

Série n°4

2^{ème} année
sciences

De l'atome aux édifices chimiques

Exercice n°1

I / On donne : $\text{Li}(Z=3)$, $\text{Mg}(Z=12)$ et $\text{O}(Z=8)$.

- 1) Donner la structure électronique de chaque atome.
- 2) Que doivent faire ces atomes pour se stabiliser ? Indiquer les lois utilisées.

II / On donne : $\text{P}(Z=15)$ et $\text{Cl}(Z=17)$

- 1) a) Donner la formule électronique de chaque atome et déduire son schéma de Lewis.
b) Définir la liaison covalente et préciser ses différents types.
c) Déterminer le nombre de liaisons covalentes que peut établir chacun de ces atomes.
- 2) a) Déterminer le nombre total de doublets dans la molécule PCl_3 .
b) Déduire le nombre de doublets liants et non liants dans cette molécule.
c) Donner le schéma de Lewis de la molécule PCl_3 .

Exercice n°2

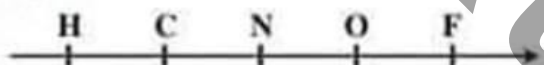
On donne : $\text{C}(Z=6)$, $\text{O}(Z=8)$ et $\text{H}(Z=1)$.

- 1) Donner la formule électronique de chaque atome et déduire son schéma de Lewis.
- 2) a) Donner le nombre de doublets liants et non liants dans la molécule CH_4O .
b) Donner la représentation de Lewis de la molécule CH_4O .
- 3) Donner les schémas de Lewis des molécules suivantes : C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 et CH_2O .
- 4) Donner les représentations de Lewis possibles de la molécule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Exercice n°3

On donne : $\text{F}(Z=9)$, $\text{C}(Z=6)$, $\text{N}(Z=7)$, $\text{H}(Z=1)$ et $\text{O}(Z=8)$.

- 1) Donner la formule électronique de chaque atome et déduire son schéma de Lewis.
- 2) a) Donner les schémas de Lewis des molécules suivantes : C_2F_6 , NH_3 , H_2O , H_2O_2 .
b) Indiquer pour la molécule C_2F_6 , les types des liaisons rencontrées.
- 3) On donne l'échelle d'électronégativité croissante :



Indiquer la fraction de charge électrique sur chaque atome des molécules précédentes.


- 4) L'ion ammonium NH_4^+ résulte de la liaison entre un ion H^+ et l'atome d'azote de la molécule d'ammoniac NH_3 . Expliquer la formation de l'ion ammonium et donner sa formule brute.
- 5) L'ion hydronium H_3O^+ résulte de la liaison entre un ion H^+ et un atome d'oxygène de la molécule d'eau. Expliquer la formation de cet ion et donner sa formule brute.

Exercice n°4

Les numéros atomiques des atomes Mg , Al , Na et O sont respectivement 12, 13, 11 et 8

- 1) Donner la formule électronique de chaque atome et déduire les formules des ions correspondants.
- 2) a) Définir un composé ionique.
b) Donner les formules statistiques des composés ioniques suivants :
 - ♦ Oxyde de magnésium
 - ♦ Oxyde de sodium.
 - ♦ Oxyde d'aluminium.
- c) Définir le type de liaison rencontrée dans ces composés.


Exercice n°1

I / 1) et 2) * Li(Z = 3) 

L'atome de lithium possède 1 seul électron de valence (électron sur la couche externe). Pour se stabiliser et saturer sa couche externe en 2 électrons, l'atome perd un électron et se transforme en un ion positif Li^+ . On dit alors que l'atome de lithium a obéi à la règle de duet .

* Mg(Z = 12) 

L'atome de magnésium possède 2 électrons de valence. Pour se stabiliser et saturer sa couche externe en 8 électrons, l'atome perd deux électrons et se transforme en un ion positif Mg^{2+} . On dit alors que l'atome de magnésium a obéi à la règle de l'octet .

* O(Z = 8) 

L'atome d'oxygène possède 6 électrons de valence. Pour se stabiliser et saturer sa couche externe en 8 électrons, l'atome gagne deux électrons et se transforme en un ion négatif O^{2-} . On dit alors que l'atome d'oxygène a obéi à la règle de l'octet .

II / 1) a) * P(Z = 15). Formule électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^5$. Schéma de Lewis : $\cdot \bar{\text{P}} \cdot$

* Cl(Z = 17). Formule électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^7$. Schéma de Lewis : $\cdot \bar{\text{Cl}} \cdot$

b) **Définition** : La liaison covalente est la mise en commun de deux électrons entre deux atomes. Chaque atome apporte un seul électron à cette liaison. Il existe deux types : Liaison covalente symétrique et liaison covalente dissymétrique.

c) Le nombre de liaisons covalentes que peut établir un atome est égale au nombre de ses électrons célibataires.

- L'atome de phosphore possède 3 électrons célibataires donc il peut établir 3 liaisons covalentes.
- L'atome de chlore possède 1 électron célibataire donc il peut établir Une seule liaison covalente.

2) a) **1^{ère} étape** : On détermine le nombre total d'électrons de la couche externe de tous les atomes constituant la molécule PCl_3 .

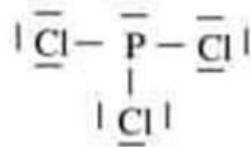
$$n_{\text{total}} = 5 + 7 \times 3 = 26 \text{ électrons.}$$

2^{ème} étape : Pour déterminer le nombre total de doublets, on divise le nombre d'électrons trouvés par 2.

$$n_{\text{doublets}} = \frac{26}{2} = 13 \text{ doublets}$$

b) La molécule PCl_3 possède 10 doublets non liants et 3 doublets liants.

c) Schéma de Lewis de la molécule PCl_3 .



Exercice n°2

1) * $\text{C}(\text{Z}=6)$. Formule électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^4$. Schéma de Lewis : $\cdot \ddot{\text{C}} \cdot$

* $\text{O}(\text{Z}=8)$. Formule électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^6$. Schéma de Lewis : $\cdot \ddot{\text{O}} \cdot$

* $\text{H}(\text{Z}=1)$. Formule électronique : $(\text{K})^1$. Schéma de Lewis : $\cdot \text{H}$

2) a) **1^{ère} étape** : On détermine le nombre total d'électrons de la couche externe de tous les atomes constituant la molécule CH_4O .

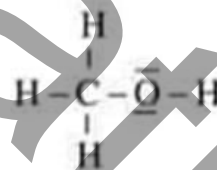
$$n_{\text{total}} = 4 + 4 \times 1 + 6 = 14 \text{ électrons.}$$

2^{ème} étape : Pour déterminer le nombre total de doublets, on divise le nombre d'électrons trouvés par 2.

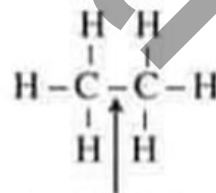
$$n_{\text{doublets}} = \frac{14}{2} = 7 \text{ doublets}$$

La molécule CH_4O possède 2 doublets non liants sur la molécule d'oxygène et 5 doublets liants.

b) Schéma de Lewis de la molécule CH_4O :

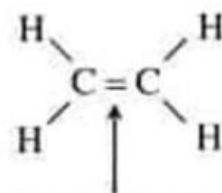


3) * Schéma de Lewis de la molécule C_2H_6 :

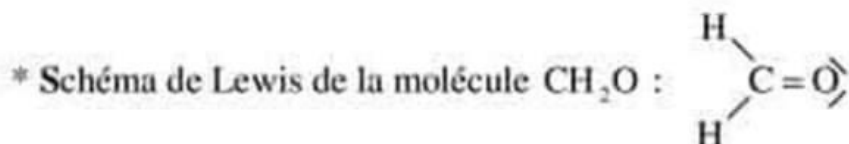
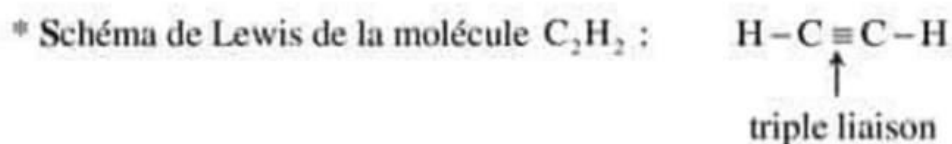


simple liaison

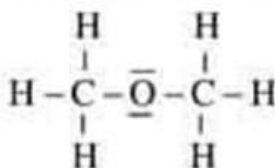
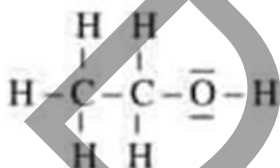
* Schéma de Lewis de la molécule C_2H_4 :



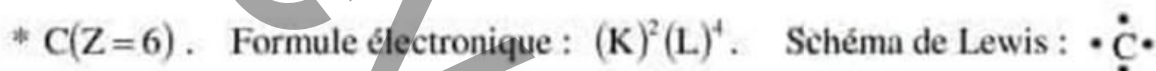
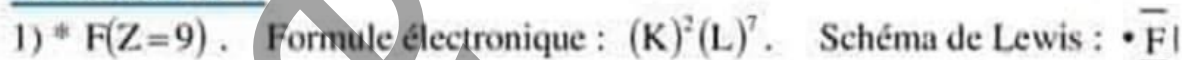
double liaison



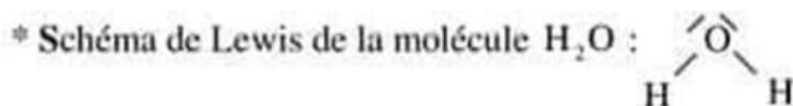
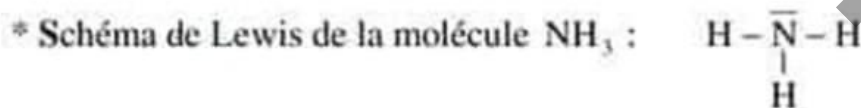
4) Les représentations de Lewis possibles de la molécule C_2H_6O .



Exercice n°3

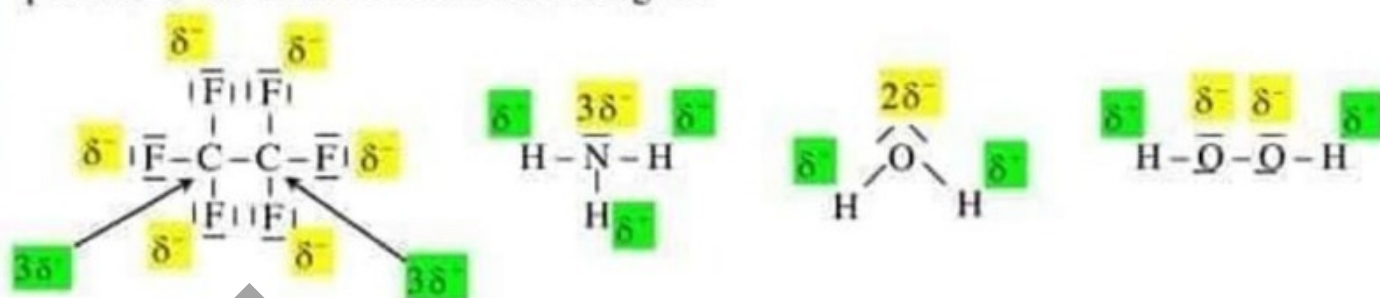


2) a) * Schéma de Lewis de la molécule C_2F_6 :

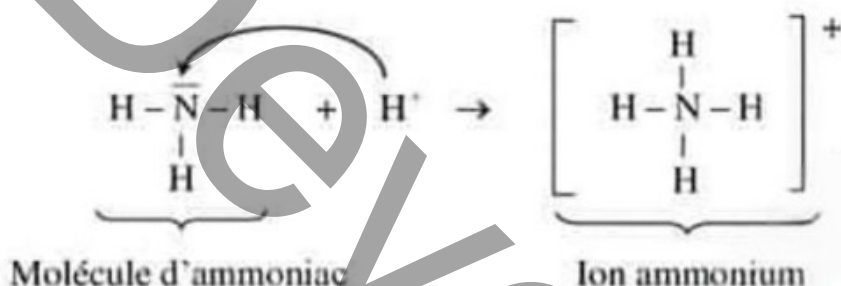


b) Dans la molécule C_2F_6 il y a la liaison $C-C$ qui est une liaison covalente symétrique car les atomes qui forment la liaison sont identiques et il y a la liaison $C-F$ qui est une liaison covalente dissymétrique car les atomes qui forment la liaison ne sont pas identiques.

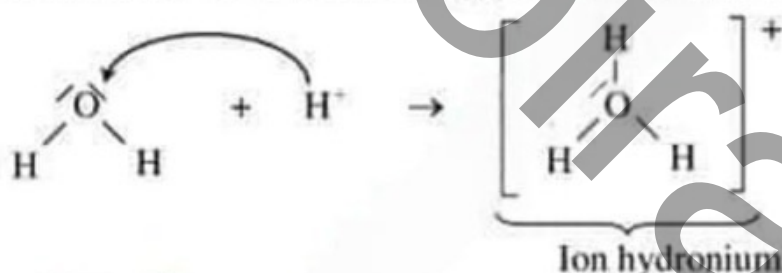
3) On attribue la charge partielle δ^- à l'atome le plus électronégatif et on attribue la charge partielle δ^+ à l'atome le moins électronégatif.



4) L'ion ammonium NH_4^+ se forme après avoir fixé un ion H^+ sur le doublet non liant de l'atome d'azote contenu dans la molécule d'ammoniac NH_3 .



5) L'ion hydronium H_3O^+ se forme après avoir fixé un ion H^+ sur l'un des deux doublets non liants de l'atome d'oxygène contenu dans la molécule d'eau H_2O .



Exercice n°4

1) * $\text{Mg}(\text{Z} = 12)$. Formule électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^2 \Rightarrow$ ion magnésium : Mg^{2+}

* $\text{Al}(\text{Z} = 13)$. Formule électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^3 \Rightarrow$ ion aluminium : Al^{3+}

* $\text{Na}(\text{Z} = 11)$. Formule électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^1 \Rightarrow$ ion sodium : Na^+

* $\text{O}(\text{Z} = 8)$. Formule électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^6 \Rightarrow$ ion oxygène : O^{2-}

2) a) Un composé ionique à l'état solide est constitué d'un assemblage ordonné d'ions positifs et d'ions négatifs.

b) * L'oxyde de magnésium est formé d'un atome de magnésium et un atome d'oxygène : MgO

* L'oxyde de sodium est formé de 2 atomes de sodium et un atome d'oxygène : Na_2O

* L'oxyde d'aluminium est formé de 2 atomes d'aluminium et 3 atomes d'oxygène : Al_2O_3

c) La liaison ionique est la liaison par attraction électrostatique entre des ions de signes opposés.