

Corrigé exercice 2

LES ISOTOPES DU CARBONE

1) On note x l'abondance naturelle, en %, du carbone 12. L'abondance du carbone 13 est donc de $100 - x$ et on peut exprimer la masse molaire du carbone comme la masse molaire de ses isotopes pondérée par l'abondance naturelle :

$$M(\text{C}) = \frac{x \times M(^{12}\text{C}) + (100 - x) \times M(^{13}\text{C})}{100}$$

On en déduit facilement :

$$x = \frac{100(M(\text{C}) - M(^{13}\text{C}))}{M(^{12}\text{C}) - M(^{13}\text{C})}$$

La masse molaire du carbone naturel et celle du carbone 13 sont fournies par l'énoncé et il faut savoir que, **par définition de la mole**, la masse molaire du carbone 12 vaut précisément $12,000 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Une application numérique donne donc :

$$x = 98,9$$

Conclusion : Les abondances naturelles du carbone sont

98,9% pour le carbone 12
1,1% pour le carbone 13

2) Le carbone 14 est un isotope radioactif du carbone. Il est produit en permanence dans les hautes couches de l'atmosphère terrestre sous l'action du rayonnement cosmique. Mais cette production est extrêmement faible (abondance en ^{14}C dans le CO_2 de l'atmosphère $\approx 10^{-12}$ % !) et variable dans le temps (elle varie notamment selon les cycles solaires).

De plus, lorsque le carbone est incorporé par les organismes vivants, le carbone 14 disparaît progressivement (sa période radioactive, ou demi-vie, est d'environ 5700 ans). Cette propriété est utilisée dans les datations archéologiques.

Pour toutes ces raisons, on convient de ne pas compter le carbone 14 parmi les isotopes naturels du carbone.