

Teorie - Tabelul periodic: grupe și perioade

Tabelul periodic - grupe și perioade

Dmitri Mendeleev a publicat în 1869 prima variantă a tabelului periodic. Chimistul rus a formulat **legea periodicității** în acest fel: "*Proprietățile fizice și chimice ale elementelor sunt într-o dependență periodică de masele lor atomice*".

Legea periodicității a fost reformulată odată ce s-au aflat mai multe detalii despre structura atomului: *proprietățile fizice și chimice ale elementelor chimice sunt într-o dependență periodică de sarcinile nucleelor atomice ale elementelor*. Cu alte cuvinte, proprietățile elementelor se repetă periodic când elementele sunt aranjate în funcție de numărul lor atomic.

Tabelul periodic este un sistem utilizat internațional pentru organizarea elementelor chimice în funcție de numărul lor atomic. Astfel, tabelul periodic oferă informații despre numărul de protoni și numărul de electroni din structura atomilor elementelor. De asemenea, tabelul periodic oferă informații și despre felul în care elementele chimice reacționează prin faptul că elementele cu trăsături comune sau similare sunt grupate împreună, în grupe.

Șirurile orizontale ale tabelului periodic sunt **perioadele**, iar coloanele verticale sunt **grupele**.

Numărul de ordine al unui element în tabelul periodic este dat de numărul atomic Z , adică de numărul de protoni din nucleul atomului. Așadar, vedem că poziția unui element chimic în tabelul periodic depinde de structura atomului său.

Elementele chimice sunt așezate în perioadele tabelului periodic în ordinea în care crește Z . Fiecare element are cu un proton mai mult decât elementul dinaintea lui, și deci are și un electron în plus față de elementul dinaintea lui - acest electron fiind *electronul distinctiv*.

Perioadele tabelului periodic

Numărul perioadei în care se află un element chimic indică două lucruri:

- numărul straturilor din învelișul electronic ocupate parțial sau complet cu electroni;
- numărul stratului exterior din înveliș, stratul în care se află *electronii de valență* ai atomului. De aceea, stratul exterior se mai numește și **strat de valență**.

Exemplu - Configurația electronică a sodiului, element din perioada a treia:



Tabelul periodic are **7 perioade**. Primele trei perioade sunt **perioade scurte**. Următoarele patru perioade sunt **perioade lungi**.

În fiecare perioadă, numerele atomice cresc de la stânga la dreapta. Elementele care fac parte din aceeași perioadă au proprietăți diferite, cu excepția seriei Lantanidelor și Actinidelor.

Fiecare perioadă începe cu un element care are în stratul exterior un singur electron, **ns^1** , și se

încheie cu un element pentru care ultimul strat electronic este complet ocupat, cu 2 e⁻ în cazul Heliului, și cu 8 e⁻ în cazul celorlalte gaze rare: **ns² np⁶ (octet)**.

Prima perioadă a tabelului, este cea mai scurtă, are numai două elemente: Hidrogenul (H) și Heliul (He). He are primul strat, 1s, complet ocupat, ceea ce-l face un element stabil, primul dintre *gazele nobile* sau *rare*. Așadar, configurația He este 1s².

A doua perioadă are 8 elemente. Începe cu elementul Litiu (Li), care are 3 electroni, deci începe ocuparea celui de-al doilea strat electronic. Perioada a doua se încheie cu elementul Neon (Ne), care are stratul 2 complet ocupat – așadar are o configurație de **octet** pe ultimul său strat electronic, fiind un gaz rar.

A treia perioadă are tot 8 elemente. Începe cu elementul Sodiu (Na) și se încheie cu Argonul (Ar), care are o configurație stabilă de octet pe ultimul strat electronic, stratul 3.

Perioadele patru și cinci au câte 18 elemente. Odată cu perioada a patra, începe completarea cu electroni a orbitalilor de tip d. În perioada a patra, se completează cu electroni **substratul 3d**, generându-se astfel prima serie de **metale tranzitionale d**. În perioada a cincea, se completează cu electroni **substratul 4d**, deci această perioadă conține a doua serie de metale tranzitionale d.

În *perioadele șase și șapte* se completează cu electroni orbitalii de tip f. În perioada a șasea, în cazul elementului Lantan (La) începe ocuparea **substratului 4f**, ceea ce generează seria Lantanidelor, numite și Pământuri Rare. Lantanidele au proprietăți similare unele cu altele. În cazul perioadei a șaptea, începe completarea cu electroni a **substratului 5f**, odată cu elementul Actiniu (Ac), ceea ce generează seria Actinidelor. Actinidele sunt elemente radioactive. Astfel, ultimele două perioade ale tabelului au câte 32 de elemente. Lantanidele și Actinidele sunt scrise sub tabelul periodic pentru ca perioadele 6 și 7 să nu fie mai lungi decât celelalte perioade.

Grupele tabelului periodic

Tabelul periodic are 18 grupe, 8 grupe mari, și 10 grupe mici.

Grupele principale sunt grupele mari de la marginile tabelului. **Grupele secundare** sunt grupele mici din centrul tabelului.

Grupele tabelului periodic se notează în două feluri:

- cu cifre romane, de la 1 la 18:
 - grupele principale sunt grupele: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18;
 - grupele secundare au numere de la 3 la 12, inclusiv;
- cu cifre romane:
 - grupele principale sunt I A, II A, III A, IV A, V A, VI, A, VII, A, VIII A;
 - grupele secundare apar în tabelul periodic în ordinea următoare: III B, IV B, V B, VI B, VII B, VIII B (grupa VIII B cuprinde grupele Fierului, Cobaltului și Nichelului, care au fost grupate împreună datorită unor proprietăți similare ale elementelor componente), I B, II B.

Elementele care formează o grupă au **același număr de electroni de valență**. Acest lucru face ca *elementele dintr-o grupă să aibă proprietăți similare*.

Calculul numărului de electroni de valență

- pentru elementele din grupele principale: numărul grupei notat cu cifre romane, sau: numărul grupei notat cu cifre arabe în cazul grupelor 1 și 2, iar în cazul celorlalte grupe principale, numărul grupei minus 10. De exemplu, numărul electronilor de valență din grupa 13 este: $13 - 10 = 3 e^-$ de valență;
- elementele din grupele secundare au toate câte 2 e^- de valență.

În funcție de proprietățile lor, unele grupe au primit denumiri specifice:

Grupa 1 se mai numește și **grupa metalelor alcaline**: în reacțiile chimice, aceste elemente tind să piardă câte un electron. Hidrogenul nu este un metal alcalin, însă a fost grupat alături de celelalte metale alcaline datorită configurației sale care conține un singur electron.

Grupa 2 se mai numește și **grupa metalelor alcalino-pământoase**: în reacțiile chimice, aceste elemente tind să piardă câte 2 e^- .

Grupa 17 se mai numește și **grupa halogenilor**: halogenii tind să câștige câte un electron în reacțiile chimice.

Grupa 18 se mai numește și **grupa gazelor rare/nobile**: aceste elemente sunt foarte stabile, adică reacționează foarte greu, și numai în condiții extreme.

Blocul s conține grupele principale 1 și 2. Aceste elemente au electronul distinctiv într-un orbital s.

Blocul p conține grupele principale 13, 14, 15, 16, 17, și 18. Elementele din blocul p au electronul distinctiv într-un orbital p al ultimului lor strat electronic. Excepție este He, care deși are configurația $1s^2$, se află în blocul p datorită proprietăților sale similare cu gazele rare.

Blocul d conține grupele secundare, de la grupa a 3-a, la grupa a 12-a. Elementele din acest bloc, au electronul distinctiv într-un orbital d al penultimului strat electronic.

Blocul f conține seria Lantanidelor și seria Actinidelor. Aceste elemente au electronul distinctiv într-un orbital f al antepenultimului strat.

Elementele tranzitionale (metale tranzitionale) sunt elementele din blocurile d și f. Acestea se numesc "tranzitionale" deoarece ele fac trecerea între elementele de tip s și cele de tip p, adică despart blocurile s și p.

Exemplu - Corelația dintre configurația electronică a unui element chimic (ordinea de ocupare cu electroni) și poziția sa în tabelul periodic în cazul unui element din blocul s (Potasiu), a unui element din blocul d (Vanadiu), și în cazul unui element din blocul p (Bor):



www.Lectii-Virtuale.ro