

CHIMIE 7-8-9

**Autorul mulțumește colegii
dr. ing. Victorița Tecuceanu
pentru corecturile, sugestiile și observațiile făcute**

Dr. chim. TARKO LASZLO

CHIMIE 7-8-9

**Cartea se adresează
elevilor din clasele VII – IX
și profesorilor lor**



**EDITURA UNIVERSITARĂ
București, 2016**

Redactor: Gheorghe Iovan
Tehnoredactor: Ameluța Vișan
Coperta: Monica Balaban

Editură recunoscută de Consiliul Național al Cercetării Științifice (C.N.C.S.) și inclusă de Consiliul Național de Atestare a Titlurilor, Diplomelor și Certificatelor Universitare (C.N.A.T.D.C.U.) în categoria editurilor de prestigiu recunoscut.

Descrierea CIP a Bibliotecii Naționale a României

TARKO, LASZLO

Chimie 7-8-9 / Laszlo Tarko. - București : Editura Universitară, 2016

Conține bibliografie

Index

ISBN 978-606-28-0533-3

54

DOI: (Digital Object Identifier): 10.5682/9786062805333

© Toate drepturile asupra acestei lucrări sunt rezervate, nicio parte din această lucrare nu poate fi copiată fără acordul Editurii Universitare

Copyright © 2016
Editura Universitară
Editor: Vasile Muscalu
B-dul. N. Bălcescu nr. 27-33, Sector 1, București
Tel.: 021 – 315.32.47 / 319.67.27
www.editurauniversitara.ro
e-mail: redactia@editurauniversitara.ro

Distribuție: tel.: 021-315.32.47 / 319.67.27 / 0744 EDITOR / 07217 CARTE
comenzi@editurauniversitara.ro
O.P. 15, C.P. 35, București
www.editurauniversitara.ro

CUPRINS

1. TEORIE	7
1.1 Puțină aritmetică	7
1.2 Protoni, neutroni, electroni	9
1.3 Atomi	10
1.4 Elemente chimice	12
1.5 Legături chimice	17
1.6 Valență, număr de oxidare	20
1.7 Ioni, metale, molecule	22
1.8 Stări de agregare	28
1.9 Soluții, dispersii	31
1.10 Reacții chimice	34
1.11 Tipuri de reacții chimice	41
1.12 Viteză de reacție, catalizatori	47
1.13 Oxizi, acizi, baze, săruri	50
2. PRACTICĂ	55
2.1 Măsuri de protecție	55
2.2 Vase și ustensile de laborator	55
2.3 Separare, purificare	59
2.4 Determinarea unor proprietăți	61
2.5 Experimente distractive	63
3. MICĂ ENCICLOPEDIÉ	67
3.1 Hidrogen	67
3.2 Carbon	69
3.3 Oxigen	71
3.4 Azot	73
3.5 Fosfor	75
3.6 Sulf	77
3.7 Clor	79
3.8 Siliciu	80
3.9 Fier	81
3.10 Aluminiu	83
3.11 Cupru	85
3.12 Aur	87
3.13 Uraniu	89
3.14 Apă	91
3.15 Amoniac	93
3.16 Dioxid de carbon	95
3.17 Dioxid de siliciu, sticlă	97
3.18 Oxid de aluminiu	100
3.19 Oxid de calciu	101
3.20 Acid clorhidric	102

3.21 Acid sulfuric	103
3.22 Hidroxid de sodiu	105
3.23 Hidroxid de calciu	106
3.24 Clorură de sodiu	108
3.25 Carbonat de sodiu	109
3.26 Carbonat de calciu	110
3.27 Azotat de argint	112
3.28 Fosfați	113
3.29 Hidrocarburi	114
3.30 Alcool etilic, acid acetic	116
3.31 Uleiuri, grăsimi, săpunuri	120
3.32 Detergenți	121
3.33 Cauciuc	123
3.34 Mase plastice, fibre sintetice	124
3.35 Zaharuri, acizi nucleici, proteine	126
3.36 Vitamine	130
4. RĂSPUNSURI la întrebări și probleme	132
INDEX	159

1. TEORIE

Înțelegerea termenilor definiți în acest text presupune cunoașterea altor termeni, care sunt subiect al manualelor de Matematică și Fizică.

Citiți toate paragrafele!

Cuvintele “nu este subiect al acestui text” se referă la subiecte care vor fi discutate în clasele următoare, la liceu sau chiar mai târziu!

Nu trebuie să memorați niciun număr! Cultura generală este ceea ce rămâne în minte după ce ați uitat tot!

Trebuie să înțelegeți definițiile!

Pentru a verifica dacă ați înțeles corect textul, răspundeți la întrebările și rezolvați problemele de la sfârșitul fiecărui capitol.

1.1 Puțină aritmetică

În Chimie se folosesc uneori numere foarte mari sau numere foarte mici, care trebuie scrise într-o formă prescurtată. Reamintim aici lucruri învățate la Aritmetică.

Cifra 1 urmată de n zerouri este “zece la puterea n ”, iar numărul respectiv se poate scrie 10^n . De pildă, 10^3 este “zece la puterea 3” și este egal cu “o mie”, 10^6 este “o mie de mii” și este egal cu “un milion”. Numărul $2 \cdot 10^6$ este “două milioane”, iar 10^9 este “o mie de milioane”, adică “un miliard”, numit și “un bilion”. Numărul 10^{19} este egal cu “zece miliarde de miliarde” (puteți verifica!).

În același mod se pot scrie numerele foarte mici, pentru că 10^{-n} este egal cu $1/10^n$. “O zecime” se va scrie 10^{-1} , “o miime” se va scrie 10^{-3} , iar “o miliardime” se va scrie 10^{-9} .

Prefixul “kilo” înseamnă “o mie” (1 kilogram = 1000 de grame, adică 10^3 grame), iar “mili” înseamnă “o miime” (1 miligram = 1 miime de gram, adică 10^{-3} grame). Iată o listă de prefixe folosite pentru numere foarte mari sau foarte mici:

yotta 10^{24}	peta 10^{15}	mega 10^6	mili 10^{-3}	pico 10^{-12}	zepto 10^{-21}
zetta 10^{21}	tera 10^{12}	kilo 10^3	micro 10^{-6}	femto 10^{-15}	yocto 10^{-24}
exa 10^{18}	giga 10^9	hecto 10^2	nano 10^{-9}	atto 10^{-18}	

“O megatonă” înseamnă deci “un milion de tone”, “o gigacalorie” înseamnă “un miliard de calorii”, „un hectolitru” înseamnă „o sută de litri”, iar “un micrometru” înseamnă “o milionime de metru”.

Prin “procent” se înțelege “raportul între două mărimi înmulțit cu 100”. Procentul p se scrie $p\%$ și se citește “ p la sută”.

Exemple:

Dacă 5 elevi dintr-un grup de 40 de elevi au media notelor peste 8, procentul de elevi care au media notelor peste 8 este $5 / 40 \cdot 100 = 12,5\%$.

Dacă un kilogram (1000 grame) de apă de mare conține 31 de grame de sare atunci procentul de sare din apa mării este $31 / 1000 \cdot 100 = 3,1\%$.

“Media lui X ponderată cu Y”, pe scurt “media ponderată”, este raportul între suma produselor $X \cdot Y$ și suma valorilor lui Y. Caracteristicile X și Y sunt orice mărimi care pot fi exprimate prin numere (masă, înălțime, viteză, volum etc.).

Exemplu:

O grămadă de pepeni este formată, în diverse proporții, din pepeni de 1 kg (unul din zece, adică 0,1), pepeni de 2 kg (trei din zece, adică 0,3), pepeni de 5 kg (unul din cinci, adică 0,2) și pepeni de 3 kg (doi din cinci, adică 0,4). Care este greutatea medie G_m a pepenilor?

Aici X este masa pepenilor, cu valorile 1, 2, 5 și 3, iar Y este proporția pepenilor, cu valorile 0,1, 0,3, 0,2 și 0,4. Suma produselor $X \cdot Y$ este $1 \cdot 0,1 + 2 \cdot 0,3 + 5 \cdot 0,2 + 3 \cdot 0,4$, iar suma valorilor lui Y este $0,1 + 0,3 + 0,2 + 0,4$.

$$G_m = (1 \cdot 0,1 + 2 \cdot 0,3 + 5 \cdot 0,2 + 3 \cdot 0,4) / (0,1 + 0,3 + 0,2 + 0,4) = 2,9 \text{ kg}$$

Expresia $\log_B^N = V$ se citește “logaritm bază B din numărul N este egal cu V” și este adevărată numai dacă $B^V = N$, adică “B la puterea V este egal cu N”.

În acest text vom folosi numai “logaritm bază 10”, deci $B = 10$, pe care îl vom scrie, simplu, “log”. Proprietățile logaritmului nu sunt subiect al acestui text. Rețineți numai că $\log 10^V = V$ pentru orice valoare a numărului V, de pildă $\log 10^6 = 6$ și $\log 10^{-3,1} = -3,1$.

Semnul grafic “ \equiv ” se citește și înseamnă “este identic cu”.

Semnul grafic “ $=$ ” se citește și înseamnă “este egal cu”.

Semnul grafic “ \sim ” se citește și înseamnă “este aproximativ egal cu”.

Semnul grafic “ $>$ ” se citește și înseamnă “este mai mare decât”.

Semnul grafic “ \gg ” se citește și înseamnă “este mult mai mare decât”.

Semnul grafic “ \geq ” se citește și înseamnă “este mai mare sau egal cu”.

Semnul grafic “ $<$ ” se citește și înseamnă “este mai mic decât”.

Semnul grafic “ \ll ” se citește și înseamnă “este mult mai mic decât”.

Semnul grafic “ \leq ” se citește și înseamnă “este mai mic sau egal cu”.

Semnul grafic “ \neq ” se citește și înseamnă “este diferit de”.

1. Exprimați în cuvinte numerele $6 \cdot 10^9$ și $3 \cdot 10^{-6}$.
2. În anul 2007 recolta de mere a României a fost de 362 de mii de tone, iar în anul 2008 de 325 de mii de tone. Cu ce procent a scăzut recolta de mere în 2008 față de 2007?
3. Un grup de oameni este format din halterofili de 100 kg (în procent de 1%), boxeri de 90 kg (în procent de 1%), fotbaliști de 95 kg (în procent de 1%) și copii de 45 kg (în procent de 97%). Care este greutatea medie G_m a oamenilor din grup?
4. De câte ori este mai mic numărul $3 \cdot 10^{-6}$ față de numărul $6 \cdot 10^3$? Exprimați răspunsul în cuvinte.

1.2 Protoni, neutroni, electroni

Protonii, neutronii și electronii sunt particule de materie cu proprietăți specifice. Din punctul de vedere al Chimiei, la nivelul claselor 7-9, sunt importante *masa și sarcina electrică*.

În comparație cu masa obiectelor vizibile cu ochiul liber sau chiar cu masa microbilor, masa protonilor, neutronilor și electronilor este extrem de mică. Exprimarea masei acestor particule în unitatea de măsură a Sistemului Internațional (kilogramul), necesită numere extrem de mici. De pildă, masa protonului, notată m_p , este de circa $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg, masa neutronului m_n este de circa $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg, iar masa electronului m_e este aproximativ $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg. Observăm că masele protonului și neutronului sunt egale, iar masa electronului este de circa 1836 de ori mai mică. Este mai convenabilă exprimarea maselor ca fracții ale masei protonului, deci $m_p = 1$, $m_n = 1$ și $m_e = 1/1836$.

Mase atât de mici sugerează și dimensiuni foarte mici. Într-adevăr, diametrul protonului este aproximativ $1,78 \cdot 10^{-15}$ m, adică 1,78 femtometri. Problema diametrului electronului este o problemă nerezolvată de Fizica modernă, care admite un diametru maxim de 10^{-22} m, adică mult mai mic decât diametrul protonului.

Exprimarea sarcinii electrice a acestor particule în unitatea de măsură a Sistemului Internațional (coulombul) necesită de asemenea numere extrem de mici. Sarcina electronului este negativă și egală cu $-1.702 \cdot 10^{-19}$ coulombi, sarcina protonului este egală ca mărime, dar pozitivă, deci $+1.702 \cdot 10^{-19}$ coulombi, iar sarcina neutronului este egală cu zero. Dacă se consideră sarcina electronului unitate de măsură a sarcinii electrice atunci sarcina electronului este -1 , sarcina protonului este $+1$, iar sarcina neutronului este 0 .

Putem simboliza protonul, neutronul și electronul, indicând sarcina p^+ , n^0 și e^- sau indicând masa și sarcina:

1	1	0
p	n	e
+1	0	-1

În natură aceste particule există în interiorul stelelor, în spațiul interstelar, în fulgere etc. Uneori sunt produse în scopuri științifice sau tehnice în acceleratoarele de particule, în reactoarele nucleare, în corpurile de iluminat etc.

Corp este orice obiect care are o masă și volum definite.

Prin *materie* se înțelege totalitatea protonilor, neutronilor și electronilor, precum și a tuturor corpurilor formate din aceste particule.

Termenii de corp și materie nu includ *radiația*, adică undele radio, microundele, razele IR (infraroșii), lumina, razele UV (ultraviolete), razele X (Röntgen) etc.

Transformarea materiei în radiație și viceversa nu este subiect al acestui text.

- 1. Ordonăți electronul, protonul și neutronul după sarcina electrică, începând cu cea mai mică sarcină.**
- 2. Ce forțe electrostatice (de respingere sau de atracție) se exercită între neutroni și electroni?**
- 3. Ordonăți electronul, protonul și neutronul după masă, începând cu cea mai mare masă.**

4. Care dintre următoarele obiecte NU este corp? Ocean, nisip, lumină, aer, praf, dulap.

1.3 Atomi

Atomii sunt particule de materie alcătuite din protoni, neutroni și electroni.

Protonii și neutronii, grupați în centrul atomului, formează *nucleul atomic*, motiv pentru care sunt denumiți *nucleoni*.

Numărul de protoni din nucleu se notează Z și este numit *număr atomic*. Valoarea lui Z indică și sarcina electrică a nucleului pentru că, reamintim, fiecare proton are sarcina $+1$, iar fiecare neutron are sarcina 0 .

Numărul de nucleoni se notează cu A și se numește *număr atomic de masă*. Numărul A măsoară masa atomului pentru că masa electronilor este neglijabilă față de masa nucleonilor. Pentru a evita utilizarea unor numere foarte mici, pentru masa atomilor se folosește ca unitate de măsură *a douăsprezecea parte a masei atomului de carbon*, adică 1.66×10^{-27} kg, unitate de măsură numită “unitate atomică de masă”, prescurtat **uam**. Masele particulelor (protoni, neutroni, atomi etc.) se măsoară în kilograme. Dacă însă exprimăm masele în **uam** am indicat *de câte ori este mai mare* masa particulei (exprimată în kg) față de 1 uam (exprimată de asemenea în kg). Acest raport nu are unități de măsură (este adimensional). Folosind această unitate de măsură $m_p = 1$, $m_n = 1$, așa cum s-a arătat în capitolul 1.2. Masa atomică M_{carbon} a atomului de carbon care posedă un nucleu cu 6 protoni și 6 neutroni este deci $M_{carbon} = 12$.

Între protonii din nucleul atomic, particule cu sarcină electrică de același tip (pozitivă) și aflate la distanță foarte mică, există forțe de repulsie foarte puternice. Totuși protonii nu sunt expulzați din nucleu pentru că între toți nucleonii se exercită o altă forță, mult mai puternică decât forța de respingere electrostatică. Natura acestei forțe nu este subiect al acestui text. Toate nucleele care conțin mai mult de un proton conțin și neutroni.

Electronii se deplasează în jurul nucleului. Între electroni (cu sarcină negativă) există o forță de respingere electrostatică. Între electroni (cu sarcină negativă) și nucleu (cu sarcină pozitivă) există o forță de atracție electrostatică. Motivul pentru care electronii nu se împrăștie în spațiu, dar nici nu cad spre nucleu, nu este subiect al acestui text.

Electronii *nu* seamănă cu planetele care sunt atrase de Soare, se rotesc în jurul Soarelui pe anumite orbite, dar nu cad pe Soare. De pildă, dacă există un singur electron, acesta nu se mișcă în jurul nucleului pe o orbită, ci într-o zonă de forma unei sfere care înconjoară nucleul. Iată o imagine populară, dar falsă, a atomului.



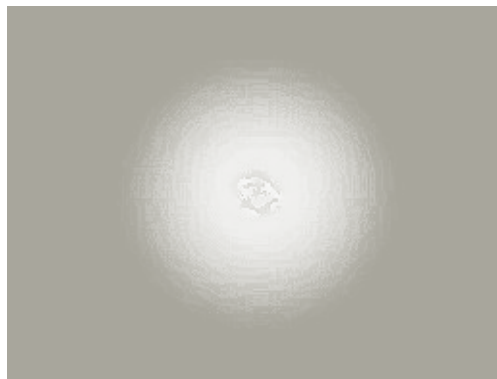
Datorită traiectoriei, vitezei de rotație în jurul nucleului și dimensiunilor electronilor, cea mai potrivită imagine a atomului este cea a nucleului atomic înconjurat de un *nor electronic*. Imaginați-vă un obiect extrem de mic (nucleul atomic) înconjurat de un nor de ceață cu o anumită formă, ceață mai densă sau mai subțire în diferite zone din jurul nucleului.

Nucleul are dimensiuni mult mai mici decât norul electronic și concentrează aproape întreaga masă a atomului.

În atomi numărul de electroni este egal cu numărul de protoni. În consecință, atomii sunt particule cu sarcină electrică nulă (zero), iar numărul Z indică și numărul de electroni.

Atomii sunt particule de materie cu un singur nucleu atomic și sarcină zero.

Cel mai simplu atom este atomul de *hidrogen ușor*. Nucleul său conține un singur proton și nu conține neutroni. Acest atom are formă sferică, diametrul puțin mai mare de 10^{-10} m, adică o zecime de nanometru, și masa $M = 1,008$.



Dimensiunea și forma norului electronic depind de numărul de electroni. Structura norului electronic este complicată și va fi descrisă în capitolul următor, unde se vor compara atomi cu număr diferit de electroni.

- 1. De ce neutronii și protonii sunt denumiți “nucleoni”?**
- 2. Ce indică pentru un atom valoarea numărului Z ? Dar valoarea numărului A ?**
- 3. Care sunt particulele între care, în atom, se exercită forțe de respingere electrostatică?**
- 4. Ce înțelegeți prin “nor electronic”?**
- 5. Ce înțelegeți prin “atom”?**

1.4 Elemente chimice

În Chimie *prin element se înțelege totalitatea atomilor cu același Z*, indiferent de numărul de neutroni din nucleu.

Așa cum se va arăta în capitolul 1.7 o substanță cu proprietăți măsurabile, în care toți atomii au același Z, poate exista în mai multe forme, cu proprietăți diferite.

Prin “fier” înțelegem “elementul fier”, adică totalitatea atomilor cu $Z = 26$ sau “substanța fier”, alcătuită numai din atomi cu $Z = 26$, substanță care are un anumit punct de topire, densitate, duritate, aspect etc. “Oxigenul” și “ozonul” sunt două forme diferite ale elementului “oxigen”, “diamantul” și “grafitul” sunt două forme diferite ale elementului “carbon” etc.

Simbolul elementelor (simbolul chimic) conține una sau două litere (prima este literă mare) și reflectă denumirea lor, uneori veche de secole. De pildă hidrogen H, heliu He, carbon C, azot (nitrogen) N, oxigen O, sulf S, fosfor (phosphor) P, sodiu (natriu) Na, potasiu (kaliu) K, mercur (hidrargir) Hg, fier Fe, magneziu Mg, calciu Ca, uraniu U, neon Ne, clor Cl, aluminiu Al, tungsten (wolfram) W etc.

Nu simbolizăm azotul prin Az, fosforul prin Fo, mercurul prin Me etc. Simbolurile Po și Pt *nu sunt* simboluri pentru elementul potasiu, ci pentru poloniu, respectiv platină.

În a doua jumătate a secolului XIX chimiștii au reușit să clasifice elementele (cunoscute pe atunci) în categorii, pe baza proprietăților acestora. S-a realizat Tabelul Elementelor, într-o formă destul de apropiată de cea folosită azi. Căsuțele libere ale tabelului au fost completate treptat, pe măsură ce noi elemente au fost descoperite. În 1937 a fost obținut primul element sintetic, tehnețiu Tc, care nu există pe Pământ. În 1939 a fost descoperit ultimul element natural, franciu Fr. Astăzi elementele noi sunt exclusiv sintetice.

În fiecare căsuță a tabelului se află un element. Uneori, lângă simbolul elementului, se figurează valorile Z și A, de pildă

6	92	2
C	U	He
12	238	4

În Tabelul Elementelor elementele sunt ordonate pe linii (numite *perioade*) și coloane (numite *grupe*), iar tabelul este denumit și Sistemul Periodic al Elementelor. Numai după anul 1925 s-a reușit să se înțeleagă *de ce* elementele se grupează în categorii.

Pe ultima pagină a cărții se prezintă un fragment al Sistemului Periodic în care puteți vedea simboluri ale elementelor, valoarea Z și valoarea rotunjită a masei atomice.

Numărul perioadei **P** (maximum 7) indică numărul de niveluri pe care se află electroni. De pildă, atomii elementului argint Ag ($Z = 47$), aflat în perioada a 5-a, posedă 5 niveluri de energie pe care se află electroni, iar atomii elementului magneziu Mg ($Z = 12$), aflat în perioada a 3-a, posedă 3 niveluri de energie pe care se află electroni.

Numărul grupei **G** indică, în anumite cazuri, numărul de electroni **E** de pe ultimul nivel de energie al atomului. Dacă $G = 1$ sau $G = 2$ atunci $E = G$. Dacă numărul grupei **G** este în intervalul [13, 18] atunci $E = G - 10$ (pentru heliu He $E = 2$). Dacă numărul grupei **G** este în intervalul [3, 12] atunci valoarea **G** nu indică valoarea **E**, din cauza modului de completare

cu electroni a nivelurilor de energie, mod prezentat în capitolul 1.3. Elementele din aceeași grupă au pe ultimul nivel aceeași configurație electronică. Valoarea numărului de electroni E influențează mult comportarea atomilor în prezența altor atomi.

Structura Tabelului Elementelor se explică prin modul de completare succesivă cu electroni a sub-nivelurilor și orbitalilor atomici, în ordinea energiei, când se trece de la atomul cu Z electroni la atomul cu $Z + 1$ electroni.

Norul electronic al unui atom este organizat în *straturi*, cu energie tot mai mare, numite, din acest motiv, *niveluri de energie*. Nivelurile sunt notate sau 1, 2, 3, 4, etc. Nivelul n poate fi ocupat de maximum $2 \cdot n^2$ electroni. Pe primul nivel ($n = 1$) pot exista deci cel mult 2 electroni, pe al doilea nivel ($n = 2$) pot exista 8 electroni, pe al treilea nivel ($n = 3$) pot exista 18 electroni etc.

Atomul de litiu ($Z = 3$) posedă trei electroni, doi plasați pe primul nivel, iar al treilea pe al doilea nivel. Atomul de oxigen ($Z = 8$) posedă opt electroni, doi plasați pe primul nivel, iar ceilalți șase pe al doilea nivel. Atomul de fosfor ($Z = 15$) posedă cincisprezece electroni, doi plasați pe primul nivel, opt plasați pe al doilea nivel și restul de electroni, adică cinci, plasați pe al treilea nivel.

Imaginați-vă un șir de atomi, ordonați după Z , începând cu atomul care are cea mai mică valoare a lui Z . Când trecem, în acest șir, de la un atom la atomul următor, constatăm că electronii suplimentari se adaugă pe nivelurile de energie după anumite reguli, cel puțin la atomii cu valori mici ale Z :

- a) se adaugă electroni pe ultimul nivel până ce numărul de electroni este 2 sau 8
- b) dacă regula $2 \cdot n^2$ permite se adaugă electroni pe nivelul inferior până ce numărul de electroni este 8, apoi 18, apoi 32 etc.
- c) dacă regula $2 \cdot n^2$ nu permite se trece la nivelul superior și se repetă punctele a), b), c)

De exemplu, atomul cu $Z = 50$ are pe cele cinci niveluri de energie 2, 8, 18, 18 și 4 electroni, iar atomul cu $Z = 79$ are pe cele șase niveluri de energie 2, 8, 18, 32, 18 și 1 electroni. Se presupune că atomul cu $Z = 118$ (cel mai greu atom cunoscut) are pe cele șapte niveluri de energie 2, 8, 18, 32, 32, 18 și 8 electroni.

Nu trebuie să memorați aceste reguli de ocupare succesivă a nivelurilor de energie cu electroni, dar trebuie să le înțelegeți, deoarece consecințele acestor reguli sunt importante:

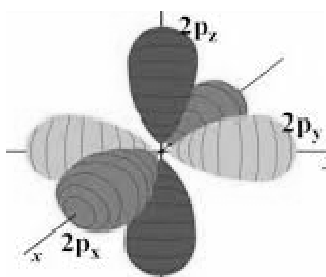
- pe nivelul cu cea mai mare energie, există maximum 8 electroni (sau 2, numai în cazul heliului) și atomii au tendința de a ajunge la acest număr de electroni (*configurație electronică stabilă*)
 - atomii care posedă, pe nivelul cu cea mai mare energie, puțini electroni au tendința de a ceda acești electroni, pentru că, pe nivelul imediat inferior, posedă 8 sau 18 electroni
 - atomii care posedă, pe nivelul cu cea mai mare energie, mulți electroni au tendința de a capta electroni, pentru a ajunge la numărul de 8 electroni
 - atomii care posedă, pe nivelul cu cea mai mare energie, 8 electroni (sau 2, numai în cazul heliului) au o tendință *foarte redusă* de a ceda sau capta electroni.

Trebuie precizat că atomii posedă și niveluri cu energie mult mai mare, *neocupate* cu electroni. Modul în care electronii unui atom pot ocupa aceste niveluri de energie nu este subiect al acestui text.

Organizarea electronilor pe nivelurile de energie atomice este chiar mai complexă.

Nivelul n de energie posedă n sub-niveluri, notate s , p , d și f , sub-niveluri care au energie tot mai mare, în această ordine, cel puțin la atomii cu valori mici ale Z . De pildă nivelul 1 posedă un singur sub-nivel s , dar nivelul 2 posedă sub-nivelurile s și p , nivelul 3 sub-nivelurile s , p și d , etc. Mai mult, sub-nivelurile sunt formate din *orbitali atomici*. Sub-nivelul s posedă 1 orbital, sub-nivelul p 3 orbitali, sub-nivelul d 5 orbitali, iar sub-nivelul f 7 orbitali. *Pe fiecare orbital atomic pot exista maximum doi electroni. Electronii de pe același orbital se rotesc în jurul axei proprii în sensuri opuse.*

Forma orbitalilor și a sub-nivelului care conține orbitalii respectivi este complicată. Orbitalul s este sferic, dar orbitalii p posedă lobi. În figură sunt prezentați cei trei orbitali p de pe nivelul 2. Observăm că sub-nivelul $2p$ are forma unui ansamblu de trei orbitali p , cu șase lobi. Orbitalii p de pe niveluri mai înalte au o formă mai complicată.



Trecând de la elementul cu numărul Z la elementul cu numărul $Z + 1$ orbitalii de pe același sub-nivel se completează cu câte un electron. Numai după ce toți orbitalii de pe același sub-nivel conțin câte un electron orbitalii din sub-nivelul respectiv se completează cu al doilea electron. În consecință, un atom izolat poate conține unul sau mai mulți orbitali ocupați cu un singur electron. Atomii care conțin orbitali ocupați cu un singur electron sunt *radicali atomici*.

În grupele “principale” 1 și 2 se completează sub-nivelul s de pe ultimul strat. În grupele “principale” 13 - 18 se completează sub-nivelul p de pe ultimul strat. În grupele “secundare” 3 - 12 se completează sub-nivelurile d și f de pe niveluri inferioare. Elementele “lantanide” cu $Z = 57 - 71$ se deosebesc prin completarea succesivă a sub-nivelului $4f$, având pe nivelurile superioare configurația $5d^0 6s^2$ sau $5d^1 6s^2$. Similar, elementele “actinide” cu $Z = 89 - 103$ se deosebesc prin completarea succesivă a sub-nivelului $5f$, având pe nivelurile superioare configurația $6d^0 7s^2$ sau $6d^1 7s^2$.

De pildă, configurația electronică a atomului de hidrogen ($Z = 1$) este $1s^1$, iar a atomului de carbon ($Z = 6$) este $1s^2 2s^2 2p^2$. Configurația electronică a atomilor de fier ($Z = 26$), cobalt ($Z = 27$) și nichel ($Z = 28$) este $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$, respectiv $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$.

Locul ocupat de un anumit element în Tabelul Elementelor reflectă deci configurația electronică a atomilor elementului respectiv.

Pentru a dobândi configurație electronică stabilă ($\mathbf{E} = 2$ sau $\mathbf{E} = 8$) atomii elementelor din grupele 1 și 2 au o tendință puternică *de a ceda* electroni, transformându-se în particule cu

sarcină electrică pozitivă, descrise în capitolul 1.7. Atomii care au tendința de a ceda electroni, indiferent de poziția în tabel, au “caracter electropozitiv”.

Atomii elementelor din grupa 17 au o tendință puternică *de a accepta* electroni, transformându-se în particule cu sarcină electrică negativă. Atomii care au tendința de a accepta electroni, indiferent de poziția în tabel, au “caracter electronegativ”.

În plus, tendința de a ceda și de a accepta electroni depinde de distanța dintre ultimul nivel electronic și nucleu (raza atomică). Dacă raza atomică este mică tendința de a accepta electroni (caracterul electronegativ) este mai pronunțată, iar tendința de a ceda electroni (caracterul electropozitiv) mai redusă, datorită forței de atracție dintre nucleu și electroni.

Diametrul unui atom oarecare este, în principiu, distanța minimă între nucleele a doi atomi identici care nu fac parte din aceeași structură. Deoarece atomii izolați sunt o mare excepție, determinarea experimentală a diametrului atomic, deci a razei atomice, este dificilă. De regulă, în Tabelul Elementelor, raza atomică descrește în aceeași perioadă, de la grupa 1 la grupa 18 și crește în aceeași grupă, de la perioada 1 la perioada 7.

Există atomi care, pentru a ajunge la configurația stabilă, au tendința *de a pune în comun* electroni cu atomii vecini, adică cedează și primesc electroni în același timp.

Atomii elementelor din ultima grupă a tabelului ($E = 2$ sau $E = 8$) au o tendință *foarte redusă* de a ceda, accepta sau pune în comun electroni și deci de a forma, împreună cu alți atomi, sisteme mai complicate de nuclee atomice și electroni, așa cum s-a arătat și în capitolul 1.3. Din punctul de vedere al Chimiei acestea sunt elemente *inerte*.

Elementele ai căror atomi au același număr de protoni, adică *același* Z , dar diferă prin numărul de neutroni, deci diferă prin valoarea A , *ocupă* în tabel *același loc* (aceeași căsuță). Din acest motiv se numesc *izotopi*, de la cuvântul grecesc *isotopos*, care înseamnă “același loc” sau “loc egal”. Izotopii elementelor se simbolizează în același mod ca elementele.

În natură elementele sunt amestecuri de izotopi. De pildă, ~ 1 atom din 6000 de atomi de hidrogen este atom de deuteriu (hidrogen greu, cu simbolul D), care are în nucleu un proton și un neutron. Clorul Cl ($Z = 17$) este un amestec de 76% clor ușor ($A = 35$) și 24% clor greu ($A = 37$). Cuprul Cu ($Z = 29$) este un amestec de 69% cupru ușor ($A = 63$) și 31% cupru greu ($A = 65$). Din acest motiv masa atomică prezentată în Tabelul Elementelor este o medie ponderată a maselor izotopilor, și este un număr cu zecimale, deși A este un număr întreg. În acest text se folosește în calcule valoarea rotunjită a masei atomice, adică un număr întreg, cu excepția clorului Cl, pentru care se folosește valoarea 35,5, a cuprului Cu, pentru care se folosește valoarea 63,5 și a mercurului Hg, pentru care se folosește valoarea 200,5.

Unele elemente, ai căror izotopi conțin în nucleu un număr mare de neutroni, se transformă continuu în alte elemente, cu nuclee atomice având masă mai mică, ca și cum nucleele atomice s-ar rupe în bucăți! Acest fenomen (numit *fisiune*) este însoțit de degajarea unei cantități enorme de căldură și radiații (*radioactivitate*). Fisiunea izotopilor instabili din interiorul Pământului este cauza principală a fenomenelor care *nu* au legătură cu energia solară, adică energia geotermică, vulcani, gheizere, cutremure, deplasarea continentelor, ridicarea munților etc.

Se cunosc 118 elemente, din care 94 există în natură (uneori în cantități foarte mici), iar alte 24 au fost sintetizate în instalații speciale (uneori doar câțiva atomi!).

Există 80 de elemente care au cel puțin un izotop stabil și 38 de elemente care există numai sub formă de izotopi instabili radioactivi.

Cel mai abundent element de pe Pământ este fierul, aflat mai ales la mare adâncime, în interiorul Pământului. Cel mai abundent element din stratul de la suprafața Pământului (scoarța terestră) este oxigenul, care este principalul component al rocilor. La scara întregului Univers, dimpotrivă, aproximativ 75% dintre atomi sunt atomi de hidrogen, 23% atomi de heliu, iar atomii tuturor celorlalte elemente reprezintă împreună numai 2%.

Azi se utilizează cele mai multe dintre elementele naturale și sintetice. De pildă elementul radioactiv sintetic californiu Cf ($Z = 98$) se produce în cantitate de circa 150 miligrame pe an și este utilizat ca puternică sursă de neutroni. Izotopi radioactivi naturali ai carbonului C, potasiului K, argonului Ar, uraniului U și plumbului Pb sunt utilizați pentru determinarea vârstei rocilor și a fosilelor. Numeroși izotopi radioactivi sintetici ai elementelor naturale sunt utilizați în medicină. În știință și tehnică se folosesc numeroase substanțe în care unii izotopi au fost înlocuiți cu alți izotopi, de exemplu “apa grea” în care atomii de hidrogen ușor au fost înlocuiți cu atomi de hidrogen greu (deuteriu).

Care este origina elementelor, cum au apărut elementele în Univers?

Elementele cu cei mai ușori atomi, hidrogenul H, heliul He și litiul Li, au apărut în urmă cu circa 13,8 miliarde ani, când Universul s-a răcit suficient, la scurt timp după explozia inițială (*Big Bang*).

Unirea nucleelor atomilor ușori în nuclee ale unor atomi mai grei este numită *fuziune* și este însoțită de degajarea unei cantități enorme de căldură și radiații, la fel ca *fisiunea*. Fuziunea se produce în centrul stelelor și este motivul pentru care stelele sunt fierbinți și luminoase. Elementele mai grele decât litiul Li ($Z = 3$), până la fier Fe ($Z = 26$), se formează în interiorul stelelor, prin fuziune, și sunt răspândite în spațiu în ultimele faze de existență a stelelor cu masă mică. Elementele mai grele ca fierul se formează și sunt răspândite în spațiu când stelele cu masă mare explodează, în ultima clipă a existenței lor.

Toți nucleonii obiectelor din jurul nostru (mobilă, mașini, bijuterii, oceane, plante, animale, munți, ciuperci, clădiri, opere de artă etc.) au fost cândva, cu miliarde de ani în urmă, în interiorul unor stele!

- 1. Care sunt deosebirile dintre atomii a două elemente diferite?**
- 2. Pe baza datelor din tabel deduceți numărul de neutroni din nucleul elementelor sodiu Na ($Z = 11$), magneziu Mg ($Z = 12$), bor B ($Z = 5$), și carbon C ($Z = 6$).**
- 3. Ce indică, în Sistemul Periodic, numărul perioadei în care se află un anumit element?**
- 4. De ce perioada 1 din Sistemul Periodic conține numai două elemente?**
- 5. În ce ordine sunt așezate elementele din perioada 3 a Sistemului Periodic? Dar elementele din perioada 4?**
- 6. Prin ce se aseamănă și prin ce se deosebesc atomii izotopilor?**
- 7. De ce elementul neon Ne, din grupa 18 a Tabelului Elementelor, este, din punctul de vedere al Chimiei, element inert?**

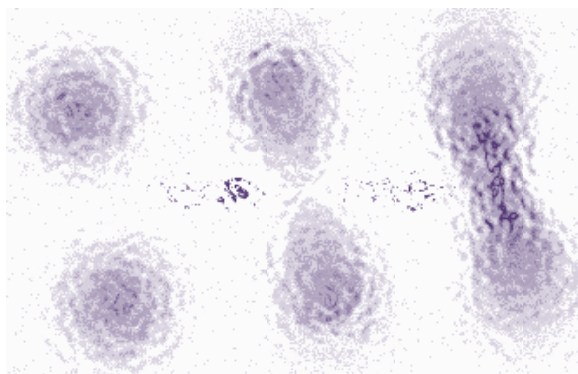
8. Care este, din punctul de vedere al Chimiei, “cel mai puțin inert” element din grupa 18 a Tabelului Elementelor și de ce?
9. De ce elementele din grupa 17 a Tabelului Elementelor sunt în aceeași grupă?
10. Cum se poate transforma un element în alt element?
11. De ce atomii de cobalt Co ($Z = 27$, $A = 59$) și nichel Ni ($Z = 28$, $A = 59$) au aceeași masă?
12. Scrieți tot ce știți despre atomii elementului cu $Z = 13$ și $A = 27$.
13. Care este configurația electronică a atomului cu $Z = 17$?
14. Care este valoarea Z a atomului care se află în grupa 2, perioada 3 a Tabelului elementelor? Este acest atom radical atomic?
15. Cum sunt plasați pe nivelurile de energie electronii atomului cu 9 electroni (fluor F)? Acest atom are tendința de a accepta sau de a ceda electroni, pentru a ajunge la configurația electronică stabilă?
16. Aceeași problemă pentru atomul cu 12 electroni (magneziu Mg).

1.5 Legături chimice

Așa cum s-a arătat în capitolul 1.3 atomii pot exista pentru că între nucleoni se exercită o forță de atracție foarte mare și pentru că între nucleele atomice și electroni se exercită de asemenea o puternică forță de atracție. Obiectele din jurul nostru, formate din atomi, există pentru că “ceva” ține atomii împreună. Chimiiști din secolul XIX au numit acest “ceva” “legătură chimică”. Natura acestei “legături” a fost înțeleasă abia după apariția mecanicii cuantice (parte a Fizicii) în secolul XX, iar termenul de “legătură chimică” s-a păstrat.

Atunci când doi atomi se apropie norii lor electronici se transformă. Orbitalii atomici se combină formând noi orbitali. Când distanța devine destul de mică apare un nor electronic unic, cu altă mărime, formă și energie, nor electronic care nu mai aparține atomilor inițiali, ci ansamblului celor două nuclee. Norul electronic format obligă nucleele atomice să se mențină la o anumită distanță. În diferite zone ale spațiului, acest nor electronic are diferite densități. *Între* nuclee densitatea norului este mai mare. Zona norului electronic comun, aflată *între* două nuclee vecine, poate fi considerată “legătura chimică dintre doi atomi vecini”.

Transformarea, într-un fel sau altul, a norilor electronici a doi atomi suficient de apropiați se produce pentru că atomii au tendința de a ajunge la configurația electronică stabilă și de a poseda numai orbitali cu doi electroni. Ansamblul de nuclee atomice incluse în norul electronic comun, are proprietăți foarte diferite de ansamblul de atomi din care s-a format.



Dacă diferența de caracter electropozitiv/electronegativ dintre cei doi atomi este **mare**, atunci atomul electropozitiv cedează electroni, iar atomul electronegativ acceptă electronii cedați. Particulele formate, cu sarcină electrică diferită de zero, se numesc “ioni”. În acest caz norii electronici ai ionilor sunt *separați*, adică nu există un nor electronic comun, iar densitatea norului *între* nuclee este aproape nulă. Nu se poate vorbi deci de o “legătură chimică” în sensul discutat aici. Totuși, datorită atracției electrostatice puternice dintre ionii pozitivi și negativi, se folosește termenul *legătură ionică*.

Dacă diferența de caracter electropozitiv/electronegativ dintre cei doi atomi este **mică**, atunci atomii au tendința de a folosi în comun electronii schimbați. Legăturile chimice formate prin “folosirea” în comun a electronilor care provin de la cei doi atomi legați se numesc *legături covalente*. Cu cât tendința de cedare/acceptare de electroni de către doi atomi legați este mai pronunțată, cu atât este mai pronunțată tendința de a forma legături ionice. Cu cât tendința de cedare/acceptare de electroni de către doi atomi legați este mai slabă, cu atât este mai pronunțată tendința de a forma legături covalente.

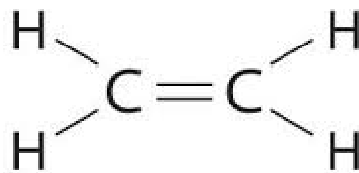
Dacă nucleele celor doi atomi legați sunt identice atunci electronii sunt folosiți în comun în măsură egală, iar legătura covalentă este “nepolară”. Dacă nucleele celor doi atomi sunt diferite atunci norul electronic comun are o densitate mai mare în zona atomului mai electronegativ (care are o tendința mai pronunțată de acceptare a electronilor), iar legătura covalentă este “polară”. Legătura covalentă “polară” unește două obiecte (nucleele cu electronii apropiați) care au sarcină electrică diferită. Cu cât diferența între caracterul electropozitiv (sau electronegativ) a doi atomi legați este mai mare, cu atât legătura chimică dintre ei este mai polară, are un caracter ionic mai pronunțat și un caracter covalent mai puțin pronunțat.

Polaritatea globală a unei structuri care conține numeroase legături chimice depinde atât de polaritatea legăturilor cât și de orientarea în spațiu a acestora.

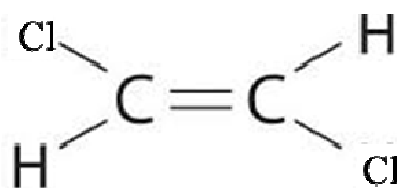
Covalența este egală cu numărul de perechi de electroni folosiți în comun de doi atomi vecini. Legăturile covalente sunt, în ordinea densității norului electronic dintre nuclee, “coordinative”, “simple”, “aromatice”, “duble” și “triple”. Legăturile “duble” și “triple” necesită o energie mult mai mare pentru “ruperea” lor (adică pentru îndepărtarea nucleelor) decât legăturile “simple”.

Legăturile covalente “simple”, “duble” și “triple” dintre nucleele atomice (pe scurt dintre atomi) sunt simbolizate prin linii simple, duble și triple.

Iată câteva exemple de ansambluri simple de atomi legați, ansambluri întâlnite în substanțe uzuale: H – H (hidrogen), H – O – H (apă), H – S – H (hidrogen sulfurat), O = O (oxigen), N ≡ N (azot), O = C = O (dioxid de carbon), O = S = O (dioxid de sulf), H – Cl (acid clorhidric), H – C ≡ C – H (acetilenă). În imagine sunt alte două exemple.



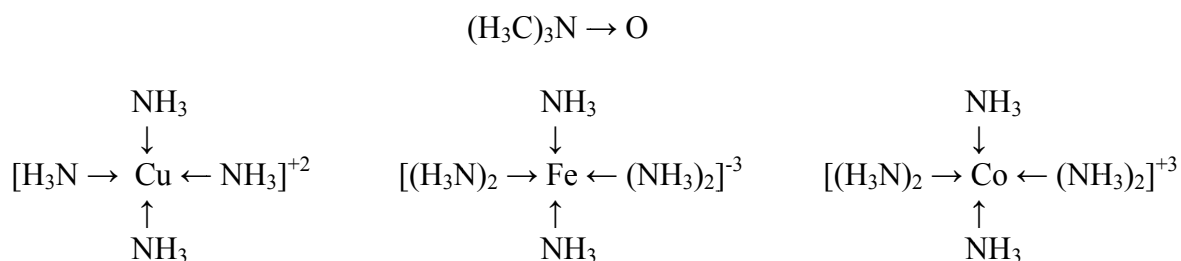
Etilena



Diclor-etilena

În dioxid de carbon, dioxid de sulf și acetilenă atomii sunt plasați unul după altul (structură mono-dimensională). În etilena și diclor-etilena toți atomii sunt în același plan (structură bi-dimensională). Diamantele sunt formate numai din atomi de carbon C, fiecare atom fiind legat de alți patru atomi prin legături covalente “simple” într-o structură tri-dimensională.

Un caz particular de legătură covalentă este *legătura coordinativă* în care cei doi electroni folosiți în comun de atomii legați provin de la același atom. Legătura coordinativă este simbolizată cu o săgeată orientată spre atomul care “acceptă” electronii. Structurile numite “ioni” și “molecule” vor fi descrise detaliat în capitolul 1.7. Iată exemple de ansambluri de atomi, moleculă și ioni, în care există legături coordinative:



Atomii “metalici” au o tendință *puternică* de a ceda electroni. Metalele au caracter electropozitiv cu atât mai pronunțat cu cât această tendință este mai puternică. Structurile metalice (pe scurt metalele) sunt formate dintr-un ansamblu de ioni cu sarcină electrică

pozitivă mare și un nor electronic comun. Legătura chimică dintre ionii metalici este numită *legătură metalică*.

Prin combinarea orbitalilor atomici cu formare de legături ionice, covalente sau metalice atomii dobândesc configurație electronică stabilă, vezi capitolul 1.4.

Corpurile omogene, cu compoziție bine definită, se numesc *substanțe chimice*. *Materialele* (lemn, beton, hârtie, tablă) sunt substanțe chimice sau amestecuri de substanțe chimice *folosite în scopuri practice*. Lemnul unui copac este o substanță care devine material numai atunci când este transformat în scânduri sau într-un catarg de corabie.

1. **Din ce este alcătuită legătura chimică între doi atomi vecini?**
2. **Ce este legătura covalentă?**
3. **De ce atomii de sodiu Na ($Z = 11$) sau atomii de calciu Ca ($Z = 20$), din grupele 1 și 2 ale Sistemului Periodic, nu se pot lega de alți atomi prin legături covalente?**
4. **Ce sunt “substanțele chimice”?**
5. **Ce sunt “materialele”? Dați exemple de materiale, altele decât cele din acest text.**
6. **Ce este legătura coordinativă?**

1.6 Valență, număr de oxidare

Valența atomilor implicați în legături covalente (covalența) este egală cu numărul de perechi de electroni folosiți în comun cu atomii vecini de care sunt legați. Fiecare dintre liniile folosite pentru a simboliza legăturile simple, duble sau triple simbolizează o pereche de electroni.

Valența atomilor care cedează sau acceptă electroni (electrovalența) este egală cu numărul de electroni cedați sau acceptați.

Numai electronii de pe ultimul nivel (*electroni de valență*) participă la legăturile chimice. Dacă energia electronilor de pe ultimul nivel este foarte apropiată de energia electronilor de pe penultimul nivel, atunci aceste două niveluri se “combină” și ultimul nivel electronic poate include mai mulți electroni.

În exemplele din capitolul 1.5 atomul de hidrogen H este legat de alți atomi printr-o singură legătură simplă, atomul de oxigen O este legat de alți atomi prin legături simple sau duble, iar atomul de carbon C este legat de alți atomi prin patru legături.

Așa cum s-a arătat în capitolul 1.4 tendința atomilor de a ceda, accepta sau pune în comun electroni este reflectată de grupa din Sistemul Periodic, în care se află atomii elementului respectiv. Numărul de electroni cedați, primiți sau numărul de perechi de electroni folosiți în comun, deci valența, este reflectat de numărul grupei și de numărul de electroni de pe ultimul nivel de energie.

Atomii din grupa 18 au întotdeauna valența 0.

Atomii din grupele 1, 2 și 13, care posedă pe ultimul nivel 1, 2, respectiv 3 electroni, au întotdeauna valența 1, 2, respectiv 3.