

Exercice 7

Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons qui participent à la composition des structures suivantes : $^{12}_6C$; $^{13}_6C$; $^{14}_6C$; $^{18}_8O$; $^{32}_{16}S^{2-}$; $^{27}_{13}Al^{3+}$; $^{16}_8O^{2-}$; $^{40}_{20}Ca^{2+}$; $^{40}_{20}Ca$; $^{32}_{16}S^{2-}$; $^{56}_{26}Fe^{2+}$; $^{14}_7N$. Désigner celles qui présentent des isotopes ou des isobares.

Correction

Signification de A, Z et q :

A : nombre de masse, appelé aussi masse atomique, c'est le nombre de nucléons (protons et neutrons) contenu dans le noyau.

Z : numéro atomique ou nombre de charge, c'est le nombre de protons présent dans le noyau, il est égale aussi au nombre d'électrons présent dans l'atome.

q : la charge, c'est le nombre d'électrons capté ou perdus par l'atome.

Elément	$^{12}_6C$	$^{13}_6C$	$^{14}_6C$	$^{18}_8O$	$^{16}_8O^{2-}$	$^{27}_{13}Al^{3+}$	$^{40}_{20}Ca^{2+}$	$^{40}_{20}Ca$	$^{32}_{16}S^{2-}$	$^{56}_{26}Fe^{2+}$	$^{14}_7N$
A	12	13	14	18	16	27	40	40	32	56	14
Proton (Z)	6	6	6	8	8	13	20	20	16	26	7
Neutron (A-Z)	6	7	8	10	8	14	20	20	16	30	7
Electron (Z-q)	6	6	6	8	10	10	18	20	18	24	7

Les isotopes sont des entités ayant le même numéro atomique Z mais la valeur de A est différente, c'est à dire les éléments différent par leur nombre de neutron. Les éléments du tableau qui sont des isotopes : seul le carbone et l'oxygène sont des isotopes.

Les isobares ce sont des éléments ayant le nombre Z différent et les nombres A égaux : deux éléments sont des isobare l'azote et le carbone.

Exercice 8

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

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.

Correction

Un élément chimique de symbole X est caractérisé par son numéro atomique Z et son nombre de masse A



A : nombre de masse de l'atome. Il désigne le nombre de nucléons, soit la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons.

$$A = \Sigma \text{ protons} + \Sigma \text{ neutrons}$$

Avec $\Sigma \text{ protons} = Z$, et $\Sigma \text{ neutrons} = N \Rightarrow A = Z + N$

Z : désigne le nombre de protons et N le nombre de neutron

Lorsque, le nombre de proton est égale au nombre d'électron l'atome est dit neutre. Les atomes sont susceptibles de se charger électriquement en gagnant ou en perdant un ou plusieurs électrons : on parle alors d'ions.

X^+ L'atome a perdu un électron (Cation)

X^- L'atome a gagné un électron (Anion)

Définition de l'unité de masse atomique : u.m.a . Elle est définie comme 1/12 de la masse d'un atome de Carbone ^{12}C (carbone),

Une mole de carbone C pesant par convention 12 g et correspondant à N atomes de carbone. (N=6,02.10²³)

$$1 \text{ mole d'atome (N atomes) pese} \quad \rightarrow \quad 12 \text{g}$$

$$1 \text{ atome} \quad \rightarrow \quad ?$$

Un atome de carbone pèse donc 12/N(g)

et l'unité de masse atomique vaut donc $(1/12) \times (12/N) = 1/N$ (g)

Un atome à une masse de M (uma) signifie que sa masse molaire atomique est de M (g).

$$1 \text{ u.m.a} = 1/ N \text{ (g)} = 1/6,022 \cdot 10^{23} \approx 1,6605779 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

La masse atomique d'un élément est la masse en g de N atomes :

$$N(Z+N) \times 1/ N = Z+N = A$$

La masse de l'atome exprimée en u.m.a ou sa masse molaire exprimée en g sont pratiquement égales à son nombre de masse $A = Z + N$

2) Calcul des masses du proton, du neutron et de l'électron en u.m.a.

$$\text{Masse de l'électron: } \frac{9,109 \cdot 10^{-28}}{1,6605 \cdot 10^{-24}} = 0,0005 \text{ uma}$$

$$\text{Masse du proton: } \frac{1,6723 \cdot 10^{-24}}{1,6605 \cdot 10^{-24}} = 1,0071 \text{ uma}$$

$$\text{Masse du neutron: } \frac{1,6746 \cdot 10^{-24}}{1,6605 \cdot 10^{-24}} = 1,0085 \text{ uma}$$