

Séries de Travaux Dirigés

Pr Mohammed cherif ouiza

Série N° 01 : Notion Fondamentales (Matière_Atome)

Exercice N° 1 :

1. Quel est le nombre de masse et le numéro atomique des atomes suivants : ^{12}C ; $^{40}_{20}\text{Ca}$; $^{127}_{53}\text{I}^-$; $^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$.
2. Donner le nombre de protons, de neutrons et d'électrons pour chaque atome.

Exercice N° 2 :

Combien y a-t-il d'atomes de C dans 1g de carbone ($M_C=12,011\text{g/mol}$), la valeur du nombre d'Avogadro est $6,022 \cdot 10^{23}$.

Quelle est la masse d'un atome de magnésium Mg dont la masse atomique est $24,305\text{ g/mol}$.

Exercice N° 3 :

On dispose de 0,4 moles de H_2S . Combien y a-t-il:

- 1) de grammes de H_2S ;
- 2) de moles de H et de moles de S,
- 3) de grammes de H et de grammes de S;
- 4) de molécules de H_2S ,
- 5) d'atomes de H et d'atomes de S.

Données : Masses atomiques H: $1,01\text{g/mol}$; S: $32,06\text{g/mol}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$.

Exercice N° 4 :

Quelle est la quantité de matière exprimée en moles représentée par les échantillons suivants : 10g de sucre ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) ; 0,8L de Cl_2 gazeux (0°C , 1atm) ; 0,02L de CCl_4 liquide ($\rho=1,595\text{g/ml}$) ?

Exercice N° 5 :

Le carbone naturel est un mélange de deux isotopes dont le nombre de nucléons est respectivement 12 (^{12}C) et 13 (^{13}C), on ne tiendra pas compte de l'isotope 14 qui se trouve à l'état de traces. La masse molaire atomique de ^{12}C et ^{13}C est respectivement 12 g/mole et $13,006\text{ g/mole}$. La masse molaire atomique du carbone est $12,011\text{ g/mole}$

1. Donner la composition du noyau de chacun des isotopes.
2. Calculer la proportion massique des deux isotopes dans le carbone naturel.

Exercice N° 6 :

L'élément magnésium Mg ($Z=12$) existe sous forme de trois isotopes de nombre de masse 24 (^{24}Mg), 25 (^{25}Mg) et 26 (^{26}Mg). Le pourcentage (l'abondance naturelle) de chaque isotope de magnésium naturel est : 10,1% pour ^{25}Mg et 11,3% pour ^{26}Mg .

1. Donner la composition du noyau de chacun de ces trois isotopes.

2. Calculer la masse molaire atomique de magnésium naturel.

Exercice N° 7 :

Le silicium Si, de numéro atomique $Z=14$, existe sous 4 formes isotopes.

A	Masse atomique	Abondance naturelle
28	27,977	92,23
29	28,976
30	29,974	3,10
31	31,974

1. Donner la constitution des quatre isotopes.
2. Sachant que la masse atomique du silicium naturel est de 28,085 ; et que ^{31}Si est un isotope artificiel instable, compléter le tableau.

Exercice 8 :

1) Exprimer en MeV l'équivalent énergétique de l'unité de masse atomique (uma).

Données : $1 \text{ uma} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$; $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

2) Calculer le défaut de masse correspondant à la formation du noyau d'hélium et l'énergie correspondante (appelée énergie de cohésion du noyau) sachant que la masse atomique relative de l'hélium (^4_2He) est de 4,0026uma.

On donne : $m_p = 1,0073 \text{ uma}$; $m_n = 1,0087 \text{ uma}$.

Solution N°1

Exercice N° 1 :

Composition des éléments chimiques :

Eléments	nombre de masse (A)	numéro atomique (Z)	nombre de protons (P)	nombre d'électrons (é)	nombre de neutrons (N)
^{12}C	12	6	6	6	6
$^{80}_{35}\text{Br}$	80	35	35	35	45
$^{127}_{53}\text{I}$	127	53	53	54	74
$^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	24	12	12	10	12

Exercice N° 2 :

1) n atomes de C dans 1g de C :

$$M_{\text{C}} = 12,011 \text{ g mol}^{-1} ; N_{\text{A}} (\text{nombre d'Avogadro}) = 6,022 \cdot 10^{23}$$

$$12,011 \text{ g} \text{ _____ } 1 \text{ mole} \text{ _____ } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

$$1 \text{ g} \text{ _____ } x$$

$$x = (6,022 \cdot 10^{23} * 1) / 12,011 = 5,013 \cdot 10^{22} \text{ atomes.}$$

2) masse d'1 atome de Mg :

$$M_{\text{Mg}} = 24,305 \text{ g mol}^{-1} ; N_{\text{A}} (\text{nombre d'Avogadro}) = 6,022 \cdot 10^{23}.$$

$$24,305 \text{ g} \text{ _____ } 1 \text{ mole} \text{ _____ } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

$$m \text{ _____ } 1 \text{ atome}$$

$$m = (24,305 * 1) / 6,022 \cdot 10^{23} = 4,03 \cdot 10^{-23} \text{ g.}$$

Exercice N° 3 :

n (H₂S) = 0,4 mole :

1° de grammes de H₂S :

$$n = m/M \Rightarrow m = n.M \quad \text{avec} \quad M = 2M_{\text{H}} + M_{\text{S}} \Rightarrow M_{\text{H}_2\text{S}} = 2,1 + 32,06 = 34,16 \text{ g/mole}$$

$$\text{Donc, } m = 0,4 * 34,16 \Rightarrow \boxed{m = 13,664 \text{ g}}$$

2° de moles de H et de moles de S :

$$\text{Pour le H : } n_{\text{H}} = (m_{\text{H}_2\text{S}}/M_{\text{H}_2\text{S}}) * 2 (\text{nombre d'atomes H}) \Rightarrow n_{\text{H}} = (13,63/34,16) * 2$$

$$\Rightarrow \boxed{n_{\text{H}} = 0,8 \text{ mol}}$$

$$\text{Pour le S : } n_{\text{S}} = (m_{\text{H}_2\text{S}}/M_{\text{H}_2\text{S}}) * 1 (\text{nombre d'atomes S}) \Rightarrow n_{\text{S}} = (13,63/34,16) * 1$$

$$\Rightarrow \boxed{n_{\text{S}} = 0,4 \text{ mol}}$$

3° de grammes de H et de grammes de S :

$$m_{\text{H}} = n_{\text{H}}.M_{\text{H}} \Rightarrow m_{\text{H}} = 0,8 \cdot 1,08 \Rightarrow \boxed{m_{\text{H}} = 0,808 \text{ g}}$$

$$m_S = n_S \cdot M_S \Rightarrow m_S = 0,4 \cdot 32,06 \Rightarrow \boxed{m_S = 12,82 \text{ g}}$$

4° de molécules de H₂S :

$$N_{\text{H}_2\text{S}} = n_{\text{H}_2\text{S}} \cdot N_A \Rightarrow N_{\text{H}_2\text{S}} = 0,4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$\Rightarrow \boxed{N_{\text{H}_2\text{S}} = 2,41 \cdot 10^{23} \text{ molécules de H}_2\text{S}}$$

5° d'atomes de H et d'atomes de S :

$$N_{\text{H}} = n_{\text{H}} \cdot N_A \Rightarrow N_{\text{H}} = 0,8 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$$

$$\Rightarrow \boxed{N_{\text{H}} = 4,82 \cdot 10^{23} \text{ atomes de H}}$$

$$\Rightarrow \boxed{N_{\text{S}} = 2,41 \cdot 10^{23} \text{ atomes de S}}$$

$$N_{\text{S}} = n_{\text{S}} \cdot N_A \Rightarrow N_{\text{S}} = 0,4 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$$

Exercice N° 4 :

- $n_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = m/M = 10/222 = 0,045 \text{ mole}$
- $n_{\text{Cl}_2} = V_g/V_M = 0,8/22,4 = 0,0357 \text{ mole}$

- $\rho = m/V \Rightarrow m = \rho \cdot V = 1,595 \cdot 0,02 \cdot 10^{-3}$

$$n = m/M = 0,04785 \cdot 10^{-3} / 154 = 0,0003 \text{ mole.}$$

Exercice N° 5 :

1. La composition du noyau de chacun des deux isotopes :

- $^{12}_6\text{C} : A_1=12 ; Z=6 ; N_1= A-Z = 12-6 = 6.$

- $^{13}_6\text{C} : A_2=13 ; Z=6 ; N_2= A-Z = 13-6 = 7.$

2. Le pourcentage de chaque isotope :

$$(A_1 \cdot x + A_2 \cdot y) / (x+y) = M \quad ; \quad x+y = 100\%$$

$$(12 \cdot x + 13 \cdot y) / 100 = 12,011$$

$$x = \mathbf{98,9\%} \quad ; \quad y = \mathbf{1,1\%}$$

Exercice N° 6 :

1. La composition du noyau des trois isotopes :

- $^{24}_{12}\text{Mg} ; A_1 = 24 ; Z = 12 ; N_1 = A - Z = 24 - 12 = 12$

- $^{25}_{12}\text{Mg} ; A_2 = 25 ; Z = 12 ; N_2 = A - Z = 25 - 12 = 13$

- $^{26}_{12}\text{Mg} ; A_3 = 26 ; Z = 12 ; N_3 = A - Z = 26 - 12 = 14$

2. Masse molaire atomique du magnésium naturel Mg (Z=12) :

$$\text{Soit : } M = \sum x_i M_i \quad \text{et} \quad \sum x_i = x(^{24}\text{Mg}) + x(^{25}\text{Mg}) + x(^{26}\text{Mg}) = 1$$

M_i : nombre de masse et x_i la fraction molaire des isotopes.

$$x(^{26}\text{Mg}) = 0,113 \text{ et } M(^{26}\text{Mg}) \approx 26$$

$$x(^{25}\text{Mg}) = 0,101 \text{ et } M(^{25}\text{Mg}) \approx 25$$

$$x(^{24}\text{Mg}) = 1 - x(^{25}\text{Mg}) - x(^{26}\text{Mg}) = 1 - (0,101 + 0,113) = 0,786 \quad \text{et} \quad M(^{24}\text{Mg}) \approx 24$$

$$M(\text{Mg}) = [x(^{24}\text{Mg}) \cdot M(^{24}\text{Mg})] + [x(^{25}\text{Mg}) \cdot M(^{25}\text{Mg})] + [x(^{26}\text{Mg}) \cdot M(^{26}\text{Mg})]$$

$$M(\text{Mg}) = (0,786 \times 24) + (0,101 \times 25) + (0,113 \times 26) = \mathbf{24,3 \text{ g.mol}^{-1}}$$

Exercice N° 7 :

1. La composition du noyau de chaque isotope :

- $^{28}_{14}\text{Si} ; A_1=28 ; Z=14 ; N_1= A-Z= 28-14= 14$

- $^{29}_{14}\text{Si} ; A_2=29 ; Z=14 ; N_2= A-Z= 29-14= 15$

- $^{30}_{14}\text{Si} ; A_3=30 ; Z=14 ; N_3= A-Z= 30-14= 16$

2. La masse atomique de silicium :

A	Masse atomique	Abondance naturelle (%)
28	27,977	92,23
29	28,976	4,67
30	29,974	3,10

La masse atomique du silicium naturel est de 28,085 ; et Si est un isotope artificiel instable:

$$M = (A_1 \cdot X_1 + A_2 \cdot X_2 + A_3 \cdot X_3) / (X_1 + X_2 + X_3) \quad ; \quad X_1 + X_2 + X_3 = 100\%$$

$$M = (28 \cdot 92,23 + 29 \cdot X_2 + 30 \cdot X_3) / 100$$

$$M = 28,085 \text{ g/mole} \quad ; \quad 92,23 + X_2 + X_3 = 100\%$$

$$X_2 = \mathbf{4,67} \% \quad \quad \quad X_3 = \mathbf{3,10}\%$$

Exercice 08 :

1) On exprime en MeV l'équivalent énergétique de l'unité de masse atomique (u.m.a).

L'équivalent énergétique de 1 uma est donné par la relation fondamentale d'Einstein : $\Delta E = \Delta m c^2$

Application numérique :

$$\Delta E = 1,6606 \cdot 10^{-27} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 14,92 \cdot 10^{-11} \text{ J} \quad \text{ce qui donne en MeV : } \Delta E = 14,92 \cdot 10^{-11} / 1,6 \cdot 10^{-13}$$

$$\Delta E = 933 \text{ MeV}$$

L'équivalent énergétique de l'unité de masse atomique est égal à 933 MeV.

2) Le défaut de masse du noyau est :

$\Delta m =$ masse des particules libres – masse réelle du noyau

Le noyau est composé ici de 2 protons et 2 neutrons. $m_p = 1,0073$ uma et $m_n = 1,0087$ uma, donc la masse de particules libres au repos est donc :

$$2m_p + 2m_n = 2 \cdot 1,0073 + 2 \cdot 1,0087 = 4,0320 \text{ uma}$$

$$\Delta m = 4,0320 \text{ uma} - 4,0026 \text{ uma} = 0,0294 \text{ uma.}$$

Selon Einstein : $\Delta E = \Delta m c^2$, dans le système international, pour trouver le ΔE en joules, il faut convertir Δm en kg ($1 \text{ uma} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$) et la vitesse de la lumière dans le vide c en m/s :

$$\Delta E = 0,0294 \cdot 1,661 \cdot 10^{-27} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 \Rightarrow \Delta E = 4,40 \cdot 10^{-12} \text{ J.}$$

Série N° 02 : Nombres quantiques

Exercice N° 1 :

Classer les sous couches suivantes (vides) dans l'ordre de l'énergie croissante :

2s, 5d, 2p, 1s, 4p, 3d, 4d, 3s, 4s, 4f, 5s.

Exercice N° 2 :

Soient les cinq électrons des bores ${}_5\text{B}$ dans son état fondamental caractérisés par les nombres quantiques suivants :

- | | | | |
|----------|-------|-------|----------|
| a) $n=1$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=+1/2$ |
| b) $n=2$ | $l=2$ | $m=1$ | $s=-1/2$ |
| c) $n=1$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=-1/2$ |
| d) $n=2$ | $l=1$ | $m=0$ | $s=+1/2$ |
| e) $n=2$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=+1/2$ |
| f) $n=2$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=-1/2$ |

- 1) identifier ces électrons. Quels sont les électrons occupant la même orbitale ?
- 2) une combinaison des nombres quantiques est fautive. La quelle ?
- 3) donner la configuration électronique du bore correspondant à la plus petite énergie d'excitation.

Exercice N° 3 :

Dans son état fondamental, un atome neutre possède :

- 2 électrons de nombre quantique principal $n=1$
- 8 électrons de nombre quantique principal $n=2$
- 10 électrons de nombre quantique principal $n=3$
- 2 électrons de nombre quantique principal $n=4$

Déterminer pour cet atome

- 1) Le numéro atomique z
- 2) Le nombre d'électron de type s
- 3) Le nombre d'électron de type p
- 4) Le nombre d'électron de type d.

Exercice N° 4 :

On considère la série des éléments dont le numéro atomique varie de $Z=3$ à $Z=10$.

- 1) Ecrire la configuration électronique de ces éléments en utilisant les cases quantiques.
- 2) Parmi ces éléments, quels sont ceux qui possèdent :

- a) 1 électron célibataire
- b) 2 électrons célibataires
- c) 3 électrons célibataires
- d) Aucun électron célibataire.

Exercice N° 5 :

A. 1) Ecrire la configuration électronique de silicium ${}_{14}\text{Si}$ à l'état fondamental.

2) Déterminer les valeurs des 4 nombres quantiques des électrons de valence du silicium.

3) Les représentations par les cases quantiques des électrons de valence du silicium sont les suivantes :

- a)

↑↓

↑	↓	
---	---	--
- b)

↑↓

↑↓		
----	--	--
- c)

↑↓

↑	↑	
---	---	--
- d)

↑↑

↑		
---	--	--
- e)

↑

↑	↑	↑
---	---	---

Deux représentations sont correctes, les quelles ?

Pour les trois autres, dites quelles sont les règles non respectées ?

B. Les configurations électroniques suivantes sont elles correctes, à l'état fondamental ?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^4$
b) $1s^2 2s^2 2p^5$
c) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$
d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^1$

Exercice N° 6 :

Ecrire les configurations électroniques des atomes ou ions suivants, quelle est la règle utilisée ?

$_{11}\text{Na}$, $_{10}\text{Ne}$, $_{13}\text{Al}^{3+}$, $_{19}\text{K}$, $_{20}\text{Ca}^{2+}$, $_{16}\text{S}^{2-}$, $_{35}\text{Br}$, $_{51}\text{Sb}$.

Solution N° 02

Exercice N° 1 :

Classement des sous couches dans l'ordre de l'énergie croissante : 1s, 2s, 2p, 3s, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 4f, 5d.

Exercice N° 2 :

1) Identification les cinq électrons des bores ${}_5\text{B}$ dans son état fondamental :

- | | | | |
|----------|-------|-------|-----------------|
| a) $n=1$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=+1/2 : 1s^1$ |
| b) $n=2$ | $l=2$ | $m=1$ | $s=-1/2 : 2d^6$ |
| c) $n=1$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=-1/2 : 1s^1$ |
| d) $n=2$ | $l=1$ | $m=0$ | $s=+1/2 : 2p^1$ |
| e) $n=2$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=+1/2 : 2s^1$ |
| f) $n=2$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=-1/2 : 2s^2$ |

• Les électrons occupant la même orbitale sont : a) et c) ; e) et f).

2) La combinaison fautive est la combinaison b), parce que 2d n'existe plus.

3) La configuration électronique du bore :

${}_5\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^1$ l'état fondamental

${}_5\text{B}^* : 1s^2 2s^1 2p^2$ l'état excité

Exercice N° 3 :

L'état fondamental d'un atome X :

- 2 électrons de $n=1 : 1s^2$
- 8 électrons de $n=2 : 2s^2 2p^6$
- 10 électrons de $n=3 : 3s^2 3p^6 4s^2$
- 2 électrons de $n=4 : 3d^2$

1) Le numéro atomique de cet atome : $z = 22$

2) Le nombre d'électron de type s : 8

3) Le nombre d'électron de type p : 12

4) Le nombre d'électron de type d : 2

Exercice N° 4 :

a) La configuration électronique des éléments dont le numéro atomique varie de $Z=3$ à $Z=10$:

1) $Z = 3, {}_3\text{Li} : 1s^2 2s^1$ 1 électron célibataire

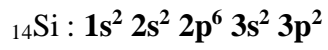
2) $Z = 4, {}_4\text{Be} : 1s^2 2s^2$ Aucun électron célibataire

3) $Z = 5, {}_5\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^1$ 1 électron célibataire

- 4) $Z = 6, {}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$ 2 électrons célibataires
- 5) $Z = 7, {}_7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$ 3 électrons célibataires
- 6) $Z = 8, {}_8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$ 2 électrons célibataires
- 7) $Z = 9, {}_9\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$ 1 électron célibataire
- 8) $Z = 10, {}_{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$ Aucun électron célibataire.

Exercice N° 5 :

1) la configuration électronique de silicium ${}_{14}\text{Si}$ à l'état fondamental :



2) Les valeurs des 4 nombres quantiques des électrons de valence du silicium :

La couche de valence est : $3s^2 3p^2$, Les électrons de valences sont 4 électrons, ses valeurs quantiques sont respectivement :

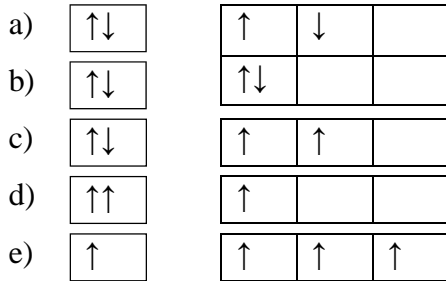
1^{er} électron : $n=3$ $l=0$ $m=0$ $s=+1/2$

2^{ème} électron : $n=3$ $l=0$ $m=0$ $s=-1/2$

3^{ème} électron : $n=3$ $l=1$ $m=0$ $s=+1/2$

4^{ème} électron : $n=3$ $l=1$ $m=1$ $s=+1/2$

3) Les représentations des électrons de valence du silicium :



Les deux représentations correctes sont : c) et e).

Les règles non respectées dans les trois autres sont : de Hund et Pauli.

A. Les configurations électroniques correctes sont :

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^4$

f) $1s^2 2s^2 2p^5$ correcte

g) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$

h) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^1$

Exercice N° 6 :

Les configurations électroniques des atomes ou ions suivants,

1) $_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

2) $_{13}\text{Al}^{3+}$: $1s^2 2s^2 2p^6$

3) $_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

4) $_{20}\text{Ca}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

5) $_{16}\text{Ga}^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

6) $_{35}\text{Br}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

7) $_{51}\text{Sb}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$

Les règles utilisées sont : les règles de Hund, Pauli et Klechkewski.

Série N°03 : Classification périodique

Exercice N° 1 :

On donne les deux éléments de numéros atomiques suivants : Vanadium V ($Z=23$) ; Gallium Ga ($Z=31$).

- 1- Donner la structure électronique de chacun de ces éléments.
- 2- Quel est le nombre des électrons de valence du vanadium V et du gallium Ga?
- 3- Donner les quatre nombres quantiques de ces électrons de valence.

Exercice N° 2 :

Soient les atomes suivants : N ($Z=7$), Cl ($Z=17$), K ($Z=19$), Cu ($Z=29$), Zn^{2+} ($Z=30$), Ag ($Z=47$), Au ($Z=79$).

- 1- Donner la structure électronique de ces éléments.
- 2- Préciser la configuration externe (les électrons de valence) pour chaque atome, en déduire la ligne et la colonne dans la classification périodique.
- 3- Déterminer la famille à laquelle appartient chacun de ces éléments.
- 4- Le césium (Cs) appartient à la même famille que le potassium (K) et à la même période que l'or (Au). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique.

Exercice N° 3 :

La structure électronique d'un atome est : $K^2 L^6$.

- a. Donner la structure électronique de cet élément. En déduire le numéro atomique (Z).
- b. Situer cet élément chimique dans la classification périodique?
- c. A quelle famille appartient cet élément ?

Exercice N° 4 :

Le molybdène (Mo) appartient à la famille du chrome Cr ($Z=24$) et à la cinquième période. Donner sa configuration électronique et son numéro atomique.

Exercice N° 5 :

Un élément X à moins de 18 électrons et possède 3 électrons célibataires dont le dernier électron est caractérisé par la valeur du nombre quantique principal $n=3$.

- 1- Donner la structure électronique de cet élément.
- 2- Situer l'élément X dans le tableau périodique.

Exercice N° 6 :

Donner le numéro atomique et la configuration électronique des éléments à partir des définitions suivantes :

- a. L'halogène de numéro atomique inférieur à 18.
- b. Le gaz rare de même période que le chlore ($Z = 17$).
- c. Le troisième halogène.
- d. Le deuxième métal de transition.
- e. Les trois premiers éléments des alcalino-terreux.

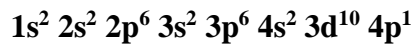
Exercice N° 7 :

Donner les configurations électroniques des trois éléments X, Y et Z sachant que :

- X^{+3} possède la structure du Néon qui appartient à la deuxième période.
- Y appartient à la même période que X. Il manque deux électrons à Y pour avoir la configuration d'un gaz rare.
- Z^+ possède la configuration d'un gaz rare qui appartient à la période de Y.

Exercice N° 8 :

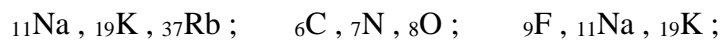
L'atome d'un élément X donnée possède la configuration électronique dans l'état fondamental suivante :



- Quel est le numéro atomique de l'élément?
- Peut-on attribuer une valeur au nombre de masse ? pourquoi ?
- Quel est le nombre d'électron dans la couche de valence ?
- Quelles sont les valeurs des nombres quantiques pour l'électron situé dans l'orbitale d'énergie la plus élevée ?
- Situer l'élément X (**Période et Groupe**) dans le tableau de classification périodique.
- Parmi les ions : ${}_{13}\text{Al}^{+3}$, ${}_{21}\text{Sc}^{+3}$ et ${}_{29}\text{Cu}^+$, quel est celui dont l'élément appartient au même groupe que X ?

Exercice N° 9 :

Classer dans chaque série, les éléments suivants selon leur rayon atomique et leur électronégativité croissant :



Exercice N° 10 :

On considère deux atomes ${}^{A_1}\text{X}_1$ et ${}^{A_2}\text{X}_2$ appartenant au même élément chimique X. Cet élément se trouve sur la troisième ligne et appartient à l'avant-dernière colonne du tableau de la classification périodique.

- Quelle est le nom de sa couche électronique externe ?
- A quel nombre quantique principal correspond cette couche ?
- A quelle famille et quel groupe appartient-il ?
- Quel est le nombre d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X sur leur couche externe ?
- Ecrire la configuration électronique des atomes de l'élément X.
- Quel est le nombre total d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X ? Quel est son nom ?
- On donne : $A_1=35$ et $A_2=37$. Donner la constitution des atomes X_1 et X_2 .
- Comment appelle-t-on ces deux atomes ?

- 3- Donner la structure électronique de chacun de ces éléments.
- 4- Quel est le nombre des électrons de valence du vanadium V et du gallium Ga?
- 3- Donner les quatre nombres quantiques de ces électrons de valence.

Exercice N° 2 :

Soient les atomes suivants : N ($Z=7$), Cl ($Z=17$), K ($Z=19$), Cu ($Z=29$), Zn^{2+} ($Z=30$), Ag ($Z=47$), Au ($Z=79$).

- 5- Donner la structure électronique de ces éléments.
- 6- Préciser la configuration externe (les électrons de valence) pour chaque atome, en déduire la ligne et la colonne dans la classification périodique.
- 7- Déterminer la famille à laquelle appartient chacun de ces éléments.
- 8- Le césium (Cs) appartient à la même famille que le potassium (K) et à la même période que l'or (Au). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique.

Exercice N° 3 :

La structure électronique d'un atome est : $K^2 L^6$.

- d. Donner la structure électronique de cet élément. En déduire le numéro atomique (Z).
- e. Situer cet élément chimique dans la classification périodique?
- f. A quelle famille appartient cet élément ?

Exercice N° 4 :

Le molybdène (Mo) appartient à la famille du chrome Cr ($Z=24$) et à la cinquième période. Donner sa configuration électronique et son numéro atomique.

Exercice N° 5 :

Un élément X à moins de 18 électrons et possède 3 électrons célibataires dont le dernier électron est caractérisé par la valeur du nombre quantique principal $n=3$.

- 1- Donner la structure électronique de cet élément.
- 2- Situer l'élément X dans le tableau périodique.

Exercice N° 6 :

Donner le numéro atomique et la configuration électronique des éléments à partir des définitions suivantes :

- f. L'halogène de numéro atomique inférieur à 18.
- g. Le gaz rare de même période que le chlore ($Z = 17$).
- h. Le troisième halogène.
- i. Le deuxième métal de transition.
- j. Les trois premiers éléments des alcalino-terreux.

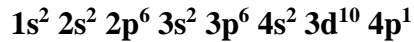
Exercice N° 7 :

Donner les configurations électroniques des trois éléments X, Y et Z sachant que :

- d) X^{+3} possède la structure du Néon qui appartient à la deuxième période.
- e) Y appartient à la même période que X. Il manque deux électrons à Y pour avoir la configuration d'un gaz rare.
- f) Z^+ possède la configuration d'un gaz rare qui appartient à la période de Y.

Exercice N° 8 :

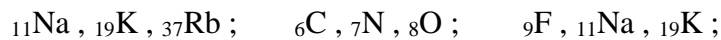
L'atome d'un élément X donnée possède la configuration électronique dans l'état fondamental suivante :



- 3- Quel est le numéro atomique de l'élément?
- 4- Peut on attribuer une valeur au nombre de masse ? pourquoi ?
- 3- Quel est le nombre d'électron dans la couche de valence ?
- 7- Quelles sont les valeurs des nombres quantiques pour l'électron situé dans l'orbitale d'énergie la plus élevée ?
- 8- Situer l'élément X (**Période et Groupe**) dans le tableau de classification périodique.
- 9- Parmi les ions : ${}_{13}\text{Al}^{+3}$, ${}_{21}\text{Sc}^{+3}$ et ${}_{29}\text{Cu}^+$, quel est celui dont l'élément appartient au même groupe que X ?

Exercice N° 9 :

Classer dans chaque série, les éléments suivants selon leur rayon atomique et leur électronégativité croissant :



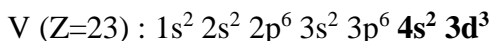
Exercice N° 10 :

On considère deux atomes ${}^{A_1}\text{X}_1$ et ${}^{A_2}\text{X}_2$ appartenant au même élément chimique X. Cet élément se trouve sur la troisième ligne et appartient à l'avant-dernière colonne du tableau de la classification périodique.

- 9. Quelle est le nom de sa couche électronique externe ?
- 10. A quel nombre quantique principal correspond cette couche ?
- 11. A quelle famille et quel groupe appartient-il ?
- 12. Quel est le nombre d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X sur leur couche externe ?
- 13. Ecrire la configuration électronique des atomes de l'élément X.
- 14. Quel est le nombre total d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X ? Quel est son nom ?
- 15. On donne : $A_1=35$ et $A_2=37$. Donner la constitution des atomes X_1 et X_2 .
- 16. Comment appelle-t-on ces deux atomes ?

Solution N°3

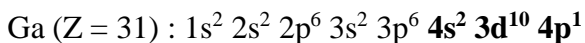
Exercice N° 1 :



Pour le vanadium, il y a cinq électrons de valence (de type s et de type d)

3d correspond à $n = 4$, $l = 2$, $m = -2, -1, 0, 1, 2$ $m_s = + 1/2$

4s correspond à $n = 4$, $l = 0$, $m = 0$ $m_s = \pm 1/2$



Trois électrons de valence (type s et type p)

4s correspond à $n = 4$, $l = 0$, $m = 0$ $m_s = \pm 1/2$

4p correspond à $n = 4$, $l = 1$, $m = -1, 0, 1$ $m_s = +1/2$

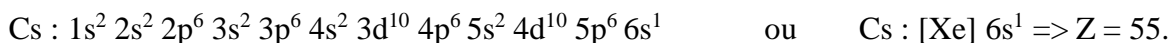
Exercice N° 2 :

Elément chimique	Configuration électronique	Configuration externe	Ligne (période)	Groupe (colonne)	Famille
N (Z=7)	$1s^2 2s^2 2p^3$	$7N : 2s^2 2p^3$	2	V _A	Azotide
Cl ⁻ (Z=17)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$17Cl^- : 3s^2 3p^6$	3	VII _A (Cl)	Halogène
K (Z=19)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$19K : 4s^1$	4	I _A	Alcalin
Cu (Z=29)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$29Cu : 4s^1 3d^{10}$	4	IB	Métal
Zn ²⁺ (Z=30)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	$Zn : 3d^{10}$	4	II _B (Zn)	Métal
Ag (Z=47)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$	$47Ag : 5s^1 4d^{10}$	5	IB	Métal
Au (Z=79)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$	$79Au : 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$	6	IB	Métal de transition

La configuration électronique et le numéro atomique de césium (Cs) :

Cs appartient à :

- la même famille que le potassium : alcalin (ns^1)
- la même période que l'or : $n=6$.



Exercice N°3 :

Cet élément appartient à la deuxième période (deuxième ligne) et à la seizième colonne (VI_A) de la classification : L'oxygène, ${}_8O : 1s^2 2s^2 2p^4$

Le numéro atomique de cet élément chimique : $Z = 2 + 6 = 8$.

Famille de Chalcogène.

Exercice N° 4 :



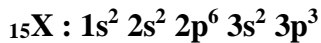
Il appartient à la famille des métaux de transition de structure électronique de couche de valence de type : $(n-1)d^5 ns^1$.

Le molybdène Mo appartient à la même famille que le chrome et à la 5^{ème} période donc la structure de sa couche de valence de type $(n-1)d^5 ns^1$ avec $n=5$, Mo : $[Kr]4d^5 5s^1 \Rightarrow Z = 42$.

Exercice N° 5 :

X : $n=3$; $n_e < 18$; 3 é célibataire

a) la structure électronique de cet élément :



b) ligne et groupe de l'élément X : ligne 3 ; groupe V_A.

Exercice N° 6 :

Le numéro atomique Z et la configuration électronique des éléments suivants :

- L'halogène de numéro atomique inférieur à 18 : Cl ($Z = 17$) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
- Le gaz rare de même période que le chlore : Ar ($Z = 18$) : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
- Le troisième halogène : Br ($Z = 35$) : $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- Le deuxième métal de transition : Kr ($Z = 22$) : $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$
- Les trois premiers éléments des alcalino-terreux : Be ($Z=4$) ; Mg ($Z=12$) ; Ca ($Z=20$).

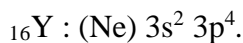
Exercice N° 7 :

a) la configuration électronique du Néon (Ne) : ${}_{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$.

Celle de X est par conséquent : ${}_{13}\text{X} : (\text{Ne}) 3s^2 2p^1$.

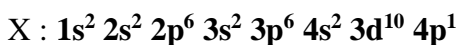
b) la configuration électronique de l'élément Y de numéro atomique égale à :

$$18 (\text{Ar}) - 2 = 16.$$



c) ${}_{19}\text{Z} : (\text{Ar}) 4s^1$.

Exercice N° 8 :



- L'atome étant neutre, le numéro atomique Z est égal au nombre d'électrons : $Z = 31$.
- A partir de la configuration électronique d'un élément, il n'est pas possible de connaître le nombre de masse :
 - le nombre de protons (Z) n'est pas toujours équivalent au nombre de neutrons (N).
 - les noyaux d'un même élément peuvent différer par le nombre de neutrons présents (ce qui donne des isotopes).
- la configuration électronique de la couche externe de X : $4s^2 3d^{10} 4p^1$.

La couche d est saturée, le nombre d'électron de valence est égal à 3.

4- l'orbitale d'énergie la plus élevée est la **4p** :

Donc, les valeurs des nombres quantiques sont : $n = 4$; $l = 1$; $-1 \leq m \leq +1$; $s = +1/2$.

5- l'élément X appartient à :

- 4^{ème} période ;
- Groupe III_A.

6- ${}_{13}\text{Al} : (\text{Ne}) 3s^2 3p^1$.

${}_{21}\text{Sc} : (\text{Ar}) 4s^2 3d^1$.

${}_{29}\text{Cu} : (\text{Ar}) 4s^1 3d^{10}$.

Al et X ont la même configuration électronique externe $ns^2 np^1$, ils appartiennent au même groupe.

Exercice N° 9 :

Classement des éléments selon :

- **le rayon atomique croissant :**

${}_{11}\text{Na}$, ${}_{19}\text{K}$, ${}_{37}\text{Rb}$: Dans une même colonne du tableau périodique, le numéro de la couche de valence augmente du haut vers le bas. Par conséquent, l'attraction entre l'électron périphérique et le noyau devient de plus en plus faible et le rayon atomique augmente du sodium au rubidium : $r_{\text{Na}} < r_{\text{K}} < r_{\text{Rb}}$.

${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$: Ces atomes appartiennent à la même période. Le numéro de la couche de valence est toujours le même, mais le numéro atomique (Z) augmente du carbone vers l'oxygène. La force d'attraction est de plus en plus importante, et par conséquent le rayon diminue du carbone vers l'oxygène : $r_{\text{O}} < r_{\text{N}} < r_{\text{C}}$.

${}_9\text{F}$, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{19}\text{K}$: $r_{\text{F}} < r_{\text{Na}} < r_{\text{K}}$, car le numéro de la couche de valence (n) augmente de F à K : $n(\text{F}) = 2$; $n(\text{Na}) = 3$ et $n(\text{K}) = 4$.

${}_{26}\text{Fe}$, ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$, ${}_{26}\text{Fe}^{3+}$: Les structures électroniques de Fe, Fe^{2+} et Fe^{3+} sont :

Fe (Z=26) : $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$

Fe^{2+} (Z=26) : $[\text{Ar}] 3d^6$

Fe^{3+} (Z=26) : $[\text{Ar}] 3d^5$

Pour ces trois éléments, le nombre de protons est constant, le nombre d'électrons diminue. Cela entraîne une diminution de l'effet d'écran exercé par les électrons les uns par rapport aux autres. Par conséquent, l'attraction augmente et le rayon diminue :

$r_{\text{Fe}^{3+}} < r_{\text{Fe}^{2+}} < r_{\text{Fe}}$

- **l'électronégativité croissant :**

L'électronégativité des éléments chimiques augmente avec la diminution de rayon atomique de ces éléments :

${}_{37}\text{Rb} < {}_{19}\text{K} < {}_{11}\text{Na}$; ${}_6\text{C} < {}_7\text{N} < {}_8\text{O}$; ${}_{19}\text{K} < {}_{11}\text{Na} < {}_9\text{F}$; ${}_{26}\text{Fe} < {}_{26}\text{Fe}^{2+} < {}_{26}\text{Fe}^{3+}$

Exercice N° 10 :

1. le nom de sa couche électronique externe est : M
2. le nombre quantique de cette couche est : $n=3$
3. il appartient à la famille des halogènes et le groupe VII_A
4. le nombre d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X sur leur couche externe est : 7 électrons.
5. la configuration électronique des atomes de l'élément X : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
6. le nombre total d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X est : 17 électrons
7. le nom de l'élément X est : le chlore (Cl)
8. la constitution des atomes X₁ et X₂ :
 - $^{35}_{17}\text{Cl}$; A₁ = 35 ; Z = 17 ; N₁ = A - Z = 25 - 17 = 18
 - $^{37}_{17}\text{Cl}$; A₂ = 37 ; Z = 17 ; N₂ = A - Z = 37 - 17 = 20
9. Ces deux atomes sont des isotopes.

Série N°4 : Liaison chimique

Exercice N° 1 :

1- Donner la notation de Lewis des molécules et ions suivants :

H_2 ; Cl_2 ; H_2O ; H_3O^+ ; NH_3 ; NH_4^+ ; CH_4 ; C_2H_6 ; SF_4 ; SF_6 ; PCl_3

2- Quels sont parmi ces composés ceux qui ne respectent pas la règle de l'Octet ?

Exercice N° 2 :

1- Expliquer pourquoi la molécule du trifluorure de bore est plane. On donne $Z=5$ pour le Bore et $Z=9$ pour le Fluore.

2- Etablir la représentation de Lewis pour les molécules suivantes et donner leur géométrie:

BF_3 ; PCl_3 ; PCl_5 .

Exercice N° 3 :

Donner les structures des molécules suivantes : CH_4 ; SiH_4 ; CCl_4 ; C_2H_4 ; C_2H_2 ; PCl_5 .

Exercice N° 4 :

- Donner la formule développée des molécules et ions ci-dessous en indiquant les liaisons σ et π :

C_2H_5Br ; C_2H_5Na ; C_2H_3N ; CH_2O .

Solution N°4

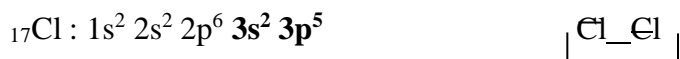
Exercice N° 1 :

3- La notation de Lewis des molécules et ions suivants :

- H₂:



- Cl₂ :



- H₂O :



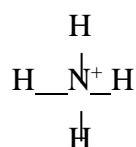
- H₃O⁺ :



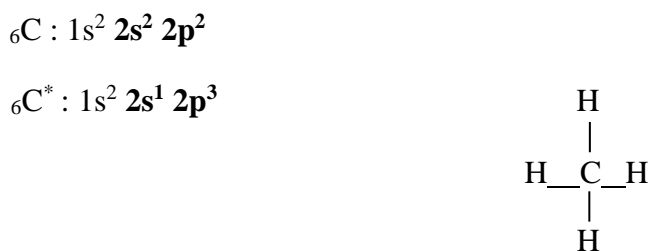
- NH₃:



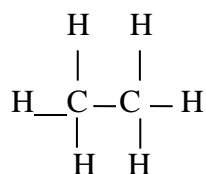
- NH₄⁺ :



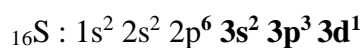
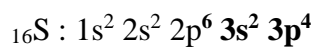
- CH₄:



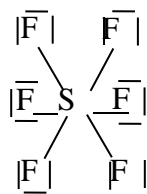
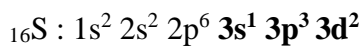
- C₂H₆ :



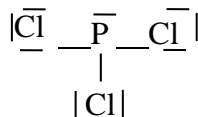
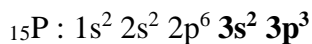
- SF₄:



- SF₆ :



- PCl₃ :

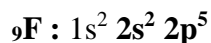
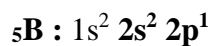


4- Les composés qui ne respectent pas la règle de l'Octet sont : Cl₂ ; SF₄ ; SF₆ ; PCl₃.

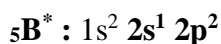
La règle de l'Octet ne s'applique strictement qu'aux atomes C , N, O et F de la 2^{ème} période du tableau périodique.

Exercice N° 2 :

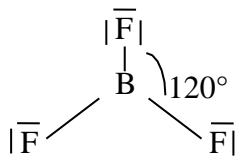
1. BF₃



BF₃ : 3 liaisons d'où aller à la forme excitée du Bore.

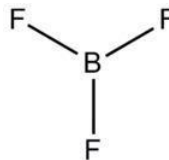
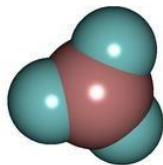


3 à célibataires d'où 3 orbitales hybridées de type sp², la molécule BF₃ est plane avec un angle de 120°.

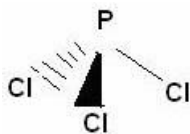


2. La représentation de Lewis pour les molécules suivantes et leur géométrie:

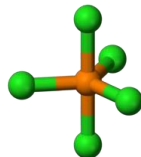
- BF₃ : AX₃, cette molécule est plane avec un angle de 120°.



- PCl₃ : AX₃E₁, cette molécule est pyramide à base triangulaire avec un angle inférieur à 109,5°.



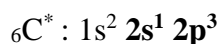
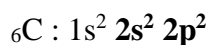
- PCl₅ : AX₅, cette molécule est bipyramide à base triangulaire avec un angle de 90° et 120°.



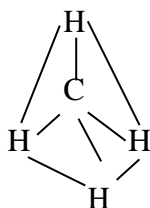
Exercice N° 3 :

Les structures des molécules :

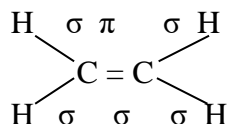
- CH₄ :



La molécule CH₄ est tétraédrique avec un angle de 109,5°.

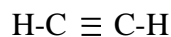


- SiH₄ et CCl₄ : ces molécules possèdent la même structure que CH₄.
- C₂H₄ :



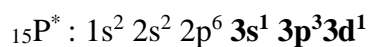
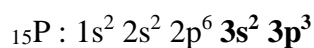
Molécule plane avec un angle de 120°.

- C₂H₂ :



Molécule linéaire avec un angle de 180°.

- PCl₅ :

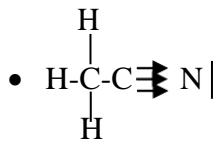


Cette molécule est bipyramide à base triangulaire avec un angle de 90° et 120°.

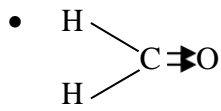
Exercice N° 4 :

- Les formules développées des molécules et ions:





(1 liaison π , les autres sont de type σ)



(1 liaison π , les autres sont de type σ)

La flèche est dirigée vers l'atome le plus électronégative.

