

Série d'exercices N°2

Exercice 1 :

- On peut porter des indications chiffrées dans les trois positions A, Z et q au symbole X (${}^A_ZX^q$) d'un élément. Que signifie précisément chacune d'elle ?
- Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons présents dans chacun des atomes ou ions suivants : ${}_9^{19}\text{F}$, ${}_{12}^{24}\text{Mg}^{2+}$, ${}_{34}^{79}\text{Se}^{2-}$
- Quatre nucléides A, B, C et D ont des noyaux constitués comme indiquée ci-dessous :

	A	B	C	D
Nombre de protons	21	22	22	20
Nombre de neutrons	26	25	27	27
Nombre de masses	47	47	49	47

Y a-t-il des isotopes parmi ces quatre nucléides ?

Exercice 2 :

Considérons l'élément phosphore P (Z=15) (isotopiquement pur, nucléide ${}^{31}_{15}\text{P}$):

- Déterminer, en u.m.a, la masse du noyau, puis celle de l'atome de phosphore.
- Est-il raisonnable de considérer que la masse de l'atome est localisée dans le noyau ?
- Calculer la masse atomique molaire de cet élément.
- La valeur réelle est de 30,9738 g. mol⁻¹. Que peut-on en conclure ?

Exercice 3 :

1. Le noyau de l'atome d'azote N (Z=7) est formé de 7 neutrons et 7 protons. Calculer en u.m.a la masse théorique de ce noyau. La comparer à sa valeur réelle de 14,007515u.m.a. Calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en J et en MeV.

2. Calculer la masse atomique de l'azote naturel sachant que :

${}^{14}\text{N}$ a une masse de 14,007515u.m.a et une abondance isotopique de 99,635%

${}^{15}\text{N}$ a une masse de 15,004863u.m.a et une abondance isotopique de 0,365%

Données : $m_p = 1,007277$ u.m.a. $m_n = 1,008665$ u.m.a. $m_e = 9,109534 \cdot 10^{-31}$ kg. $c = 3 \cdot 10^8$ m.s⁻¹

Exercice 4 :

I) Le Rubidium naturel est constitué de deux isotopes : ${}^{A_1}\text{Rb}$ et ${}^{A_2}\text{Rb}$ de masses atomiques respectives 84.91179 uma et 86.90919 uma. Déduire A_1 et A_2 .

- Calculer le pourcentage (abondance relative) de chaque isotope sachant que la masse atomique du rubidium naturel est de 85.4678 uma ?

Exercice 5 :

La masse atomique de ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ est de 55,9388uma, de ${}^{235}_{92}\text{U}$ est de 235,0706 uma et celle de ${}^2_1\text{H}$ est de 2,0142 uma.

- Pour chaque noyau, calculer l'énergie de liaison en MeV.
- Classer ces noyaux du plus stable au moins stable.

Exercice 6 :

Le cuivre naturel ($Z=29$) est constitué de deux isotopes de masses atomiques respectives: 62.9296 uma et 64.9278 uma. La masse atomique moyenne du cuivre naturel (Cu) est égale à 63.546 uma.

1. Donner la composition du noyau de chaque isotope.
2. Calculer l'abondance relative de chaque isotope ?
3. Calculer, en MeV, l'énergie de liaison de chaque isotope ?

Exercice 7 :

Le potassium ($Z=19$) existe sous forme de trois isotopes : ^{39}K , ^{40}K et ^{41}K dont les masses respectives sont : 38,9635 u.m.a ; 39,9640 u.m.a et 40,9618 u.m.a.

L'isotope ^{40}K est le plus rare, son abondance naturelle est de 0,012%. Sachant que la masse moyenne du potassium naturel est de 39,102 u.m.a :

1. Calculer les abondances naturelles des isotopes 39 et 41 dans le potassium naturel.
2. Donner la composition nucléaire de chaque isotope.
3. Calculer en joule et en MeV l'énergie de liaison de chaque isotope.
4. Donner, en justifiant, l'ordre de stabilité des noyaux des trois isotopes.