

EXERCICES

On prendra la charge élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$.**Exercice N°1 :**

1°/ Compléter le tableau suivant :

Symbole de l'atome	Nombre de charge (Z)	Formule électronique	Nombre de couches électroniques	Nombre d'électrons externes
S		(K) ² (L) ⁸ (M) ⁶		
O	8			
Mg			3	2
Al	13			
C			2	4
Cl	17			

2°/ L'ion oxygène porte une charge électrique négative $Q = -3,2 \cdot 10^{-19} \text{C}$.

- a- Expliquer la formation de cet ion.
- b- Donner le symbole de cet ion.
- c- Donner la structure électronique de cet ion.

Exercice N°2 :

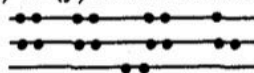
1°/

- a- Représenter le noyau correspondant à l'atome de chlore, Cl, qui comporte 17 protons et 18 neutrons.
- b- Donner sa formule électronique
- c- Donner sa place dans le tableau de classification périodique. Justifier.

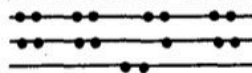
2°/ Ecrire le symbole de l'isotope de chlore dont le noyau comporte 2 neutrons de plus.

3°/ Déterminer la charge totale du noyau de l'atome de chlore.

4°/ Deux élèves (x) et (y) donnent la répartition des électrons dans les couches électroniques.



Elève x



Elève y

Laquelle de ces représentations est correcte? Justifier la réponse.

5°/ Donner le symbole de l'ion provenant de l'atome de chlore. Justifier.

Exercice N°3 :On considère l'atome de fluor (F) dont le noyau possède 19 nucléons et de charge électrique $q = 14,4 \cdot 10^{-19} \text{C}$.

1°/

- a- Donner la représentation symbolique de son noyau
b- Donner la représentation de la structure électronique de l'atome de fluor.

2°/ Enoncer les règles de « duet » et de « l'octet ».

3°/

- a- Expliquer la formation de l'ion fluorure obtenu à partir de l'atome de fluor.
b- Donner la structure électronique et le symbole de cet ion.
4°/ On considère l'ion magnésium de symbole Mg^{2+} qui possède la même structure électronique que celle de l'ion fluorure. Déterminer, en justifiant la réponse, le nombre de charge Z de l'ion magnésium.

Exercice N°4 :

On donne la liste suivante d'atome : $^{31}_{15}P$ $^{35}_{17}Cl$ $^{23}_{11}Na$ 1_1H $^{37}_{17}Cl$ $^{17}_8O$.

1°/ Un atome d'un élément chimique X comporte 7 électrons dans la couche électronique M.

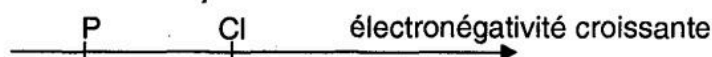
- a- Donner la formule électronique de l'atome X.
b- Sachant que le noyau de l'atome X possède 18 neutrons, identifier à partir de la liste précédente l'atome X.
c- Parmi les atomes de la liste donnée ya-t-il des isotopes? Justifier.

2°/ On considère les molécules suivantes : Cl_2 PCl_3 et HCl .

- a- Définir les termes suivants : Les électrons de valence; la liaison covalente.
b- Compléter le tableau suivant :

Molécule	Cl_2	HCl	PCl_3
Nombre d'électrons de valences dans la molécule			
Nombre de doublets liants pour chaque molécule			
Représentation de Lewis			

c- On donne l'échelle d'électronégativité croissante suivante :



En se basant sur cette échelle, placer les fractions de charges sur chaque atome de la molécule de PCl_3 .

Exercice N°5 :

On donne $H(Z=1)$; $O(Z=8)$; $Cl(Z=17)$; $Ne(Z=10)$; $Na(Z=11)$; $S(Z=16)$ et $C(Z=6)$

1°/

- a- Définir la liaison covalente.
- b- Quels sont les différents types de liaison covalente? Donner un exemple pour chaque type.
- c- Définir l'électronégativité d'un atome
- d- Représenter le schéma de Lewis des molécules H_2O_2 ; Cl_2 et NH_3 .

2°/ Pour chacun des éléments chimiques : néon Ne ; Sodium Na ; soufre S et carbone C.

- a- Donner la répartition électronique de l'atome.
- b- Indiquer s'il peut donner un ion stable? Justifier.

3°/

Donner la représentation de Lewis de la molécule obtenu à partir d'atomes d'hydrogène et d'un atome de soufre et écrire sa formule chimique. Indiquer les fractions de charges portées par chaque atome sachant que le soufre est plus électronégatif que l'hydrogène.

4°/ Compléter le tableau suivant :

Charge de l'entité	Nombre de masse	Formule électronique de l'entité	Nature de l'entité chimique	Composition de l'entité (proton ; neutron ; électron)
$+4,8.10^{-19}C$	27	$(K)^2(L)^8$		
$-4,8.10^{-19}C$	31			18 é ;
		$(K)^2(L)^8(M)^5$	Atome	20 n ;

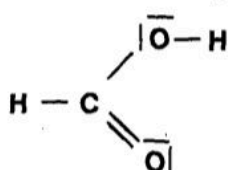
Exercice N°6 :

On donne : $H(Z=1)$; $O(Z=8)$; $N(Z=7)$; $F(Z=9)$ et $C(Z=6)$.

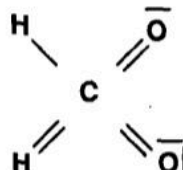
I- On considère la molécule de tétra fluorure de carbone CF_4 .

- 1°/ Donner la représentation de Lewis de cette molécule.
- 2°/ Déduire le nombre de doublets liants et non liants de cette molécule.

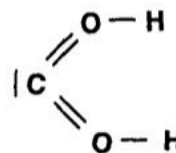
II- On considère les 3 représentations suivantes de la molécule de formule CH_2O_2 .



-a-



-b-



-c-

- 1°/ Parmi les 3 représentations, laquelle qui obéit aux règles de «Duet » et de l'Octet?
- 2°/ Pour la représentation correcte que vous considérez, quel(s) type(s) de liaisons(s) covalente(s) établit chacun des atomes d'oxygène?

III- On considère la molécule dont la formule est la suivante CH_5N .

- 1°/ Calculer le nombre de doublets total dans la molécule.
- 2°/ Donner la représentation de Lewis de cette molécule.

CORRECTION

Exercice N°1 :

1°/

Symbole de l'atome	Nombre de charge (Z)	Formule électronique	Nombre de couches électroniques	Nombre d'électrons externes
S	16	$(K)^2(L)^8(M)^6$	3	6
O	8	$(K)^2(L)^6$	2	6
Mg	12	$(K)^2(L)^8(M)^2$	3	2
Al	13	$(K)^2(L)^8(M)^3$	3	3
C	6	$(K)^2(L)^4$	2	4
Cl	17	$(K)^2(L)^8(M)^7$	3	7

2°/

a- L'ion oxygène est formé à partir d'un atome d'oxygène qui a gagné 2 électrons.

b- O^{2-} .c- $(K)^2(L)^8$.**Exercice N°2 :**

1°/

a- $^{35}_{17}Cl$.b- $(K)^2(L)^8(M)^7$.c- L'atome de chlore possède 3 couches électroniques, il appartient à la 3^{ème} période.L'atome de chlore possède 7 électrons de valences, il appartient à la 7^{ème} colonne.2°/ $N' = N + 2 = 20$ neutrons. $Z' = Z = 17$. $A' = N' + Z' = 37$. $^{37}_{17}Cl$.3°/ $Q_{Noy/Cl} = Z.e$ AN : $Q_{Noy/Cl} = 17 \times 1,6.10^{-19} = 2,72.10^{-18} C$.

4°/ La représentation de l'élève y n'est pas correcte car il remplit la couche externe sans que la couche interne soit saturée donc la représentation de l'élève x est correcte.

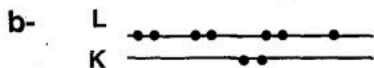
5°/ L'atome de chlore gagne 1 électron pour saturer sa couche externe avec 8 électrons (suivant la règle de l'Octet).

Symbole de l'ion : Cl^- .

Exercice N°3 :

1°/ A=19.

$$a-Z = \frac{q}{e} \quad \text{AN : } Z = \frac{14,4 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 9. \text{ D'où le symbole du noyau de l'atome de fluor est : } {}^{19}_9\text{F}.$$



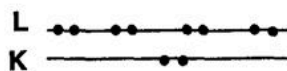
2°/ Pour avoir une plus grande stabilité chimique les atomes tendent à saturer leurs couches électroniques externes à 2 électrons (règle de Duet) ou à 8 électrons (règle de l'Octet).

3°/

a- L'ion fluorure est formé à partir d'un atome de fluorure qui gagne un électron pour saturer sa couche externe avec 8 électrons.

b- Symbole de l'ion fluorure : F^- .

Structure électronique de l'ion fluorure :



4°/ $n_{\text{é/Mg}^{2+}} = 10\text{é.}$

L'ion Mg^{2+} est formé d'un atome qui a perdu 2 électrons alors $n_{\text{é/Mg}} = n_{\text{é/Mg}^{2+}} + 2 = 10 + 2 = 12\text{é.}$

L'atome de magnésium et son ion correspondant possèdent le même nombre de charge Z,

$$Z_{\text{Mg}} = n_{\text{é/Mg}} = 12$$

Exercice N°4 :

1°/

a- X : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^7$.

b- $Z=17$; $N=18$; $A=35$ d'où le symbole du noyau X : ${}^{35}_{17}\text{X}$.

c- Les isotopes d'un même élément chimique ont le même nombre de charge Z et différent nombre de masse d'où les isotopes du chlore ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ et ${}^{37}_{17}\text{Cl}$

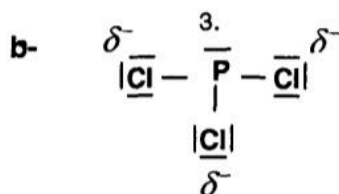
2°/

a- * Les électrons de valence sont les électrons de la couche électronique externe.

* Une liaison covalente est une liaison chimique résulte de la mise en commun de 2 électrons entre 2 atomes.

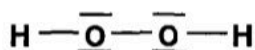
b-

Molécule	Cl_2	HCl	PCl_3
Nombre d'électrons de valences dans la molécule	14	8	26
Nombre de doublets liants pour chaque molécule	1	1	3
Représentation de Lewis	$\text{Cl} - \text{Cl}$	$\text{Cl} - \text{H}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} - \text{P} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$

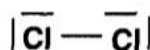
**Exercice N°5 :**

1°/

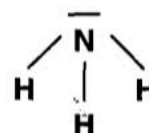
- a- La liaison covalente est une liaison chimique résulte de la mise en commun de 2 électrons entre 2 atomes.
- b- Il existe deux types de liaisons covalentes :
- La liaison covalente symétrique (L.C.S) : Etablie entre deux atomes identiques (A,A).
Exemple : H-H.
 - La liaison covalente dissymétrique (L.C.D) : Etablie entre deux atomes différents (A,B).
Exemple : H-Cl.
- c- L'électronégativité d'un élément chimique caractérise le pouvoir attracteur de l'atome correspondant sur les électrons de liaison.
- d-



;



;



2°/

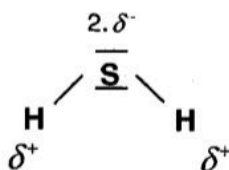
a-

Atome	Répartition électronique
Ne	(K) ² (L) ⁸
Na	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹
S	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁶
C	(K) ² (L) ⁴

b-

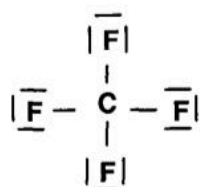
- * Le néon possède une couche électronique saturée, il ne peut pas être ionique.
- * L'atome de sodium Na perd un électron de sa couche externe (règle de l'octet) pour la saturer avec 8 électrons et forme l'ion Na⁺ de formule ionique (K)²(L)⁸.
- * L'atome de soufre S gagne deux électrons de sa couche externe (règle de l'octet) pour la saturer avec 8 électrons et forme l'ion S²⁻ de formule ionique (K)²(L)⁸(M)⁸.
- * L'atome de carbone C peut saturer sa couche externe soit :
 - En gagnant 4 électrons et forme l'ion C⁴⁻ de formule électronique (K)²(L)⁸.
 - En perdant 4 électrons et forme l'ion C⁴⁺ de formule électronique (K)².

3°/



4°/

Charge de l'entité	Nombre de masse	Formule électronique de l'entité	Nature de l'entité chimique	Composition de l'entité (proton ; neutron ; électron)
$+4,8 \cdot 10^{-19} \text{C}$	27	$(K)^2(L)^8$	Cation	13p ; 14n ; 10é
$-4,8 \cdot 10^{-19} \text{C}$	31	$(K)^2(L)^8(M)^8$	Anion	18 é ; 15p ; 16n
0	36	$(K)^2(L)^8(M)^8$	Atome	20 n ; 16 é ; 16p

Exercice N°6 :I/
1°/

$$2^\circ/ n_{\text{(doublet liant)}} = \frac{n_{\text{(d'électrons célibataires total)}}}{2} \quad \text{AN : } n_{\text{(doublet liant)}} = \frac{4+1 \times 4}{2} = 4.$$

$$n_{\text{(doublet total)}} = \frac{n_{\text{(d'électrons de valence total)}}}{2} \quad \text{AN : } n_{\text{(doublet total)}} = \frac{7 \times 4 + 4}{2} = 16.$$

$$n_{\text{doublet non liant}} = n_{\text{doublet total}} - n_{\text{doublet liant}} \quad \text{AN : } n_{\text{doublet non liant}} = 16 - 4 = 12.$$

III/

1°/ La représentation -a- est correcte.

2°/ Les atomes d'oxygène sont en liaisons covalentes dissymétriques et polaires.

III/

$$1^\circ/ n_{\text{(doublet total)}} = \frac{n_{\text{(d'électrons de valence total)}}}{2} \quad \text{AN : } n_{\text{(doublet total)}} = \frac{4+5+5}{2} = 7.$$

2°/

