

Exercice de révision C1

Exercice 1

Les masses du proton, du neutron et de l'électron sont respectivement de $1,6723842 \times 10^{-24} \text{g}$, $1,6746887 \times 10^{-24} \text{g}$ et $9,109534 \times 10^{-28} \text{g}$.

1. Définir l'unité de masse atomique (u.m.a). Donner sa valeur en g avec les mêmes chiffres significatifs que les masses des particules du même ordre de grandeur.
2. Calculer en u.m.a. et à 10^{-4} près, les masses du proton, du neutron et de l'électron.
3. Calculer d'après la relation d'Einstein (équivalence masse-énergie), le contenu énergétique d'une u.m.a exprimé en MeV.

Exercice 2

Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons qui participent à la composition des structures suivantes :



Exercice 3

L'élément gallium Ga ($Z = 31$) possède deux isotopes stables ${}_{69}\text{Ga}$ et ${}_{71}\text{Ga}$.

1. Déterminer les valeurs approximatives de leurs abondances naturelles sachant que la masse molaire atomique du gallium est de $69,72 \text{ g/mol}$.
2. Pourquoi le résultat n'est-il qu'approximatif ?

Exercice 4

Déterminer les configurations électronique
des éléments ci-contre:



Corrigé

Exercice 1

1. Définition de l'unité de masse atomique : L'unité de masse atomique (u.m.a.) : c'est le douzième de la masse d'un atome de l'isotope de carbone $^{12}_6\text{C}$ (de masse molaire 12,0000g)

La masse d'un atome de carbone est égale à $\frac{12,0000}{N_A}$ avec $N_A = 6.023 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$.

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{12,0000}{N_A} \cdot \frac{1}{12} = \frac{1}{N_A} = 1,66030217 \times 10^{-24} \text{ g.}$$

2. Valeur en u.m.a. des masses du proton, du neutron et de l'électron : $m_p = 1,007277 \text{ u.m.a.}$
 $m_n = 1,008665 \text{ u.m.a.}$ $m_e = 0,000549 \text{ u.m.a.}$

$$E (1 \text{ u.m.a}) = \Delta m \times c^2 = 1,66030217 \times 10^{-24} \times 10^{-3} \times (3 \cdot 10^8)^2 = 1,494271957 \times 10^{-10} \text{ J}$$

$$E = 1,494271957 \cdot 10^{-10} / 1,6 \cdot 10^{-19} (\text{eV}) = 934 \text{ MeV}$$

Exercice 2

Elément	Nombre de masse	Proton	Neutron	Electron
$^{12}_6\text{C}$	12	6	6	6
$^{13}_6\text{C}$	13	6	7	6
$^{14}_6\text{C}$	14	6	8	6
$^{18}_8\text{O}$	18	8	10	8
$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	16	8	8	10
$^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	27	13	14	10
$^{16}_8\text{O}^{2-}$	32	16	16	18

Exercice 3

1. Les deux isotopes de gallium Ga (Z = 31) sont notés (1) pour ^{69}Ga et (2) pour ^{71}Ga .

$$M = x_1 M_1 + x_2 M_2 \text{ avec } M_1 = A_1 = 69 \text{ et } M_2 = A_2 = 71$$

$$69,72 = 69 x_1 + 71 x_2 \text{ avec } x_1 + x_2 = 1, \text{ on peut écrire } 69,72 = 69 x_1 + 71 (1 - x_1) ;$$

On en déduit : $x_1 = 0,64$ et $x_2 = 0,36$ soit 64 % de ^{69}Ga et 36 % de ^{71}Ga

2. L'élément naturel est composé de plusieurs isotopes en proportions différentes. Sa masse molaire étant la somme de ces proportions molaires, elle ne peut être un nombre entier. Elle n'est donc pas strictement égale au nombre de masse car ce dernier est un nombre entier pour chaque isotope (voir exercice précédent).

Exercice 4

