

- [Structura electronică a elementelor de tranziție](#)
- [Proprietățile elementelor de tranziție](#)
- [Elementele de tranziție principale](#)
- [Prima serie a elementelor de tranziție](#)
- [A doua serie a elementelor de tranziție](#)
- [A treia serie a elementelor de tranziție](#)
- [Lantanide](#)
- [Actinide](#)
- [Caracteristicile chimice ale elementelor de tranziție](#)

Structura electronică a elementelor de tranziție

Prin elemente de tranziție se definesc elementele ale căror atomi au nivelurile d sau f parțial ocupate cu electroni; sunt elementele din cele 10 grupe secundare ale tabelului periodic. Sunt considerate elemente de tranziție și elementele ale căror atomi au nivelurile d sau f parțial completate cu electroni în oricare dintre stările de oxidare obișnuite. De aceea, elementele Cu, Ag și Au, la care Cu^{II} are configurația $3d^9$, Ag^{II} are configurația $4d^9$ și Au^{III} are configurația $5d^8$, sunt considerate elemente de tranziție.

Proprietățile elementelor de tranziție

Elementele de tranziție au în comun următoarele proprietăți:

- Toate sunt metale;
- Majoritatea sunt metale dure, au puncte de topire și de fierbere înalte și conduc bine căldura și curentul electric;
- Formează aliaje între ele, precum și cu alte metale;
- Unele dintr ele au potențiale de oxidare atât de mici încât nu sunt atacate de acizi;
- În majoritatea cazurilor manifestă valențe variabile;
- Ionii și compușii lor sunt colorați în una din stările de oxidare;
- Pot forma compuși paramagnetici având electroni necuplați.

Se pot deosebi trei categorii importante de elemente de tranziție:

1. Elementele de tranziție principale
2. Lantanidele
3. Actinide

Elementele de tranziție principale au nivelurile d parțial completate cu electroni. Primul element, scandiul, Sc, are configurația electronică exterioară $4s^23d^1$. La următoarele opt elemente: Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, nivelurile $3d$ sunt ocupate parțial fie în starea fundamentală a atomului izolat (excepție face Cu), fie în una sau mai multe stări ionice (excepție face Sc). Aceste nouă elemente formează *prima serie a elementelor de tranziție*.

Zincul are configurația electronică exterioară $3d^{10}4s^2$ și deci nu formează compuși în care nivelul $3d$ este ionizat.

Ytriul, care are configurația electronică exterioară $5s^24d^1$, și următoarele opt elemente: Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd și Ag, care au nivelurile $4d$ ocupate parțial fie la atomii izolați (excepție Ag), fie la ionii importanți (excepție Y), constituie *a doua serie a elementelor de tranziție*.

În seria următoare de elemente cu nivelurile d necomplete, după lantan, La, ($Z = 57$) urmează cele 14 elemente până la lutețiu, Lu, ($Z = 71$) *lantanidele*, la care nivelurile $4f$ sunt mai stabile decât $5d$.

Prin urmare, *a treia serie a elementelor de tranziție* cuprinde Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt și Au, ale căror atomi au nivelurile $5d$ completate parțial în una dintre stările de oxidare mai importante, ca și în atomul neutru (excepție Au).

Prin analogie cu lantanul, la elementele următoare actiniului, electronii distinctivi ar trebui să ocupe orbitalii $5f$ ai atomilor, rezultând în felul acesta o serie de 15 elemente similare lantanidelor. Datorită diferenței foarte mici între energiile orbitalilor $5f$ și $6d$ nu există însă întotdeauna la primele elemente o poziție privilegiată pentru electronul distinctiv, din care cauză la elementele care urmează imediat actiniului (sau ionii lor) nu se observă o succesiune riguroasă la ocuparea cu electroni a orbitalilor $6d$ și $5f$. De-abia după ce 4 sau 5 electroni au completat configurația actiniului, orbitalii $5f$ devin mai stabili. Totuși se obișnuiește să se numească cele 14 elemente, după actiniu, Ac, până la laurențiu, Lr, *actinide*.

Ca urmare a structurilor electronice, există o netă diferențiere între cele trei categorii de elemente de tranziție. Orbitalii d se extind până la periferia atomilor și ionilor, astfel încât electronii care îi ocupă sunt puternic influențați de electronii exteriori ai ionului, dar pot și ei influența pe aceștia. Ca urmare, multe dintre proprietățile unui ion cu nivelurile d parțial ocupate depind de numărul și de distribuția electronilor d prezenți. În *lantanide*, orbitalii $4f$ găsindu-se în interiorul atomilor și ionilor, electronii care îi ocupă sunt ecranati de electronii exteriori prin nivelurile interpușe ale electronilor $4d$ și ca atare interacțiunile între electronii $4f$ și cei exteriori din atom sau ion nu au practic însemnătate. În consecință, proprietățile lantanidelor sunt omoloage, spre deosebire de variațiile în proprietățile chimice observate la seriile de elemente de tranziție având numai niveluri d parțial ocupate. Comportarea *actinidelor* este intermediară între cele două categorii de elemente de tranziție descrise, ținând seama că orbitalii $5f$ nu sunt așa de ecranati cum sunt orbitalii $4f$, dar nici așa de expuși ca orbitalii d din prima categorie de elemente de tranziție.

Conform legii lui Hund, are loc mai întâi ocuparea progresivă a orbitalilor d cu câte un electron neîmperecheat și apoi completarea lor cu al doilea electron, cuplat cu primul. Configurațiile cu toți orbitalii d semiocupați sau ocupați în întregime (Mn, Mo, și Re, respectiv Zn, Cd și Hg) sunt stări de stabilitate superioară.

Există și "anomalii" în configurațiile atomilor, Astfel, în cazul în care doi orbitali diferă puțin între ei în privința așa-numitelor energii "intrinsece", din cauza influențelor directe a repulsiilor interelectronice și a "energiilor de schimb", electronul distinctiv nu trebuie în mod obligatoriu să ocupe nivelul cu energia mai mică dintre cele două. Exemple în acest sens le reprezintă configurațiile atomilor de crom și cupru în prima serie de tranziție:

	Sc	Ti	Y	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
4s	2	2	2	1	2	2	2	2	1	2
3d	1	2	3	5	5	6	7	8	10	10

la care un electron este luat de la un orbital de energie similară pentru a se realiza un nivel semiocupat sau ocupat în întregime, stabilizat prin energie de schimb.

În schimb, în cazul gadoliniului, Gd, un element din seria lantanidelor:

Sm Eu Gd Tb

6s	2	2	2	2
5d	0	0	1	0
4f	6	7	7	9

“anomalia” se datorează faptului că un electron este luat de un alt nivel de energie similară, pentru menținerea intactă a unei stări electronice cu orbitali semiocupați.

La atomii elementelor din a doua serie de tranziție:

	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
5s	2	2	1	1	1	1	1	0	1	2
4d	1	2	4	5	6	7	8	10	10	10

se observă și mai multe neregularități. Configurațiile lor sunt determinate atât de forțele interelectronice, cât și de cele între nucleu și electroni. Preferința pentru stări electronice cu orbitali *d* complet ocupați se manifestă la Pd și Ag, sau cu orbitali semiocupați se manifestă la Mo; configurația electronică a Tc nu dovedește însă această tendință.

Caracteristicile chimice ale elementelor de tranziție

Elementele de tranziție nu formează ioni negativi, deoarece numărul de electroni necesar dobândirii configurației electronice a gazului rar imediat următor este foarte mare (șase electroni în cazul elementelor Zn, Cd, Hg, și mai mare la celelalte elemente). Atomii elementelor de tranziție însă pot ceda electroni formând ioni pozitivi, adică au caracter de metal. Există o variație a caracterului metalic, de la accentuat electropozitiv (Sc, Y, La, Ac) la practic, inert (metalele platinice).

În privința stărilor de oxidare ale metalelor de tranziție, constanța acestor stări se manifestă numai la elementele din grupa a III-a secundară: Sc, Y, La. Ionii lor au valența maximă a grupei (Sc^{3+} , Y^{3+} , La^{3+}), rezultată prin cedarea celor doi electroni din orbitalul *s* (ns^2), precum și a electronului din orbitalul imediat inferior $[(n-1)d^1]$; acești electroni au energie similară. Și la elementele din grupa a IV-a secundară, cu excepția titanului, se observă o constanță a stărilor de oxidare:

Stările de oxidare ale metalelor de tranziție din grupele 3-8*

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
+3	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+4
	+4	+4	+6	+4	+6	+4	
		+5		+6			
				+7			
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
+3	+4	+3	+2	+7	+2	+2	+2
		+5	+3		+3	+3	+4
			+4		+4	+4	
			+5		+6		
			+6		+8		
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
+3	+4	+5	+2	+3	+2	+2	+2
			+3	+4	+3	+3	+4
			+4	+5	+4	+4	
			+5	+6	+6		
			+6	+7	+8		

**Stările de oxidare foarte nestabile sau foarte puțin caracterizate nu sunt indicate în tabel.*

La toate celelalte elemente însă, stările de oxidare sunt foarte variate. Cea mai mică stare de oxidare pozitivă este +2, corespunzând cedării numai a electronilor ns^2 din atom. Când elementul manifestă și alte stări de oxidare, cauzate de implicarea atât a electronilor ns^2 , cât și a unor (sau tuturor) electronilor $(n-1)d$ din atomi, acestea diferă între ele cu o unitate, corespunzând lipsei de cuplări la electronii d . La elementele din grupa a VIII-a secundară, numărul de oxidare maxim corespunzător grupei, se întâlnește numai la elementele ruteniu (în RuO_4) și osmiu (în OsO_4 și OsF_8), celelalte elemente manifestând numere de oxidare maxime +6 (la Fe) sau chiar +4.

La elementele din grupa I secundară se cunosc și combinații la care aceste elemente manifestă numere de oxidare mai mari decât corespunde grupei (+2). Aceasta este o consecință a tendinței de stabilizare a structurii electronice. Prin trecerea unui electron ns într-un orbital $(n-1)d$, în vederea completării orbitalilor d , energiile celor două niveluri se apropie. De aceea, atomul de cupru poate ceda și doi electroni, iar atomii de Ag și de Au, chiar trei electroni.

Pentru un anumit element, odată cu creșterea numărului de oxidare crește și caracterul covalent în combinații, aciditatea, capacitatea de hidroliză, etc.

Ionii metalelor de tranziție care conțin electroni d necuplați sunt colorați atât în săruri solide cât și în soluții. Câteva exemple sunt arătate în tabelul de mai jos:

Culoarea unor ioni ai elementelor din prima serie de tranziție

Electroni necuplați	Ionul și culoarea
0	Sc^{3+} , Ti^{4+} , Cu^+ , Zn^{2+} (incolori)
1	Ti^{3+} (roșu); V^{2+} (albastru)
2	V^{3+} , Ni^{2+} (verzi)
3	V^{2+} , Cr^{3+} (violet); Co^{2+} (roșu)
4	Cr^{2+} (albastru); Mn^{3+} (violet); Fe^{2+} (verde)
5	Mn^{2+} (roșu); Fe^{3+} (galben)

Se poate observa cum la diferite stări de oxidare, ionul respectiv are colorații diferite, de exemplu Fe^{2+} (verde) și Fe^{3+} (galben).

Caracteristic elementelor de tranziție este și capacitatea de a forma combinații complexe, deoarece pot fi buni acceptori datorită volumului ionic mic și a sarcinilor nucleare sau ionice comparativ mari.