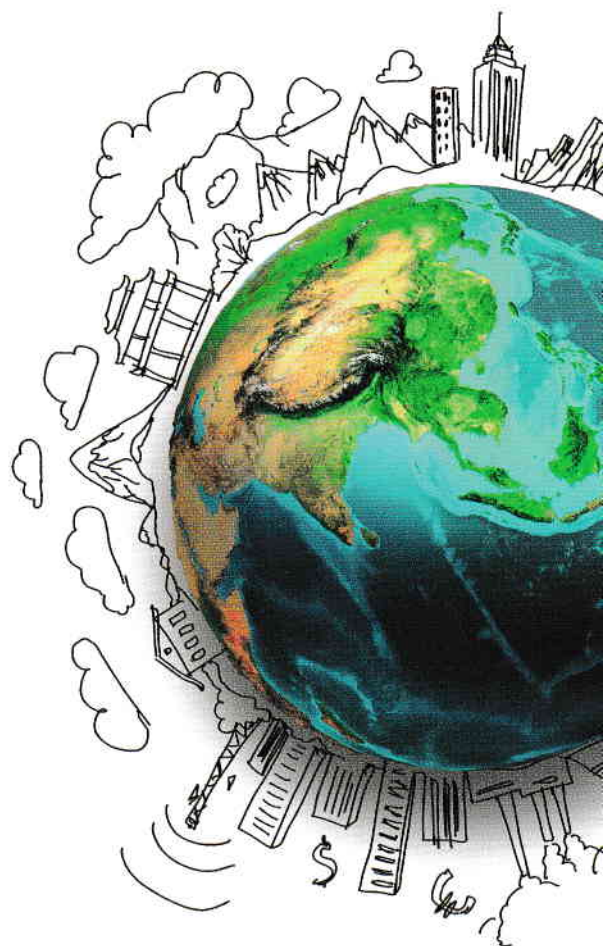
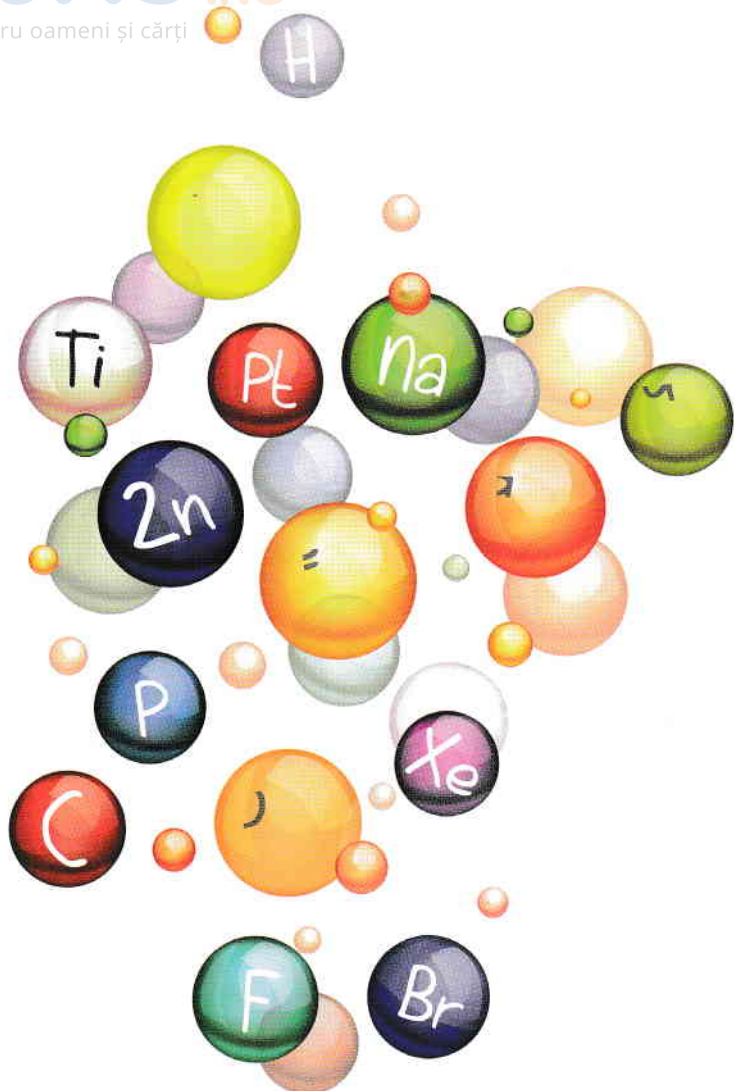


Libris JACK CHALLONER

Respect pentru oameni și cărți



Enciclopedia ilustrată a  
**ELEMENTELOR  
CHIMICE**

Chimia pe care nu o înveți la școală

**CORINT**  
EDUCAȚIONAL

# Cuprins

Introducere .....	8
Elementele chimice – istoric .....	14
Hidrogenul .....	18
Metalele alcaline – grupa 1 .....	22
Metalele alcalino-pământoase – grupa 2 .....	30
Zona intermediară: blocul d și metalele tranzitionale .....	38
Metale tranzitionale – grupa 3 .....	40
Metale tranzitionale – grupa 4 .....	41
Metale tranzitionale – grupa 5 .....	45
Metale tranzitionale – grupa 6 .....	50
Metale tranzitionale – grupa 7 .....	55
Metale tranzitionale – grupa 8 .....	58
Metale tranzitionale – grupa 9 .....	64
Metale tranzitionale – grupa 10 .....	67
Metale tranzitionale – grupa 11 .....	72
Metale tranzitionale – grupa 12 .....	78

1 <b>H</b> Hidrogen	3 <b>Li</b> Litiu	4 <b>Be</b> Beriliu	11 <b>Na</b> Sodiu	12 <b>Mg</b> Magneziu	19 <b>K</b> Potasiu	20 <b>Ca</b> Calciu	21 <b>Sc</b> Scandiu	22 <b>Ti</b> Titan	23 <b>V</b> Vanadiu	24 <b>Cr</b> Crom	25 <b>Mn</b> Mangan	26 <b>Fe</b> Fier	27 <b>Co</b> Cobalt			
37 <b>Rb</b> Rubidiu	38 <b>Sr</b> Stronțiu	39 <b>Y</b> Ytriu	40 <b>Zr</b> Zirconiu	41 <b>Nb</b> Niobiu	42 <b>Mo</b> Molibden	43 <b>Tc</b> Technetiu	44 <b>Ru</b> Ruteniu	45 <b>Rh</b> Rodiu	55 <b>Cs</b> Cesiu	56 <b>Ba</b> Bariu	72 <b>Hf</b> Hafniu	73 <b>Ta</b> Tantal	74 <b>W</b> Wolfram	75 <b>Re</b> Reniu	76 <b>Os</b> Osmiu	77 <b>Ir</b> Iridiu
87 <b>Fr</b> Franciu	88 <b>Ra</b> Radiu	104 <b>Rf</b> Rutherfordiu	105 <b>Db</b> Dubniu	106 <b>Sg</b> Seaborgiu	107 <b>Bh</b> Bohriu	108 <b>Hs</b> Hassiu	109 <b>Mt</b> Meitneriu	57 <b>La</b> Lantan	58 <b>Ce</b> Ceriu	59 <b>Pr</b> Praseodim	60 <b>Nd</b> Neodim	61 <b>Pm</b> Promețiu	62 <b>Sm</b> Samarium			
		89 <b>Ac</b> Actiniu	90 <b>Th</b> Toriu	91 <b>Pa</b> Protactiniu	92 <b>U</b> Uraniu	93 <b>Np</b> Neptuniu	94 <b>Pu</b> Plutoniu									

Respectiv Zona intermediară: blocul f – lantanidele și actinidele .....	84
Lantanidele .....	86
Actinidele .....	94
Grupa borului – grupa 13.....	98
Grupa carbonului – grupa 14.....	104
Grupa azotului – grupa 15.....	114
Grupa oxigenului – grupa 16.....	122
Halogenii – grupa 17.....	134
Gazele nobile – grupa 18.....	144
Elementele transuraniene.....	153
<b>Index</b> .....	<b>158</b>

<b>Metale alcaline</b>										2 <b>He</b> Heliu
<b>Metale alcalino-pământoase</b>										
<b>Metale tranzitionale</b>										
<b>Metale post-tranzitionale</b>										
<b>Metalizi</b>										
<b>Alte nemetale</b>										
<b>Halogeni</b>										
<b>Gaze nobile</b>										
<b>Lantanide</b>										
<b>Actinide</b>										
<b>Elemente transuraniene</b>										
	5 <b>B</b> Bor	6 <b>C</b> Carbon	7 <b>N</b> Azot	8 <b>O</b> Oxygen	9 <b>F</b> Fluor	10 <b>Ne</b> Neon				
	13 <b>Al</b> Aluminiu	14 <b>Si</b> Siliciu	15 <b>P</b> Fosfor	16 <b>S</b> Sulf	17 <b>Cl</b> Clor	18 <b>Ar</b> Argon				
28 <b>Ni</b> Nichel	29 <b>Cu</b> Cupru	30 <b>Zn</b> Zinc	31 <b>Ga</b> Galiu	32 <b>Ge</b> Germaniu	33 <b>As</b> Arsen	34 <b>Se</b> Seleniu	35 <b>Br</b> Brom	36 <b>Kr</b> Kripton		
46 <b>Pd</b> Paladiu	47 <b>Ag</b> Argint	48 <b>Cd</b> Cadmium	49 <b>In</b> Indiu	50 <b>Sn</b> Staniu	51 <b>Sb</b> Stibiu	52 <b>Te</b> Telur	53 <b>I</b> Iod	54 <b>Xe</b> Xenon		
78 <b>Pt</b> Platină	79 <b>Au</b> Aur	80 <b>Hg</b> Mercur	81 <b>Tl</b> Taliu	82 <b>Pb</b> Plumb	83 <b>Bi</b> Bismut	84 <b>Po</b> Poloniu	85 <b>At</b> Astatiniu	86 <b>Rn</b> Radon		
110 <b>Ds</b> Darmstadtium	111 <b>Rg</b> Roentgenium	112 <b>Cn</b> Copernicium	113 <b>Nh*</b> Nihon	114 <b>Fl</b> Fleroviu	115 <b>Mc*</b> Moscoviu	116 <b>Lv</b> Livermorium	117 <b>Ts*</b> Tennessin	118 <b>Og*</b> Oganesson		
63 <b>Eu</b> Europiu	64 <b>Gd</b> Gadolinium	65 <b>Tb</b> Terbiu	66 <b>Dy</b> Disprosiu	67 <b>Ho</b> Holmiu	68 <b>Er</b> Erbiu	69 <b>Tm</b> Terbiu	70 <b>Yb</b> Yterbiu	71 <b>Lu</b> Lutetiu		
95 <b>Am</b> Americiu	96 <b>Cm</b> Curium	97 <b>Bk</b> Berkelium	98 <b>Cf</b> Californium	99 <b>Es</b> Einsteinium	100 <b>Fm</b> Fermium	101 <b>Md</b> Mendeleevium	102 <b>No</b> Nobelium	103 <b>Lr</b> Lawrencium		

\*Nota traducătorului – Numele și simbolurile elementelor 113, 115, 117 și 118 au fost stabilite de IUPAC și IUPAP în noiembrie 2016, după publicarea ediției din 2012 a acestei cărți.

# Introducere

„Fizica și chimia moderne au redus complexitatea lumii înconjurătoare la o simplitate uimitoare.” – *Carl Sagan*

## Elemente, compuși și amestecuri

Majoritatea substanțelor cu care suntem familiarizați sunt amestecuri sau compuși. Lemnul, oțelul, aerul, sarea, betonul, pielea, apa, plasticul, sticla, ceara, toate sunt amestecuri sau compuși conținând mai multe elemente.

Întâlnim elementele în viața de zi cu zi, dar nu în stare pură. Aurul și argintul sunt exemple bune, dar chiar și în cea mai pură probă de aur produsă vreodată, unul dintr-un milion de atomi este atomul unui alt element decât aurul. Cuprul (sub formă de tevi), fierul (din șinele de cale ferată), aluminiul (din folii) și carbonul (sub formă de diamante) sunt alte exemple de elemente care se întâlnesc într-o stare aproape pură. Câteva alte elemente ne sunt familiare, deoarece sunt foarte importante sau foarte uzuale. Oxigenul, azotul, clorul, calciul, sodiul, plumbul – toate sunt exemple de astfel de elemente.

În această carte vom analiza proprietățile tuturor elementelor. Proprietățile unui element includ comportamentul său chimic – cu alte cuvinte cum interacționează atomii săi cu atomii altor elemente. De aceea, pentru fiecare element ne vom uita și la unii compuși importanți ai acestuia sau la amestecuri care îl conțin.

## Vă rog să citiți!

Câteodată nu are practic nicio importanță dacă citiți sau nu introducerea unei cărți. Nu este cazul la această lucrare. Introducerea conține date esențiale care vă vor permite să înțelegeți organizarea acestei cărți și informațiile pe care le conține. De asemenea, vă va ajuta să apreciați frumusețea complexă a lumii – și cum toate acestea pot fi explicate prin interacțiunile doar între trei tipuri de particule: protoni, neutroni și electroni. Căci adevărul uimitor este că din centrul planetei noastre până la stelele îndepărtate, toată materia – fie ea solidă, lichidă, gazoasă sau plasmă – este formată din diferite combinații doar ale acestor trei tipuri de particule.

## Protoni, neutroni și electroni

Un atom are diametrul de ordinul unei zecimi de milionimi de milimetru (0,0000001 mm; 0,000000004 inch). Masa unui atom este concentrată într-o parte centrală grea, nucleul, format din protoni și neutroni.

Electronii, mult mai ușori, înconjoară nucleul. Tot ce ne înconjoară este format doar din circa 90 de tipuri diferite de atomi: 90 de aranjamente diferite ale protonilor, neutronilor și electronilor.

Aceste tipuri diferite de atomi sunt **elementele**.

Protonii poartă sarcini electrice pozitive; electronii poartă o cantitate corespunzătoare de sarcini electrice negative. Imaginați-vă dimensiunea lor ca și cum ar fi niște bile mici încărcate electric pe care le-ați ține în mână și ați simți cum vin unele spre altele datorită forței de atracție reciprocă dintre ele.

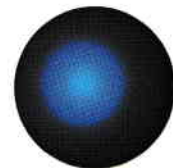
Neutronii, așa cum o sugerează numele, sunt neutri: nu poartă sarcini electrice. Dacă țineți în mână o astfel de bilă neîncărcată electric, veți vedea că nu este atrasă de proton sau de electron.

## Construcția atomilor

Cu aceste particule imaginare, reprezentate la scară, putem începe construcția atomilor primelor câteva elemente – începând cu cel mai simplu și ușor element, hidrogenul.



Proton,  $p^+$



Neutron,  $n$



Electron,  $e^-$

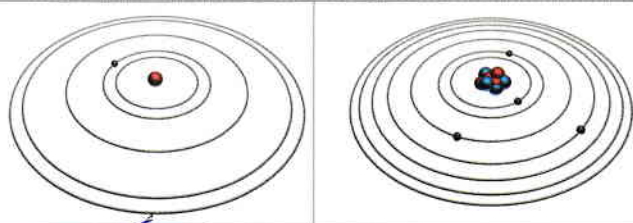
**Sus:** Ilustrarea unui proton (roșu); a unui neutron (albastru); a unui electron (gri). Masa unui proton este aceeași cu a unui neutron, de 1800 de ori mai mare decât cea a unui electron.

Respe Pentru nucleul atomului de hidrogen aveți nevoie doar de un singur proton. La acesta, va fi nevoie să adăugați un electron – prin definiție un atom are un număr egal de protoni și electroni, astfel încât să nu aibă sarcină electrică per total. Mențineți electronul la o anumită distanță față de proton și cele două particule se vor atrage ca mai înainte. Forța de atracție arată faptul că electronul are energie potențială. Eliberați electronul și acesta va „cădea” spre proton, pierzându-și energia potențială. Veți observa că se oprește, înainte să se ciocnească de proton și se va stabiliza pe o orbită în jurul acestuia. Acum este în starea cu energia cea mai joasă.

### Comportamente ciudate

Astfel ați construit un atom de hidrogen – dar unul imaginar. Se pot observa câteva lucruri ciudate, întrucât lumea particulelor minuscule este dominată de legile stranii ale **fizicii cuantice**. De exemplu, pe măsură ce electronul cădea spre proton, ați putut observa că făcea acest lucru mai degrabă în salturi distincte decât printr-o singură mișcare lină. Pentru un anumit motiv care se află la baza creării Universului, electronului îi sunt „permise” doar anumite energii. Cantitatea de energie pe care electronul o pierde la fiecare salt – diferența de energie între oricare două niveluri – este numită **cuantă**. Nivelul cel mai scăzut al energiei potențiale, care corespunde celei mai apropiate poziții a electronului față de nucleu este notat adesea **n=1**.

Cuanta de energie pierdută de un electron creează o eliberare de lumină vizibilă sau radiație ultravioletă denumită **foton**. Oricare doi fotoni diferă între ei prin



**Sus:** Ilustrație reprezentând distanțele între nivelurile energetice ale electronului din jurul unui nucleu de hidrogen și din jurul unui nucleu de beriliu (nu sunt realizate la scară).

cantitatea de energie pe care o posedă. Un foton cu lumina albastră are mai multă energie decât unul cu lumină roșie, iar un foton de radiație ultravioletă are mai multă energie decât cel cu lumina albastră. Dacă împingeți electronul la loc pe unul dintre

nivelurile superioare, veți vedea cum eliberează fotoni pe măsură ce coboară înapoi. Unii dintre fotoni vor da lumină vizibilă, iar alții vor fi invizibili și radiază în ultraviolet.

Fiecare element are un set caracteristic de niveluri energetice, deoarece numărul exact al acestora este determinat de numărul de protoni din nucleu. Astfel, fiecare element produce un set caracteristic de fotoni cu frecvențe specifice care pot fi examinați folosind o prismă pentru a separa diferitele frecvențe într-un spectru, constând din linii strălucitoare pe un fundal negru.

În consecință, elementele pot fi identificate prin culorile luminii emise, atunci când electronii lor primesc o energie suplimentară (sunt excitați) și apoi revin la starea inițială. Puteți excita un electron cu ajutorul căldurii, electricității sau iradiindu-l cu o radiație ultravioletă. De exemplu, atomii metalelor produc lumină colorată specifică, sub acțiunea căldurii provenite de la o flacără – vezi pagina 23 pentru culorile testelor în flacără; și acest proces este responsabil pentru culoarea artificiiilor, ca urmare a excitării repetate a electronilor din atomii metalelor, sub acțiunea căldurii de combustie și revenirea lor la starea energetică inferioară. Și în becurile fluorescente economice radiația ultravioletă excită electronii atomilor din interiorul învelișului tubului de sticlă, producând fotoni de culoare roșie, verde și albastră care ajung împreună la nivelul ochiului, creând iluzia de lumină albă.

### Orbitali difuzi

Veți observa o altă comportare stranie a atomului vostru imaginar. În locul unei particule bine definite, electronul vostru apare ca o sferă difuză care înconjoară nucleul, numită **orbital**. Lumea cuantică este un loc nefamiliar, probabilistic, în care obiectele pot fi în mai multe locuri în același timp și pot exista atât ca unde împrăștiate, cât și ca particule distincte. Astfel, pe lângă faptul că este o particulă bine definită, electronul este și o undă tridimensională staționară probabilistică.

Proprietățile chimice ale elementelor sunt determinate în principal de aranjarea electronilor pe orbitalii din jurul nucleului.



**Sus:** Ilustrarea unui orbital, regiunea în care electronii pot exista atât ca particulă punctiformă, cât și ca undă dispersată.

**Stânga:** Linii discrete (separate și bine definite) în spectrul produs în domeniul vizibil de atomii de hidrogen excitați.

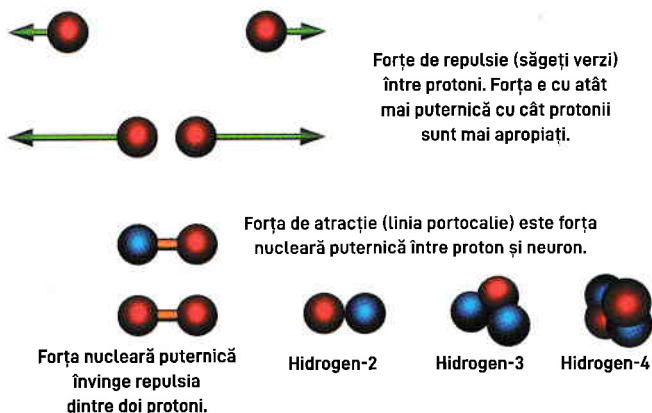
## Numărul atomic

Acum, luați electronul și lăsați doar protonul. Pentru a forma următorul element, care are numărul atomic 2, trebuie să adăugați un proton în nucleu.

Din cauză că toți protonii poartă o sarcină pozitivă, ei se resping puternic, cu atât mai mult cu cât sunt mai apropiați. Din fericire, există o soluție. Puneți deoparte pentru o clipă al doilea proton și încercați să adăugați în locul lui un neutron. Nimic nu vă împiedică de această dată, deoarece neutronul nu are sarcină electrică.

Cu cât aduceți neutronul mai aproape, observați deodată o puternică forță de atracție care menține împreună protonul și neutronul. Aceasta este **forța nucleară puternică** – este atât de puternică încât acum vă va fi greu să despărțiți protonul de neutron. Ea operează doar pe o distanță foarte scurtă. Acum aveți un nucleu constând dintr-un proton (1p) și un neutron (1n). Este tot hidrogen, întrucât elementele sunt definite de numărul de protoni din nucleu – **numărul atomic**. Dar este o versiune ușor diferită de hidrogen denumit hidrogen-2. Cele două versiuni sunt **izotopi** ai hidrogenului și, dacă adăugați încă un neutron, veți obține un alt izotop, hidrogen-3.

Forța nucleară puternică funcționează și cu alți protoni (dar nu asupra electronilor). Dacă reușiți să aduceți al doilea proton în apropierea nucleului, forța puternică de atracție nucleară va înfrânge forța de repulsie. Protonul se va alipi la nucleu, iar hidrogenul-3 devine un nucleu de heliu-4 cu doi protoni și doi neutroni (2p, 2n). Acest proces prin care se construiesc nuclee mai grele din nuclee mai ușoare este denumit **fuziune nucleară**.



**Sus:** Protonii se resping unul pe celălalt și această respingere este mai intensă cu cât sunt mai apropiați. Dar la distanțe foarte mici, forța nucleară puternică menține protonii și neutronii împreună și poate învinge repulsiele, conducând la formarea nucleelor.

## Formarea elementelor

Protonii și neutronii au fost aduși forțat împreună în acest mod, sub acțiunea căldurii și a presiunii intense din primele minute ale creării Universului, atunci formându-se elementele până la beriliu-8, care are 4 protoni și 4 neutroni. Toate celelalte elemente s-au format după aceea prin fuziune nucleară în interiorul stelelor. De exemplu, trei nuclee de heliu-4 (2p, 2n) pot fuziona pentru a forma nucleul carbon-12 (6p, 6n); adăugând încă un nucleu de heliu-4, se formează oxigen-16 (8p, 8n) ș.a.m.d. Sunt posibile diverse combinații, și de-a lungul existenței sale o stea poate produce toate elementele până la fier, care are numărul atomic 26, folosind doar hidrogen și heliu ca ingrediente inițiale. Elementele cu numere atomice mai mari pot fi produse doar în supernove – stele care explodează la sfârșitul ciclului de viață.

Astfel că tot ce te înconjoară – inclusiv tu, cititorule – este făcut din atomi care s-au constituit în primele minute ale Universului, în interiorul stelelor și a supernovelor.

## Învelișurile electronice

La nucleul heliu-4 pe care l-ați construit va trebui să adăugați doi electroni, dacă vreți să deveniți un atom de heliu. Dacă îi lăsați să se apropie de nucleu, veți observa că vor ocupa același orbital sferic în jurul nucleului – **un orbital s**. Cei doi electroni au amândoi același nivel de energie,  $n=1$ , așa că acest orbital este denumit 1s. Hidrogenul are **configurația electronică**  $1s^1$ , iar heliul  $1s^2$ . Atunci când construiți elemente mai grele, cu mai mulți electroni, ultimii electroni vor fi din ce în ce mai depărtați față de nucleu, pe măsură ce se ocupă locurile din apropierea nucleului.

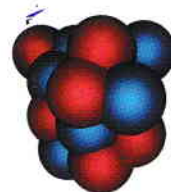
Un orbital poate primi maximum doi electroni, astfel încât pentru al treilea element, litiu, este necesar încă un orbital. Acest al doilea orbital este tot un orbital s sferic și este pe nivelul energetic următor  $n=2$ , așa că este denumit 2s.



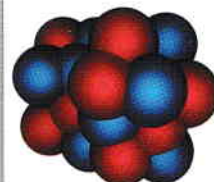
Nucleu heliu-4



Nucleu beriliu-8  
(două nuclee heliu-4)

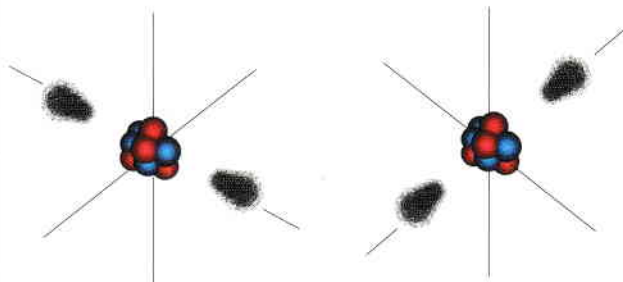


Nucleu carbon-12  
(trei nuclee heliu-4)

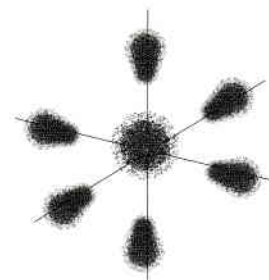
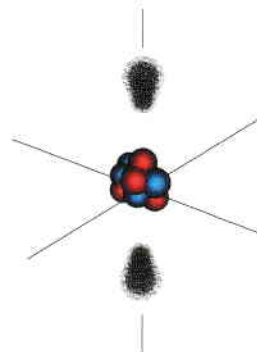


Nucleu oxigen-16  
(patru nuclee heliu-4)

**Sus:** Formarea nucleelor mai mari. În interiorul stelelor unele din cele mai uzuale elemente se formează prin fuziunea nucleelor heliu-4. Aici sunt prezentate: beriliu-8, carbon-12, oxigen-16.



Trei orbitali p



Orbitali s și p suprapuși

Configurația electronică a litiului este  $1s^2 2s^1$ . Dacă vă uitați la tabelul periodic de la pagina 4, veți vedea că litiul este pe rândul al doilea sau în perioada a doua. Rândurile din tabelul periodic corespund nivelurilor energetice pe care veți regăsi ultimii electroni ai unui atom. Astfel, hidrogenul și heliul sunt în prima perioadă pentru că electronii lor sunt pe nivelul energetic  $n=1$ . Elementele din perioada a doua, de la litiu până la neon, au ultimii electroni pe nivelul energetic  $n=2$ .

Se spune că electronii care se află pe același nivel energetic din jurul nucleului unui atom se găsesc în același **strat**. Electronii hidrogenului și ai heliului se pot situa în primul strat (cu nivel energetic  $n=1$ ). La al doilea nivel energetic – în cel de-al doilea strat – există mai mult loc pentru electroni. Aici apare pentru prima dată un alt tip de orbital – având forma unei haltere – **orbitalul p**. La fel ca un orbital s, un orbital p poate fi ocupat de doi electroni. Există trei orbitali p pe care se pot plasa șase electroni. Deci al doilea strat conține în total opt electroni: doi în orbitalul s și șase în orbitalii p. Neonul, de la sfârșitul perioadei a doua, are configurația electronică  $1s^2 2s^2 2p^6$  și are stratul exterior complet ocupat; elementul neon are numărul atomic 10.

Al treilea strat are, de asemenea, un orbital s și trei orbitali p, astfel încât perioada a treia a tabelului periodic conține alte opt elemente. La sfârșitul perioadei a treia se ajunge la elementul 18, argon, pentru că primele trei straturi pot conține 2, 8 și respectiv 8 electroni – un total de 18. În stratul 4 (perioada 4) apare pentru prima oară un nou tip de orbital, **orbitalul d**, iar până la stratul al șaselea electronii vor putea fi plasați și pe un **orbital f**.

În straturile în care există aceștia sunt trei orbitali p, 5 orbitali d și 7 orbitali f. Întrucât fiecare orbital poate conține câte doi electroni, în total pot fi șase electroni p, 10 electroni d și 14 electroni f în fiecare dintre straturile în care apar. Fiecare set de orbitali este cunoscut și sub denumirea de strat.

Dacă construți un atom prin adăugarea de electroni conform descrierii anterioare și ați ajuns la stratul 4, ordinea de completare este: primul substratul s, apoi substratul d, apoi substratul p. Similar, la stratul al șaselea, ordinea de completare este s, d, f, p. Structura tabelului periodic reflectă această ordine; blocul s (grupele 1 și 2) corespunde substratului s (doar un orbital); blocul central denumit blocul d (grupele 3 până la 12) corespunde substratului d; blocul f, corespunzător substratului f, se plasează în mod normal separat de restul tabelului, deși este inclus în versiunea extinsă a tabelului, după blocul d; iar în secțiunea din partea dreaptă a tabelului este blocul p (grupele 13 până la 18), care corespunde substratului p.

### Nuclee instabile

Pe măsură ce se completează straturile cu electroni, trebuie de asemenea adăugați protoni în nucleu, deoarece numărul de electroni dintr-un atom trebuie să fie egal cu numărul de protoni din nucleu, astfel încât atomul să nu aibă sarcină electrică. De acum, nucleele sunt mult mai mari decât cele ale hidrogenului și heliului. Argonul, care are 18 electroni, trebuie să aibă 18 protoni în nucleu. Dacă un nucleu atât de mare ar fi constituit doar din protoni, repulsia reciprocă a acestora ar depăși forța puternică de atracție nucleară. Nucleul ar fi extrem de instabil și s-ar descompune instantaneu. Neutronii asigură forța puternică de atracție nucleară fără să adauge forța de repulsie electrostatică, acționând ca un liant al nucleului.

Astfel, de exemplu, cel mai uzual izotop al argonului are 22 de neutroni care ajută cei 18 protoni să adere. Cu

**Sus:** Cei trei orbitali p și un atom cu orbitali s și p suprapuși. În atomii cu un strat exterior ocupat, cum este neonul, orbitalii se combină formând un orbital sferic simetric – astfel de atomi au formă sferică.

Libris  
RO  
Respect

toate acestea, nu întotdeauna mai mulți neutroni echivalează cu o stabilitate mai mare.

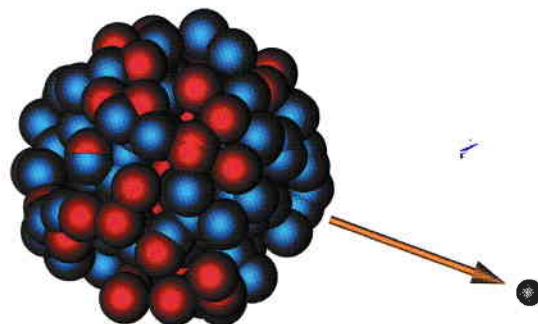
Anumite amestecuri protoni-neutroni sunt mai stabile decât altele și astfel, pentru fiecare element, anumiți izotopi apar mai frecvent. Izotopul cel mai des întâlnit al argonului este argon-40, cu masa atomică 40 (**masa atomică** reprezintă numărul total de protoni și neutroni, masa electronului fiind neglijabilă). Cu toate acestea, chiar dacă argon-40 este izotopul cel mai frecvent, există și alți izotopi stabili. Masa atomică medie (**greutatea atomică standard**) a oricărei probe de atomi de argon nu este un număr întreg, ea este 39,948. De fapt, nici un element nu are greutatea atomică standard un număr întreg; de exemplu, pentru clor este 35,453.

Sunt câteva lucruri care i se pot întâmpla unui nucleu instabil. Cele mai des întâlnite sunt dezintegrările alfa și beta. În **dezintegrarea alfa**, un nucleu mare și instabil expulzează un grup de doi protoni și doi neutroni, denumit particulă alfa. Numărul atomic scade cu doi, pentru că nucleul pierde doi protoni. De exemplu, un nucleu de radon-226 (88p, 138n) expulzează o particulă alfa, devenind un nucleu de radon-222 (86p, 136n). Dezintegrarea alfa are ca rezultat o **transmutare** a unui element în altul – în acest caz radiul devine radon.

Acest tip de instabilitate nucleară este motivul pentru care nu există mai mult de circa 90 de elemente care apar natural. Orice alte elemente mai grele care s-au format în supernove s-au dezintegrat de mult, formând elemente mai ușoare. Elementele mai grele ca uraniul, elementul 92, au fost create artificial, majoritatea având doar o existență efemeră. Mai multe informații despre **elementele transuraniene** se află la paginile 153-157. Mai există două elemente cu număr atomic mai mic decât uraniul care, de asemenea, nu au izotopi stabili și nu apar în natură: tehneciul și promețiul.

În **dezintegrarea beta**, un neutron se transformă spontan într-un proton și un electron. Electronul este

expulzat din nucleu cu viteză mare, sub forma unei particule beta. De această dată, numărul atomic crește cu unu, deoarece acum există un proton în plus în nucleu. Astfel, în timp ce argon-40 este stabil, argon-41 (18p, 23n) nu este; nucleul său suferă de dezintegrarea



Nucleul instabil crește numărul atomic cu unu.

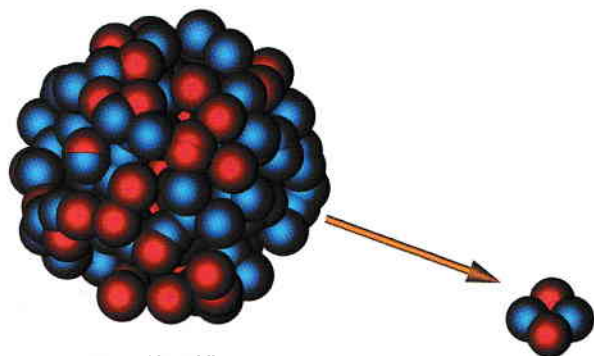
Electron expulzat rapid (particulă beta)

beta, devenind un nucleu de potasiu-41 (19p, 22n). De notat că masa nucleului rămâne neschimbată pentru că noul proton are aceeași masă ca fostul neutron – în ciuda faptului că elementul s-a transmutat.

Dezintegrările alfa și beta sunt procese aleatorii, dar într-o probă care conține milioane sau miliarde de atomi, timpul necesar pentru ca jumătate dintre ei să se dezintegreze este același întotdeauna și este numit **timp (sau perioadă) de înjumătățire**.

Reacțiile nucleare cum sunt dezintegrările alfa și beta implică pierderea energiei din nucleu. Prin urmare, nucleul emite un foton – la fel cum o fac electronii când revin pe nivelurile cu energie inferioară. Dar cantitatea de energie implicată în reacțiile nucleare este mult mai mare, astfel încât se produc fotoni de tipul **radiațiilor gama** foarte energice, comparativ cu cei din radiațiile vizibile sau ultraviolete. Dezintegrarea nucleelor împreună cu particulele alfa și beta și radiațiile gama constituie **radioactivitatea**.

**Sus:** Dezintegrare beta. Un neutron dintr-un nucleu instabil se transformă spontan într-un proton și un electron. Numărul atomic crește cu 1 datorită noului proton.



Nucleul instabil își reduce numărul atomic cu doi.

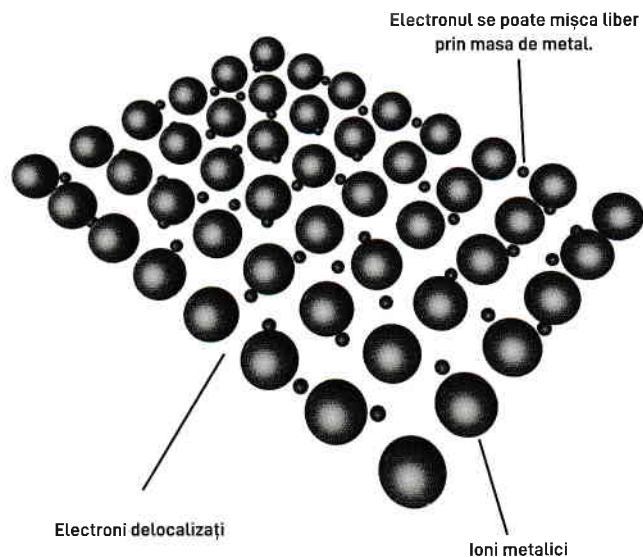
Particulă alfa

## Legături

Atomii cu protonii și neutronii din nucleu și electronii de pe orbitalii din jurul acestuia nu există izolați. Chiar și această carte este compusă din nenumărate trilioane de atomi. Dacă începeți să adunați mai mulți atomi ai aceluiași element, atomii pot începe să se conecteze sau să formeze

**Stânga:** Dezintegrare alfa. Un nucleu instabil pierde o particulă alfa (2p, 2n), reducându-și numărul atomic cu doi.





**Stânga:** Ilustrarea unei legături metalice. Ioni de metal (atomi care și-au pierdut electronii) formează o structură cristalină.

Nemetalele și semimetalele se găsesc în partea dreaptă față de centrul tabelului periodic. Anumite elemente nu formează ușor legături între atomii lor – în particular elementele din extrema dreaptă a tabelului

periodic, care au straturile electronice complet ocupate.

Toate acestea sunt gaze la temperatura camerei – atomi individuali care plutesc de jur împrejur cu viteze mari. Aceștia pot fi aduși împreună pentru a forma un lichid sau un solid doar prin răcire la temperaturi extrem de scăzute sau prin exercitarea unor presiuni extrem de ridicate.

Toate celelalte elemente care sunt gaze la temperatura camerei există ca mici **molecule** compuse din doi sau trei atomi fiecare: de exemplu, hidrogen ( $H_2$ ), brom ( $Br_2$ ), clor ( $Cl_2$ ), oxigen ( $O_2$ ,  $O_3$ ). Electronii din aceste molecule se găsesc pe **orbitali moleculari** care înconjoară toate nucleele implicate.

În anumite cazuri, o probă pură dintr-un element poate lua una sau mai multe forme diferite, în funcție de temperatură și de presiune. De exemplu, diamantul și grafitul sunt două forme diferite sub care se găsește carbonul pur. Aceste forme diferite sub care se găsește același element pur, care au proprietăți foarte diferite, se numesc forme **alotrope**.

**legături** între ei, conducând la anumite proprietăți globale interesante.

Majoritatea elementelor sunt metale. Când atomii de metale sunt aduși împreună, electronii din stratul exterior devin liberi sau se **delocalizează** față de nucleul gazdă, astfel încât sunt partajați de toate nucleele de metal. În loc să le fie permise doar anumite energii, au acum un domeniu continuu de energii permise denumit **bandă de conducție**. Pentru că sunt liberi să se miște, aceiași electroni sunt capabili să absoarbă aproape orice fotoni (de lumină sau de radiații electromagnetice) care vin în calea lor, trimitând fotonul înapoi în direcția din care a venit. De aceea, metalele sunt atât opace, cât și reflectante, iar din cauză că electronii se pot mișca liber, metalele sunt și buni **conductori** de electricitate. Elementele metalice se găsesc în partea stângă și în centrul tabelului periodic.

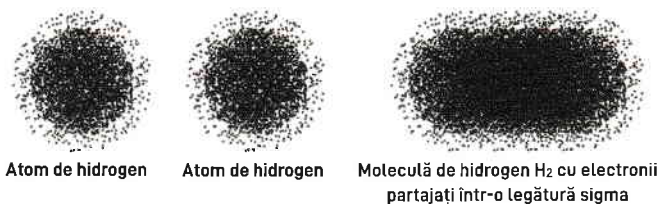
Pe de altă parte, electronii unui element nemetalic, cum este sulf, nu sunt liberi, în schimb sunt menținuți în orbitali puși în comun care formează legăturile dintre atomi. Ca urmare, sulf este un bun **izolator**. Anumite elemente sunt izolatoare în condiții normale, dar electronii lor pot fi promovați într-o stare delocalizată și într-o bandă de conducție cu ajutorul căldurii, fotonilor sau a radiațiilor electromagnetice. Siliciul este cel mai bun dintre **semiconductori**.

## Reacții chimice și compuși

Lucrurile devin cu adevărat interesante când atomii unui element interacționează cu atomii altui element. În unele cazuri, rezultatul este un simplu **amestec**. Orice amestec care implică cel puțin un element metalic este numit **aliaj**. Dar, în majoritatea situațiilor, se formează practic legături între atomii diferiți, caz în care are loc o **reacție chimică**, iar rezultatul acesteia este un **compus**. Reacția chimică implică electroni care sunt fie transferați, fie partajați între atomii pentru a forma legături ionice, respectiv covalente. Rezultă întotdeauna un strat exterior complet ocupat, configurația cea mai stabilă.

O **legătură ionică** implică ioni care se formează când atomii pierd sau câștigă electroni. Astfel, de exemplu, un atom de sodiu are un electron pe ultimul strat pe care îl pierde ușor, ajungând la un ultim strat complet ocupat. Când o face, atomul va avea mai mulți protoni

decât electroni, iar atomul neutru de sodiu va deveni un **ion pozitiv** de sodiu. În mod asemănător, un atom de clor cu șapte electroni pe ultimul strat câștigă ușor un electron, ajungând, de asemenea, la un strat exterior complet



**Stânga:** Doi atomi de hidrogen formând molecula biatomică  $H_2$  prin suprapunerea orbitalilor lor.

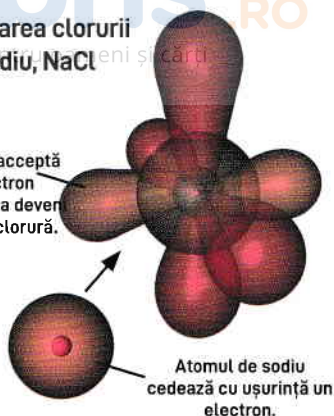
Atom de hidrogen

Atom de hidrogen

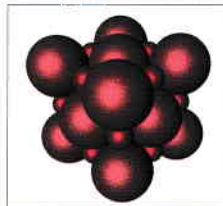
Moleculă de hidrogen  $H_2$  cu electronii partajați într-o legătură sigma

## Formarea clorurii de sodiu, NaCl

Clorul acceptă un electron pentru a deveni un ion clorură.



Atomul de sodiu cedează cu ușurință un electron.



Forțele electrostatice mențin împreună ionii de sodiu și clor într-un cristal.



ocupat. Atomul neutru de clor devine un ion de clor încărcat negativ. Ionii rezultați sunt menținuți împreună prin atracție electrostatică, deoarece au sarcini contrare. Ei formează o structură repetitivă – un cristal de clorură de sodiu (sare de bucătărie). Compușii ionici formați dintr-un metal și un nemetal au puncte de topire ridicate pentru că legăturile ionice sunt foarte puternice.

Atomul de sodiu  $1s^22s^22p^63s^1$

Ionul de sodiu  $1s^22s^22p^6$

Atomul de clor  $1s^22s^22p^63s^23p^5$

Ionul de clor  $1s^22s^22p^63s^23p^6$

O **legătură covalentă** implică electroni care sunt puși în comun de doi sau mai mulți atomi nemetalici, formându-se un orbital molecular în jurul nucleelor. De exemplu, în compusul metan, format dintr-un atom de carbon și patru atomi de hidrogen ( $\text{CH}_4$ ), se formează legături covalente între carbon și fiecare dintre cei patru atomi de hidrogen.

Compușii cu molecule cu legături covalente au puncte de topire mai scăzute, pentru că moleculele individuale sunt menținute împreună mai slab decât atomii dintr-un compus ionic. Apa ( $\text{H}_2\text{O}$ ), amoniacul ( $\text{NH}_3$ ) și dioxidul de carbon ( $\text{CO}_2$ ) sunt compuși covalenți. Anumiți compuși covalenți au molecule foarte mari, cum ar fi proteinele care sunt alcătuite de obicei din sute sau chiar din mii de atomi.

Unii compuși implică un amestec de legături ionice și covalente. Un grup de atomi legați covalent se pot ioniza și vor putea forma o legătură ionică cu un alt ion. Așa se întâmplă în cazul carbonatului de calciu

**Sus:** Legătura ionică. Un atom de sodiu își pierde singurul electron de pe ultimul strat, formând un ion pozitiv. Un atom de clor primește electronul, devenind ion negativ (simetrie sferică). Apoi atracția electrostatică leagă ionii între ei într-un cristal cubic (încadrat).

**Dreapta:** Exemplu de legătură covalentă. Doi atomi de clor, fiecare lipsindu-i un electron de pe ultimul strat, contribuie fiecare cu câte un electron la orbitalul de legătură care se formează prin suprapunerea orbitalilor p.

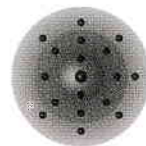
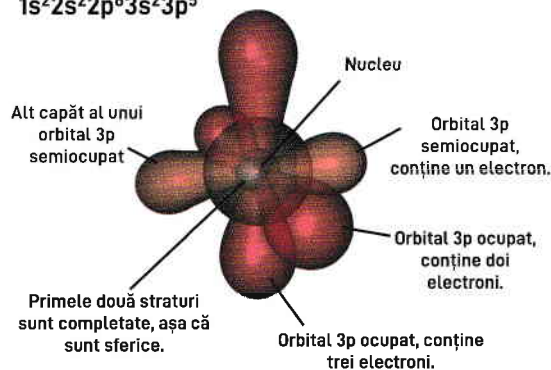
(creta,  $\text{CaCO}_3$ ), în care ionii de calciu încărcati pozitiv ( $\text{Ca}^{2+}$ ) se leagă cu ionii carbonat ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) care sunt un grup de atomi de oxigen legați covalent de un atom de carbon.

Partea încărcată negativ a unui compus ionic este denumită **anion**, în timp ce partea încărcată pozitiv este denumită **cation**. În limba română, pentru denumirea compușilor ionici există convenția ca numele anionului să precedă numele cationului – astfel, în cazul clorurii de sodiu, clorură este numele anionului, iar sodiu este numele cationului.

Am trecut în revistă, superficial, diversele moduri în care se combină cele circa 90 de elemente pentru a forma lucrurile din lumea înconjurătoare, dar ar trebui să fie suficient pentru a vă face o idee despre modul în care doar trei tipuri de particule plus un pic de ciudățenie cuantică pot da naștere enormei diversități de substanțe. Acestea sunt tratate în principal în această carte.

Fiecare element care există în natură sau a fost creat în laborator – până la elementul cu numărul 118 – este prezentat în această carte. Un spațiu mai mare este acordat acelor elemente care sunt deosebit de importante sau interesante. Lucrarea este împărțită pe capitole, după coloanele verticale din tabelul periodic, denumite **grupe**. Elementele care sunt în aceeași

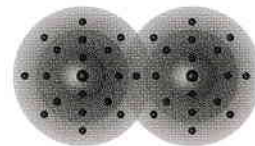
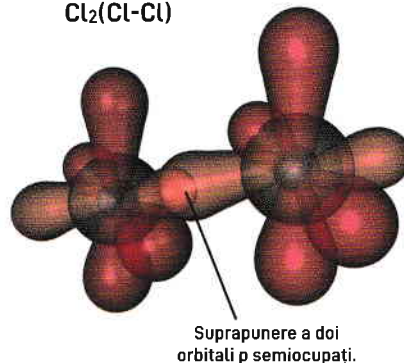
### Atomul de clor $1s^22s^22p^63s^23p^5$



Clor



### Molecula de clor $\text{Cl}_2(\text{Cl}-\text{Cl})$



Clor

Clor

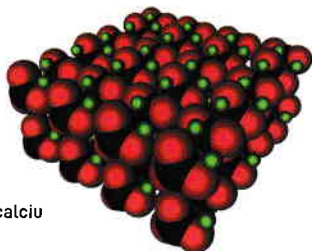




Ion carbonat,  $\text{CO}_3^{2-}$



Ion de calciu,  $\text{Ca}^{2+}$



Carbonat de calciu

**Sus:** Structura cristalină a carbonatului de calciu. Fiecare atom de carbon (negru) se leagă covalent cu trei atomi de oxigen (roșu), formând un ion carbonat încărcat negativ. Aceștia se leagă ionic cu ionii de calciu încărcăți pozitiv.

grupă au proprietăți foarte asemănătoare, deoarece ultimul strat cu electroni are aceeași configurație electronică. De exemplu, atât litiul ( $1s^2 2s^1$ ), cât și sodiul ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ) au un singur electron pe ultimul strat. Există diferite sisteme pentru denumirea grupelor din tabelul periodic. În această carte s-a adoptat sistemul utilizat de Uniunea Internațională pentru Chimie Pură și Aplicată (IUPAC), în care grupele sunt numerotate de la 1 la 18.

Elementele din primele 12 grupe sunt toate metale (exceptând hidrogenul), celelalte grupe constând din nemetale și metaloizi – elemente cu proprietăți între metale și nemetale.

## Câteva probleme practice – fișele de date

Profilul fiecărui element descris în această carte este însoțit de o fișă de date care prezintă **numărul atomic** al elementului și o enumerare a câtorva proprietăți fizice de bază. Aici este inclus un model de fișă de date (pentru clor), pentru a ilustra proprietățile pe care le veți întâlni cel mai probabil la fiecare element. ✎

**Greutatea atomică** (denumită și masa atomică relativă sau greutatea atomică standard) este masa unui singur atom al elementului respectiv, raportată la a douăsprezecea parte din masa atomului de carbon-12. Aceasta nu este niciodată un număr întreg, pentru că elementele există sub forma unui amestec de izotopi cu greutăți diferite.

**Raza atomică** în picometri ( $10^{-12}$  m) nu este o măsură precisă, deoarece electronii se află pe orbitali deformați. Starea de oxidare reprezintă sarcina electrică pe care o câștigă un atom, atunci când

**NUMĂR ATOMIC:** 17

**RAZA ATOMICĂ:** 100 pm

**STĂRI DE OXIDARE:** -1, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7

**GREUTATE ATOMICĂ:** 35,45

**PUNCT DE TOPIRE:**  $-102^\circ\text{C}$  ( $-151^\circ\text{F}$ )

**PUNCT DE FIERBERE:**  $-34^\circ\text{C}$  ( $-29^\circ\text{F}$ )

**DENSITATE:** 3,20 g/L

**CONFIGURAȚIE ELECTRONICĂ:**  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

formează un compus ionic; în clorura de sodiu, starea de oxidare a ionilor de sodiu este +1, iar a ionilor clorură -1, întrucât sodiul a primit o sarcină pozitivă, iar clorul a primit o sarcină negativă. În compușii covalenți, starea de oxidare depinde de numărul de electroni puși în comun de un atom. Multe elemente pot exista în mai multe stări de oxidare. Pentru a se evita ambiguitatea în denumirea compușilor, starea de oxidare a ionului metallic este adesea precizată între paranteze cu cifre romane și este denumită număr de oxidare. Astfel,  $\text{CuO}$  este oxid de cupru(II) și  $\text{Cu}_2\text{O}$  este oxid de cupru(I).

Punctele de topire și de fierbere sunt date în grade Celsius (unitate pe care mulți o denumesc centigrad) și în grade Fahrenheit și au fost măsurate la presiunea atmosferică medie. În mod normal, oamenii de știință utilizează gradele Kelvin. Scala de temperatură Kelvin începe de la cea mai mică temperatură posibilă (zero absolut) care este  $-273,15^\circ\text{C}$  ( $-459,67^\circ\text{F}$ ). Întrucât nu este familiară în măsurătorile de zi cu zi, scala Kelvin nu este utilizată în tabelele cu date din această carte.

Densitatea unui element este pur și simplu masa unei probe din acest element, împărțită la volumul pe care-l ocupă. În această lucrare densitatea este dată în grame per centimetru cub ( $\text{g}/\text{cm}^3$ ) pentru solide și lichide și în grame per litru ( $\text{g}/\text{L}$ ) pentru gaze. Densitatea depinde de temperatură. Pentru solide și lichide a fost măsurată la temperatura camerei, iar pentru gaze a fost determinată la  $0^\circ\text{C}$ .

Configurația electronică este aranjarea electronilor pe straturi și substraturi (vezi mai sus). Numai ultimul strat ocupat este prezentat, straturile inferioare ocupate fiind prezentate prin simbolul elementului relevant din grupa 18 a sistemului periodic. Configurația completă a clorului este  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , dar primele două straturi completate sunt la fel ca cele ale gazului nobile neon (Ne). Astfel că versiunea prescurtată a configurației electronice a clorului se citește  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ .

## Elementele chimice – istoric

Popoarele antice erau familiarizate cu câteva dintre substanțele pe care le cunoaștem azi drept elemente chimice. Unele, cum ar fi aurul, argintul și sulful există în natură într-o stare relativ pură; altele, cum ar fi fierul, cuprul și mercurul se extrag ușor din minerale. Doar la sfârșitul secolului al XVIII-lea savanții au definit ce este de fapt elementul chimic și prin ce diferă acesta de un compus chimic. Până în anii 1920 au fost descoperite și izolate toate elementele care apar în natură.

Încercarea de a înțelege incredibila diversitate a materiei trebuie să fi fost provocatoare pentru filosofii Antichității. În multe dintre primele civilizații, aceștia au dedus că toată materia este formată din pământ, aer, foc și apă, în diferite amestecuri. Acestea erau „elementele” după înțelegerea anticilor [notă: dacă ar fi fost așa, această carte ar fi fost ceva mai scurtă!].

Se credea că transformările materiei – ceea ce numim acum reacții chimice – ar fi fost modificări ale cantităților din aceste elemente prezente într-o substanță.

Noțiunile despre cele patru elemente clasice au stat la baza artei mistice numită alchimie, al cărei cel mai bine cunoscut țel era transformarea „metalelor de bază”, cum ar fi plumbul, în aur.

Pe lângă faptul că a fost mistică, alchimia a fost și practică, multe dintre tehnicile de bază folosite și acum de chimiști fiind puse la punct de alchimiști. Deși teoriile alchimiei s-au dovedit a fi false, alchimiștii din China antică, din Califatul Islamic și din Europa medievală au acumulat cunoștințe practice despre multe substanțe chimice importante și reacțiile acestora. Pe lângă alchimiști, la obținerea cunoștințelor elementare despre materie și reacțiile chimice au ajutat primii vraci (spîteri sau farmaciști), sticlarii și probabil mai mult decât aceștia metalurgii, contribuind fiecare cu expertiza și experiența caracteristică domeniului.

La începuturile Europei moderne s-a dezvoltat o nouă versiune a alchimiei, centrată pe mercur, sulf și sare – orientată mai degrabă spre „principiile” acestor substanțe decât spre proprietățile lor fizice.

Inevitabil, erorile din teoriile alchimiei au fost scoase la iveală de metoda științifică ce a devenit populară în Europa în secolul al XVII-lea. Descoperirile cruciale ale chimiștilor au fost că aerul este un amestec de gaze, așa că nu poate fi un element, și că apa este un compus.

Cartea *The Sceptical Chymist* (Chimistul sceptic), publicată în 1661 de savantul anglo-irlandez Robert Boyle, încuraja oamenii de știință să pună sub semnul întrebării explicațiile acceptate de alchimiști și să impună o abordare științifică riguroasă pentru a explica din ce este compusă lumea. Boyle a promovat utilizarea analizei chimice, o abordare sistematică prin care chimiștii pot determina componentele

SCHEMA MATERIALIUM LABORATORIO PORTATILI FX

I	MINERÆ								
II	METALLA								
III	MINERALIA		Bymuth	Zinek	Marcasit	Kobalt	Zaffra	Magnesia	Magnes
IV	SALIA							Borax	Chrysocholla
V	DECOMPOSITA								
VI	TERRÆ		Graus	Graus	Vitrum	Vitrum	Minium	Cadmia	Ochra
VII	DESTILLATA		Sp	Sp	Sp	Sp	Sp		Sp
VIII	OLEA					Butyr	Liquor	Oil	Theriac
IX	LIMI	CV	Arena	Creta	Amalgamata	Hamatiter	Talcum	Granati	Asbestus
X	COMPOSITIONES	Fluxus Niger	Fluxus Albus	Emulsion	Coloniza	Decoctio	Tirapelle		

**Dreapta:** Tabel din *Opuscula Chymica* (1682), scrisă de savantul german Joachim Becher. În tabel se face o încercare de clasificare a substanțelor cunoscute în diverse categorii. La fel ca Boyle în Anglia, Becher a fost un alchimist cu gândire științifică.



**Stânga:** Chimistul francez Antoine Lavoisier, la care se face adesea referire ca fiind „părintele chimiei moderne”.

**Jos:** Lista elementelor chimice întocmită de Lavoisier – noile denumiri date de el în stânga și denumirile vechi în dreapta. Primele două „elemente” sunt lumina și căldura (lumière și calorique). Lista include și calcarul (chaux), despre care acum se știe că este un compus.

substanțelor dintr-un amestec sau dintr-un compus. O nouă generație de chimiști a urmat sfatul lui Boyle, iar în secolul al XVIII-lea – mulțumită teoriilor alternative, a testărilor riguroase și a minților lipsite de prejudecăți – noua știință a chimiei a început să facă mari pași înainte.

În cartea sa, de mare influență, Robert Boyle a exprimat o idee care câștiga popularitate la aceea vreme și anume că materia este formată din nenumărate particule mici. Chiar din Antichitate, mulți filosofi se gândiseră la această posibilitate, dar Boyle a fost prima persoană care a făcut legătura între particule și elemente, compuși și reacții chimice. El a sugerat chiar că elementele sunt formate din particule care sunt „primitive și simple” sau perfect neamestecate care sunt „ingredientele” compuşilor.

Chimistul francez Antoine Lavoisier s-a concentrat pe conceptul de element. În cartea sa din 1789, *Traité élémentaire de chimie* (Tratat elementar de chimie), Lavoisier a propus ca un element să fie definit ca o substanță care nu poate fi descompusă.

Viziunea lui Lavoisier asupra elementelor chimice a fost în mare măsură rezultatul experimentelor cantitative efectuate cu atenție: el a cântărit cu grijă

	<i>Noms nouveaux.</i>	<i>Noms anciens correspondans.</i>
	Lumière.....	Lumière. Chaleur.
	Calorique.....	Principe de la chaleur. Fluide igné. Feu.
<i>Substances simples qui appartiennent aux trois règnes &amp; qu'on peut regarder comme les élémens des corps.</i>	Oxygène.....	Matière du feu & de la chaleur. Air déphlogistiqué. Air empiréal. Air vital. Bâse de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistiqué. Mofete. Bâse de la mofete.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable. Bâse du gaz inflammable.
	Soufre.....	Soufre.
<i>Substances simples non métalliques oxidables &amp; acidifiables.</i>	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique.	Inconnu.
	Radical boracique.	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
<i>Substances simples métalliques oxidables &amp; acidifiables.</i>	Argent.....	Argent.
	Arsenic.....	Arsenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
	Cobolt.....	Cobolt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Etain.....	Etain.
	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
	Mercure.....	Mercure.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
Platine.....	Platine.	
<i>Substances simples salifiables terreuses.</i>	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, bâse du sel d'Epson.
	Baryte.....	Barote, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, bâse de l'alun.
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.

reactanții și produșii dintr-o serie de procese chimice și a dovedit că nu apar pierderi de masă în timpul reacțiilor chimice. Faptul că el a studiat reacțiile în vase închise, astfel încât gazele absorbite sau degajate în timpul reacțiilor să poată fi incluse în calculele sale, a fost de o importanță crucială. Când o substanță reacționează cu alta, ele pur și simplu se combină pentru a o forma pe a treia – și produsul de reacție se poate descompune în componentele sale mai simple. Lovitura de maestru a lui Lavoisier a fost explicarea combustiei (arderii) ca fiind combinarea substanțelor cu oxigenul. El a descoperit că atunci când hidrogenul arde în aer se combină cu oxigenul, formând apa, și a reușit chiar să și descompună apa în cele două elemente constitutive.