



Școala Creștină "Filadelfia" - Cl. I-XII

Str. Narciselor, nr. 5E - Suceava Tel/fax: 0230-531205
www.filadelfia.ro office@filadelfia.ro O.P. 6 C.P. 50

Cod fiscal: 14687487 Cont: 251105182340021165015 Banca: Banc Post - Suceava

CHIMIE CLASA a IX a SEMESTRUL I

ATOMUL

Foarte multă vreme s-a crezut că materia este alcătuită din particule extrem de mici, indivizibile, numite *atomi*. Descoperirile din domeniul fizicii și chimiei, făcute la sfârșitul secolului al XIX – lea și în secolul XX, ca : descărcările electrice prin gaze rarefiate, emisiile de electroni din metale incandescente, radioactivitatea etc. au dus la concluzia că : *atomul este divizibil, el are o structură complexă.*

Se știe din studiul chimiei din clasele anterioare că atomul este alcătuit din particule materiale de dimensiuni foarte mici. Dintre acestea menționăm protonii, neutronii, mezonii, electronii. Toate particulele care alcătuiesc un atom se numesc particule elementare : protonul, neutronul și electronul sunt considerate particule fundamentale.

În tabelul 1.1 sunt trecute sarcina, masa și simbolul, nucleul; de aceea ei se mai numesc nucleoni.

Nucleul conține protoni cu sarcină electrică pozitivă și neutroni, neutri din punct de vedere electric; în ansamblu, nucleul are sarcină pozitivă.

Electronii se rotesc în jurul nucleului cu viteze foarte mari, formând învelișul electronic.

În atom, numărul electronilor din învelișul electronic este egal cu numărul protonilor din nucleu.

Numărul protonilor (sarcinilor pozitive) din nucleu se notează cu Z și se numește număr atomic.

Specia de atomi cu același număr atomic Z formează un element chimic.

Din tabelul 1.1 se observă că masa unui electron este foarte mică, aproape neglijabilă, în comparație cu masa unui proton sau a unui neutron. Cum protonii și neutronii, particule grele, se află în nucleu, înseamnă că masa atomului este concentrată în nucleu.

Tabelul 1.1

Particula	Proton	Neutron	Electron
Sarcina	+1	0	-1
Masa în unitate carbon sau u.m.	1,007545	1,008935	0,000548
Simbolul	p sau p^+	n sau n^0	e sau e^-

Suma dintre numărul de protoni și numărul de neutroni din nucleu poartă numele de număr de masă; se notează cu A. având în vedere că masele electronilor sunt neglijabile și notând cu N numărul neutronilor din nucleu, numărul de masă al unui atom este dat de relația :

$$A = Z + N$$

Materia are o structură discontinuă .

1. atomul este cea mai mică particulă care prin procedee chimice obișnuite nu mai poate fi divizată, dar care participă la reacțiile chimice;
2. particule elementare sunt electronul, protonul și neutronul;
3. atomul este caracterizat de numărul atomic (Z) și numărul de masă (A);
4. învelișul electronic este totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului;

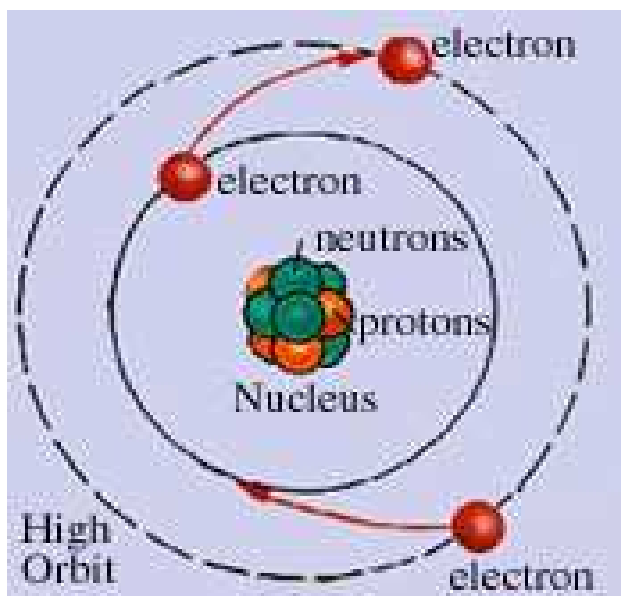


Figura 1.

Configurația electronică a atomului:

1. structura învelișului electronic este comportarea chimică a atomilor și reactivitatea substanțelor;
2. mișcarea electronului în jurul nucleului poate fi comparată cu un nor electronic, încărcat negativ;
3. orbitalul atomic este zona din jurul nucleului în care există probabilitatea maximă de a găsi electronul;

4. mișcarea de spin este mișcarea pe care o efectuează electronul în jurul axei sale.
Mișcarea de spin este în sensul acelor de ceasornic sau în sens invers.

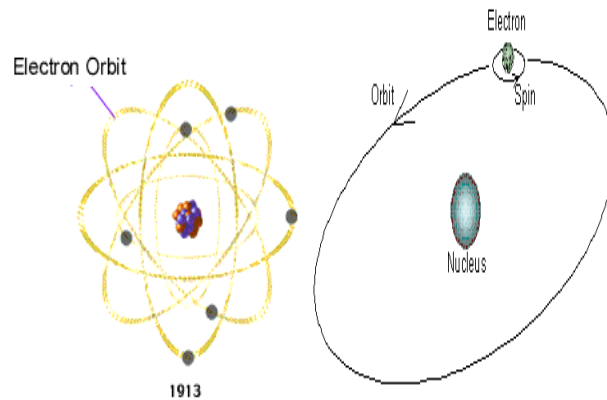


Figura 2

Tipuri de orbitali:

Sunt 4 tipuri de orbitali și anume:

1. orbitali de tip s;
2. orbitali de tip p;
3. orbitali de tip d;
4. orbitali de tip f.

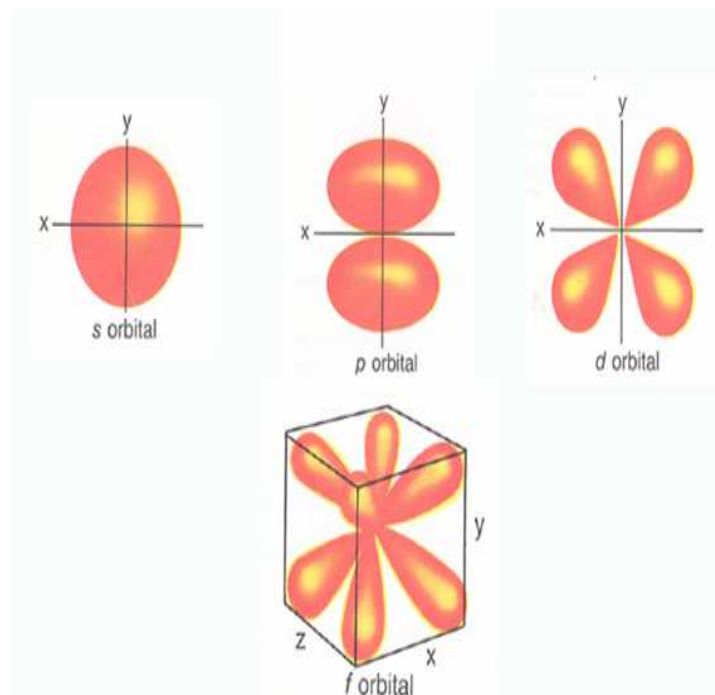


Figura 3. Orbitali

Orbital de tip s are formă sferică adică nucleul este situat în centrul sferei și 1 orbital / strat.



Figura 4. Orbitalul de tip s

Orbitali de tip p au formă bilobară adică lobi sunt orientați de-a lungul axelor de simetrie și 3 orbitali / strat.

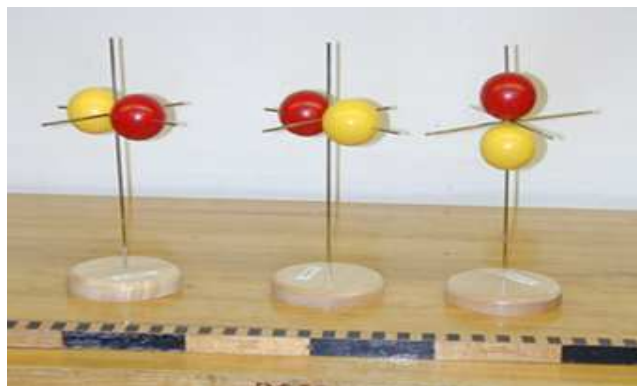


Figura 5. Orbitalul de tip p

Orbitali de tip d au formă complicată și 5 orbitali / strat

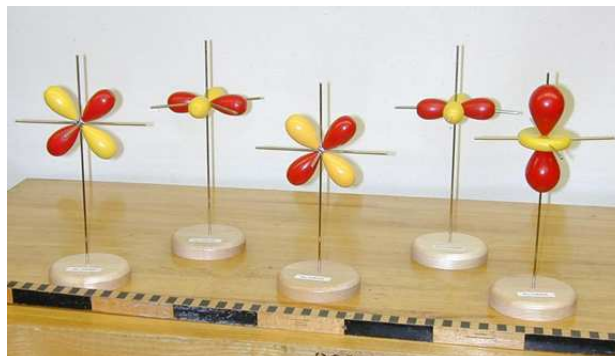


Figura 6. Orbitalul de tip d

Orbitali de tip f au formă complicată și 7 orbitali / strat



Figura 7. Orbitalul de tip f

Orbitalii se deosebesc:

1. formă;
2. energie;
3. orientare spațială.

Exercițiu:

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

	s	p	d	f
Nr. orbitali				

crește energia

Strat

1. 7 straturi de la 1...7; K...Q;
2. fiecare strat electronic are unul sau mai multe substraturi;
3. substratul are totalitatea orbitalilor de același tip.

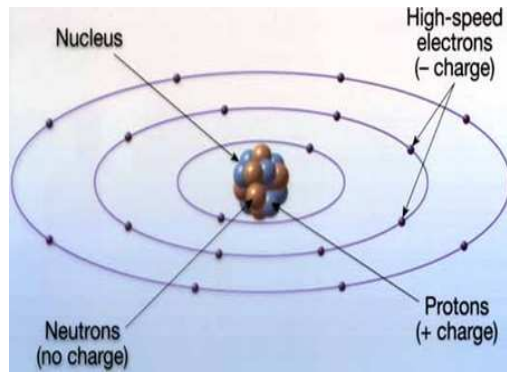


Figura 8.

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

1. 4p²;
2. 4 este numărul stratului;
3. p este tipul substratului;
4. 2 este numărul de electroni din orbital.

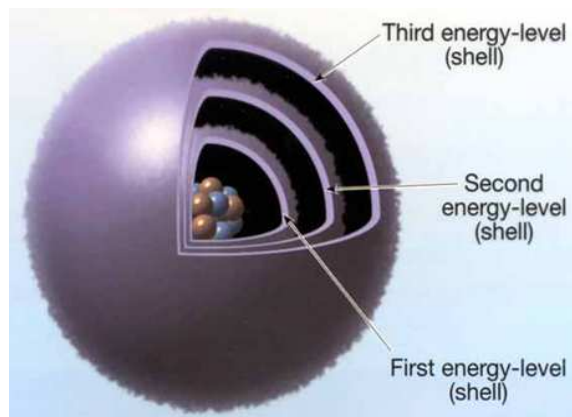


Figura 9.

Configurația electronică a atomului:

1. repartizarea electronilor pe straturi și substraturi;
2. ocuparea cu electroni a orbitalilor atomici are la bază:
 - a) principiul stabilității;
 - b) principiul de excluziune al lui Pauli;
 - c) regula lui Hund.

Principiul stabilității sau al minimei energii:

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

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

Principiul de excluziune al lui Pauli:

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

Regula lui Hund:

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

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

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

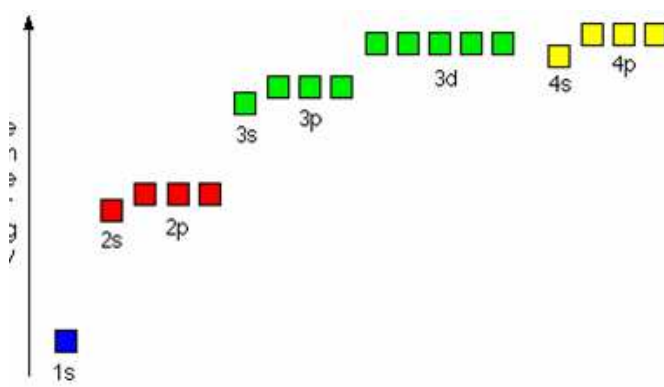


Figura 10.

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰
 5p⁶ 6s² 5d¹⁰ 4f¹⁴ 6p⁶ 7s² 6d¹⁰ 5f¹⁴

Configurația electronică a atomilor din perioadele 1, 2 și 3

Perioada 1

H (Z = 1)

1s¹

He (Z = 2) 2s² = [He]
are configurație stabilă de
doublet

Perioada 2

Li (Z = 3) [He] 2s¹
Electronul distinctiv se află
într-un orbital s

Be (Z = 4) [He] 2s²

B (Z = 5) [He] 2s² 2p¹
Electronul distinctiv se află
într-un orbital p

C (Z = 6) [He] 2s² 2p²

N (Z = 7) [He] 2s² 2p³

O (Z = 8) [He] 2s² 2p⁴

F (Z = 9) [He] 2s² 2p⁵

Ne (Z = 10) [He] 2s² 2p⁶ = [Ne]

Perioada 3

Mg (Z = 12) [Ne] 3s²

Al (Z = 13) [Ne] 3s² 3p¹

Si (Z = 14) [Ne] 3s² 3p²

P (Z = 15) [Ne] 3s² 3p³

S (Z = 16) [Ne] 3s² 3p⁴

Cl (Z = 17) [Ne] 3s² 3p⁵

Ar (Z = 18) [Ne] 3s² 3p⁶ = [Ar]

Există atomi care deși au același număr atomic (Z) au număr de masă (A) diferit : ei se numesc *izotopi* (în grecește isos = același; topos = loc). Izotopii ocupă același loc în sistemul periodic, deoarece sunt atomi ai aceluiași element.

Izotopii sunt specii de atomi cu același număr atomic (același număr de protoni) și cu număr de masă diferit (număr diferit de neutroni).

Un izotop se notează prescurtat prin simbolul elementului, în stânga lui fiind scrise : jos – numărul atomic; sus – numărul de masă. Izotopul elementului carbon, care are în nucleu 6 protoni și 6 neutroni, este notat : ^{12}C . Uneori se indică numai numărul de masă : ^{12}C .

Hidrogenul are trei izotopi; aceștia sunt :

- hidrogenul ușor (protiu) cu 1 proton în nucleu; are simbolul H
- hidrogenul greu (deuteriu) cu $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ proton} \\ 1 \text{ neutron} \end{array} \right\}$ în nucleu; are simbolul H (D)
- hidrogenul supragreu (tritiu) cu $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ proton} \\ 2 \text{ neutroni} \end{array} \right\}$ în nucleu; are simbolul H (T)

Toți cei trei izotopi : hidrogenul, deuteriul și tritiul constituie același element (hidrogenul), deoarece au aceeași sarcină nucleară (+1) și un singur electron în învelișul electronic.

Primii doi izotopi ai hidrogenului (protiul și deuteriul) sunt stabili.

Multe elemente din natură sunt transformate din izotopi : putem spune că majoritatea elementelor chimice sunt amestecuri, în anumite proporții, de izotopi. De exemplu, în cazul elementului carbon s-au identificat 7 izotopi. Izotopii unui element diferă foarte puțin prin proprietățile fizice și chimice; de aceea, separarea izotopilor unui element se realizează foarte greu, prin metode și cu aparate speciale.

Masa atomică. Se știe că masa atomică relativă a oricărui element se exprimă în raport cu a ^{12}C – a parte din masa izotopului ^{12}C (numită unitate carbon sau unitate de masă atomică, prescurtat u.m.).

Masa atomică a unui element este determinată de :

- Masa atomică relativă a izotopilor;
- Procentul în care se găsesc acești izotopi în compoziția elementului.

Clorul are doi izotopi : ^{35}Cl și ^{37}Cl . Cei doi izotopi ai clorului cu numărul de masă 35 și 37 se găsesc în proporție de aproximativ 3 : 1 (75% și 25%); calculându-se masa atomică relativă a clorului s-a găsit egală cu valoarea de 35,45. Se observă că, în general, masa atomică a unui element are o valoare fracționară, spre deosebire de numărul de masă care este un număr întreg; masa atomică se notează cu A.

Exemple :

Elementul	Cl	Mg	Fe	P	Cu
Masa atomică	35,45	24,31	55,85	30,97	63,55

Importanța izotopilor. Cunoașterea și studiul însușirilor izotopilor sunt de mare însemnătate practică, deoarece izotopii diferitelor elemente au multe și variate aplicații în domenii importante ale activității umane : industrie, agricultură, medicină, arheologie, paleontologie etc.

Izotopii multor elemente au proprietăți radioactive, adică se descompun transformându-se în alte elemente, emițând în același timp radiații; aceștia se numesc radioizotopi.

În centralele atomo-electrice, energia nucleară este transformată în energie electrică, relativ ieftină, utilizată în industrie, transporturi, în viața de zi cu zi. În reactoarele nucleare ale acestor centrale atomo-electrice se utilizează izotopul radioactiv al uraniului : ^{235}U .

Energia ne poate folosi în diverse domenii : propulsarea unor nave maritime uriașe, pentru desalinizarea apei de mare, pentru construirea unor mici baterii atomice cu care se pot acționa diverse dispozitive. În industrie, izotopii radioactivi mai pot fi utilizați pentru controlul uzurii și depistării defectelor unor piese și instalații metalice. De exemplu, cu ajutorul izotopului 60 al cobaltului (^{60}Co) se poate urmări nivelul fontei topite în furnal, iar prin adăugarea de radiosulf se determină conținutul de sulf din fontă. Cu ajutorul unor izotopi ai carbonului, oxigenului, sulfurii au fost studiate și lamurite mecanismele unor procese tehnologice chimice, ca : vulcanizarea cauciucului, prelucrarea petrolului, descompunerea grăsimilor etc.

În medicină, izotopii radioactivi sunt utilizați în diagnosticarea și tratarea unor boli. Astfel, cu izotopul radioactiv al iodului se studiază funcționarea glandei tiroide, cu calciu radioactiv se examinează stomacul și se depistează ulcerele. Depistarea și tratarea tumorilor canceroase reprezintă una dintre cele mai importante aplicații ale izotopilor în medicină. Cu ajutorul izotopului radioactiv al ^{16}C , geologii pot stabili vârsta rocilor, iar arheologii vârsta obiectelor dezgropate care au aparținut unor civilizații dispărute.

În agricultură, izotopii își găsesc aplicații în tratarea semințelor, în studierea solului.

În păturile superioare ale atmosferei, datorită razelor cosmice se formează izotopul ^{14}C . Plantele prin asimilarea dioxidului de carbon (CO_2) în procesul de fotosinteză fixează toți cei trei izotopi ai carbonului natural. Animalele erbivore se hrănesc cu plante, cele carnivore mănâncă animale erbivore și în final în toate organismele vii se întâlnesc cei trei izotopi ^{12}C ^{13}C ^{14}C , în proporție constantă.

A

Notarea simbolică a izotopilor X

Z

Legături chimice

Prin transformări chimice, atomii au posibilitatea de a ajunge într-o stare de energie minimă. În reacțiile chimice, între atomi se stabilesc anumite forțe, numite **legături chimice**. Acestea se clasifică în: *ionice, covalente și metalice*.

***exemple de substanțe cu legături ionice** : *clorura de sodiu, oxidul de calciu, clorura de magneziu*.

***exemple de substanțe cu legături covalente** : *sulf, brom, zahăr*.

***exemple de substanțe cu legături metalice** : *aur, zinc, cupru*.

Regula octetului

Care este originea și natura forțelor ce se manifestă în substanțe? Primul răspuns la această întrebare a fost dat de teoria electronică a legăturii chimice, elaborată de către G.N. Lewis și W. Kossel, în 1916. Conform acestei teorii, legăturile chimice se realizează cu participarea electronilor din învelișul exterior al atomilor, numiți *electroni de valență*.

Cauza formării legăturilor chimice o constituie tendința generală a atomilor de a ajunge într-o stare de energie minimă prin realizarea unei *structuri electronice stabile* pe ultimul strat, corespunzătoare gazului inert cel mai apropiat în tabelul periodic. Gazele inerte au configurație de octet pe stratul exterior (excepție face heliul, care are configurație de dublet), care le conferă inerție chimică.

De aici a rezultat regula octetului, care prevede că atomii tind să își realizeze o configurație de maximum 8 electroni a ultimului strat (regulă riguros valabilă doar pentru elementele din perioada a 2-a). Atomii pot ajunge la configurații electronice stabile prin cedare, acceptare sau punere în comun de electroni în reacții cu alți atomi când se formează legături chimice.

LEGĂTURA IONICĂ

Legătura ionică se realizează pe baza transferului de electroni de la atomii elementului cu caracter chimic metalic la atomii elementului cu caracter chimic ne-metalic și a interacției electrostatice între ionii formați.

Tăria legăturii ionice este dată de punctul de topire al substanței ionice.

Elementele *carbon (C)* și *wolfram (W)* au cele mai ridicate puncte de topire, pe când elementele din grupa I au puncte de topire scăzute. Cele mai scăzute puncte de topire le au gazele rare.

Valoarea punctului de topire este determinată de interacția care se stabilește între nucleul unui atom și învelișul electronic al altui atom vecin.

Aranjamentele de atomi sau de ioni, care asigură starea solidă, sunt stabile, greu de distrus; va fi necesară o energie mare pentru a se topi. Aceste elemente au, în general, puncte de topire ridicate.

*Compuși ionici

Ecuția de formare a unui ion este:



Compușii ionici sunt formați din ioni de semn contrar conținuți în rapoarte de numere întregi, astfel ca suma sarcinilor electrice ale ionilor să fie egală cu 0, pentru a asigura electroneutralitatea compusului.

Regula pentru determinarea formulei unui compus ionic este :

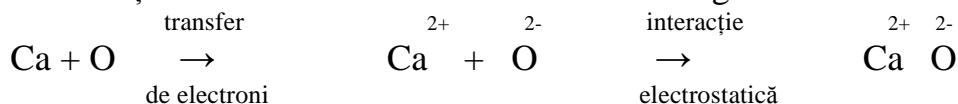
Numărul sarcinilor (+) = Numărul sarcinilor (-), astfel că, un compus $X_a Y_b$, *numărul de ioni (+) x sarcina electrică a ionului (+) = numărul de ioni (-) x sarcina electrică a ionului (-)* sau $a(+b) + b(-a) = 0$.

Formula compuşilor ionici indică natura ionilor și raportul în care ionii de semn contrar se găsesc în rețea; ea nu corespunde unei molecule.

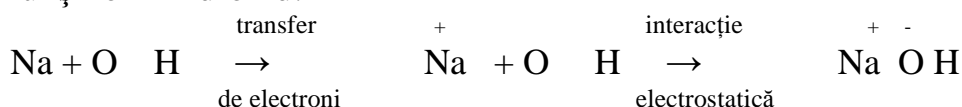
exemplu : $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ (clorură de sodiu)

Formarea ionilor de Na și Cl are loc prin transferul unui electron de la atomul cu caracter chimic metalic, sodiul, la atomul cu caracter chimic nemetalic, clorul, format prin disocierea moleculei de clor. Sodiul este un metal din grupa I A și are un electron de valență, pe care îl poate ceda. Clorul, nemetal din grupa VII A, are 7 electroni de valență și poate ajunge la configurația stabilă de octet prin acceptarea unui electron, cel transferat de la atomul de sodiu.

În majoritatea oxizilor metalici se formează legături ionice prin transferul electronilor de valență de la atomii de metal la atomii de oxigen:



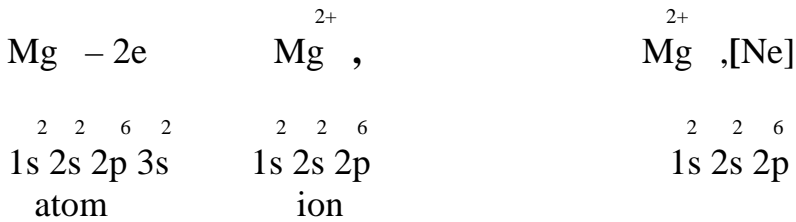
În hidroxizi, forța de atracție electrostatică se manifestă între ionii metalului și ionii hidroxid:



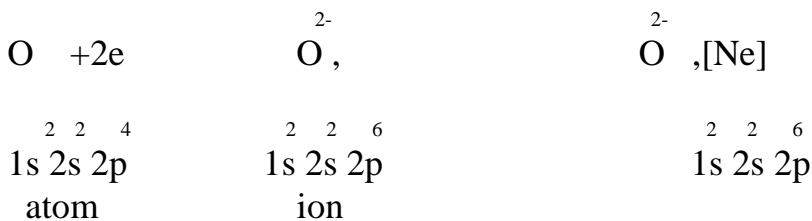
Legături ionice se realizează în săruri, în oxizi bazici și în majoritatea hidroxizilor.

În reacția magneziului cu oxigenul (de exemplu), fiecare atom tinde să-și realizeze configurația gazului inert cel mai apropiat:

-atomul de magneziu cedează cei doi electroni de pe stratul de valență și formează ionul pozitiv:



-atomul de oxigen acceptă cei doi electroni cedați de atomul de magneziu și formează ionul negativ:



Ionii formați de Mg²⁺ și O²⁻ au configurația gazului inert, neon. Acești ioni de semne opuse se atrag prin forțe electrostatice și formează compusul ionic, MgO.

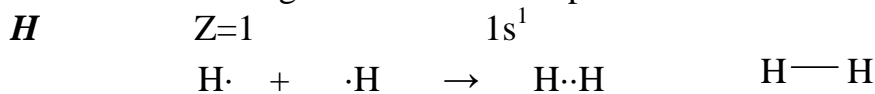
LEGĂTURA COVALENTĂ

Legătura covalentă se formează între nemetale prin punere în comun de electroni.

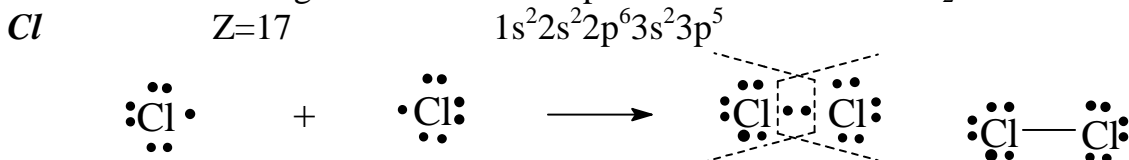
Dacă legătura covalentă se formează între doi atomi identici, legătura covalentă este nepolară, iar dacă se formează între doi atomi diferiți, legătura covalentă este polară.

➤ **Legătura covalentă nepolară** este specifică moleculelor de H₂, Cl₂, O₂, N₂.

- Formarea legăturii covalente nepolare în molecula de H₂

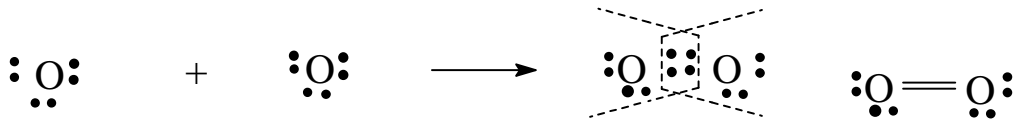


- Formarea legăturii covalente nepolare în molecula de Cl₂

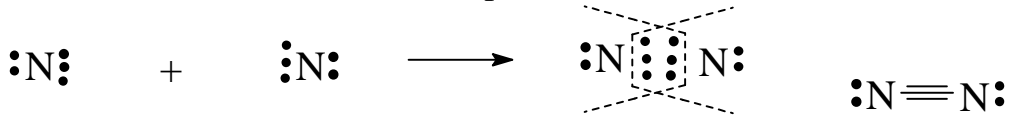


- Formarea legăturii covalente nepolare în molecula de O₂





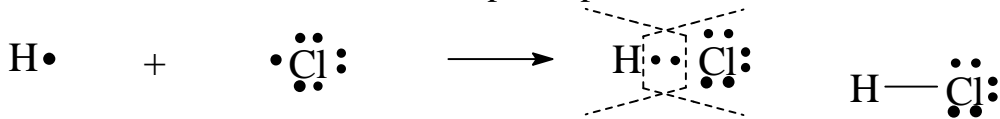
- Formarea legăturii covalente nepolare în molecula de N₂
N *Z*=7 1s²2s²2p³



➤ **Legătura covalentă polară** este specifică moleculelor de HCl, H₂O, NH₃.

Atomul mai electronegativ atrage electronii mai mult spre el, astfel apar 2 poli, unul pozitiv pe nemetalul mai puțin electronegativ și unul negativ pe nemetalul mai electronegativ.

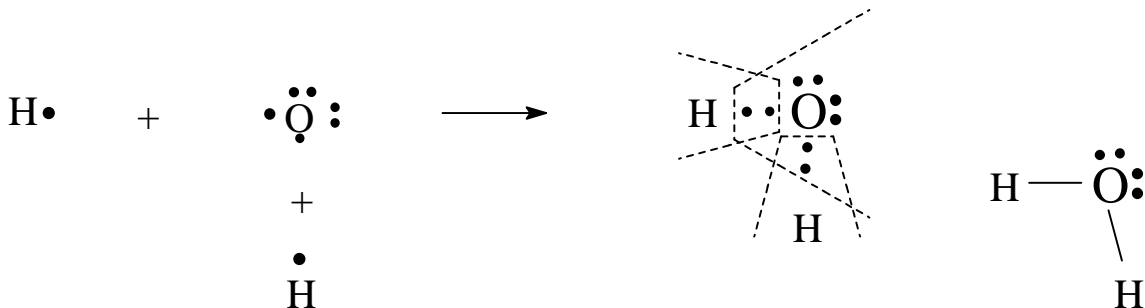
- Formarea legăturii covalente polare în molecula de HCl
H *Z*=1 1s¹
Cl *Z*=17 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵

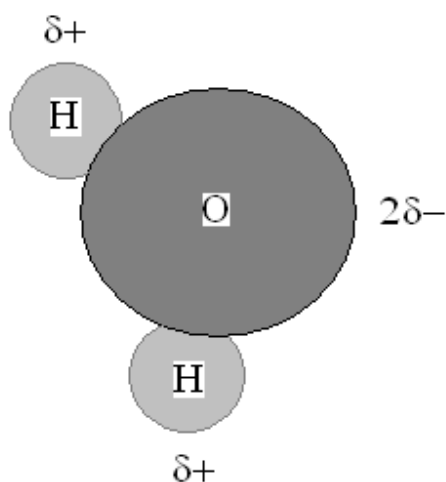


În molecula de acid clorhidric, polul pozitiv este situat pe hidrogen, iar cel negativ este situat pe clor.



- Formarea legăturii covalente polare în molecula de H₂O





G. N. Lewis(1916) da următoarea interpretare legaturii covalente:

Aceasta legatura se realizeaza prin punerea in comun de electroni cu participare egala, rezultand una sau mai multe perechi de electroni care apartin deopotriiva ambilor atomi.

Legatura tipic covalenta se formeaza atunci cand elementele au aproape aceeasi electronegativitate. Dupa cum s-a aratat mai inainte legatura covalenta se realizeaza cu una sau mai multe perechi de electroni, cu conditia ca acesti electroni sa aiba spini antiparaleli. Deci, pentru formarea legaturii covalente atomul care se combina trebuie sa aiba cel putin un electron al carui spin sa fie de semn contrar spinului electronului celuilalt atom.

Legatura coordinativa

Aceasta legatura se formeaza cu ajutorul perechilor de electroni neparticipanti care provin de la acelasi atom. Legatura coordinativa se deosebeste de legatura covalenta prin aceea ca ambii electroni din perechea de electroni care formeaza legatura coordinativa, provin de la acelasi si nu unul de la fiecare atom.

Exemple de combinatii care se formeaza pe baza legaturii coordinative sunt : ionul hidroniu (hidroxoniu) si ionul amoniu. In cazul formarii ionului hidroniu $[\text{H}_3\text{O}]^+$, protonul H^+ rezultat prin disocierea electrolitica a unui acid, neputand exista in stare libera ci numai legat de alte molecule, se fixeaza la una dintre perechile de electroni neparticipanti ai oxigenului din apa ; ionul H^+ (protonul) aduce cu sine o sarcina pozitiva, care devine sarcina ionului hidroniu.

In mod asemanator, la formarea ionului amoniu $[\text{NH}_4]^+$ protonul H^+ se fixeaza coordinativ la perechea de electroni neparticipanti ai azotului din molecula polara de amoniac, si sarcina pozitiva a protonului devine sarcina intregului ion amoniu.

Atomul care pune la dispozitie perechea de electroni pentru formarea legaturii coordinative se numeste *donor*, iar cel care o foloseste *acceptor*.

In exemplele mentionate, donorul este atomul de oxigen si cel de azot, iar acceptorul protonul (H^+). Uneori legatura coordinativa se reprezinta printr-o sageata indreptata de la donor la acceptor.

Desi legatura coordinativa nu se deosebeste fizic de o legatura covalenta obisnuita, totusi legatura coordinativa produce o nesimetrie in distribuitia sarcinilor pozitive si negative, ceea ce are drept urmare crearea unei polaritati electrice in molecula.

Deoarece donorul poseda exclusiv cei doi electroni, dintre care unul este cedat acceptorului, el ramane cu o sarcina pozitiva, iar acceptorul primind acest electron capata o

sarcina negativa. Pentru a ilustra acest fapt, se indica sarcina pozitiva a donorului prin semnul (+) si sarcina negativa a acceptorului prin semnul (-).

Legatura coordinativa este caracteristica combinatiilor complexe sau coordinative.