

## Teorie - Masa atomică. Izotopi. Mol de atomi.

**Masa atomică. Izotopi. Mol de atomi.**

**Izotopii** sunt specii de atomi care au același număr atomic Z, dar au numărul de masă A diferit. Asta presupune același număr de protoni, dar număr diferit de neutroni.

Pentru că au același număr de protoni, izotopii unui element chimic au aceleași proprietăți chimice și aparțin în același loc în tabelul periodic.

*Exemplu* - Numărul de particule subatomice în cazul izotopilor elementului **carbon**:

În natură, elementul carbon se găsește sub forma a trei izotopi,  $^{12}_6\text{C}$ ,  $^{13}_6\text{C}$  și  $^{14}_6\text{C}$ . Tabelul de mai jos prezintă numărul de particule subatomice pentru cei trei izotopi ai carbonului.

Tipul particulei	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$
p <sup>+</sup>	6	6	6
n <sup>0</sup>	6	7	8
e <sup>-</sup>	6	6	6

Masele atomilor se exprimă sub formă de multipli ai **unității atomice de masă**. Unitatea atomică de masă, se notează cu **u** sau **u. a. m.** și este egală, prin convenție, cu *a 12-a parte din masa unui atom al izotopului de carbon  $^{12}_6\text{C}$* . **Masa atomică relativă** reprezintă numărul care arată de câte ori masa unui atom este mai mare decât unitatea atomică de masă.

**Masa atomică relativă medie** este valoarea trecută în tabelul periodic în dreptul fiecărui element, și este, de obicei, un număr rațional (a nu se confunda cu numărul de masă A care este un număr întreg). În cazul unui element chimic care se găsește în natură sub forma a mai mulți izotopi stabili, masa atomică relativă medie este dependentă de:

- masa atomică relativă a fiecărui izotop ( $A_1, A_2 \dots A_n$ );
- procentul sau abundența izotopului în compoziția elementului în natură ( $a_1\%, a_2\% \dots a_n\%$ ).

Masa atomică relativă medie se calculează cu următoarea relație matematică:

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

*Exemplu* - Calculul masei atomice în cazul elementului **clor**:

Masa atomică relativă medie a elementului clor este  $A_{\text{Cl}} = 35.45$ ; clorul se găsește în natură sub forma a doi izotopi stabili,  $^{35}_{17}\text{Cl}$  și  $^{37}_{17}\text{Cl}$ .

Izotopul  $^{35}_{17}\text{Cl}$  are în nucleu 17 p<sup>+</sup> și **18 neutroni**, iar în învelișul electronic are 17 e<sup>-</sup>.

Izotopul  $^{37}_{17}\text{Cl}$  are în nucleu 17 p<sup>+</sup> și **20 neutroni**, iar în învelișul electronic are 17 e<sup>-</sup>.

Tablelul de mai jos prezintă masele izotopilor clorului și procentul lor în compoziția elementului în natură.

Izotop	Masa izotopului (u. a. m.)	Compoziția procentuală
$^{35}_{17}\text{Cl}$	34.97	75.77 %
$^{37}_{17}\text{Cl}$	36.95	24.23 %

Astfel, masa atomică relativă medie a clorului va fi:

$$A_r(\text{Cl}) = 34.97 \times \frac{75.77}{100} + 36.95 \times \frac{24.23}{100}$$

$$A_r(\text{Cl}) = 35.45$$

**Molul** este o unitate de măsură care ia în considerare dimensiunile extrem de mici ale atomilor și face trecerea către lumea vizibilă, mai ușor de înțeles.

Un **mol de atomi** reprezintă cantitatea, în grame, dintr-o substanță simplă care conține  $6.022 \times 10^{23}$  atomi. Se mai numește și **atom gram**.

**Numărul lui Avogadro**, notat cu  $N_A$ , este egal cu  $6.022 \times 10^{23}$  atomi și reprezintă numărul de atomi conținuți în exact 12g ai izotopului de carbon  $^{12}_6\text{C}$ .

*Exemplu* - Masa unui mol de atomi de **neon**:

1 mol de atomi de Ne reprezintă cantitatea de Ne care conține  $6.022 \times 10^{23}$  atomi de Ne și are valoarea de 20.18g. În calcule, se folosește, de obicei, valoarea rotunjită a masei atomice a neonului, 20g. Deci cantitatea de 20g Ne corespunde unui mol de atomi de Ne.