

## Exercice 1 : Des isotopes

1. Donnez l'expression exacte de la masse  $m$  d'un atome.
2. Quelles sont les deux hypothèses simplificatrices qui conduisent à l'expression

$$m \simeq A \times m_{\text{nucléon}} \quad (1)$$

3. Que sont deux atomes isotopes ?
4. Deux isotopes ont-ils la même masse ?
5. En vous aidant du document 1, calculez la masse moyenne d'un atome d'oxygène, en tenant compte des abondances des différents isotopes ?  
On donne la masse d'un nucléon  $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$ .
6. Donnez les structures électroniques des trois isotopes de l'oxygène.

### Document 1

Les principaux éléments qui constituent les molécules naturelles sont généralement présents sous forme de plusieurs isotopes stables. Pour un même élément,  $Z$  identique, on peut observer un (ou des) atome(s) qualifié(s) de lourd(s) et un autre qualifié de léger. La différence entre les deux types d'isotopes provient du nombre de neutrons, plus élevé pour le premier, qui induit une masse atomique supérieure. L'écart de masse entre les isotopes d'un élément chimique peut être suffisant pour modifier les propriétés physiques et chimiques des molécules fabriquées à partir de différents isotopes. C'est pourquoi l'abondance naturelle des isotopes n'est pas uniforme sur Terre, que ce soit au niveau de la biosphère, des organismes vivants, des individus et des organes les constituant.

Élément	Symbole	Abondance naturelle moyenne (%)
Hydrogène	$^1H$	99,9844
	$^2H$	0,0156
Carbone	$^{12}C$	98,891
	$^{13}C$	1,108
Oxygène	$^{16}O$	99,759
	$^{17}O$	0,037
	$^{18}O$	0,204
Azote	$^{14}N$	99,635
	$^{15}N$	0,365

TABLEAU 1 – Abondance des isotopes stables de quelques éléments.

Source : *Gérald Remaud et Serge Akoka, Culture Science ENS*