

# Série n°4

2<sup>ème</sup> année  
sciences

## De l'atome aux édifices chimiques

### Exercice n°1

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

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

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

- 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.
- a) Déterminer le nombre total de doublets dans la molécule  $\text{PCl}_3$ .  
b) Déduire le nombre de doublets liants et non liants dans cette molécule.  
c) Donner le schéma de Lewis de la molécule  $\text{PCl}_3$ .

### Exercice n°2

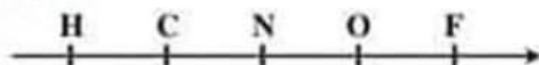
On donne :  $\text{C}(Z=6)$ ,  $\text{O}(Z=8)$  et  $\text{H}(Z=1)$ .

- Donner la formule électronique de chaque atome et déduire son schéma de Lewis.
- a) Donner le nombre de doublets liants et non liants dans la molécule  $\text{CH}_4\text{O}$ .  
b) Donner la représentation de Lewis de la molécule  $\text{CH}_4\text{O}$ .
- Donner les schémas de Lewis des molécules suivantes :  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$  et  $\text{CH}_2\text{O}$ .
- 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  $\text{O}(Z=8)$ .

- Donner la formule électronique de chaque atome et déduire son schéma de Lewis.
- a) Donner les schémas de Lewis des molécules suivantes :  $\text{C}_2\text{F}_6$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{H}_2\text{O}_2$ .  
b) Indiquer pour la molécule  $\text{C}_2\text{F}_6$ , les types des liaisons rencontrées.
- On donne l'échelle d'électronégativité croissante :



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

- L'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$  résulte de la liaison entre un ion  $\text{H}^+$  et l'atome d'azote de la molécule d'ammoniac  $\text{NH}_3$ . Expliquer la formation de l'ion ammonium et donner sa formule brute.
- L'ion hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  résulte de la liaison entre un ion  $\text{H}^+$  et un atome d'oxygène de la molécule d'eau. Expliquer la formation de cet ion et donner sa formule brute.

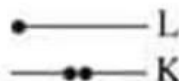
### Exercice n°4

Les numéros atomiques des atomes  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Na}$  et  $\text{O}$  sont respectivement 12, 13, 11 et 8

- Donner la formule électronique de chaque atome et déduire les formules des ions correspondants.
- 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.

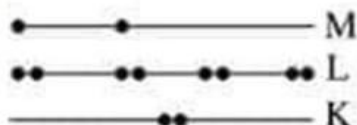
**Exercice n°1**

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  $\text{Li}^+$ . 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  $\text{Mg}^{2+}$ . 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  $\text{O}^{2-}$ . 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 :  $\cdot \overline{\text{P}} \cdot$ \* Cl(Z = 17). Formule électronique :  $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^7$ . Schéma de Lewis :  $\cdot \overline{\text{Cl}} \cdot$ 

**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<sup>ère</sup> étape :** On détermine le nombre total d'électrons de la couche externe de tous les atomes constituant la molécule  $\text{PCl}_3$ .

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

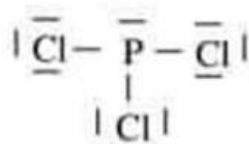


**2<sup>ème</sup> étape** : Pour déterminer le nombre total de doublets, on divise le nombre d'électrons trouvés par 2.

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

b) La molécule  $\text{PCl}_3$  possède 10 doublets non liants et 3 doublets liants.

c) Schéma de Lewis de la molécule  $\text{PCl}_3$ .



## 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<sup>ère</sup> étape** : On détermine le nombre total d'électrons de la couche externe de tous les atomes constituant la molécule  $\text{CH}_4\text{O}$ .

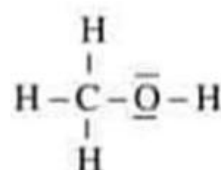
$$n_{\text{total}} = 4 + 4 \times 1 + 6 = 14 \text{ électrons.}$$

**2<sup>ème</sup> étape** : Pour déterminer le nombre total de doublets, on divise le nombre d'électrons trouvés par 2.

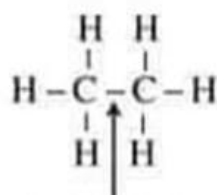
$$n_{\text{doublets}} = \frac{14}{2} = 7 \text{ doublets}$$

La molécule  $\text{CH}_4\text{O}$  possède 2 doublets non liants sur la molécule d'oxygène et 5 doublets liants.

b) Schéma de Lewis de la molécule  $\text{CH}_4\text{O}$  :

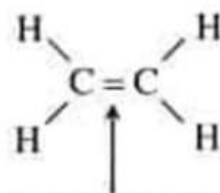


3) \* Schéma de Lewis de la molécule  $\text{C}_2\text{H}_6$  :

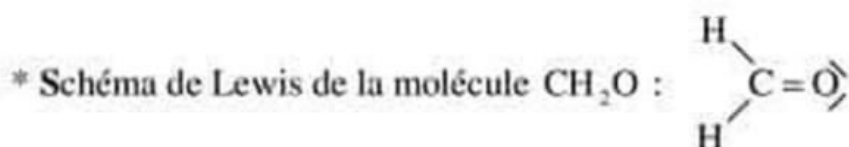
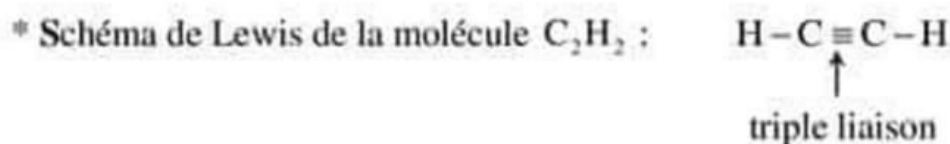


simple liaison

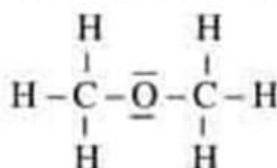
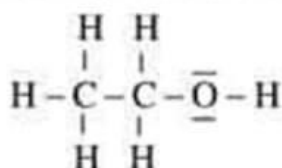
\* Schéma de Lewis de la molécule  $\text{C}_2\text{H}_4$  :



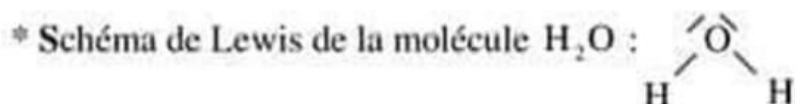
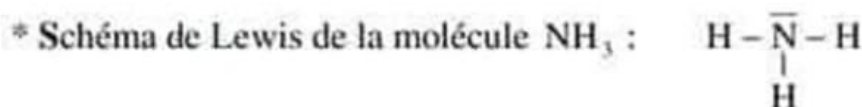
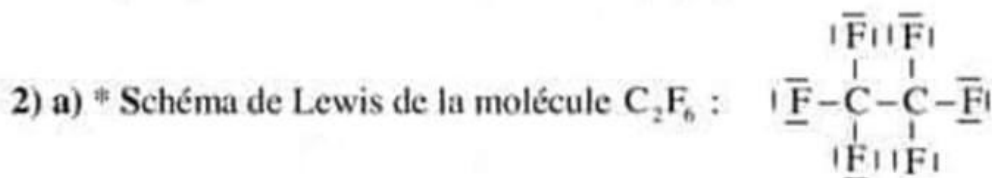
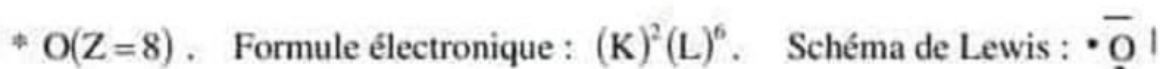
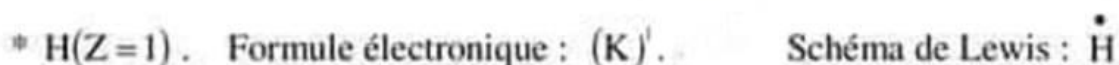
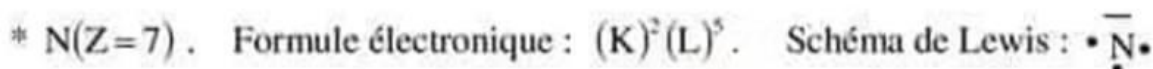
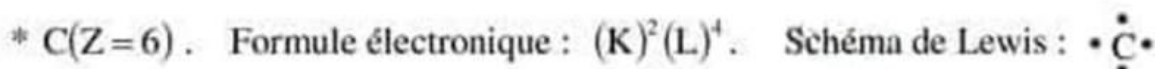
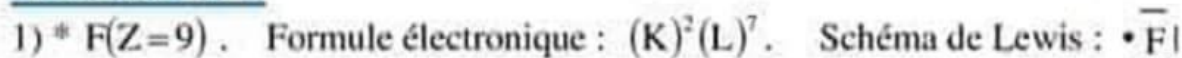
double liaison



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

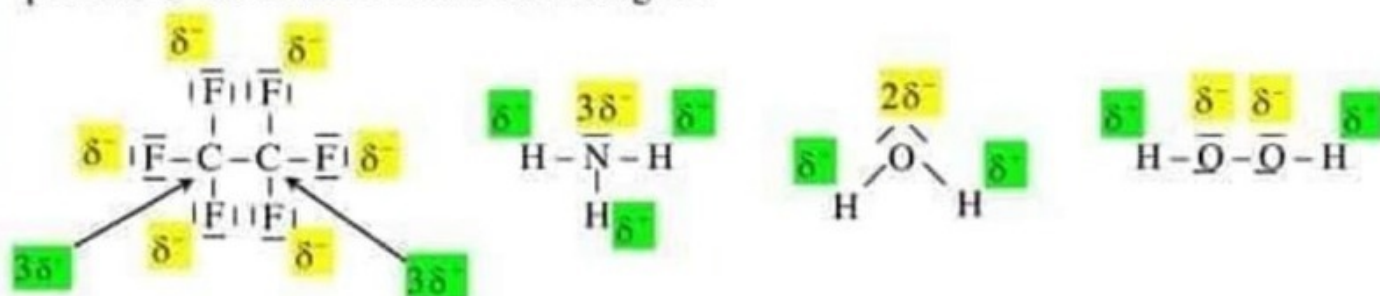


### Exercice n°3

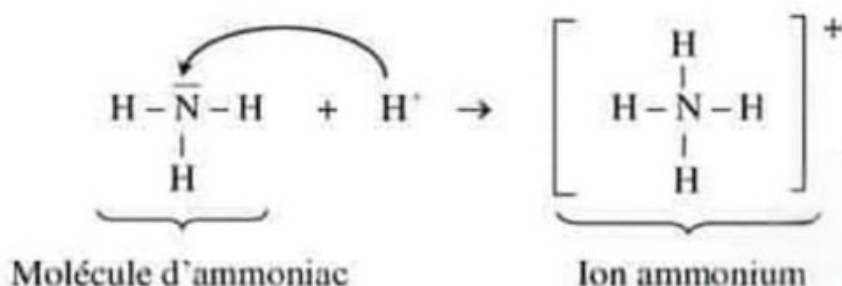


b) Dans la molécule  $C_2F_6$  il y a la liaison  $C-C$  qui est une liaison covalente symétrique car les atomes qui forment la liaison sont identiques et il y a la liaison  $C-F$  qui est une liaison covalente dissymétrique car les atomes qui forment la liaison ne sont pas identiques.

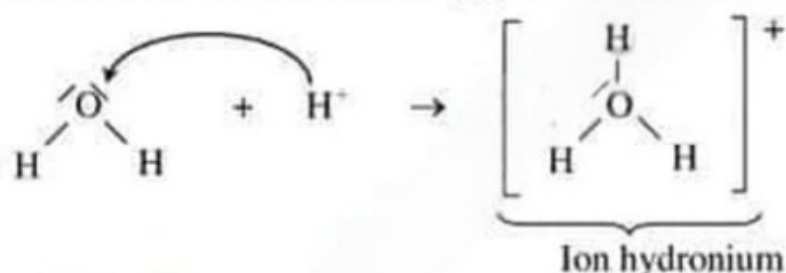
3) On attribue la charge partielle  $\delta^-$  à l'atome le plus électronégatif et on attribue la charge partielle  $\delta^+$  à l'atome le moins électronégatif.



4) L'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$  se forme après avoir fixé un ion  $\text{H}^+$  sur le doublet non liant de l'atome d'azote contenu dans la molécule d'ammoniac  $\text{NH}_3$ .



5) L'ion hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  se forme après avoir fixé un ion  $\text{H}^+$  sur l'un des deux doublets non liants de l'atome d'oxygène contenu dans la molécule d'eau  $\text{H}_2\text{O}$ .



#### Exercice n°4

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

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

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

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

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 :  $\text{MgO}$

\* L'oxyde de sodium est formé de 2 atomes de sodium et un atome d'oxygène :  $\text{Na}_2\text{O}$

\* L'oxyde d'aluminium est formé de 2 atomes d'aluminium et 3 atomes d'oxygène :  $\text{Al}_2\text{O}_3$

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