. Ion chlorure $\text{Cl}^-$ :

Configuration électronique de l'ion chlorure :  $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6$ .

Les couches sont complètes, il s'agit d'un anion stable isoélectronique du néon.

L'ion chlorure possède 8 électrons de valence répartis en 4 doublets non liants.

Schéma de Lewis :



### Ion hypochlorite $\text{ClO}^-$ :

#### Méthode classique :

Configuration électronique des atomes de l'ion hypochlorite :

- oxygène O :  $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^4$ .

Il possède 6 électrons de valence et doit former 2 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

- chlore Cl :  $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^5$

Il possède 7 électrons de valence et doit former 1 liaison covalente pour respecter la règle de l'octet.

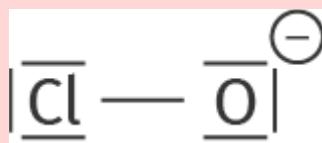
L'ion hypochlorite possède  $7 + 6 - (-1) = 14$  électrons de valence, soit 7 doublets. Pour respecter la règle de l'octet, l'atome de chlore forme 2 liaisons covalentes, l'atome d'oxygène en forme 1. Les 6 doublets restants sont non liants et répartis équitablement autour de chaque atome.

L'atome d'oxygène ne forme qu'une liaison covalente et porte 3 doublets non liants, il possède donc  $1 + 3 \times 2 = 7$  électrons de valence contre 6 habituellement. En conséquence, il porte une charge négative, en accord avec le fait que l'oxygène soit plus électronégatif que le chlore.

#### Méthode avancée :

Connaissant l'électronégativité des éléments et sachant que la charge sera portée par l'atome d'oxygène, on considère la liaison entre l'atome de chlore Cl et l'anion O<sup>-</sup> de configuration électronique  $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^5$ . L'anion O<sup>-</sup> est isoélectronique de l'atome de chlore, l'ion hypochlorite est représentée avec le même schéma de Lewis que la molécule de dichlore.

Schéma de Lewis :



### Ion hydroxyde $\text{HO}^-$ :

#### Méthode classique :

Configuration électronique des atomes :

- hydrogène H :  $1s^1$

Il possède 1 électron de valence et doit former 1 liaison covalente pour respecter la règle du duet.

- oxygène O :  $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^4$ .

Il possède 6 électrons de valence et doit former 2 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

L'ion hydroxyde possède  $1 + 6 - (-1) = 8$  électrons de valence, soit 4 doublets. L'atome d'hydrogène H doit respecter la règle du duet et ne peut donc former qu'une seule liaison covalente avec l'atome d'oxygène O qui va s'entourer de 3 doublets non liants pour respecter la règle de l'octet.

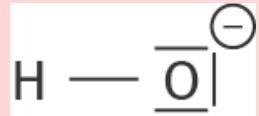
L'atome d'oxygène O ne forme qu'une liaison covalente et porte 3 doublets non liants, il possède donc  $1 + 3 \times 2 = 7$  électrons de valence contre 6 habituellement. Il porte une charge négative, en accord avec le fait que l'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène.

#### Méthode avancée :

Connaissant l'électronégativité des éléments et sachant donc que la charge sera portée par l'atome d'oxygène O, la liaison entre l'atome d'hydrogène H et l'anion O<sup>-</sup> de configuration électronique 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup> aurait pu être considérée. L'anion O<sup>-</sup> est isoélectronique de l'atome de chlore Cl.

L'ion hydroxyde possède  $1 + 7 = 8$  électrons de valence, la charge négative n'apparaît pas puisqu'elle a déjà été prise en compte en écrivant la configuration électronique de l'anion O<sup>-</sup>. La répartition des doublets est imposée par la règle du duet que doit respecter l'atome d'hydrogène.

Schéma de Lewis :



**3.** L'écriture HO<sup>-</sup>, qui indique que la charge négative se situe au niveau de l'atome d'oxygène, est plus juste car cohérente avec l'électronégativité plus importante de l'oxygène que de l'hydrogène.