

La géométrie des édifices atomiques

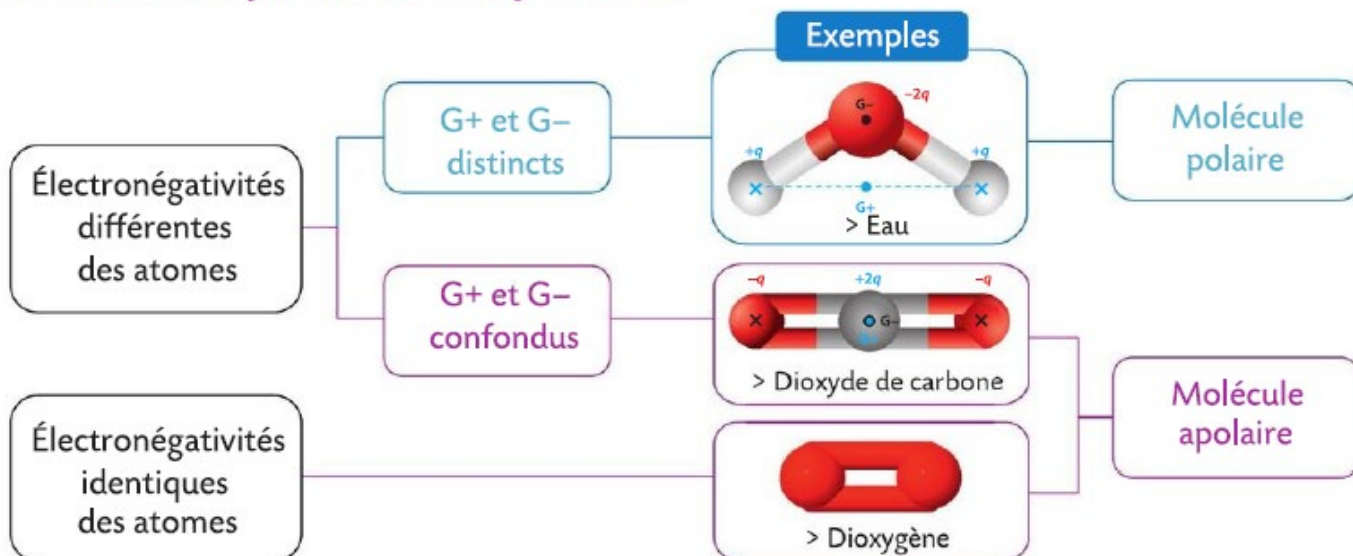
La géométrie d'une molécule ou d'un ion polyatomique est celle dans laquelle les doublets d'électrons externes, liants et non liants, de chaque atome s'écartent au maximum les uns des autres.

| Nombre de liaisons (simples ou doubles) + nombre de doublets non liants | Répartition des doublets d'électrons autour de l'atome A | Géométrie de la molécule autour de l'atome central A |
|---|--|--|
| 4 | | <ul style="list-style-type: none"> • Tétraédrique si A est lié à 4 atomes. • Pyramide à base triangulaire si A est lié à 3 atomes et possède 1 doublet non liant. • Coudée si A est lié à 2 atomes et possède 2 doublets non liants. |
| 3 | | <ul style="list-style-type: none"> • Triangulaire si A est lié à 3 atomes. • Coudée si A est lié à 2 atomes et possède 1 doublet non liant. |
| 2 | | <ul style="list-style-type: none"> • Linéaire. |

Exemples

| Nom | Méthane | Ammoniac | Eau | Méthanal | Dioxyde de carbone |
|-----------------|-----------------|--------------------------------|------------------|-------------------|--------------------|
| Formule | CH ₄ | NH ₃ | H ₂ O | CH ₂ O | CO ₂ |
| Schéma de Lewis | | | | | |
| Modèle | | | | | |
| Géométrie | Tétraédrique | Pyramidale à base triangulaire | Coudée | Triangulaire | Linéaire |

Les molécules polaires et apolaires



Échelle de Pauling des électronégativités

| | | | | | | |
|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| H | | | | | | |
| 2,2 | | | | | | |
| Li | Be | B | C | N | O | F |
| 1,0 | 1,6 | 2,0 | 2,6 | 3,0 | 3,4 | 4,0 |
| Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl |
| 0,9 | 1,3 | 1,6 | 1,9 | 2,2 | 2,6 | 3,2 |

► Polarisation d'une liaison covalente

On compare l'électronégativité de deux atomes en calculant la **différence** ΔX de leurs électronégativités.

Dans une liaison covalente entre deux atomes identiques ou d'électronégativités proches ($\Delta X \leq 0,4$), le doublet est équitablement réparti entre les deux atomes de la liaison. On dit que la liaison est **apolaire**.

Dans une liaison covalente entre deux atomes d'électronégativités suffisamment différentes ($0,4 < \Delta X < 1,7$ à 2), le doublet est délocalisé vers l'atome le plus électronégatif. On dit que la liaison est **polaire** (ou **polarisée**).

L'atome le plus électronégatif porte alors une **charge partielle négative** notée δ^- , et l'autre, une **charge partielle positive** notée δ^+ (Fig. 10).

Lorsque deux atomes ont des électronégativités très différentes ($\Delta X > 1,7$ à 2), le doublet d'électrons est complètement capté par l'atome le plus électronégatif. Cet atome porte une charge négative. L'autre atome porte une charge positive. On dit alors que la liaison est **ionique**, et non plus covalente (Fig. 11).

Exercice 01-QCM

Pour chaque question, indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s)

A

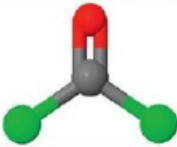
B

C

1 La formation d'une molécule ou d'un ion

| | | | |
|--|---|---|---|
| 1. Dans le schéma de Lewis d'un atome, le point (•) représente un électron : | de la couche interne. | de la couche de valence. | susceptible de former une liaison covalente. |
| 2. L'atome d'azote dont le schéma de Lewis est donné ci-contre : $\cdot \bar{N} \cdot$ | peut s'entourer de trois atomes. | peut s'entourer de deux atomes. | peut former trois liaisons covalentes. |
| 3. Dans la molécule de dichlore, dont le schéma de Lewis est donné ci-contre, un atome de chlore est entouré de : $ \bar{Cl} - \bar{Cl} $ | 4 électrons. | 7 électrons. | 8 électrons. |
| 4. La molécule de disulfure de dihydrogène H_2S_2 est formée d'atomes, dont les schémas de Lewis sont donnés ci-dessous : $ \bar{S} \cdot \quad H \cdot$ Le schéma de Lewis de la molécule est : | $\langle \bar{S} = H - H = \bar{S} \rangle$ | $H - \bar{S} - \bar{S} - H$ | $H - H - \bar{S} = \bar{S}$ |
| 5. L'ion chlorure, dont le schéma de Lewis est donné ci-contre, est entouré de : $ \bar{Cl}^- $ | 8 électrons. | 9 électrons. | 10 électrons. |
| 6. Dans l'ion hydroxyde, dont le schéma de Lewis est donné ci-dessous : $\ominus \bar{O} - H$ | l'atome d'hydrogène est entouré de 2 électrons. | l'atome d'oxygène est entouré de 8 électrons. | l'atome d'oxygène est entouré de 9 électrons. |

2 La géométrie des édifices atomiques

| | | | |
|--|----------------------------------|--------------------------------|------------------------------------|
| 7. La géométrie de la molécule de phosgène, dont le modèle est représenté ci-contre, est :  | pyramidale. | triangulaire. | tétraédrique. |
| 8. La géométrie de l'ion ammonium dont le schéma de Lewis est donné ci-contre, est : $\begin{array}{c} H \\ \\ H - N^+ - H \\ \\ H \end{array}$ | pyramidale. | triangulaire. | tétraédrique. |
| 9. La géométrie de l'ion ammonium NH_4^+ est due à : | la répulsion entre les doublets. | la répulsion entre les atomes. | la présence de la charge positive. |

Pour chaque question, indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s)

A

B

C

3 Les molécules polaires et apolaires

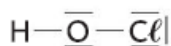
| | | | |
|--|---|---|--|
| 10. L'électronégativité d'un atome traduit son aptitude à : | former une liaison avec un autre atome. | attirer le doublet qui le lie à un autre atome. | obtenir une configuration électronique identique à celle d'un gaz noble. |
| 11. Les atomes de chlore Cl et d'hydrogène H ont pour électronégativités respectives 3,2 et 2,2. | La liaison H—Cl est polarisée. | La molécule de chlorure d'hydrogène HCl est apolaire. | Le doublet d'électrons est plus proche de l'atome d'hydrogène H que de l'atome de chlore Cl. |

Exercice 02- Un traitement de l'eau

L'acide hypochloreux est l'espèce active utilisée pour le traitement de l'eau de certaines piscines. La molécule d'acide hypochloreux est modélisée ci-contre.

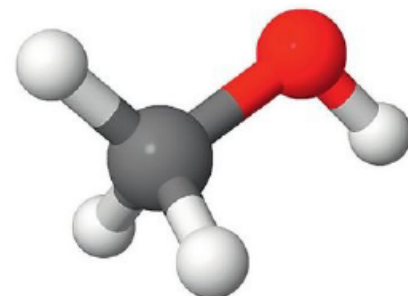


- Interpréter la géométrie de la molécule autour de l'atome d'oxygène, à partir de son schéma de Lewis :



Exercice 03- Le Méthanol

Le méthanol, dont le modèle de sa molécule est donné ci-contre, est un alcool produit naturellement par de nombreuses variétés de bactéries.



- La molécule de méthanol est-elle polaire ou apolaire ?

Données

- $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{C}) = 2,6$ et $\chi(\text{O}) = 3,4$.
- Les valeurs des électronégativités des atomes d'hydrogène et de carbone étant proches, les liaisons C—H sont non polarisées.

Exercice 04- Liaisons polaires ou apolaires

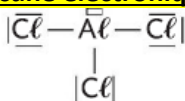
1. Parmi les liaisons covalentes ci-dessous, lesquelles sont polaires ? Lesquelles sont apolaires ? Justifier en calculant si besoin la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés.

a. C—C ; b. C—H ; c. C—O ; d. C—Cl ; e. C—N ; f. H—Cl.

2. Dans le cas des liaisons polaires, représenter la charge partielle positive et la charge partielle négative.

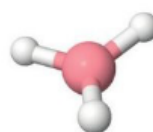
Exercice 05- Justifier la présence d'une lacune électronique

- Justifier la présence de la lacune dans le schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'aluminium.



Exercice 06- Prévoir la polarité d'une molécule

- Parmi les deux molécules dont les modèles sont fournis, laquelle est une molécule polaire ? Justifier.



> Borane BH₃



> Ammoniac NH₃

Données

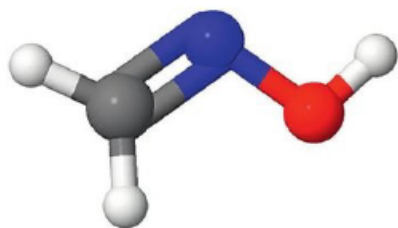
- $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{B}) = 2,0$ et $\chi(\text{N}) = 3,0$.

Exercice 06

Un précurseur du nylon

Utiliser un modèle pour expliquer ; rédiger une explication.

Commencer par résoudre l'énoncé compact.
En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.



L'oxime est un intermédiaire de synthèse du nylon. Le modèle de sa molécule est reproduit ci-dessus.

Données

- H (1s¹) ; C (1s² 2s² 2p²) ; N (1s² 2s² 2p³) ; O (1s² 2s² 2p⁴).

Énoncé compact

- Justifier la géométrie de cette molécule autour des atomes de carbone C, d'azote N et d'oxygène O.

Énoncé détaillé

1. Déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes d'hydrogène, de carbone, d'azote et d'oxygène.
2. Établir le schéma de Lewis de chaque atome.
3. Assembler les schémas de Lewis des atomes afin d'obtenir le schéma de Lewis de la molécule d'oxime.
4. Pour chacun des atomes C, N et O, déterminer le nombre d'atomes et de doublets non liants entourant chacun d'eux.
5. Utiliser le résultat de la question précédente pour justifier la géométrie de la molécule autour de ces atomes.

Exercice 07

Le méthoxyméthane

Proposer et utiliser un modèle ; rédiger une explication.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

Le méthoxyméthane C₂H₆O est un gaz incolore utilisé pour traiter les verrues dans les fluides cryogéniques. Dans sa molécule, l'atome d'oxygène est fixé à deux atomes de carbone.

Données

- H (1s¹) ; χ(H) = 2,2.
- C (1s² 2s² 2p²) ; χ(C) = 2,6.
- O (1s² 2s² 2p⁴) ; χ(O) = 3,4.
- On considère que les liaisons C-H de cette molécule ne sont pas polarisées.



Énoncé compact

- La molécule de méthoxyméthane est-elle polaire ?

Énoncé détaillé

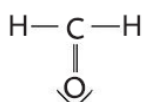
1. Déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes de la molécule de méthoxyméthane.
2. Établir le schéma de Lewis de chaque atome puis de la molécule.
3. Pour chacun des atomes de carbone et d'oxygène, déterminer le nombre d'atomes et de doublets non liants entourant chacun d'eux.
4. Justifier alors la géométrie de la molécule autour de ces atomes.
5. Expliquer pourquoi les liaisons C-O de cette molécule sont polarisées.
6. Déterminer la position moyenne des charges partielles positives et négatives.
7. La molécule de méthoxyméthane est-elle polaire ?

Exercice 08

Une solution aqueuse

Proposer un modèle ; utiliser un modèle pour prévoir.

Le méthanal est très soluble dans l'eau. Les solutions aqueuses de méthanal sont utilisées comme désinfectant dans les pédiluves pour animaux.



> Schéma de Lewis d'une molécule de méthanal

1. Déterminer la géométrie de la molécule de méthanal autour de l'atome de carbone.

2. Quel est l'état physique du méthanal à température ambiante ? Justifier.
3. Sachant qu'une molécule polaire est généralement soluble dans l'eau, expliquer pourquoi on peut obtenir des solutions aqueuses de méthanal.

Données

- T_{fus} (méthanal) : -92 °C.
- T_{éb} (méthanal) : -19,5 °C.
- χ(H) = 2,2 ; χ(C) = 2,6 ; χ(O) = 3,4.