

Exercices 1

Exercice 1.1

Combien de protons, neutrons et électrons y a-t-il dans un atome de ^{56}Fe ?

Selon le tableau périodique, le fer a 26 protons, donc $56 - 26 = 30$ neutrons et 26 électrons.

Exercice 1.2

Si la masse d'un atome d'azote est de $15 \cdot 1.67 \cdot 10^{-27}$ kg ($\cong 15$ u), quel isotope de l'azote est-ce ?

Si la masse d'un atome d'azote est d'environ 15 u, nous avons l'isotope ^{15}N , composé de 7 protons et 8 neutrons.

Exercice 1.3

En tenant compte des différents isotopes du carbone et de l'hydrogène, sous combien de formes différentes une molécule C_2H_2 stable peut-elle exister ? Parmi elles, combien ont des masses différentes ?

C et H ont tous deux 2 isotopes stables: ^1H ^2H ^{12}C and ^{13}C . Les combinaisons possibles sont les suivantes, avec leurs masses respectives :

$^{12}\text{C} \ ^{12}\text{C} \ ^1\text{H} \ ^1\text{H}$, $m=26$; $^{12}\text{C} \ ^{12}\text{C} \ ^1\text{H} \ ^2\text{H}$, $m=27$; $^{12}\text{C} \ ^{12}\text{C} \ ^2\text{H} \ ^2\text{H}$, $m=28$

$^{12}\text{C} \ ^{13}\text{C} \ ^1\text{H} \ ^1\text{H}$, $m=27$; $^{12}\text{C} \ ^{13}\text{C} \ ^1\text{H} \ ^2\text{H}$, $m=28$; $^{12}\text{C} \ ^{13}\text{C} \ ^2\text{H} \ ^2\text{H}$, $m=29$

$^{13}\text{C} \ ^{13}\text{C} \ ^1\text{H} \ ^1\text{H}$, $m=28$; $^{13}\text{C} \ ^{13}\text{C} \ ^1\text{H} \ ^2\text{H}$, $m=29$; $^{13}\text{C} \ ^{13}\text{C} \ ^2\text{H} \ ^2\text{H}$, $m=30$

En considérant la structure de la molécule, il existe encore une autre combinaison. En effet, $^1\text{H} \ ^{12}\text{C} \ ^{13}\text{C} \ ^2\text{H}$ and $^2\text{H} \ ^{12}\text{C} \ ^{13}\text{C} \ ^1\text{H}$ sont distinctes. On a donc 10 combinaisons différentes stables et 5 masses différentes (26, 27, 28, 29, 30 u).

Exercice 1.4

Quel est le rapport entre la densité de l'eau H_2O et celle de l'eau lourde D_2O , étant donné que ces deux molécules ont le même volume ?

H_2O et D_2O occupent le même volume, mais ont des masses différentes. Le rapport de leurs densités peut donc être remplacé par celui de leurs masses.

En unités atomiques :

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2m_{\text{H}} + m_{\text{O}} \approx 2 + 16 = 18 \text{ u}$$

$$m_{\text{D}_2\text{O}} = 2m_{\text{D}} + m_{\text{O}} \approx 2 \cdot 2 + 16 = 20 \text{ u}$$

Ainsi, on a :

$$\frac{\rho_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{D}_2\text{O}}} = \frac{18}{20} = 0.9$$

Exercice 1.5

Un atome possède 48 protons et 63 neutrons. Quel est ce nucléide ?

48 protons, donc Cd. $48 + 63 = 111$ nucléons. C'est donc $^{111}_{48}\text{Cd}$.

Exercice 1.6

Quel est le numéro atomique et la masse molaire du calcium ? Quel est le numéro atomique et le nombre de masse de l'isotope le plus courant du chlore ?

Calcium : $Z = 20$ et $M = 40.08$ g/mol.

Chlore : $Z = 17$. Le chlore a 2 isotopes stables : ^{35}Cl et ^{37}Cl . La masse molaire du chlore est de 35.45 g/mol, calculée en fonction des abondances isotopiques. L'isotope le plus courant est donc ^{35}Cl avec $A = 35$.

Exercice 1.7

Vous avez trois échantillons inconnus, chacun provenant d'un élément différent. En utilisant un spectromètre de masse, vous trouvez que :

- *L'échantillon A a trois isotopes avec des masses de 19.99 u, 20.99 u et 21.99 u.*
- *L'échantillon B a deux isotopes avec des masses de 34.97 u et 36.97 u.*
- *L'échantillon C a un isotope avec une masse de 4.00 u.*

Identifiez chaque échantillon par son élément. Expliquez comment la présence de ces isotopes influence la masse atomique moyenne des éléments.

Échantillon A :

- Ces masses isotopiques sont typiques du **Néon**. Les trois isotopes sont ^{20}Ne , ^{21}Ne et ^{22}Ne .
- The average atomic mass is a weighted average based on their abundance in nature. Without knowing the exact abundances, we can't calculate the average atomic mass, but it would fall somewhere between the lightest and heaviest isotope.

Échantillon B :

- Ces masses isotopiques sont typiques du **Chlore**. Les deux isotopes sont ^{35}Cl et ^{37}Cl .
- La masse atomique moyenne du chlore est d'environ 35.45 amu, ce qui indique que le ^{35}Cl est plus abondant que le ^{37}Cl .

Échantillon C :

- La masse d'un seul isotope est typique de l'**Hélium**, en l'occurrence ^4He .
- Comme il n'y a qu'un seul isotope dans cet échantillon, la masse atomique moyenne serait de 4.00 amu.

Exercice 1.8

a) *Combien de neutrons, protons et quel numéro atomique possède le nucléide $^{13}_6\text{C}$?*

b) *Combien de neutrons, protons et quel numéro atomique possède le nucléide $^{238}_{92}\text{U}$?*

c) Complétez les espaces vides à l'aide d'un tableau périodique :

Atome	Z	N	A
^{40}Ar			
^{127}I			
Si			
Cs			

a) $^{13}_6\text{C}$ a 6 protons, 7 neutrons et un numéro atomique de 6 (mass atomique 13).

b) $^{238}_{92}\text{U}$ a 92 protons, 146 neutrons et un numéro atomique de 238.

c)

Atome	Z	N	A
^{40}Ar	18	22	40
^{127}I	53	74	127
Si	14	14	28
Cs	55	78	133

Exercice 1.9

Trouvez des isotopes et des isobares parmi les nucléides suivants : ^{12}C , ^{13}C , ^{14}N , ^{14}C , ^3H , ^3He , ^1H .

Les isotopes sont des atomes ayant le même numéro atomique mais un nombre de masse différent : ^{12}C , ^{13}C et ^{14}C sont des isotopes ; ^3H et ^1H sont aussi des isotopes.

Les isobares sont des atomes d'éléments différents ayant le même nombre de masse mais des numéros atomiques différents : ^{14}N et ^{14}C ; ^3H et ^3He sont des isobares.

Exercice 1.10

Calculez la masse atomique moyenne du brome à partir des masses isotopiques.

Isotope	Abondance	Mass isotopique
^{79}Br	50.5%	78.92 u
^{81}Br	49.5%	80.92 u

$$\text{Masse atomique} : \frac{50.5}{100} \cdot 78.92 + \frac{49.5}{100} \cdot 80.92 = 79.91 \text{ u}$$

Exercice 1.11

Lisez attentivement chaque affirmation et déterminez si elle est vraie ou fausse.

a) Le numéro atomique d'un élément est égal au nombre de neutrons dans son noyau.

Vrai / **Faux**

b) Les isotopes d'un élément ont des propriétés chimiques différentes car ils ont un nombre différent de neutrons.

Vrai / **Faux**

c) *Le numéro atomique détermine l'identité d'un élément.*

Vrai / Faux

d) *Les isobares sont des atomes d'éléments différents ayant le même nombre de protons.*

Vrai / **Faux**

e) *Les isotopes ont le même numéro atomique mais des nombres de masse différents.*

Vrai / Faux

f) *Tous les isotopes d'un élément sont stables.*

Vrai / **Faux**

g) *Les isobares ont des numéros atomiques différents mais la même masse atomique.*

Vrai / Faux

h) *Le nombre de protons dans le noyau d'un atome peut varier dans les isotopes d'un même élément.*

Vrai / **Faux**