

# ***CAPITOLUL 1.***

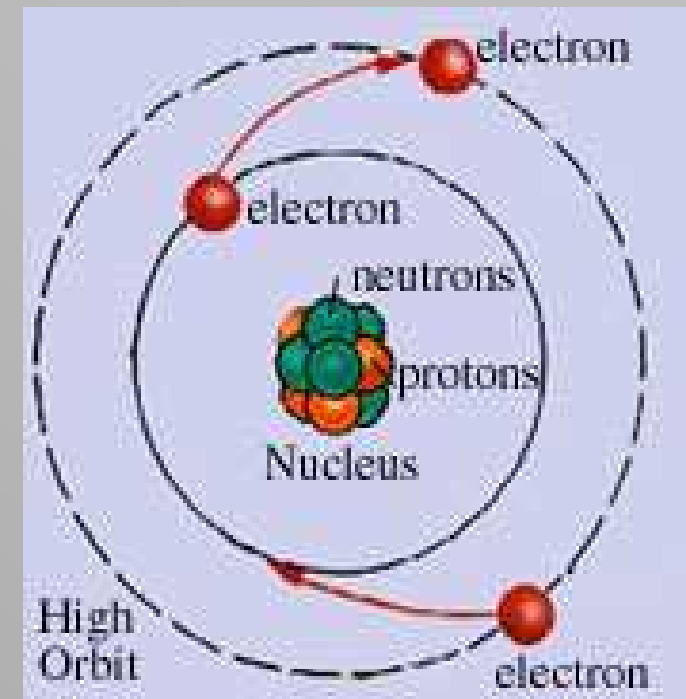
## ***STRUCTURA ÎNVELIȘULUI ELECTRONIC***

## Despre ce vom învăța în acest capitol:

- ✿ *Orbital atomic*
- ✿ *Substrat*
- ✿ *Mișcare de spin*
- ✿ *Strat*
- ✿ *Configurație electronică*
- ✿ *Element reprezentativ*
- ✿ *Element tranzițional*
- ✿ *Principiul stabilității*
- ✿ *Principiul lui Pauli*
- ✿ *Regula lui Hund*

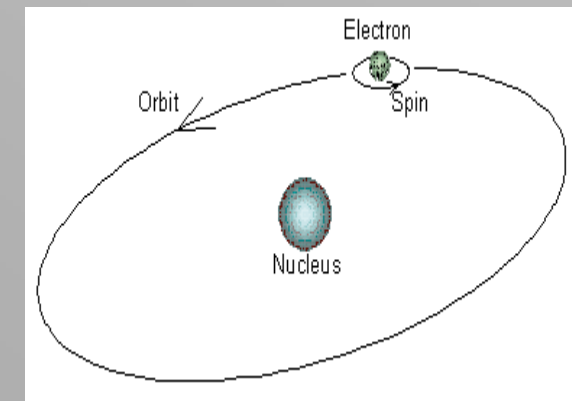
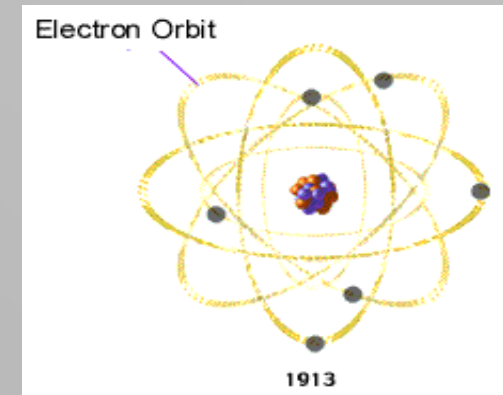
**Materia are o structură discontinuă; ea este alcătuită din particule mici care nu pot fi observate cu ochiul liber numite atomi.**

- **ATOMUL** → cea mai mică particulă care prin procedee chimice obișnuite nu mai poate fi divizată, dar care participă la reacțiile chimice.
- **PARTICULE ELEMENTARE** → electronul, protonul și neutronul
- Atomul este caracterizat de **NUMĂRUL ATOMIC (Z)** și **NUMĂRUL DE MASĂ (A)**.
- **ÎNVELIȘUL ELECTRONIC** → totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului



# CONFIGURAȚIA ELECTRONICĂ A ATOMULUI

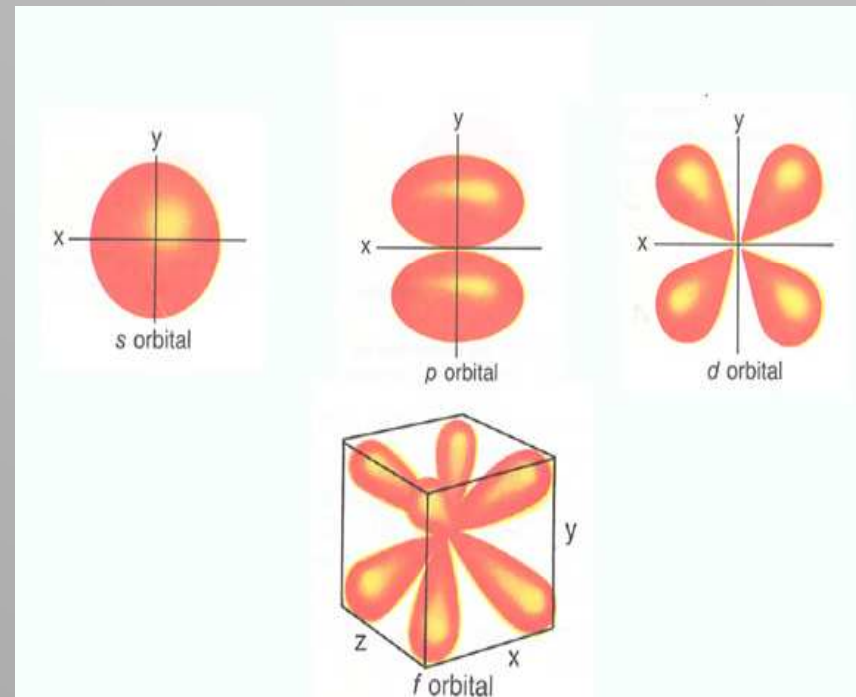
- Structura învelișului electronic → comportarea chimică a atomilor → reactivitatea substanțelor
- Mișcarea electronului în jurul nucleului poate fi comparată cu un nor electronic, încărcat negativ
- **Orbital atomic** → zona din jurul nucleului în care există probabilitatea maximă de a găsi electronul
- **Mișcarea de spin** → mișcarea pe care o efectuează electronul în jurul axei sale  
Mișcarea de spin → în sensul acelor de ceasornic sau în sens invers

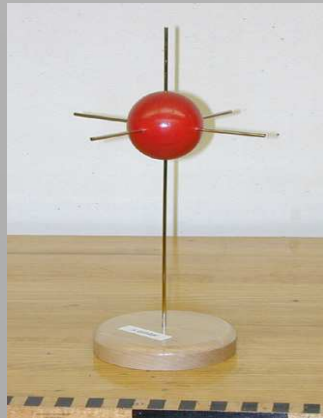


# TIPURI DE ORBITALI

## 4 tipuri de orbitali

- Orbitali de tip s
- Orbitali de tip p
- Orbitali de tip d
- Orbitali de tip f

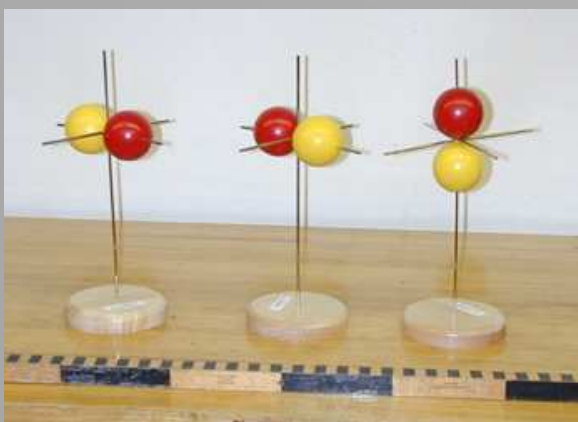




## ORBITAL DE TIP s

**formă sferică – nucleul este situat în centrul sferei**

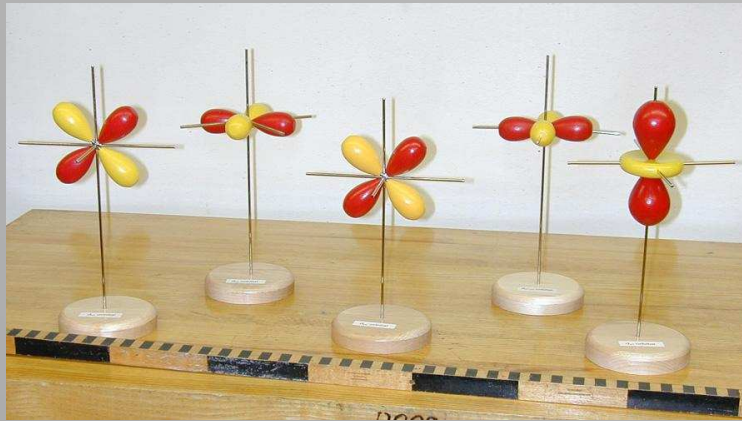
**1 orbital / strat**



## ORBITALI DE TIP p

**formă bilobară – lobi sunt orientați de-a lungul axelor de simetrie**

**3 orbitali / strat**



## ORBITALI DE TIP d

formă complicată

5 orbitali / strat



## ORBITALI DE TIP f

formă complicată

7 orbitali / strat

Orbitalii se deosebesc:

- Formă
- Energie
- Orientare spațială

exercițiu

Notează în tabelul de mai jos numărul de orbitali corespunzători fiecărui substrat

substrat	s	p	d	f
Nr. orbitali				

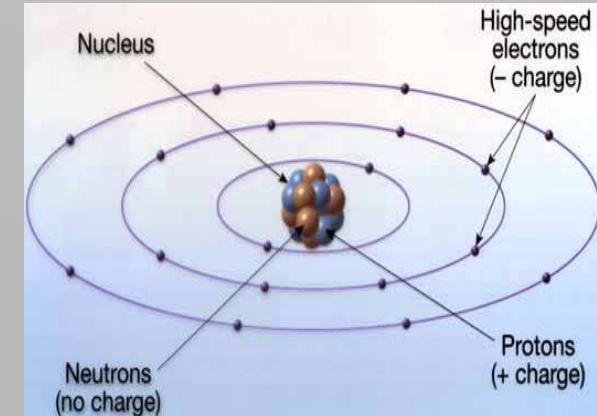


**crește energia orbitalilor**



# STRAT

- 7 straturi → 1.....7; K...Q
- fiecare strat electronic → unul sau mai multe substraturi
- **Substrat** → totalitatea orbitalilor de același tip



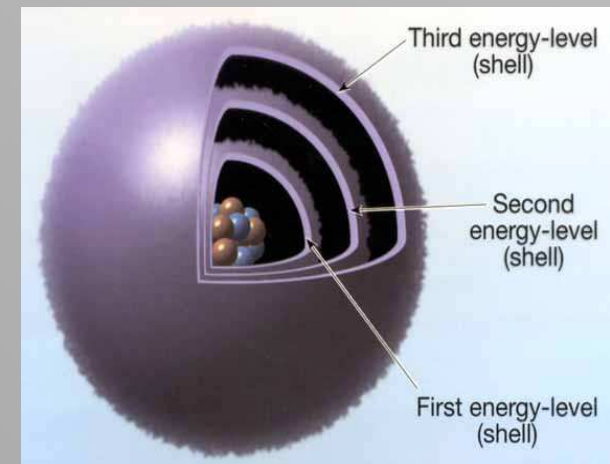
Modul de notare al stratului, substratului și al numărului de electroni:



4 → numărul stratului

p → tipul substratului

2 → numărul de electroni din orbital



# CONFIGURAȚIA ELECTRONICĂ A ATOMULUI

- repartizarea electronilor pe straturi și substraturi
- ocuparea cu electroni a orbitalilor atomici are la bază
  - ➡ principiul stabilității
  - ➡ principiul de excluziune al lui Pauli
  - ➡ regula lui Hund

## Principiul stabilității sau al minimei energii

În atomii multielectronici, electronii se plasează în orbitali în ordinea succesivă a creșterii energiei lor.

Altfel spus, *electronul distinctiv* tinde să ocupe orbitalul vacant cu energia cea mai scăzută.

## Principiul de excluziune al lui Pauli:

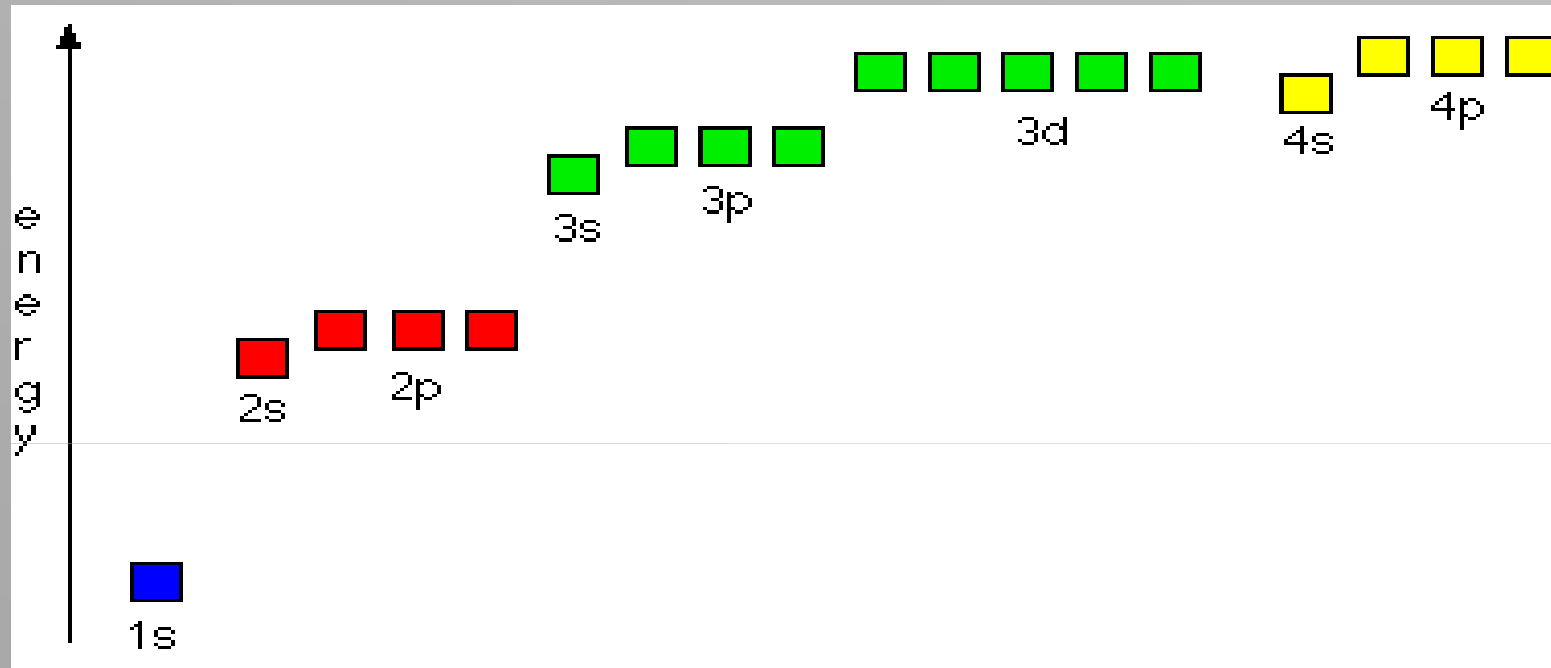
Un orbital atomic poate fi ocupat cu maximum doi electroni cu spin opus.

## Regula lui Hund

Completarea orbitalilor aceluiasi substrat cu electroni are loc astfel încât numărul de electroni necuplați (impari) să fie maxim.

După semioocuparea orbitalilor aceluiasi substrat urmează cuplarea cu al doilea electron de spin opus

Ordinea ocupării cu electroni a orbitalilor atomici pentru primele 4 straturi:



# CONFIGURAȚIA ELECTRONICĂ A ATOMILOR DIN PERIOADELE 1, 2 ȘI 3

## Perioada 1

<b>H (<math>Z = 1</math>)</b>	<b><math>1s^1</math></b>
<b>He (<math>Z = 2</math>)</b>	<b><math>2s^2 = [\text{He}]</math> are configurație stabilă de dublet</b>



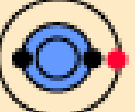
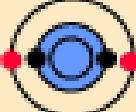

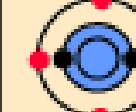

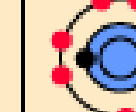
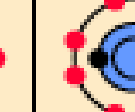
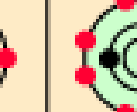

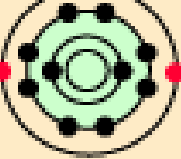
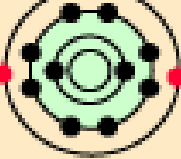





## Perioada 2

<b>Li (<math>Z = 3</math>)</b>	<b>[He] <math>2s^1</math></b> Electronul distinctiv se află intr-un orbital s
<b>Be (<math>Z = 4</math>)</b>	<b>[He] <math>2s^2</math></b>
<b>B (<math>Z = 5</math>)</b>	<b>[He] <math>2s^2 2p^1</math></b> Electronul distinctiv se află intr-un orbital p
<b>C (<math>Z = 6</math>)</b>	<b>[He] <math>2s^2 2p^2</math></b>
<b>N (<math>Z = 7</math>)</b>	<b>[He] <math>2s^2 2p^3</math></b>
<b>O (<math>Z = 8</math>)</b>	<b>[He] <math>2s^2 2p^4</math></b>
<b>F (<math>Z = 9</math>)</b>	<b>[He] <math>2s^2 2p^5</math></b>
<b>Ne (<math>Z = 10</math>)</b>	<b>[He] <math>2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]</math></b>

## Perioada 3

<b>Na (Z = 11)</b>	<b>[Ne] 3s<sup>1</sup></b>
<b>Mg (Z = 12)</b>	<b>[Ne] 3s<sup>2</sup></b>
<b>Al (Z = 13)</b>	<b>[Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup></b>
<b>Si (Z = 14)</b>	<b>[Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup></b>
<b>P (Z = 15)</b>	<b>[Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup></b>
<b>S (Z = 16)</b>	<b>[Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup></b>
<b>Cl (Z = 17)</b>	<b>[Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup></b>
<b>Ar (Z = 18)</b>	<b>[Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> = [Ar]</b>

# CONFIGURAȚIA ELECTRONICĂ A ATOMILOR DIN PERIOADELE 1, 2 ȘI 3

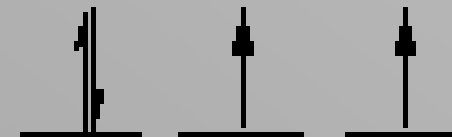
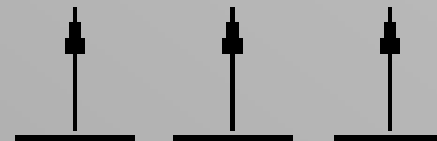
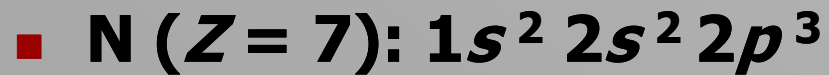
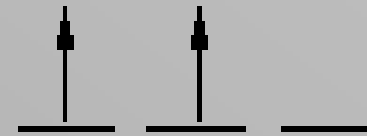
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
n								He 2
1								
2								
3								



# Ilustrarea principiului stabilității, al lui Pauli a regulii lui Hund:

Orbitalul = pătrățică

Electronul = săgeată



										1							2
										H							He
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
11	12											13	14	15	16	17	18
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

↑
↑

bloc s - se completează orbitali s
bloc p - se completează orbitali p

electron distinctiv într-un orbital de tip s →

**blocul elementelor s**

grupele IA și IIA → **blocul elementelor s**

electron distinctiv într-un orbital de tip p →

**blocul elementelor p**

grupele IIIA - VIIIA → **blocul elementelor p**

# CONFIGURAȚIA ELECTRONICĂ A ATOMILOR DIN PERIOADA 4

Exercițiu 1:

1. Notează configurația electronică a Sc, Z= 21



2. Explică de ce electronul distinctiv se află în orbitalul 3d și nu în 4p.

**Explicație: substratul 3d are o energie mai joasă decât substratul 4p**

Elementele de la Sc până la Zn, la care electronul distinctiv se plasează în **substratul 3d elemente tranzitionale de tip d**

Exercițiu 2:

1. Notează configurația electronică a Cr, Z= 24

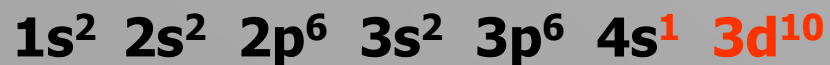


Observație:

**substratul d semiocupat sau total ocupat cu electroni este mai stabil**

Exercițiu 3:

1. Notează configurația electronică a Cu, Z= 29



# RELAȚIA DINTRE STRUCTURA ATOMICĂ A ELEMENTELOR ȘI POZIȚIA LOR ÎN SISTEMUL PERIODIC

Structura învelișului electronic al atomului → poziția elementului în sistemul periodic

**Numărul grupei** → numărul electronilor de valență = electronii de pe ultimul strat în curs de completare

**Numărul perioadei** → numărul de straturi electronice

**Blocul de elemente** → tipul orbitalului în care se află electronul distinctiv

**Substrat** → totalitatea orbitalilor de același tip

