

ATOMUL

MASA ATOMICĂ. MOL DE ATOMI

IZOTOPI

În 1912, fizicianul britanic *Joseph Thomson* a pus în evidență existența unor atomi care au numere de masă diferite: 20, respectiv 22, deși au același număr atomic, $Z = 10$.

Denumirea de *izotop* provine din limba greacă – isos (același) și topos (loc) – pentru că aceste specii de atomi formează același element și *ocupă același loc în Tabelul periodic*.

IZOTOPI

Izotopii sunt specii de atomi care au *același număr de protoni*, dar cu *număr diferit de neutroni*.

Majoritatea elementelor chimice sunt amestecuri de doi sau mai mulți izotopi.



IZOTOPI

Izotopii sunt utilizați în numeroase domenii:

- metalurgie;
- chimie;
- agricultură;
- medicină (diagnosticare);
- arheologie (datare).

Izotopii unor elemente au nuclee instabile și sunt numiți *izotopi radioactivi*.

MASA ATOMICĂ RELATIVĂ

Masa unui atom este foarte mică în raport cu unitatea de măsură utilizată în Sistemul Internațional (S.I.), kilogramul. Din acest motiv, masele atomilor se exprimă ca multipli ai unității atomice de masă.

În S.I., unitatea atomică de masă (notată cu u. sau u.a.m) este egală cu a 12-a parte din masa unui atom al izotopului de carbon, $^{12}_6\text{C}$.

$$1 \text{ u.a.m} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

MASA ATOMICĂ RELATIVĂ

Masa atomică relativă reprezintă numărul care arată de câte ori este mai mare masa unui atom decât unitatea atomică de masă, și *se notează cu M* .

Masa atomică a unui element chimic depinde de

- *numerele de masă ale izotopilor;*
- *abundența acestora în compoziția elementului în natură, exprimată în procente masice.*

MASA ATOMICĂ RELATIVĂ

Masa atomică relativă medie a elementului X, M_X , se calculează cu relația matematică:

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

A_1, A_2, \dots, A_n sunt numerele de masă ale izotopilor elementului X;

a_1, a_2, \dots, a_n reprezintă abundența fiecărui izotop al elementului X, exprimată în procente masice.

MASĂ ATOMICĂ

Masa atomică a unui element chimic se calculează ca *medie aritmetică ponderată* a *numerelor de masă* ale tuturor izotopilor elementului respectiv, folosind drept ponderi *procentul din fiecare izotop* în elementul respectiv. Pentru oxigen care are trei izotopi:



$$M_{\text{O}} = \frac{16 \cdot 99,76 + 17 \cdot 0,04 + 18 \cdot 0,2}{99,76 + 0,04 + 0,2} \\ = 16,0044 \text{ u.a.m.}$$

MASA ATOMICĂ RELATIVĂ

Masele atomice ale elementelor, exprimate în u.a.m., au, în general, valori foarte apropiate de numere întregi.

De exemplu, hidrogenul are masa atomică 1,00797 u.a.m., cea a sulfului este 32,066 u.a.m., în timp ce a magneziului este 24,305 u.a.m.

În calcule, se folosesc *mase atomice rotunjite* la cel mai apropiat număr întreg, cu excepția clorului la care masa atomică are valoarea 35,5 u.a.m.

MOLUL DE ATOMI

Prin determinări precise, s-a calculat că în mase de substanțe egale numeric cu masele atomice relative, dar exprimate în grame, se găsește același număr de atomi.

Elementul chimic	M (u.a.m.)	m (g)	Număr de atomi
Hidrogen (H)	1,008 u.a.m.	1,008 g H	$6,022 \cdot 10^{23}$ <i>atomi de H</i>
Sodiu (Na)	22,98 u.a.m.	22,98 g Na	$6,022 \cdot 10^{23}$ <i>atomi de Na</i>
Cupru (Cu)	63,54 u.a.m.	63,54 g Cu	$6,022 \cdot 10^{23}$ <i>atomi de Cu</i>

MOLUL DE ATOMI

Numărul $6,022 \cdot 10^{23}$ se numește *numărul lui Avogadro* și se notează cu N_A , ca o recunoaștere a contribuției deosebite a omului de știință italian Amedeo Avogadro.

Molul de atomi reprezintă cantitatea dintr-un element *egală numeric cu masa atomică relativă*, exprimată în grame, și *care conține N_A atomi*.

Molul este unitatea de măsură, în S.I., pentru cantitatea de substanță.

MOLUL DE ATOMI

Cantitatea de substanță, numită și număr de moli, se notează cu litera grecească niu: ν sau ϑ .

Numărul de moli de atomi se poate calcula folosind una din formulele:

$$\vartheta = \frac{N}{N_A} \text{ sau } \vartheta = \frac{m}{M}$$

N-numărul de atomi, N_A - $6,022 \cdot 10^{23}$, m-masa de atomi (g), M – masa atomică relativă a elementului respectiv

MOLUL DE ATOMI

Simbolul chimic are două semnificații:

- *calitativ*, reprezintă un anumit element chimic;
- *cantitativ*:
 - *la scară atomică*, simbolul chimic reprezintă **un atom** din acel element;
 - *la nivel macroscopic*, simbolul chimic reprezintă **un mol de atomi** din acel element.

MOLUL DE ATOMI



Pilitură de magneziu
Un mol de atomi de magneziu – 24 g



Pilitură de fier
Un mol de atomi de fier – 56 g



Pulbere de sulf
Un mol de atomi de sulf – 32 g

$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi O

1 mol O

16 g O

$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi Ca

1 mol Ca

40 g Ca

$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi F

1 mol F

19 g F

Relația dintre mol și numărul lui Avogadro

MOLUL DE ATOMI

Un cui de fier are masa 1,68 g. Calculează numărul de atomi de fier din cui, știind că masa atomică a fierului este 56 u.a.m.

I. Calculăm cantitatea de atomi de fier, în moli:

1 mol de atomi de fier.....56 g

x mol de atomi de fier.....1,68 g

→ $x = 1,68 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol} / 56 \text{ g} \rightarrow x = 0,03 \text{ mol}$ de atomi de fier

MOLUL DE ATOMI

II. Calculăm numărul de atomi de fier care sunt în cuiul de fier:

1 mol de atomi de fier..... $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi

0,03 mol de atomi de fier..... y

$$\rightarrow y = 0,03 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomi} / 1 \text{ mol}$$

$$\rightarrow y = 1,8066 \cdot 10^{22} \text{ atomi de fier}$$