Isotopen en gemiddelde relatieve atoommassa

De natuur blijkt wat ingewikkelder dan wat voorgaande bespreking van atoomnummer en massagetal suggereert. Inderdaad, er bestaan *varianten van atomen* die precies evenveel protonen en elektronen hebben, maar een verschillend aantal neutronen. Dergelijke varianten, met hetzelfde atoomnummer maar een ander massagetal (en dus een andere massa) noemt men **isotopen**.

Als je bijvoorbeeld zou kunnen inzoomen op een blokje Li -metaal totdat de afzonderlijke atomen Li zichtbaar worden, dan zou je behalve heel veel atomen ${}^{7}_{3}\mathrm{Li}$ met $7-3=4$ neutronen, ook regelmatig atomen ${}^{6}_{3}\mathrm{Li}$ vinden, dus versies van Li met $6-3=3$ neutronen, dus één neutron minder. Men noemt ${}^{7}_{3}\mathrm{Li}$ en ${}^{6}_{3}\mathrm{Li}$ twee **isotopen** van lithium. Bij lithium zijn ongeveer $92{,}5\,\%$ van de atomen ${}^{7}_{3}\mathrm{Li}$, en de overblijvende $7{,}5\,\%$ zijn ${}^{6}_{3}\mathrm{Li}$. Voor elk element liggen deze verhoudingen vast, en de **isotopenabundantie** geeft de procentuele verdeling ervan weer. Ze zijn echter wel voor elk element anders.

Isotopen zijn varianten van een element die evenveel protonen en evenveel elektronen bevatten als dat element, maar een verschillend aantal neutronen. Anders gezegd:

Isotopen zijn varianten van een element met hetzelfde atoomnummer, maar een ander massagetal.

De **isotopenabundantie** van een element is het procentueel natuurlijk voorkomen van de verschillende isotopen van dit element.

Van cerium ($Z=58$) komen vier isotopen voor, met volgende isotopenabundantie:

$$^{136}\mathrm{Ce}: 0{,}19\,\% \qquad ^{138}\mathrm{Ce}: 0{,}25\,\% \qquad ^{140}\mathrm{Ce}: 88{,}48\,\% \qquad ^{142}\mathrm{Ce}: 11{,}08\,\%$$

De meeste cerium atomen in de natuur zijn dus $^{140}\mathrm{Ce}$ atomen.

Verschillende isotopen van hetzelfde element hebben *evenveel elektronen*. Omdat de *chemische* eigenschappen van een atoom vooral bepaald worden door het aantal elektronen, hebben isotopen dezelfde chemische eigenschappen, maar ze kunnen wel verschillende *fysische* eigenschappen hebben.

Omdat isotopen een **verschillend massagetal** hebben, zijn ook hun absolute zowel als relatieve atoommassa's verschillend. Het is belangrijk de relatieve atoommassa te kennen van een element *rekening houdend met het feit dat dat element voorkomt als een mengsel van isotopen*. Dat leidt tot het begrip ***gemiddelde*** **relatieve atoommassa**:

De ***gemiddelde*** **relatieve atoommassa** $A_{\mathrm{r}}(\mathrm{X})$ van een element X is de gewogen som van de relatieve atoommassa's van de verschillende isotopen van dit element, gewogen volgens het procentueel voorkomen van deze isotopen.

Voorbeeld 1. Berekening van de gemiddelde relatieve atoommassa van Li .

Lithium komt voor onder de vorm van twee isotopen, namelijk $^{6}\mathrm{Li}$ met $m_{\mathrm{r}}(^{6}\mathrm{Li})=6{,}05$ en $^{7}\mathrm{Li}$ met $m_{\mathrm{r}}(^{7}\mathrm{Li})=7{,}06$, en met isotopenabundanties $7{,}5\,\%$ voor $^{6}\mathrm{Li}$ en $92{,}5\,\%$ voor $^{7}\mathrm{Li}$.

De *gemiddelde relatieve atoommassa* $A_{\mathrm{r}}(\mathrm{Li})$ is dus

$$\begin{aligned} A_{\mathrm{r}}(\mathrm{Li}) &= m_{\mathrm{r}}(^{6}\mathrm{Li}) \cdot (\text{percentage } ^{6}\mathrm{Li}) \,+\, m_{\mathrm{r}}(^{7}\mathrm{Li}) \cdot (\text{percentage } ^{7}\mathrm{Li}) \\ &= 6{,}05 \cdot 7{,}5\,\% \,+\, 7{,}06 \cdot 92{,}5\,\% \\ &= 6{,}05 \cdot 0{,}075 \,+\, 7{,}06 \cdot 0{,}925 = 6{,}98 \end{aligned}$$

Het periodiek systeem vermeldt voor elk element de *gemiddelde* relatieve atoommassa $A_{\mathrm{r}}(X)$.
Merk op: het woord 'gemiddeld' valt soms weg en men gebruikt het begrip *relatieve atoommassa* dan zowel voor de (gemiddelde) relatieve atoommassa $A_{\mathrm{r}}(X)$ als voor de (echte) relatieve atoommassa $m_{\mathrm{r}}(X)$. In de praktijk werkt men bijna altijd met A_{r}.

CC BY-NC-SA 4.0

Isotopen en gemiddelde relatieve atoommassa

Oefening 1. Bepaal de gemiddelde relatieve atoommassa van de volgende elementen. Je mag de massa van elk isotoop benaderen als het massagetal.

1. Boor komt voor als twee isotopen, namelijk $^{10}\mathrm{B}$ en $^{11}\mathrm{B}$, waarbij de isotopenabundantie voor het lichtste isotoop $20,0\%$ is.
De gemiddelde relatieve atoommassa van boor $A_r(\mathrm{B})$ is dus .....

2. Magnesium komt voor als drie isotopen, namelijk $^{24}\mathrm{Mg}$ met een abundantie van 79,0%, $^{25}\mathrm{Mg}$ met een abundantie van 10,0%, en $^{26}\mathrm{Mg}$ met een abundantie van 11,0%.
De gemiddelde relatieve atoommassa van magnesium $A_r(\mathrm{Mg})$ is dus .....

Oefening 2. In de natuur treft men chloor aan als twee isotopen, namelijk $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$. Bepaal het procentuele voorkomen van beide isotopen, als de gemiddelde relatieve atoommassa $A_r(\mathrm{Cl}) = 35{,}5$ gegeven is.

(A) 35% $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en 65% $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$

(B) 75% $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en 25% $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$

(C) 25% $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en 75% $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$

(D) 37% $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en 63% $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$

Oefening 3. Een element X heeft een gemiddelde relatieve atoommassa $9,5$ en bestaat uit 2 isotopen waarbij één van beide isotopen voor 25% voorkomt en massagetal (of relatieve atoommassa) heeft gelijk aan $8,0$. Het massagetal van het andere isotoop is dan gelijk aan .....

CC BY-NC-SA 4.0