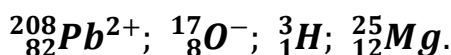
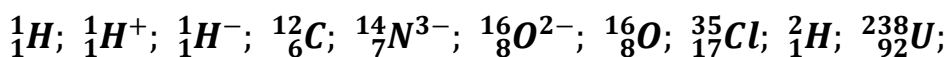


## Série N°01 (1 séance)

### Structure de la matière

#### Exercice N°01

1. Que représentent A et Z dans le symbolisme des nucléides  ${}^A_ZX$  ?
2. Donner le : nombre de protons, de neutrons et d'électrons des atomes et ions suivant;



3. Quels sont les groupes d'isotopes parmi les atomes ci-dessus ?

#### Exercice N°02

Sachant que la masse du proton  $m_p = 1,62339 \cdot 10^{-27}$  kg, celle du neutron  $m_n = 1,67471 \cdot 10^{-27}$  kg et celle de l'électron  $m_e = 9,10850 \cdot 10^{-31}$  kg.

1. Exprimer ces masses en unité des masses atomiques (u)
2. Quel est le rapport entre la masse du proton et celle de l'électron ? que peut-on conclure?

Donnée:  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

#### Exercice N°03

Le cuivre naturel est composé de deux isotopes stables dont les masses atomiques sont respectivement  $m({}^{63}\text{Cu}) = 62,929$  u et  $m({}^{65}\text{Cu}) = 64,927$  u

1. Indiquer la constitution des noyaux des deux isotopes.
2. Sachant que la masse atomique du mélange isotopique est de 63,540 u, calculer l'abondance de chacun de ces deux isotopes.

Donnée:  $Z(\text{Cu}) = 29$

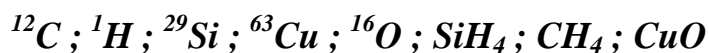
#### Exercice N°04

Le premier isotope du silicium naturel  ${}^{28}\text{Si}$ , de masse atomique  $m({}^{28}\text{Si}) = 27,997$  u, a une abondance relative de 92,929%. Le deuxième isotope  ${}^{29}\text{Si}$ , de masse atomique  $m({}^{29}\text{Si}) = 28,978$  u, a une abondance relative de 4,7%. Sachant que la masse atomique du silicium naturel est de 28,086 u:

1. Existe-il un troisième isotope ?
2. Si oui, calculer sa masse atomique.

#### Exercice N°05

On considère les atomes et les molécules suivantes :



1. Exprimer la masse atomique du carbone, de l'oxygène et de l'hydrogène en gramme.
2. Exprimer la masse moléculaire du méthane ( $\text{CH}_4$ ) en gramme.

- Donner la masse molaire atomique (de chaque atome) exprimée en gramme,
- Donner la masse molaire moléculaire (de chaque molécule) exprimée en gramme.

Données:

Masse atomique de C = 12,0110 u;

Masse atomique de Si = 28,0855 u;

Masse atomique de O = 15,9994 u;

Masse atomique de H = 1,0079 u;

Masse atomique de Cu = 63,5460 u;

$1u = 1/N_A = 1,66.10^{-24} \text{ g}$

### Exercice N°06

Un échantillon d'oxyde de zinc ZnO a une masse  $m = 2 \text{ g}$ . Combien y a-t-il de moles et de molécules de ZnO et d'atomes de Zn et de O dans cet échantillon ?

Données:  $M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

### Exercice N°07

Un échantillon de dioxyde de titane  $\text{TiO}_2$  a une masse  $m = 0,62 \text{ g}$ . Combien y a-t-il de moles et de molécules de  $\text{TiO}_2$  et d'atomes de Ti et de O dans cet échantillon ?

Donnée:  $M(\text{Ti}) = 47,867 \text{ g.mol}^{-1}$

## Série N°02 (3 séances)

### Structure électronique et tableau périodique

#### Exercice N°01

- Que représentent les nombres quantiques  $n$ ;  $l$ ;  $m$ ;  $s$  ?
- Existe-il la sous couche  $2d$  ? pourquoi ?
- Lesquelles de ces sous couches sont possibles ?

$1s, 7d, 9s, 3f, 4f, 2d$

- Dans un atome, quel est le nombre maximal d'électrons qui peuvent prendre les nombres quantiques suivants :

a)  $n = 3$ .

b)  $n = 4, l = 2$ ,

c)  $n = 2, l = 1$ .

d)  $n = 2, l = 1, m = -1$

e)  $n = 5, l = 3$ .

- La série des nombres quantiques  $n = 3$ ;  $l = 1$ ;  $m = 1$  :

a) décrit **un électron** dans une orbitale atomique de la sous couche  $3d$  ?

b) décrit **un électron** dans une orbitale atomique de la sous couche  $3p$  ?

- Parmi les ensembles suivants  $\{n; l; m; s\}$ , quelles sont les propositions possibles et représenter l'OA dans laquelle se trouve cet électron.

a)  $\{2; 2; 1; +1/2\}$ ,

b)  $\{4; 0; -1; +1/2\}$ ,

c)  $\{3; 1; 0; -1/2\}$

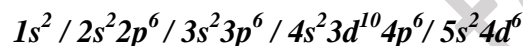
### Exercice N°02

On considère un électron dans la couche  $n = 2$ .

- 1- Quels sont les nombres quantiques qui peuvent être associés à cet électron ?
- 2- Préciser les orbitales atomiques associées aux différents états de cet électron lorsqu'il est placé dans la sous couche  $2p$ . Préciser la fonction d'onde associée  $\psi_{n,l,m}$ .
- 3- Soient les sous couches suivantes :  $3p, 4s, 5f, 3d$ ,
  - a)- Classer ces sous-couches par ordre d'énergie croissante.
  - b)- Donner le nombre d'orbitales atomiques qui composent chaque sous-couche.
- 4- Classer toutes les sous-couches comprises entre la 1<sup>ère</sup> et la 5<sup>ème</sup> couche par ordre d'énergie croissante. Citer la règle utilisée.

### Exercice N°03

Un élément X a la configuration électronique suivante dans son état fondamental :



- 1- Quel est le numéro atomique de cet élément ?
- 2- Peut-on attribuer un nombre de masse à cet élément ?
- 3- Représenter la couche de valence de l'atome X à l'aide des cases quantiques.
- 4- Déterminer le nombre d'électrons célibataires de la sous couche  $4d^6$  en déterminant leurs nombres quantiques.
- 5- Citer les règles utilisées pour remplir la sous couche  $4d$ .
- 6- Donner les valeurs des quatre nombres quantiques des électrons appariés.

### Exercice N°04

- 1- Le nombre d'électrons de l'élément Y est inférieur à 20 et possède 2 électrons célibataires.
  - a) Ecrire **toutes les structures électroniques** possibles de cet élément.
  - b) Déduire la configuration électronique de cet élément, sachant qu'il appartient à la période du sodium ( $_{11}\text{Na}$ ) et au groupe de  $_{34}\text{Se}$ .
- 2- Le Gallium appartient au groupe du bore ( $_5\text{B}$ ) et à la période du potassium ( $_{19}\text{K}$ ). Déterminer son numéro atomique.
- 3- Donner la structure électronique des atomes Cr ( $Z=24$ ) et Fe ( $Z=29$ ) sous la forme la plus stable. Expliquer brièvement cette anomalie.

### Exercice N°05

On considère les atomes et les ions suivants



- 1- Donner la **configuration électronique** des atomes et ions ci-dessus en représentant les électrons de valence à l'aide des cases quantiques.
- 2- Indiquer la **période, le groupe et sous-groupe ainsi que le bloc** de chaque atome. Déduire la famille à laquelle il appartient (alcalins, halogènes,...).
- 3- Attribuer à **chaque atome** son électronégativité ' $\chi$ ' parmi les valeurs suivantes calculées selon Pauling ; **0.9 ; 2.5 ; 1.3 ; 3.0 ; 2.4 ; 3.98 ; 0.82**

- 4- Déterminer tous les ions possibles des atomes Ti et Se puis déduire **l'ion le plus stable**. Justifier. Déterminer l'ion stable des atomes restants de la série ci-dessus.
- 5- Classer les 5 atomes par ordre décroissant d'énergie d'ionisation (EI).
- 6- L'élément potassium K possède une énergie de la 1<sup>ère</sup> ionisation de 4.34eV alors que son énergie de 2<sup>ème</sup> ionisation est de 31.81 eV. Expliquer pourquoi ?
- 7- Attribuer à chaque élément son rayon atomique ( $A^\circ$ ) parmi les valeurs suivantes : 1.17 ; 2.03 ; 0.99 ; 1.04 ; 1.32 ; 2.48 ; 0.42.
- 8- Pourquoi les gaz rares n'ont pas d'électronégativité ? donner un exemple d'un gaz rare en représentant sa structure électronique.

### Exercice N°06

Les deux éléments X et Y appartiennent à la même période et la somme des protons des deux éléments est égale à 54.

- 1- Donner la période à laquelle appartient les deux éléments dans le tableau périodique ?
- 2- Etablir la configuration électronique de X et Y à l'état fondamental ?
- 3- Déduire leur position dans le tableau périodique (en précisant la période, le sous-groupe et le bloc) ?
- 4- Déterminer le numéro atomique de chacun d'eux, sachant que l'élément X possède un électron célibataire et Y possède deux électrons célibataires ?
- 5- Etablir la configuration électronique des ions  $X^{2+}$  et  $Y^{2-}$ , que peut-on déduire ?

### Exercice N°07

La structure électronique de l'élément  $X^+$  est de  $[X^+] = [_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$

- 1- Déduire le numéro atomique, le groupe, le sous-groupe et le bloc de l'élément X.
- 2- L'élément Y forme un composé de formule de  $X_2Y$ , sachant que Y appartient à la deuxième période et au groupe  $\text{VI}_A$  :
  - a- Donner la structure électronique de l'élément Y.
  - b- Comparer les deux éléments par rapport à leurs électronégativités et leurs rayons atomiques.
  - c- Représenter le diagramme de Lewis des atomes X et Y ainsi que la molécule  $X_2Y$ .

### Exercice N°08

Soient 3 éléments A, B et D.

L'atome A est un alcalin.

La différence des numéros atomiques de A et B est égale à 16.

Ces deux éléments appartiennent à la 4<sup>ème</sup> période.

L'atome D possède 3 électrons de valence et son électron de plus haute énergie correspond aux nombres quantiques suivant :  $n=4$  ;  $l=1$  ;  $m=-1$  ;  $s=+1/2$ .

- 1- Déterminer la configuration électronique des éléments A, B et D.
- 2- Indiquer la période, le groupe et le bloc de chaque élément.
- 3- Classer les par ordre croissant d'énergie d'ionisation.