**Série N°2 de structure de la matière**

**Exercice 01 :**

Soient les éléments suivants :

;+;;¯;;;;3+ ; ;2-

1. Pourquoi a-t-on défini le numéro atomique d’un élément chimique par le nombre de protons et non par le nombre d’électrons ?
2. Déterminer la composition de chaque élément (nombre de protons, nombre de masse, nombre de neutrons et nombre d’électrons).
3. Quelle est la nature de chaque élément ?
4. Parmi les éléments cités ci-dessus, y a-t-il des isotopes ? Lesquels ?

**Exercice 02 :**

1. Donner la définition de l’unité de masse atomique (uma) puis calculer sa valeur en g et en Kg.
2. Soient les masses suivantes :

Masse du proton = 1,6726.10-27 Kg ; Masse du neutron = 1,6749.10-27Kg ;

Masse de l’électron = 9,1094.10-31 Kg

1. Donner l’équivalent en uma de la masse du proton, du neutron et d l’électron.
2. Calculer l’équivalent énergétique de l’uma en joules et en MeV.
3. Calculer les défauts de masses puis les énergies de cohésion par nucléon des deux noyaux : et . Lequel est le plus stable ?

**Données :** m(235U) = 234,9942 uma ; m(140Xe) = 139,9252 uma.

**Exercice 03 :**

Le Béryllium Be (Z = 4) ne possède qu’un seul isotope stable 9Be.

1. Donner la composition de cet atome (A, Z et N)
2. Déterminer la masse théorique d’un noyau de cet isotope en uma.
3. En déduire sa masse molaire théorique en g/mol.
4. Comparer la masse molaire théorique calculée à sa masse molaire réelle qui est de 9,012 g/mol. A quoi est due la différence observée ?

**Exercice 04 :**

1. Sachant que la masse du fer est de 9,31.10-26 Kg, celle du proton 1,6726.10-27 Kg et celle de l’électron 9,1094.10-31 Kg.
2. Exprimer ces masses en uma.
3. Calculer le rapport entre la masse du proton et celle de l’électron. Conclure.
4. La masse atomique de l’oxygène naturel est de 15,9994. L’oxygène se compose de trois isotopes. Sachant que l’abondance relative de 17O est de 0,037 %, calculer les abondances relatives de 16O et 18O.

On donne : 16O = 159949, 17O = 16,9991, 18O = 17,9992.

**Exercice 05 :**

Le noyau de l’atome de lithium est formé de 4 neutrons et 3 protons.

1. Calculer en uma la masse théorique de ce noyau, la comparer à sa valeur réelle qui est de 7,01601 uma.
2. Calculer l’énergie de cohésion de ce noyau en J/noyau, en J/mol de noyau, en MeV/noyau et en MeV/nucléon.

**Exercice 06 :**

Le potassium existe sous forme de trois isotopes : , et dont les masses atomiques respectives sont : 38,9637 uma, 39,9640 uma et 41,9618 uma. L’isotope 40 est le plus rare, son abondance naturelle est de 0,012 %. Sachant que la masse molaire du potassium naturel est de 39,102 uma.

1. Calculer les abondances des isotopes 39 et 41 dans le potassium naturel.
2. Calculer l’énergie de liaison des noyaux des isotopes en j/noyau, en j/mol de noyau, en MeV/noyau et en MeV/nucléon.
3. Quel est l’isotope le plus stable ?

**Exercice 07 :**

A l’aide du spectrographe de masse de Bainbridge, on sépare deux sources d’ions, porteurs d’une charge élémentaire positive : l’un est l’isotope 14N. Leur vitesse est v = 400 Km/s à l’entrée du champ d’induction magnétique B = 0,2 tesla. Calculer la masse atomique de l’ion inconnu, sachant qu’il est le plus lourd et que la distance séparant les points d’impact sur la plaque photographique est d = 4,15 cm.

**Exercice 08 :**

On utilise un spectrographe de masse de type Bainbridge pour séparer deux types d’ions et porteurs d’une charge élémentaire positive ; l’un est l’isotope du carbone.

La vitesse des ions, à la sortie du filtre de vitesse, est v = 600 km/s.

1. Représenter les orientations des vecteurs , , , , et dans le filtre de vitesse.
2. Sachant que le filtre de vitesse est composé de deux plaques d’un condensateur distant de

d = 10 cm, auquel on applique une différence de potentiel de 20 kV ; déduire :

1. La valeur du champ électrique E crée.
2. La valeur du champ magnétique B appliqué.
3. La séparation est ensuite produite par un champ magnétique d’intensité 0,3 Tesla, perpendiculaire à la trajectoire de l’ion.

Etablir la distance (d) séparant les points d’impact en fonction de NA, e, B**’**, v, et des masses isotopiques M1 et M2 sachant que l’ion inconnu décrit une trajectoire de rayon plus grand que celui du .

1. Déterminer la masse atomique de l’ion inconnu.

***Données***: d = 4,15 cm, NA = 6,02. 1023, e = 1,6. 10⁻19 C.

**Exercice supplémentaire :**

I. Au total le néon possède 19 isotopes qui sont connus. Parmi eux, seules 20Ne, 21Ne et 22Ne sont stables et se trouvent également dans la nature. Le 20Ne est de loin le plus courant et représente 90,92% des isotopes.

1. Calculer les abondances relatives des isotopes 21Ne et 22Ne sachant que la masse atomique moyenne du néon naturel (Z = 10) est de 20,1713 uma.
2. Déduire la masse molaire du néon naturel en g/mol en justifiant votre réponse.
3. Calculer l’énergie de liaison (cohésion) du noyau de l’isotope le plus abondant.

II. A l’aide d’un spectrographe de masse de Bainbridge, on sépare deux isotopes, porteurs d’une charge élémentaire positive : 20Ne+ et 21Ne+, leur vitesse à l’entrée de l’analyseur et v = 104 m/s. Dans cette partie du spectrographe et sous l’effet d’un champ d’induction magnétique B = 0,1 Tesla. Les trajectoires de ces deux isotopes sont des demi-cercles de rayons R1 et R2 respectivement.

1. Représenter le schéma correspondant.
2. Calculer R1 et R2 et déduire la distance d entre les deux points d’impact des deux ions sur la plaque photographique.

**Données :** 20Ne = 19,9924 uma, 21Ne = 20,9939 uma, 22Ne = 21,9914 uma.