

I. STRUCTURA SUBSTANȚELOR

I.1. Structura nucleelor atomice

Nucleele atomice sînt constituite din 2 tipuri de particule elementare, denumite *nucleoni*. Acestea sînt *protonii* și *neutronii*.

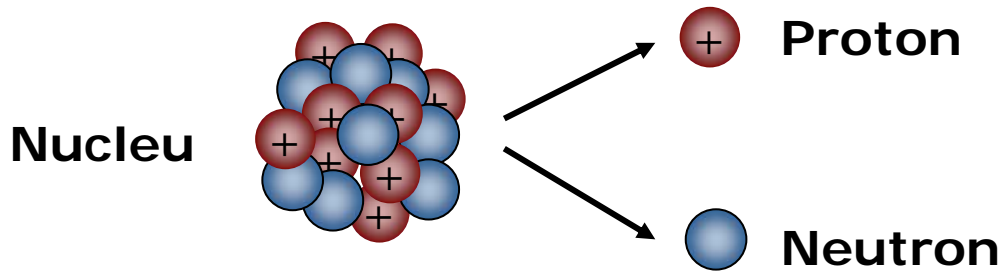


Fig. 1. Structura nucleului atomic.

Protonul = un nucleon cu sarcina elementara pozitiva (+1)

Neutronul = un nucleon cu sarcina elementara zero

Principalele caracteristici ale protonului, neutronului și electronului sînt prezentate în Tab. 1.

Tabelul 1. Caracteristici ale particulelor elementare.

Particula	Simbol	Masa [kg]	Sarcina electrica [C]
Proton	p; p ⁺ ; ${}^1_1\text{p}$	1.6726×10^{-27}	$+1.602 \times 10^{-19}$
Neutron	n; n ⁰ ; ${}^1_0\text{n}$	1.6749×10^{-27}	0
Electron	e; e ⁻ ; ${}^0_{-1}\text{e}$	9.1093×10^{-31}	-1.602×10^{-19}

Protonul și neutronul au mase apropiate, iar electronul este mult mai ușor.

Un nucleu atomic este definit prin 2 numere:

- **numarul atomic Z** = numarul protonilor din nucleu
- **numarul de masa A** = numarul total de nucleoni din nucleu

Prin urmare, numarul neutronilor din nucleu va fi:

- numarul neutronilor = N; $N = A - Z$

Deoarece atomul este neutru din punct de vedere electric, înseamnă că numărul electronilor din atom trebuie să fie egal cu numărul protonilor din nucleu.

Exemple:

- Aflați numărul de protoni, neutroni și electroni din atomul de Cu ($Z = 29$, $A = 64$)

$$p^+ = Z = 29$$

$$e^- = p^+ = 29$$

$$n^0 = A - Z = 64 - 29 = 35$$

- Aflați numărul de protoni, neutroni și electroni din atomul de Hg ($Z = 80$, $A = 200$)

$$p^+ = Z = 80$$

$$e^- = p^+ = 80$$

$$n^0 = A - Z = 200 - 80 = 120$$

- Aflați numărul de protoni, neutroni și electroni din atomul de Cl ($Z = 17$, $A = 35$)

$$p^+ = Z = 17$$

$$e^- = p^+ = 17$$

$$n^0 = A - Z = 35 - 17 = 18$$

Specia de atomi cu același număr atomic Z formează un element chimic. Există atomi care, deși au același Z , diferă prin numărul de masă A . Aceste specii atomice se numesc izotopi.

Notarea lor se face astfel: ${}^A_Z X$

unde: X = simbolul elementului chimic

în stânga jos se trece numărul atomic Z

în stânga sus se trece numărul de masă A

Exemple:

Hidrogenul este primul element din sistemul periodic. Nucleul hidrogenului este format dintr-un singur proton, iar învelișul electronic dintr-un singur electron. Hidrogenul există în natură sub forma a 3 izotopi:

- hidrogenul ușor (protiu): simbol ${}^1_1\text{H}$ $(1p + 0n)$

- hidrogenul greu (deuteriu): simbol ${}^2_1\text{H}$ sau D $(1p + 1n)$

- hidrogenul supragreu (tritiu): simbol ${}^3_1\text{H}$ sau T $(1p + 2n)$

În natură ${}^1_1\text{H}$ se găsește în proporție de 99,98%, iar ceilalți doi izotopi, ${}^2_1\text{H}$ și ${}^3_1\text{H}$ în procent foarte mic.

Din caracteristicile particulelor elementare prezentate în Tabelul 1 se poate constata că masa acestora este foarte redusă. Deoarece este dificil să se opereze cu valori atât de mici, a fost introdusă unitatea atomică de masă (u.a.m.)

Unitatea atomică de masă (u.a.m.) reprezintă a 12-a parte din masa atomului de ${}^{12}_6\text{C}$

$$1 \text{ uam} = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Prin urmare,

masa protonului = 1,0073 uam

masa neutronului = 1,0087 uam

masa electronului = $5,486 \times 10^{-4}$ uam

Masa atomică a unui element este numărul care arată de câte ori masa atomului elementului respectiv este mai mare decât a 12-a parte din masa atomului de $^{12}_6\text{C}$. Masele atomice ale elementelor sunt în general numere fracționare, deoarece elementele sunt alcătuite din mai mulți izotopi.

I.2. Structura învelișului de electroni al atomului

Învelișul electronic al atomului are o structură stratificată, iar electronii care gravitează în jurul nucleului se găsesc la distanțe diferite față de nucleu.

Toți electronii care se găsesc la aceeași distanță față de nucleu formează un strat electronic.

Starea unui electron într-un atom este complet descrisă prin **4 numere cuantice** :

- **Numărul cuantic principal, n.** caracterizează apartenența electronilor la un anumit strat electronic.
- **Numărul cuantic secundar, l.** caracterizează apartenența electronilor la un anumit substrat electronic.
- **Numărul cuantic magnetic, m.** caracterizează orientarea orbitalilor în spațiu după axele de coordonate
- **Numărul cuantic de spin, s.** Descrie mișcarea de rotație a electronilor în jurul axei proprii, în sens direct sau invers. Poate lua două valori: +1/2 respectiv -1/2.

Învelișul electronic este format din straturi, substraturi și orbitali.

Există **7 straturi electronice**. Cel mai apropiat strat de nucleu este notat cu **K**, pentru care numărul cuantic principal are valoarea $n = 1$.

K	L	M	N	O	P	Q
n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	n = 5	n = 6	n = 7

Fiecare strat electronic este alcătuit din unul sau mai multe substraturi, care la rândul lor sunt alcătuite din orbitali. Există următoarele **substraturi electronice**:

Substrat s	l = 0
Substrat p	l = 1
Substrat d	l = 2
Substrat f	l = 3
Substrat g	l = 4

Orbitalul reprezintă o zonă a spațiului din jurul nucleului în care există cea mai mare probabilitate de a fi găsiți electronii.

Orbitalii atomi sunt de mai multe tipuri:

Orbital s – de formă sferică

Orbital p – formă de doi lobi plasați de o parte și de alta a nucleului

Orbital d – formă de patru lobi

Orbital f – formă și simetrie complexă

Orbitalul s are simetrie sferică și este caracterizat de numărul cuantic magnetic $m = 0$

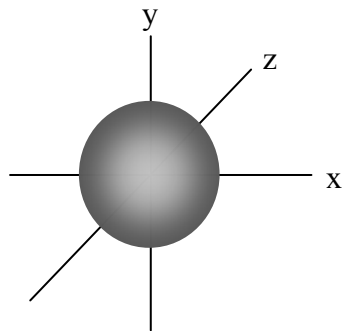


Fig. 2. Orbital s ($m = 0$)

Orbitalii p sunt în număr de 3, orientați după axele de coordonate x-y-z. Pentru orbitalii p numărul cuantic magnetic ia 3 valori ($m = -1 ; 0 ; +1$)

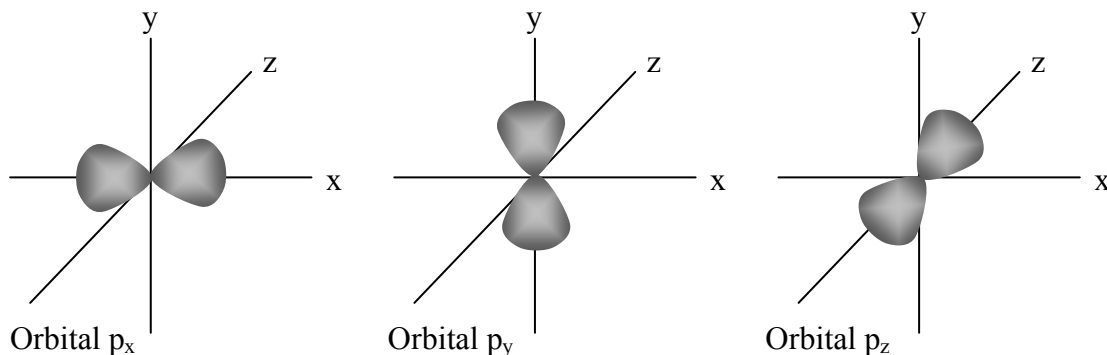


Fig. 2. Orbitalii p

Orbitalii d sunt în număr de cinci, și au formă de patru lobi orientați diferit în spațiu. Pentru orbitalii d numărul cuantic magnetic ia 5 valori ($m = -2 ; -1 ; 0 ; +1 ; +2$)

Orbitalii f sunt în număr de șapte, și au formă și simetrie foarte complexă. Pentru orbitalii f numărul cuantic magnetic ia 7 valori ($m = -3 ; -2 ; -1 ; 0 ; +1 ; +2 ; +3$)

Stratul K ($n = 1$) este alcătuit dintr-un singur substrat s ($l = 0$) format dintr-un singur orbital s ($m = 0$)

Stratul L ($n = 2$) este alcătuit din 2 substraturi: un substrat s ($l = 0$) format dintr-un singur orbital s ($m = 0$) și un substrat p ($l = 1$) format din trei orbitali p ($m = -1 ; 0 ; +1$)

Stratul M ($n = 3$) este alcătuit din 3 substraturi: un substrat s ($l = 0$) format dintr-un singur orbital s ($m = 0$), un substrat p ($l = 1$) format din trei orbitali p ($m = -1 ; 0 ; +1$) și un substrat d ($l = 2$) format din 5 orbitali d ($m = -2 ; -1 ; 0 ; +1 ; +2$)

b) Principiul excluziunii al lui PAULI

Stabilește că un anumit orbital nu poate fi ocupat decât de **maxim 2 electroni de spin opus**.

c) Regula lui HUND

Arată că în cazul orbitalilor de același tip (p, d sau f) se completează mai întâi fiecare orbital cu câte un electron de același spin, abia apoi se completează cu al 2-lea electron de spin opus.

Exemple

Element	1s	2s	2p _x 2p _y 2p _z	Configurația electronică
H (Z = 1)	↑			1s ¹
He (Z = 2)	↑↓			1s ² (configurație stabilă)
Li (Z = 3)	↑↓	↑		1s ² 2s ¹
Be (Z = 4)	↑↓	↑↓		1s ² 2s ²
B (Z = 5)	↑↓	↑↓	↑ □ □	1s ² 2s ² 2p ¹
C (Z = 6)	↑↓	↑↓	↑ ↑ □	1s ² 2s ² 2p ²
N (Z = 7)	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	1s ² 2s ² 2p ³
O (Z = 8)	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	1s ² 2s ² 2p ⁴
F (Z = 9)	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne (Z = 10)	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	1s ² 2s ² 2p ⁶ (configurație stabilă)

Electronul prin care un element se deosebește de cel precedent se numește **electron distinctiv**
Electronul distinctiv se află pe nivelul energetic cel mai ridicat.

Există excepții de la regula de ocupare a orbitalilor. Astfel, la elementele mai grele se produce o rearanjare a nivelelor energetice după completarea cu electroni, datorită fenomenului de ecranare a nucleului de electronii de pe straturile inferioare. În felul acesta, la elementele cu Z mare, nivelele energetice se dispun mai întâi după numărul cuantic principal n, apoi după numărul cuantic secundar l. De exemplu în cazul Vanadiului (Z = 23) configurația electronică este: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d³ 4s².

Exemple

Cl (Z = 17)	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵
Ca (Z = 20)	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²
Mn (Z = 25)	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁵
Al (Z = 13)	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹