Géométrie de quelques molécules

EXERCICE N°1

On considère les éléments lithium Li (Z=3); argon Ar (Z=18); phosphore P (Z=15) et aluminium (Z=13)

- 1°) Déterminer la structure électronique et le nombre d'électrons sur la couche électronique externe de leurs atomes.
- 2°) Quels ions ont-ils tendance à donner ? (justifier)

EXERCICE N°2

Les questions posées ici complètes et précises la question posée sur le site. On pourra néanmoins utiliser avec profit l'aide proposée pour cet exercice.

- > Que font deux charges de même signe lorsqu'on les approche l'une de l'autre ?
- > Que font deux charges de signe contraire lorsqu'on les approche l'une de l'autre ?
- > Quelles sont les particules qui constituent les liaisons de covalence ? Que font deux doublets d'électrons lorsqu'ils sont mis en présence l'un de l'autre ?
- ➤ A l'aide des indications précédentes, expliquer pourquoi les molécules de CH₄ et NH₃ ne sont pas planes et que H₂O est coudée. Pour CH₄ les quatre angles sont égaux et les mathématiciens nous donnent la valeur exacte de cet angle : 109°28'. Expliquer.
- > Comment peut-on justifier le fait que les angles ne soient pas rigoureusement les mêmes pour chacune de ces trois molécules ?
- ➤ Justifier le fait que l'angle HOH soit inférieur à l'angle HNH lui-même inférieur à HCH.

EXERCICE N°3

- 1- donner la définition d'une liaison covalente
- 2- Donner les représentations de Lewis des molécules : NH₃, H₂O
- 3- Donner les représentations de Cram de la molécule CH₄. Quelle géométrie possède cette molécule ?

Données: $Z_0 = 8$; $Z_C = 6$; $Z_H = 1$; $Z_N = 7$

EXERCICE N°4

On considère la molécule C₃H₉N.

- 1- Donner la structure électronique des atomes qui constituent la molécule.
- 2- Quel est le nombre d'électrons externes de la molécule ? En déduire le nombre de ses doublets d'électrons.
- 3- Combien de liaisons covalentes chaque atome doit-il faire pour satisfaire la règle de l'octet (ou du duet) ?
- 4- Trouver une représentation de Lewis de la molécule C₃H₉N en se servant des résultats des questions précédentes.
- 5- Définir le terme isomère. Cette molécule a-t-elle un isomère ? Si oui, donner la formule de Lewis de cet isomère.

EXERCICE N°5

Voici le modèle moléculaire de la molécule d'oxyde de diméthyle.

- 1- Quelle est sa formule brute?
- 2- Quelle est sa représentation de Lewis?

EXERCICE N°6

On donne la représentation de Lewis des atomes d'hydrogène (H), de carbone (C), d'oxygène (D), de fluor (D), de chlore (D) et d'arsenic (D)

- 1- Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes : OF_2 , CH_2Cl_2 , AsH_3 . 2
 - i) Rappeler la règle de répulsion des paires électroniques pour un atome central entouré de quatre doublets.
- ii) En utilisant la règle de répulsion des paires électroniques prévoir la géométrie des molécules de formules brutes OF_2 , CH_2Cl_2 et AsH_3 . Vous représenterez ces molécules en utilisant les conventions de CRAM.

EXERCICE N°7

L'eau oxygénée utilisée en pharmacie et en cosmétologie est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène, espèce de formule brute H_2O_2 .

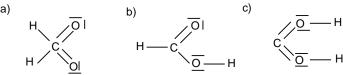
dataelouardi.com 1 Prof m.elouardi

Sachant que pour chacun des atomes de la molécule de peroxyde d'hydrogène la règle du duet ou de l'octet est vérifiée établir la formule de Lewis de cette molécule.

EXERCICE N°8

1. Modifier les représentations ci-après afin d'obtenir les représentations de Lewis des molécules de formules brutes C₂H₇N, OCl₂, CH₂S et C₂H₄ (**ajouter les doublets non liants nécessaires** afin que la règle du duet ou de l'octet soit vérifiée pour chacune des molécules représentées)

2. Pour chacun des atomes de la molécule d'acide méthanoïque de formule brute CH₂O₂ la règle du duet ou de l'octet est vérifiée. Choisir parmi les 3 représentations a, b et c suivantes la représentation de Lewis correcte de cette molécule (justifier.



EXERCICE N°9

Soit les représentations a, b, c, d, e, f, g et h suivantes :

- 1. Donner les formules brutes des molécules représentées ci-dessus.
- 2. Donner les formules semi-développées des molécules b, c, d, e et f.
- 3. Parmi les molécules représentées quelles sont les molécules qui sont isomères (justifier).

EXERCICE N°10

Donner les formules développées de tous les isomères de formules brutes C₅H₁₂.

Prévoir la géométrie

Le chlorosilane SiH₃Cl est un gaz qui intervient dans la préparation du silicium très pur destiné à l'électronique.

- 1. Structure électronique :
- a)- Les éléments silicium, hydrogène et chlore ont pour numéros atomiques respectifs 14, 1 et 17. Déterminer leur structure électronique. Quelle est leur covalence $\mathbf{n_c}$?
- b)- Déterminer le nombre $\mathbf{n_t}$ d'électrons externes, puis le nombre $\mathbf{n_d}$ de doublets externes de la molécule. Établir sa représentation de Lewis. Préciser les doublets liants et non liants. En déduire la structure géométrique de la molécule et la représenter selon la convention de CRAM.

EXERCICE N°11

Molécule C_vCl_v

- 1. Les éléments carbone et chlore ont pour numéros atomiques respectifs 6 et 17. Déterminer la structure électronique des deux atomes. Combien d'électrons leur manque-t-il pour obtenir une structure stable ?
- 2. Combien de liaisons covalentes doivent-ils établir pour obtenir cette structure ?
- 3. Établir la formule du composé le plus simple formé uniquement à partir des éléments carbone et chlore. Établir la représentation de **LEWIS** de ce corps.

dataelouardi.com 2 Prof m.elouardi

En déduire la structure géométrique de la molécule. La représenter selon la convention de CRAM.

EXERCICE

1)- Exercice 2 page 272.

Détermination de la charge d'un cation :

- 1. Rappeler la définition d'un cation.
- 2. On considère les éléments magnésium (**Z** = 12) , lithium (**Z** = 3), néon (**Z** = 10) et aluminium (**Z** = 13). Déterminer la structure électronique des atomes de ces éléments. En déduire le nombre d'électrons externes de ces atomes.
- 3. Quels sont les ions stables qu'ils peuvent former ?

Correction:

- . Cation : espèce chimie ayant perdue un ou plusieurs électrons.
- 2. Structure électronique :

Atome	Z	Structure électronique	Nombre d'électrons externes
Li	3	$\mathbf{K}(2)\mathbf{L}(1)$	1
Ne	10	K (2) L (8)	8
Mg	12	K (2) L (8) M (2)	2
Al	13	K (2) L (8) M (3)	3

3. Ions stables:

Ion	Z	Structure électronique de l'ion	Perte d'électrons
Li +	3	K (2) DUET	1
(Ne)	10	K (2) L (8) OCTET Pas d'ion	0
Mg ²⁺	12	K (2) L (8) OCTET	2
Al ³⁺	13	K (2) L (8) OCTET	3

6)- Exercice 13 page 273.

Prévoir la géométrie

Le chlorosilane **SiH** ³ **Cl** est un gaz qui intervient dans la préparation du silicium très pur destiné à l'électronique.

- 2. Structure électronique :
- a)- Les éléments silicium, hydrogène et chlore ont pour numéros atomiques respectifs 14, 1 et 17. Déterminer leur structure électronique. Quelle est leur covalence **n** _c ?
- b)- Déterminer le nombre \mathbf{n}_{t} d'électrons externes, puis le nombre \mathbf{n}_{d} de doublets externes de la molécule.
- 2. Établir sa représentation de Lewis. Préciser les doublets liants et non liants. En déduire la structure géométrique de la molécule et la représenter selon la convention de CRAM.

Correction:

1. Géométrie:

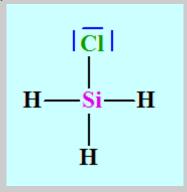
a)- Structure électronique :

Atome	Z	Structure électronique	Nombre d'électrons externes	Covalence n _c
Н	1	K (1)	1	1
Si	14	K (2) L (8) M (4)	4	4
Cl	17	K (2) L (6) M (7)	7	1

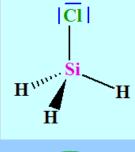
b)- Nombre d'électrons externes :

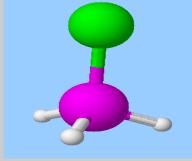
-
$$\mathbf{n}_{t} = (1 \times 3 + 4 \times 1 + 7 \times 1)$$

- $\qquad \mathbf{n}_{t} = 14$
- Nombre de doublets :
- $\mathbf{n}_{d} = 14 / 2 = 7$
 - 2. Représentation de Lewis:



- Représentation de Cram : Cas de quatre doublets : Pour minimiser leurs répulsions mutuelles, quatre doublets adoptent une disposition tétraédrique





7)- Exercice 16 page 273.

Molécule C x Cl y

- 4. Les éléments carbone et chlore ont pour numéros atomiques respectifs 6 et 17. Déterminer la structure électronique des deux atomes. Combien d'électrons leur manque-t-il pour obtenir une structure stable ?
- 5. Combien de liaisons covalentes doivent-ils établir pour obtenir cette structure ?
- 6. Établir la formule du composé le plus simple formé uniquement à partir des éléments carbone et chlore. Établir la représentation de**LEWIS** de ce corps.
- 7. En déduire la structure géométrique de la molécule. La représenter selon la convention de **CRAM**.

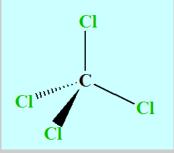
Correction:

1. Structure électronique :

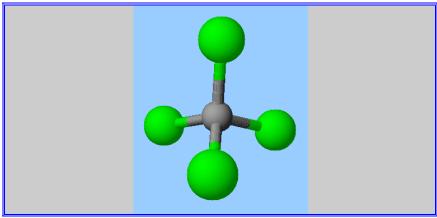
Atome	Z	Structure électronique	Nombre d'électrons externes	Covalence n c
С	6	K (2) L (4)	4	4
Cl	17	K (2) L (6) M (7)	7	1

- 2. Nombre de liaisons covalentes:
- L'atome de carbone doit établir 4 liaisons covalentes pour obtenir une structure stable en Octet.
- L'atome de chlore doit établir une liaison covalente pour obtenir une structure stable en Octet.
 - 3. Formule du composé le plus simple :
- Formule brute : C Cl 4
- Représentation de Lewis :

- 4. Structure géométrique :
- Représentation de Cram : Cas de quatre doublets : Pour minimiser leurs répulsions mutuelles, quatre doublets adoptent une disposition tétraédrique.



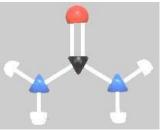
Tétrachlorométhane :



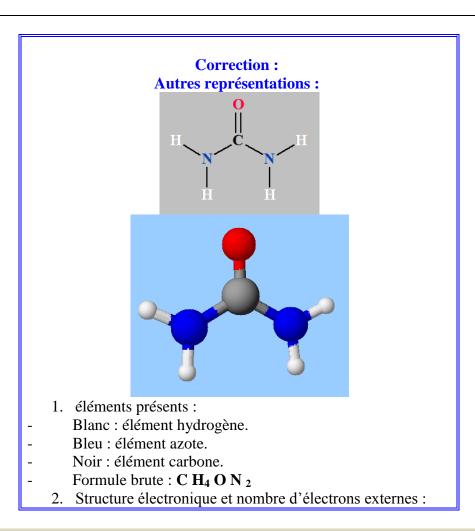
8)- Exercice 17 page 274.

Urée

La représentation suivante présente un modèle éclaté de l'urée.

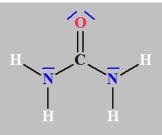


- 1. En utilisant le **code des couleurs**, déterminer les éléments présents dans cette molécule et la formule brute correspondante.
- 2. Combien d'électrons externes comportent les atomes de cette molécule ? Utiliser les résultats de la question 1. pour établir la représentation de **LEWIS** de la molécule.
- 3. Déterminer les pourcentages atomiques des différents éléments de la molécule.



Atome	Z	Structure électronique	Nombre d'électrons externes
Н	1	K (1)	1
C	6	K (2) L (4)	4
N	7	K (2) L (5)	5
О	8	K (2) L (6)	6

- Nombre d'électrons externes :
- $\mathbf{n}_{t} = (4 \times 1 + 1 \times 4 + 6 \times 1 + 5 \times 2)$
- $\qquad \mathbf{n}_{\mathbf{t}} = 24$
- Nombre de doublets :
- $\mathbf{n}_{d} = 24 / 2 = 12$
- Représentation de Lewis :



- Il y a 8 doublets liants et 4 doublets non liants.
 - 3. Pourcentage atomique:

	Atome	С	Н	О	N
Nombre	8	1	4	1	2
Pourcentage %	100	12,5	50	12,5	25

1)- Exercice 2 page 86.

- Énoncer les règles du duet et de l'octet.
 - **Règle du Duet :** Les atomes qui n'ont pas la structure stable en duet, captent, cèdent ou mettent en commun des électrons pour acquérir 2 électrons sur leur couche externe **K** (structure de l'hélium).
 - **Règle de l'octet :** Les atomes qui n'ont pas la structure stable en octet, captent, cèdent ou mettent en commun des électrons pour acquérir 8 électrons sur leur couche externe.

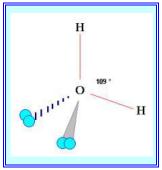
2)- Exercice 8 page 86.

- Comment explique-t-on la forme coudée de la molécule d'eau ?
- Formule brute de la molécule d'eau : H₂O.
- Il faut rechercher la structure électronique de chaque atome :
- Pour l'hydrogène, $\mathbf{Z} = 1$ et la structure électronique de l'atome d'hydrogène est : \mathbf{K} (1)
- Pour l'oxygène, $\mathbf{Z} = 8$ et la structure électronique de l'atome l'oxygène est : \mathbf{K} (2) \mathbf{L} (6).
- Au cours de la transformation chimique,

- L'hydrogène doit acquérir une structure en duet car le gaz rare le plus proche est l'hélium qui possède un duet d'électron sur sa couche électronique externe.
- Il doit engager un électron dans une liaison covalente pour satisfaire cette règle. Chaque atome d'hydrogène donne une liaison covalente.
- L'atome d'hydrogène a un électron appartenant à un doublet liant.
- L'oxygène doit acquérir une structure en octet car le gaz rare le plus proche est le néon qui possède un octet d'électron sur sa couche électronique externe.
- L'atome d'oxygène possède 6 électrons sur sa couche électronique externe. Chaque atome doit engager 2 électrons pour satisfaire la règle de l'octet : 6 + 2 = 8.
- L'atome d'oxygène a 2 électrons appartenant à des doublets liants.
- Au total, il y a 4 électrons appartenant à des doublets liants (2 pour l'atome d'oxygène et 1 pour chaque atome d'hydrogène).
- La molécule compte $\{(6 + 2)/2 = 4\}$ 4 doublets dont 2 doublets liants.
- En conséquence, il y a deux doublets non liants.
- Représentation de Lewis :



- L'atome central : atome d'oxygène **O**.
- Les 4 doublets électroniques qui l'entourent sont éloignés au maximum les uns des autres.
- Ils occupent les sommets d'un tétraèdre. La forme de la molécule se déduit de cette disposition tétraédrique.



- Remarque : la molécule est coudée. L'angle fait moins de 109 ° car il y a répulsion entre les doublets non liants. Les mesures donnent 105 ° 30 °.

3)- Exercice 11 page 86

- a)- Donner la structure électronique des ions obtenus à partir des atomes de soufre, de chlore et de sodium.
- Soufre S ($\mathbf{Z} = 16$), Chlore : Cl ($\mathbf{Z} = 17$), Sodium Na ($\mathbf{Z} = 11$).
- Un atome est électriquement neutre : son nombre de protons est égal à son nombre d'électrons.
- Un atome possède **Z** électrons (car un atome est électriquement neutre : le nombre de protons est égal au nombre d'électrons)
- L'atome de soufre a la structure électronique suivante : K (2) L (8) M (6) .
- L'ion obtenu à partir de cet atome doit satisfaire la règle de l'octet.
- Pour ce faire, il doit gagner deux électrons et acquérir la structure électronique du gaz rare qui le suit dans la classification périodique, ici : l'argon **Ar.**
- L'ion sulfure a la structure électronique suivante :

K(2) L(8) M(6+2) en conséquence K(2) L(8) M(8)

- L'atome de chlore gagne 1 électron pour donner l'ion chlorure :

K(2) L(8) M(7+1) en conséquence K(2) L(8) M(8)

- L'atome de sodium perd 1 électron pour donner l'ion sodium :

K (2) L (8) M (1 - 1) en conséquence K (2) L (8)

b)- Donner la formule chimique des différents ions. Dans chacun des cas, dire quel est le gaz rare possédant la même structure électronique.

- Réponse sous forme d'un tableau :

Nom	Formule	Gaz rare possédant la même structure électronique
Ion sulfure	S ²⁻	Argon : Ar
Ion chlorure	Cl ⁻	Argon : Ar
Ion sodium	Na ⁺	Néon : Ne

4)- Exercice 15 page 86

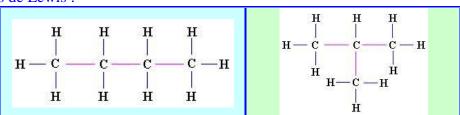
- a)- Donner les structures électroniques des atomes d'hydrogène et d'oxygène. Quel est leur nombre d'électrons périphériques ?
- Hydrogène \mathbf{H} ($\mathbf{Z} = 1$), Oxygène : \mathbf{O} ($\mathbf{Z} = 8$).
- Structure électronique : atome d'hydrogène : $\mathbf{Z} = 1$, $\mathbf{K}(\mathbf{1})$, pour l'atome d'oxygène, $\mathbf{Z} = 8$, $\mathbf{K}(\mathbf{2})$ $\mathbf{L}(\mathbf{6})$
- Nombre d'électrons sur la couche électronique externe : l'atome d'hydrogène possède 1 électron périphérique et l'atome d'oxygène possède 6 électrons sur sa couche électronique externe.
- Combien de liaison(s) chaque atome d'hydrogène doit-il engager pour respecter la règle du duet ?
- L'atome d'hydrogène doit engager une liaison simple pour satisfaire la règle du duet car il possède 1 électron sur sa couche électronique externe. (1 + 1 = 2).
- b)- Combien de liaison(s) chaque atome d'oxygène doit-il engager pour respecter la règle de l'octet ?
- L'atome d'oxygène doit engager 2 liaisons simples (ou une double liaison) pour respecter la règle de l'octet car il possède 6 électrons sur sa couche électronique externe.(6 + 2 = 8)
- Trouver la représentation de Lewis de la molécule d'eau oxygénée H₂O₂
- Représentation de Lewis :

$$H - \overline{O} - \overline{O} - H$$

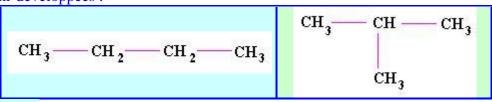
5)- Exercice 24 page 87

Soit la molécule : C₄ H₁₀

- a)- Trouver les représentations de Lewis des isomères correspondant à cette formule
- Représentations de Lewis :



- b)- Écrire les formules semi-développées.
- Formules semi-développées :



6)- Exercice 36 page 88

- Un hydrocarbure est une espèce chimique qui ne contient que des atomes de carbone et d'hydrogène.
- Un alcane est un hydrocarbure dont la molécule ne contient que des liaisons simples.
- a)- Donner la représentation de Lewis et la formule brute de l'alcane formée à partir d'un atome de carbone.

dataelouardi.com 10 Prof m.elouardi

- L'atome de carbone doit engager 4 liaisons simples pour respecter la règle de l'octet car il possède 4 électrons sur sa couche électronique externe.
- L'atome d'hydrogène doit engager une liaison simple pour respecter la règle du duet.

Il faut 4 atomes d'hydrogène pour un atome de carbone :

Formule développée	Formule semi-développée	Formule brute et nom
H — C — H	X	${f C H}$ $_4$, le méthane

b)- Même question pour deux, trois, puis quatre atomes de carbone. Lorsque c'est possible, représenter les isomères. Donner alors leur formule semi-développée.

- Il faut partir de la chaîne carbonée et compléter avec les atomes d'hydrogène.

ii faut partii de la chame carbonee et	completer avec les atomes à hydrogene.	
Formule développée	Formule semi-développée	Formule brute et nom
Н Н Н—С—С—Н Н Н	$\mathrm{CH_3}\!-\!\mathrm{CH_3}$	$\mathbf{C}_2\mathbf{H}_6$ l'éthane
Н Н Н Н— С —— С—— С — Н 	$\mathbf{CH_3}\!-\!\mathbf{CH_2}\!-\!\mathbf{CH_3}$	${f C}_3{f H}_8$, le propane
$\begin{array}{cccccccccccccccccccccccccccccccccccc$	СН ₃	$\mathbf{C}_4\mathbf{H}_{10}$, le butane
$\begin{array}{c ccccccccccccccccccccccccccccccccccc$	СН ₃ —— СН —— СН ₃ СН ₃	${f C}_4{f H}_{10}$, isobutane

- c)- Trouver la formule brute d'un alcane qui comporte **n** atomes de carbone.
- Formule générale des alcanes non cycliques : C_n H_{2n+2}

dataelouardi.com 11 Prof m.elouardi