

Molécules et solvants

SAVOIR-FAIRE

Savoir-faire 1 - Établir la structure de Lewis d'une molécule ou d'un ion polyatomique

Suivons la méthode proposée dans le cours :

- CO_2 :

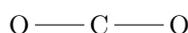
Structures électroniques :



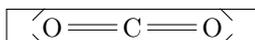
Calcul du nombre total d'électrons de valence : $N_v = 4 \times 1 + 6 \times 2 = 16$ électrons de valence.

Calcul du nombre de doublets dans la molécule : $D = \frac{N_v - q}{2} = \frac{16}{2} = 8$ doublets avec $q = 0$ car CO_2 est une molécule.

Plaçons les atomes et lions les en mettant le carbone au centre car c'est l'atome qui fait le plus de liaisons :

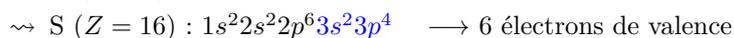


Il manque donc 6 doublets :



- H_2S :

Structures électroniques :



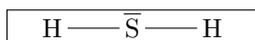
Calcul du nombre total d'électrons de valence : $N_v = 1 \times 2 + 6 \times 1 = 8$ électrons de valence.

Calcul du nombre de doublets dans la molécule : $D = \frac{N_v - q}{2} = \frac{8}{2} = 4$ doublets avec $q = 0$ car H_2S est une molécule.

Plaçons les atomes et lions les en mettant le soufre au centre car c'est l'atome qui fait le plus de liaisons :

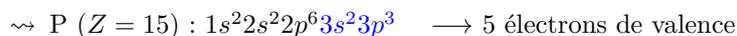


Il manque donc 2 doublets :



- PH_3 :

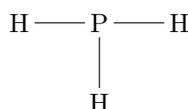
Structures électroniques :



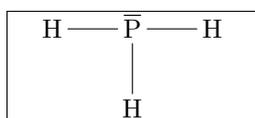
Calcul du nombre total d'électrons de valence : $N_v = 1 \times 3 + 5 \times 1 = 8$ électrons de valence.

Calcul du nombre de doublets dans la molécule : $D = \frac{N_v - q}{2} = \frac{8}{2} = 4$ doublets avec $q = 0$ car PH_3 est une molécule.

Plaçons les atomes et lions les en mettant le phosphore au centre car c'est l'atome qui fait le plus de liaisons :



Il manque donc 1 doublet :



• O_3 :

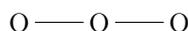
Structure électronique :



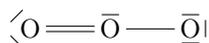
Calcul du nombre total d'électrons de valence : $N_v = 3 \times 6 = 18$ électrons de valence.

Calcul du nombre de doublets dans la molécule : $D = \frac{N_v - q}{2} = \frac{18}{2} = 9$ doublets avec $q = 0$ car O_3 est une molécule.

Plaçons les atomes d'oxygène en ligne car une structure triangulaire serait trop rigide :



Il manque donc 7 doublets :



Calculons les charges formelles présentes sur chaque atome :

- Le premier oxygène est entouré par 6 électrons et possède 6 électrons de valence : $q_{f,1} = 6 - 6 = 0$
- Le deuxième oxygène est entouré par 5 électrons et possède 6 électrons de valence : $q_{f,2} = 6 - 5 = 1$
- Le troisième oxygène est entouré par 7 électrons et possède 6 électrons de valence : $q_{f,3} = 6 - 7 = -1$

On obtient donc :



La somme des charges formelles est bien nulle.

• CO :

Structures électroniques :



Calcul du nombre total d'électrons de valence : $N_v = 4 + 6 = 10$ électrons de valence.

Calcul du nombre de doublets dans la molécule : $D = \frac{N_v - q}{2} = \frac{10}{2} = 5$ doublets avec $q = 0$ car CO est une molécule.

Plaçons les atomes :



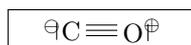
Il manque donc 4 doublets :



Calculons les charges formelles présentes sur chaque atome :

- Le carbone est entouré par 5 électrons et possède 4 électrons de valence : $q_{f,C} = 4 - 5 = -1$
- L'oxygène est entouré par 5 électrons et possède 6 électrons de valence : $q_{f,O} = 6 - 5 = 1$

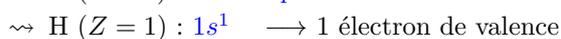
On obtient donc :



La somme des charges formelle est bien nulle.

• NH_4^+ :

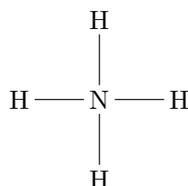
Structures électroniques :



Calcul du nombre total d'électrons de valence : $N_v = 4 \times 1 + 5 = 9$ électrons de valence.

Calcul du nombre de doublets dans la molécule : $D = \frac{N_v - q}{2} = \frac{9-1}{2} = 4$ doublets avec $q = +1$ car NH_4^+ est un cation.

Plaçons les atomes avec l'atome d'azote au centre :

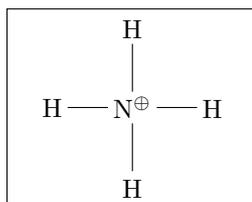


Il ne manque donc aucun doublet.

Calculons les charges formelles présentes sur chaque atome :

- Les atomes d'hydrogène sont entourés par 1 électron et possède 1 électron de valence : $q_{f,H} = 1 - 1 = 0$
- L'azote est entouré par 4 électrons et possède 5 électrons de valence : $q_{f,N} = 5 - 4 = +1$

On obtient donc :



La somme des charges formelles vaut +1 ce qui correspond bien à la charge du cation.

• SO_4^{2-} :

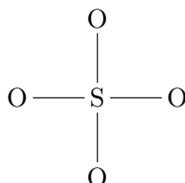
Structures électroniques :



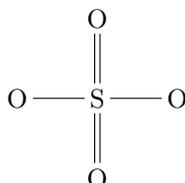
Calcul du nombre total d'électrons de valence : $N_v = 4 \times 6 + 6 = 30$ électrons de valence.

Calcul du nombre de doublets dans la molécule : $D = \frac{N_v - q}{2} = \frac{30 - (-2)}{2} = 14$ doublets avec $q = -2$ car SO_4^{2-} est un anion.

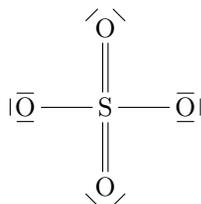
L'atome de soufre est potentiellement hypervalent, il peut donc faire le plus de liaisons, plaçons-le donc au centre :



Il manque donc 10 doublets. Le soufre est hypervalent, il peut donc faire plus de 4 liaisons mais ne possédant que 6 électrons de valence, il ne peut pas en faire plus de 6 (mettant en jeu au moins un électron dans chaque liaison). On essaie donc de construire au maximum de double liaisons :



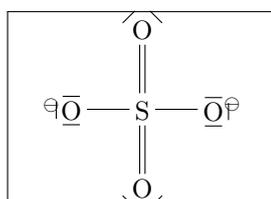
On place les doublets restants en doublets non-liants :



Calculons les charges formelles présentes sur chaque atome :

- Les atomes d'oxygène avec une double liaison n'ont pas de charge formelle.
- Les atomes d'oxygène liés simplement au soufre ont une charge formelle négative.
- Le soufre est entouré de 6 électrons et possède 6 électrons de valence, sa charge formelle est donc $q_f = 6 - 6 = 0$.

On obtient donc :



La somme des charges formelles vaut -2 ce qui correspond bien à la charge de l'anion.

• NO_3^- :

Structures électroniques :

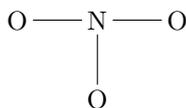
\rightsquigarrow N ($Z = 7$) : $1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow 5$ électrons de valence

\rightsquigarrow O ($Z = 8$) : $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow 6$ électrons de valence

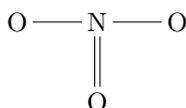
Calcul du nombre total d'électrons de valence : $N_v = 3 \times 6 + 5 = 23$ électrons de valence.

Calcul du nombre de doublets dans la molécule : $D = \frac{N_v - q}{2} = \frac{23 - (-1)}{2} = 12$ doublets avec $q = -1$ car NO_3^- est un anion.

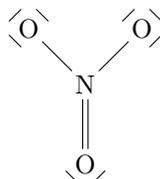
L'atome d'azote étant celui qui fait le plus de liaisons il est central :



Il manque donc 9 doublets. On va donc en placer un en faisant respecter la règle de l'octet à l'azote :



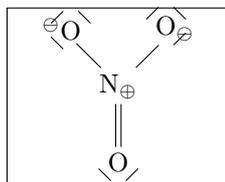
On place les doublets restants en doublets non-liants :



Calculons les charges formelles présentes sur chaque atome :

- L'atome d'oxygène avec une double liaison n'a pas de charge formelle.
- Les atomes d'oxygène liés simplement au soufre ont une charge formelle négative.
- L'azote est entouré de 4 électrons et possède 5 électrons de valence, sa charge formelle est donc $q_f = 5 - 4 = +1$.

On obtient donc :

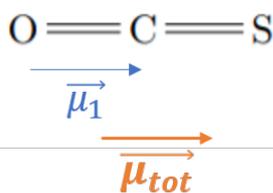


La somme des charges formelles vaut -1 ce qui correspond bien à la charge de l'anion.

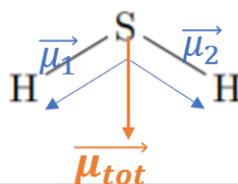
On peut remarquer que trois formules mésomères existent pour cet ion nitrate ce qui tend à nous garantir la stabilité d'un tel édifice.

Savoir-faire 2 - Déterminer la polarité de molécules

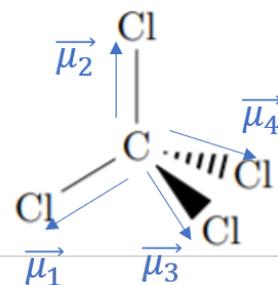
1 - OCS



2 - H₂S



3 - CCl₄



Savoir-faire 3 - Expliquer les différences de températures de changement d'état

- 1/ On remarque que plus les molécules du tableau sont volumineuses, plus leurs températures de vaporisation augmentent.

Ces molécules sont apolaires, les seules interactions pouvant exister au sein d'une de ces trois espèces chimiques sont des interactions de type London. Or, on sait que, plus une molécule est volumineuse, plus elle est polarisable et ainsi, plus les interactions de London sont fortes. Il faut donc apporter plus d'énergie à l'éthane qu'au méthane et encore plus qu'au dihydrogène pour compenser ces interactions et ainsi faire changer l'espèce d'état physique.

- 2/ Le butane est apolaire tandis que l'acétone est polaire. Ainsi, au sein du butane, les molécules n'interagissent qu'entre dipôles induit tandis que dans un échantillon d'acétone s'ajoutent des interactions entre dipôles permanents ainsi qu'entre dipôle permanent et dipôle induit. La cohésion dans l'acétone étant donc plus forte, il faut y apporter davantage d'énergie pour effectuer le changement d'état.

Savoir-faire 4 - Expliquer les différences de miscibilité

L'eau est un solvant polaire et protique.

L'acide éthanoïque est également polaire et protique (au niveau de la fonction OH).

Le toluène est polaire mais est aprotique (il ne présente même pas d'oxygène, d'azote, de chlore ou de fluor).

L'acide éthanoïque forme ainsi des liaisons hydrogène avec l'eau ce qui favorise une grande homogénéité du mélange entre ces deux espèces. Le toluène, bien que moins miscible, est toutefois relativement miscible avec l'eau dans la mesure où des interactions entre dipôles permanents assurent une certaine homogénéité au mélange.