

Masa atomică a unui element este numărul care arată de câte ori atomul elementului respectiv este mai greu decât a 12-a parte din masa izotopului carbon-12, adică este raportul dintre masa atomică a elementului respectiv și a 12-a parte din masa atomică a izotopului carbon-12, <sup>12</sup>C. Masa unui atom este extrem de mică în raport cu unitatea de masă utilizată în sistem internațional, kilogramul și de aceea masele atomice se exprimă sub formă de multipli ai celei de-a 12-a părți din masa izotopului <sup>12</sup>C, numită unitate atomică de masă (u.a.m.), unitate de carbon, sau Dalton (Da). O unitate atomică de masă, sau un Dalton, este egală cu 0,166x10<sup>-26</sup> kg.

Așadar, prin convenție, un atom de carbon cu 6 neutroni are o masă atomică de 12 u.a.m. În general, alți atomi nu au valori întregi drept mase atomice; însă, de cele mai multe ori, masa atomică a unui atom are o valoare apropiată de numărul lui de masă - există o strânsă legătură între masa atomică și numărul de masă A al unui atom (care reprezintă numărul de particule din nucleul unui atom). Acest lucru se explică prin faptul că masa electronilor din învelișul unui atom este neglijabilă comparativ cu masa protonilor și neutronilor din nucleu, în timp ce protonii și neutronii au o masă aproximativ egală:

Masa particulelor subatomice

Particulă	electron	proton	neutron
Masă (kg)	9,1093x10 <sup>-31</sup>	1,6727x10 <sup>-27</sup>	1,6749x10 <sup>-27</sup>
Masă (u.a.m)	0,000548	1,007277	1,008665

Protonii și neutronii din nucleu reprezintă aproape toată masa unui atom, așadar masa atomică măsurată în u.a.m. are aproximativ aceeași valoare cu numărul de masă.

Multe dintre elementele chimice se găsesc în natură sub forma unui amestec de izotopi stabili. Pentru că izotopii unui element au mase atomice diferite, se determină masa atomică relativă medie a unui element chimic - uneori numită și greutate atomică. Masa atomică relativă este o medie dintre masele atomice ale tuturor izotopilor stabili care se găsesc în compoziția unui element în natură. Această medie ține cont și de procentul în care se găsesc acești izotopi în compoziția elementului. Se observă că, în general, masa atomică a unui element are o valoare fracționară, față de numărul de masă care este un număr întreg. Masa atomică relativă medie este valoarea trecută în tabelul periodic în dreptul fiecărui element.

De exemplu, masa atomică relativă medie a clorului, așa cum este trecută și în tabelul periodic, este egală cu valoarea 35,45. Clorul se găsește în natură sub forma a doi izotopi stabili, clor-35, <sup>35</sup>Cl, și clor-37, <sup>37</sup>Cl. Acești izotopi, cu numerele de masă 35 și 37, se găsesc în proporție de aproximativ 3 : 1 (clor-35 - 75,77% și clor-37 - 24,23%). Masa atomică relativă a izotopului <sup>35</sup>Cl este 34,97 u.a.m, iar a izotopului <sup>37</sup>Cl este 36,95 u.a.m. Cu aceste informații putem calcula masa atomică relativă medie a clorului:

$$A_{r(Cl)} = 34,97 \cdot \frac{75,77}{100} + 36,95 \cdot \frac{24,23}{100} = 35,45$$

Relația matematică generală pentru calculul masei atomice relative medii a unui element chimic care se găsește sub formă de combinație de mai mulți izotopi stabili:

$$A_r = A_1 \cdot \frac{a_1}{100} + A_2 \cdot \frac{a_2}{100} + \dots + A_n \cdot \frac{a_n}{100}$$

A<sub>r</sub> - masa atomică relativă medie

A<sub>1</sub> - masa atomică a unui izotop

a<sub>1</sub> - procentul în care se găsește acel izotop în natură

Masele atomice relative din tabelul periodic sunt calculate pentru izotopii naturali ai fiecărui element, luând în considerare abundența în care se găsesc acești izotopi în compoziția elementelor de pe Pământ. În obiectele extraterestre, precum meteoriții și asteroizii, izotopii se pot întâlni în cu totul alte proporții.

www.Lectii-Virtuale.ro