CHIMIE

ANORGANICĂ

MATERIAL ELABORAT CORESPUNZÂND
CERINȚELOR DE BACALAUREAT 2016

© 2016 PRESSTERN SOLUTIONS

Cuprins

Structura atomului.....1

Atomul. Particula. Molecula..... 1

Modele atomice..... 5

A.) Modelul lui J.J. Thomson 5

B.) Modelul lui Rutherford sau modelul "planetar" al atomului.....6

C.) Modelul lui Bohr 6

Tipuri de orbitali..... 8

Ocuparea cu electroni a nivelelor energetice. Configuraţii electronice 10

Sistemul periodic 12

Structura sistemului periodic 12

Legături chimice 19

Legături între atomi..... 19

Legătura ionică sau electrovalenţa. Reţele ionice.....19

Legătura covalentă sau covalenţa 22

Legătura covalentă nepolară.....23

Legătura covalentă polară.....24

Legătura covalentă coordinativă. Combinaţii complexe....26

Legătura metalică 29

Legături între molecule.....30

Legături van der Waals 30

Legătura de hidrogen..... 30

Soluţii 32

Soluţii. Dizolvarea.....32

Solubilitatea.....33

Exprimarea concentraţiei 35

Cristalohidraţi.....38

Legile gazelor 39

Starea gazoasă. Gazul ideal 39

Parametrii stării gazoase. Legile gazelor ideale.....40

Masa moleculară. Densitatea gazelor. Fracţia molară. Presiunea parţială.....43

Legea lui Avogadro şi aplicaţiile ei 45

Termochimie.....47

Energia internă. Entalpie de reacţie..... 47

Transformări chimice însoţite de efecte termice..... 52

Legea lui Hess 53

Energia de legătură 55

Cinetică Chimică 56

Viteza de reacţie 56

Legea vitezei de reacţie..... 57

Factorii care influenţează viteza de reacţie 58

Influenţa concentraţiei..... 58

Influenţa temperaturii. Ecuaţia lui Arrhenius 58

Influenţa suprafeţei de contact 59

Influenţa catalizatorilor..... 59

Proprietăţile catalizatorului: 59

Echilibrul chimic 61

Echilibrul chimic..... 61

Factori care influenţează echilibrul chimic. Principiul lui Le Châtelier..... 63

Reacţii Chimice 65

Reacţii acido-bazice (Reacţii cu transfer de protoni)65

Acizi şi baze.....65

Acid conjugat bază conjugată.....65

Ionizarea apei. Produsul ionic al apei.....66

Calculul pH-lui soluţiilor 67

Acizi monoprotici tari şi baze monoprotice tari..... 68

Acizi monoprotici slabi şi baze monoprotice slabe 69

Reacţii de neutralizare 71

Titrarea acido-bazică 72

Soluţii tampon 74

Reacţii de oxido-reducere 75

Număr de oxidare 75

Reacţii de oxido-reducere 75

Electrochimie 77

Celula galvanică 77

Celula de electroliză 79

Electroliza apei 80

Legile electrolizei 80

Structura atomului

Atomul. Particula. Molecula

Atomul reprezintă sistemul fizic cel mai simplu, care este neutru din punct de vedere electric şi care este constituit din particule elementare. Acesta constă într-un nor de electroni care înconjoară un nucleu atomic dens.

Particula elementară sau fundamentală este acea particulă care poate fi considerată indivizibilă la un moment dat. Particulele fundamentale care intră în componenţa atomului sunt protonii, neutronii şi electronii.

Molecula este formată din unu sau mai mulţi atomi, neutră din punct de vedere electric, destul de stabilă. Moleculele sunt legate între ele prin legături intermoleculare şi formează substanţele.

Atomii nu sunt indivizibili aşa cum se credea în secolul al 19-lea, ci, dimpotrivă, sunt construcţii complicate. Toţi atomii sunt compuşi dintr-un miez sau nucleu, înconjurat de un înveliş de electroni. Fiecare specie de atomi posedă un nucleu şi un înveliş caracteristic, diferit de al celorlalte specii de atomi. Fenomenele chimice sunt determinate de electronii periferici ai atomilor.

Nucleul atomului are sarcină pozitivă şi este format din protoni şi neutroni strâns legaţi între ei.

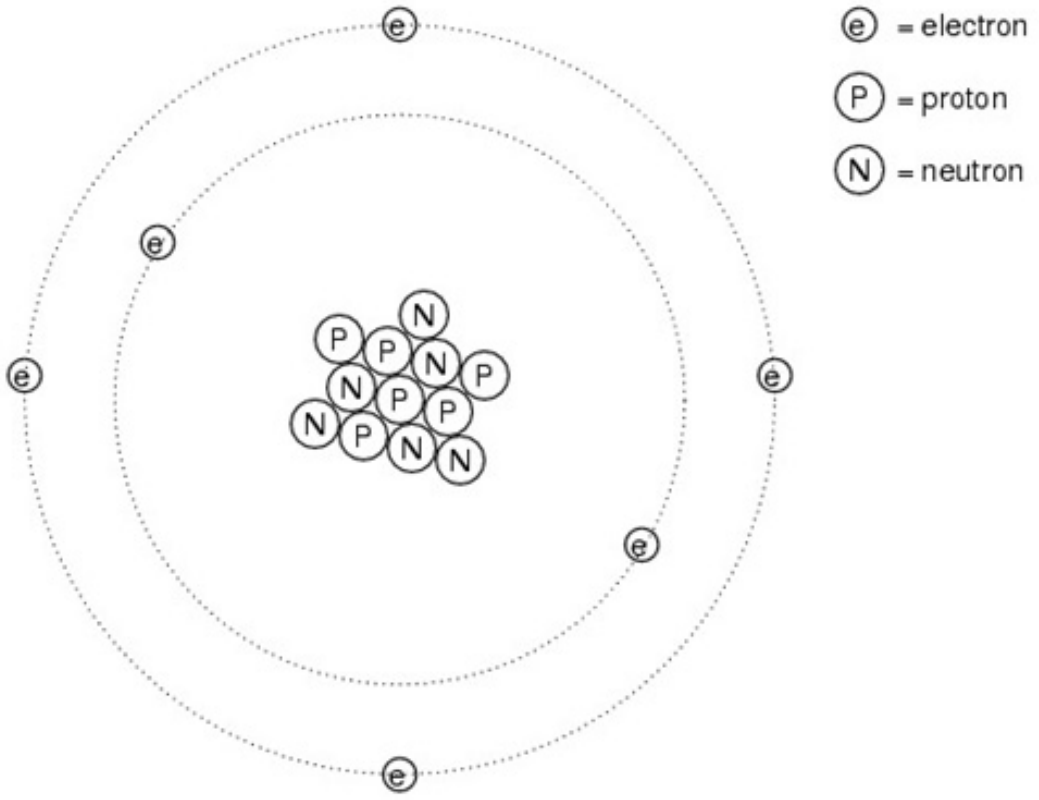


Figura 1.1. Structura atomului

Masa în uam (unitate atomică de masă), pentru particulele fundamentale în nucleu, este redată în tabelul următor:

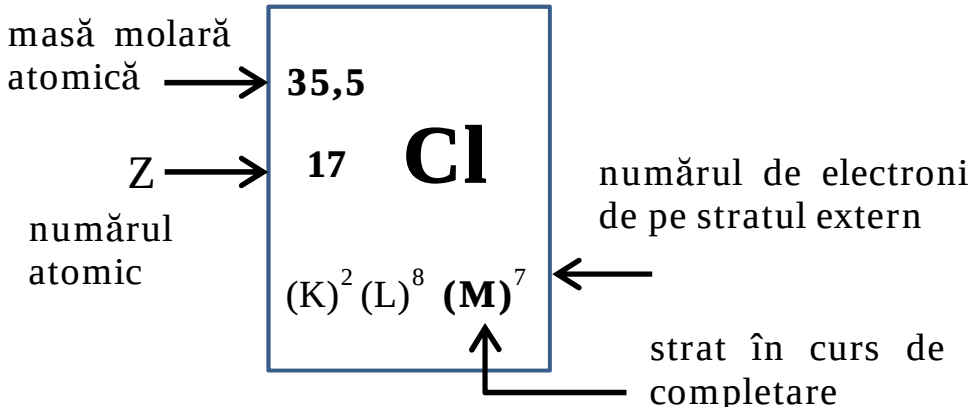
Tabel 1. Particulele elementare

Particula	Sarcina electrică	Masa uam*	Simbol
electron	-1	0.000549	${}_{-1}^{0}\boldsymbol{e}$ $(\boldsymbol{e}^{-})$
proton	+1	1.00728	${}_{+1}^{1}\boldsymbol{p}$ $(\boldsymbol{p}^{+})$
neutron	0	1.00867	${}_{0}^{1}\boldsymbol{n}$ $(\boldsymbol{n}^{0})$

$$*1\ \text{uam} = \frac{m_{6}^{12}C}{12}$$

După cum se observă în tabelul 1, masa unui electron este foarte mică, aproape neglijabilă în comparaţie cu masa unui proton sau a unui neutron. De aceea, aproape toată masa atomului este concentrată în nucleu.

Fiecare atom este caracterizat printr-un simbol şi o serie de caracteristici specifice, redate în tabelul periodic.



Numărul atomic, Z, reprezintă numărul de ordine în sistemul periodic şi indică numărul protonilor din nucleu.

Numărul de masă, A, este dat de suma dintre numărul de protoni şi neutroni din nucleu.

Deoarece atomul este o specie neutră din punct de vedere electric, numărul de protoni va fi egal cu numărul de electroni din învelişul electronic (e^-). Astfel, pentru fiecare atom poate fi determinat numărul de electroni, protoni şi neutron din componenţa sa.

Exemplu: $^{11}_{23}Na$: Z = 11 → $p^+ = 11$; $e^- = 11$; şi $n^0 = A - Z = 12$

Izotopii sunt specii de atomi aparţinând aceluiaşi element, care au numere atomice Z identice (au aceeaşi poziţie în sistemul periodic), dar numere de masă (A) diferite (număr de neutroni diferit, deci masă atomică diferită). Aceştia se deosebesc puţin prin proprietăţile lor.

Sistemul periodic

Structura sistemului periodic

Construirea sistemului periodic a beneficiat de o continuă îmbunătăţire de-a lungul timpului. Primul care a avut ideea de a clasifica elementele a fost Mendeleev în anul 1869. Acesta a ordonat cele 63 de elementele descoperite până atunci după masa atomică, observând că unele proprietăţi chimice se repetă din loc în loc. Astfel, prima variantă a tabelului periodic cuprindea linii verticale şi orizontale în care elementele cu proprietăţi chimice asemănătoare erau aşezate unele sub altele.

În anul 1905 se definitivează forma scurtă a sistemului periodic (SP). Forma lungă a SP se datorează lui Rang şi Werner.

În această formă, elementele sunt aşezate în blocuri de elemente după electronii de valenţă.

Cele 4 blocuri de elemente din SP sunt:

Blocul s	*grupele 1 şi 2*
Blocul p	*grupele 13-18 din SP*
Blocul d	*electronul de valenţă se află într-un orbital d interior*
Blocul f	*electronul distinctiv se găseşte într-un substrat (n-2)f*

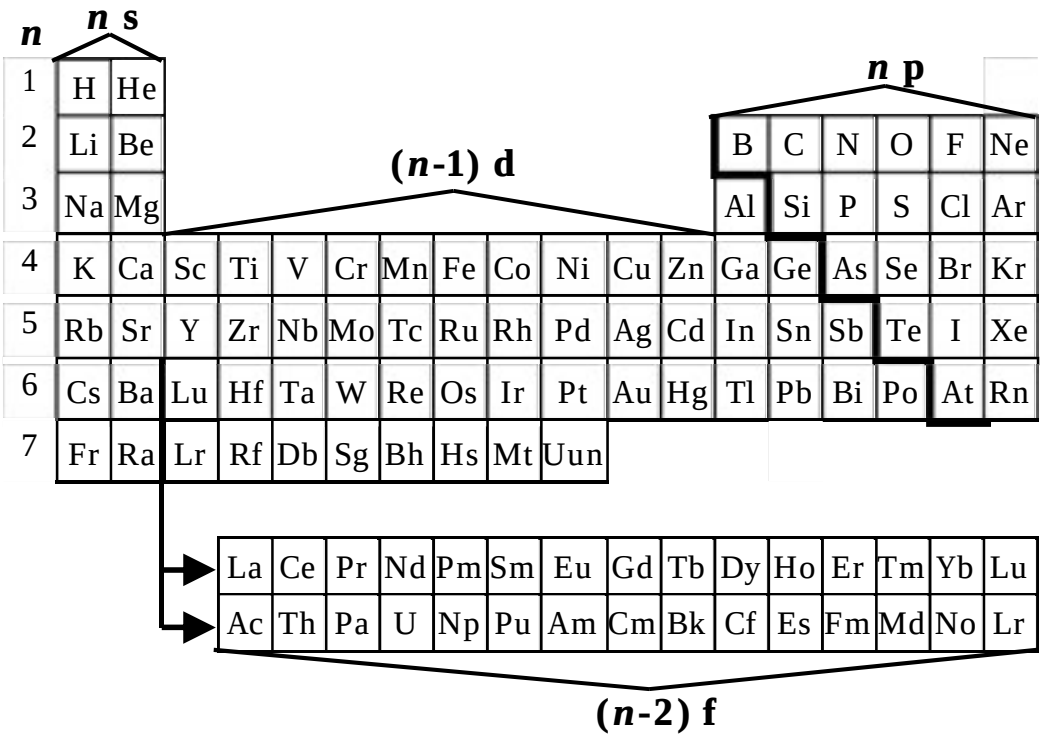
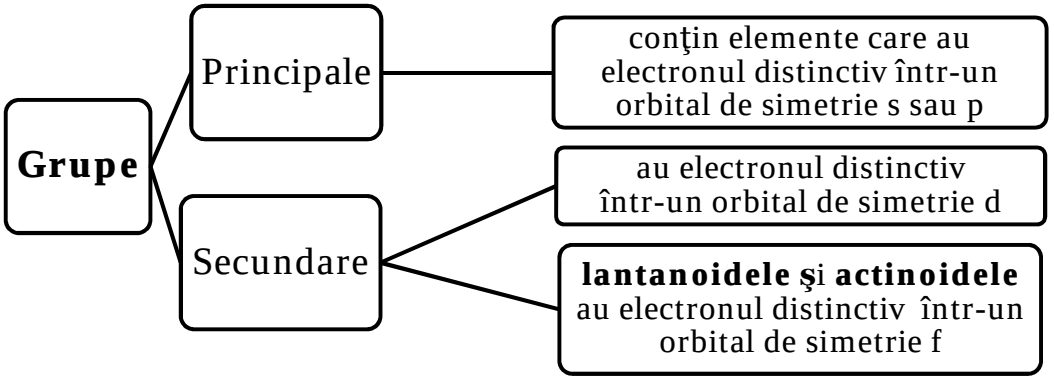


Figura 2.1. Structura sistemului periodic

Elementele din sistemul periodic sunt aranjate în:

- Grupe: sunt şiruri verticale din sistemul periodic
- Perioade: sunt şiruri orizontale din sistemul periodic care cuprind elemente care au acelaşi număr de straturi electronice ocupate, sau care au stratul exterior, în curs de completare



Electrochimie

Celula galvanică

Celula galvanică este un sistem care transformă energia chimică în energie electrică. O celulă galvanică este alcătuită din două semicelule, puntea de sare şi conductorul metalic. **Semicelula** galvanică (electrodul) este un ansamblu format dintr-un metal şi electrolitul său, în care se află imersat. **Puntea de sare** închide circuitul electric şi asigură neutralitatea soluţiei, iar **conductorul metalic** leagă cei doi electrozi şi asigură transportul electronilor de la anod la catod (Figura 5.1).

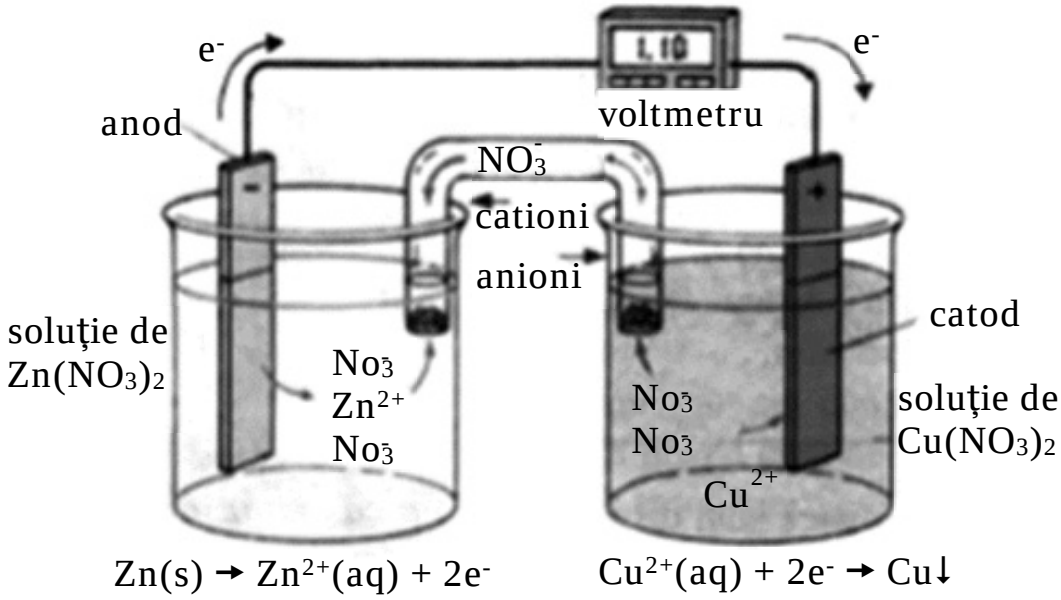


Figura 10.1. Pila galvanică (Pila Daniel)

Cei doi electrozi se numesc anod şi catod. La anod are loc oxidarea metalului (-) $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ iar la catod are loc procesul invers de acceptare de electroni (reducere) (+)$Cu^{2+} + 2e^-$ Cu. Reacţia generatoare de curent este: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$.

Simbolic celula galvanică se notează:

$$(-)\ Zn(s)|Zn^{2+}\ (aq)\ ||\ Cu^{2+}\ (aq)|Cu(s)\ (+)$$

Între electrod şi electrolit se stabileşte o diferenţă de potenţial, numită potenţial de electrod (ε). Diferenţa de potenţial dintre anod şi catod se numeşte forţă electromotoare şi se notează cu E, având ca unitate de măsură voltul (V). Nu este posibilă măsurarea separată a potenţialului de electrod la anod (ε_{ox}) sau la catod (ε_{red}). De aceea, s-a definit potenţialul standard de electrod al unei semicelule, care se determină faţă de un electrod de referinţă, al cărui potenţial este cunoscut. Un exemplu de electrod de referinţă este electrodul normal de hidrogen (ESH), alcătuit dintr-o plăcuţă de platină introdusă în soluţia apoasă a unui acid tare peste care se barbotează hidrogen gazos, pur. Potenţialele standard de electrod sunt tabelate ca potenţiale de reducere, la temperatura de 298 K. Pentru un electrod: $\varepsilon_{red} = - \varepsilon_{ox}$.

Pile de combustie

Pila de combustie este o celulă galvanică în care energia liberă a unei reacţii chimice este transformată în energie electrică.

În cazul unei pile de combustie clasice, care funcţionează cu hidrogen şi oxigen, reacţia care are loc este:

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

Reacţiile care se produc la electrozi sunt:

$$(-)2H_2 + 4HO^- \rightarrow 4H_2O + 4e^-$$

$$(+)O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4HO^-$$

O astfel de baterie a fost folosită ca sursă principală de energie electrică în zborurile spre lună ale navetelor spaţiale.