

1<sup>e</sup> Spécialité Physique Chimie

## CHAPITRE 4

DE LA STRUCTURE À LA  
POLARITÉ D'UNE ENTITÉ

## EXERCICES

Wulfran Fortin

---

## Liste des exercices

## 1 Schéma de Lewis

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

Exercice 6

Exercice 7

Exercice 8

Exercice 9

Exercice 10

Exercice 11

Exercice 12

Exercice 13

## 2 Polarité des entités

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

Exercice 6

Exercice 7

## Exercice 8

# 1 Schéma de Lewis

## Exercice 1

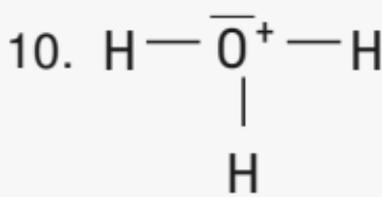
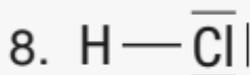
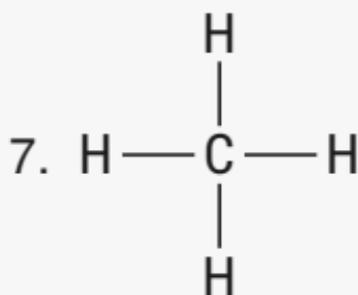
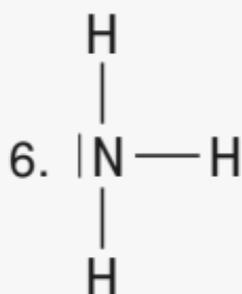
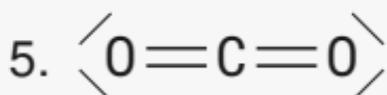
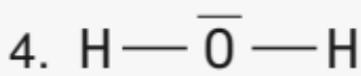
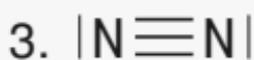
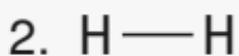
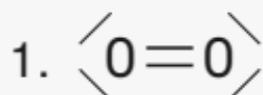
### Énoncé

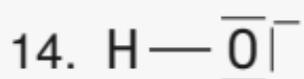
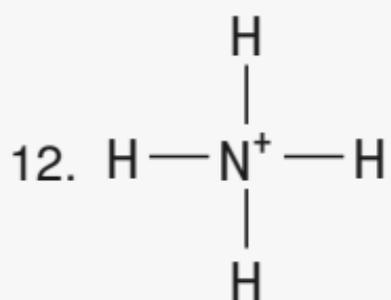
Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou poly atomiques à partir du tableau périodique

1.  $O_2$
2.  $H_2$
3.  $N_2$
4.  $H_2O$
5.  $CO_2$
6.  $NH_3$
7.  $CH_4$
8.  $HCl$
9.  $H^+$
10.  $H_3O^+$
11.  $Na^+$
12.  $NH_4^+$



## Correction



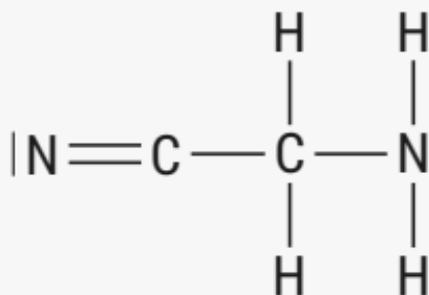


## Exercice 2

## Énoncé

D'après Belin 2019.

Voici le schéma de Lewis proposé par un élève pour l'aminonitrile



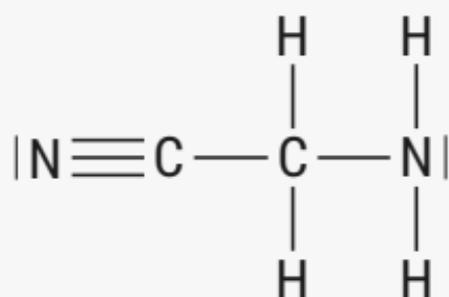
- Donner sa formule brute.
- Déterminer le nombre total d'électrons de valence des atomes présents dans cette molécule.
- En déduire le nombre de doublets formés puis vérifier s'il correspond au schéma de Lewis proposé. Sinon, indiquer les corrections nécessaires.

## Correction

a.  $C_2H_4N_2$

b. Le carbone possède 4 électrons de valence, l'hydrogène un seul et l'azote 5. Il y a en tout dans cette molécule  $2 \times 4 + 4 \times 1 + 2 \times 5 = 22$  électrons de valence.

c. Il doit y avoir 11 doublets électroniques, or il en manque trois sur le schéma proposé, il faut le corriger car il manque une liaison entre le carbone et l'azote, ainsi qu'un doublet non liant sur le deuxième azote.



## Exercice 3

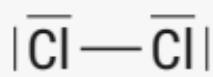
### Énoncé

D'après Belin 2019.

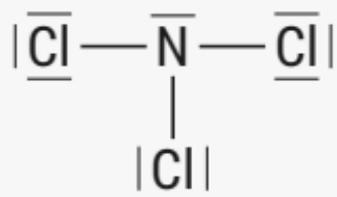
Le trichlorure d'azote  $NCl_3$  est un gaz qui se forme dans les halls des piscines suite aux réactions entre le dichlore et des composés azotés. Donner les schémas de Lewis du dichlore et du trichlorure d'azote.

## Correction

Le dichlore comporte 14 électrons de valence (7 par atome de chlore), il y a donc 7 doublets à répartir.



Le trichlorure d'azote comporte 26 électrons de valence (7 par atome de chlore et 5 pour l'azote), il y a donc 13 doublets à répartir.



## Exercice 4

### Énoncé

D'après Belin 2019.

L'ion nitronium a pour formule  $NO_2^+$ .

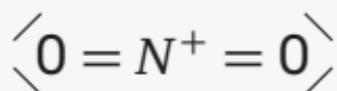
- a.** Déterminer le nombre d'électrons de valence de cet ion.
- b.** En déduire le nombre de doublets liants et non liants.
- c.** Proposer un schéma de Lewis pour cet ion.

## Correction

**a.** Il y a 5 électrons de valence pour l'azote, 6 pour l'oxygène. Il faudra retirer ensuite 1 électron pour avoir une charge finale +1 pour le cation. Donc on a en tout  $N_v = 5 + 2 \times 6 - 1 = 16$  électrons de valence dans ce cation.

**b.** Il y aura donc  $\frac{N_v}{2} = 8$  doublets à répartir.

**c.**



## Exercice 5

### Énoncé

D'après Belin 2019.

Représenter les schémas de Lewis des gaz nobles hélium  $He$  et xénon  $Xe$ .

## Correction

La couche de valence des gaz nobles est pleine, saturée, donc 4 doublets autour du xénon et un autour de l'hélium.



## Exercice 6

### Énoncé

D'après Belin 2019.

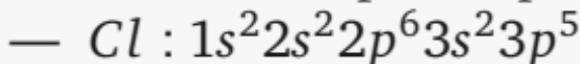
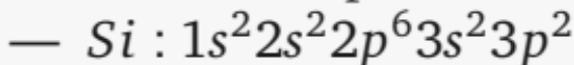
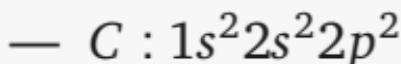
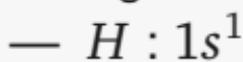
Le diméthylchlorosilane est un gaz très inflammable utilisé lors de la synthèse des silicones. La formule brute de ce gaz est  $\text{SiCl}_2\text{C}_2\text{H}_6$ .

L'atome de silicium est au centre, deux groupes  $\text{—CH}_3$  et  $\text{—Cl}$  lui sont rattachés.

- Établir la configuration électronique de tous les atomes de cette molécule sachant que l'ordre de remplissage des orbitales atomiques est  $1s2s2p3s3p$ .
- Établir le schéma de Lewis de cette molécule.
- Préciser si cette molécule comporte des liaisons polarisées.
- Déterminer si cette molécule est polaire.

## Correction

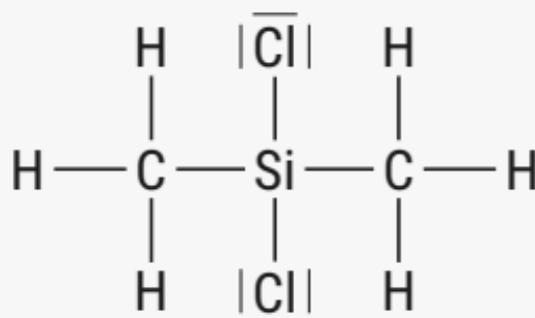
a. Configurations électroniques des atomes



b. Électrons de valence pour chaque atome



Il y a en tout  $N_v = 4 + 2 \times 7 + 2 \times 4 + 6 \times 1 = 32$  électrons de valence dans la molécule, soit 16 doublets à répartir.



c. Les liaisons  $\overline{Cl} - Si$  sont polarisées car la différence d'électronégativité est supérieure à 0.4.

**d.** La molécule est polaire, car les deux liaisons  $\text{Cl} - \text{Si}$  ne sont pas alignées autour de *Si* (géométrie tétraédrique), et donc elles ne se compensent pas, il reste une polarisation globale pour cette molécule.

## Exercice 7

### Énoncé

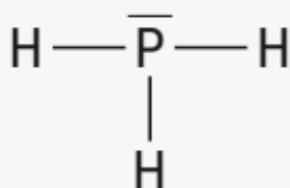
D'après Belin 2019.

La phosphine de formule  $PH_3$  est un agent de fumigation utilisé pour traiter les denrées alimentaires stockées.

- a.** L'atome de phosphore se situe dans la même colonne que l'azote. Donner le schéma de Lewis de la phosphine.
- b.** Justifier la géométrie pyramidale à base triangulaire de cette molécule.

## Correction

**a.** Le phosphore, comme l'azote, a 5 électrons de valence. L'hydrogène a un seul électron de valence. Donc la molécule a en tout  $5 + 3 \times 1 = 8$  électrons de valence, il y aura alors 4 doublets à répartir.



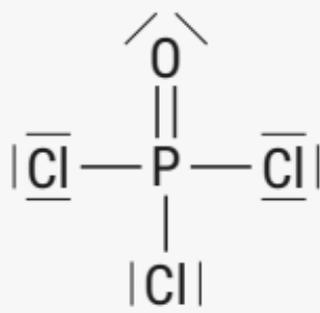
**c.** Parmi les 4 doublets autour du phosphore, un est non liant, il va repousser différemment ses voisins, et la géométrie n'est plus tétraédrique mais tend vers celle de la pyramide à base triangulaire.

## Exercice 8

## Énoncé

D'après Belin 2019.

À partir de la 3<sup>e</sup> ligne de la classification périodique, certains atomes peuvent s'entourer de plus de 8 électrons du fait de la présence d'autres orbitales atomiques. C'est le cas du phosphore de la molécule de trichlorure de phosphoryle qui a pour schéma de Lewis



**a.** Justifier la géométrie tétraédrique de cette molécule.

**b.** L'angle  $\widehat{\text{ClPCl}}$  est de  $103^\circ$ . Justifier l'écart de valeur par rapport à l'angle de  $109^\circ$  dans la molécule de méthane  $\text{CH}_4$ .

## Correction

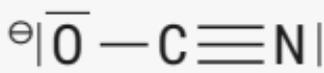
- a.** L'atome central est relié à 4 autres atomes ce qui forme une structure tétraédrique.
- b.** L'angle est différent car une des liaisons est différente : c'est une double liaison avec un atome différent, l'angle ne peut donc être identique.

## Exercice 9

### Énoncé

D'après Belin 2019.

L'ion cyanate a pour formule  $OCN^-$ . Son schéma de Lewis est



- Dénombrer le nombre d'électrons de valence dans cet ion.
- Vérifier que chaque atome est bien entouré d'un nombre correct de doublets d'électrons.
- Justifier la géométrie linéaire de l'ion cyanate.

## Correction

**a.** L'oxygène a 6 électrons de valence, le carbone en a 4 et l'azote 5. Il y a un électron supplémentaire dans cet anion. Donc il y a en tout 16 électrons de valence dans cet ion.

**b.** Il doit y avoir en tout 8 doublets dans cet ion, de plus, les atomes *C* et *N* doivent avoir 4 doublets autour d'eux, et pour l'hydrogène 1 doublet. On constate que toutes ces conditions sont vérifiées dans le schéma de Lewis proposé.

**c.** Le carbone n'engage que deux liaisons avec deux atomes différents. Ces liaisons vont se repousser, et l'optimum de répulsion est obtenu pour une géométrie linéaire.

## Exercice 10

### Énoncé

D'après Belin 2019.

L'ion amidure est un anion de formule  $NH_2^-$ .

- a.** Donner le schéma de Lewis de cet ion.
- b.** En déduire sa géométrie.

## Correction

**a.** L'azote a 5 électrons de valence, l'hydrogène 1 et il y a 1 électron supplémentaire dans l'anion. On a donc  $N_v = 5 + 1 + 1 + 1 = 8$  électrons de valence, et donc 4 doublets dans cet anion.



**b.** Il y a deux doublets liants et deux non liants autour de  $N$ , la structure de l'ion est coudée.

## Exercice 11

### Énoncé

D'après Hatier 2019.

L'oxygène existe sous la forme de l'ion oxyde  $O^{2-}$ .

- a.** Donner le schéma de Lewis de cet ion.
- b.** Combien de doublets non liants possède-t-il ?

## Correction



b. Il possède 4 doublets non liants, puisque aucun n'est engagé dans une liaison covalente.

## Exercice 12

### Énoncé

D'après Hatier 2019.

Le diazote  $N_2$  est le composant gazeux majoritaire de l'atmosphère terrestre.

- a.** Donner le schéma de Lewis.
- b.** La molécule possède-t-elle des doublets non liants ?

## Correction

**a.**



**b.** Elle possède deux doublets non liants, placés chacun sur un atome d'azote.

## Exercice 13

### Énoncé

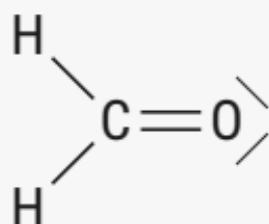
D'après Hatier 2019.

La molécule de méthanal a pour formule brute  $CH_2O$ .

- Donner le schéma de Lewis de la molécule.
- Combien de doublets entourent l'atome central ?
- Quelle est la géométrie de la molécule ?
- La molécule est-elle plane ?

## Correction

**a.** Le carbone a 4 électrons de valence, l'hydrogène 1 et l'oxygène 2. Donc la molécule possède  $N_v = 4 + 2 \times 1 + 6 = 12$  électrons de valences qui formeront 6 doublets.



**b.** Il y a 4 doublets liants entourant le carbone.

**c.** C'est une géométrie triangulaire car il y a trois liaisons (dont une double) dans l'espace et l'optimum de répulsion est atteint dans la configuration triangulaire.

**d.** Elle est plane, un triangle définit naturellement un plan.

## 2 Polarité des entités

## Exercice 1

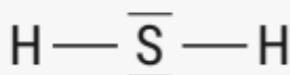
### Énoncé

D'après Belin 2019.

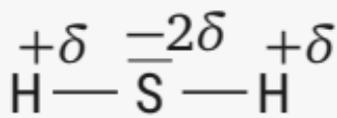
La molécule de sulfure d'hydrogène a pour formule brute  $H_2S$ .

- a.** Écrire son schéma de Lewis.
- b.** Montrer que les liaisons sont polarisées.
- c.** Représenter les charges partielles associées à ces liaisons.
- d.** La molécule de sulfure d'hydrogène est-elle polaire ?

## Correction

**a.**

**b.**  $\chi_S - \chi_H = 2.6 - 2.2 = 0.4 \geq 0.4$  la liaison est donc polaire.

**c.**

**d.** Comme la molécule est coudée, les liaisons polarisées ne se compensent pas, et donc la molécule est polaire.

## Exercice 2

## Énoncé

D'après Belin 2019.

Le tri-fluorure de bore  $BF_3$  est une molécule triangulaire plane, alors que celle du tri-fluorure d'azote  $NF_3$  est pyramidale. Voir figure 1.

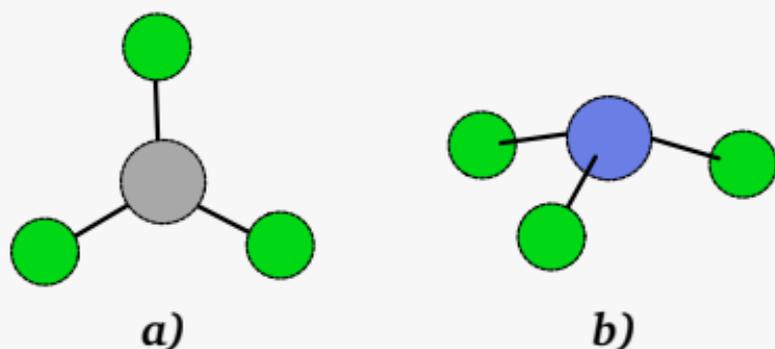


Figure 1 – **a)** tri-fluorure de bore, **b)** tri-fluorure d'azote

**a.** Rechercher les liaisons polarisées dans ces deux molécules et justifier la réponse.

- b.** Placer les charges partielles sur les liaisons polaires.
- c.** Indiquer la molécule polaire et la molécule apolaire en expliquant votre réponse.
- d.** Quel atome de ces deux molécules possède une lacune électronique, justifier.
- e.** Interpréter la géométrie de chaque molécule.

## Correction

**a.**

— Liaison F — B

$$\chi_F - \chi_B = 4.0 - 2.0 = 2.0 \geq 0.4$$

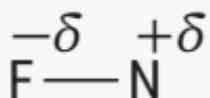
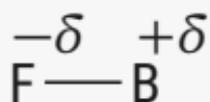
polarisée

— Liaison F — N

$$\chi_F - \chi_N = 4.0 - 3.0 = 1.0 \geq 0.4$$

polarisée

**b.** L'élément le plus électronégatif est le fluor, il attire à lui les électrons de la liaison.



**c.** Voir figure 2. La molécule apolaire est la **a)** car les liaisons polarisées se compensent, du fait de la symétrie triangulaire des liaisons, ce qui n'est pas le cas de la molécule **b)**, les polarisations s'ajoutent partiellement à cause de la structure pyramidale.

**d.** On dessine le schéma de Lewis pour

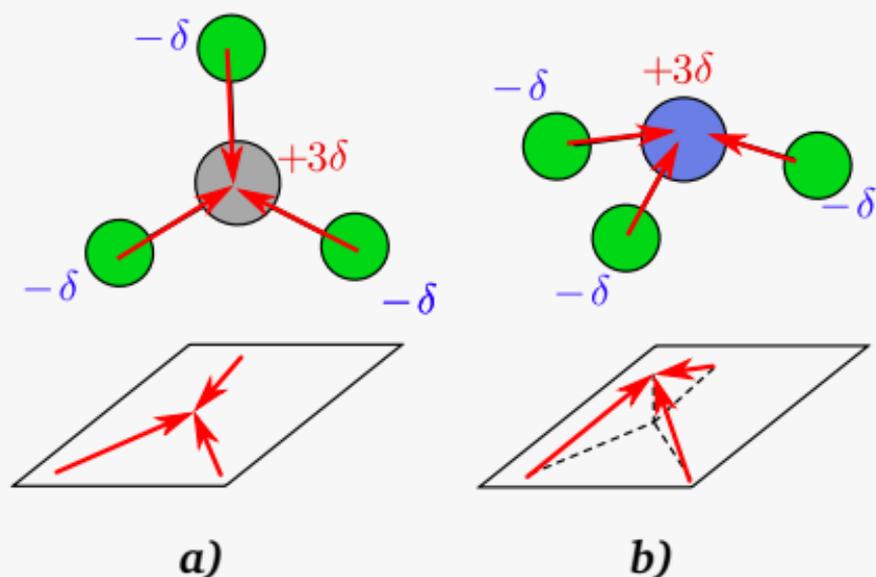
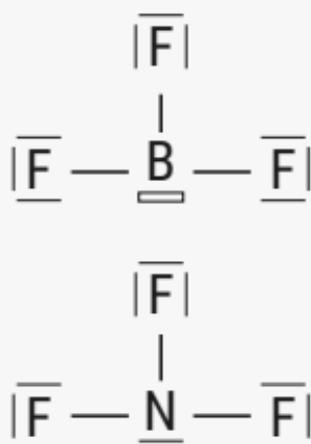


Figure 2 – **a)** tri-fluorure de bore apolaire, **b)** tri-fluorure d'azote polaire

chaque molécule. On constate que pour le bore, il y a une lacune électronique.



e. La molécule  $BF_3$  est plane triangulaire

car le bore n'est entouré que de trois doublets, alors que  $NF_3$  est pyramidale, l'azote étant entouré par 4 doublets (liants et un non liant).

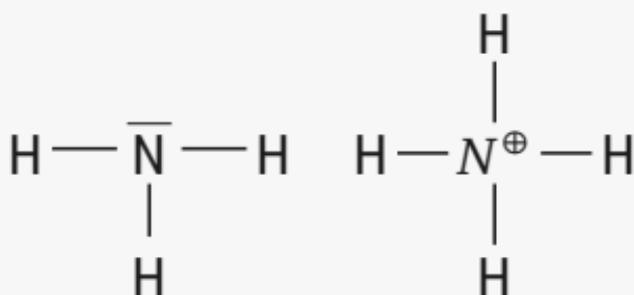
## Exercice 3

## Énoncé

D'après Belin 2019.

Un acide de Lewis est une entité chimique ayant un atome possédant une lacune électronique.

- Expliquer pourquoi l'ion hydrogène  $H^+$  est un acide de Lewis.
- Justifier le nom de proton donné à cet ion.
- L'ammoniac est une base et peut capter un proton pour former un ion ammonium  $NH_4^+$ . Expliquer la formation de cet ion à partir d'une molécule d'ammoniac en exploitant leurs schémas de Lewis.



- Proposer le schéma de Lewis du chlorure d'aluminium  $AlCl_3$  et montrer qu'il s'agit

d'un acide de Lewis.

**e.** Le chlorure d'aluminium peut réagir avec un ion chlorure pour former un ion tétrachloroaluminate (III) de formule  $AlCl_4^-$ . Donner le schéma de Lewis de l'ion chlorure puis expliquer la formation de l'ion  $AlCl_4^-$  à partir de chlorure d'aluminium.

**f.** Justifier la géométrie tétraédrique de l'ion tétrachloroaluminate (III).

## Correction

**a.** L'ion  $H^+$  n'est pas stable, il doit ressembler à l'hélium qui possède un doublet sur sa couche de valence. Il manque donc deux électrons à l'ion hydrogène, il y a une lacune électronique.

**b.** L'atome d'hydrogène se compose d'un proton et d'un électron. Si on arrache cet électron, on obtient l'ion  $H^+$  qui se résume simplement au proton, le noyau de l'atome d'hydrogène.

**c.** L'ion  $H^+$  va capturer les électrons du doublet non liant de l'azote dans l'ammoniaque et il se formera une liaison. Voir figure 3.

**d.**  $Al$  possède 3 électrons sur sa couche de valence,  $Cl$  en possède 7 il y a donc  $N_v = 3 + 3 \times 7 = 24$  électrons de valence dans la molécule, soit 12 doublets à distribuer.  $Al$  ne sera entouré que de 3 doublets, il a une lacune électronique et est un acide de Lewis.

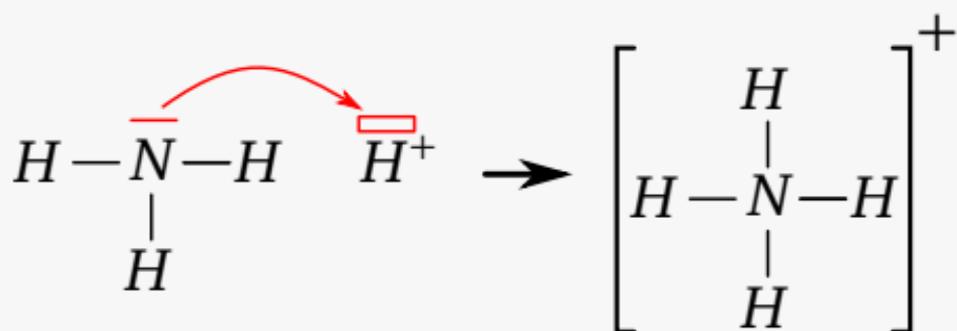
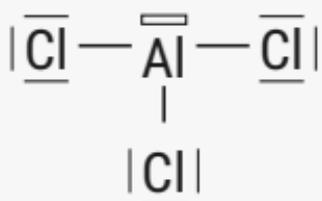


Figure 3 – Capture du doublet non liant par le proton.



**e.** L'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  a pour schéma de Lewis  $\overline{\text{Cl}}^-$ . Le chlorure d'aluminium va capturer le doublet électronique sur le chlore pour former une liaison. Voir figure 4.

**f.** L'ion a une structure tétraédrique car l'aluminium est entouré par quatre doublets liants identiques.

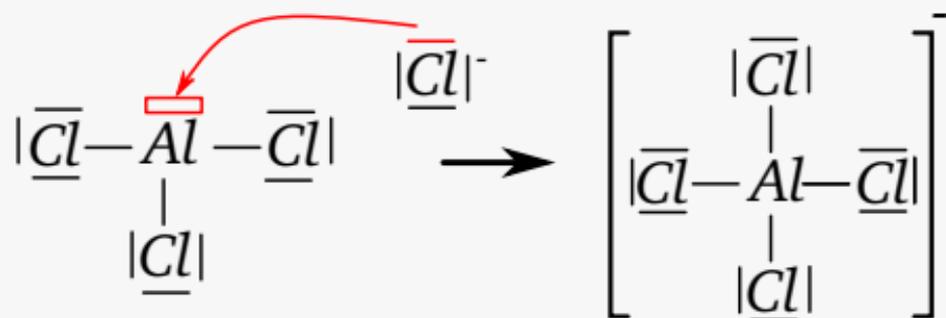


Figure 4 – Capture du doublet non liant par  $\text{AlCl}_3$ .

## Exercice 4

### Énoncé

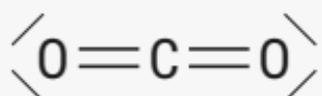
D'après Hatier 2019.

On considère les deux molécules  $CO_2$  et  $SO_2$ .

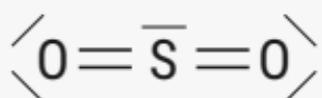
- a.** Nommer ces molécules.
- b.** Donner le schéma de Lewis de la molécule de  $CO_2$ .
- c.** Expliquer pourquoi la molécule est linéaire.
- d.**  $SO_2$  a un schéma de Lewis similaire à celui de  $CO_2$  mais la molécule est coudée. Elle possède en plus un doublet non liant sur l'atome de soufre. Donner son schéma de Lewis.
- e.** Ces molécules possèdent-elles des liaisons polarisées ?
- f.** Ces molécules sont-elles polaires ?

## Correction

- a. Dioxyde de carbone et dioxyde de soufre.  
b.



- c. Le carbone n'engage que deux liaisons et n'a aucun doublet non liant. Les deux liaisons se repoussent et l'optimum est atteint pour la configuration linéaire.  
d. L'oxygène et le soufre ont 6 électrons de valence, il y a donc en tout 18 électrons qui formeront 9 doublets.



On observe qu'il y a 5 doublets autour du soufre, car il appartient à la troisième période et donc il peut y avoir l'intervention d'électrons d'orbitales supplémentaires.

- e. On calcule la différence d'électronégativité pour les couples d'atomes  
— liaison C — O :  $\chi_{\text{O}} - \chi_{\text{C}} = 1.0$  polarisée.

— liaison  $S - O$  :  $\chi_O - \chi_S = 0.9$  polarisée.

**f.**  $CO_2$  est apolaire, les polarisations des liaisons se compensent.  $SO_2$  est polaire car elle est coudée et les polarisations des deux liaisons ne se compensent pas, et donc globalement, la molécule garde une polarisation.

## Exercice 5

### Énoncé

D'après sujet officiel d'épreuve commune.

L'éthanol a pour formule brute  $CH_3CH_2OH$ . Le modèle moléculaire est précisé sur la figure 5. Le tableau 1 donne l'électronégativité selon l'échelle de Pauling de quelques éléments.

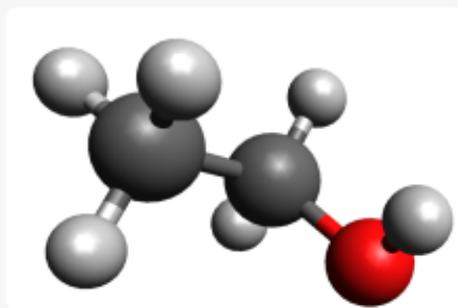


Figure 5 – Éthanol

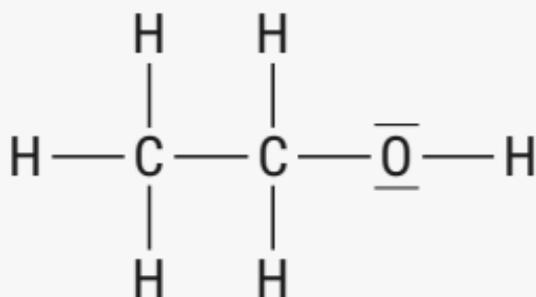
élément	<i>C</i>	<i>H</i>	<i>O</i>
électronégativité $\chi$	2.55	2.20	3.44

Table 1 – *Électronégativités*

- a. Représenter le schéma de Lewis de l'éthanol.
- b. Justifier le fait que la molécule d'éthanol est une molécule polaire.
- c. Expliquer pourquoi l'éthanol est miscible avec l'eau.

## Correction

a.



b. On calcule les différences d'électronégativité entre les atomes pour les différentes liaisons dans la molécule

- liaison C — H :  $2.55 - 2.20 = 0.35$
- liaison C — C :  $2.55 - 2.55 = 0.0$
- liaison C — O :  $3.44 - 2.55 = 0.89$
- liaison O — H :  $3.44 - 2.20 = 1.24$

On constate que les liaisons autour de l'oxygène sont fortement polarisées ( $> 0.4$ ) et d'après le modèle 3D de la molécule non colinéaires, donc il existe un important moment dipolaire, la molécule est polaire.

c. L'eau est un solvant polaire, donc toute espèce polaire sera également miscible avec l'eau.

## Exercice 6

### Énoncé

D'après sujet officiel d'épreuve commune.

Les numéros atomiques  $Z$  de quelques éléments sont donnés :  $H : 1$ ,  $O : 8$  et  $Na : 11$ .

On précise l'électronégativité  $\chi$  de quelques éléments selon l'échelle de Pauling :  $H : 2.2$ ,  $O : 3.5$ ,  $Na : 0.9$ .

L'huile est peu soluble dans les solvants polaires alors que les espèces ioniques y sont généralement très solubles.

- Établir le schéma de Lewis de la molécule d'eau en déterminant au préalable le nombre total d'électrons de valence.
- Interpréter la géométrie coudée de cette molécule.
- En déduire le caractère polaire ou apolaire de la molécule d'eau en justifiant votre réponse.

**d.** Justifier que l'huile ne soit pas soluble dans l'eau.

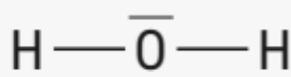
## Correction

**a.** À partir du numéro atomique de chaque élément, on en déduit sa structure électronique puis le nombre d'électrons de valence

— pour  $H$  :  $1s^1$ , il y a 1 électron de valence

— pour  $O$  :  $1s^2 2s^2 2p^4$  il y a  $2 + 4 = 6$  électrons de valence

Donc pour la molécule d'eau  $H_2O$ , il y a  $2 \times 1 + 6 = 8$  électrons de valences qui formeront  $\frac{8}{2} = 4$  doublets.



**b.** L'oxygène est entouré de quatre doublets qui se repoussent dans quatre directions différentes de l'espace, ils ne sont pas alignés, donc les deux liaisons  $O - H$  ne sont pas colinéaires, elles forment un coude.

**c.** Les liaisons  $O - H$  sont très polaires, et non colinéaires, il en résulte que la somme des vecteurs moment dipolaire n'est pas nulle, la molécule est donc polaire.

**d.** Il est précisé dans l'énoncé que l'huile est peu soluble dans les solvants polaires. Or l'eau est un solvant très polaire, donc l'huile n'y est pas miscible.

## Exercice 7

### Énoncé

D'après sujet officiel d'épreuve commune.

L'oxygène, le soufre et le sélénium appartiennent à la même colonne du tableau périodique. Leurs électronégativités sont

$\chi(O) = 3.44$ ,  $\chi(S) = 2.58$  et  $\chi(Se) = 2.55$ .

On précise aussi d'autres électronégativité  $\chi(I) = 2.66$ ,  $\chi(H) = 2.2$  et  $\chi(N) = 3.04$ .

**a.** Établir le schéma de Lewis de la molécule de la molécule de sulfure d'hydrogène  $H_2S$  et proposer une géométrie de cette entité. Justifier votre raisonnement.

**b.** La molécule de sulfure d'hydrogène est-elle polaire ? Justifier votre réponse.

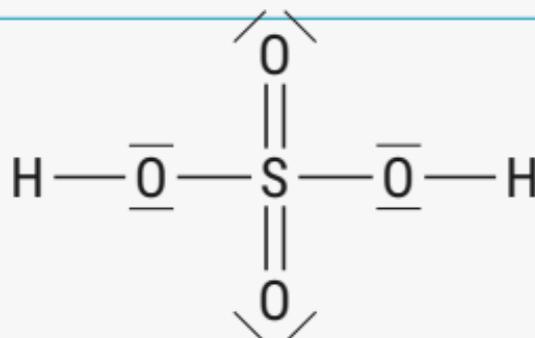
**c.** La solubilité d'une espèce chimique est la concentration maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre dans l'eau. Elle dépend de la température. Le tableau 2

indique la solubilité du gaz  $H_2S$  dans l'eau, ainsi que celles d'autres espèces chimiques à la pression atmosphérique et à une température de  $25^\circ C$ . Proposer une interprétation pour expliquer l'évolution de la solubilité dans l'eau des espèces chimiques ci-dessus. Une argumentation détaillée est attendue.

Nom de l'espèce chimique	Formule chimique	Solubilité ( $mol.L^{-1}$ )
diiode	$I_2$	$1.3 \times 10^{-3}$
sulfure d'hydrogène	$H_2S$	2.5
ammoniac	$NH_3$	50

Table 2 – Électronégativités

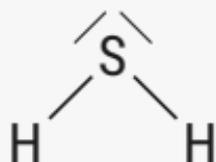
**d.** Le schéma de Lewis de la molécule d'acide sulfurique est donnée ci dessous



En comparant les schémas de Lewis des molécules de sulfure d'hydrogène  $H_2S$  et d'acide sulfurique, indiquer quelle est la particularité de l'atome de soufre dans la molécule d'acide sulfurique.

## Correction

**a.** Comme le soufre est dans la même colonne que l'oxygène, sa couche de valence est similaire et il forme le même type de liaisons. La molécule  $H_2S$  est identique à la molécule  $H_2O$ .



De plus, le soufre étant entouré par quatre doublets électroniques, ils pointent dans des directions différentes par répulsion mutuelles. Donc cette molécule est coudée.

**b.** La différence d'électronégativité des liaisons  $S-H$  vaut  $2.58 - 2.2 = 0.38$  légèrement inférieure à 0.4 elle est légèrement polarisée. Comme les deux liaisons ne sont pas colinéaires, il reste une légère polarisation de la molécule, elle est polaire.

**c.** La molécule  $I_2$  est apolaire, elle est donc très faiblement miscible dans un solvant po-

laire. La molécule  $NH_3$  a des liaisons fortement polarisées ( $3.04 - 2.2 = 0.84$ ) et c'est une molécule pyramidale donc les vecteurs moments dipolaires des trois liaisons ont une somme non nulle, la molécule est fortement polaire, elle est donc beaucoup plus miscible dans l'eau que  $H_2S$ .

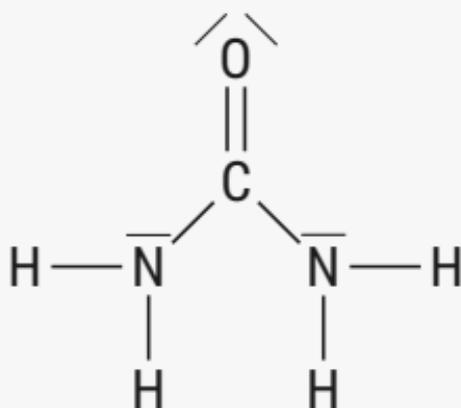
**d.** On constate que l'atome de soufre est entouré de six doublets électroniques, il dépasse la règle de huit électrons sur la couche de valence. La sous couche  $3d$  n'étant pas saturée influe sur la possibilité de formation de liaisons chimiques.

## Exercice 8

## Énoncé

D'après sujet officiel d'épreuve commune.

Le schéma de Lewis de la molécule d'urée est représenté ci-dessous



On rappelle les numéros atomique de différents éléments

$H : Z = 1$ ,  $O : Z = 8$ ,  $C : Z = 6$ ,  
 $N : Z = 7$ .

**a.** Dénumbrer le nombre d'électrons de valence des atomes de carbone, d'oxygène, d'azote et d'hydrogène et justifier succinctement le schéma de Lewis de la molécule

d'urée.

**b.** Choisir parmi les formes géométriques suivantes celle formée par les trois atomes autour de l'atome de carbone central et justifier votre choix

- pyramidale
- tétraédrique
- triangulaire

## Correction

**a.** Pour l'hydrogène,  $Z = 1$  donc la configuration électronique est  $1s^1$ , il y a 1 électron de valence et il va le mutualiser avec un autre électron pour former une liaison et un doublet.

Pour le carbone,  $Z = 6$  donc  $1s^2 2s^2 2p^2$  il y a 4 électrons de valence qui seront mutualisés pour avoir quatre doublets autour de l'atome qui formera ainsi quatre liaisons.

Pour l'azote,  $Z = 7$  donc  $1s^2 2s^2 2p^3$  il y a 5 électrons de valence et l'atome formera trois liaisons pour apporter les trois électrons manquants.

Pour l'oxygène,  $Z = 8$  donc  $1s^2 2s^2 2p^4$  il y a 6 électrons de valence, l'atome va mutualiser deux électrons pour former deux liaisons et arriver à quatre doublets sur sa couche de valence.

On observe donc dans la molécule que

- le carbone a quatre doublets liants
- l'oxygène a quatre doublets (2 NL et 2 L)

- l'azote a quatre doublets (1 NL et 3 L)
- l'hydrogène a un seul doublet

**b.** L'atome forme trois liaisons chimiques (deux doublets liants et une liaison double), la figure de répulsion maximale sera plane et triangulaire.