

# Structura atomului

Științe ale naturii - Atomul

www.enciclopul.ro

## 1 Considerente generale

Orice atom are două părți componente fundamentale: nucleul și învelișul electronic. Nucleul concentrează aproape toată masa atomului și este electropozitiv (concentrează toate sarcinile pozitive). Învelișul electronic, în schimb, are masă neglijabilă și este electronegativ (concentrează toate sarcinile negative). *Atomii sunt particule neutre din punct de vedere electric.* Așadar, suma sarcinilor pozitive este egală cu modulul sumei sarcinilor negative.

$$\sum_{q>0} q = \left| \sum_{q'<0} q' \right|$$

Nucleul este format din particule subatomice numite nucleoni. Principalii nucleoni se numesc protoni și neutroni, particule cu mase aproximativ egale. În schimb, *protonii sunt pozitivi și au sarcina egală cu sarcina electrică elementară, iar neutronii sunt neutri din punct de vedere electric.* Adică:

$$\sum_{q>0} q = n_{p+}e$$

Învelișul electronic este format din electroni care gravitează în jurul nucleului. Acești *electroni sunt particule cu masă mult mai mică decât a protonilor și a electronilor și au sarcina egală cu opusul sarcinii electrice elementare.* Adică:

$$\left| \sum_{q'<0} q' \right| = |n_{e-}(-e)| = n_{e-}e$$

Obținem, prin urmare, urmărind relațiile deduse anterior că  $n_{p+} = n_{e-}$ , adică numărul protonilor din nucleul oricărui atom este egal cu numărul electronilor care gravitează în jurul nucleului. Acest număr va fi notat cu  $Z$  și se numește **număr atomic**. *Elementul* este o specie chimică de atomi având același număr atomic  $Z$ .

Pentru simplificarea calculului, în chimie, având în vedere faptul că sarcina electrică este o mărime cuantificată, vom defini *sarcina* unei particule ca fiind raportul dintre sarcina ei electrică absolută  $q$  și sarcina electrică elementară  $e$ . Vom spune că protonul are sarcina  $+1$ , neutronul are sarcina  $0$ , iar electronul sarcina electrică  $-1$ .

În ceea ce privește masele acestor particule elementare, avem masa protonului egală cu  $m_{p^+} = 1,673 \cdot 10^{-27}$  kg, masa neutronului egală cu  $m_{n^0} = 1,675 \cdot 10^{-27}$  kg, în timp ce masa electronului este egală cu  $m_{e^-} = 9,109 \cdot 10^{-31}$  kg. După cum se poate observa, masa electronului este neglijabilă în raport cu masele celorlalte două particule, sensibil egale. Atunci, prin convenție, se consideră că protonul și neutronul au masa  $1$ , de referință pentru particule, iar electronul are masa  $0$  (adică neglijabilă).

Putem introduce masa totală a particulelor unui atom ca fiind un număr  $A = n_{p^+} + n_{n^0}$ , numit **număr de masă**. Numerele  $Z$  și  $A$  determină unic un atom.

## 2 Specii chimice. Izotopi și ioni

Există mai mulți atomi cu același număr atomic și cu număr de masă diferit. Acest fapt dovedește că fiecare element nu este format dintr-un singur tip de atomi, ci dintr-un amestec al diferitelor tipuri de atomi cu număr  $Z$  constant, numiți izotopii unui element.

Spre exemplu, hidrogenul este primul element, cel mai ușor, fiind definit de numărul atomic  $Z = 1$ . Există trei "varianțe" (izotopi) ale hidrogenului, definite de numărul de masă  $A$ :

- Hidrogenul ușor sau protiu, notat  ${}^1_1\text{H}$  are 1 proton în nucleu și 1 electron în înveliș;
- Hidrogenul greu sau deuteriu, notat  ${}^2_1\text{H}$  sau  ${}^2_1\text{D}$  are 1 proton și 1 neutron în nucleu, 1 electron în înveliș;
- Hidrogenul supergreu sau tritiu, notat  ${}^3_1\text{H}$  sau  ${}^3_1\text{T}$  are 1 proton și 2 neutroni în nucleu, 1 electron în înveliș.

Se observă că un atom se notează în general  ${}^A_Z\text{E}$ , unde E este simbolul chimic al elementului, iar  $Z$  și  $A$  reprezintă numărul atomic și numărul de masă (discutate în secțiunea precedentă).

O altă specie chimică este reprezentată de ioni, atomi care au cedat sau acceptat electroni. Ionii sunt încărcăți electric și  $n_{p^+} \neq n_{e^-}$ . Mai multe despre ioni, formarea și clasificarea lor vom vorbi la *Legături chimice*.

### 3 Structura învelișului electronic

Învelișul electronic (denumit și nor electronic) nu poate fi ocupat în orice porțiune a sa cu electroni ci doar în spații bine stabilite, numite orbitali. Acești orbitali sunt de patru tipuri ( $s$ ,  $p$ ,  $d$  și  $f$ ) având structuri diferite. Astfel orbitalii  $s$  sunt sferici,  $p$  prezintă simetria a doi lobi față de planul  $xOy$ ,  $xOz$  sau  $yOz$ ,  $d$  prezintă simetrie compusă a patru lobi, iar orbitalii  $f$  au forme mai complicate și sunt mai rar întâlniți. În fiecare orbital pot exista maximum doi electroni.

Orbitalul se reprezintă convențional  $\uparrow$  dacă este ocupat de un electron sau  $\uparrow\downarrow$  dacă este ocupat de doi electroni. *Regula lui Hund* afirmă că toți orbitalii de un anumit tip se ocupă întâi cu primul electron, apoi începe ocuparea cu al doilea electron.

Pentru a descrie energia diferiților orbitali, aceștia sunt organizați pe 7 straturi electronice, notate 1, 2, ..., 7 sau  $K$ ,  $L$ , ...,  $Q$ . Energia electronilor de pe straturi variază conform regulii:

$$E_i \geq E_j \iff i \geq j$$

Aceste straturi sunt organizate în funcție de orbitalii pe care îi acceptă. Totalitatea orbitalilor de un anumit tip de pe un strat formează un substrat electronic.

Numărul orbitalilor din fiecare tip de pe cele 7 straturi este ilustrat de următorul tabel:

	$s$	$p$	$d$	$f$
$K$	1	0	0	0
$L$	1	3	0	0
$M$	1	3	5	0
$N$	1	3	5	7
$O$	1	3	5	7
$P$	1	3	5	7
$Q$	1	3	5	7

Astfel, stratul 1 admite cel mult 2 electroni, stratul 2 admite cel mult 8 electroni, stratul 3 admite cel mult 18 electroni, stratul 4 admite 32 electroni. Straturile 5, 6 și 7 admit și ele 32 de electroni.

Energia straturilor și substraturilor variază în ordine conform tabelului:

1s			
2s			2p
3s			3p
4s		3d	4p
5s		4d	5p
6s	4f	5d	6p
7s	5f	6d	7p

Se citește tabelul de la stânga la dreapta, apoi de sus în jos pentru a vedea modul în care crește energia straturilor și substraturilor.

Conform *Principiului succesiv de ocupare a orbitalilor cu electroni*, electronii se plasează în ordinea creșterii energiei substraturilor. Vom observa modul în care se ocupă straturile și substraturile la elementul Am (Americiu), cu  $Z = 95$ .

Pasul 1. Completăm 1s	Avem $1s^2$ . S-a completat stratul 1.
Pasul 2. Completăm 2s	Avem $2s^2$ .
Pasul 3. Completăm 2p	Avem $2p^6$ . S-a completat stratul 2.
Pasul 4. Completăm 3s	Avem $3s^2$ .
Pasul 5. Completăm 3p	Avem $3p^6$ .
Pasul 6. Completăm 4s	Avem $4s^2$ .
Pasul 7. Completăm 3d	Avem $3d^{10}$ . S-a completat stratul 3.
Pasul 8. Completăm 4p	Avem $4p^6$ .
Pasul 9. Completăm 5s	Avem $5s^2$ .
Pasul 10. Completăm 4d	Avem $4d^{10}$ .
Pasul 11. Completăm 5p	Avem $5p^6$ .
Pasul 12. Completăm 6s	Avem $6s^2$ .
Pasul 13. Completăm 4f	Avem $4f^{14}$ . S-a completat stratul 4.
Pasul 14. Completăm 5d	Avem $5d^{10}$ .
Pasul 15. Completăm 6p	Avem $6p^6$ .
Pasul 16. Completăm 7s	Avem $7s^2$ .
Pasul 17. Așezăm electroni pe 5f	Avem $5f^6$ . Aici se termină repartizarea.

Așadar, configurația electronică este

$$\text{Am} = 1s^2 2p^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^6$$

Vom analiza acum, pe rând, elementele tuturor perioadelor, configurațiile lor și eventualele observații legate de regulile folosite. Notăția [X] înseamnă configurația elementului X.

### 3.1 Perioada 1

H ( $Z = 1$ )	$1s^1$	Începe repartizarea substratului $1s$ .
He ( $Z = 2$ )	$1s^2$	

### 3.2 Perioada 2

Li ( $Z = 3$ )	[He] $2s^1$	Începe repartizarea substratului $2s$ .
Be ( $Z = 4$ )	[He] $2s^2$	
B ( $Z = 5$ )	[Be] $2p^1$	Începe repartizarea substratului $2p$
C ( $Z = 6$ )	[Be] $2p^2$	Regula lui Hund. . .
N ( $Z = 7$ )	[Be] $2p^3$	Regula lui Hund. . .
O ( $Z = 8$ )	[Be] $2p^4$	
F ( $Z = 9$ )	[Be] $2p^5$	
Ne ( $Z = 10$ )	[Be] $2p^6$	

### 3.3 Perioada 3

Na ( $Z = 3$ )	[Ne] $3s^1$	Începe repartizarea substratului $3s$ .
Mg ( $Z = 4$ )	[Ne] $3s^2$	
Al ( $Z = 5$ )	[Mg] $3p^1$	Începe repartizarea substratului $2p$
Si ( $Z = 6$ )	[Mg] $3p^2$	Regula lui Hund. . .
P ( $Z = 7$ )	[Mg] $3p^3$	Regula lui Hund. . .
S ( $Z = 8$ )	[Mg] $3p^4$	
Cl ( $Z = 9$ )	[Mg] $3p^5$	
Ar ( $Z = 10$ )	[Mg] $3p^6$	

### 3.4 Perioada 4

K ( $Z = 19$ )	[Ar] $4s^1$	Începe repartizarea substratului $4s$
Ca ( $Z = 20$ )	[Ar] $4s^2$	Regula lui Hund. . .
Sc ( $Z = 21$ )	[Ca] $3d^1$	Regula lui Hund. . .
Ti ( $Z = 22$ )	[Ca] $3d^2$	Regula lui Hund. . .
V ( $Z = 23$ )	[Ca] $3d^3$	Regula lui Hund. . .

Cr ( $Z = 24$ )	[Ar] $4s^1 3d^5$	Configurația se realizează prin <i>salt electronic</i> , pentru a crește stabilitatea.
Mn ( $Z = 25$ )	[Ca] $3d^5$	Revenim la precedentul tipar de ocupare.
Fe ( $Z = 26$ )	[Ca] $3d^6$	
Co ( $Z = 27$ )	[Ca] $3d^7$	
Ni ( $Z = 28$ )	[Ca] $3d^8$	
Cu ( $Z = 29$ )	[Ar] $4s^1 3d^{10}$	Configurația se realizează prin <i>salt electronic</i> , pentru a crește stabilitatea.
Zn ( $Z = 30$ )	[Ca] $3d^{10}$	Revenim la precedentul tipar de ocupare.
Ga ( $Z = 31$ )	[Zn] $4p^1$	Începe ocuparea substratului $4p$
Ge ( $Z = 32$ )	[Zn] $4p^2$	Regula lui Hund. . .
As ( $Z = 33$ )	[Zn] $4p^1$	Regula lui Hund. . .
Se ( $Z = 34$ )	[Zn] $4p^1$	
Br ( $Z = 35$ )	[Zn] $4p^1$	
Kr ( $Z = 36$ )	[Zn] $4p^1$	

O structură asemănătoare o întâlnim și la elementele din perioadele 5, 6 și 7, cu aceleași tipare de "salt electronic".

## 4 Legătura între repartiția pe straturi și poziția în Sistemul Periodic

Pentru a afla poziția elementului  $E$  în tabelul periodic, îl repartizăm pe straturi și substraturi și avem următoarele situații:

- Dacă ultimul substrat este de tip  $s$  sau  $p$ , perioada este egală cu numărul stratului orbitalilor  $s$  sau  $p$  în care se termină configurația, grupa este egală cu numărul total de electroni de pe ultimul strat, iar blocul este  $s$ , respectiv  $p$ .
- Dacă ultimul substrat este  $d$ , perioada este egală cu numărul stratului orbitalilor  $d$  în care se termină configurația plus 1, grupa este egală cu numărul electronilor de pe ultimele două substraturi, iar blocul este  $d$ .
- Dacă ultimul substrat este  $f$ , perioada este egală cu numărul stratului orbitalilor  $f$  în care se termină configurația plus 2, grupa este egală cu 3, blocul este  $f$ .

Dacă știm poziția elementului  $E$  în tabelul periodic și vrem să aflăm din tabel configurația sa electronică, citim toate grupurile "perioadă-bloc", punând numărul perioadei pentru blocurile  $s$  și  $p$ , numărul perioadei minus 1 pentru tranziționale și numărul perioadei minus 2 pentru lantanide, actinide și numărul elementelor din respectivul bloc (2, 6, 10, 14). Pentru blocul curent se pune perioada după aceleași reguli, iar numărul de electroni egal cu numărul de ordine al elementului în bloc.

Spre exemplu, pentru Ge avem:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4s^2$ . Pentru elementele la care se realizează saltul electronic, se scade 1 electron de la penultimul substrat și se adaugă 1 la ultimul substrat.