



PREMIERE SPECIALITE Physique et chimie

CHAPITRE T2 STRUCTURE ET POLARITE DES ENTITES CHIMIQUES

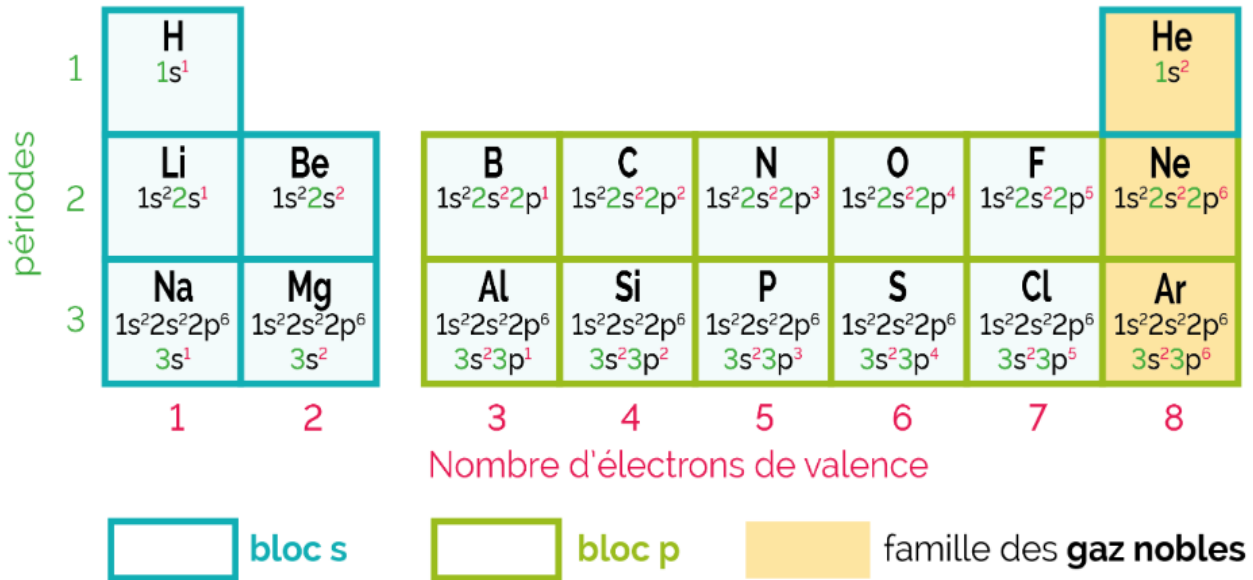
FICHE EXERCICES

CORRECTION!

EXERCICES D'AUTOMATISATION EN AUTONOMIE



Ex 1 – Schéma de Lewis d'un atome



On considère le tableau périodique simplifié ci-dessus.

1. **Entourer** les électrons de valence des atomes de la deuxième période sur le tableau périodique ci-dessus.
2. **Etablir** le schéma de Lewis de chacun de ces atomes.

1. Li (1 e⁻) ; Be (2 e⁻) ; B (3 e⁻) ; C (4 e⁻) ; N (5 e⁻) ; O (6 e⁻) ; F (7 e⁻) ; Ne (8 e⁻).

2. •Li; Be; •B•; •C•; •N•; |O•; |F•; |Ne|

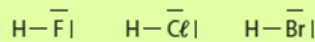
Ex 2– Doublets liants et non liants d'un atome

Atome	Hélium	Carbone	Fluor	Néon	Silicium	Argon	Soufre
Symbole	He	C	F	Ne	Si	Ar	S
Numéro atomique	2	6	9	10	14	18	16
Structure électronique	1s ²	1s ² 2s ² 2p ²	1s ² 2s ² 2p ⁵	1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴
Doublets liants	0	4	1	0	4	0	2
Doublets non liants	1	0	3	4	0	4	2

Ex 3 – Schéma de Lewis d'une molécule

1. On considère les éléments suivants appartenant à la 17^{ème} colonne du tableau périodique : F ; Cl ; et Br
Construire les schémas de Lewis des molécules que chacun de ces atomes peut former avec un atome d'hydrogène H (1s¹)

F, Cl et Br : 17^e colonne \Rightarrow 7 électrons de valence.



2. La molécule de diazote (N₂) est formée de deux atomes d'azote (N) (1s²2s²2p³)
Choisir parmi les représentations suivantes le schéma de Lewis de cette molécule :

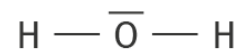


N appartient à la 15^{ème} colonne : l'atome a donc 5 électrons de valence. Le schéma de Lewis du diazote est donc (b).

3. **Déterminer** et **expliquer** la représentation de Lewis des molécules de dioxyde de carbone CO₂ et de méthane CH₄ en suivant l'exemple donné pour la molécule d'eau H₂O
Données : H (Z=1) ; C (Z=6) ; N (Z=7) ; O (Z=8).

Exemple la molécule d'eau

Etape 1 : Configuration électronique des atomes :



- Hydrogène H : 1s¹

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

- Oxygène O : 1s² 2s² 2p⁴

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

Etape 2 : nombre de doublets :

La molécule d'eau H₂O contient $2 \times 1 + 6 = 8$ électrons de valence donc 4 doublets

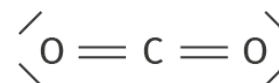
→ 2 doublets liants entre les atomes O et H pour respecter la règle du duet au niveau des atomes

→ 2 sont des doublets non liants placés sur l'atome d'oxygène pour respecter la règle de l'octet.

La molécule de dioxyde de carbone

Etape 1 : Configuration électronique des atomes :

- Carbone : C : 1s² 2s² 2p²



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

- Oxygène O : 1s² 2s² 2p⁴

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

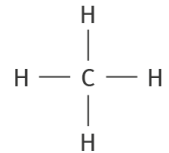
Etape 2 : nombre de doublets :

La molécule de dioxyde de carbone CO₂ contient $2 \times 6 + 4 = 16$ électrons de valence donc 8 doublets.

→ 4 sont des liaisons covalentes C – O pour respecter la règle de l'octet au niveau de l'atome de carbone

→ 4 sont des doublets non liants placés sur les atomes d'oxygène pour respecter la règle de l'octet.

La molécule de dioxyde de méthane



Étape 1 : Configuration électronique des atomes :

- Hydrogène H : $1s^1$

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

- Carbone : C : $1s^2 2s^2 2p^2$

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

Étape 2 : nombre de doublets :

La molécule de méthane CH_4 contient $4 \times 1 + 4 = 8$ électrons de valence donc 4 doublets.

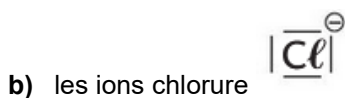
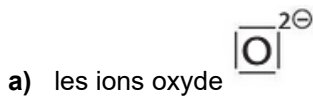
→ 4 doublets sont des doublets liants (= liaisons covalentes) C – H pour respecter la règle du duet au niveau des atomes d'hydrogène et la règle de l'octet au niveau de l'atome de carbone.

→ aucun doublet non liant

Ex 4 – Schéma de Lewis d'un ion

- Les éléments oxygène (O) et chlore (Cl) appartiennent respectivement à la 16^{ème} et à la 17^{ème} période du tableau périodique.

A partir de leurs schémas de Lewis, **justifier** les charges portées par :



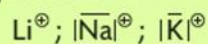
Dans l'ion oxyde, O possède 8 électrons alors que l'atome isolé n'en possède que 6.
Il a donc gagné 2 électrons.
Dans l'ion chlorure, Cl possède 8 électrons alors que l'atome isolé n'en possède que 7.
Il a donc gagné 1 électron.

- Les éléments lithium (Li), sodium (Na) et potassium (K) appartiennent tous à la première colonne de la classification périodique.

Ils se trouvent en abondance dans les océans sous forme ionique.

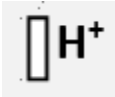
Établir les schémas de Lewis des ions stables issus des trois atomes correspondants.

Les éléments Li, Na et K appartiennent à la première colonne du tableau périodique. Les atomes ont donc un seul électron de valence, qu'ils peuvent facilement perdre pour former un ion stable ayant la structure électronique du gaz rare les précédant dans le tableau périodique. Les ions formés sont donc Li^+ , Na^+ et K^+ .

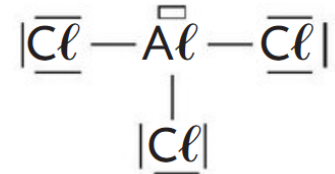


Ex 5 – Lacune électronique

1. À partir de la configuration électronique de l'atome d'hydrogène H ($1s^1$), **déterminer** le schéma de Lewis de l'ion hydrogène H^+



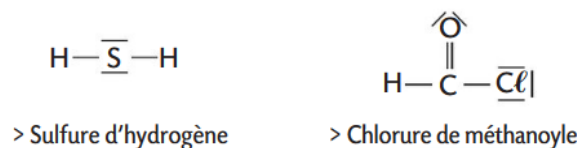
2. **Justifier** la présence de la lacune dans le schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'aluminium $AlCl_3$ donnée ci-dessous.



L'aluminium est entouré de 6 électrons dans la molécule de chlorure d'aluminium $AlCl_3$. Il lui manque donc 2 électrons pour obtenir une configuration stable. On matérialise ce manque par une lacune électronique.

Ex 6 – Géométrie de molécules

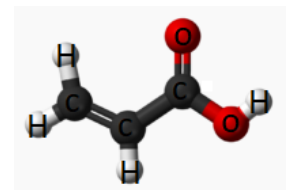
1. Les schémas de Lewis des molécules de sulfure d'hydrogène et de chlorure de méthanoyle sont donnés ci-après. **Prévoir** la géométrie des molécules de sulfure d'hydrogène et de chlorure de méthanoyle



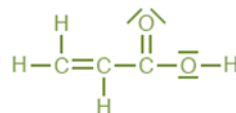
Sulfure d'hydrogène : coudée ; chlorure de méthanoyle : triangulaire.

2. Les acrylates, esters dérivés de l'acide acrylique, sont utilisés dans les peintures acryliques. Ils sont particulièrement visqueux, adhérents et élastiques. Le modèle moléculaire de l'acide acrylique est donné ci-contre :

- a) **Écrire** la formule brute de la molécule
b) **Déterminer** la formule électronique des atomes d'hydrogène ($Z=1$), de carbone ($Z=6$) et d'oxygène ($Z=8$)
c) **Déterminer** la formule de Lewis de cette molécule
d) **Donner** la géométrie autour de chaque atome de carbone



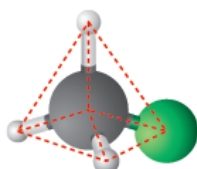
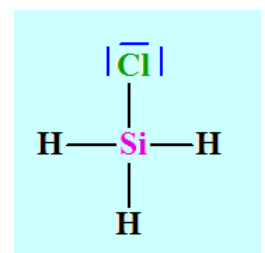
- a) $C_3H_4O_2$
b) $H : 1s^1$; $C : 1s^2 2s^2 2p^2$; $O : 1s^2 2s^2 2p^4$
c)



- d) 3 éléments donc géométrie triangulaire

3. Le chlorosilane est un gaz utilisé lors de la préparation de silicium très pur destiné à l'électronique. La représentation de Lewis de la molécule de chlorosilane est donnée ci-contre :

Etablir la géométrie de la molécule autour de l'atome de silicium Si

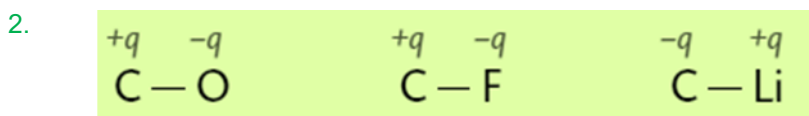


Ex 7-Polarisation des liaisons

1. **Expliquer** pourquoi les liaisons C-O, C-F et C-Li sont polarisées
2. Pour chacune de ces liaisons polarisées, **préciser** sur chaque atome si la charge partielle qui apparait est positive ou négative

Données : électronégativités : $\chi(\text{Li}) = 1,0$; $\chi(\text{O}) = 3,4$; $\chi(\text{F}) = 4,0$; $\chi(\text{C}) = 2,6$; $\chi(\text{Cl}) = 3,2$; $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{N}) = 3,0$

1. Les électronégativités des atomes sont différentes ($0,4 \leq \Delta\chi \leq 2$) : 0,8 / 1,4 / 1,6



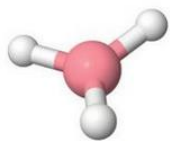
Ex 8-Polarité d'une molécule

1. **Établir** le schéma de Lewis de la molécule de dihydrogène H₂. **Préciser** si cette molécule est polaire.
2. **Établir** le schéma de Lewis de la molécule de dioxygène O₂. **Préciser** si cette molécule est polaire
3. **Établir** le schéma de Lewis de l'ion H⁺. En quoi cet ion est-il particulier ?
4. **Établir** le schéma de Lewis de la molécule de l'eau.
Pourquoi faut-il connaître la géométrie de cette molécule pour **déterminer** si elle est polaire ou non ?

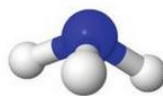


Ex 9 : polarité d'une molécule

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



> Borane BH_3



> Ammoniac NH_3

Données

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

La géométrie triangulaire fait que les barycentres des charges positives et négatives sont confondus en B : BH_3 est donc apolaire. L'atome d'azote étant beaucoup plus électro-négatif que l'atome d'hydrogène, chaque liaison N-H est polarisée : N porte une charge partielle négative et chaque H porte une charge partielle positive. La géométrie pyramidale à base triangulaire fait que les barycentres des charges partielles négatives et positives ne sont pas confondus : NH_3 est donc polaire.



Ex 10 : formule de Lewis

L'ammoniac est un gaz incolore, irritant et très odorant, il a pour formule NH_3 .

La solution d'ammoniaque, quant à elle, contient des ions hydroxyde (OH^-) et des ions ammonium (NH_4^+).

1. **Déterminer** la représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac.
2. **Déterminer** la représentation de Lewis de l'ion hydroxyde OH^-
3. **Établir** le schéma de Lewis de l'ion ammonium NH_4^+

1. La molécule d'ammoniac

Étape 1 : Configuration électronique des atomes de l'ammoniac NH_3 :

- hydrogène H : $1s^1$

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

- 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.

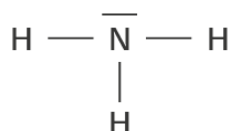
Étape 2 : Nombre de doublets

La molécule d'ammoniac NH_3 contient $3 \times 1 + 5 = 8$ électrons de valence, soit 4 doublets :

→ 3 doublets liants (= 3 liaisons covalentes) pour respecter la règle du duet au niveau des atomes d'hydrogène

→ 1 doublet non liant sur l'atome d'azote pour respecter la règle de l'octet.

Étape 3 : Schéma de Lewis :



2. l'ion hydroxyde OH^-

Étape 1 : Configuration électronique des atomes de l'ion hydroxyde OH^- :

- 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.

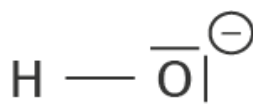
Étape 2 : Nombre de doublets

Puisqu'il porte une charge négative, l'ion hydroxyde OH^- contient $1 + 6 - (-1) = 8$ électrons de valence, soit 4 doublets.

→ 1 doublet liant (=1 liaison covalente) $\text{O} - \text{H}$ pour respecter la règle du duet au niveau de l'atome d'hydrogène

→ 3 doublets non liants sur l'atome d'oxygène pour respecter la règle de l'octet.

Étape 3 : Schéma de Lewis :



3. L'ion ammonium NH_4^+

Étape 1 : Configuration électronique des atomes de l'ammonium NH_4^+ :

- hydrogène H : $1s^1$

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

- 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.

Étape 2 : nombre de doublets

Puisque la molécule porte une charge positive, il y a $4 \times 1 + 5 - 1 = 8$ électrons de valence dans l'ion ammonium NH_4^+ soit 4 doublets.

→ 4 doublets liant entre les atomes N et H

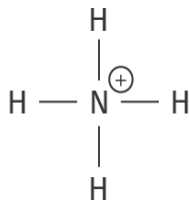
Étape 3 : placement de la charge +

l'atome d'azote vérifie la règle de l'octet en formant 4 liaisons covalentes et possède $4 \times 1 = 4$ électrons de valence, au lieu des 5 électrons de valence, c'est donc lui qui porte la charge positive.

Remarque

Cette représentation n'est pas en accord avec le fait que l'azote est plus électronégatif que l'hydrogène.

Étape 4 : Schéma de Lewis :



Ex 11 : géométrie des molécules

L'acide hypochloreux, de formule chimique HOCl, est utilisé dans l'industrie cosmétique à faible concentration comme agent nettoyant de la peau.

Établir sa représentation de Lewis et **donner** la géométrie de cette molécule.

REPRESENTATION DE LEWIS

Étape 1 : Configuration électronique des atomes de l'acide hypochloreux 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.

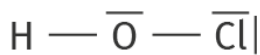
Étape 2 : nombre de doublets

La molécule d'acide hypochloreux HOCl possède $1 + 6 + 7 = 14$ électrons de valence, soit 7 doublets, et l'atome d'oxygène est central.

→ 1 doublet liant (= liaison covalente) constitue la liaison H – O pour respecter la règle du duet au niveau de l'hydrogène

→ 1 doublet liant (= liaison covalente) constitue la liaison O – Cl pour respecter la règle de l'octet au niveau de l'atome de chlore.

→ 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.



Étape 3 : Schéma de Lewis :

GEOMETRIE DE LA MOLECULE

De même que la molécule d'eau H_2O , la molécule d'acide hypochloreux possède 2 doublets non liants sur son atome central, engendrant une répulsion électronique des liaisons covalentes.

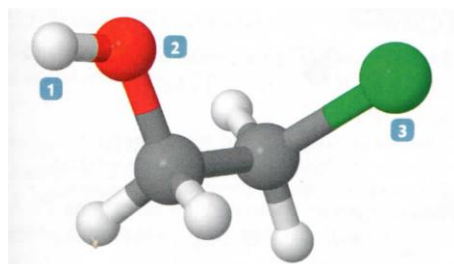
→ Sa géométrie est donc coudée.

Remarque : l'atome de chlore Cl possède plus d'électrons que l'atome d'hydrogène H. Son nuage électronique est donc plus diffus et plus gros que celui de l'hydrogène ce qui explique que la liaison O – Cl soit plus longue que la liaison H – O.

Ex 12 : liaisons polarisées

Le modèle de la molécule de 2-chloroéthanol, HO-CH₂-CH₂-Cl, est donné ci-contre :

1. **Expliquer** pourquoi les liaisons C-O, C-Cl et O-H de cette molécule sont polarisées
2. **Ecrire** la formule de Lewis de la molécule et **préciser** pour les atomes 1, 2 et 3 si la charge partielle qui apparaît est positive ou négative



Electronégativités :

$$\chi(\text{O}) = 3,4 ; \chi(\text{C}) = 2,6 ; \chi(\text{Cl}) = 3,2 ; \chi(\text{H}) = 2,2$$

1. Les électronégativités des atomes sont différentes ($0,4 \leq \Delta\chi \leq 2$) : 0,8 / 0,6 / 1,2
- 2.

REPRESENTATION DE LEWIS

Etape 1 : Configuration électronique des atomes dans cette molécule

- hydrogène H : $1s^1$ x 5

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.

- Carbone : C : $1s^2 2s^2 2p^2$ x 2

→ 4 électrons de valence et doit former 4 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.

Etape 2 : nombre de doublets

$1 \times 5 + 6 + 4 \times 2 + 7 = 26$ électrons de valence soit 13 doublets

→ 1 doublet liant (= liaison covalente) constitue la liaison H – O pour respecter la règle du duet au niveau de l'hydrogène

→ 4 doublets sont des doublets liants (= liaisons covalentes) C – H pour respecter la règle du duet au niveau des atomes d'hydrogène et la règle de l'octet au niveau de l'atome de carbone.

→ 1 doublet liant (= liaison covalente) C – O pour respecter la règle de l'octet au niveau de l'atome de carbone

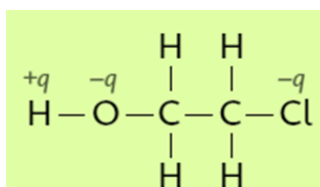
→ 1 doublet liant (= liaison covalente) C-C

→ 1 doublet liant C – Cl (= liaison covalente) pour respecter la règle de l'octet pour ces deux atomes.

→ 2 doublets non liants autour du O

→ 3 doublets non liants autour du Cl

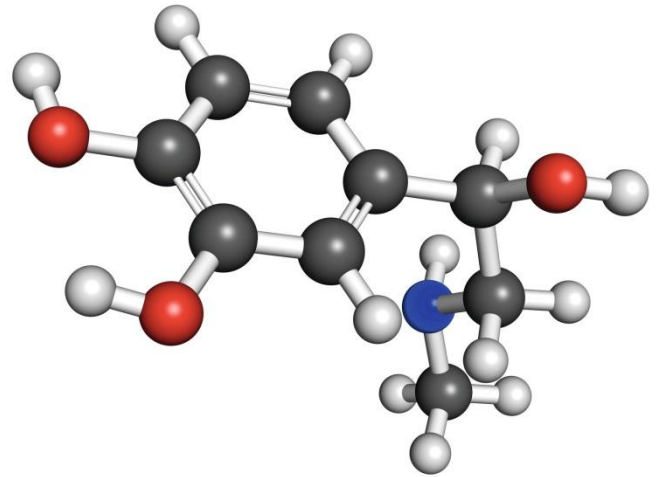
Etape 3 : Schéma de Lewis :



Ex 13 : Etude de la molécule d'adrénaline

Jokichi Takamine (1854-1922), biochimiste et industriel, découvrit en 1901 la première hormone pure jamais isolée d'une source naturelle, la glande médullo-surrénale. Il la nomma adrenalin (qui signifie près du rein).

Son modèle moléculaire est représenté ci-contre :



1. À l'aide du modèle moléculaire du document ci-contre, **établir** la formule brute de la molécule d'adrénaline.
2. À partir de leurs configurations électroniques, **préciser** le nombre de liaisons formées par chacun des types d'atomes impliqués dans cette molécule (C, H, O et N).
3. En **déduire** la représentation de Lewis de cette molécule.
4. **Numérotez** vos atomes et **justifier** la géométrie de chaque atome dans la molécule.

Données :

Numéros atomiques des atomes :

H (Z=1) ; C (Z=6) ; N (Z=7) ; O (Z=8).

1. Formule brute de l'adrénaline : $C_9NO_3H_{13}$.

2. Configuration électronique des atomes de l'adrénaline :

- 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.

- 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.

- oxygène O : $1s^2 2s^2 2p^4$.

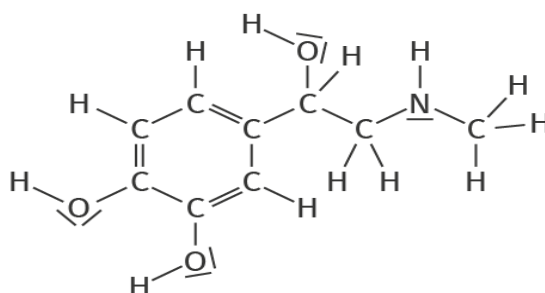
Il possède 6 électrons de valence et doit former 2 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

3. La molécule d'adrénaline $C_9NO_3H_{13}$ **possède** $9 \times 4 + 5 + 3 \times 6 + 13 \times 1 = 72$ électrons, soit 36 doublets dont

→ 29 sont des liaisons covalentes (avec 3 doubles liaisons dans le cycle à 6 carbones),

→ 7 sont des doublets non liants à répartir entre les atomes d'oxygène et d'azote de façon à respecter la règle de l'octet.

Schéma de Lewis :



Ex 14 : Etude des ions nitrates et nitrites

La pollution par les ions nitrate NO_3^- et les ions nitrite NO_2^- est causée par l'agriculture intensive. L'usage massif d'engrais participe à l'augmentation de la concentration de ces entités chimiques dans les sols. Elles s'infiltrent ensuite dans nos cours d'eau et polluent les nappes phréatiques

L'ion nitrite a pour formule brute NO_2^- . L'objectif de l'exercice est d'établir sa formule de Lewis et d'en déduire sa géométrie.

1. Combien d'électrons de valence possèdent l'atome d'azote et l'atome d'oxygène ?
2. Combien de doublets d'électrons sont mis en jeu dans l'ion nitrite ?
3. En **déduire** la formule de Lewis de l'ion nitrite.
4. En **déduire** qualitativement la géométrie de l'ion nitrite.

Données :

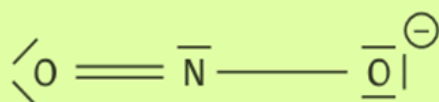
Numéro atomique des atomes : H (Z=1) ; C (Z=6) ; N (Z=7) ; O (Z=8).

Électronégativité χ des atomes : $\chi(\text{O}) = 3,44$; $\chi(\text{N}) = 3,04$; $\chi(\text{C}) = 2,55$; $\chi(\text{H}) = 2,20$.

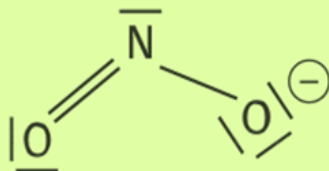
1. Pour l'azote : $1s^2 2s^2 2p^3$ il a donc 5 électrons de valence ;
Pour l'oxygène : $1s^2 2s^2 2p^4$ il a donc 6 électrons de valence.

2. Il y a un atome d'azote et deux atomes d'oxygène, soit $5 + 6 + 6 = 17$ électrons de valence ; il faut penser à ajouter 1 électron pour la charge négative, soit 18 électrons en tout, donc 9 doublets.

3. L'atome d'azote peut engager jusqu'à trois liaisons covalentes et les atomes d'oxygène jusqu'à deux liaisons. L'atome d'oxygène étant le plus électronégatif, il est porteur de la charge négative et donc d'un électron supplémentaire. La formule de Lewis de l'ion nitrite NO_2^- est donc :



4. La double liaison $\text{N} = \text{O}$, le doublet non liant et la liaison simple $\text{N} - \text{O}$ se répartissent de façon à minimiser les interactions électrostatiques : la géométrie de cet ion est donc coudée. L'ion nitrite est donc représenté comme ceci :



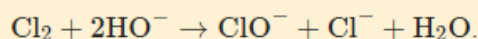
Ex 15 : Etude de l'eau de Javel

Petite histoire de l'eau de Javel

Claude Louis Berthollet (1748-1822), en étudiant les propriétés décolorantes du chlore, découvre un procédé de blanchiment des toiles utilisant une solution de chlorure et d'hypochlorite de potassium : il vient d'inventer la lessive de Berthollet, bientôt nommée eau de Javel suite à la localisation de son premier site de production : la manufacture de produits chimiques construite en 1777 dans le village de Javel, à l'ouest de Paris, qui donnera son nom au produit.

En 1820, le pharmacien Antoine Germain Labarraque étudie les qualités désinfectantes des dérivés chlorés et des hypochlorites de potassium et de sodium. Il met au point une solution de chlorure et d'hypochlorite de sodium qu'il appelle liqueur de Labarraque. En 1900, on appelait eau de Javel l'hypochlorite de potassium et eau de Labarraque l'hypochlorite de sodium. Plus tard, le procédé de fabrication a remplacé le potassium par le sodium, sans changement de nom.

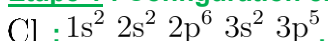
À partir du XIX^e siècle, l'eau de Javel est couramment utilisée comme désinfectant et pour le traitement de l'eau potable. L'eau de Javel est synthétisée directement par la réaction :



1. **Établir** la structure de Lewis de la molécule de dichlore.
2. **Établir** la structure de Lewis des ions chlorure (Cl^-), hypochlorite (ClO^-) et hydroxyde (HO^-)
3. Pourquoi est-il préférable d'écrire HO^- au lieu de OH^- ?

1.

Étape 1 : Configuration électronique de l'atome de chlore



Étape 2 : nombre d'électrons de valence donc de doublets à répartir

La molécule de dichlore 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.

Étape 3 : Schéma de Lewis :



2.

Cl⁻

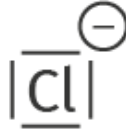
Étape 1 : Configuration électronique de l'ion chlorure : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

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

Étape 2 : nombre d'électrons de valence donc de doublets à répartir :

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

Étape 3 : Schéma de Lewis :



ClO⁻:

Étape 1 : 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.

Étape 2 : nombre d'électrons de valence donc de doublets à répartir

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.

→ 6 doublets non liants et répartis équitablement autour de chaque atome.

Étape 3 : placement de la charge négative

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.

Étape 4 : formule de Lewis de l'ion



HO⁻:

Étape 1 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.

Étape 2 : nombre d'électrons de valence donc de doublets à répartir

L'ion hydroxyde possède $1 + 6 - (-1) = 8$ électrons de valence, soit 4 doublets.

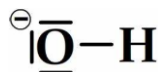
→ L'atome d'hydrogène H doit respecter la règle du duet et ne peut donc former qu'une seule liaison covalente avec l'atome d'oxygène O

→ L'atome O qui va s'entourer de 3 doublets non liants pour respecter la règle de l'octet.

Étape 3 : placement de la charge négative

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.

Étape 4 : formule de Lewis de l'ion



3. L'écriture HO⁻, 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

Ex 16 : Un additif pour peinture

Doc. 1 Les agents anti-peaux

Une peinture contient des pigments, des matières de charge, des solvants, des adjuvants, etc. Les adjuvants représentent moins de 1 % de la masse totale de la peinture. Parmi eux, les agents anti-peaux limitent la formation d'une pellicule à la surface des peintures stockées en pots.

1. **Interpréter** la représentation de Lewis de la molécule à l'aide des numéros atomiques des éléments
2. **Justifier** la géométrie de la molécule autour des atomes (1), (2), (3) et (4)

Données : H(Z=1), C(Z=6), N(Z=7) et O(Z=8)

1. **Etape 1 : configuration électronique**
Atome d'hydrogène : $1s^1$
Atome de carbone : $1s^2 2s^2 2p^2$
Atome d'azote : $1s^2 2s^2 2p^3$
Atome d'oxygène : $1s^2 2s^2 2p^4$

Etape 2 : nombre de doublets liant et non liants

Doublets liants

- Atome d'hydrogène H : il manque $(2 - 1) = 1$ électron pour obtenir un duet d'électrons : 1 doublet liant
Atome de carbone C : il manque $(8 - 4) = 4$ électrons pour obtenir un octet d'électrons : 4 doublets liants
Atome d'azote N : il manque $(8 - 5) = 3$ électrons pour obtenir un octet d'électrons : 3 doublets liants
Atome d'oxygène O : il manque $(8 - 6) = 2$ électrons pour obtenir un octet d'électrons : 2 doublets liants

Doublets non liants

- Atome d'hydrogène H : aucun
Atome de carbone C : aucun
Atome d'azote N : 3 doublets liants avec 6 électrons. Il reste donc 2 électrons, soit un doublet non liant.
Atome d'oxygène O : 2 doublets liants avec 4 électrons. Il reste donc 4 électrons, soit 2 doublets non liants.

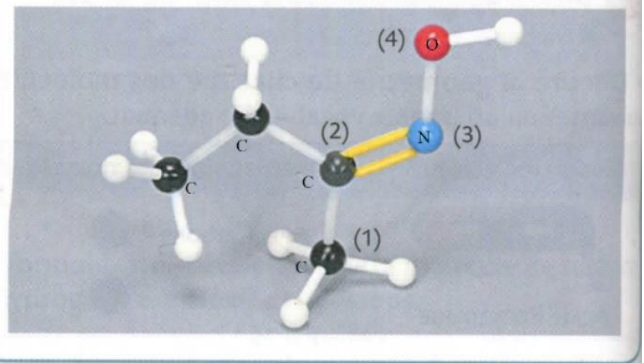
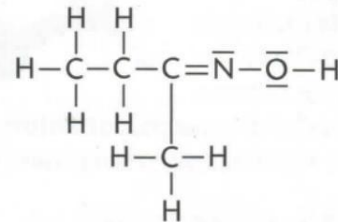
2. Atome de carbone (1) : il est lié à quatre atomes et ne porte aucun doublet non liant.
Atome de carbone (2) : il est lié à trois atomes et ne porte aucun doublet non liant.
Atome d'azote (3) : il est lié à deux atomes et porte un doublet non liant.
Atome d'oxygène (4) : il est lié à deux atomes et porte deux doublets non liants.

Géométrie

- Atome (1) : les quatre doublets liants adoptent une disposition tétraédrique, la géométrie est donc tétraédrique autour de cet atome de carbone.
Atome (2) : les doublets adoptent une disposition triangulaire, la géométrie est donc triangulaire plane autour de cet atome de carbone.
Atome (3) : les doublets liants et le doublet non liant adoptent une disposition triangulaire du fait de la répulsion entre tous les doublets y compris non liants ; la géométrie est donc coudée autour de cet atome d'azote.
Atome (4) : les deux doublets liants et les deux doublets non liants adoptent une disposition tétraédrique ; la géométrie est donc coudée autour de l'atome d'oxygène.

Doc. 2 La méthyléthylcétoxime

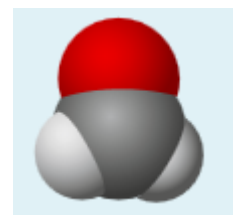
Les agents anti-peaux peuvent contenir de la méthyléthylcétoxime (MECO). La représentation de Lewis de cette molécule ainsi que son modèle moléculaire sont donnés ci-dessous.



Ex 17 : Formaldéhyde ou méthanal

Le méthanal est un aldéhyde de formule brute : CH_2O .

En solution aqueuse, il est appelé formol et sert en médecine comme conservateur de certains échantillons biologiques. Son modèle moléculaire est le suivant :



1. **Établir** sa représentation de Lewis
2. **Préciser** la géométrie adoptée par les atomes autour de l'atome de carbone
3. Quelle liaison covalente est polarisée au sein de cette molécule ? **Justifier**

1.

Étape 1 : 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.

- 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.

Étape 2 : nombre électrons de valence donc de doublets

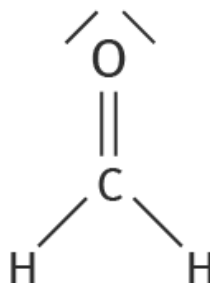
La molécule de formaldéhyde CH_2O possède $2 \times 1 + 4 + 6 = 12$ électrons de valence, soit 6 doublets

→ 2 doublets liants C – H pour respecter la règle du duet au niveau des atomes d'hydrogène

→ 2 doublets liants formant une double liaison en C et O pour respecter la règle de l'octet

→ 2 doublets non liants autour de O pour respecter la règle de l'octet

Étape 3 : Schéma de Lewis :



2.

L'atome de carbone central est lié à 3 atomes.

Les 3 liaisons covalentes formées se repoussent électrostatiquement engendrant une géométrie trigonale plane autour de l'atome central.

3.

Le formaldéhyde est constitué de deux types de liaisons : C – H et C = O.

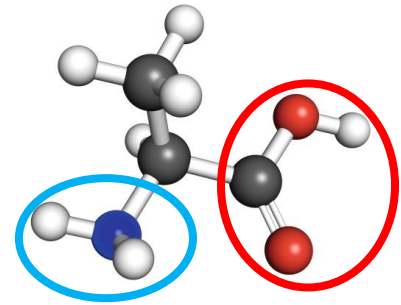
La différence d'électronégativité entre le carbone et l'oxygène est grande ($0.89 > 0.5$), contrairement à celle entre le carbone et l'hydrogène ($0.35 < 0.5$).

C'est la liaison C = O qui est polarisée.

Ex 18 : L'alanine, un acide α -aminé

L'alanine est l'un des acides α -aminés les plus présents dans les protéines. Les acides aminés possèdent une fonction amine $-NH_2$ et une fonction acide carboxylique $-COOH$.

1. À partir du modèle moléculaire, **établir** la formule de Lewis de l'alanine.
2. **Préciser** la géométrie observée autour de l'atome de carbone de la fonction acide carboxylique.
3. **Préciser** la géométrie observée autour de l'atome d'azote de la fonction amine
4. **Préciser** les charges partielles présentes sur cette molécule.



Données

Numéros atomiques des atomes : H (Z=1) ; C (Z=6) ; N (Z=7) ; O (Z=8).

Électronégativité χ des atomes : $\chi(O) = 3,44$; $\chi(N) = 3,04$; $\chi(C) = 2,55$; $\chi(H) = 2,20$.

1. D'après le modèle moléculaire, la formule de l'alanine est : $C_2H_4NH_2CO_2H$.

Étape 1 : Configuration électronique des atomes :

- hydrogène H : $1s^1$

1 électron de valence, doit former 1 liaison covalente pour respecter la règle du duet.

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

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

- azote N : $1s^2 2s^2 2p^3$.

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

- oxygène O : $1s^2 2s^2 2p^4$.

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

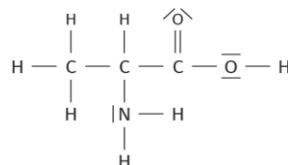
Étape 2 : nombre d'électrons de valence donc de doublets à répartir

La molécule d'alanine $C_2H_4NH_2CO_2H$ possède $7 \times 1 + 3 \times 4 + 5 + 2 \times 6 = 36$ électrons de valence, soit 18 doublets

→ 13 doublets liants : La règle du duet au niveau des atomes d'hydrogène et la règle de l'octet au niveau des atomes de carbone sont respectées.

→ 5 doublets non liants et répartis entre les atomes d'azote et d'oxygène pour respecter la règle de l'octet.

Étape 3 : Schéma de Lewis :



2. La géométrie locale d'une molécule peut être déterminée à partir de la représentation de Lewis en considérant que les doublets liants et non liants se répartissent de façon à minimiser la répulsion électrostatique qu'ils exercent les uns sur les autres.

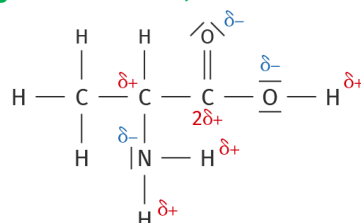
→ L'atome de carbone de la fonction acide carboxylique ne porte aucun doublet non liant et est lié à 3 atomes qui sont agencés selon une géométrie trigonale plane.

3. L'atome d'azote est lié à 3 autres atomes et porte un doublet non liant impliqué dans la répulsion électrostatique de l'ensemble.

L'atome d'azote est au sommet d'une pyramide à base triangulaire.

4. Les charges partielles apparaissent dès qu'une liaison est polarisée, soit quand la différence d'électronégativité entre les atomes liés est significative ($> 0,5$).

En utilisant l'échelle d'électronégativité fournie, on en déduit les charges partielles suivantes :



Ex 19 : Le tétrachlorure de carbone

Le tétrachlorure de carbone, de formule brute CCl_4 , est une molécule organique de forte toxicité, autrefois utilisée dans les aérosols.

En raison de son action destructrice sur la couche d'ozone, cette molécule a été interdite au niveau mondial par le protocole de Montréal en 1985.

1. **Proposer** la structure de Lewis de la molécule de tétrachlorure de carbone.
2. En **déduire** sa géométrie
3. Les liaisons $\text{C}-\text{Cl}$ sont-elles polarisées ? **Justifier.**
4. La molécule de tétrachlorure de carbone est-elle polaire ? **Justifier.**

Données :

Numéros atomiques des atomes : C ($Z=6$) ; Cl ($Z=17$).

Électronégativité χ des atomes : $\chi(\text{C}) = 2,55$; $\chi(\text{Cl}) = 3,16$.

1.

Formule du tétrachlorure de carbone : CCl_4 .

Étape 1 ; Configuration électronique des atomes :

- 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.

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

Étape 2 : nombre d'électrons de valence donc de doublets à répartir

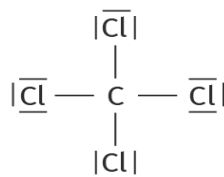
Il possède 7 électrons de valence et doit former une liaison covalente pour respecter la règle de l'octet.

La molécule de tétrachlorure de carbone CCl_4 contient $4 + 4 \times 7 = 32$ électrons de valence, soit 16 doublets

→ 4 sont des liaisons covalentes $\text{C}-\text{Cl}$ pour respecter la règle de l'octet au niveau de l'atome de carbone

→ 12 doublets non liants répartis sur les atomes de chlore pour respecter la règle de l'octet.

Étape 3 : Schéma de Lewis :



2. L'atome de carbone central est entouré de 4 liaisons covalentes qui se disposent selon une géométrie tétraédrique pour minimiser les répulsions électroniques entre elles.

3. La différence d'électronégativité est significative ($> 0,5$) entre le carbone et le chlore donc la liaison $\text{C}-\text{Cl}$ est polarisée. Le chlore est plus électronégatif, l'atome de chlore de la liaison $\text{C}-\text{Cl}$ porte la charge partielle négative tandis que l'atome de carbone porte la charge partielle positive.

4. La molécule de tétrachlorure de carbone comporte 4 liaisons polarisées. Le barycentre des charges partielles négatives portées par les atomes de chlore se situe au centre du tétraèdre, où se situe la charge partielle positive, portée par l'atome de carbone.

→ Les barycentres des charges partielles positives et négatives sont confondus, la molécule n'est pas polaire.



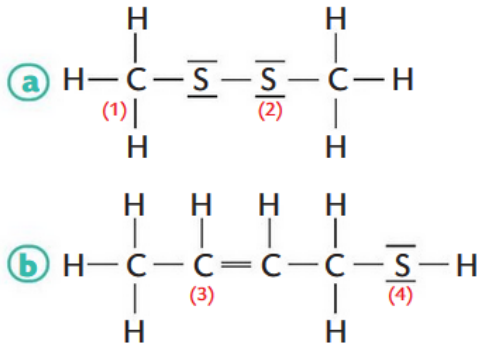
Notice d'extincteur au CCl_4 .

Ex 20 : Des espèces nauséabondes

La mouffette se protège des prédateurs en projetant une sécrétion nauséabonde contenant, entre autres, du disulfure de méthyle (a) et du 2-butène-1-thiol (b).

Les schémas de Lewis des deux molécules sont proposés ci-dessous :

Prévoir la géométrie de ces molécules autour des atomes de carbone et de soufre repérés par les nombres (1), (2), (3) et (4).



Dans la molécule (a), l'atome de soufre S est entouré par deux atomes et deux doublets non liants. La géométrie autour de l'atome de soufre est donc coudée.

L'atome de carbone est entouré de quatre atomes. La géométrie autour de l'atome de carbone est tétraédrique.

Dans la molécule (b), l'atome de soufre S est entouré par deux atomes et deux doublets non liants. La géométrie autour de l'atome de soufre est donc coudée.

L'atome de carbone est entouré de trois atomes. La géométrie autour de l'atome de carbone est triangulaire plane.

Ex 21 : Le méthoxyméthane

Le méthoxyméthane C_2H_6O 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 :

Numéro atomique des atomes : H (Z=1) ; C (Z=6) ; O (Z=8).

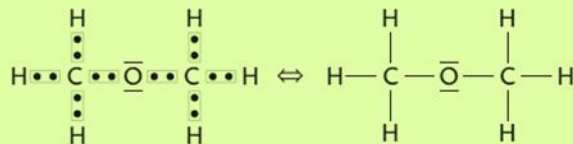
Électronégativité χ des atomes : $\chi(O) = 3,44$; $\chi(C) = 2,55$; $\chi(H) = 2,20$.

On considère que les liaisons C-H de cette molécule ne sont pas polarisées.

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 ?

1. Nombre d'électrons de valence : H : 1 ; C : 4 ; O : 6.

2. Schéma de Lewis de la molécule :



3. et 4. Chaque atome de carbone C est entouré par 4 atomes et aucun doublet non liant : géométrie tétraédrique. L'atome d'oxygène O est entouré par 2 atomes et deux doublets non liants : géométrie coudée.

5. L'électronégativité des atomes de carbone et d'oxygène sont très différentes donc les liaisons sont polarisées.

6. et 7. La charge partielle négative est portée par l'atome d'oxygène O. Les atomes de carbone portent chacun une charge partielle positive. Vu la géométrie coudée autour de l'atome d'oxygène, la position moyenne des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues.

Ex 22 : Des espèces fluorées

On considère les molécules de

- Fluorure d'hydrogène HF
- Difluorure d'oxygène F₂O
- Trifluorure d'azote F₃N
- Fluorure de carbonyle COF₂
- Tétrafluorure de carbone CF₄

Ces molécules sont-elles polaires ?

Données :

Numéro atomique des atomes : H (Z=1) ; C (Z=6) ; N (Z=7) ; O (Z=8) ; F (Z=9)

Électronégativité χ des atomes : $\chi(O) = 3,4$; $\chi(N) = 3,0$; $\chi(C) = 2,6$; $\chi(H) = 2,2$; $\chi(F) = 4,00$.

Il faut établir les schémas de Lewis de chaque molécule :

(a) Polaire car les deux atomes ont des électronégativités différentes. $\text{H} - \overline{\text{F}}$

(b) L'atome d'oxygène O est entouré par 2 atomes et deux doublets non liants : géométrie coudée. $\overline{\text{F}} - \overline{\text{O}} - \overline{\text{F}}$

O et F ont des électronégativités très différentes donc chaque liaison O-F est polarisée : charge partielle positive sur l'atome d'oxygène O et charge partielle négative sur l'atome de fluor F. Vu la géométrie de la molécule, la position moyenne des charges partielles positives n'est pas confondue avec celle des charges négatives. La molécule est donc polaire.

(c) L'atome d'azote est entouré de trois atomes et d'un doublet non-liant. Sa géométrie est pyramidale. La position moyenne des charges partielles positives n'est pas confondue avec celle des charges négatives. La molécule est donc polaire. $\overline{\text{F}} - \overline{\text{N}} - \overline{\text{F}}$
|
 $\overline{\text{F}}$

(d) L'atome de carbone est entouré de trois atomes. Sa géométrie est triangulaire. La position moyenne des charges partielles positives n'est pas confondue avec celle des charges négatives. La molécule est donc polaire. $\overline{\text{F}} - \text{C} - \overline{\text{F}}$
||
 $\overline{\text{O}}$

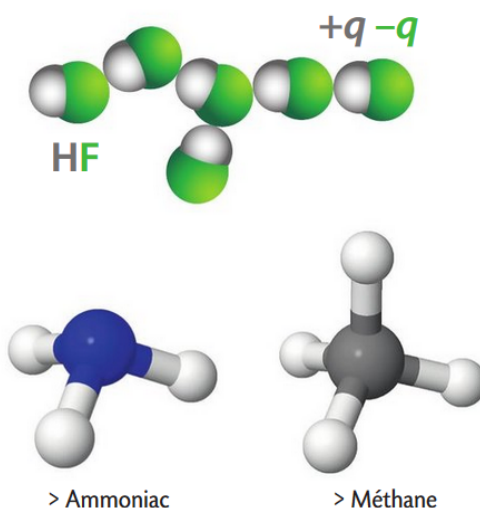
(e) L'atome de carbone est entouré de quatre atomes. Sa géométrie est tétraédrique. Les positions moyennes des charges partielles positives et négatives sont confondues. La molécule est donc apolaire. $\overline{\text{F}}$
|
 $\overline{\text{F}} - \text{C} - \overline{\text{F}}$
|
 $\overline{\text{F}}$



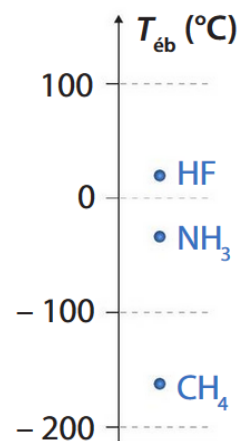
Ex 23– Des températures d'ébullition différentes

Quand un atome d'hydrogène porte une charge partielle $+q$ et que la molécule qui le contient est polaire, l'attraction entre ces molécules est parfois considérable. C'est le cas de la molécule de fluorure d'hydrogène : l'attraction entre les molécules de fluorure d'hydrogène est très forte.

- Proposer une hypothèse à la différence des températures d'ébullition du fluorure d'hydrogène HF, de l'ammoniac NH_3 et du méthane CH_4 (doc. A).



A Températures d'ébullition



Plus les liaisons entre les molécules sont fortes, plus la température d'ébullition de l'espèce chimique correspondante augmente. Une liaison hydrogène est l'interaction entre un atome d'hydrogène de charge partielle $+q$ et un atome électronégatif (fluor, oxygène ou azote).

Entre deux molécules de méthane CH_4 , aucune liaison hydrogène n'est possible.

Dans les molécule de fluorure d'hydrogène HF et d'ammoniac NH_3 , chaque atome d'hydrogène a une charge partielle positive $+q$ et peut établir une liaison hydrogène avec un atome de fluor ou d'azote. Hypothèse : le fluor étant l'atome le plus électronégatif parmi les 3 atomes, la charge partielle portée par l'atome d'hydrogène dans HF est plus élevée, et donc les liaisons hydrogène sont sûrement plus fortes. Cela peut expliquer le classement : $T_{\text{éb}}(\text{HF}) > T_{\text{éb}}(\text{NH}_3) > T_{\text{éb}}(\text{CH}_4)$.

Ex 24 : Acide et base de Lewis

Le trifluorure de bore BF_3 est un gaz toxique et incolore. L'ammoniac NH_3 est un gaz incolore et irritant.



> Trifluorure de bore



> Ammoniac

1. Rechercher, dans le tableau périodique, la place des éléments hydrogène H, bore B, azote N et fluor F et en déduire le nombre d'électrons de valence de chacun des atomes correspondants.

2. Établir les schémas de Lewis des molécules de trifluorure de bore et d'ammoniac.

3. Justifier que le trifluorure de bore est un acide de Lewis et l'ammoniac, une base de Lewis.

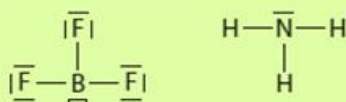
4. Les deux espèces peuvent réagir ensemble et former un ion de formule $^{\oplus}\text{NH}_3\text{---}^{\ominus}\text{BF}_3$. Justifier les charges portées par les atomes d'azote et de bore.

COMPLÉMENT SCIENTIFIQUE

- Un acide de Lewis est une entité chimique dont l'un des atomes possède une lacune électronique.
- Une base de Lewis est une entité chimique dont l'un des atomes possède un doublet non liant.

1. H : 1^{re} période et 1^{re} colonne \Rightarrow 1 électron de valence ;
B : 2^e période et 13^e colonne \Rightarrow 3 électrons de valence ;
N : 2^e période et 15^e colonne \Rightarrow 5 électrons de valence ;
F : 2^e période et 17^e colonne \Rightarrow 7 électrons de valence.

2.



3. Dans le schéma de Lewis de BF_3 , l'atome de bore est entouré de 6 électrons, au lieu de 8 pour l'atome isolé. Il porte donc une lacune électronique. Par définition, c'est un acide de Lewis. Dans le schéma de Lewis de NH_3 , on constate que l'azote possède un doublet non liant. Par définition, c'est une base de Lewis.

4. L'atome d'azote forme 4 liaisons simples et ne porte plus de doublet non liant. L'atome d'azote a donc formellement 4 électrons (électrons « en propre »), alors que l'atome isolé en a 5. Il lui manque donc un électron, ce qui justifie la charge +. Dans la molécule formée, l'atome de bore forme 4 liaisons simples. Il a donc formellement 4 électrons (électrons « en propre »), alors que l'atome isolé en a 3. Il a donc un électron en trop, ce qui justifie la charge -.