

KIMI

ZGJEDHORE

viti i katërt



MIRJANA JANKULOVSKA
MILENA JANKULOVSKA-PETKOVSKA

MIRJANA JANKULOVSKA
MILENA JANKULOVSKA-PETKOVSKA

KIMI (zgjedhore)

VITI I KATËRT

**Profesioni/sektori: Kimi dhe Teknologji Grafike/
Grafikë Kimike-Teknologjike/, Shërbime Personale,
Pylltari-Përpunim Druri/Pylltari dhe Përpunim
Druri, Shëndetësi/Mbrojtje Shëndetësore dhe Sociale**

Shkup, 2025

KIMI (zgjedhore)

VITI I KATËRT

Profesioni/sektori: Kimi dhe Teknologji Grafike/
Grafikë Kimike-Teknologjike/, Shërbime Personale,
Pylltari-Përpunim Druri/Pylltari dhe Përpunim
Druri, Shëndetësi/Mbrojtje Shëndetësore dhe Sociale

Autorë:

Mirjana Jankulovska

Milena Jankulovska-Petkovska

Recensentë:

Vesna Dimova

Verica Jakimoviq

Violeta Solakova

Titulli origjinal:

ХЕМИЈА (изборна)

ЧЕТВРТА ГОДИНА

Струка/сектор: Графичка/Графичарство, Хемиско-технолошка/Хемија и технологија, Лични
услуги, Шумарско-дрвопреработувачка/Шумарство и обработка на дрво, Здравствена/Здравство
и социјална заштита

Мирјана Јанкуловска

Милена Јанкуловска-Петковска

Redaktor: Fetije Topojani

Përkthyer nga gjuha maqedonase: Neshe Salih

Redaktore profesionale në gjuhën shqipe: Neshe Salih

Lektor: Fetije Topojani

Ilustrimet: Mirjana Jankulovska, Milena Jankulovska-Petkovska

Botues: Ministria e Arsimit dhe Shkencës e Republikës së Maqedonisë së Veriut
rr. “Shën Kirili dhe Metodi” nr. 54 1000 Shkup.

Rregullimi grafik dhe teknik: Vlladimir Mlladenovski – ARS STUDIO

Vendi dhe viti i botimit: Shkup, 2025

Me Vendim nr. 26-188/1, më datë 24.02.2025, për aprovimin e librit shkollor për lëndën Kimia (zgjidhore)
për vitin IV në arsimin e mesëm profesional katërvjeçar në profesionin/sektorin: Teknologjia grafike/
Grafika, Teknologjia kimiko-teknologjike/Kimia, Shërbimet personale/Shërbimet Personale, Pylltaria/
Përpunimi i drurit/Pylltaria dhe përpunimi i drurit dhe Mbrojtja shëndetësore/Shëndetësia dhe mbrojtja
sociale, të miratuar nga Komisioni Kombëtar i Teksteve Shkollore.

PARATHËNIE

Libri është i dedikuar për nxënësit e shkollave të mesme profesionale të cilët në vitin e katërt e ndjekin lëndën e **Kimisë**. Përmbajtja e librit shkollor është në përputhje me programin për kimi të hartuar në mënyrë modulare (zgjedhore) për një numër të madh profilesh të ndryshme arsimore, siç janë: teknik grafik, redaktor grafik-dizajner, teknik laborator kimik, teknik i mbrojtjes së mjedisit, teknik ushqimor, teknik i produkteve kozmetike dhe kimike, teknik kozmetike, kujdesi dhe bukurie, teknik pylltarie, teknik i dizajnit të peizazhit, teknik laborator mjekësor-sanitar, asistent stomatologjik, teknik farmaceutik, teknik fizioterapie, infermier gjinekologjik-obstetrik, infermier dhe teknik stomatologjik.

Libri shkollor mbulon pesë njësi modulare: biokomponimet, strukturën atomike dhe tabelën periodike të elementeve, lidhjet kimike, ekuilibrat në tretësirat e elektroliteve dhe proceset elektrokimike.

Njësia e parë modulare studion komponimet organike biologjikisht të rëndësishme, siç janë karbohidratet, lipidet, enzimat, proteinat, vitaminat dhe acidet nukleike. Ky seksion përshkruan rëndësinë, rolin, funksionin, strukturën dhe vetitë e biokomponimeve, si dhe përfaqësuesit më të rëndësishëm të secilit grup komponimesh. Struktura e sistemit periodik të elementeve, periodiciteti i vetive të elementeve dhe struktura e atomit jepen në njësinë e dytë modulare. Ky seksion mbulon modelet e ndryshme për strukturën e atomit me referencë të veçantë ndaj mekanikës kuantike. Njësia e tretë modulare tregon mënyrat e ndryshme të lidhjes kimike (lidhje jonike dhe kovalente) përmes shembujve të shumtë. Termi hibridizim përkufizohet dhe jepen shembuj të komponimeve në të cilat hasen llojet e ndryshme të hibridizimit. Shpjegohen gjithashtu bashkëveprimet ndërmolekulare që ndikojnë në vetitë e komponimeve. Ekuilibrat në tretësirat e elektroliteve, disociacioni i elektroliteve, teoritë e acideve dhe bazave, metodat për përcaktimin e aciditetit të mjedisit, llojet e ndryshme të kripërave dhe hidroliza e tyre, si dhe mënyra e veprimit të sistemeve tampon, jepen në njësinë e katërt modulare. Bazat e elektrokimisë, proceset elektrokimike që ndodhin në qelitë galvanike dhe qelitë e elektrolizës, si dhe koncepti i korrozionit përshkruhen në njësinë e pestë modulare, e cila gjithashtu ofron një kujtesë të shkurtër të proceseve të oksido-reduktimit mbi të cilat bazohet elektrokimia. Shpjegohet mënyra e funksionimit të qelive galvanike praktikisht të rëndësishme, si dhe konceptet e elektrolizës, elektrodetikës, elektroliteve dhe elektrodave.

Libri shkollor përmban një numër të madh detyrash dhe ushtrimesh të zgjidhura si dhe detyra për t'u zgjidhur në të gjithë tekstin, të cilat do t'u mundësojnë nxënësve ta zotërojnë më lehtë përmbajtjen. Libri shkollor përmban gjithashtu një numër të madh formulash strukturore, fotografish dhe tabelash, të cilat e bëjnë përmbajtjen më të qartë dhe më të kuptueshme. Në fund të çdo njësie mësimore, jepen pyetje dhe ushtrime, qëllimi i të cilave është që nxënësit të përcaktojnë njohuritë e fituara dhe t'i zbatojnë ato në situata të reja. Përmbajtja e librit shkollor është pasuruar me eksperimente që mund të kryhen në grupe të vogla ose si eksperimente demonstruese. Për ta bërë më të lehtë kërkimin e përmbajtjes në librin shkollor, në fund ka një alfabet termash, i cili përfshin të gjithë nocionet e dhënë në programet mësimore.

Të gjitha sugjerimet dhe komentet që lidhen me përmbajtjen e librit shkollor që mund të kontribuojnë në përmirësimin e tij mund t'u dërgohen autorëve në adresat e mëposhtme:

jankulovska_m@yahoo.com
msjankulovska@gmail.com

Autorët

NJËSIA MODULARE 1

BIOKOMPONIMET

Qëllimet e mësimi

Njësia modulare e biokomponimeve pritet të arrijë qëllimet e mëposhtme:

- përvetësimi i termave bazë nga biokimia;
- hyrje në rolin dhe rëndësinë e klasave të mëposhtme të biokomponimeve: karbohidrate, lipide, proteina, enzima, vitamina dhe acide nukleike;
- studimi i biokomponimeve, përbërja e tyre, struktura, vetitë (fizike dhe kimike), zbulimi, biosinteza, përfaqësuesit më të rëndësishëm, si dhe roli dhe rëndësia e tyre për organizmat e gjallë;

Rezultatet e pritura të studimit të njësisë modulare

Pas studimit të njësisë modulare mbi biokomponimet, nga nxënësit pritet që:

- të përkufizojnë dhe klasifikojnë karbohidratet, të njohin strukturën, vetitë, rëndësinë biologjike dhe përfaqësuesit e tyre më të rëndësishëm;
- të përcaktojnë nocionet për lipidet, t'i klasifikojë ato, të nxjerin në pah rolin dhe rëndësinë e tyre, të përkufizojnë yndyrnat dhe vajrat, të njohin metodën e prodhimit të tyre, përbërjen dhe rëndësinë e tyre biologjike;
- të përkufizojnë aminoacidet, peptidet dhe proteinat, të përfaqësojnë lidhjen e aminoacideve dhe formimin e lidhjeve peptide, si dhe të përshkruajnë dhe shpjegojnë vetitë fizike dhe kimike, si dhe strukturën e proteinave;
- të përcaktojnë nocionet për enzimat, të klasifikojnë enzimat sipas natyrës së reaksionit që katalizojnë dhe të shpjegojnë strukturën, vetitë dhe veprimin e enzimave, si dhe faktorët që ndikojnë në shpejtësinë e një reaksioni enzimatik;
- të përkufizojnë vitaminat, të klasifikojnë përfaqësuesit më të rëndësishëm dhe të nxjerrin në pah praninë dhe rëndësinë e tyre;
- të njohin strukturën dhe të përshkruajnë përbërjen e ADN-së dhe ARN-së, të njohin dhe të shpjegojnë strukturën, vetitë dhe rolin e ADN-së dhe ARN-së në organizmat e gjallë;

Nocionet

biokimi, biomolekula, karbohidrate, monosakaride, oligosakaride, disakaride, polisakaride, aldoza, ketoza, izomerizëm optik (enantiomerizëm) izomerë optikë (enantiomerë, antipodë optikë), përzierje racemike, anomerë, mutarotacion, glukozid, ribozë, deoksiribozë, glukozë (dekstrozë), glukopiranozë, fruktozë (levulozë), fruktofuranozë, maltozë, trehalozë, laktozë, sukrozë, niseshte, glikogjen, celulozë, lipide, yndyrna, vajra, fosfolipide, steroide, glikolipide, dyllë, glicerol, acide yndyrore të larta, aminoacide, sekuencë aminoacidesh, lidhje amidi (lidhje peptide), peptid, proteinë, zviterion, lipoproteina, glikoproteina, fosfoproteina, metaloproteina, kromoproteina, nukleoproteina, sferoproteina (proteina globulare), skleroproteina, albumina, globulina, glutelina, histone, protamina, kolagjene, keratina, hemoglobinë, hem, globinë, oksihemoglobinë, methemoglobinë, enzimë, enzimologji, oksidoreduktaza, transferaza, hidrolaza, izomeraza, ligaza, holoenzimë, apoenzimë, substrat, efektorë, aktivizues, frenues, vitamina, koenzimë, provitaminë, avitaminozë, polivitaminozë, hipovitaminozë, hipervitaminozë, acide nukleike, purinë, pirimidinë, nukleozid, nukleotid, replikim, etj.

Përmbajtjet e njësisë modulare

Hyrje në biokimi

Koncepti, ndarja, nomenklatura, biosinteza dhe rëndësia e karbohidrateve Izomeria optike te karbohidratet

Format e monosakarideve ciklike dhe hemiacetale

Vetitë kimike të monosakarideve

Përfaqësues të rëndësishëm të monosakarideve

Disakaridet

Polisakaridet

Koncepti, klasifikimi, roli dhe kuptimi i lipideve

Yndyrnat dhe vajrat

Aminoacidet dhe peptidet

Struktura dhe kuptimi i proteinave

Vetitë fizike dhe kimike të proteinave

Klasifikimi i proteinave dhe përfaqësuesit e rëndësishëm.

Koncepti, nomenklatura, klasifikimi, struktura e enzimave

Vetitë dhe veprimi i enzimave

Koncepti, kuptimi dhe klasifikimi i vitaminave

Vitaminat e tretshme në yndyrë (përfaqësuesit, gjetja dhe kuptimi)

Vitaminat e tretshme në ujë (përfaqësuesit, gjetja dhe kuptimi)

Ndërtimi i ADN-së dhe ARN-së

Struktura, vetitë dhe roli i ADN-së dhe ARN-së

1.BIOKOMPONIMET

Në pyetjen se çfarë është biokimia, a është kimi apo biologji, përgjigja është se biokimia është një shkencë e lidhur me biologjinë dhe kiminë. Kimia studion molekulat më të vogla të përbëra nga atome, biologjia nuk studion molekulat individuale, por qelizat në tërësi, dhe biokimia studion makromolekulat (të përbëra nga molekula të vogla) që marrin pjesë në ndërtimin e qelizave. Prandaj, për të kuptuar më mirë përmbajtjen e studiuar në biokimi, kërkohen njohuri paraprake të kimisë dhe biologjisë.

*Dega e kimisë që merret me studimin e biokomponimeve, zbulimin, prodhimin, strukturën, vetitë dhe rolin e tyre në organizmat e gjallë quhet **biokimi**. Komponimet organike që janë të rëndësishme për organizmat e gjallë quhen **biokomponime**. Disa shembuj të biokomponimeve janë karbohidratet, lipidet, enzimat, vitaminat, acidet nukleike, etj.*

1.1. Hyrje në biokimi

Deri në fund të shekullit të 18-të, besohej se përbërja e materies së gjallë ishte dukshëm e ndryshme nga përbërja e botës jo të gjallë. Megjithatë, Lavoisier (Antonie-Laurent Lavoisier, 1743 – 1794) vuri re se bota jo e gjallë ka një përbërje të thjeshtë, ndryshe nga përbërja e materies së gjallë. Më vonë, ai arriti në përfundimin se përbërja e botës bimore dhe shtazore përfshin elementë kimikë si karboni, hidrogjeni, oksigjeni, azoti, fosfori, etj.

Nocioni biokimi u zbulua nga Carl Alexander Neuberg (1877–1956) në vitin 1930. Neuberg ishte një pionier në biokimi dhe shpesh quhet “babai i biokimisë moderne”. Kontributet e tij në biokiminë si shkencë përfshijnë zbulimin e karboksilazës dhe shpjegimin e fermentimit alkoolik, të cilin ai e tregoi si një proces hapash enzimatikë të njëpasnjëshëm, të cilët hodhën themelet për studimin e mëtejshëm të proceseve metabolike (reaksione biokimike që përfshijnë ndryshimin e një substance në një tjetër ose prodhimin e substancave të nevojshme nga trupi) nga studiues të mëvonshëm.

Biokimia kombinon biologjinë dhe kiminë për të studiuar strukturën kimike të organizmave të gjallë nga njëra anë dhe proceset biologjike që ndodhin në qeliza dhe organizma nga ana tjetër. Në fakt, biokimistët studiojnë reaksionet kimike që qëndrojnë në themel të proceseve të ndryshme biokimike, siç janë riprodhimi, faktorët trashëgues, metabolizmi dhe rritja, etj.

Hyrja në biokimi përfshin biologjinë molekulare, si dhe biologjinë qelizore, të cilat janë të rëndësishme për molekulat që përbëjnë strukturën e qelizave dhe organeve. Kështu, rrënja e biokimisë është biologjia molekulare, e cila merret me studimin e funksioneve të sistemeve të gjalla dhe shpjegon ndërveprimet midis ADN-së, proteinave dhe ARN-së, si dhe sintezën e tyre. Ndërsa, biologjia qelizore (citologjia) merret me strukturën dhe funksionet e qelizave në organizmat e gjallë.

Studimi i metabolizmit dhe gjenetikës janë gjithashtu aspekte të rëndësishme të biokimisë. Metabolizmi është një nga proceset më të rëndësishme që ndodh në të gjithë organizmat e gjallë. Shndërrimi i ushqimit në energji në trupin e njeriut shoqërohet me procese të ndryshme. Gjenetika është gjithashtu pjesë e biokimisë dhe merret me studimin e gjeneve dhe karakteristikat e trashëgimisë në organizmat e gjallë. Degë të tjera të biokimisë përfshijnë biokiminë shtazore dhe bimë, bioteknologjinë, kiminë molekulare, inxhinierinë gjenetike, endokrinologjinë, të ushqyerit, neurokiminë, shkencat farmaceutike, toksikologjinë, mjedisin, etj.

Biokimia është me rëndësi thelbësore dhe ndihmon:

- të kuptohen proceset kimike që transformojnë ushqimin në komponime që janë të rëndësishme për një lloj të caktuar qelize;
- për të studiuar funksionet katalitike të enzimave;
- shfrytëzimi i energjisë potenciale të përfituar nga oksidimi i ushqimit, i cili shpenzohet në procese të ndryshme qelizore që kërkojnë energji;
- të kuptohen vetitë dhe struktura e substancave që përbëjnë indet dhe qelizat;
- zgjidhjen e problemeve themelore në mjekësi dhe biologji.

Komponimet organike që marrin pjesë në strukturën dhe funksionimin e organizmave të gjallë quhen biomolekula.

Shumica e biomolekulave janë në fakt derivate të hidrokarbureve në të cilat atomet e hidrogjenit zëvendësohen nga grupe funksionale, duke formuar klasa të ndryshme të përbërjeve organike. Numri më i madh i biomolekulave përmban disa grupe të ndryshme funksionale që ndikojnë në natyrën kimike të përbërjeve. Çdo klasë e përbërjeve karakterizohet nga vetitë dhe reaksionet e veta kimike. Biomolekulat që janë pjesë e organizmave të gjallë dhe reaksionet në të cilat ato marrin pjesë studiohen nga biokimia. Shumica e biomolekulave janë makromolekula (polimere) komplekse, të përbëra nga molekula të shumëfishta monomere. Sintetizimi i makromolekulave është një proces në të cilin sasia më e madhe e energjisë konsumohet në qeliza.

Llojet themelore të biomolekulave të studiuar në lëndën e biokimisë janë:

- karbohidratet;
- lipidet;
- proteinat;
- enzimat;
- vitaminat;
- acidet nukleike.

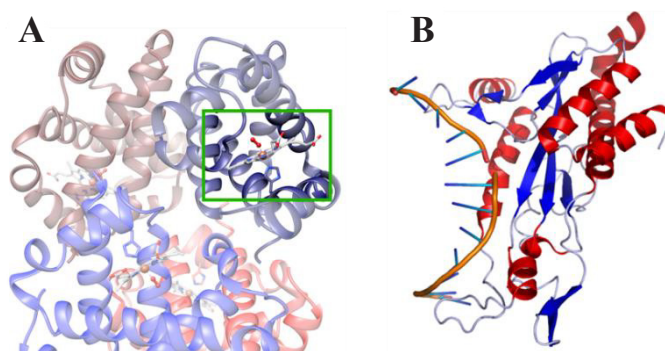


Figura 1.1. Biomolekulat: proteina (A) dhe enzima (B)

*Elementet që marrin pjesë në ndërtimin e biomolekulave, ose mundësojnë funksionimin e tyre të drejtë, quhen **elementë biogjenikë ose bioelementë**. Ato janë të pranishme në sasi të ndryshme në biomolekula. Bioelementët që gjenden në sasi më të mëdha dhe që përbëjnë pjesën më të madhe të biomolekulave organike (karbohidratet, lipidet, proteinat dhe acidet nukleike) janë karboni, hidrogjeni, oksigjeni, azoti, fosfori dhe squfuri. Karboni është bioelementi kryesor që përbën biomolekulat. Atomet e karbonit kanë aftësinë të lidhen dhe të formojnë zinxhirë karboni të padegëzuar dhe të degëzuar, si dhe struktura ciklike duke përdorur lidhje të vetme, të dyfishta ose të trefishta. Karboni gjithashtu lidhet me elementë të tjerë dhe formon grupe të ndryshme funksionale (karbonil, karboksil, keto, etj.), gjë që rezulton në një larmi të madhe biomolekulash. Karboni është bioelementi më i rëndësishëm, pasi të gjitha biomolekulat përmbajnë karbon. Për shembull, lipidet pa fosfor ose azot (kolesterol) mund të gjenden, por nuk ka biomolekula pa karbon.*

Hidrogjeni është gjithashtu një element biogjenik, i cili është një nga elementët që përbëjnë molekulën e ujit. Është thelbësor për jetën dhe është pjesë e zinxhirëve të karbonit në molekulat organike. Sa më shumë hidrogjen të ketë një biomolekulë, aq më e vogël do të jetë dhe aq më e lehtë do të jetë të oksidohet, duke krijuar më shumë energji. Oksigjeni së bashku me hidrogjenin formon molekulën e ujit. Në një molekulë uji, atomi i oksigjenit është i lidhur me dy atome hidrogjeni me lidhje kovalente polare. Uji si tretës është shumë i rëndësishëm. Komponimet e përbëra nga molekula ose jone polare treten në të (e ngjashme tretet në të ngjashme).

Azoti është një element biogjenik që është i pranishëm në të gjitha aminoacidet, nëpërmjet azotit, aminoacidet formojnë një lidhje peptide në formimin e proteinave. Ky bioelement gjendet gjithashtu në bazat e azotit të acideve nukleike dhe eliminohet nga trupi në formën e uresë. Një nga biomolekulat e para që u formua ishte adenoza trifosfati (ATP), për shkak të bollëkut të azotit në atmosferën e Tokës. Fosfori gjendet kryesisht si fosfat (PO_4^{3-}), i cili është pjesë e nukleotideve dhe hyn në strukturën e ADN-së, ku lidhet nga një lidhje fosfodiester me nukleotidet. Squfuri është një element biogjenik që ndodh në grupin $-\text{SH}$, siç janë disa aminoacide si cisteina, në të cilin lidhjet disulfide janë thelbësore për krijimin e stabilitetit në strukturën terciare dhe kuaternare të proteinave. Squfuri gjendet gjithashtu në koenzimën A, e cila ka një rëndësi të madhe për disa procese metabolike, siç është cikli i Krebsit.

Elemente të tjera biogjene janë kalciumi (Ca), natriumi (Na), kaliumi (K), magnezi (Mg) dhe klori (Cl). Ato nuk formojnë biomolekula, por janë veçanërisht të rëndësishme për funksionimin normal të qelizave, përdoren në procesin e sinjalizimit të neuroneve dhe neurotransmetuesve, stabilizojnë biomolekulat e elektrizuara si ATP, gjenden në indet e kockave, etj. Disa elementë në biomolekula gjenden në sasi shumë të vogla (gjurmë). Elementë të tillë janë bori (B), bromi (Br), bakri (Cu), fluori (F), mangani (Mn), silici (Si), hekuri (Fe), jodi (I), etj. Ato janë të pranishme në disa organizma të gjallë dhe janë të rëndësishme për funksionimin e duhur të enzimave.

1.2. Koncepti, ndarja, nomenklatura, biosinteza dhe rëndësia e karbohidrateve

Karbohidratet janë ndër përbërjet organike më të përhapura dhe të rëndësishme që kanë një rëndësi të madhe në strukturën e organizmave të gjallë dhe funksionimin e tyre të përditshëm. Ato janë përbërjet më të bollshme në natyrë, pa të cilat është e pamundur të imagjinohet ekzistenca e botës së gjallë. Karbohidratet, së bashku me yndyrnat dhe proteinat, janë lëndë ushqyese që u sigurojnë energji qelizave. Molekulat më të vogla të karbohidrateve që janë të tretshme në ujë si burim energjie transferohen nga një qelizë në tjetrën. Monosakaridi më i rëndësishëm glukozë quhet edhe sheqer në gjak, sepse transferohet në të gjitha qelizat përmes gjakut. Gjitarët përdorin disakaridin laktozë, i cili është i pranishëm në qumësht, për të transferuar karbohidratet nga nëna te foshnja. Nga karbohidratet e thjeshta, sintetizohen ato më komplekse, të cilat kanë një masë të madhe molekulare dhe quhen polimere. Celuloza është një polimer që merr pjesë në ndërtimin e qelizave.

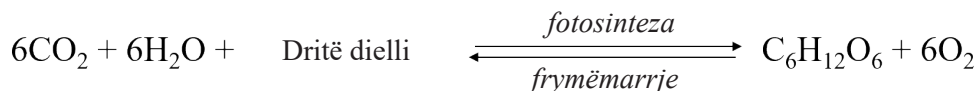
Ka shumë shembuj të rolit dhe rëndësisë së karbohidrateve. Për shembull, glukozja sintetizohet në bimë gjatë procesit të fotosintezës nga dioksidi i karbonit dhe uji, në prani të dritës së diellit. Një numër i madh molekulash glukozje lidhen së bashku për të formuar niseshtenë polimerike. Rreth 65% e ushqimit që konsumojmë çdo ditë, siç janë orizi, patatet, makaronat dhe buka, janë karbohidrate. Grupi i karbohidrateve përfshin gjithashtu sheqerin e zakonshëm (saharozën) dhe sheqerin që gjendet në qumësht (laktozën).

Gjatë tretjes, karbohidratet shndërrohen në glukozë, e cila oksidohet më tej në qeliza dhe çliron energji që trupi ynë e përdor, dhe u siguron qelizave atome karboni që marrin pjesë në ndërtimin e molekulave të proteinave, lipideve dhe acideve nukleike. Bimët ndërtohen nga një polimer glukozje të quajtur celulozë. Celuloza ka edhe përdorime të tjera, druri nga i cili bëhen mobiljet, faqet në këtë libër dhe veshjet prej pambuku janë vetëm disa shembuj të objekteve të bëra nga celuloza. Duke marrë parasysh rëndësinë e karbohidrateve dhe rolin e tyre në organizmat e gjallë, është shumë e rëndësishme të dimë për prodhimin, strukturën dhe vetitë e tyre.

Karbohidratet janë komponime organike të oksigjenuara që përmbajnë elementët karbon, hidrogjen dhe oksigjen. Emri karbohidrate iu dha kësaj klase komponimesh shumë vite më parë sepse supozohej se formula e tyre molekulare ishte $(\text{CH}_2\text{O})_n$ (ku n është midis 3 dhe 7), që do të thotë se ato ishin hidrate të karbonit. Megjithatë, më vonë u zbulua se përbërja e disa karbohidrateve nuk përputhej me formulën molekulare të propozuar, për shembull deoksiriboza ($\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$). Kjo do të thotë që karbohidratet nuk janë hidrate të thjeshta të karbonit, por komponime komplekse të përbëra nga të paktën tre deri në mijëra atome C.

Karbohidratet prodhohen në procesin e fotosintezës, ku rrezet e diellit përdoren për të kombinuar atomet e karbonit nga dioksidi i karbonit (CO_2) dhe atomet e hidrogjenit nga uji (H_2O) për të formuar glukozën e karbohidratit. Procesi kryhet në pjesët e gjelbra të bimëve, ku klorofili,

një pigment i gjelbër i bimëve, është përgjegjës për reaksionet fotokimike të nevojshme për fotosintezën.



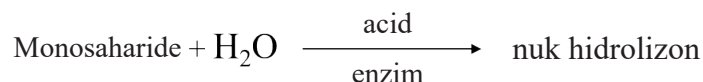
Nga ekuacioni mund të shihet se gjatë fotosintezës, glukozja ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) sintetizohet nga CO_2 , H_2O dhe energjia diellore, ndërsa gjatë frymëmarrjes glukozja oksidohet në CO_2 , H_2O dhe çlirohet energji që përdoret nga organizmat e gjallë për funksionimin e përditshëm. Proceset e fotosintezës dhe frymëmarrjes përfshijnë shkëmbimin e karbonit midis qenieve të gjalla dhe atmosferës. Në fakt, cikli i karbonit përfaqësohet përmes procesit të fotosintezës. Gjatë fotosintezës, bimët transformojnë dioksidin e karbonit atmosferik (CO_2) në komponime organike me të cilat ushqehen organizmat e gjallë ose janë pjesë e trupit të tyre. Pastaj, përmes proceseve të ndryshme (frymëmarrje, djegie, dekompozim, etj.), karboni kthehet në mjedis në formë të ndryshme.

Në varësi të kompleksitetit të tyre, karbohidratet ndahen në:

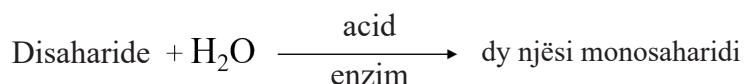
- karbohidrate të thjeshta;
- karbohidrate të përbëra.

Karbohidratet e thjeshta janë monosakaridet, dhe karbohidratet e përbëra janë oligosakaride dhe polisakaride.

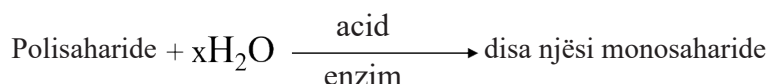
Monosakaridet janë karbohidratet më të thjeshta që nuk mund të hidrolizohen, domethënë, të zbërthehen në molekula më të vogla. Monosakaridet më të rëndësishme janë glukozja, fruktoza, galaktoza, riboza, deoksiriboza, etj.



Oligosakaridet janë karbohidrate që përbëhen nga dy deri në dhjetë njësi monosakaride të lidhura së bashku nga një lidhje glikozidike oksigjeni. Oligosakaridet më të rëndësishme janë disakaridet. Hidroliza e tyre jep dy njësi monosakaride. Disakaridet më të njohura janë saharoza, maltoza, laktoza, etj.

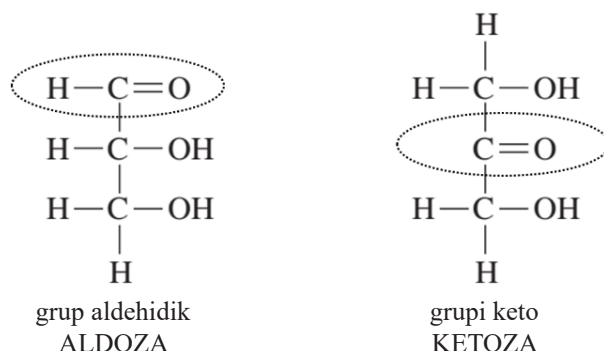


Polisakaridet janë karbohidrate që janë polimere natyrale që përmbajnë një numër të madh njësisht monosakaride. Polisakaridet zbërthehen në një numër më të madh molekulash monosakaridesh gjatë hidrolizës. Grupi i polisakarideve përfshin amidonin, celulozën, glikogjenin, etj.

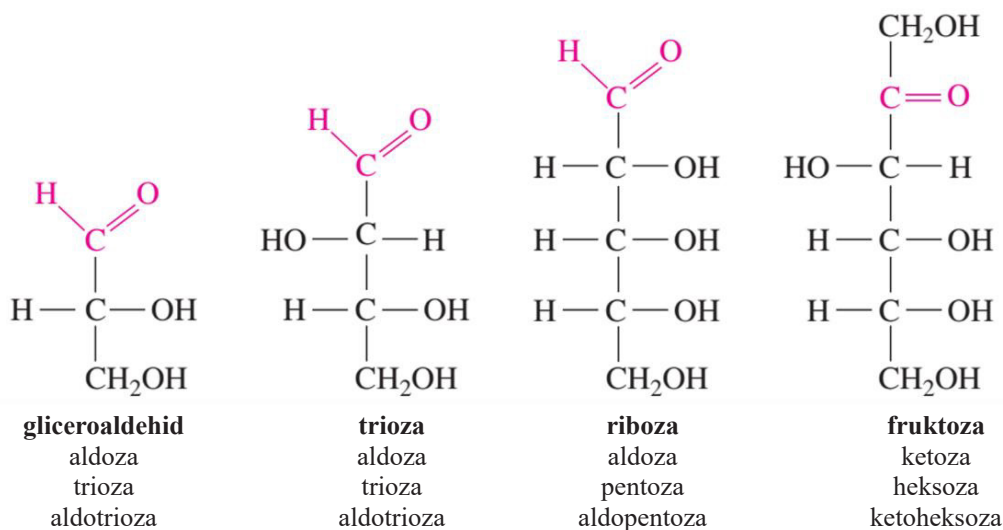


Monosakaridet përbëhen nga zinxhirë karboni që përmbajnë nga tre deri në tetë atome C, ku një atom karboni është pjesë e një grupi karbonil, dhe atomet e mbetura të karbonit janë të lidhura me grupe hidroksil. Sipas grupit funksional, monosakaridet janë aldoza dhe ketoza. **Aldozat** janë

monosakaride me një grup funksional aldehid ($-\text{CHO}$) në atomin e parë të karbonit. **Ketozat** janë monosakaride që kanë një grup keto (karbonil) në atomin e dytë të karbonit.

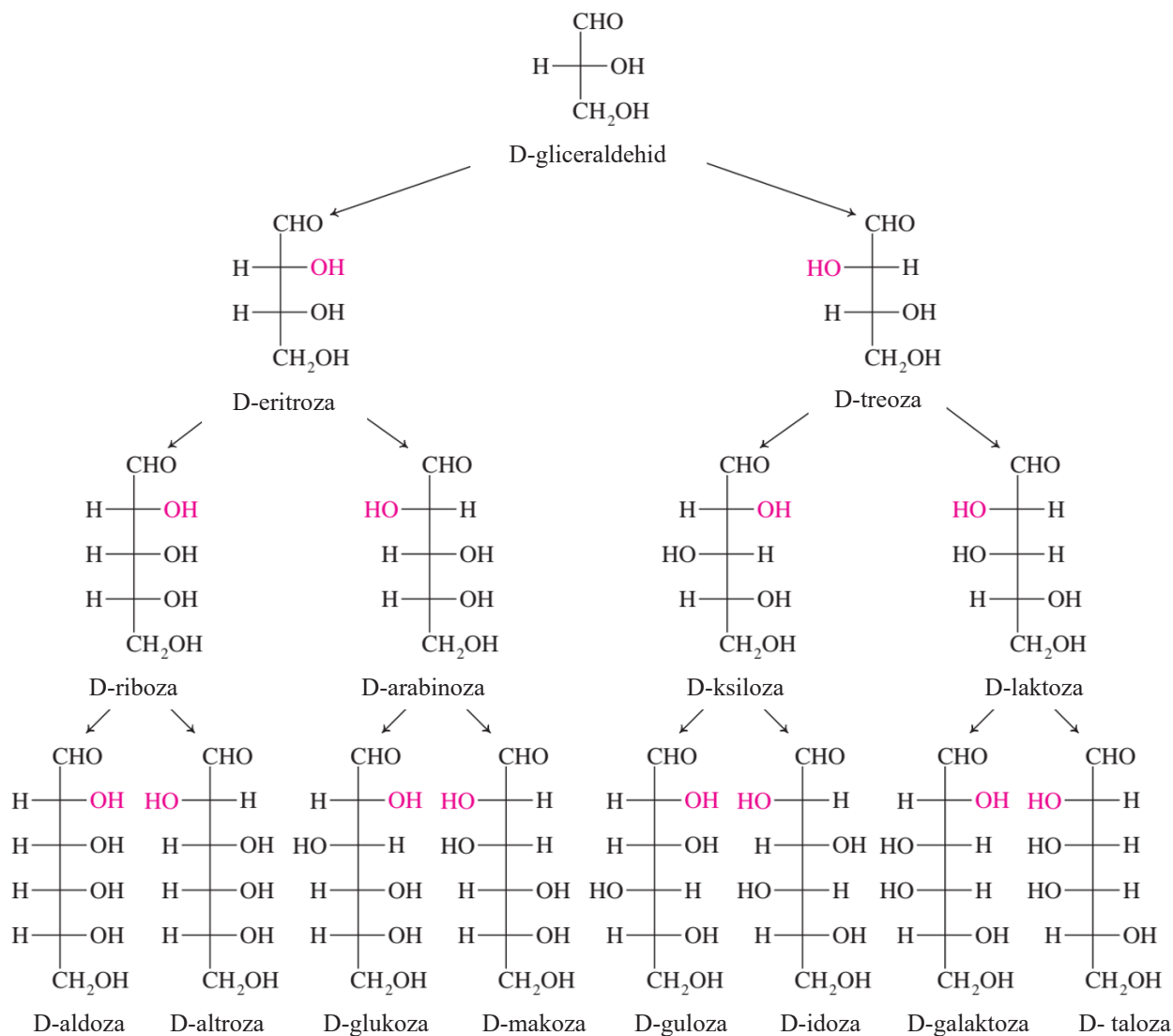


Në varësi të numrit të atomeve të karbonit, monosakaridet emërtohen si *trioza* (monosakaride me tre atome karboni), *tetroza* (me katër atome karboni), *pentoza* (kanë pesë atome karboni), *heksoza* (përmbajnë gjashtë atome karboni), etj. Ky sistem emërtimi tregon numrin total të atomeve të karbonit në zinxhirin e karbonit. Monosakaridet mund të emërtohen në të dyja mënyrat për të treguar llojin e grupit karbonil dhe numrin e atomeve të karbonit që ato përmbajnë. Kjo ofron më shumë informacion në lidhje me përbërjen dhe strukturën e secilit monosakarid. Prandaj, aldotrioza është një monosakarid me një grup aldehidi dhe tre atome C, ketotetroza është një monosakarid me një grup keto dhe katër atome C, aldopentoza është një monosakarid me një grup aldehidi dhe pesë atome C, ketoheksoza është një monosakarid me një grup keto dhe gjashtë atome C, etj.

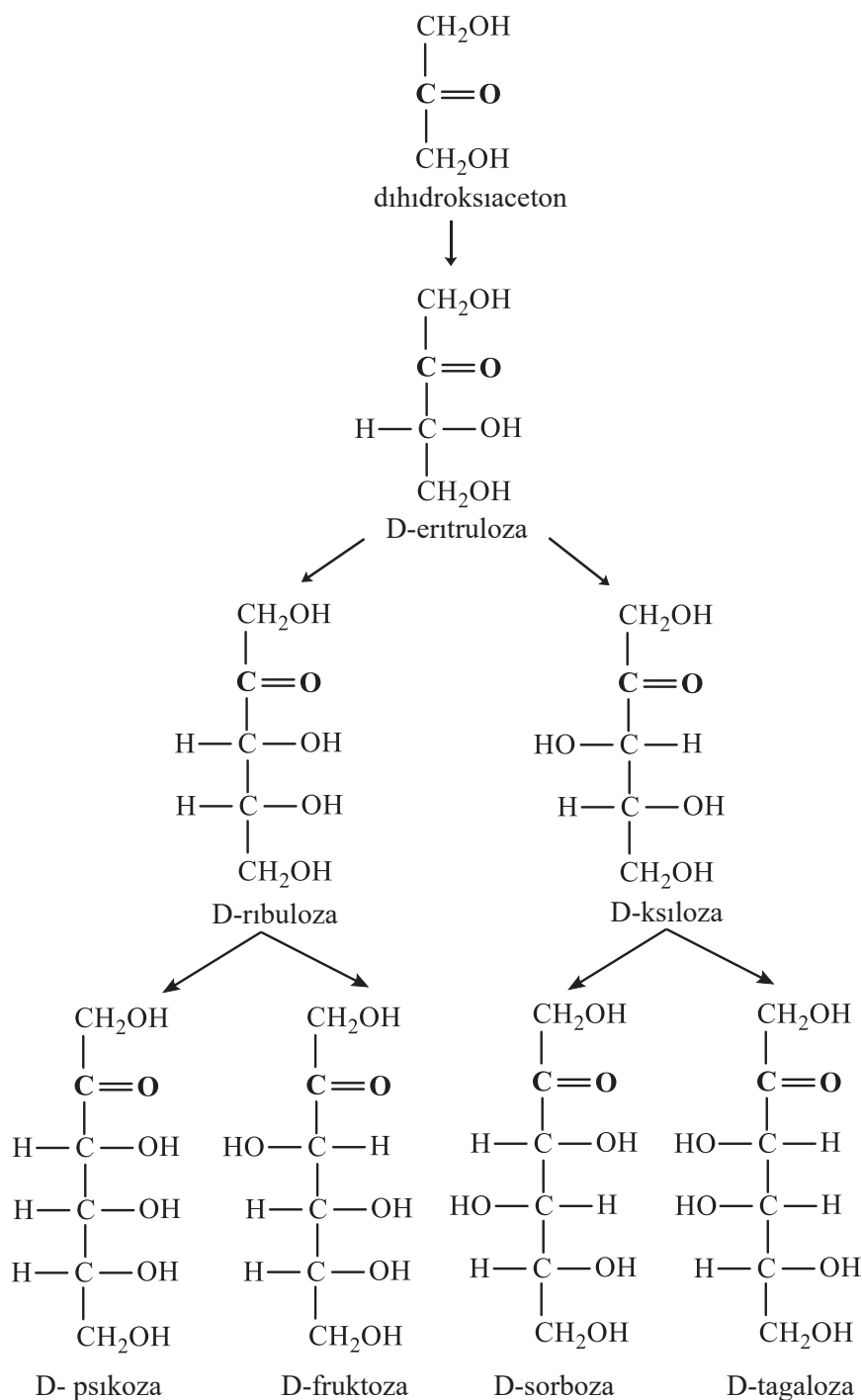


Gliceraldehida është monosakaridi më i thjeshtë me tre atome karboni dhe një grup aldehidi, që do të thotë se është një aldotriozë. Nga formulat mund të shihet se trioza është një aldotetrozë, riboza është një aldopentozë, ndërsa fruktoza është një ketoheksozë. Gjithashtu mund të shihet nga formulat se monosakaridet përmbajnë grupe të shumëfishta hidroksil. Prandaj, monosakaridet me një grup aldehidi dhe grupe të shumëfishta hidroksil quhen polihidroksi aldehide, ndërsa

monosakaridet me një grup keto dhe më shumë grupe hidroksile quhen ketone polihidroksile. Formulat e disa shembujve të aldozave dhe ketozave jepen në skemat e mëposhtme:



Skema 1.1. Formulatat strukturore të emrave të disa aldozave



Skema 1.2. Formulatat strukturore dhe emrat e disa ketozave

USHTRIME	Klasifikimi i monosakarideve sipas grupit funksional dhe sipas numrit të atomeve të karbonit në një molekulë, bazuar në një formulë të caktuar.
Detyra 1	Klasifikoni monosakaridet glukozë dhe ribulozë sipas grupit funksional dhe sipas numrit të atomeve të C.

ZGJIDHJE:

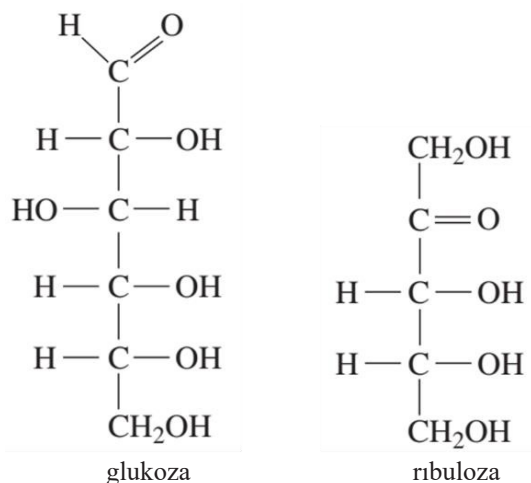
Kërkohet: Të klasifikohen monosakaridet glukozë dhe ribulozë sipas:

- grupit funksional;

– numrit të atomeve të C.

Nga formula e glukozës mund të shihet se ajo ka një grup funksional aldehid, domethënë, glukosa është një aldozë. Sipas numrit të atomeve të C, glukosa është një heksozë sepse ka gjashtë atome karboni. Kjo do të thotë që glukosa është *një aldoheksozë*.

Nga formula e ribulozës, mund të shihet se ajo ka një grup funksional keto, d.m.th., ribuloza është një ketozë. Sipas numrit të atomeve të C, ribuloza është një pentozë, meqenëse ka pesë atome karboni. Kjo do të thotë që ribuloza është *një ketopentozë*.



Detyra 2

Cilin grup funksional e përmban dhe sa atome C ka riboza?
Ndihmë: riboza është një aldopentozë.

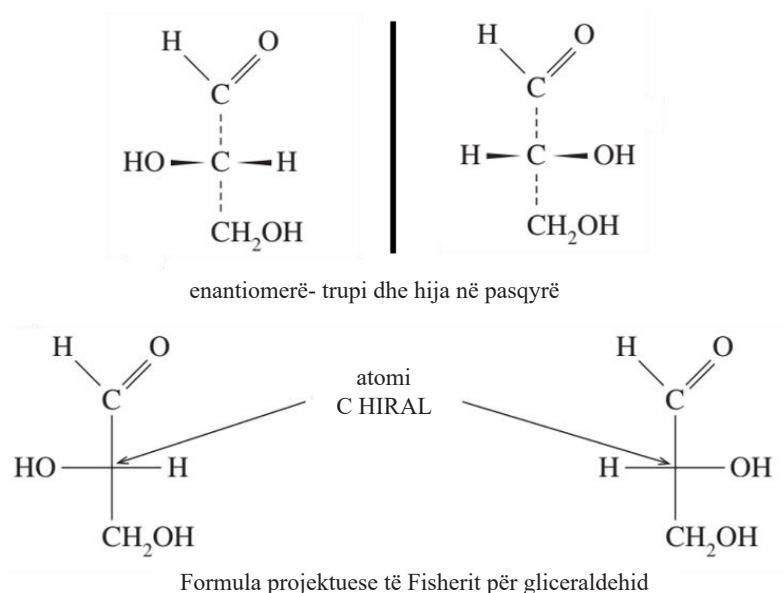
1.3. Izomeria optike te karbohidratet

Izomeria optike është një lloj stereoizomerie që ekziston në përbërjet organike që kanë të paktën një atom kiral C. **Një atom karboni kiral është një atom që është i lidhur me katër atome ose grupe atomike të ndryshme.** Një atom kiral mund të lidhet me katër atome ose grupe atomike të ndryshme në dy mënyra të ndryshme. Kjo rezulton në dy izomerë optikë (stereoizomerë), të cilët quhen *enantiomerë*. **Enantiomerët janë stereoizomerë që sillen si imazhe pasqyruese të njëra-tjetrës.** Izomeria optike quhet edhe **enantiomerë**. Molekulat që mund të ekzistojnë si enantiomerë quhen molekula kirale.

Fischer (Emil Fischer, 1852–1919) propozoi një mënyrë të thjeshtë për të përfaqësuar strukturën e stereoizomerëve, dhe formulat quhen **formula të projeksionit të Fischerit** për nder të tij. Projektioni i Fischerit është një vizatim dy-dimensional i molekulës në të cilin, në vend të vijave në formë pyke dhe me pika, përdoren dy vija, një horizontale dhe një vertikale, në kryqëzimin e të cilave janë rregulluar atomet C të monosakarideve. Në vijën vertikale në formula shtrihen atomet C të zinxhirit, dhe në vijat horizontale janë rregulluar atomet e hidrogjenit dhe grupet hidroksil. Në kryqëzimin e vijave janë atomet kirale të C.

Nga formula e gliceraldehidës mund të shihet se ajo ka një atom kiral C të lidhur me katër atome dhe grupe atomike të ndryshme. Në formulë, grupi karbonil është shkruar mbi atomin kiral të C,

dhe grupi $-\text{CH}_2\text{OH}$ është shkruar poshtë atomit kiral të C. Ndërsa, atomi i hidrogjenit ($-\text{H}$) dhe grupi hidroksil ($-\text{OH}$) janë shkruar në të majtë dhe në të djathtë të atomit kiral të C. Ato mund të rregullohen në dy mënyra. Në njërin stereoizomer, grupi $-\text{OH}$ ndodhet në të majtë të atomit kiral të C dhe përcaktohet si isomer-L. Ndërsa në stereoizomerin tjetër, grupi $-\text{OH}$ ndodhet në të djathtë të atomit C kiral, ai përcaktohet si isomer-D.



Formulat e projeksionit të Fisherit mund të shkruhen edhe për monosakaridet që kanë një numër më të madh të atomeve kirale të C, siç janë monosakaridet me pesë ose gjashtë atome karboni. Për të përcaktuar se cili lloj stereoizomeri zgjidhet (isomer- L ose isomer- D, përdoret pozicioni i grupit hidroksil ($-\text{OH}$) në atomin kiral të C më të largët në krahasim me grupin karbonil.

USHTRIME

monosakarideve më të rëndësishme.

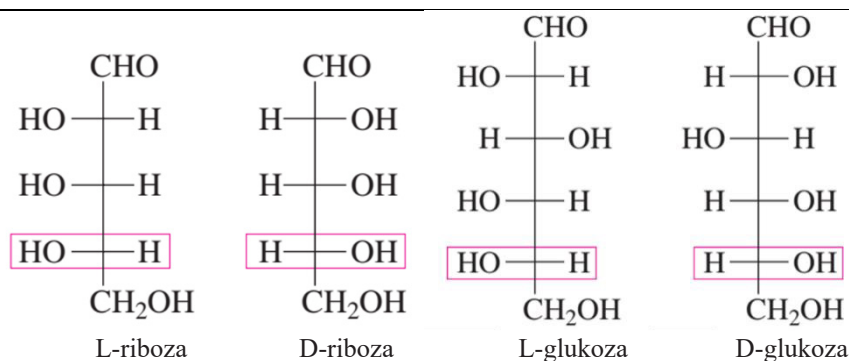
Detyra 3

Duke përdorur formulën e projeksionit Fisher, paraqitni izomerin L dhe izomerin D të ribozës dhe glukozës.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të paraqiten izomerë L dhe izomerë D të ribozës dhe glukozës.

Riboza është një aldopentozë që ka tre atome kirale karboni. Izomeri L dhe izomeri D përcaktohen nga pozicioni i grupit $-\text{OH}$ në atomin kiral të karbonit më të largët në krahasim me grupin e aldehidit. Glukoza është një aldohexozë që ka katër atome kirale C. Ashtu si riboza, izomeri L dhe D përcaktohen nga pozicioni i grupit $-\text{OH}$ në atomin kiral të C më të larguar në krahasim me grupin e aldehidit. Prandaj, format e projeksionit Fisher për ribozën dhe glukozën mund të përfaqësohen si më poshtë:


Detyra 4

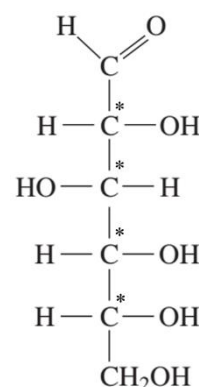
Duke përdorur formulën e projeksionit Fisher, paraqitni izomerin L dhe izomeri D të fruktozës dhe galaktozës.

Atomi kiral i C shënohet me një yll në simbolin e tij. Numri i atomeve kirale të C ndryshon në monosakaride të ndryshme. Për shembull, glukozë ka 4 atome kirale të C të paraqitur me një yll në formulë.

Numri i izomerëve optikë (i) varet nga numri i atomeve kirale të C (n) dhe llogaritet si më poshtë:

$$i = 2^n$$

Duke zbatuar formulën, mund të llogaritet se glukozë ka 16 izomerë optikë ($i=2^4$).


USHTRIME

Përcaktimi i atomeve kirale të karbonit në molekulat e karbohidrateve dhe llogaritja e numrit të izomerëve optikë.

Detyra 5

Përcaktoni cilat C atome janë kirale në molekulën e gliceroaldehidit, treozës, ribozës dhe fruktozës dhe llogaritni numrin e izomerëve optikë.

ZGJIDHJE:

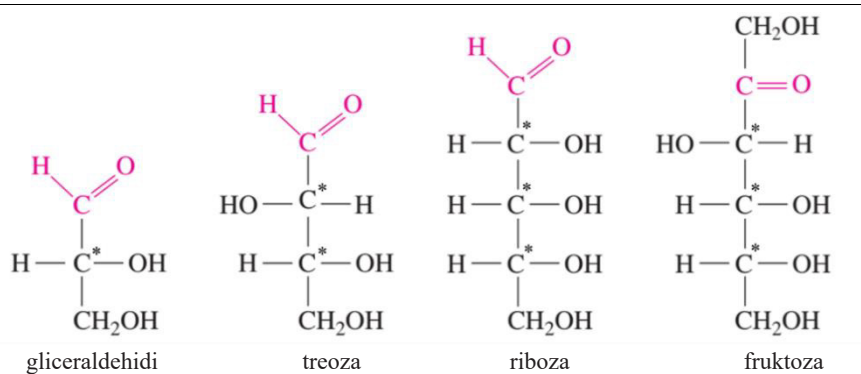
Kërkohet: Sa atome kirale C dhe sa izomerë optikë kanë gliceraldehida, treozë, ribozë dhe fruktozë?

Atomët kirale të C janë atome karboni që janë të lidhura me katër atome ose grupe atomike të ndryshme. Prandaj, nga formulat e monosakarideve mund të shihet se gliceraldehidi ka një atom të vetëm kiral të C, treozë ka dy atome kirale të C, ribozë ka tre atome kirale të C dhe fruktozë ka tre atome kirale të C. Numri i izomerëve optikë llogaritet sipas formulës

$$i = 2^n$$

Prandaj, numri i izomerëve optikë do të jetë

- gliceraldehidi: $i = 2^n = 2^1 = 2$;
- treozë: $i = 2^n = 2^2 = 4$;
- ribozë: $i = 2^n = 2^3 = 8$;
- fruktozë: $i = 2^n = 2^3 = 8$.



Detyra 6

Përcaktoni cilat C atome janë kirale në molekulën e eritrozës, arabinozës dhe galaktozës dhe llogarit numrin e izomerëve optikë.

Komponimet optikisht aktive ndryshojnë në vetitë e tyre optike, për shembull, bashkëveprimi i tyre me planin e dritës së polarizuar në plan është i ndryshëm. Valët elektromagnetike të dritës së polarizuar në plan përhapen vetëm në një plan, ndërsa drita e zakonshme (e papolarizuar) përbëhet nga valë elektromagnetike që dridhen në të gjitha drejtimet (planet), pingul me drejtimin në të cilin udhëton drita. Kur drita e zakonshme kalon nëpër një polarizues, ajo polarizohet dhe bëhet dritë e polarizuar në plan.

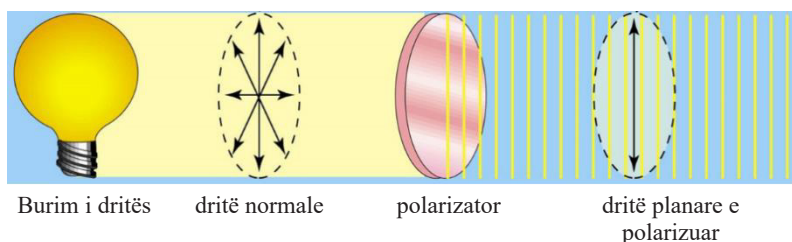


Figura 1.2. Fitimi i dritës planare të polarizuar

Komponimet optikisht aktive e rrotullojnë planin e dritës së polarizuar në plan me një kënd të caktuar në një drejtim të ndryshëm. *Ato sillen si trupi dhe hija pasqyruese të njëra-tjetrës dhe quhen enantiomere*, nga fjala greke *enantios*, që do të thotë e kundërta. **Enantiomerët quhen edhe antipode optike** sepse ato e rrotullojnë planin e dritës së polarizuar në plan me të njëjtin kënd, por në drejtim të kundërt.

Vetia e enantiomeve për të rrotulluar planin e dritës së polarizuar në plan me një kënd të caktuar përdoret për të përcaktuar përqendrimin e tyre në tretësirë, meqenëse këndi i rrotullimit është proporcional me përqendrimin. Instrumentet e përdorura për të matur këndin e rrotullimit quhen **polarimetra**, dhe teknika quhet **polarimetri**.

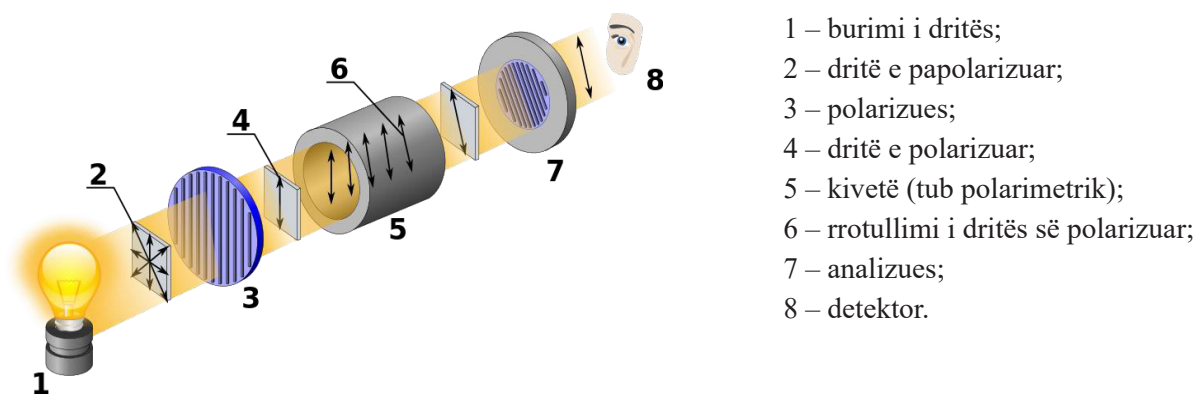


Figura 1.3. Polametri për matjen e rrotullimit këndor

Lidhja midis këndit të rrotullimit të dritës së polarizuar në plan dhe përqendrimit jepet nga formula e mëposhtme

$$\alpha = [\alpha]_D \cdot c \cdot l$$

α – rrotullim këndor

$[\alpha]_D$ – këndi specifik

c – përqendrimi i përbërjes optikisht aktive në tretësirën e provës

l – gjatësia e rrugës përgjatë së cilës kalon drita (gjatësia e kivetës)

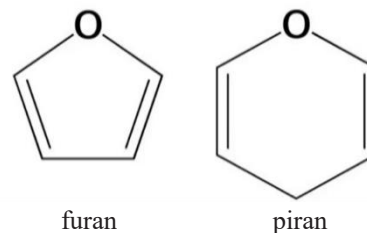
Këndi i rrotullimit specifik është një karakteristikë e çdo përbërjeje optikisht aktive. Vlera e tij përcaktohet në një përqendrim të njohur të përbërjes dhe një temperaturë konstante (20°C).

Izomerët optikë (enantiomerët) që e rrotullojnë planin e dritës së polarizuar në plan me një kënd të caktuar në drejtim të akrepave të orës quhen **dekstrogire** dhe përcaktohen si (+)-izomerë. Izomerët optikë që e rrotullojnë planin e dritës së polarizuar në plan në drejtim të kundërt të akrepave të orës quhen **levogire** dhe përcaktohen si (-)-izomerë. Për shembull, këndi i rrotullimit specifik të glukozës është +52.7°, që do të thotë se glukozja e rrotullon planin e dritës së polarizuar në plan **në të djathtë** dhe përcaktohet si (+)-glukozë. Këndi i rrotullimit specifik të fruktozës është -92.4°, që do të thotë se fruktoza e rrotullon planin e dritës së polarizuar në plan në të majtë dhe përcaktohet si (-)-fruktozë.

*Përzierja që përmban sasi të barabarta të dy enantiomereve quhet **përzierje racemike**. Enantiomeret e rrotullojnë planin e dritës së polarizuar në plan me të njëjtin kënd, por në drejtime të kundërta. Prandaj, një përzierje racemike nuk është optikisht aktive dhe shënohet me (±).*

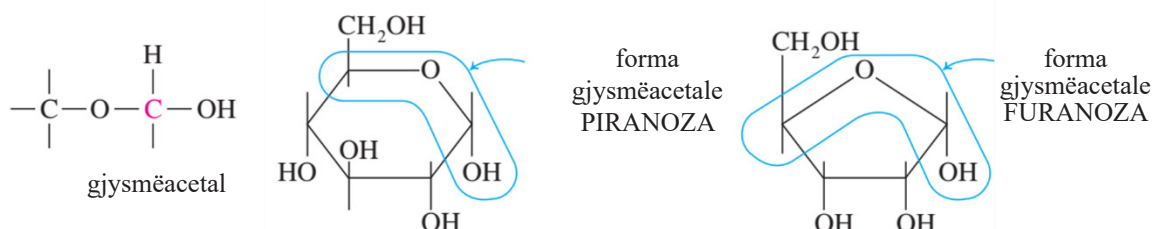
1.4. Format ciklike dhe hemiacetale të monosakarideve

Glukoza në formën e saj me zinxhir të hapur është e pranishme në qeliza në përqendrimë shumë të ulëta. Në kushte fiziologjike, ajo ka një strukturë ciklike që formohet si rezultat i lidhjes ndërmolekulare të formuar midis grupit karbonil dhe grupit hidroksil të atomit kiral C më të largët nga grupi karbonil.

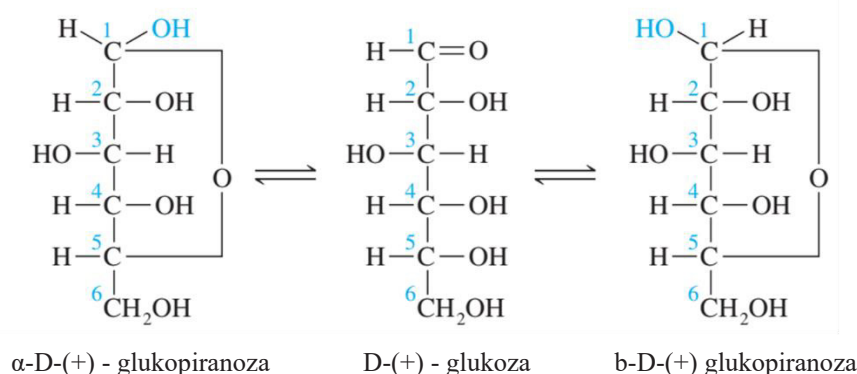


Grupi karbonil është një zinxhir aciklik ose i hapur i monosakarideve është shumë reaktiv. Prandaj, lidhje të reja formohen në molekulën e monosakarideve në një kohë të shkurtër, duke rezultuar në një strukturë ciklike. Strukturat ciklike janë të qëndrueshme, sepse grupi karbonil është i përfshirë në formimin e unazës. Zakonisht, strukturat ciklike formohen nga pentozat dhe heksozat. Një atom oksigjeni përfshihet në unazën e këtyre strukturave, me unaza gjashtë-anëtarëshe si pirani dhe të quajtura **piranoza**, ndërsa unazat pesë-anëtarëshe janë si furani dhe të quajtura **furanoza**.

Nga kimia organike dihet se kur aldehidet (ose ketonet) reagojnë me alkoolet, formohen komponime të quajtura hemiacetale, ku i njëjti atom karboni ka një lidhje eteri dhe një lidhje me një grup hidroksil. Format ciklike të monosakarideve janë forma hemiacetalike dhe formohen me një lidhje ndërmolekulare midis atomit karbonil C dhe grupit $-OH$ të atomit kiral C, i cili është më larg nga grupi karbonil.

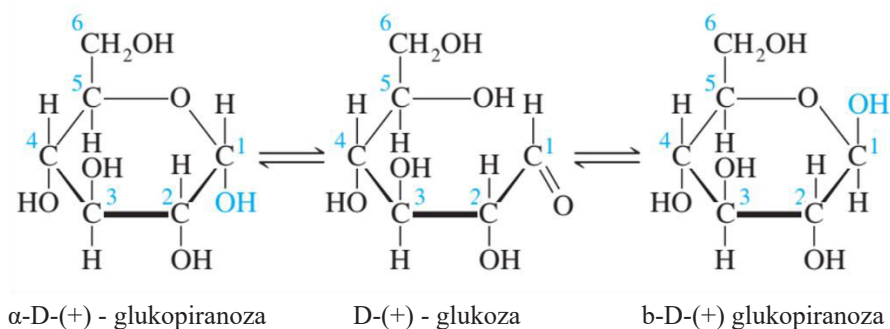


Caktimi i strukturave ciklike fillon nga formula e monosakarideve në formë aciklike. Mënyra se si bëhet kjo shpjegohet duke përdorur shembullin e D-(+)- glukozës.



Si rezultat i një lidhjeje ndërmolekulare midis atomit karbonil C të shënuar me numrin një dhe grupit hidroksil të atomit të pestë C, formohet një unazë heterociklike në të cilin hyn në oksigjen

nga grupi --OH . Në formën hemiacetale, një grup i ri --OH formohet në atomin karbonil C, i cili quhet *grupi hidroksil hemiacetal*, dhe atomi i karbonit quhet *atomi i karbonit hemiacetal*. Ky grup --OH mund të gjendet në dy pozicione, të cilat përcaktohen nga shkronjat greke α (alfa) dhe β (beta). Prandaj, dy izomerët e glukozës emërtohen $\alpha\text{-D-(+)-glukopiranozë}$ dhe $\beta\text{-D-(+)-glukopiranozë}$. Në formën α , grupi --OH ndodhet në të djathtë në lidhje me atomin C të shënuar nga numri 1 (atomi C i grupit aldehid), ndërsa në formën β , ai ndodhet në të majtë në lidhje me këtë atom C. Format ciklike të D-(+)-glukozës mund të tregohen si më poshtë:



Në format ciklike, atomi --H dhe grupi --OH shkruhen sipër dhe poshtë planit të gjashtë-këndëshit. Në formën α , grupi hemiacetal --OH shkruhet poshtë planit të unazës (poshtë), ndërsa në formën β , grupi hemiacetal --OH shkruhet sipër planit të unazës (sipër). Grupet --OH në atomet e dyta, të treta dhe të katërta të C në formën ciklike shkruhen poshtë planit të unazës, ndërsa forma aciklike ndodhet në të djathtë të atomit të C. Ndërsa, grupet --OH që ndodhen në të majtë të atomit të C në formën aciklike shkruhen sipër planit të unazës në formën ciklike. Atomi që është etiketuar me numrin 6 në formën aciklike shkruhet sipër planit të unazës në formën ciklike.

Nga format ciklike të D-glukozës mund të shihet se ato ndryshojnë vetëm në rregullimin e grupeve në atomin e parë të C. Megjithatë, ky ndryshim strukturor në dukje i vogël ka një ndikim të madh në vetitë e izomerëve, pasi forma e molekulës shpesh përcakton zbatimin e saj biologjik.

Dy format ciklike të D-glukozës janë diastereoizomerike dhe ndryshojnë në rrotullimin e dritës së polarizuar në plan. Për shembull, forma e etiketuar $\alpha\text{-D-(+)-glukopiranozë}$ ka një rrotullim këndor specifik prej $+112.2^\circ$, ndërsa forma e etiketuar $\beta\text{-D-(+)-glukopiranozë}$ ka një rrotullim këndor specifik prej $+18.7^\circ$. Nëse këto dy forma të glukozës janë në tretësira të ndara për një kohë të caktuar, rrotullimi këndor specifik i të dy formave ndryshon në $+52.7^\circ$. Ky fenomen njihet si *mutarotacion*. Kjo ndodh sepse në një tretësirë të D-glukozës në ekuilibër, ekzistojnë të dy format ciklike, si dhe forma me zinxhir të hapur. Dy format ciklike janë optikisht izomerike dhe ndryshojnë vetëm në orientimin e hemiacetale të grupit --OH . Në tretësirë $\alpha\text{-D-(+)-glukopiranoza}$ kalon në $\beta\text{-D-(+)-glukopiranozë}$ dhe anasjelltas, derisa të arrihet ekuilibri. *Stereoizomerët*

që ndryshojnë sipas rregullimit hapësinor të lidhjeve rreth atomit C të hemiacetalit quhen **anomerë**. Në fakt, anomerët ndryshojnë në konfigurimin e grupit hemiacetal –OH. Anomerët janë α -D-(+)-glukopiranoza dhe β -D-(+)-glukopiranoza. Gjatë mutarotacionit, njëri anomer kalon në tjetrin dhe anasjelltas.

USHTRIME

Përcaktimi i numrit të atomeve kirale të karbonit në molekulën e një forme ciklike hemiacetale të një monosakaridi (glukozë, fruktozë) dhe krahasimi i tij me numrin e atomeve kirale të karbonit në molekulën e aciklike.

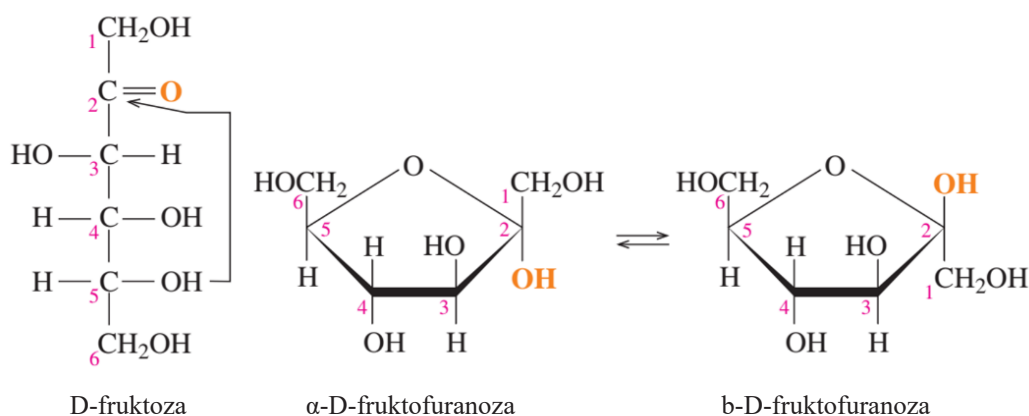
Detyra 7

Krahasoni numrin e atomeve kirale në formën hemiacetale ciklike dhe formën aciklike të fruktozës.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të krahasohet numri i atomeve kirale të C në formën ciklike hemiacetale dhe formën aciklike të fruktozës.

Formulat e formave aciklike (D-fruktozë) dhe hemiacetalit ciklik (α -D-fruktofuranozë dhe β -D-fruktofuranozë) jepen më poshtë. Nga formula mund të shihet se atomet kirale të C atomeve në formën ciklike janë të numëruara 3, 4 dhe 5, d.m.th. fruktoza ka tre atome kirale të C. Situata është e ndryshme në dy format ciklike hemiacetale. Atomet jo-kirale të C janë të numëruara 2, 3, 4 dhe 5. Atomi i C mbi të cilin ndodhet grupi hemiacetal –OH (i pranishëm në këtë formë) është kiral. Kjo do të thotë që dy format ciklike hemiacetale kanë një atom C kiral më shumë krahasuar me formën aciklike.



Detyra 8

Përcaktoni numrin e atomeve kirale C në hemiacetalin ciklik dhe në formën aciklike të glukozës.

1.5. Vetitë kimike të monosakarideve

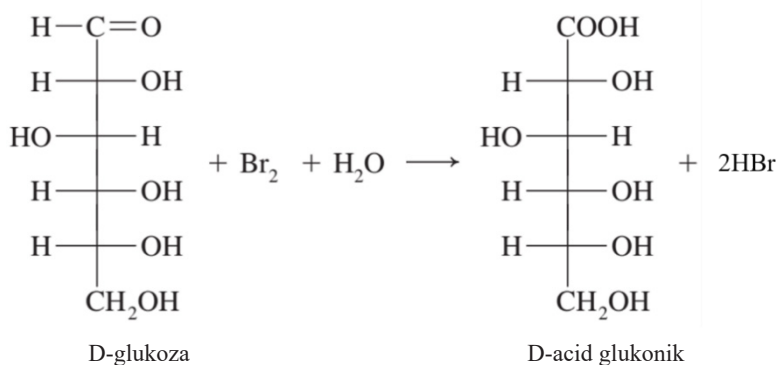
Monosakaridet përmbajnë grupe funksionale që mund të marrin pjesë në reaksione të ndryshme kimike. Për shembull, grupi aldehid i aldozave mund të oksidohet për të dhënë një acid karboksilik. Grupi karbonil i aldozave dhe ketozave mund të reduktohet për të dhënë një grup hidroksil. Grupet hidroksil të monosakarideve mund të reagojnë me komponime të tjera për të formuar derivate të ndryshme, të cilat janë biokomponime të rëndësishme.

Oksidimi i monosakarideve

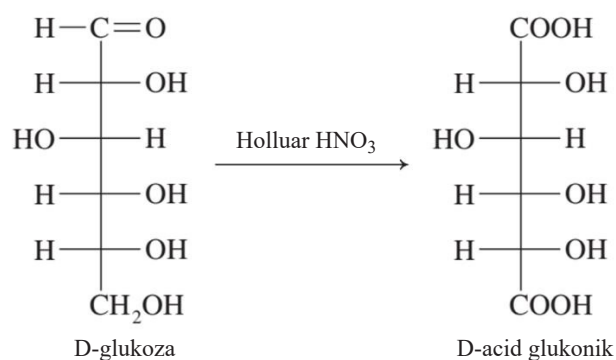
Aftësia e karbohidrateve për t'u oksiduar është themelore për jetën. Pothuajse të gjitha qelizat marrin energji nga oksidimi i glukozës. Në fakt, disa inde, siç është truri, varen nga oksidimi i glukozës për të përmbushur të gjitha nevojat e tyre për energji. Gjatë oksidimit, grupi funksional i aldehydit ($-\text{CHO}$), ku atomi i C formon një lidhje të dyfishtë (dy lidhje) me oksigjenin, shndërrohet në një grup karboksil, në të cilin karboni formon tre lidhje me oksigjenin ($-\text{COOH}$). Energjia lirohet gjatë procesit të oksidimit. Oksidimi i monosakarideve prodhon acide të ndryshme karboksilike. Monosakaridet që oksidohen gjatë reduktimit të substancave të tjera quhen **sheqerna reduktues**.

Monosakaridet ekzistojnë kryesisht në forma ciklike, por një përqindje e vogël e tyre është gjithmonë e pranishme në formën me zinxhir të hapur, ose në formën aciklike që përmban një grup aldehydi. Gjatë oksidimit të monosakarideve, grupi aldehyd mund të oksidohet për të formuar **acid aldonik**, grupi OH në atomin e gjashtë të karbonit mund të oksidohet për të formuar **acid uronik**, ndërsa nëse si aldehydi ashtu edhe grupi OH në atomin e gjashtë të karbonit oksidohen në të njëjtën kohë, formohet **acidi aldarik**.

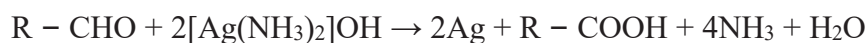
Gjatë oksidimit të glukozës me një agjent oksidues, siç është uji i bromit (Br_2 i tretshëm në ujë), i cili nuk është një oksidues i fortë, grupi aldehyd i D-glukozës oksidohet në një grup karboksil, duke prodhuar kështu acid D-glukonik.



Në rastin kur oksidimi i D-glukozës kryhet me acid nitrik të holluar, i cili është një agjent i fortë oksidues, grupi aldehyd dhe grupi $-\text{OH}$ në atomin e gjashtë C oksidohen në të njëjtën kohë, duke rezultuar në acidin dikarboksilik, acidin D-glukarik.

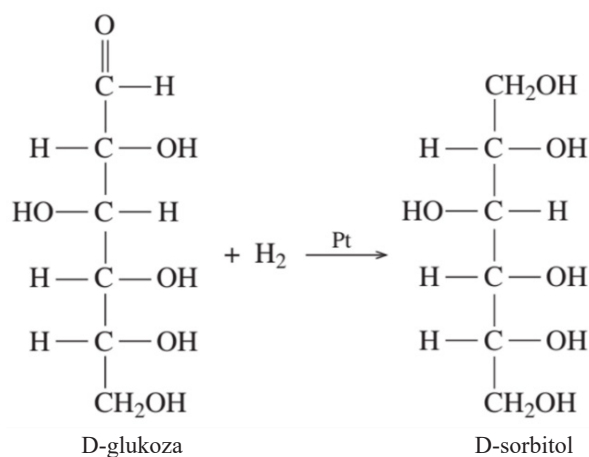


Oksidimi i monosakarideve mund të kryhet edhe me reagentin e Tollensit (hidroksid diamin argjendi(I), $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{OH}$). Kjo prodhon acidin aldonik përkatës, dhe jonet e argjendit (Ag^+) nga reagenti i Tollensit reduktohen në argjend elementar (Ag) i cili depozitohet në muret e enës në formën e një pasqyre argjendi. Reaksioni i pasqyrës së argjendit përdoret për të demonstruar praninë e një grupi aldehidi.



Reduktimi i monosakarideve

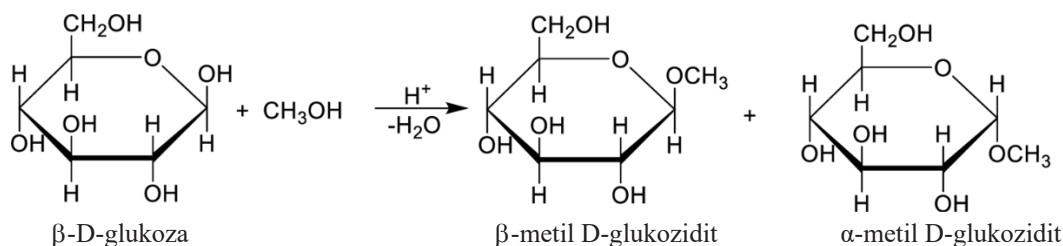
Monosakaridet reduktohen në polihidroksialkooole me hidrogjen në prani të platinës si katalizator (H_2 / Pt) ose me amalgamë natriumi ($\text{Na}(\text{Hg})$). Kur grupi karbonil në monosakaride reduktohet, fitohen alkooole. Për shembull, D-glukoza reduktohet në një alkool të njohur si D-sorbitol. Alkoolet e fituara nga reduktimi i monosakarideve quhen alkooole sheqeri dhe përdoren si ëmbëlsues në shumë produkte në vend të sheqerit. Në këtë mënyrë, fitohen produkte dietike, si dhe produkte për njerëzit me diabet.



Fitimi i glukozideve

Kur monosakaridet reagojnë me alkoolet, formohen eterë të quajtur glukozide. Në një mjedis acid, uji çlirohet nga grupi hemiacetal $-\text{OH}$ i monosakaridit (me reaktiv se grupet e tjera $-\text{OH}$) dhe grupi $-\text{OH}$ i alkoolit duke liruar ujin ku fitohet **glukozidi** përkatës. Për shembull,

reaksioni i β -D-glukozës dhe metanolit prodhon një përzierje të β -metil D-glukozidit dhe α -metil D-glukozidit.



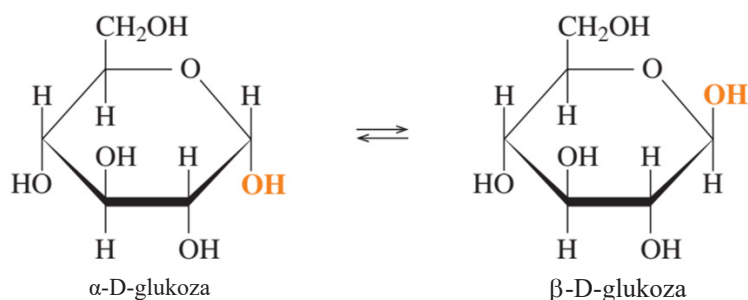
Glukozidet luajnë një rol shumë të rëndësishëm në organizmat e gjallë. Bimët i ruajnë glukozidet në një formë joaktive, për t'u aktivizuar më vonë nga hidroliza enzimatiqe, duke ndarë kështu përbërësin e sheqerit, i cili bëhet i disponueshëm për përdorim.

1.6. Përfaqësues të rëndësishëm të monosakarideve

Një numër i madh monosakaridesh janë sintetizuar, por vetëm disa prej tyre kanë rëndësi biologjike. Pentozat si riboza dhe deoksiriboza janë pjesë e acideve nukleike, ndërsa heksozat janë një burim i rëndësishëm energjie për qelizat. Heksozat më të rëndësishme janë glukozat, galaktoza dhe fruktoza. Në natyrë, më shpesh gjenden izomerët e tyre D, të cilët janë pjesë e qelizave.

Glukoza

Glukoza është një aldohexozë me formulën molekulare $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Është sheqeri më i rëndësishëm në trupin e njeriut. Glukoza zbërthehet në dioksid karboni dhe ujë në procesin e glikolizës, duke çliruar një sasi të madhe energjie. Glukoza quhet edhe *dekstrozë* sepse rrotullon dritën e polarizuar në plan në të djathtë (D- (+)-glukozë). D-glukoza ekziston në dy forma anomerike: α -D-glukozë (α -D-glukopiranozë) dhe β -D-glukozë (β -D-glukopiranozë).

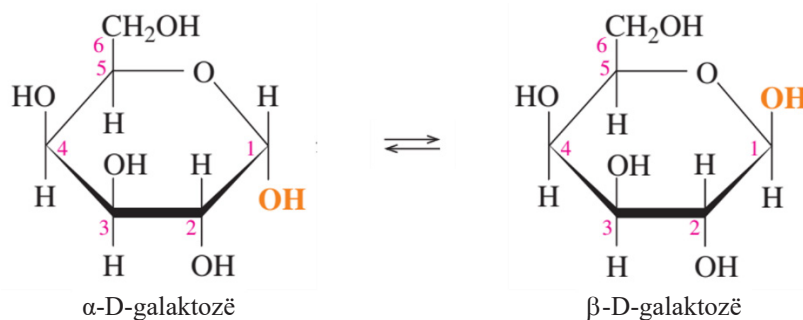


Glukoza njihet edhe si *sheqer rrushi*, sepse gjendet në rrush, dhe gjithashtu gjendet në fruta, perime, shurup misri, mjaltë, etj. Mjalti është një përzierje natyrale e glukozës dhe fruktozës, dodekasukroza (sheqeri i zakonshëm) është një përbërës i formuar nga një molekulë glukozë dhe një molekulë fruktoze. D-glukoza është pjesë e disakarideve saharoze, laktoze dhe maltoze dhe polisakarideve niseshte, celulozë dhe glikogjen. Glukoza quhet edhe *sheqer në gjak*, sepse

transportohet përmes qarkullimit të gjakut në të gjitha qelizat. Gjendet në urinën e njerëzve me diabet, dhe gjendja në të cilën glukoza ekskretohet në urinë quhet glukozuria.

Galaktoza

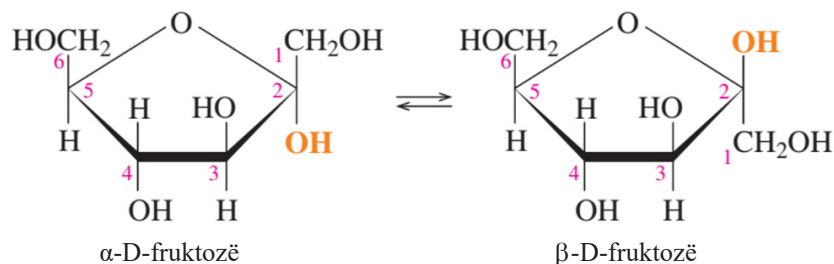
Galaktoza është një aldoheksozë që, e lidhur me glukozën, gjendet në disakaridin laktozë, si dhe në disa oligosakaride dhe polisakaride. Galaktoza është një përbërës i membranave qelizore të trurit dhe sistemit nervor. Është një izomer i glukozës, ndryshimi në strukturën e D-glukozës dhe D-galaktozës është në rregullimin e grupit $-OH$ në atomin e katërt të karbonit. Kjo mund të shihet nga strukturat ciklike të α -D-galaktozës (α -D-galaktopiranozë) dhe β -D-galaktozës (β -D-galaktopiranozë).



Gjendja në të cilën funksioni i enzimit të nevojshëm për shndërrimin e galaktozës në glukozë është e dëmtuar quhet galaktozemi. Grumbullimi i galaktozës në gjak dhe inde mund të çojë në katarakt, prapambetje mendore dhe cirrozë. Trajtimi për galaktozeminë është eliminimi i ushqimeve që përmbajnë galaktozë, siç janë qumështi dhe produktet e qumështit.

Fruktoza

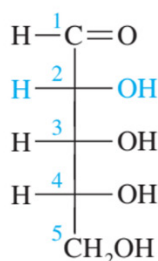
Fruktoza është e ndryshme nga glukoza dhe galaktoza dhe është një ketoheksozë. Quhet *levulozë*, sepse e rrotullon planin e dritës së polarizuar në plan majtas. Fruktoza quhet edhe *sheqer frutash* dhe gjendet në fruta dhe lëngje frutash. Është një monosakarid që gjendet në sheqerin e zakonshëm saharozë, glukozë dhe në polisakaridin inulinë. Struktura e fruktozës ndryshon nga ajo e glukozës në pozicionin e grupit karbonil, i cili në glukozë është në atomin e parë të C, ndërsa në fruktozë grupi karbonil është në atomin e dytë të karbonit. D-fruktoza ekziston në dy struktura ciklike, α -D-fruktozë (α -D-fruktofuranozë) dhe β -D-fruktoza (β -D-fruktofuranoza), e cila mund të shfaqet si më poshtë:



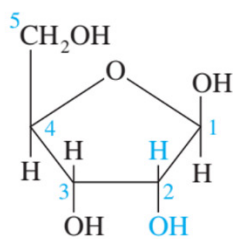
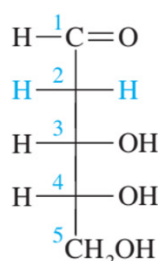
Fruktoza është sheqeri më i ëmbël, dy herë më i ëmbël se saharoza. Kjo është arsyeja pse fruktoza është e popullarizuar te njerëzit në dietë, pasi përmban më pak fruktozë dhe për këtë arsye më pak kalori për të prodhuar një shije të ëmbël. Saharoza zbërthehet në glukozë dhe fruktozë nga enzima invertazë, e cila është e pranishme te bletët. Fruktoza mund të metabolizohet drejtpërdrejt, por gjithashtu shndërrohet lehtësisht në glukozë në mëlçi.

Riboza dhe deoksiriboza

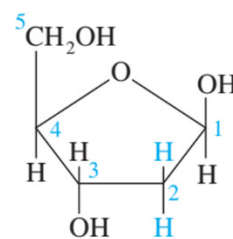
D-riboza dhe D-2-deoksiriboza janë aldopentoza që janë pentoza veçanërisht të rëndësishme, sepse marrin pjesë në ndërtimin e acideve nukleike. Emri deoksiribozë është D-2-deoksiribozë, ku numri 2 tregon se atomit të dytë C në deoksiribozë i mungon një atom oksigjeni. Në vend të grupit –OH që është i pranishëm në ribozë, në deoksiribozë ekziston një atom hidrogjeni. Dallimi midis tyre mund të shihet nga formulat e mëposhtme që përfaqësojnë strukturat e tyre aciklike dhe ciklike.



D-riboza

 β -D-riboza

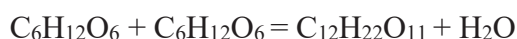
D-2 deoksiriboza

 β -D-2 deoksiriboza

D-riboza ekziston në dy forma izomerike α -D-ribozë (α -D-ribofuranozë) dhe β -D-ribozë (β -D-ribofuranozë). Nga struktura ciklike e ribozës mund të shihet se ajo ka tre atome kirale C (të shënuara 2, 3 dhe 4), ndërsa deoksiriboza ka dy atome kirale C (të shënuara 3 dhe 4). Prandaj, numri i izomerëve optikë në të cilët ndodhin këto pentoza do të jetë i ndryshëm.

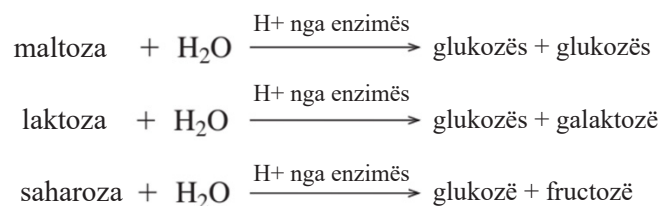
1.7. Disakaridet

Disakaridet janë karbohidrate që përbëhen nga dy njësi monosakaridesh. Disakaridet më të zakonshme janë **maltoza**, **laktoza** dhe **saharoza**. Formula molekulare për disakaridet është $C_{12}H_{22}O_{11}$. Për të formuar një disakarid, molekulat e monosakarideve ($C_6H_{12}O_6$) lidhen së bashku, duke prodhuar një molekulë uji. Prandaj, reagimi për të formuar disakaride quhet reaksion *kondensim*.



Nga ekuacioni mund të shihet se reaksioni i kundërt i kondensimit është hidroliza. Disakaridet mund të zbërthehen në tretësira ujore në prani të një acidi ose enzime, duke përfutur kështu dy molekula monosakaridesh. Një enzimë e ndryshme përdoret për të zbërthyer secilin prej disakarideve. Për shembull, **saharoza** gjatë hidrolizës në prani të acidit ose enzimës *sukrazë*,

zbërthehet në një molekulë glukozë dhe një molekulë fruktozë. **Laktoza** zbërthehet në glukozë dhe galaktozë nga prania e enzimës laktazë, ndërsa **maltoza** zbërthehet në dy molekula glukozë nga enzima maltazë.



Maltoza

Maltoza është një disakarid i përbërë nga dy njësi monosakaride të glukozës. Nuk gjendet në gjendje të lirë, ajo merret gjatë hidrolizës së niseshtesë polisakaride, si dhe nga kokrrat e mbi-ra. Gjatë hidrolizës së maltozës, nën veprimin e enzimave të majasë në elb dhe drithëra të tjera, merret glukozë, nga e cila merret më tej etanoli gjatë fermentimit. Maltoza shtohet në drithëra, karamelle dhe në përgatitjen e pijeve. Lidhja kovalente me të cilën lidhen dy molekulat e glukozës dhe maltozës quhet lidhje glikozidike ose lidhje glikozidike oksigjeni (lidhje O – glikozidike). Formohet midis atomeve C të shënuara 1 dhe 4 të dy molekulave të D-glukozës dhe lirohet një molekulë uji.

USHTRIME

Paraqitja e mënyrës maltose dhe trehaloze të lidhjes së njërive monosaharide të disaharidet më të rëndësishëm (maltozë, laktozë, trehalozë, sukrozë), përcaktimi dhe regjistrimi i lidhjes glikozidike.

Detyra 9

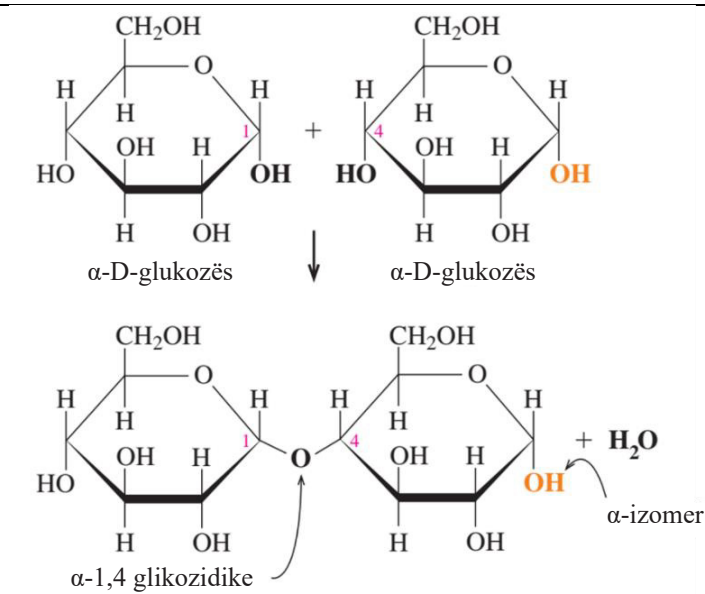
Paraqitni mënyrën e lidhjes maltose të disaharidi maltozë.

ZGJIDHJE:

Kërkohet:

Të paraqitet mënyra maltose e lidhjes të disaharidi maltozë.

Formimi i lidhjes glikozidike midis dy molekulave të α -D-glukozës në disakaridin maltozës përfshin grupin hemiacetal –OH (pozicioni 1) të një molekule, e cila ndodhet në pozicionin α -, dhe grupin –OH, i cili ndodhet në pozicionin 4 të molekulës së dytë të glukozës. Lidhja glikozidike në maltozë përcaktohet si një lidhje α -1,4 glikozidike. Kjo tregon se formimi i lidhjes përfshin grupin –OH, i cili ndodhet në atomin e karbonit α (pozicioni 1) të molekulës së parë të α -D-glukozës, me grupin –OH, i cili ndodhet në pozicionin 4 të atomit C të molekulës së dytë të α -D-glukozës. Gjatë formimit të lidhjes α -1,4 glikozidike, lirohet një molekulë uji. Formimi i lidhjes glikozidike në maltozë mund të përfaqësohet si më poshtë:



Detyra 10 Shkruani formulën e β -izomerit të maltozës.

Mënyra se si dy molekulat e glukozës lidhen në maltozë quhet **lidhja e maltozës**. Në lidhjen e maltozës së monosakarideve, grupi hemiacetal -OH i njërit monosakarid dhe grupi -OH i monosakaridit tjetër, i cili nuk është hemiacetal, marrin pjesë në formimin e lidhjes glikozidike. Prandaj, fitohet një disakarid me një grup hemiacetal -OH , i cili ndikon në vetitë e tij. Maltoza, për shkak se ka një grup hemiacetal -OH , mund të formojë izomerë α - dhe β - dhe tregon mutarotacion. Në zinxhirin e hapur të maltozës, ekziston një grup aldehidi që mund të oksidohet. Prandaj, maltoza quhet *sheqer reduktues*.

Laktoza

Laktoza është një monosakarid i përbërë nga dy njësi monosakaridesh, secila prej të cilave është β -D-glukozë, dhe tjetra është β -D-galaktozë e lidhur nga një lidhje glikozidike sipas metodës së lidhjes së maltozës. Laktoza quhet edhe *sheqer qumështi*, sepse gjendet në gjendje të lirë në qumështin e gjitarëve dhe në produktet e qumështit. Enzima laktazë është e pranishme në zorrën e hollë të foshnjave, kështu që ato mund ta zbërthejnë lehtësisht laktozën që marrin nga kolostrumi në dietën e tyre. Megjithatë, ndërsa njerëzit plaken, zorrët ndalojnë së prodhuari enzimën laktazë dhe nuk mund ta tretin laktozën. Prandaj, tek ata, laktoza metabolizohet nga bakteret që jetojnë në zorrën e trashë.

USHTRIME

Paraqitja e mënyrës së lidhjes maltoze dhe trehaloze të njërive monosakaride të disakarideve më të rëndësishme (maltozë, laktozë, trehalozë, sukrozë), përcaktimi dhe regjistrimi i lidhjes glikozidike.

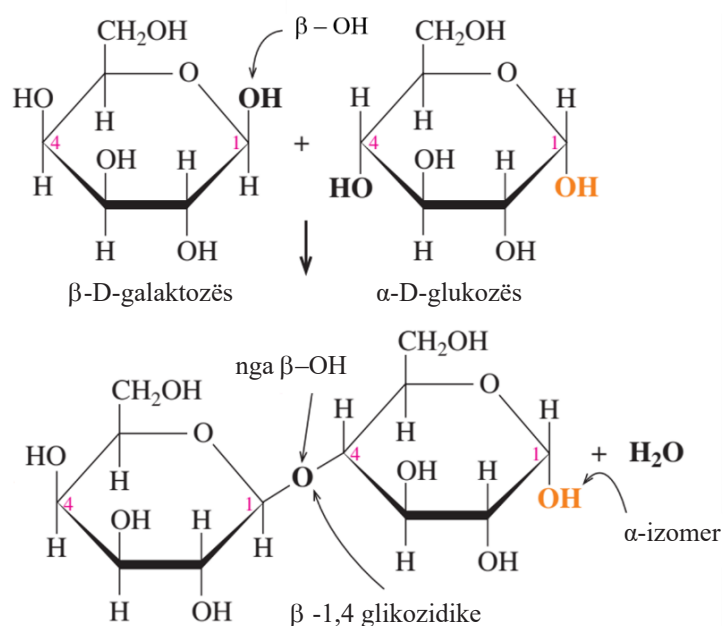
Detyra 11

Paraqitni mënyrën maltoze të lidhjes te disaharidi laktozë.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të paraqitet lidhja e maltozës në disakaridin laktozë.

Monosakaridet galaktozë dhe glukozë në laktozë janë të lidhura sipas lidhjes së maltozës. Lidhja glikozidike e formuar midis β -D-galaktozës dhe α -D-glukozës quhet lidhje β -1,4 glikozidike. Ajo formohet midis grupit hemiacetal $-OH$ të vendosur në atomin C në pozicionin 1 të β -D-galaktozës dhe grupit $-OH$ të atomit C në pozicionin 4 të α -D-glukozës. Formimi i lidhjes glikozidike në laktozë mund të përfaqësohet si më poshtë:



Detyra 12 Shkruani formulën e β -izomerit të laktozës.

Nga formula e laktozës mund të shihet se ajo ka një grup hemiacetal të lirë $-OH$, që do të thotë se mund të ekzistojnë dy izomerë, α dhe β . Ashtu si maltoza, tanina e hapur laktozë ka një grup aldehidi që mund të oksidohet. Prandaj, laktoza quhet *sheqer reduktues*.

Trehaloza

Trehaloza është një disakarid i përbërë nga dy molekula α -D-glukozë të lidhura nga një lidhje glikozidike. Në disakaride, dy grupet hemiacetal $-OH$ të molekulave të monosakarideve mund të marrin pjesë në formimin e lidhjes glikozidike. Ky lloj lidhjeje njihet si *lidhja trehalozë* dhe gjendet në disakaridet trehalozë dhe sukrozë.

USHTRIME

Prezantimi i mënyrave të lidhjes së njësive monosakaride me maltozë dhe trehalozë në disakaride të rëndësishme (maltozë, laktozë, trehalozë, sukrozë), përcaktimi dhe shkrimi i lidhjes glikozidike.

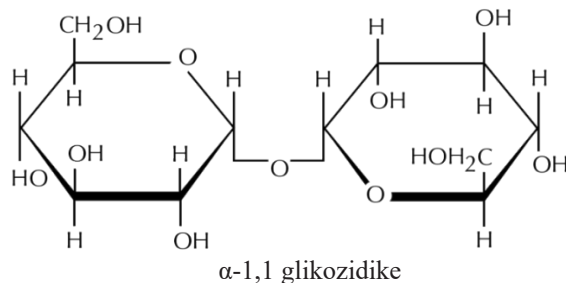
Detyrë 13

Paraqit mënyrën trehaloze të lidhjes te trahloza.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të paraqitet mënyra trehaloze e lidhjes te trahloza.

Trehaloza është një monosakarid i përbërë nga dy molekula α -D-glukoze. Formimi i lidhjes glikozidike përfshin grupet hemiacetal –OH të atomit C të shënuara me 1 nga dy molekulat e α -D-glukozës. Lidhja glikozidike që formohet me metodën e lidhjes trehalozë në disakaridin trehalozë përcaktohet si lidhja glikozidike α -1,1. Formimi i saj mund të përfaqësohet si më poshtë:



Disakaridi i përfituar me metodën e lidhjes me trehalozë nuk ka një grup të lirë hemiacetal - OH, sepse dy monosakaridet janë në të vërtetë të lidhura nga grupi hemiacetal - OH.

Detyra 14 A mundet trehaloza të ekzistojë në formën α - dhe β -? Shpjegoni.

Nga formula e trehalozës mund të shihet se ajo nuk ka një grup hemiacetal –OH. Zakonisht disakaridet që nuk kanë një grup hemiacetal –OH ndryshojnë në vetitë e tyre nga disakaridet që kanë një grup hemiacetal –OH. Prandaj, trehaloza është një sheqer jo-reduktues, nuk tregon mutarotim dhe nuk mund të ekzistojë si α - dhe β - izomer.

Saharoza

Saharoza është një sakarid i vetëm i përbërë nga molekulë e α -D-glukozës nga një molekulë β -D-fruktoza e lidhur me një lidhje glikozidike. Lidhja glikozidike në saharozë formohet nga një lidhje trehalozë. Quhet sheqer i thjeshtë, i cili gjendet në gjendje të lirë dhe përdoret në të ushqyerit e përditshëm. Pjesa më e madhe e saharozës merret nga kallami i sheqerit ose panxhari i sheqerit, shurupi i panjës është gjithashtu një burim i mirë i saharozës. Dy format e sheqerit, i rafinuar dhe i parafinuar, janë saharoza.

USHTRIME

Paraqitja e lidhjes së maltozës dhe trehalozës me njësitë monosakaride të disakarideve më të rëndësishme (maltozë, laktozë, trehalozë, sukrozë), përcaktimi dhe regjistrimi i lidhjes glikozidike.

Detyra 15

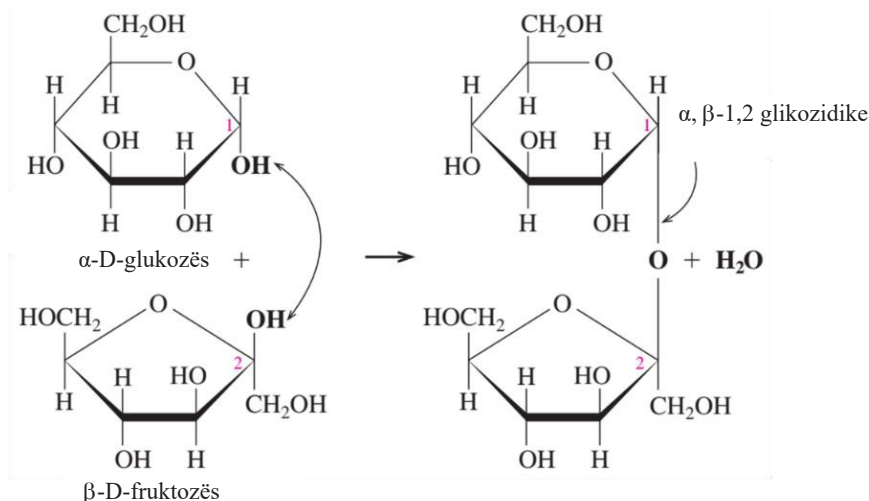
Paraqitni mënyrën trehaloze të lidhjes te disaharidi saharoza.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të përfaqësohet lidhja trehalozë në disakaridin saharozë.

Saharoza është një disakarid i përbërë nga α -D-glukoza dhe β -D-fruktoza. Formimi i lidhjes glikozidike përfshin grupin hemiacetal –OH të atomit C të shënuar me 1 në molekulën α -D-glukoza dhe grupin hemiacetal –OH të atomit C të shënuar me 2. në molekulën e β -D-fruktozës.

Lidhja glikozidike që ndodh në saharozë midis α -D-glukozës dhe β -D-fruktozës shënohet si lidhje α -1,2-glikozidike. Formimi i saj mund të përfaqësohet si më poshtë:



Detyra 16

A janë saharoza dhe produktet e përfituara nga hidroliza e saj sheqerna reduktues? Shpjegoni.

Nga molekula e saharozës, mund të shihet se ajo nuk ka një grup hemiacetal —OH , që do të thotë se nuk mund të oksidohet dhe për këtë arsye nuk është sheqer reduktues.

Saharoza, gjatë hidrolizës, formon një molekulë glukozë dhe një molekulë fruktozë. Sukroza e rrotullon planin e dritës së polarizuar në plan me një kënd të caktuar djathtas ((+)-sukrozë), glukozë, ashtu si sukroza, është (+)-glukozë, ndërsa fruktoza e rrotullon planin e dritës së polarizuar në plan majtas ((-)-fruktozë). Këndi i rrotullimit të fruktozës është më i madh krahasuar me glukozën, dhe për këtë arsye një përzierje e glukozës dhe fruktozës (1:1) e rrotullon planin e dritës së polarizuar në plan majtas krahasuar me sukrozën, e cila e rrotullon atë djathtas. Prandaj, një përzierje e glukozës dhe fruktozës quhet **sheqer invert**. Kjo do të thotë se me hidrolizën e sukrozës, ka ndodhur një inversion, d.m.th. një ndryshim në drejtimin e rrotullimit të planit të dritës së polarizuar në plan.

Vetitë fizike të disakarideve

Vetitë fizike të disakarideve saharozë, laktozë dhe maltozë janë për shkak të molekulave të tyre të mëdha dhe polare. Ato gjenden në gjendje të ngurtë agregate dhe treten lehtësisht në ujë. Për shembull, tretshmëria e saharozës është 200 g për 100 g ujë në 0°C . Arsyeja për tretshmërinë e lartë në ujë janë lidhjet hidrogjenike që formohen midis molekulave të ujit dhe grupeve —OH të disakarideve. Disakaridet nuk shkrihen lehtë, në fakt vetëm laktoza ka një pikë shkrirjeje të përcaktuar (201.6°C), saharoza dhe maltoza zbërthehen kur nxehen në 186°C dhe 103°C , përkatësisht. Kur saharoza nxehet në temperatura të larta, ajo errësohet dhe zbërthehet pjesërisht. Përzierja që rezulton quhet karamel dhe përdoret si ngjyrë dhe aromë në produktet ushqimore.

1.8. Polisakaride

Polisaharidet janë polimerë të formuara nga një numër i madh monosakaridesh. Formula e përgjithshme e të gjitha polisakarideve është $(C_6H_{10}O_5)_n$. Polisakaridet më të rëndësishme si niseshteja, celuloza dhe glikogjeni formohen nga D-glukoza. Kjo do të thotë që hidroliza e tyre do të japë glukozë. Hidroliza zhvillohet në një mjedis acidik dhe pas ngrohjes.



Polisakaridet ndryshojnë sipas llojit të lidhjes glikozidike të formuar midis monosakarideve, si dhe shkallës së degëzimit. Bimët kanë aftësinë të përdorin rrezet e diellit dhe të sintetizojnë monosakaride nga CO_2 dhe H_2O , nga të cilat ato marrin më tej saharozë (forma kryesore e transportit të sheqerit në bimë) dhe niseshte (një polisakarid i ruajtur nga bimët).

Polisakaridet ndahen në heteropolisakaride dhe homopolisakaride sipas përbërjes së tyre kimike. **Heteropolisakaridet** janë karbohidrate që përbëhen nga dy ose më shumë monosakaride të ndryshme. Në fakt, heteropolisakaridet ndërtohen nga monosakaride të ndryshme ose produkte të tyre të oksidimit, siç janë acidet uronike. Ky grup përfshin pektinat, hemicelulozat, agar-agarin. Për shembull, te pektinat, zinxhiri kryesor ndërtohet nga acidi galakturonik, ndërsa zinxhirët anësorë ndërtohen nga monosakaridet ksilozë, arabinozë, galaktozë, glukozë, etj. **Homopolisakaridet** janë karbohidrate që përmbajnë vetëm një lloj monosakaridi. Shembuj të homopolisakarideve janë niseshteja, celuloza dhe glikogjeni, të cilat ndërtohen nga monosakaridi glukozë.

Niseshteja(Amidoni)

Amidoni është një polisakarid që gjendet në oriz, patate, fasule, drithëra, etj. Është i përbërë nga dy polimere, *amilozë* dhe *amilopektinë*. Amiloza, e cila përbën rreth 20% të niseshtesë, përbëhet nga 250 deri në 4,000 njësi monosakaride të D-glukozës, të cilat janë të lidhura nga lidhje glikozidike α -1,4 në një sekuencë të pa-degëzuar, të rregulluara në një model spiral (Figura 1.4).

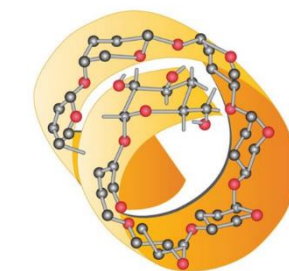
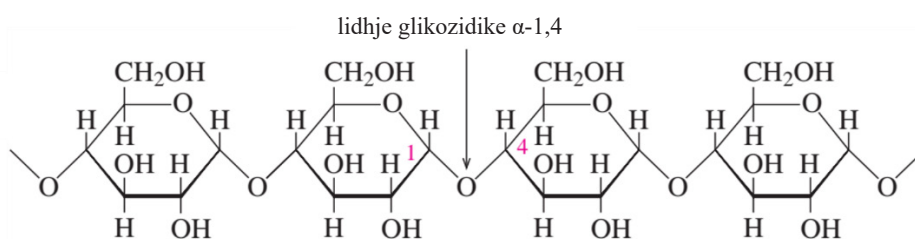
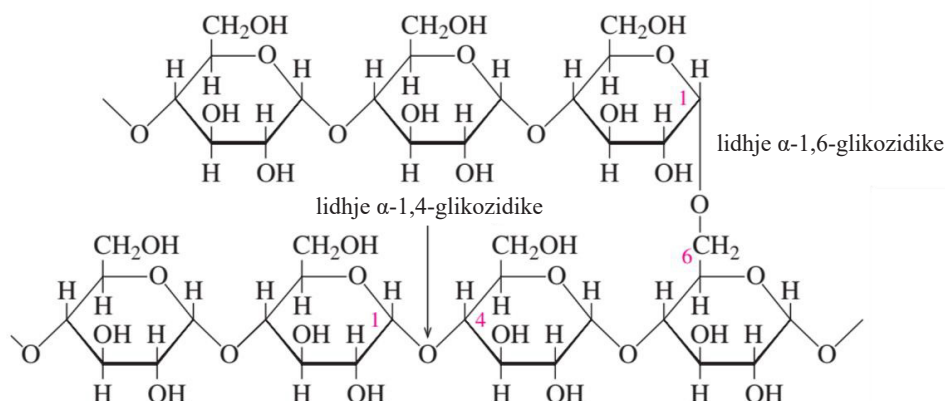


Figura 1.4. Struktura spirale e amilozës

Amilopektina, e cila përbën deri në 80% të amidonit, është një polimer me zinxhir të degëzuar. Mënyra se si lidhen molekulat e D-glukozës është e njëjtë me atë të amilozës, me lidhje α -1,4-glikozidike. Zinxhiri kryesor i amilopektinës është i degëzuar çdo 25 njësi glukoze. Ky degëzim

formon lidhje α -1,6-glikozidike midis grupit hemiacetal $-OH$ nga atomi C (pozicioni 1) të degës dhe atomit C në pozicionin 6 të zinxhirit kryesor.

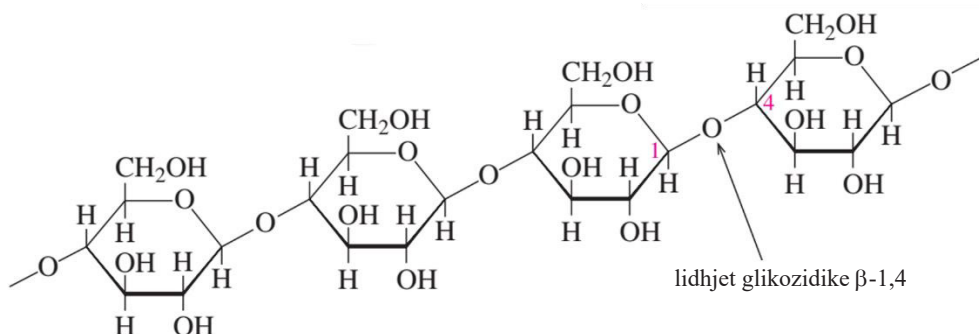


Niseshteja hidrolizohet lehtë në ujë në prani të acidit për të dhënë dekstrina, të cilat hidrolizohen më tej në maltozë, dhe si produkt përfundimtar, glukozë merret nga hidroliza e maltozës. Në trupin e njeriut, karbohidratet komplekse zërthehen nën veprimin e enzimave amilazë (në pështymë) dhe maltazë (në zorrë). Glukoza e përfutur nga zbërthimi i tyre siguron rreth 50% të kalorive të nevojshme ushqyese.

Pavarësisht pranisë së grupeve polare $-OH$, molekulat e amidonit janë të patretshme në ujë të ftohtë, kryesisht për shkak të madhësisë së tyre. Amidoni formon lehtësisht sisteme dispersioni koloidale në ujë të nxehtë. Me shtimin e jodit (I_2), ato marrin një ngjyrë blu të errët, gjë që është dëshmi e pranisë së amidonit.

Celulozë

Celuloza është materiali kryesor strukturor i pemëve dhe bimëve, dhe pambuku është pothuajse celulozë e pastër. Në celulozë, molekulat e D-glukozës janë të lidhura nga lidhjet glikozidike β -1,4- dhe formojnë zinxhirë të gjatë të padegëzuar. Midis zinxhirëve, të cilët janë paralelë me njëri-tjetrin, formohen lidhje hidrogjeni që përfshijnë grupet OH , gjë që e bën celulozën të patretshme në ujë.



Njerëzit kanë enzima të quajtura α -amilazë në pështymën dhe lëngjet pankreatike që mund të hidrolizojnë lidhjet α -1,4-glikozidike në niseshte, por këto enzima nuk mund të hidrolizojnë lidhjet β -1,4-glikozidike në celulozë. Prandaj, ato nuk mund ta tretin celulozën. Ndryshe nga

njerëzit, në sistemin tretës të disa kafshëve celuloza zbërthehet në glukozë nga bakteret që kanë enzimën celulazë për të hidrolizuar lidhjet β -1,4-glikozidike.

Glikogjen

Glikogjeni ose niseshteja shtazore është një polimer i D- glukozës, i cili ruhet në mëlçi dhe muskujt e njerëzve dhe kafshëve. Ai hidrolizohet në qeliza me një shpejtësi që ruan nivelet e glukozës në gjak dhe siguron energji midis vakteve. Struktura e glikogjenit është shumë e ngjashme me strukturën e amilopektinës, e cila gjendet te bimët, përveç se glikogjeni është një polimer më i degëzuar. Në zinxhirin kryesor të glikogjenit, njësitë e glukozës bashkohen nga lidhjet α -1,4-glikozidike, dhe degët që ndodhin çdo 10-15 njësi glukoze lidhen me lidhjet α -1,6-glikozidike.

REZYME

Biokimia është dega e kimisë që merret me studimin e biokomponimeve, zbulimin, prodhimin, strukturën, vetitë dhe rolin e tyre në organizmat e gjallë.

Biokomponimet janë komponime organike që janë të rëndësishme për organizmat e gjallë.

Biomolekulat janë komponime organike që marrin pjesë në strukturën dhe funksionimin e organizmave të gjallë.

Elementet biogjene (bioelementet) janë elementët që marrin pjesë në ndërtimin e biomolekulave ose mundësojnë funksionimin e tyre të drejtë.

Karbohidratet janë komponime organike të oksigjenit që përmbajnë elementët karbon, hidrogjen dhe oksigjen.

Sipas kompleksitetit të tyre, karbohidratet ndahen në të thjeshta dhe komplekse.

Monosakaridet janë karbohidratet më të thjeshta që nuk mund të hidrolizohen, domethënë të ndahen në molekula më të vogla.

Oligosakaridet janë karbohidrate që përbëhen nga dy deri në dhjetë njësi monosakaride të lidhura së bashku.

Disakaridet janë karbohidrate që përbëhen nga dy njësi monosakaride.

Polisakaridet janë karbohidrate që janë polimere natyrale që përmbajnë një numër të madh njësisht monosakaride.

Homopolisakaridet janë karbohidrate që përmbajnë vetëm një lloj monosakaridi.

Heteropolisakaridet janë karbohidrate të përbëra nga dy ose më shumë molekula të ndryshme monosakaridesh.

Aldozat janë monosakaride me një grup funksional aldehid ($-CHO$) në atomin e parë të karbonit.

Ketozat janë monosakaride që kanë një grup keto (karbonil) në atomin e dytë të karbonit.

Triozat janë monosakaride me tre atome karboni, **tetrozat** janë monosakaride me katër atome karboni, **pentozat** kanë pesë atome karboni dhe **heksozat** përmbajnë gjashtë atome karboni.

Një atom karboni kiral është një atom që është i lidhur me katër atome ose grupe atomike të ndryshme.

Numri i izomerëve optikë (i) varet nga numri i atomeve kirale të C (n) dhe llogaritet me formulën: $i = 2^n$.

Enantiomeret janë stereoizomerë që sillen si imazhe pasqyruese të njëri-tjetrit. Izomeria optike quhet edhe **enantiomeri**.

Enantiomerët quhen edhe **antipode optike** sepse e rrotullojnë planin e dritës së polarizuar në plan me një kënd të caktuar.

Polarimetrat janë instrumente që përdoren për të matur këndin e rrotullimit, dhe kjo teknikë quhet **polarimetri**.

Dekstrogirët janë izomerë optikë që rrotullohen në planin e dritës planare të polarizuar me një kënd të caktuar në drejtim të akrepave të orës, (+) izomerë.

levogirët janë izomerë optikë që e rrotullojnë planin e dritës së polarizuar në plan në kah të kundërt të akrepave të orës, (–) izomerë.

Përzierje racemike është një përzierje që përmban sasi të barabarta të dy enantiomereve.

Piranozat janë unaza gjashtë-anëtareshe si pirani, **ndërsa furanozat** janë unaza pesë-anëtareshe si furani.

Një grup hidroksil hemiacetal është grupi i ri –OH që formohet në formën hemiacetal nga ciklizimi i monosakarideve.

Mutarotacioni është ndryshimi në rrotullimin optik të një tretësire që ndodh për shkak të një ndryshimi në ekuilibrin midis anomerëve α - dhe β -.

Sheqernat reduktuese janë karbohidrate që oksidohen, ndërsa reduktojnë substanca të tjera.

Acidi aldonik fitohet me oksidimin e grupit aldehid të monosakarideve.

Acidi uronik fitohet me oksidimin e grupit –OH në atomin e gjashtë të C.

Acidi aldarik fitohet kur grupi aldehid dhe –OH i atomit të gjashtë të C oksidohen njëkohësisht.

Glukozidet janë estere të formuara nga reaksioni i monosakarideve me alkoolet.

Saharoza (sheqeri i tryezës) është një disakarid i formuar nga glukozja dhe fruktoza me një lidhje trehalozë.

Maltoza (sheqeri i frutave) është një disakarid i formuar nga dy molekula glukozje me një lidhje maltoze.

Laktoza (sheqeri i qumështit) është një monosakarid i formuar nga glukozja dhe galaktoza në një lidhje maltoze.

Sheqeri invert është një përzierje e një molekule glukozje dhe një molekule fruktoze, e përfituar nga hidroliza e saharozës. Përzierja quhet sheqer invert sepse këndi i rrotullimit optik ndryshon drejtim në lidhje me saharozën.

Polisakaridet janë karbohidrate të formuara nga një numër i madh monosakaridesh. Formula e përgjithshme që vlen për të gjitha polisakaridet është $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Amidoni është një polisakarid i përbërë nga dy polimere, amilozë dhe amilopektinë.

Amiloza është një polimer që përbën rreth 20% të niseshtesë, i përbërë nga 250 deri në 4,000 njësi monosakaride të D- glukozës, të cilat janë të lidhura nga lidhje glikozidike α -1,4 në një zinxhir të padegëzuar, të rregulluar në formë spirale.

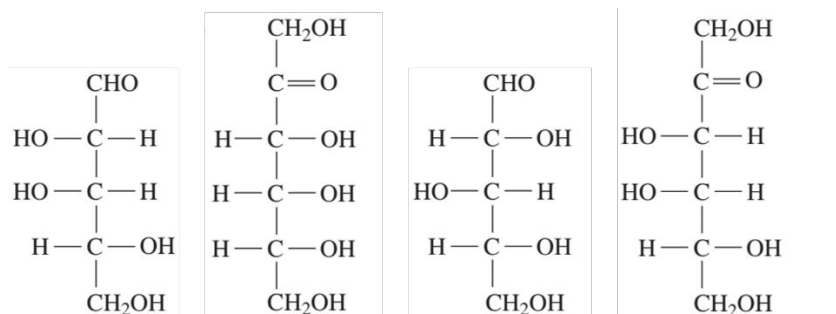
Amilopektina është një polimer me zinxhir të degëzuar që përbën 80% të amidonit. Molekulat e glukozës D në zinxhirin kryesor janë të lidhura nga lidhjet glikozidike α -1,4-, dhe në degëzim formohet një lidhje glikozidike α -1,6-.

Celuloza është një polisakarid në të cilin molekulat e glukozës D janë të lidhura me? - 1,4- lidhje glikozidike dhe formojnë zinxhirë të gjatë të degëzuar.

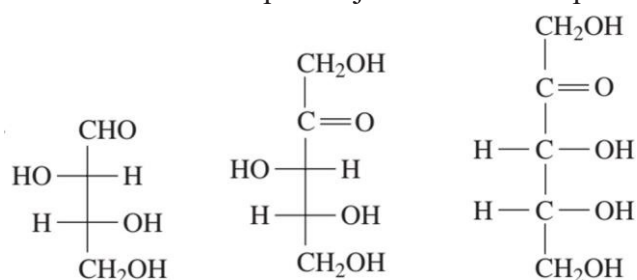
Glikogjeni ose niseshteja shtazore është një polimer i D- glukozës, i cili ruhet në mëlçi dhe muskujt e kafshëve.

PYETJE DHE DETYRA

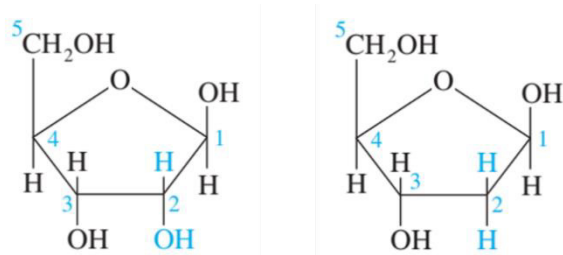
- 1) Cilat molekula janë të nevojshme për fotosintezën dhe frymëmarrjen?
- 2) Cilat grupe funksionale përmbajnë monosakaridet?
- 3) Cili është ndryshimi midis një aldoze dhe një ketoze?
- 4) Cilat janë grupet funksionale dhe sa atome karboni ka në një ketopentozë?
- 5) Cilat janë grupet funksionale dhe sa atome karboni ka në një aldohexozë?
- 6) Klasifikoni monosakaridet e mëposhtme sipas grupit funksional dhe numrit të atomeve të C.



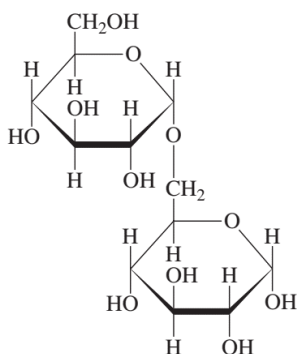
- 7) Pse gliceraldehidi ka një atom të vetëm kiral C?
- 8) Përcaktoni nëse më poshtë janë izomerë D apo izomerë L. Shpjegoni.



- 9) Vizatoni formulën e projeksionit të Fisherit për ribozën.
- 10) Cili është ndryshimi midis formulave të projeksionit Fisher të D-glukozës dhe D-galaktozës?
- 11) A ka ndonjë ndryshim midis formulave të projeksionit Fisher të D-glukozës dhe D-fruktozës?
- 12) Shkruani formën aciklike dhe dy format ciklike hemiacetaliqe të galaktozës dhe iribozës dhe krahasoni numrin e atomeve kirale të C në formën ciklike hemiacetaliqe dhe formën aciklike të dy monosakarideve. A janë ato piranoza apo furanoza?
- 13) Cilat monosakaride fitohen nga laktoza e hidrolizuar?
- 14) Janë dhënë dy forma ciklike hemiacetaliqe.



- a) A i referohen të njëjtit monosakarid?
 - b) A është e paraqitur forma α apo β ?
 - d) Përcaktoni numrin e C atomeve kirale të të dy format.
 - e) Cili është numri i izomerëve optikë për të dy format?
- 15) Alkooli D-ksilitol prodhohet nga reduktimi i D-ksilozës (aldopentozës). Shkruani ekuacionin e reaksionit.
- 16) Shkruani produktet e reaksionit të oksidimit dhe reaksionit të reduktimit të D-ribozës.
- 17) Pse lidhja glikozidike në maltozë është lidhja α -1,4-glikozidike, dhe në laktozë lidhja β -1,4-glikozidike? Shpjegoni.
- 18) Shpjegoni metodën e formimit të lidhjes glikozidike në izomaltozën e disakarideve, duke u nisur nga formula e saj.



- a) Cilat monosakaride përfshihen në përbërjen e izomaltozës?
 - b) Çfarë lloj lidhjeje glikozidike është e pranishme në izomaltozë?
 - c) A është izomaltoza një sheqer reduktues?
 - d) Çfarë është izomaltoza e hidrolizuar?
- 19) Shkruani formulën e celobiozës, një disakaride e përfituar nga hidroliza e celulozës, e përbërë nga dy molekula D-glukozë të lidhura nga meçlidhje β -1,4-glikozidike?
- 20) Për cilin disakarid bëhet fjalë (ndoshta më shumë se një)?
- a) sheqerin e zakonshëm;
 - b) ndodhet në qumësht dhe produkte qumështi;
 - c) gjatë hidrolizës formon glukozë dhe galaktozë;
 - d) nuk është sheqer reduktues.
- 21) Tretja β -galaktozës në ujë prodhon një tretësirë në të cilën është e pranishme edhe α -galaktoza. Shpjegoni.
- 22) Pse sheqeri invert ka shije më të ëmbël se saharoza?
- 23) Celuloza dhe amiloza janë zinxhirë polimerikë të padegëzuar. Cili është ndryshimi midis tyre?
- 24) Identifikoni polisakaridin e përshkruar si:
- a) polisakarid që ruhet në mëlçi dhe muskuj;
 - b) polisakarid i padegëzuar që përmban lidhje glikozidike β -1,4;
 - c) polimer që përmban lidhje glikozidike α -1,4 dhe α -1,6;
 - d) polisakarid i padegëzuar që përmban lidhje glikozidike β -1,4.
- 25) Cili disakarid formohet nga hidroliza e amidonit?

1.9. Koncepti, klasifikimi, roli dhe kuptimi i lipideve

Lipidet janë një grup i madh i përbërjeve organike natyrore që ndryshojnë në përbërjen dhe strukturën e tyre kimike. Fjala “*lipid*” vjen nga fjala greke *lipos*, që do të thotë “*yndyrë*” ose “*dhjamë*”. Lipidet janë biomolekula që treten në tretës organikë jopolarë (eter, aceton, kloroform, benzen, etj.), por nuk treten në ujë. Grupi i lipideve përfshin një numër të madh përbërjesh. Një mundësi për klasifikim është sipas tretshmërisë së tyre në tretës organikë jopolarë. Ato ndahen në:

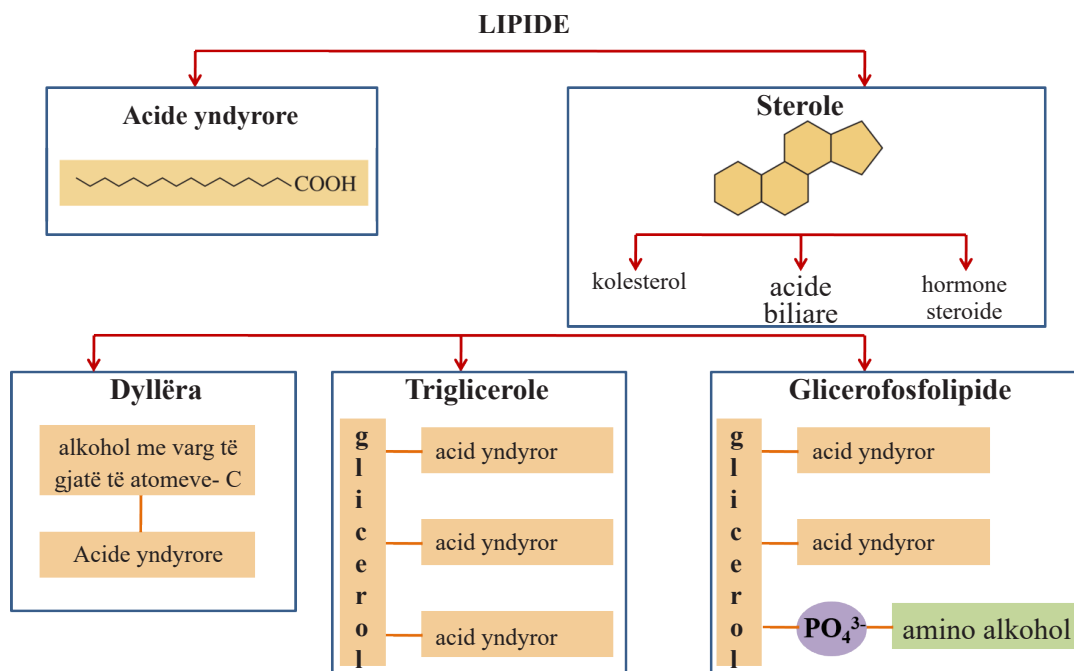
- ① Acide të larta yndyrore (të ngopura dhe të pangopura);
- ② Gliceride (estere të acideve yndyrore të glicerolit dhe acideve yndyrore më të larta);
- ③ Lipide jogliceride (dyllë, steroide, sfingolipide);
- ④ Lipide komplekse (lipoproteina).

Lipidet gjenden në të gjithë organizmat e gjallë si bimët, kafshët dhe njerëzit. Ato janë një ushqim shumë i rëndësishëm për njerëzit dhe kafshët sepse janë dy herë më të pasura me energji sesa proteinat dhe karbohidratet. Marrja e tepërt e ushqimit në organizmat shtazorë dhe njerëzit transformohet në yndyrë dhe ruhet në inde si substancë rezervë.

Në organizmat e gjallë, lipidet kryejnë shumë funksione të rëndësishme, disa prej të cilave janë:

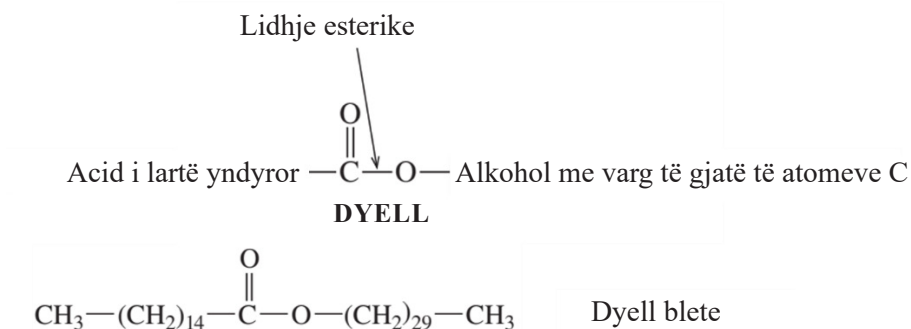
- *Burim energjie*. Ato janë një burim i shkëlqyer energjie, për shembull, me oksidimin e 1g yndyrë, lirohen 9 kcal energji.
- *Ruajtja e energjisë*. Lipidet janë substanca rezervë, energjia e ruajtur në trup është në formën e lipideve.
- *Elementet strukturorë*. Disa lipide janë struktura bazë e të gjitha membranave qelizore.
- *Rol mbrojtës*. Yndyrnat veprojnë si amortizues dhe mbrojnë organet e brendshme.
- *Roli i transportit*. Disa lipide marrin pjesë në transportin e substancave të tjera. Për shembull, yndyrnat dietike si sana dhe vitaminat e tretshme në yndyrë.
- *Vitaminat*. Vitaminat e patretshme në ujë marrin pjesë në rregullimin e disa proceseve biologjike.
- *Hormonet*. Hormonet steroide mundësojnë komunikimin midis indeve.

Lipidet si dyllët, yndyrnat, vajrat dhe glicerolfosfolipidet janë estere që pas hidrolizës formojnë acide të larta yndyrore dhe alkoolin përkatës. Steroidet karakterizohen nga një bërthamë steroide prej katër unazash karbociklike (karboni) të kondensuara. Ato nuk përmbajnë acide yndyrore më të larta dhe nuk hidrolizohen. Disa nga komponimet që përfshihen në lipide tregohen në skemën e mëposhtme.



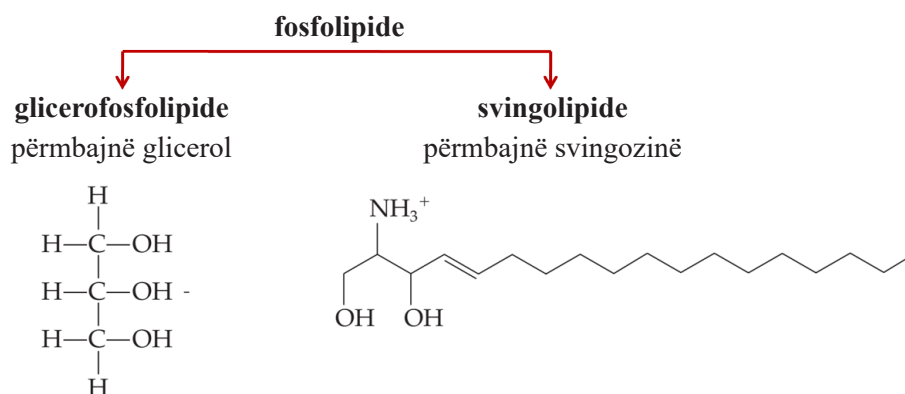
Skema 1.3. Klasifikimi i përbërjeve që i përkasin grupit lipidik

Dyllët janë komponime që i përkasin grupit të lipideve. Ato janë estere të acideve yndyore të ngopura dhe alkooleve me një zinxhir të gjatë atomesh karboni (14-30 atome C).



Dyllët gjenden te shumë bimë dhe kafshë. Shtresa e dylltë në fruta, gjethe dhe kërcell të bimëve ndihmon në parandalimin e humbjes së ujit dhe ndërhyrjes së dëmtuesve. Ndërkohë, dyllët e pranishme në lëkurë, lesh dhe pendë të kafshëve sigurojnë një shtresë të papërshkueshme nga uji.

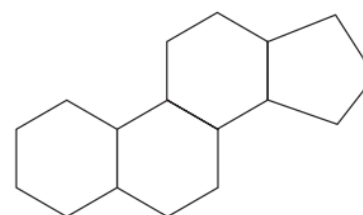
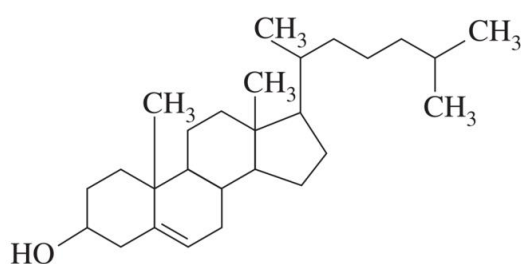
Fosfolipidet janë estere, alkoole, glicerol ose sfingozinë me acide yndyore të ndryshme dhe acid fosforik. Në varësi të alkoolit në përbërjen e tyre, ato ndahen në glicerolfosfolipide dhe sfingolipide. Ky klasifikim bëhet në varësi të përbërjes kimike.



Fosfolipidet janë më të bollshme në membranat qelizore, por gjenden edhe në indet nervore, farat e bimëve dhe vezët e shpendëve. Ato janë të patretshme në ujë dhe oksidohen shpejt në ajër. Fosfolipidet formojnë komponime komplekse (lipoproteina) me proteina që marrin pjesë në ndërtimin e membranave qelizore.

Glicerofosfolipidet janë estere të glicerolit me acide të ndryshme yndyrore të larta dhe acid fosforik. Acidi fosforik esterifikohet me alkoolin glicerol ose svingozinë, dhe me bazat organike kolinë dhe etanolaminë, ose me aminoacidin serinë.

Steroidet janë komponime policiklike të përbëra nga tre unaza cikloheksani dhe një unazë ciklopentani. Grupi i steroideve përfshin sterole, acide biliare, hormone steroide, hormone seksuale, hormone kortikoide, etj.



Kolesteroli është një steroid që gjendet në indet nervore, spermatozoidet, mëlçinë, të verdhën e vezës, gjëndrat mbiveshkore, membranat e qelizave të kuqe të gjakut dhe gjakun. Ai merr pjesë

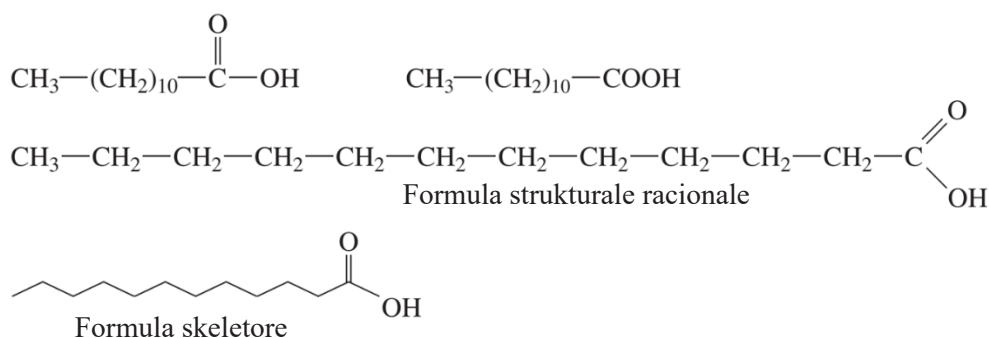
në rregullimin e përshkueshmërisë së membranave qelizore. Rritja e përmbajtjes së kolesterolit në gjak rrit rrezikun e arteriosklerozës dhe atakut në zemër.

1.10. Yndyrnat dhe vajrat

Yndyrnat dhe vajrat janë përzierje komplekse natyrore të komponimeve të shumëfishta në të cilat përbërësit bazë janë estere të ndryshme midis glicerolit dhe acideve të larta yndyrore. Glicerina është një alkool trihidrik me emrin IUPAC propan-1,2,3-triol. Acidet yndyrore të larta janë acide organike që përmbajnë një zinxhir të gjatë karboni të padegëzuar dhe kanë një grup funksional karboksil (COOH) në njërin anë të zinxhirit. Zinxhiri karbonik i acideve yndyrore të larta është pjesa jopolare në molekulën e tyre dhe ajo është hidrofobe, ndërsa grupi karboksil

është polar dhe hidrofilik. Meqenëse zinxhiri i karbonit është më i gjatë se grupi karboksil, ai është në thelb pjesa dominuese e molekulës dhe për këtë arsye acidet yndyrore janë komponime jopolare dhe të patretshme në ujë.

Acidet yndyrore natyrale zakonisht kanë një numër çift i atomeve të karbonit (midis 10 dhe 20). Për shembull, acidi laurik, i cili gjendet në vajin e kokosit, është një acid yndyror më i lartë që ka 12 atome C, acidi palmitik ka 16 atome C, acidi stearik ka 18 atome C, etj. Formulatat skeletore përdoren zakonisht për të përfaqësuar acidet të larta yndyrore, në të cilat ka C atome në skajet e zinxhirit dhe në kthesat. Formulatat e ndryshme që mund të përdoren për të përfaqësuar acidin laurik janë si më poshtë:



Acidet e larta yndyrore janë pjesë e estereve që gjenden në yndyrna dhe vajra, më të zakonshmet janë ai palmitik, oleik, stearik, arakidonik, linoleik dhe linolenik. Në varësi të faktit nëse përmbajnë lidhje njëfishe ose të dyfishta, acidet të larta yndyrore ndahen në:

- ① Acide yndyrore të ngopura.
- ② Acide yndyrore të pangopura.

Formula e përgjithshme për acidet të larta yndyrore të ngopura është $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, ku n është një numër i plotë. Në acidet yndyrore të larta të pangopura me një numër çift të atomeve C, numri i atomeve të hidrogjenit është më i vogël dhe varet nga numri i lidhjeve të dyfishta.

Tabela 1. Nomenklatura e acideve yndyrore

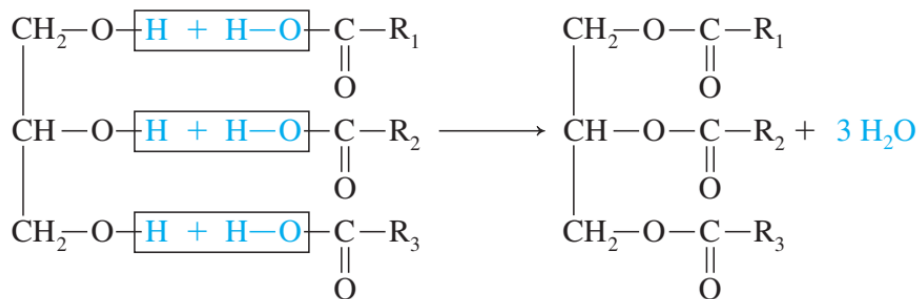
Formula	Emër i parëndësishëm	IUPAC
Acide yndyrore të ngopura		
$\text{C}_{11}\text{H}_{23}\text{COOH}$	laurik	acid dodekanoik
$\text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{COOH}$	miristik	acid tetradenanoik
$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$	palmitik	acid heksadekanoik
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$	stearik	acid oktadekanoik
Acide yndyrore të pangopura		
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	oleik	acid oktadeka-9-enoik
$\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$	linolenik	acid oktadeka-9,12-dienoik
$\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$	linoleum	acid oktadeka-9,12,15-trienoik
$\text{C}_{19}\text{H}_{29}\text{COOH}$	arakidonik	acid oktadeka-5,8,11,14-tetraenoik

Në acidet yndyrore të larta të ngopura, ekzistojnë vetëm lidhje të vetme midis atomeve të C në zinxhirin e karbonit. Molekulat e tyre janë të paketuara më dendur sepse ka bashkëveprime të forta ndërmolekulare midis zinxhirëve të tyre të karbonit. Prandaj, acidet yndyrore të larta të ngopura janë në një gjendje të ngurtë agregate në temperaturën e dhomës. Me një rritje të numrit të atomeve të C, bashkëveprimet midis zinxhirëve të karbonit në acidet yndyrore të larta janë më të forta, dhe si rezultat, pika e shkrirjes rritet. Acidet yndyrore të larta të ngopura janë acidi laurik, miristik, palmitik dhe stearik. Ato janë pjesë e estereve që ndërtojnë yndyrna.

Acidet yndyrore të pangopura janë atome karboni me një ose më shumë lidhje të dyfishta midis atomeve të C. Për shkak të izomerizmit gjeometrik (*cis-trans* në lidhjen e dyfishtë), molekulat e acideve yndyrore të pangopura kanë një formë të çrregullt dhe bashkëveprimi midis tyre është më i dobët. Prandaj, ato janë në gjendje të lëngshme dhe shkrihen në një temperaturë më të ulët. Acidet yndyrore të pangopura janë acidi oleik, linoleik, linolenik, arakidonik, etj. Acidi linolenik dhe arakidonik quhen acide yndyrore omega-6, ndërsa acidi linoleik është një acid yndyror omega-3. Acidet yndyrore të pangopura janë pjesë e përbërjes së vajrave. Trupi i njeriut është i aftë të sintetizojë shumicën e acideve yndyrore nga karbohidratet, ose nga acide të tjera yndyrore, por nuk mund të sintetizojë sasi të mjaftueshme të disa acideve yndyrore të pangopura, të tilla si acidi linoleik, acidi linolenik dhe acidi arakidonik. Këto acide yndyrore të larta të pangopura merren përmes ushqimit dhe për këtë arsye njihen si **acide yndyrore të larta esenciale**.

Pika e shkrirjes së acideve yndyrore të pangopura të larta varet nga numri i atomeve të karbonit dhe numri i lidhjeve të dyfishta. Pika e shkrirjes rritet me rritjen e numrit të atomeve të karbonit dhe zvogëlohet me rritjen e shkallës së pangopjes (numrit të lidhjeve të dyfishta).

Yndyrnat dhe vajrat fitohen nga reaksioni i **esterifikimit** midis glicerolit (propan-1,2,3-triol) dhe acideve të larta yndyrore. Ekuacioni i përgjithshëm për reaksionin mund të shkruhet si më poshtë:



Në formulën R1, R2 dhe R3 janë mbetje të acideve yndyrore. Reaksioni i kundërt i esterifikimit quhet **hidrolizë**, sepse me ujin në një mjedis acidik yndyrnat dhe vajrat zbërthehen në glicerinë dhe acide të larta yndyrore. Në rastin kur hidroliza ndodh në prani të bazave të forta (NaOH,

KOH), atëherë fitohen kripëra alkaline të acideve të larta yndyrore të cilat janë përbërësit aktivë të sapunëve. Hidroliza në këtë rast quhet **saponifikim**.

Alkoolet polihidroksile, ndryshe nga ato monohidroksile, mund të marrin pjesë në reaksionin e esterifikimit me një ose më shumë grupe -OH. Në varësi të numrit të grupeve -OH nga gliceroli që esterifikohen me acide yndyrore më të larta, fitohen:

- ① Monoacilglicerole;
- ② Diacilglicerole;
- ③ Triacilglicerole.

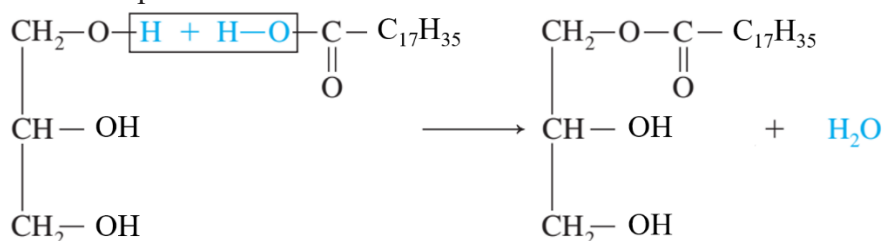
Monoacilglicerole (*monogliceridet*) janë estere të formuara kur një grup -OH i glicerolit esterifikohet me një acid yndyror më të lartë. **Diacilglicerole** (*digliceridet*) janë estere të formuara kur dy grupe -OH të glicerolit esterifikohen me acide të larta yndyrore. **Triacilglicerole** (*trigliceridet*) janë estere të formuara kur tre grupe -OH të glicerolit esterifikohen me acide të larta yndyrore. Problemet e zgjidhura në vijim shpjegojnë formimin e monoacilgliceroleve, diacilgliceroleve dhe triacilgliceroleve.

USHTRIME	Shkrimi i ekuacioneve për reaksionet për të përfutur yndyrna dhe vajra.
Detyra 17	Shkruani ekuacionin për reaksionin e esterifikimit të glicerolit me një molekulë të acidit stearik.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Shkruani ekuacionin për reaksionin e esterifikimit të glicerolit me një molekulë të acidit stearik.

Kur një grup -OH i glicerolit esterifikohet me një molekulë acidi stearik, fitohet monoacilgliceroli. Si produkt i reaksionit, përveç esterit, ndahet edhe një molekulë uji, siç tregohet në ekuacion. Uji ndahet nga grupi -OH që është pjesë e grupit -COOH të acidit karboksilik dhe atomi i hidrogjenit nga grupi -OH i alkoolit. Ekuacioni i reaksionit të formimit të monoacilglicerolit mund të shkruhet si më poshtë:



Emri i produktit që fitohet është 1- stearoilglicerol.

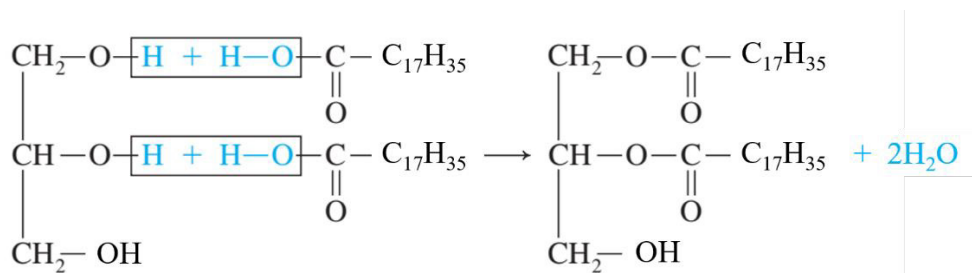
Detyra 18	Shkruani ekuacionin për reaksionin e esterifikimit midis glicerolit dhe një molekulë të acidit palmitik.
------------------	--

USHTRIME	Shkrimi i ekuacioneve për reaksionet për të përfutur yndyrna dhe vajra.
Detyra 19	Shkruani ekuacionin për reaksionin e esterifikimit të glicerolit me dy molekula të acidit stearik.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Shkruani ekuacionin për reaksionin e esterifikimit të glicerolit me dy molekula të acidit stearik.

Kur dy grupe –OH të glicerolit esterifikohen me dy molekula të acidit stearik, fitohet diacilgliceroli. Si produkt i reaksionit, përveç esterit, çlirohen edhe dy molekula uji, siç tregohet në ekuacion. Ekuacioni për reaksionin e formimit të diacilglicerolit mund të shkruhet si më poshtë:



Emri i produktit të përfituar nga 1, 2-distearoilgliceroli.

Detyra 20

Shkruani ekuacionin për reaksionin e esterifikimit midis glicerolit dhe dy molekulave të acidit palmitik.

USHTRIME

Shkrimi i ekuacioneve për reaksionet për të përfituar yndyrna dhe vajra.

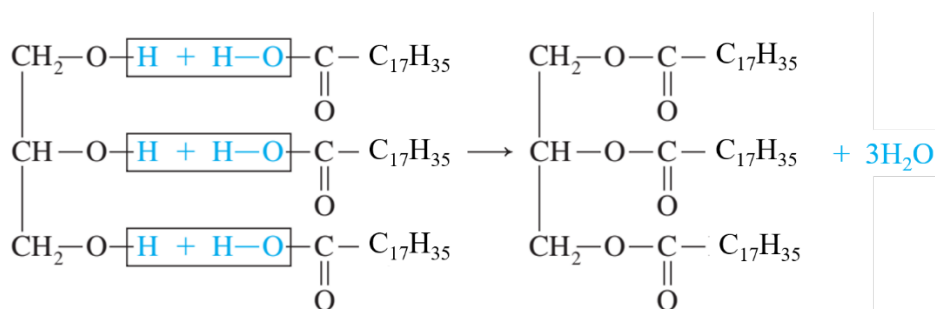
Detyra 21

Shkruani ekuacionin për reaksionin e esterifikimit të glicerolit me tre molekula të acidit stearik.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Shkruani ekuacionin për reaksionin e esterifikimit të glicerolit me tre molekula të acidit stearik.

Kur tre grupe –OH të glicerolit esterifikohen me tre molekula të acidit stearik, fitohet triacilgliceroli. Si produkt i reaksionit, përveç esterit, çlirohen edhe tre molekula uji, siç tregohet në ekuacion. Ekuacioni për reaksionin e formimit të triacilglicerolit mund të shkruhet si më poshtë:



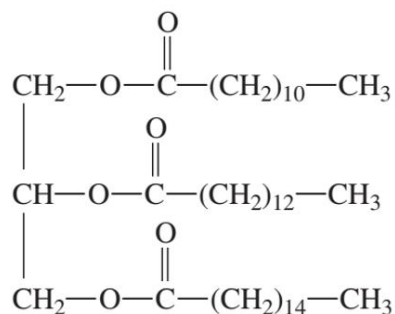
Emri i produktit të përfituar është 1,2,3-tristearoilglicerol.

Detyra 22

Shkruani ekuacionin për reaksionin e esterifikimit midis glicerolit dhe tri molekulave të acidit palmitik.

Yndyrnat dhe vajrat më shpesh përmbajnë triacilglicerole. Grupet -OH të glicerolit mund të esterifikohen me të njëjtin ose me vlera të ndryshme më të larta të acideve yndyrore. Triacilglicerole

që kanë në përbërjen e tyre acide yndyrore të larta të ndryshme quhen triacilglicerole të përziera. Një shembull i një triacilgliceroli të përzier mund të tregohet si më poshtë:



Nga formula e triacilglicerolit mund të përcaktohet se cilat acide yndyrore të larta përfshihen në përbërjen e tij. Sipas numrit të atomeve të C mund të shihet se acidet yndyrore të larta janë acidi laurik ($\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COOH}$), miristik ($\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{COOH}$) dhe palmitik ($\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$). Duke marrë parasysh që të gjitha acidet në përbërjen e esterit janë të ngopura, triacilgliceroli përfshihet në përbërjen e yndyrnave.

Pra, yndyrnat janë të ngurta në temperaturën e dhomës, sepse përmbajnë acide yndyrore të ngopura. Burimet kryesore të yndyrnave janë mishi, qumështi, gjalpi dhe djathi. Yndyrnat e ngopura njihen edhe si yndyrna të ngurta. Prania e yndyrnave në peshk dhe shpendë është më e ulët, krahasuar me yndyrnat shtazore ose mishin e kuq. Dihet që konsumimi i ushqimeve të pasura me yndyrna mund të rrisë nivelet e kolesterolit.

Ndryshe nga dhjami i derrit, vajrat përmbajnë acide yndyrore të pangopura të larta, prandaj ato janë në gjendje të lëngshme në temperaturën e dhomës. Burimi kryesor i vajrave janë farat vajore si ullinjtë, luledielli, misri, susami, kikirikët, kokosi etj.

REZYME

Lipidet janë një grup i madh i përbërjeve organike natyrore që ndryshojnë në përbërjen dhe strukturën e tyre kimike.

Dyllët janë estere të acideve yndyrore të ngopura dhe alkooleve me një zinxhir të gjatë të atomeve të karbonit (14-30 atome C).

Fosfolipidet janë estere të alkooleve të glicerolit dhe sfingozinës me acide të ndryshme yndyrore të larta dhe acid fosforik.

Glicerofosfolipidet janë estere të glicerolit me acide të ndryshme yndyrore të larta dhe acid fosforik.

Lipoproteinat janë komponime komplekse (të formuara nga fosfolipidet dhe proteinat) që marrin pjesë në ndërtimin e membranave qelizore.

Steroidet janë komponime policiklike të përbëra nga tre unaza cikloheksani dhe një unazë ciklopentani.

Kolesteroli është një steroid që gjendet në indet nervore, spermë, mëlçi, të verdhën e vezës, gjëndrat mbiveshkore, membranat e qelizave të kuqe të gjakut dhe gjak.

Yndyrnat dhe vajrat janë përzierje komplekse natyrore të komponimeve të shumëfishta, në të cilat përbërësit bazë janë estere të ndryshme midis glicerolit dhe acideve yndyrore më të larta.

Gliceroli është alkohol trihidroksil me emrin IUPAC: *propan -1,2,3- triol*.

Acidet të larta yndyrore janë acide organike që përmbajnë një zinxhir karboni të gjatë të padegëzuar dhe kanë një grup funksional karboksil (-COOH) në njërin anë të zinxhirit.

Acidet yndyrore esenciale janë acide yndyrore të pangopura që merren përmes dietës dhe nuk sintetizohen në sasi të mjaftueshme ose nuk sintetizohen fare në trupin e njeriut.

Esterifikimi është reaksioni midis glicerolit (*propan -1,2,3- triol*) dhe acideve yndyrore më të larta për të prodhuar yndyrna dhe vajra.

Hidroliza është reaksioni i kundërt i esterifikimit në të cilin fitohen gliceroli dhe acidet yndyrore.

Saponifikimi është hidroliza e yndyrnave dhe vajrave që ndodh në prani të bazave të forta (NaOH , KOH), duke rezultuar në kripëra alkaline të acideve yndyrore më të larta, të cilat janë përbërësit aktivë të sapunëve.

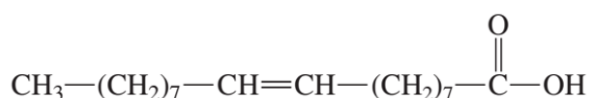
Monoacilglicerole (*monogliceridet*) janë estere që rezultojnë kur një grup -OH i glicerolit esterifikohet me një acid yndyror të lartë.

Diacilglicerole (*digliceridet*) janë estere në të cilat dy grupe OH të glicerolit esterifikohen me acide yndyrore të larta.

Triacilglicerole (*trigliceridet*) janë estere në të cilat tre grupe OH të glicerolit janë esterifikuar me acide yndyrore të larta.

PYETJE DHE DETYRA

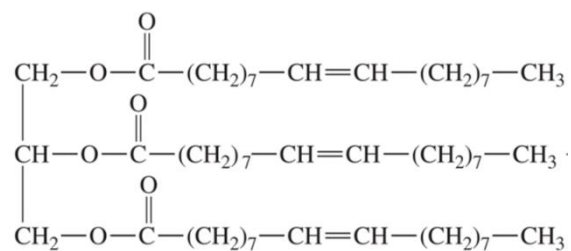
- 1) Lipidet janë të patretshme në ujë. A janë ato molekula polare apo jopolare?
- 2) Si klasifikohen lipidet sipas strukturës së tyre?
- 3) Cilat komponime bëjnë pjesë në grupin e lipideve?
- 4) Cila lipide përmbajnë më shumë acide yndyrore?
- 5) Numëroni funksionet biologjike të lipideve.
- 6) Çka janë dyllërat dhe si krijohen ato?
- 7) Identifikoni dhe emërtoni alkoolin dhe acidin që janë pjesë e dyllit të bletës?
- 8) Çfarë janë steroidet? Cili është steroidi më i famshëm?
- 9) Çka janë vajrat, e çka yndyrërat?
- 10) Shpjegoni ngjashmëritë dhe ndryshimet në strukturën e acideve yndyrore të larta të ngopura dhe acideve yndyrore të larta të pangopura.
- 11) Cili nga acidet e dhëna në Tabelën 1 (faqja 39) ka pikën më të lartë të shkrirjes dhe cili ka më të ulëtën? A ndryshojnë ato në tretshmëri? Shpjegoni.
- 12) Formula e acidit yndyror të pangopur mono është si më poshtë:



- a) Shpjegoni se pse është acid dhe për çfarë acidi bëhet fjalë?
- b) Sa atome C ka acidi?
- c) Vallë a janë acide yndyrore të ngopura apo të pangopura?
- d) Cila është gjendja e tij agregate në temperaturën e dhomës?
- 13) Acidet stearik dhe linolenik kanë secili nga 18 atome C. Pse acidi stearik shkrihet në 69°C, ndërsa acidi linolenik në -9°C?
- 14) Cili është efekti i gjatësisë së zinxhirit të karbonit në acidet yndyrore më të larta në rritjen e pikës së shkrirjes? Shpjegoni duke përdorur shembullin e acidit laurik dhe stearik.
- 15) Nga çiftet e mëposhtme të acideve yndyrore më të larta, përcaktoni se cili ka një pikë shkrirjeje më të ulët dhe shpjegoni pse.
 - a) palmitik dhe oleik;
 - b) linolenik dhe stearik;
 - c) miristik dhe linoleik;
 - d) laurik dhe stearik.
- 16) Tregoni formulën strukturore racionale dhe formulën skeletore të acidit $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$. Cili acid është ky?
- 17) Shkruani ekuacionet për reaksionet e mëposhtme të esterifikimit:
 - a) glicerol me një molekulë acidi linoleik;
 - b) glicerol me dy molekula të acidit linolenik;
 - c) glicerol me acid oleik trimolekular;
- 18) Numëroni ndryshimet midis yndyrnave dhe vajrave.

19) Cili është ndryshimi midis triacilgliceroleve dhe glicerolfosfolipideve?

20) Sipas formulës së komponimit, përgjigjuni



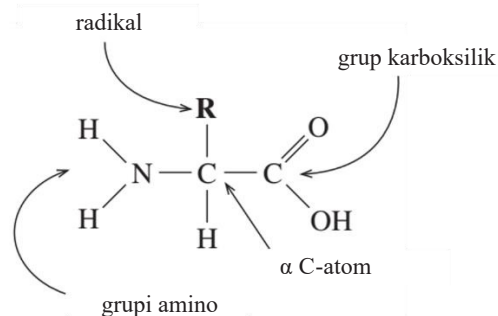
- Për çfarë acilgliceroli bëhet fjalë?
- Nga cili acid i lartë yndyrorë është i formuar?
- A është pjesë e yndyrave apo vajrave?
- Emërtoni acidet yndyrore të larta dhe acilglicerolin.

1.11. Peptidet dhe aminoacidet

Proteinat janë biomolekula organike që përbëhen nga zinxhirë të gjatë polipeptidikë të formuar nga aminoacidet. Për të kuptuar strukturën e proteinave, së pari duhet të kuptohet struktura dhe vetitë e aminoacideve dhe se si ato lidhen për të formuar peptide dhe polipeptide.

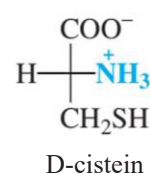
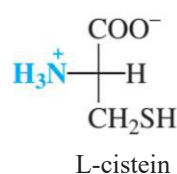
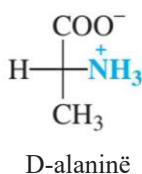
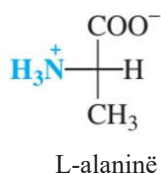
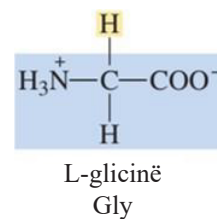
Aminoacidet

Proteinat përbëhen nga njëzet aminoacide të ndryshme. **Aminoacidet** janë acide organike që kanë një atom karboni të lidhur me dy grupe funksionale: amino ($-\text{NH}_2$) dhe grup karboksil ($-\text{COOH}$). Atomi i karbonit është gjithashtu i lidhur me një atom hidrogjeni ($-\text{H}$) dhe një radikal ($-\text{R}$). Njëzet aminoacidet që përbëjnë proteinat ndryshojnë në natyrën e radikalit.

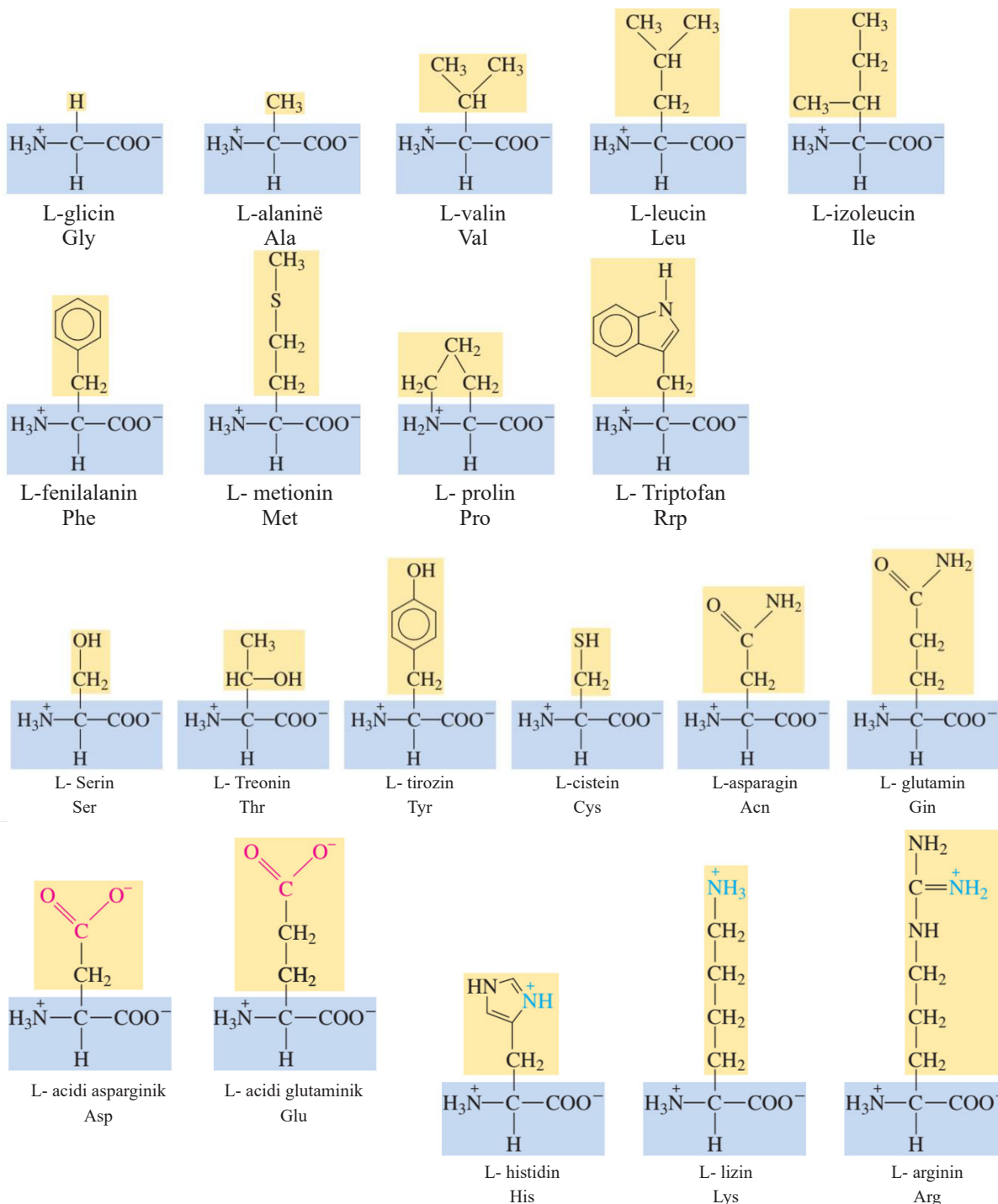


Formula e përgjithshme tregon një aminoacid me një grup amino dhe një grup karboksil në formë neutrale. Megjithatë, në lëngjet e trupit, grupet funksionale në aminoacidet janë të jonizuara. Grupi NH_2 merr jonet H^+ dhe bëhet grupi NH_3^+ , ndërsa COOH humbet jonin H^+ dhe bëhet grupi COO^- . Prandaj, aminoacidet ekzistojnë në formë të jonizuara. Një aminoacid i jonizuar që ka njëkohësisht një ngarkesë pozitive dhe negative përfaqëson një jon dipolar të quajtur **zwitterion**. Ngarkesa totale në një zwitterion është zero. Si zwitterione, aminoacidet kanë veti të ngjashme me kripërat, që do të thotë se ato kanë pika të larta shkrirjeje dhe janë të tretshme në ujë, por jo në tretës organikë.

Të gjitha aminoacidet përveç glicinës janë molekula kirale, sepse atomi i C α nuk është i lidhur me katër atome ose grupe atomike të ndryshme, d.m.th. është kiral. Glicina është i vetmi aminoacid në të cilin në vend të një radikali ($-\text{R}$) për atomin e C, janë të lidhura dy atome hidrogjeni. Prandaj, molekula e glicinës nuk është kirale, ndërsa aminoacidet e tjera ekzistojnë si L-izomerë dhe D-izomerë. Kur shkruhen formulat e projeksionit Fisher për aminoacidet, joni karboksilat ($-\text{COO}^-$) shkruhet në krye të vijës vertikale, ndërsa radikali shkruhet në fund. Në izomerin L, grupi $-\text{NH}_3^+$ shkruhet në të majtë, ndërsa në izomerin D, grupi $-\text{NH}_3^+$ shkruhet në të djathtë në lidhje me atomin kiral α C.



Proteinat përbëhen nga izomerë L të aminoacideve-?. **α -Aminoacidet-?** janë aminoacide në të cilat grupi amino ndodhet në atomin e karbonit α (atomi C që është i lidhur me grupin karboksil). Formulatat e aminoacideve që përbëjnë proteinat, emrat e tyre të zakonshëm dhe shkurtesat e tyre me tre shkronja janë si më poshtë:



Një mënyrë për të klasifikuar aminoacidet është sipas grupeve -R të pranishme në molekulë. Këto grupe ndikojnë në vetitë e aminoacideve në tretësira ujore. Aminoacidet jopolare kanë një atom H dhe grupe alkil (-R) ose aromatike (-Ar) jopolare, dhe për këtë arsye janë hidrofobike.

Aminoacidet polare kanë grupe –R që marrin pjesë në bashkëveprimet ndërmolekulare me ujin dhe për këtë arsye janë hidrofile. Grupet polare janë grupe hidroksil (–OH), tiol (–SH) ose amino (–NH₂). Aminoacidet që përmbajnë një jon karboksilat (–COO) si pjesë të grupit R kanë veti acidike, ndërsa aminoacidet kanë veti bazike nëse përmbajnë një grup amino (–NH₂) që mund të pranojë një jon H⁺ për të formuar një grup NH₃⁺.

Nga 20 aminoacidet që marrin pjesë në ndërtimin e proteinave, vetëm 10 mund të sintetizohen në trupin e njeriut. 10 aminoacidet e mbetura që nuk sintetizohen merren me anë të konsumimit të proteinave në dietë dhe quhen **aminoacide esenciale**. Aminoacidet esenciale jepen në Tabelën 2.

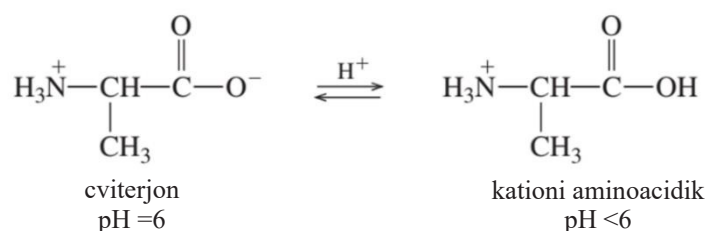
Tabela 2. Emra të thjeshtë dhe shkurtesat e aminoacideve esenciale.

Emër i thjeshtë	Shkurtesa	Emër i thjeshtë	Shkurtesa
Argininë	Arg	Metioninë	Met
Histidinë	E tij	Fenilalaninë	Uf
Izoleucinë	Po	Treonina	E enjte
Leucinë	Luani	Triptofani	Trp
Lizinë	Lys	Valinë	Valë

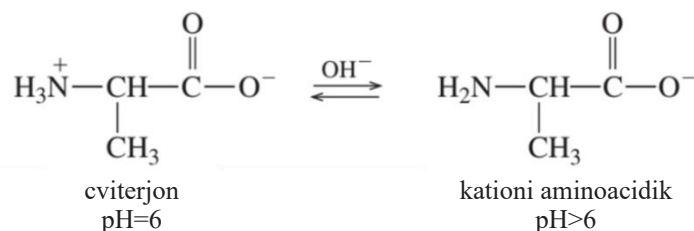
Të gjitha aminoacidet esenciale gjenden në vezë, qumësht, mish, peshk dhe shpendë. Ndërsa mielli, tërshëra, fasulet, misri, bizelet, lajthitë, bajamet dhe soja përmbajnë vetëm disa nga aminoacidet esenciale. Për të marrë të gjitha aminoacidet esenciale përmes dietës, duhen kombinuar ushqime të ndryshme.

Pra, siç u përmend, aminoacidet zakonisht ekzistojnë si zviterione për shkak të jonizimit të grupeve karboksil (–COOH) dhe amino (–NH₂). Zviterioni ka si ngarkesë negative ashtu edhe pozitive, por është neutral vetëm në një vlerë të caktuar të pH-it të quajtur **pika izoelektrike (pI)**. Megjithatë, një aminoacid i caktuar mund të ekzistojë si jon pozitiv kur tretësira është acidike (pH < 7) dhe ka një vlerë pH më të ulët se pI, ose si jon negativ në rastin kur tretësira është bazik (pH > 7) dhe ka një vlerë pH më të lartë se pI.

Për shembull, vlera pI e aminoacidit alaninë është 6.0. Kjo do të thotë që në pH = 6, alanina do të ekzistojë si një zviterion në tretësirë. Kur ekziston si një zviterion, alanina përmban një grup –COO[–] dhe një grup –NH₃⁺, kështu që ngarkesa totale e alaninës është zero. Në një mjedis acid kur pH < pI, grupi –COO[–] pranon një jon H⁺ dhe ndryshon në –COOH. Prandaj, alanina në një mjedis acidik ekziston si kation për shkak të pranisë së grupit –NH₃⁺.



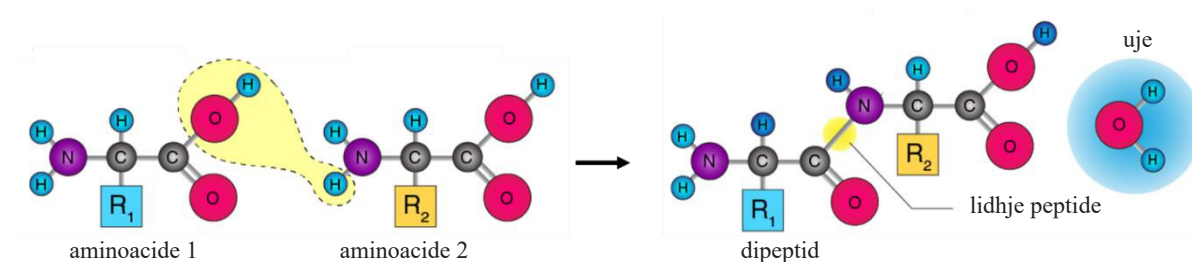
Kur alanina është në një tretësirë me $\text{pH} > \text{pI}$ ($\text{pH} > 6$), atëherë $-\text{NH}_3^+$ humbet një jon H^+ , duke formuar një grup $-\text{NH}_2$. Prandaj, alanina në një mjedis bazik ekziston si një jon i ngarkuar negativisht, i quajtur anion aminoacidi.



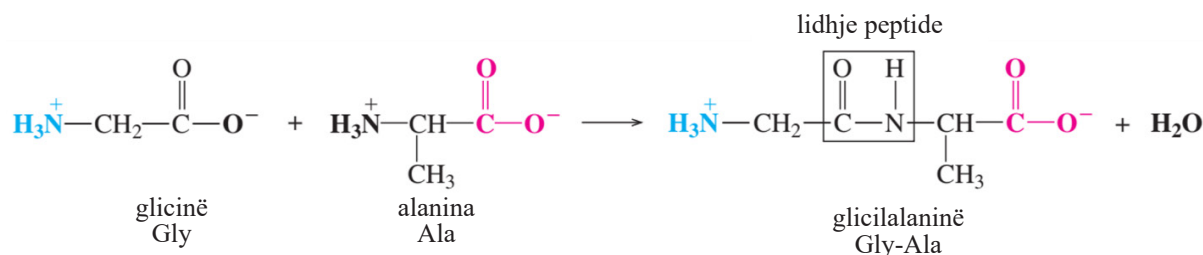
Vlerat pI të aminoacideve polare me veti acidike (acidi aspartik dhe glutamik) janë rreth $\text{pH} = 3$. Në këtë vlerë pH ato ekzistojnë si zviterione dhe grupi karboksil i radikalit në këto acide nuk është i jonizuar. Megjithatë, në vlera më të larta të pH , siç janë tretësirat fiziologjike, $-\text{COOH}$ jep $-\text{H}^+$ -jon dhe formon grupin $-\text{COO}^-$, d.m.th. aminoacidet ekzistojnë si anione. Vlerat pI të aminoacideve me veti bazike (lizina, arginina dhe histidina) janë më të larta se pH e tretësirave fiziologjike. Vlerat e tyre variojnë nga 7.6 në 10.8. Në këtë vlerë pH ato ekzistojnë si zviterione dhe grupet amino që janë pjesë e radikalit janë neutrale. Në vlera më të ulëta të pH , siç janë ato në tretësirat fiziologjike, grupi $-\text{NH}_2$ pranon një jon $-\text{H}^+$ dhe formon një grup $-\text{NH}_3^+$, d.m.th. aminoacidet ekzistojnë si katione.

Peptidet

Peptidet janë biomolekula të përbëra nga aminoacide. Lidhja që lidh aminoacidet me njëra-tjetrën quhet lidhje peptide. **Lidhje peptide** është një lidhje amide që formohet kur një aminoacid reagon me një aminoacid tjetër. Pra, kur dy ose më shumë aminoacide lidhen me anë të lidhjeve peptide, formohet një peptid. Dy aminoacide formojnë **një dipeptid**, tre aminoacide formojnë **një tripeptid**, dhe kur lidhen katër aminoacide, formohet **një tetrapeptid**. Një pentapeptid është një sekuenca prej pesë aminoacidesh, dhe sekuenca të më shumë aminoacideve janë **polipeptide**. Për shembull, merrni parasysh formimin e një lidhjeje amide midis dy aminoacideve. Një dipeptid formohet kur grupi karbonil që është pjesë e grupit karboksil ($-\text{COOH}$) të një aminoacidi lidhet me atomin e azotit të grupit amino ($-\text{NH}_2$) të aminoacidit tjetër. Në këtë proces, një molekulë uji lirohet nga atomi i hidrogjenit të grupit NH_2 dhe grupi hidroksil i COOH . Prandaj, reaksioni i formimit të një dipeptidi quhet reaksion dehidratimi. Ekuacioni i reaksionit në formë të përgjithshme mund të paraqitet si më poshtë:



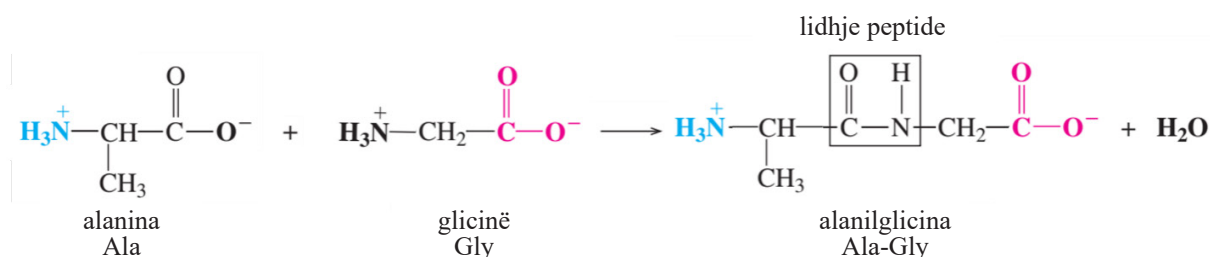
Për shembull, formimi i një dipeptidi midis aminoacideve glicinë dhe alaninë mund të përfaqësohet nga ekuacioni i mëposhtëm:



Ndryshe nga ekuacioni i përgjithshëm, në këtë rast aminoacidet shkruhen si zviterione. Ekuacioni tregon se grupi karbonil i jonit karboksilat ($-\text{COO}^-$) të glicinës është i lidhur me atomin e azotit të grupit $-\text{NH}_3^+$ të alaninës. Në këtë mënyrë, formohet një molekulë uji nga dy atomet e hidrogjenit të grupit $-\text{NH}_3^+$ dhe atomi i oksigjenit të grupit $-\text{COO}^-$.

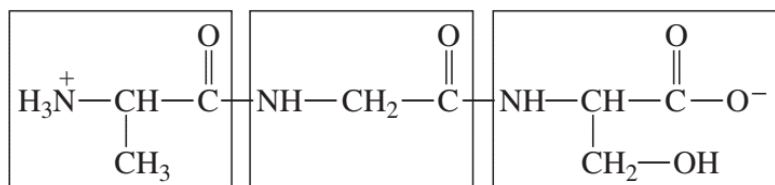
Gjatë emërimit të peptideve, emri i aminoacidit që merr pjesë në formimin e lidhjes peptidike me grupin $-\text{COO}^-$ mbaron me prapashtesën *-il*. Në shembull, prapashtesa e aminoacidit glicinë *ndryshohet* në *-il dhe* dipeptidi lexohet glicil në vend të glicinës. Ndërsa emri i aminoacidit që merr pjesë në formimin e lidhjes peptidike me grupin $-\text{NH}_3^+$ nuk ndryshon. Në shembull, emri i aminoacidit alaninë nuk ndryshon, prandaj dipeptidi emërtohet glicilalaninë (Gly-Ala).

Në rastin kur alanina merr pjesë në formimin e lidhjes peptide me grupin COO^- , dhe glicina me grupin NH_3^+ , formohet dipeptidi alanilglicina (Ala-Gly).



Nga shembulli, mund të konkludohet se dy dipeptide të ndryshme (glicinalanil dhe alanilglicin) mund të formohen nga dy aminoacide, të cilat ndryshojnë në rendin në të cilin lidhen aminoacidet. Këto dipeptide janë izomerë që kanë veti të ndryshme.

USHTRIME	Nomenklatura e peptideve, shkrimi i fragmenteve të sekuencave të peptideve dhe emërtimi i tyre.
Detyra 23	Formula e një peptidi është treguar më poshtë. a) Çfarë lloj peptidi është? b) Nga cilat aminoacide formohet peptidi? c) Emërtoni peptidin.



ZGJIDHJE:

- a) Formula e peptidit tregon se ai formohet nga tre aminoacide, që do të thotë se është një tripeptid.
- b) Aminoacidet e pranishme në tripeptid mund të identifikohen nga formulat e tyre, të cilat janë dhënë më sipër. Aminoacidi i parë në tripeptid është alanina, i dyti është glicina, ndërsa i treti është serina.
- c) Duke marrë parasysh që alanina dhe glicina marrin pjesë në formimin e lidhjes peptidike me grupin $-\text{COO}-$, prapashtesa në emrin e tyre ndryshon nga $-\text{yn}$ në $-\text{yl}$, ndërsa emri i aminoacidit serinë, i cili merr pjesë në formimin e lidhjes peptidike me grupin $-\text{NH}_3^+$, mbetet i pandryshuar. Prandaj, emri i tripeptidit do të jetë alanilglicilserinë, dhe emërtimi i tij do të jetë Ala-Gly-Ser..

Detyra 24. Shkruani formulën e peptidit valilprolinë. Çfarë lloj peptidi bëhet fjalë? Nga cilat aminoacide formohet dhe si shënohet?

Detyra 24

Shkruani formulën e peptidit valilprolinë. Çfarë lloj peptidi bëhet fjalë? Nga cilat aminoacide formohet dhe si shënohet?

USHTRIME

Nomenklatura e peptideve, shkrimi i fragmenteve të sekuencave të peptideve dhe emërtimi i tyre.

Detyra 25

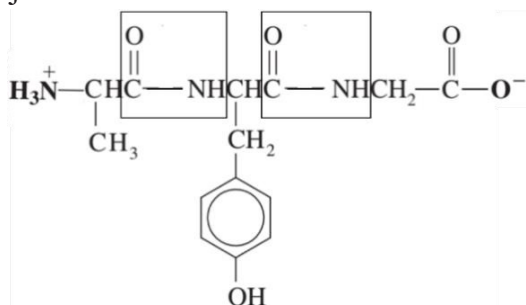
Shkruan formulën për peptidin si: Ala-Tyr- Gly.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të shkruhet formula e peptidit Ala-Tyr-Gly.

Nga shkurtesa e përdorur për të përfaqësuar peptidin, është e qartë se është një tripeptid i formuar nga aminoacidet e treguara nga shkurtesat: Ala, Tyr dhe Gly. Shkurtesa Ala i referohet aminoacidit alaninë, shkurtesa Tyr përfaqëson aminoacidin tirozinë, ndërsa shkurtesa Gly është për aminoacidin glicinë. Prandaj, emri i tripeptidit do të jetë alaniltirozilglicinë.

Gjatë formimit të lidhjes peptidike, aminoacidet alaninë dhe tirozinë do të marrin pjesë me grupin $-\text{COO}-$, ndërsa aminoacidi glicinë do të marrë pjesë me grupin $-\text{NH}_3^+$. Kjo formon një tripeptid në të cilin alanina ka një grup të lirë $-\text{NH}_3^+$, dhe glicina ka një grup të lirë $-\text{COO}-$, ndërsa tirozina, kur formon një tripeptid, merr pjesë me dy grupe funksionale ($\text{COO}-$ dhe $-\text{NH}_3^+$). Formula e tripeptidit do të jetë:



Detyra 26

Shkruani formulën e një tetrapeptidi të formuar nga aminoacidet sipas zgjedhjes suaj. Përcaktoni se sa tetrapeptide të ndryshme mund të formohen nga aminoacidet të zgjedhura rastësisht?

1.12. Struktura dhe kuptimi i proteinave

Kur aminoacidet lidhen me anë të lidhjeve peptide, formohen zinxhirët polipeptidikë dhe proteinat. Proteinat janë disa nga biomolekulat më të rëndësishme të pranishme në trupin e njeriut. Fjala proteinë vjen nga fjala greke *proteios*, që do të thotë i pari. Proteinat janë një grup i madh biokomponimesh që kryejnë funksione të ndryshme biologjike. Për shembull, proteinat marrin pjesë në ndërtimin e membranave qelizore, transportojnë oksigjenin në gjak dhe muskuj, kontrollojnë proceset metabolike (për shembull, enzimat) dhe disa proteina janë madje një burim energjie. Ekzistojnë proteina që marrin pjesë në ndërtimin e komponentëve strukturorë si kërci, muskujt, flokët dhe thonjtë. Leshi, mëndafshi, pendët dhe brirët e kafshët janë gjithashtu të përbërë nga proteina. Proteinat që veprojnë si enzima rregullojnë reaksionet biologjike si tretja dhe metabolizmi qelizor. Ndërkohë, proteinat si hemoglobina dhe mioglobina transportojnë oksigjenin në gjak dhe muskuj. Këto janë vetëm disa shembuj të funksionit biologjik të proteinave, nga të cilat mund të shihet roli dhe rëndësia e tyre për organizmat e gjallë.

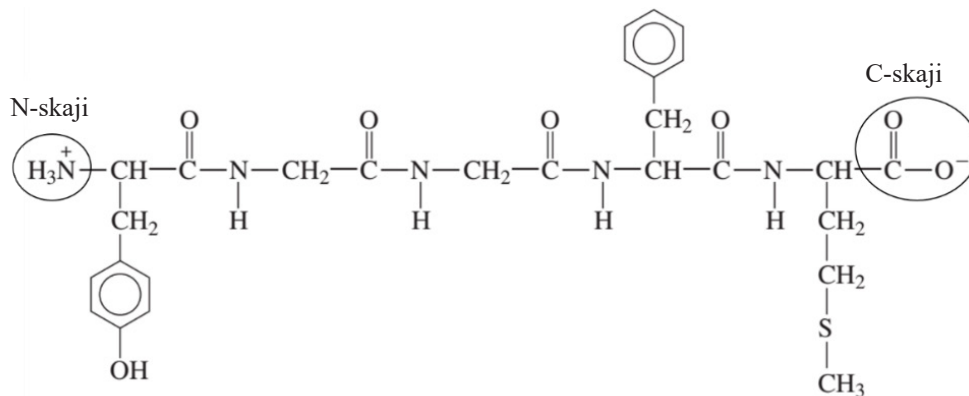
Molekulat e proteinave janë shumë më të mëdha se molekulat e thjeshta. Funksionet e tyre biologjike varen nga struktura dhe sjellja kimike e aminoacideve nga të cilat janë ndërtuar. Proteinat përbëhen nga zinxhirë të gjatë polipeptidikë prej të paktën 300 deri në 1,000 aminoacide. Në fakt, proteinat janë polimere me një strukturë shumë komplekse dhe një formë specifike që ndikon në funksionin e tyre. Aminoacidet nga të cilat janë ndërtuar proteinat janë monomere që janë të lidhura me anë të lidhjeve peptide. Lidhjet peptide përbëjnë shtyllën **skeleti i zinxhirit polipeptidik**, ndërsa grupet R të aminoacideve quhen **zinxhirë anësorë**. Në proteina dallohen strukturat e mëposhtme:

- ① Struktura primare;
- ② Struktura sekondare;
- ③ Struktura terciare;
- ④ Struktura kuaternare.

*Renditja e aminoacideve në një zinxhir polipeptidik quhet **sekuencë aminoacidesh**.* Sekuenca e aminoacideve përfaqëson **strukturën primare të një proteine**. Çdo proteinë ka një strukturë primare të ndryshme, dhe molekula e saj përmban aminoacide të ndryshme që janë të rregulluara ndryshe përgjatë gjatësisë së zinxhirit polipeptidik. Në strukturën primare, aminoacidet në zinxhirin polipeptidik janë të lidhura nga një lidhje peptidike kovalente që formohet midis grupit karboksil të një aminoacidi dhe grupit amino të një aminoacidi tjetër. Një pjesë e një zinxhiri polipeptidik ku aminoacidet përcaktohen me shkurtesa me tri shkronja mund të tregohet si më poshtë:



Nga zinxhiri polipeptidik, është e mundur të përcaktohet se cilat aminoacide e përbëjnë atë, si dhe të merret një ide më e qartë e sekuencës së aminoacideve. Një pjesë e një zinxhiri polipeptidik e treguar me formulat e aminoacideve që e përbëjnë atë mund të tregohet si më poshtë:



Në skajin e majtë të zinxhirit polipeptidik, i cili quhet **skaji N-terminal**, ndodhet një grup -NH_3^+ , ndërsa në skajin e djathtë të zinxhirit polipeptidik, i cili quhet **skaji terminal- C**, ndodhet një grup -COO . Karakteristikat e proteinave dhe funksioni i tyre biologjik varen nga sekuenca e aminoacideve. Ndikimi i sekuencës së aminoacideve në aktivitetin biologjik tregohet nga shembulli i hormonit që stimulon gjëndrën tiroide të sekretojë tiroksinën. Në fakt është një tripeptid me sekuencën e aminoacideve Glu-His-Pro. Nga aminoacidet e numëruara, ekziston mundësia e formimit të tre tripeptideve të ndryshme me sekuenca të ndryshme aminoacidesh His-Pro-Glu ose Pro-His-Glu, megjithatë, ato nuk tregojnë aktivitet hormonal. Ky shembull tregon se sekuenca e aminoacideve ka një ndikim në aktivitetin biologjik të peptideve dhe proteinave. Konkretisht, një ndryshim në sekuencën e aminoacideve në zinxhirët polipeptidikë mund të çojë në ndryshime në strukturën terciare dhe kuaternare, të cilat do ta bëjnë proteinën jofunksionale.

Proteina e parë, struktura primare e së cilës u përcaktua ishte insulina, një hormon që rregullon nivelet e glukozës në gjak (Figura 1.5). Struktura primare e insulinës njerëzore përbëhet nga dy zinxhirë polipeptidikë, siç tregohet në diagramin në të djathtë. Një zinxhir polipeptidik është më i shkurtër dhe përbëhet nga 21 aminoacide, ndërsa tjetri përbëhet nga 30 aminoacide. Zinxhirët polipeptidikë mbahen së bashku nga **lidhjet disulfide** të formuara midis grupeve tiol (-SH) të cisteinës, një aminoacid që është pjesë e insulinës.

Struktura sekondare e një proteine është rezultat i lidhjes hidrogjenike të atomit të hidrogjenit të grupit -NH të një lidhjeje peptide me atomin e oksigjenit të grupit karbonil të një lidhjeje tjetër peptide. Numri i lidhjeve hidrogjenike në një zinxhir polipeptidik është i madh. Rajone të ndryshme të zinxhirit kanë struktura sekondare të ndryshme, por llojet më të zakonshme të strukturës sekondare janë:

- **α -spirale** (strukturë spirale);
- **β -strukturë e palosur.**

Lloji më i zakonshëm i strukturës sekondare është struktura helikoidale e njohur si **spirale - α** .

Forma helikoidale është për shkak të numrit të madh të lidhjeve hidrogjenike përgjatë gjatësisë së zinxhirit polipeptidik. Lidhjet hidrogjenike janë paralele me gjatësinë e vargut të spirales - α . Kur zinxhiri polipeptidik përdredhet në një spirale të dyfishtë, lidhjet hidrogjenike stabilizojnë strukturën e spirales- α . Grupet R të aminoacideve individuale ndodhen jashtë aspires - α .

Në strukturën e **palosur - β** , atomet e oksigjenit të grupit karbonil formojnë lidhje hidrogjeni me atomet e hidrogjenit të grupit -NH. Si rezultat, zinxhirët polipeptidikë zgjaten dhe ndërthuren me njëri-tjetrin. Kjo strukturë sekondare gjendet në disa proteina fibrilare.

Struktura terciare formohet kur një zinxhir polipeptidik me një strukturë sekondare të spirales- α ose α strukturës së palosur - β vazhdon të përdredhet. Kjo strukturë është rezultat i ndërveprimeve midis radikaleve (grupeve R) të aminoacideve të zinxhirit polipeptidik. Si rezultat i ndërveprimeve midis pjesëve të ndryshme të zinxhirëve polipeptidikë, zinxhirët përdredhen, duke u dhënë proteinave një formë tre-dimensionale. Struktura terciare e proteinave stabilizohet nga ndërveprimet midis grupeve R të aminoacideve të një pjese të zinxhirit polipeptidik dhe grupeve R të aminoacideve të pjesëve të tjera të zinxhirit. Ekzistojnë llojet e mëposhtme të ndërveprimeve midis zinxhirëve polipeptidikë:

- *Ndërveprimet hidrofobike* ndodhin midis grupeve R jopolare të aminoacideve. Ato largohen nga mjedis i ujit dhe formojnë një qendër hidrofobike brenda molekulës së proteinës.
- *Ndërveprimet hidrofile* ndodhin midis grupeve R të aminoacideve polare dhe mjedisit të jashtëm të ujit, duke çuar në zhvendosjen e aminoacideve polare në sipërfaqen e jashtme të proteinave globulare, ku ato formojnë lidhje hidrogjeni me ujë.

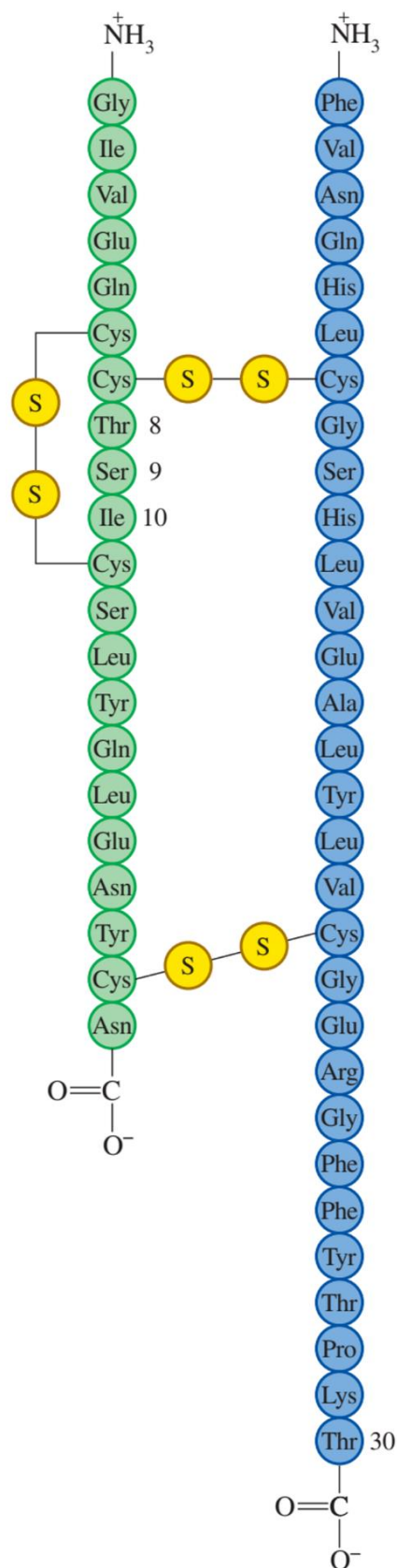


Figura 1.5. Insulina

- *Lidhjet jonike* formohen midis grupeve R të jonizuara të aminoacideve që kanë veti acidike ose bazike. Grupet R të ngarkuara pozitivisht të një aminoacidi formojnë lidhje jonike me grupet R të ngarkuara negativisht të një aminoacidi tjetër.
- *Lidhjet e hidrogjenit* formohen midis atomeve të hidrogjenit të grupeve polare R me atomet e oksigjenit ose azotit të një aminoacidi tjetër.
- *Lidhjet disulfide* janë lidhje kovalente që formohen midis grupeve -SH të aminoacidit cisteinë në zinxhirët polipeptidë.

Proteinat globulare kanë **një strukturë terciare, prandaj ato formojnë struktura kompakte.**

Proteinat që përbëhen nga dy ose më shumë zinxhirë polipeptidikë formojnë **një strukturë kuaternare**. Një shembull i kësaj është proteina hemoglobinë, e cila është e përbërë nga katër zinxhirë polipeptidikë. Kjo proteinë është funksionale vetëm kur të katër zinxhirët polipeptidikë janë të lidhur së bashku. Në strukturën kuaternare, zinxhirët polipeptidikë mbahen së bashku nga të njëjtat ndërveprime që stabilizojnë strukturat terciare, siç janë lidhjet hidrogjenike, lidhjet jonike, lidhjet disulfide dhe ndërveprimet hidrofobike midis grupeve R. Në disa raste, struktura kuaternare e një proteine përfshin gjithashtu një grup jo-proteinik të quajtur **grup prostetik**, i cili përcakton funksionin dhe funksionalitetin e proteinës. Strukturat terciare dhe kuaternare përcaktojnë funksionin përfundimtar të proteinës. Disa proteina kanë një strukturë fibrilare me forcë të madhe mekanike; ato janë përbërës strukturorë të qelizave dhe janë përgjegjëse për lëvizshmërinë e organizmit. Proteinat e tjera kanë forma globulare dhe kanë një rol transporti; ato mundësojnë komunikimin midis qelizave dhe drejtojnë aktivitetin e tyre.

1.13. Vetitë fizike dhe kimike të proteinave

Proteinat janë substanca pa ngjyrë, homogjene dhe kristalore, dhe zakonisht nuk kanë shije. Një veti e rëndësishme fizike e proteinave është **tretshmëria e tyre**, e cila varet nga pH i mjedisit, natyra e tretësit, prania e kripërave, temperatura, etj. Tretshmëria është më e ulët në vlerën e pH që korrespondon me pikën izoelektrike, dhe rritet me rritjen e aciditetit ose alkalinitetit të mjedisit. Disa proteina janë të tretshme në ujë, ndërsa të tjerat janë të patretshme. Shtimi i tretësve organikë në ujë (alkool ose aceton) zvogëlon tretshmërinë e proteinave. Tretshmëria e proteinave në tretësira ujore gjithashtu zvogëlohet me rritjen e përqendrimit të kripës në ujë. Në prani të një tretësi organik ose në një përqendrim të caktuar të disa kripërave, ndodh **precipitimi i proteinave**. Procedura quhet **kriposje**, sepse kryhet në prani të kripërave. Nëse shtohet ujë në proteinën e precipituar, ajo do të tretet përsëri. Kur kriposen proteinat, ato nuk i ndryshojnë vetitë e tyre. Tretshmëria e proteinave rritet me rritjen e temperaturës, por duhet pasur kujdes që të mos kalojë 40°C, pasi kjo do të shkaktojë denaturim të proteinave (shqetësim të strukturës së tyre).

Proteinat **janë molekula optikisht aktive**, sepse ato formohen nga α -aminoacide L. Në këtë rast, tretësit e proteinave e rrotullojnë planin e dritës planare të polarizuar majtas, domethënë, ato janë levorotuese. Kjo veti mund të përdoret për përcaktimin sasior të proteinave, sepse këndi i rrotullimit është proporcional me përqendrimin e tyre në tretësirë. Forcat tërheqëse relativisht të dobëta përgjegjëse për ruajtjen e strukturës sekondare, terciare dhe kuaternare të proteinave prishen lehtësisht dhe si rezultat proteinat humbasin funksionin e tyre biologjik. Kjo prishje e strukturës quhet **denatyrim**. Proteinat e përfituara nga denatyrimi quhen **proteina të denatyrura**. Denatyrimi i proteinave ndodh kur ka një ndryshim që prish bashkëveprimet midis grupeve R që stabilizojnë strukturën sekondare, terciare ose kuaternare. Gjatë denatyrimit, lidhjet peptide kovalente të strukturës primare nuk preken. Denatyrimi ndodh kur nxehet në një temperaturë më të lartë se 50°C, në prani të acideve ose bazave (vlera e pH-it), tretësve organikë, metaleve të rënda (Ag^+ , Hg^{2+} , Pb^{2+} , etj.), detergjentëve, stresit mekanik, etj. Proteinat e denatyrura janë më pak të tretshme në ujë. Një shembull i denatyrimit të proteinave në temperatura të larta është zierja e një veze. E bardha e vezës (proteina) pas zierjes është e ndryshme nga e bardha e një veze të pazier dhe nuk mund të kthehet në gjendjen e saj fillestare duke ulur temperaturën. Megjithatë, nëse denatyrimi është i kthyeshëm, proteina e denatyruar kthehet në gjendjen e saj origjinale pas heqjes së agjentit të denatyrimit. Procesi quhet **rinatyrim**, dhe proteina quhet **proteinë e rinatyruar**.

Proteinat **kanë veti amfoterike** për shkak të pranisë së grupeve funksionale karboksil ($-\text{COOH}$) dhe amino ($-\text{NH}_2$), të cilat kanë përkatësisht veti acidike dhe bazike. Në varësi të pH-it të mjedisit, ato mund të ekzistojnë në formën e kationeve, anioneve ose zviterioneve bipolare. Për secilën proteinë, ekziston një vlerë e caktuar e pH-it kur numri i ngarkesave pozitive është i barabartë me numrin e ngarkesave negative. Kjo vlerë e pH-it quhet **pika izoelektrike e proteinës**. Vetitë e proteinave që lidhen me natyrën e tyre amfoterike përdoren për ndarjen dhe analizën e proteinave. Teknika e përdorur për këtë qëllim njihet si elektroforezë.

Hidroliza është reaksioni i zbërthimit të proteinave në aminoacide në një mjedis acidik ose në prani të enzimave. Proteinat në prani të acideve minerale të përqendruara si HCl hidrolizojnë, duke formuar kështu aminoacide në formën e hidroklorureve përkatëse. Në temperatura dhe aciditet relativisht të moderuar, enzima të caktuara proteolitike, të tilla si pepsina dhe tripsina, hidrolizojnë proteinat. Hidroliza enzimatiqe përdoret për të izoluar aminoacidet, të tilla si triptofani. Dy disavantazhe të rëndësishme të këtij lloji të hidrolizës janë nevoja për inkubacion të zgjatur dhe fakti që hidroliza mund të jetë e paplotë. Një karakteristikë tjetër e proteinave është **reaktiviteti** i tyre. Aminoacidet nga të cilat formohen proteinat kanë grupe funksionale që përfaqësojnë qendra reaktive, vende ku zhvillohen reaksione kimike. Sa më i madh numri i aminoacideve, aq më i madh është reaktiviteti i proteinave dhe kështu shpejtësia e reaksioneve kimike në të cilat ato marrin pjesë.

1.14. Ndarja e proteinave dhe përfaqësuesit e rëndësishëm

Zbërthimi i proteinave

Proteinat janë një grup i madh biomolekulash të ndryshme dhe mund të klasifikohen sipas kriterëve të ndryshme, të tilla si:

- ① Forma;
- ② Përbërja kimike;
- ③ Funkzioni.

Sipas formës së tyre, proteinat ndahen në:

- globulare;
- proteina fibrilare.

Proteinat globulare ose **sferoproteinat** kanë një formë kompakte, sferike, sepse në to, si rezultat i ndërveprimeve të ndryshme midis grupeve –R, zinxhirët polipeptidikë mbivendosen mbi njëri-tjetrin. Këto proteina kryejnë punën e qelizave, funksione të tilla si sinteza, transporti dhe metabolizmi. Proteinat globulare janë të tretshme në ujë, tretësira të holluara të acideve dhe bazave, dhe kriçëra. Shembuj të proteinave globulare janë globulinat, albumina e vezës, albumina e serumit, të gjitha enzimat, hemoglobina, hormonet si insulina, glutelinat, histonet, protaminat, etj.

Proteinat fibrilare ose **skleroproteinat** janë proteina që përbëhen nga struktura të gjata, të holla, të ngjashme me fibrat. Ato zakonisht përfshihen në strukturën e qelizave dhe indeve. Dy lloje proteinash fibrilare janë α - dhe β -keratinat. α -keratinat janë proteina që përbëjnë flokët, leshin, lëkurën dhe thonjtë. Në flokë, tre helika janë të mbështjella si një gërshetim për të formuar një fibrilë. Në një fibrilë, helikat mbahen së bashku nga lidhjet disulfide midis grupeve –SH të aminoacidit cisteinë. β -keratinat janë një lloj proteine që gjendet në pendët e zogjve dhe lëkurën e zvarranikëve. Në β -keratinat, zinxhirët polipeptidikë kanë një strukturë kryesisht β -të palosur. Proteinat fibrilare janë të patretshme në ujë. Ato treten në tretësira të përqendruara të acideve dhe bazave.

Sipas përbërjes së tyre kimike, proteinat ndahen në:

- protein të thjeshta;
- proteina të përbëra.

Proteinat e thjeshta përbëhen vetëm nga aminoacide të lidhura së bashku nga lidhje peptide. Kur hidrolizohen nga enzimt, proteinat e thjeshta do të formojnë vetëm aminoacide. Grupi i proteinave të thjeshta përfshin albuminat, globulinat, histonet, kolagjenin, keratinën, enzimën ribonukleazë, etj.

Proteinat e përbëra formohen nga një pjesë proteinike dhe një pjesë joproteinike e quajtur **grup prostetik**. Grupi prostetik ndikon në funksionin e proteinave komplekse. Grupi i proteinave komplekse përfshin fosfoproteinat, glikoproteinat, kromoproteinat, nukleoproteinat, lipoproteinat dhe metaloproteinat.

Glikoproteinat janë proteina në të cilat pjesa proteinike është e lidhur me një pjesë jo-proteinike të karbohidrateve (mucina në pështymë), nukleoproteinat përmbajnë acide nukleike (kromozomet), fosfoproteinat përmbajnë estere të acidit fosforik (kazeina në qumësht), lipoproteinat kanë një pjesë jo-proteinike të lipideve (fibrina në gjak), kromoproteinat përmbajnë grupe kromofore (hemoglobina, citokromi), ndërsa metaloproteinat përmbajnë jone metalesh (ceruloplazmina), etj.

Sipas funksionit të tyre, proteinat ndahen në:

- proteina strukturore (kolagjeni, keratina);
- enzimat dhe proteinat katalitike (tripsina);
- hormonet (insulina, hormoni i rritjes);
- proteina mbrojtëse (imunoglobulina);
- proteina rregullatore (insulinë);
- proteina gjenetike (histone);
- proteinat transportuese (hemoglobina, mioglobina);
- proteina që deponohen (kazeina, ferritina);
- proteinat e frymëmarrjes;
- toksinet etj.

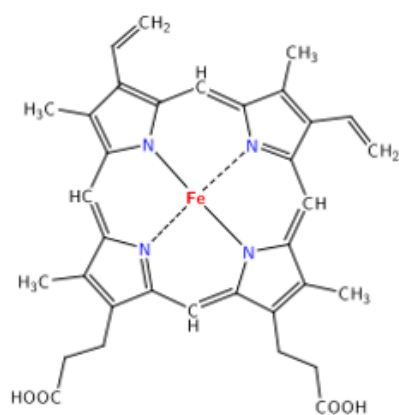
Përfaqësues të rëndësishëm

Kolagjeni është proteina më e bollshme në trup, që gjendet në indin lidhës, enët e gjakut, lëkurën, ligamente, tendinat, korneat e syrit dhe kërcin. Struktura e kolagjenit është rezultat i tre zinxhirëve polipeptidikë të bashkuar së bashku në një bishtalec në formë spirale (shih Figurën 1.6). Kolagjeni përmban: glicinë, prolinë, alaninë, hidroksiprolinë dhe hidroksilizinë. Me ndihmën e grupeve –OH të aminoacideve hidroksiprolinë dhe hidroksilizinë, formohen lidhje hidrogjeni midis zinxhirëve polipeptidikë, duke formuar një spirale të trefishtë që rrit forcën e molekulës së kolagjenit. Enzimët e nevojshme për të formuar aminoacidet hidroksiprolinë dhe hidroksilizinë kërkojnë vitaminë C, kështu që kur nuk ka mjaftueshëm vitaminë C në dietë, lidhjet midis zinxhirëve polipeptidikë janë më të dobëta. Kolagjeni gjithashtu bëhet më pak elastik me procesin e plakjes sepse formohen lidhje të kryqëzuara shtesë midis zinxhirëve polipeptidikë. Për shkak të kësaj, kockat, kërci dhe tendinat bëhen të brishta ndërsa nga rrudhat që shfaqen vërehet se lëkura humbet elasticitetin.

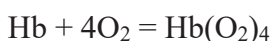


Figura 1.6. Kolagjen me strukturën e palosur β

Hemoglobina (Hb) është një proteinë globulare që gjendet në qelizat e kuqe të gjakut dhe është përgjegjëse për transportin e oksigjenit, prandaj quhet proteinë transportuese. Ajo përbëhet nga katër zinxhirë polipeptidikë, dy zinxhirë α -polipeptidik dhe β -polipeptidikë. Në molekulën e hemoglobinës së njerëzve të rritur, të katër zinxhirët polipeptidikë duhet të kombinohen që hemoglobina të funksionojë siç duhet si proteinë transporti. Çdo zinxhir polipeptidik i hemoglobinës përbëhet nga një pjesë proteine e quajtur **globinë** dhe një pjesë joproteine e quajtur **hem**.



Hemi është një grup prostetik që lidhet në mënyrë të kthyeshme me molekulat e oksigjenit kur vlera pH është e lartë dhe përqendrimi i dioksidit të karbonit është i ulët. Nga ana tjetër, kur situata është e kundërt (pH i ulët dhe përqendrim i lartë i dioksidit të karbonit), hemoglobina çliron oksigjen. Në strukturën e hemit, ka jone Fe^{2+} që formojnë një lidhje koordinative kovalente me molekulat e oksigjenit (O_2). Prandaj, një strukturë kuaternare e hemoglobinës mund të lidhet dhe transportojë katër molekula oksigjeni.



Hemoglobina që ka katër molekula oksigjeni të lidhura quhet **oksihemoglobinë**. Oksihemoglobina transportohet nëpërmjet gjakut në qeliza ku çlirohet O_2 .

Hemoglobina në të cilën hekuri në grupin e hemit është në gjendjen e oksidimit Fe^{3+} quhet **methemoglobinë**. Ajo nuk mund të formojë lidhje të kthyeshme me molekulat e oksigjenit. Normalisht, 1 deri në 2% e hemoglobinës është methemoglobinë. Shkaku i një përqindjeje më të lartë të methemoglobinës mund të jetë gjenetik ose si rezultat i ekspozimit ndaj kimikateve të ndryshme. Në varësi të përqendrimit, methemoglobina mund të shkaktojë probleme serioze shëndetësore.

Mioglobina (Mb) ka një funksion biologjik të ngjashëm me hemoglobinën. Është një proteinë transportuese globulare që transporton dhe ruan oksigjenin në muskujt skeletorë. Mioglobina, ndryshe nga hemoglobina, ka një afinitet më të lartë për oksigjenin dhe për këtë arsye lejon transferimin më efikas të oksigjenit nga qarkullimi i gjakut në qelizat e trupit. Rreth tre të katërtat e gjatësisë së zinxhirit polipeptidik të mioglobinës ka një strukturë sekondare në formën e α -spirale, dhe struktura e saj kompakte terciare është rezultat i ndërveprimeve të llojeve të ndryshme. Struktura terciare e zinxhirit polipeptidik të mioglobinës është identike me strukturën terciare të secilit prej zinxhirëve polipeptidikë të hemoglobinës. Në fund të zinxhirit polipeptidik i

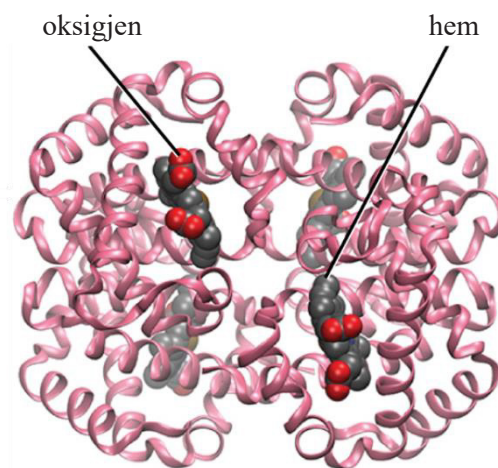
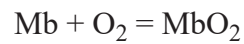


Figura 1.7. Hemoglobina

mioglobinës përmban hem, një grup prostetik që mund të lidhet në mënyrë të kthyeshme me një molekulë të vetme oksigjeni.



Muskujt e gjitarëve detarë, siç janë fokat dhe balenat, kanë një përqendrim të lartë të mioglobinës, gjë që u lejon atyre të qëndrojnë nën ujë për periudha të gjata kohore.

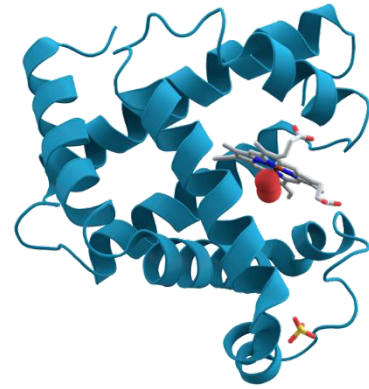


Figura 1.8. Mioglobina

PEZYME

Proteinat janë biomolekula organike që përbëhen nga zinxhirë të gjatë polipeptidikë të formuar nga aminoacidet.

Aminoacidet janë acide organike që kanë një atom karboni të lidhur me dy grupe funksionale: amino ($-NH_2$) dhe grup karboksil ($-COOH$).

Zviterjon është një aminoacid i jonizuar që ka si ngarkesë pozitive ashtu edhe negative dhe është një jon dipolar.

Aminoacidet- α janë aminoacide në të cilat grupi amino është i lidhur α atomi i karbonit, atomi C, i cili është i lidhur me grupin karboksil.

Pika izoelektrike (pI) është vlera e pH-it në të cilën zviterjoni është neutral.

Peptidet janë biomolekula të ndërtuara nga aminoacidet.

Lidhje peptide është një lidhje amide që lidh aminoacidet së bashku.

Dipeptidi formohet nga dy aminoacide, tre aminoacide formojnë një tripeptid dhe katër aminoacide bashkohen për të formuar një tetrapeptid. Një pentapeptid është një sekuencë prej pesë aminoacidesh, dhe sekuencat e gjata të më shumë aminoacideve janë polipeptide.

Sekuencë aminoacidesh është rendi i lidhjes së aminoacideve në zinxhirët polipeptidikë.

Struktura primare e një proteine përfaqësohet nga sekuenca e saj e aminoacidve.

Skaji terminal -N- është skaji i majtë i zinxhirit polipeptidik ku ndodhet grupi NH_3^+ .

Skaji terminal -C- është skaji i djathtë i zinxhirit polipeptidik që vjen me grupin COO^- .

Lidhjet disulfide janë lidhje kovalente që formohen midis grupeve tiol ($-SH$) të aminoacidit cisteinë, mbahen së bashku në zinxhirë polipeptidikë.

Struktura sekondare e një proteine është rezultat i lidhjes hidrogjenike të atomit të hidrogjenit nga grupi $-NH$ i një lidhjeje peptide me atomin e oksigjenit nga grupi karbonil i një lidhjeje tjetër peptide.

Struktura **palosur β** - është një strukturë sekondare në të cilën atomet e oksigjenit të grupit karbonil formojnë lidhje hidrogjeni me atomet e hidrogjenit të grupit NH .

α - **Heliksi** është lloji më i zakonshëm i strukturës sekondare me formë spirale për shkak të numrit të madh të lidhjeve hidrogjenike përgjatë zinxhirit polipeptidik.

Struktura terciare formohet kur një zinxhir polipeptidik me strukturë sekondare vazhdon të paloset. Kjo strukturë proteine përfshin ndërveprimet midis radikaleve (grupeve R) të aminoacideve të zinxhirit polipeptidik.

Struktura kuaternare formohet në proteina që përbëhen nga dy ose më shumë zinxhirë polipeptidikë.

Precipitimi ose kriposja e proteinës ndodh në prani të një tretësi organik ose në një përqendrim të caktuar të disa kripërave.

Denatyrimi është prishja e strukturës së proteinave, si rezultat i së cilës ato humbasin funksionin e tyre biologjik.

Proteinat e denatyruara janë proteina që fitohen me anë të denatyrimit.

Rinatyrimi është procesi në të cilin një proteinë e denatyruar kthehet në gjendjen e saj origjinale pas heqjes së agjentit denatyrimi.

Proteinë e rinatyruar quhet një proteinë që merret me anë të rinatyrimit.

Pika izoelektrike e një proteine është vlera e pH-it në të cilën numri i ngarkesave pozitive është i barabartë me numrin e ngarkesave negative.

Proteinat globulare ose **sferoproteinat** kanë një formë kompakte, sferike sepse, si rezultat i ndërveprimeve të ndryshme midis grupeve R, zinxhirët polipeptidikë mbivendosen mbi njëri-tjetrin.

Proteinat fibrilare ose **skleroproteinat** janë proteina që përbëhen nga forma të gjata, të holla, të ngjashme me fibra.

Një grup prostetik është një pjesë jo-proteinike që është pjesë e proteinave të përbëra.

Kolagjeni është proteina më e bollshme në trup, që gjendet në indin lidhës, enët e gjakut, lëkurën, ligamente, tendona, kornenë e syrit dhe kërc.

Hemoglobina (Hb) është një proteinë globulare që gjendet në qelizat e kuqe të gjakut dhe është përgjegjëse për transportimin e oksigjenit, prandaj quhet proteinë transporti.

Globina është pjesa e proteinës nga e cila ndërtohen zinxhirët polipeptidikë të hemoglobinës.

Hemi është një përbërës proteinik nga i cili ndërtohen zinxhirët polipeptidikë të hemoglobinës.

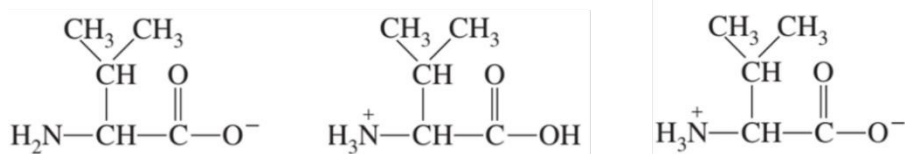
Oksimoglobina është hemoglobina që ka të lidhura katër molekula oksigjeni.

Methemoglobina është një hemoglobinë në të cilën hekuri në grupin e hemit ka një gjendje oksidimi prej Fe^{3+} .

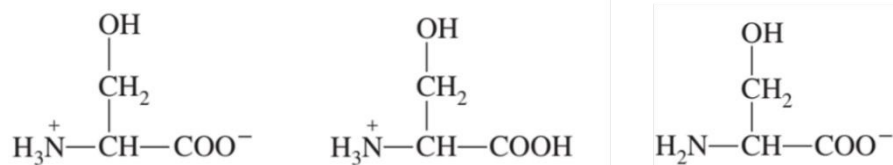
Mioglobina (Mb) është një proteinë transporti globulare që transporton dhe ruan oksigjenin në muskujt skeletorë.

PYETJE DHE DETYRA

- 1) Cilat grupe funksionale janë të pranishme në aminoacidet?
- 2) Përcaktoni se cili nga aminoacidet e mëposhtme ka një grup polar R:
 - a) valina;
 - b) treonina;
 - d) lizina.
- 3) Shkruani formulat e zviterioneve të aminoacideve të mëposhtme:
 - a) valinë;
 - b) serinë;
 - c) treoninë;
 - d) fenilalaninë.
- 4) Klasifikoni aminoacidet në pyetjen 3. Cilat janë jopolare, polare, acidike apo bazike?
- 5) A ka ndonjë ndryshim në polaritetin e grupeve R në aminoacidet leucinë dhe serinë? Shpjegoni.
- 6) Cili aminoacid përfaqësohet nga tre shkronjat Ala, Val, Lys, Cys, Trp, Met dhe Gly?
- 7) Për aminoacidin cisteinë përcaktoni:
 - a) Çfarë është pI (pika izoelektrike)?
 - b) Në çfarë forme ekziston aminoacidi në pH = 2?
 - c) Cila është forma e aminoacidit në pH = 8?
- 8) pI i glicinës është 6. Në çfarë forme do të jetë glicina kur është 2 në tretësirë, dhe si është ajo në pH = 8? Shkruani formulat e joneve të formuara.
- 9) Shkruani formulat për aminoacidet cisteinë dhe treoninë në pH < 1. Cilat simbole përdoren për emrat e këtyre aminoacideve?
- 10) A do të ekzistojnë jonet e mëposhtme të aminoacidit valinë në një vlerë pH më të madhe, më të vogël ose të barabartë me pikën izoelektrike, pI?

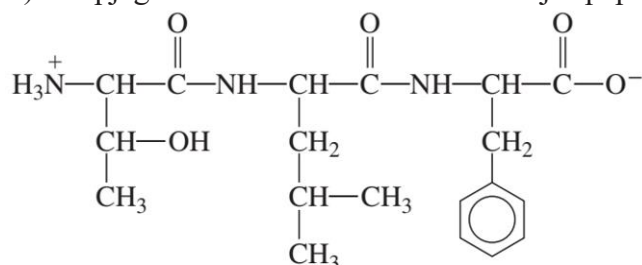


- 11) A do të ekzistojnë jonet e mëposhtme të aminoacidit serinë në një vlerë pH më të madhe, më të vogël ose të barabartë me pikën izoelektrike, pI?



- 12) Për dipeptidin e etiketuar si Val-Pro përcaktoni:
 - a) Cili është emri i tij?
 - b) Nga cilat aminoacide formohet?
 - c) Shpjegoni metodën e formimit të lidhjes peptidike.
 - d) Cili është ndryshimi me dipeptidin Pro-Val?
- 13) Për peptidin e mëposhtëm përgjigjuni:

- Për çfarë lloj peptidi bëhet fjalë?
- Cili aminoacid formohet?
- Emërtoni peptidin dhe paraqitni atë me një shkurtesë.
- Shpjegoni metodën e formimit të lidhjes peptide.



- Shkruani formulën e peptideve të mëposhtme dhe shënojini ato me shkurtesë
 - alanilcisteinë;
 - serilfenilmetioninë;
 - treoniltriptofan;
 - acid valilizoleucilasparginik.
- Emri i një peptidi të shkruar si histidinglicilglutaminizoleucil:
 - A është emërtuar saktë peptidi? Nëse jo, emërtojeni saktë, por pa ndryshuar rendin e aminoacideve.
 - Për çfarë lloj peptidi është fjala?
 - Cilat aminoacide përfshihen në peptid?
 - Shkruani formulën e tij dhe çfarë do të thotë shkurtimi i tij.
 - Sa peptide të ndryshme mund të formohen nga aminoacidet e numëruara?
- Cilat janë shkurtesat për tetrapeptidet e mundshme të formuara nga dy molekula të valinës, prolinës dhe histidinës në skajin terminal- C-?
- Çfarë lloj ndërveprimesh do të ekzistojnë midis grupeve –R të:
 - cisteinës dhe cisteinës;
 - glutaminës dhe lizinës;
 - acidit serinë-aspartik;
 - leucinës dhe leucinës.
- A do të jenë valina dhe leucina brenda apo jashtë strukturës terciare?
- Cilat nga lidhjet dhe bashkëveprimet e mëposhtme janë të pranishme në strukturën primare, sekondare, terciare dhe kuaternare të proteinave:
 - lidhje peptidesh;
 - lidhje hidrogjenike midis peptideve fqinje;
 - lidhje hidrogjenike brenda një grupi peptidik;
 - bashkëveprime hidrofobike;
 - një strukturë prej katër zinxhirësh polipeptidikë;
 - lidhje disulfide në sekuencën e polipeptideve.
- A është e mundur që dy proteina të përbëra nga të njëjtat aminoacide të kenë struktura primare të ndryshme? Shpjegoni.
- Cili është ndryshimi në strukturën sekondare midis α -helikave dhe strukturave β -të palosura?
- Një pjesë e zinxhirit polipeptidik të një proteine mund të përfaqësohet si më poshtë:
-Leu-Val-Cys- Asp-
 - Cila strukturë tregohet në këtë mënyrë?
 - Cilat aminoacide do të formojnë lidhje disulfide?
 - Cilat aminoacide duhet të jenë në strukturën e proteinave?

- d) Cilat aminoacide janë të pranishme në strukturën e proteinave të huaja?
- 23) Cili është ndryshimi midis proteinave të thjeshta dhe atyre të përbëra? Shpjegoni.
- 24) Si ndahen proteinat sipas funksionit?
- 25) Cili është ndryshimi midis proteinave globulare dhe fibrilare?
- 26) Cilat janë vetitë më të rëndësishme të proteinave?
- 27) Me çfarë përcaktohen vetitë amfoterike të proteinave? Shpjegoni.
- 28) Çfarë është mioglobina? A mund të ketë një strukturë kuaternare? Shpjegoni.
- 29) Bëni kërkime në internet, çfarë ndodh nëse ndryshon sekuenca e aminoacideve të hemoglobinës? A e humbet ajo funksionin e saj?
- 30) Numëroni disa nga efektet e denatyrimit të proteinave.

1.15. Koncepti, nomenklatura, klasifikimi dhe ndërtimi i enzimave

Në reaksionet kimike, substancat e quajtura *reaktantë* shndërrohen në *produkte*. Disa reaksione ndodhin shpejt, ndërsa të tjerat kërkojnë shumë kohë për të prodhuar produkte nga reaktantët. Shkalla e reaksioneve të ngadalta rritet në prani të substancave të quajtura **katalizatorë**. Një katalizator rrit shkallën e një reaksioni sepse substanca që po reagon nuk ndryshon kimikisht ose sasiisht në fund të reaksionit.

Reaksionet që ndodhin në qeliza mund të vazhdojnë deri në përfundim, por jo me një shpejtësi të mjaftueshme për mbijetesë. Për shembull, hidroliza e proteinave të gëlltitura nëpërmjet ushqimit përfundimisht do të përfundonte pa një katalizator, por jo aq shpejt sa për të përmbushur nevojat e trupit për aminoacide. Është gjithashtu e rëndësishme që reaksionet kimike në qeliza të zhvillohen në kushte të moderuara, të tilla si një pH prej rreth 7.4 dhe një temperaturë trupi prej rreth 37°C.

*Katalizatorët që përshpejtojnë reaksionet që ndodhin në organizmat e gjallë quhen **enzima** ose fermente.* Enzimata quhen gjithashtu **biokatalizatorë** sepse përshpejtojnë reaksionet kimike biologjike të rëndësishme. Ato janë thelbësore për frymëmarrjen, tretjen, funksionin e muskujve dhe nervave, etj. Çdo qelizë në trupin e njeriut përmban mijëra enzima që lejojnë që reaksionet kimike të ndodhin në të. Meqenëse enzimata mbeten të pandryshuara gjatë procesit të katalizës, qeliza mund ta përdorë çdo enzimë vazhdimisht. Enzimata ndihmojnë me funksione specifike që janë jetësore për prodhimin e trupit dhe shëndetin e përgjithshëm. Shkenca që studion vetitë dhe funksionin e enzimave quhet **enzimologji**.

Ka shembuj të shumtë të rëndësisë dhe rolit të enzimave në proceset që ndodhin në organizmat e gjallë. Për shembull, enzimata marrin pjesë në shumë procese të rëndësishme në trup, ato ndihmojnë trupin të zbërthejë molekulat më të mëdha dhe më komplekse në më të vogla, në mënyrë që trupi të mund të përdorë energjinë që çlirohet në këtë proces. Çdo qelizë në trup përmban ADN, dhe kur një qelizë ndahet, ajo kopjon ADN-në e saj. Enzimata ndihmojnë në këtë proces. Mëlçia zbërthen toksinat në trup dhe përdor enzima të ndryshme për të lehtësuar procesin e zbërthimit të tyre.

Nomenklatura e enzimave

Emrat e enzimave zakonisht lidhen me funksionin e tyre. Ato rrjedhin ose nga emri i substratit që lidhet me enzimën, ose nga lloji i reaksionit që ajo katalizon. Në shumicën e rasteve, emri i enzimës merret duke shtuar prapashtesën -azë në emrin e substratit. Për shembull, disakaridi *saharozë* zbërthehet nga enzima *sukrozë*, enzima *laktazë* katalizon reaksionin e hidrolizës së disakaridit laktozë, dhe lipidet hidrolizohen nga enzima *lipazë*.

Emrat e disa enzimave vijnë nga reaksioni që ato katalizojnë. Për shembull, enzima *oksidazë* katalizon një reaksion oksidimi, *dehidrogenaza* katalizon reaksionin e dehidrogenizimit (largimin

e hidrogjenit), *dekarboksilaza* është enzima që përshpejton reaksionin e largimit të grupeve karboksil nga molekulat organike, etj.

Ka shembuj në të cilët emrat e disa enzimave nuk lidhen as me substratin dhe as me reaksionin që ato katalizojnë. Shembuj të tillë janë emrat e enzimave katalaza, pepsina, tripsina dhe kemo-tripsina. Në një rast të tillë, duhet të kujtojmë substratet mbi të cilat ato veprojnë ose reaksionet që këto enzima katalizojnë.

Klasifikimi i enzimave

Enzimat klasifikohen sipas reaksioneve që ato përshpejtojnë ose sipas substrateve (reaktantëve) mbi të cilët veprojnë. Klasifikimi mund të bëhet si më poshtë:

- oksidoreduktazat;
- transferazat;
- hidrolazat;
- liazat;
- izomerazat;
- ligazat.

Oksidoreduktazat janë enzima që katalizojnë reaksionet e oksido-reduktimit (redoks). Enzima *oksidazë* katalizon reaksionin e oksidimit, reaksioni i reduktimit katalizohet nga enzima *reduktazë*, ndërsa *oksidoreduktazat* ndikojnë në reaksionet redoks. Për shembull, enzima laktat dehidrogenazë katalizon largimin e hidrogjenit nga laktati.

Transferazat janë enzima që përshpejtojnë reaksionet në të cilat grupet funksionale transferohen nga një molekulë në tjetrën. *Transaminaza* përshpejton reaksionet e transferimit të grupeve amino ($-NH_2$), ndërsa *kinaza* përshpejton transferimin e grupeve fosfate.

Hidrolazat katalizojnë reaksionet e hidrolizës, d.m.th. reaksionet në të cilat substancat zbërthehen në prani të ujit. Ky grup përfshin *proteazat* që hidrolizojnë lidhjen peptide në proteina, *lipazat* që hidrolizojnë lidhjen ester në lipide, *karbohidrazat* që hidrolizojnë lidhjet glikozidike në karbohidrate, *nukleazat* që hidrolizojnë acidet nukleike, etj.

Liazat janë enzima që lejojnë shtimin ose heqjen e atomeve ose grupeve të atomeve nga lidhjet e dyfishta pa hidrolizë. *Karboksilaza* përdoret në reaksionet në të cilat shtohet CO_2 , deaminaza katalizon reaksionet në të cilat hiqet NH_3 .

Izomerazat janë enzima në praninë e të cilave ndodh procesi i izomerizimit, pra rishpërndarja e grupeve funksionale brenda molekulave. *Izomerazat* i shndërrojnë izomerët *cis* në izomerë *trans*, ndërsa *epimerazat* i shndërrojnë izomerët D në izomerë L dhe anasjelltas.

Ligazat janë enzima që katalizojnë reaksionet që sintetizojnë komponime më komplekse nga ato më të thjeshta. Një shembull është enzima *sintetazë*, e cila katalizon bashkimin e dy molekulave. Kjo enzimë mundëson formimin e lidhjeve midis molekulave duke përdorur energjinë e ofruar nga adenozin trifosfati (ATP).

Ndërtimi i enzimave

Enzimët janë proteina kimikisht globulare të përbëra nga një numër i madh aminoacidesh, përveç rasteve shumë të rralla, siç janë disa ARN. Ato lidhen me substratet me anë të ndërveprimeve të ndryshme ndërmolekulare, të cilat varen nga natyra e grupeve R në përbërjen e aminoacideve. Çdo enzimë ka një strukturë unike tre-dimensionale që luan një rol të rëndësishëm në aktivitetin e saj katalitik. Enzimët ndahen në:

- ① Enzima njëkomponentëshe;
- ② Enzima dykomponentëshe.

Enzimët njëkomponentëshe janë enzime që janë të përbërë vetëm nga një pjesë proteinike. Megjithatë, shumë enzima me dy përbërës, d.m.th., ato e kryejnë funksionin e tyre në mënyrë korrekte, janë të lidhura nga grupe jo-proteinike ose prostetike. Zinxhiri polipeptidik i enzimës quhet **apoenzimë**, ndërsa **grupi** prostetik quhet **kofaktor** ose **koenzimë**. Nëse enzima kërkon një kofaktor ose koenzimë, kjo do të thotë që as enzima dhe as kofaktori ose koenzima nuk tregojnë aktivitet katalitik. Vetëm në rastin kur kofaktori ose koenzima është e lidhur me pjesën proteinike të enzimës, atëherë enzima do të lidhet me substratin dhe do të zhvillohet reaksioni katalitik. Kofaktorët mund të jenë disa jone metalike, komponime organike ose komponime organometalike, vitamina, etj. Jonet metalike quhen kofaktorë, sepse ato nuk janë të lidhura drejtpërdrejt me enzimën, ndërsa molekulat organike janë koenzima sepse ato janë të lidhura drejtpërdrejt me enzimën. Apoenzima dhe kofaktori së bashku formojnë një enzimë aktive të quajtur **holoenzimë**.

1.16. Vetitë dhe veprimi i enzimave

Enzimët janë makromolekula dhe mënyra se si veprojnë është shumë e ndryshme nga veprimi i katalizatorëve inorganikë. Ato karakterizohen nga një fuqi e lartë relative katalitike, si dhe nga specifika dhe selektiviteti. Karakteristika kryesore e enzimave është **fuqia e lartë relative katalitike**. Kjo do të thotë se ekziston një ndryshim i madh në shpejtësinë e një reaksioni kimik të paktalizuar dhe të katalizuar nga enzimët. Një sasi e vogël enzime mund ta përshpejtojë një reaksion kimik të caktuar shumë herë.

Enzimët janë biokatalizatorë **specifikë dhe selektivë**, që do të thotë se ato mund të lidhen dhe të veprojnë mbi një ose një numër të vogël molekulash, ose të katalizojnë vetëm një reaksion. Për shembull, enzima maltazë zbërthen disakaridin maltozë, enzima hidrolazë katalizon vetëm reaksionet e hidrolizës, etj. Enzimët ndryshojnë në specifikën e tyre; jo të gjitha enzimët kanë të njëjtën specifikë; disa janë më specifike se të tjerat.

*Substanca mbi të cilën vepron enzima quhet **substrat**. Në shembull, nën veprimin e enzimës maltazë, disakari di maltozë zbërthehet në dy molekula glukoze, maltaza është enzima dhe maltoza është substrati. Në një reaksion katalitik, enzima së pari lidhet me substratin. Një enzimë është një molekulë më e madhe se substrati, por brenda strukturës së saj terciare ka pjesë të quajtura vende aktive. **Qendra aktive** është vendi ku enzima lidhet me një ose më shumë molekula të substratit dhe katalizon reaksionin.*

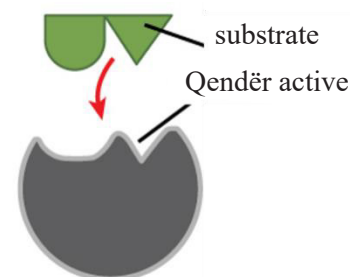
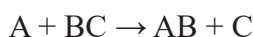


Figura 1.9. Substrati dhe vendi aktiv

Veprimi i enzimave

Enzimët i përshpejtojnë reaksionet duke ndryshuar rrugën e reaksionit, sepse ato zvogëlojnë energjinë e aktivizimit (E_a). Energjia e aktivizimit është energjia e nevojshme që substratet (reaktantët) të transformohen në produkte. Në prani të enzimave, kompleksi i aktivizuar (një grup që përfshin të gjitha grimcat e reaktantëve) formohet më shpejt, d.m.th. kërkohet më pak energji për ta shndërruar substratin në produkte. Prandaj, shpejtësia e reaksionit rritet ndjeshëm, krahasuar me shpejtësinë e reaksionit të paktalizuar. Rruga e përgjithshme e reaksionit



mund të shfaqet me profilin e mëposhtëm të energjisë

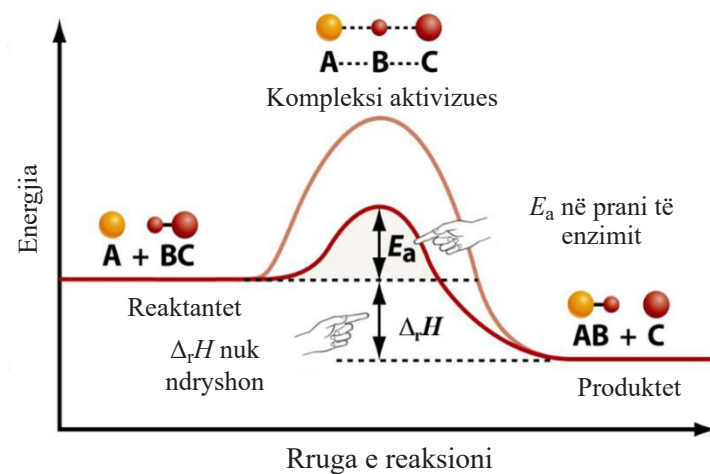


Figura 1.10. Rruga e një reaksioni të katalizuar dhe të paktalizuar

Enzimët përshpejtojnë reaksionet kimike dhe në këtë mënyrë lejojnë që gjendja e ekuilibrit kimik të vendoset më shpejt në reaksionet e kthyeshme, por ato nuk ndikojnë në vlerën e konstantës së ekuilibrit. Pozicioni i ekuilibrit varet nga vlerat e konstanteve të ekuilibrit.

Mekanizmi i reaksionit enzimatik, sipas **teorisë Michaelis-Menten**, mund të shpjegohet në një mënyrë të thjeshtuar. Sipas kësaj teorie, reaksioni i katalizuar nga enzima zhvillohet në dy hapa.

Hapi i parë është lidhja e substratit me vendet aktive të enzimës dhe formimi i **një kompleksi enzimo-substrat**. Kompleksi formohet si rezultat i bashkëveprimeve ndërmolekulare të aminoacideve të enzimës me substratin. Hapi i dytë i reaksionit është çlirimi i produktit dhe kompleksit enzimo-substrat. Enzima e çliruar mund të katalizojë më pas një reaksion tjetër. Reaksioni midis enzimës (E) dhe substratit (S) për të formuar produktin (P) mund të tregohet në një mënyrë të thjeshtë.

Hapi i parë: $E + S \rightleftharpoons ES$

Hapi i dytë: $ES \rightarrow E + P$

Për shembull, në reaksionin e hidrolizës së saharozës (substratit), ajo lidhet me vendet aktive të enzimës sukrazë, dhe lidhjet glikozidike në saharozë hidrolizohen në prani të ujit. Si rezultat, glukozja dhe fruktoza merren nga saharoza. Produktet lirohen nga vendet aktive të enzimës sukrazë, dhe më pas ajo mund të marrë pjesë në hidrolizën e molekulave të tjera të saharozës.

saharozë + saharozë $\rightleftharpoons$ kompleks saharozë-saharaza kompleks

saharozë-saharaza $\rightarrow$ glukozë + fruktozë + saharaza

Brenda kuadrit të vendit aktiv, grupet- R të aminoacideve të enzimës hyjnë në bashkëveprime ndërmolekulare me grupet funksionale të substratit. Forma e vendit aktiv të enzimës duhet të përputhet me formën e substratit. Në fakt, enzima dhe substrati funksionojnë si një çelës dhe një dry, me një çelës që hap vetëm një dry. Ky model i veprimit të enzimës quhet **modeli dry-çelës** (Figura 1.11).

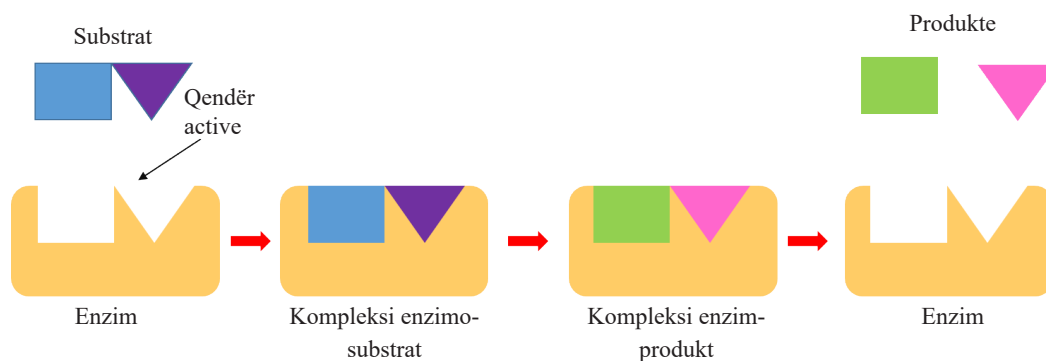


Figura 1. 11. Skema e modelit me dry-çelës

Modeli me dry-çelës u përshkrua për herë të parë nga Fischer (Hermann Emil Louis Fischer, 1852 – 1919) në vitin 1894. Ky model tregon se enzimët karakterizohen me selektivitet dhe specifikë të lartë.

Veprimi i shumicës së enzimave përshkruhet nga modeli i kyçjes me dryn, por ka edhe enzima me një gamë më të gjerë aktivitete. Këto janë enzima që përshtaten me formën e substratit, ose substrati mund të përshtatet me formën e enzimës. Ky model quhet **modeli i përshtatjes së**

induktuar (adaptim) dhe u prezantua për herë të parë në vitin 1958 nga Daniel Edward Koshland (1920 - 2007). Sipas këtij modeli, forma e vendit aktiv të një enzime korrespondon afërsisht me formën e substratit. Në këtë mënyrë, substrati përshtatet në mënyrë të përkryer në molekulën e enzimes dhe formohet një kompleks enzimë-substrat. Formimi i një kompleksi enzimë-substrat ku enzima përshtatet me formën e substratit mund të tregohet si më poshtë:

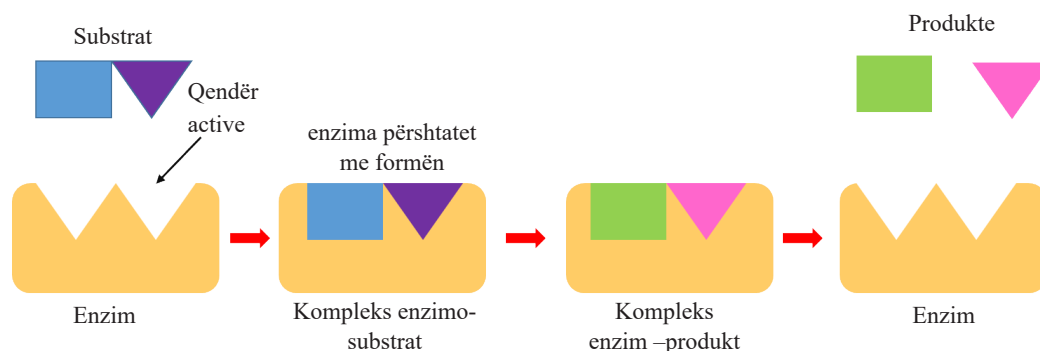


Figura 1.12. Paraqitje skematike e modelit të përshtatjes (rregullimit) së induktuar

Në të dyja modelet, modeli “dry - çelës” si dhe modeli i përshtatjes së induktuar, të cilët përshkruajnë reaksione të katalizuara nga enzima, substrati lidhet me vendin aktiv të enzimes dhe formon një kompleks enzimë-substrat. Në modelin “dry- çelës”, forma e substratit duhet të përputhet me formën e vendit aktiv të enzimes. Ndërsa në modelin e përshtatjes së induktuar, substrati dhe enzima e rregullojnë formën e tyre në mënyrë që të formojnë një kompleks enzimë-substrat.

Aktiviteti i enzimave varet nga disa faktorë, ndër të cilët më të rëndësishmit janë:

- temperatura;
- pH i mjedisit;
- përqendrimi i substratit;
- përqendrimi i enzimave;
- prania e inhibitorëve.

Enzimat janë shumë të ndjeshme ndaj temperaturës. Në temperatura të ulëta, enzimat nuk tregojnë aktivitet katalitik sepse nuk ka energji të mjaftueshme që të zhvillohet reaksioni katalitik. Megjithatë, në temperatura më të larta, aktiviteti enzimatik rritet. Enzimat janë më aktive në një **temperaturë optimale**, e cila për shumicën e enzimave është 37°C ose temperatura e trupit. Në temperatura mbi 50°C, struktura terciare e enzimave prishet dhe ato humbasin aktivitetin e tyre enzimatik.

Shumica e enzimave janë aktive në një gamë shumë të ngushtë vlerash të pH-it. Vlera e pH-it në të cilën enzimat funksionojnë në mënyrë optimale quhet **vlera optimale e pH-it**. Acidifikimi i tretësirës ose shtimi i bazës prish strukturën terciare të enzimave, duke prishur bashkëveprimet e grupeve –R me substratin. Si rezultat, enzima nuk lidhet më me substratin dhe reaksioni katalitik nuk zhvillohet. Ndryshimet e vogla në pH janë të kthyeshme dhe lejojnë që enzima të

rikthen strukturën dhe aktivitetin e saj, por luhatjet e mëdha nga vlera optimale e pH-it shkatërrojnë përgjithmonë strukturën dhe funksionin e enzimës.

Në çdo reaksion të katalizuar nga enzima, substrati duhet së pari të lidhet me enzimën për të formuar kompleksin enzimë-substrat. Kur përqendrimi i enzimës mbahet konstant, rritja e përqendrimit të substratit rrit shpejtësinë e reaksionit, dhe në fillim, shpejtësia e reaksionit është më e larta. Kur enzima është e ngopur me substrat, domethënë, kur vendet aktive të enzimës janë të lidhura me substratin, reaksioni katalitik arrin shpejtësinë e tij maksimale. Rritjet e mëtejshme të përqendrimit të substratit nuk do të rrisin shpejtësinë e reaksionit. Megjithatë, në fund të reaksionit, kur formohen produktet, enzima çlirohet dhe mund të lidhet me molekula të tjera të substratit.

Për një përqendrim të caktuar të substratit, rritja e përqendrimit të enzimës rrit shpejtësinë e reaksionit katalitik. Në përqendrime më të larta të enzimave, janë në dispozicion më shumë molekula (më shumë vende aktive) për të lidhur substratin dhe për të katalizuar reaksionin. Për sa kohë që përqendrimi i substratit është më i lartë se përqendrimi i enzimës, ekziston një marrëdhënie proporcionale e drejtpërdrejtë midis përqendrimit të enzimës dhe aktivitetit të saj katalitik. Në shumicën e reaksioneve të katalizuara nga enzimat, përqendrimi i substratit është shumë më i lartë se përqendrimi i enzimës.

*Substancat që ndikojnë në aktivitetin katalitik të enzimave quhen **efektorë**.* Në varësi të vepimit të tyre, efektorët mund të jenë aktivizues dhe inhibitorë.

Aktivizuesit janë substanca që rrisin aktivitetin e enzimave. Për shembull, kinaza është një enzimë që është e rëndësishme për shumë procese qelizore. Një aktivizues që përshejton vepimin e kinazës është magnezi. Në këtë shembull, magnezi është një kofaktor për enzimën kinazë.

Shkalla e reaksioneve katalitike zvogëlohet ndjeshëm në prani të substancave të quajtura inhibitorë. **Inhibitorët** janë molekula që parandalojnë lidhjen e një substrati në vendin aktiv të një enzime. Në prani të inhibitorëve, enzimat humbasin aktivitetin e tyre katalitik. Një enzimë që lidhet në mënyrë të kthyeshme me një inhibitorë mund të rifitojë aktivitetin e saj enzimatik, por nëse enzima lidhet në mënyrë të pakthyeshme me një frenues, ajo humbet përgjithmonë aktivitetin e saj enzimatik.

PEZYME

Katalizatorët janë substanca, prania e të cilave rrit shpejtësinë e reaksioneve kimike.

Enzimat ose **fermentet** janë katalizatorë që përshpejtojnë reaksionet që ndodhin në organizmat e gjallë. Enzimat quhen edhe **biokatalizatorë**.

Enzimogolgjia është shkenca që merret me studimin e vetive dhe funksionit të enzimave.

Oksidoreduktazat janë enzima që përshpejtojnë reaksionet e oksido-reduktimit (redoksit).

Transferazat janë enzima që përshpejtojnë reaksionet që rezultojnë në bartje (transferimi) të një grupi funksional nga një molekulë në tjetrën.

Hidrolazat katalizojnë reaksionet e hidrolizës, d.m.th., reaksionet në të cilat substancat zbërthehen në prani të ujit.

Liazat janë enzima që lejojnë shtimin (shtimin) ose heqjen (eliminimin) e atomeve ose grupeve të atomeve në lidhje të dyfishta, pa hidrolizë.

Izomerazat janë enzima në praninë e të cilave zhvillohet procesi i izomerizimit, domethënë rishpërndarja e grupeve funksionale brenda molekulave.

Ligazat janë enzima që katalizojnë reaksionet e formimit ose të prishjes së lidhjeve: C-C, C-S, C-O dhe C-N.

Apoenzima quhet zinxhiri polipeptidik i enzimës.

Një kofaktor ose **koenzimë** quhet grup prostetik.

Holoenzimë është një enzimë aktive e formuar nga një koenzimë.

Substrat është substanca mbi të cilën vepron enzima.

Qendër aktive është vendi ku enzima lidhet me një ose më shumë molekula të substratit dhe katalizon reaksionin.

Kompleks enzimë-substrat është një kompleks i formuar si rezultat i bashkëveprimeve ndërmolekulare të aminoacideve të enzimës me substratin.

Modeli “dry-çelës” është një model i një veprimi ku enzima dhe substrati funksionojnë si një çelës dhe një dry, me një çelës që hap vetëm një dry.

Modeli i përshtatjes së induktuar është një model në të cilin enzima përshtatet me formën e substratit, ose substrati mund të përshtatet me formën e enzimës.

Efektorët janë substanca që kanë ndikim në aktivitetin katalitik të enzimave.

Aktivatorët janë substanca që rrisin aktivitetin e enzimave.

Inhibitorët janë molekula që parandalojnë lidhjen e substratit në vendet aktive të enzimës.

PYETJE DHE DETYRA

- 1) Çfarë janë enzimat?
- 2) Cili është ndryshimi midis katalizatorëve inorganikë dhe enzimave?
- 3) Jepni disa shembuj nga të cilët mund të shihet roli dhe rëndësia e enzimave.
- 4) Si rrjedhin emrat e enzimave?
- 5) Cilat kritere përdoren për të klasifikuar enzimat?
- 6) Çfarë janë enzimat sipas përbërjes së tyre kimike?
- 7) Cili është ndryshimi midis enzimave me një përbërës dhe dy përbërës?
- 8) A janë inonime apoenzima dhe koenzimat? Shpjegoni.
- 9) Çka nënkuptohet me fuqinë relative katalitike të enzimave?
- 10) Përcaktoni substratin enzimatik qendror aktiv.
- 11) A mund të përdoret enzima saharazë për të hidrolizuar amidonin? Shpjegoni.
- 12) Shpjegoni teorinë Michaelis-Menten të mekanizmit të veprimit të enzimave.
- 13) Shpjegoni modelin dry- çelës.
- 14) Cili është ndryshimi midis modelit të rregullimit të induktuar dhe modelit me çelës dhe dry? Shpjegoni.
- 15) Cilët faktorë ndikojnë në aktivitetin enzimatik?
- 16) Cila temperaturë është optimale për veprimin e enzimave?
- 17) A ka enzima që janë aktive në temperatura më të larta se temperatura e trupit? Hulumtoni literaturën dhe shpjegoni.
- 18) Çfarë do të thotë vlera optimale e pH-it?
- 19) Cili është efekti i përqendrimit të substratit në shpejtësinë e një reaksioni të katalizuar nga enzima?
- 20) A ndikon përqendrimi i enzimës në shpejtësinë e reaksionit enzimatik? Shpjegoni.
- 21) A ndikon përqendrimi i enzimës në shpejtësinë e reaksionit katalitik në një përqendrim të ulët të substratit? A do të jetë efekti i ndryshëm në një përqendrim më të lartë të substratit?
- 22) Si ndikojnë faktorët e mëposhtëm në shpejtësinë e reaksionit enzimatik?
 - a) vlerë pH më e ulët se ajo optimale;
 - b) temperaturë më e lartë se optimale;
 - c) rritja e përqendrimit në substrat në temperaturë konstante.
- 23) Tripsina është një enzimë që hidrolizon lidhjet peptide në një pH prej 7.7 – 8.0. Si ndikojnë kushtet e mëposhtme në aktivitetin e saj?
 - a) ulje e përqendrimit të tripsinës;
 - b) ndryshim i pH-it në 3.0.
 - c) kryerja e reaksionit në 75 ° C;
 - d) shtimi i një sasive shtesë të tripsinës.

- 24) Pepsina është një enzimë që hidrolizon proteinat, veprimi i saj është optimal në një pH prej 1.5 deri në 2.0. Si do të ndryshojë shpejtësia e reaksionit enzimatik në kushtet e mëposhtme?
- a) rritje e përqendrimit të proteinave;
 - b) ndryshim i pH-it në 5.0;
 - c) kryerje e reaksionit në 0°C;
 - d) ulje e përqendrimit të pepsinës.
- 25) Përcaktoni efektorët, aktivizuesit dhe inhibitorët.

1.17. Koncepti, kuptimi dhe klasifikimi i vitaminave

Përpara se të zbuloheshin vitaminat, dihej se lëngu i limonit parandalonte skorbutin te marinarët dhe se vaji i mëlçisë së merlucit mund të parandalonte rakitizmin. Në vitin 1912, shkencëtarët zbuluan se, përveç karbohidrateve, yndyrnave dhe proteinave, vitaminat duhet të konsumohen edhe në dietë.

Vitaminat janë lëndë ushqyese thelbësore që nuk sintetizohen në trup, ose nuk sintetizohen në sasi të mjaftueshme, dhe për këtë arsye duhet të merren përmes dietës. Përjashtim bëjnë vitamina B₃, e cila mund të sintetizohet nga triptofani, dhe vitamina D₃, e cila sintetizohet në trup nga një derivat i kolesterolit kur lëkura ekspozohet ndaj rrezeve të diellit. Disa vitamina mund të sintetizohen në trup nga substanca të caktuara të quajtura **provitamina** që merren përmes dietës. Për shembull, β-karoteni merret përmes ushqimit, dhe prej tij sintetizohet vitamina A në trup, d.m.th. është një provitaminë e vitaminës A.

Vitaminat i nevojiten trupit për një numër të madh funksionesh, por në sasi të vogla (gjurmë), prandaj quhen **mikronutrientë**. Marrja ditore e karbohidrateve është 250 g (makronutrient) dhe 2 mg në ditë vitaminë B 6 (mikronutrient) është e mjaftueshme.

Vitaminat e tretshme në ujë janë pjesë e koenzimave komplekse, por disa prej tyre funksionojnë vetë si koenzima. **Koenzim** janë grupe prostetike që ndihmojnë ose mundësojnë veprimin katalitik të enzimave. Vitaminat B si riboflavina, tiamina, niacina, acidi pantotenik dhe biotina veprojnë si koenzima. Këto molekula të vogla kombinohen me enzimat dhe i aktivizojnë ato. Enzimat katalizojnë shumicën e reaksioneve kimike në trup, siç është tretja e ushqimit dhe sintetizimi i komponimeve të reja. Vitaminat B, si koenzima, ndihmojnë trupin të përdorë proteinat, yndyrnat dhe karbohidratet për të prodhuar energji të mjaftueshme për qelizat.

Vetëm disa nga vitaminat mund të ruhen në trup. *Gjendja e shkaktuar nga një mungesë e zgjatur e marrjes së mjaftueshme të vitaminave njihet si **hipovitaminozë**. Avitaminoza është një gjendje e shkaktuar nga një marrje e pamjaftueshme e një vitamine specifike. Nga ana tjetër, nëse ka mungesë të marrjes së mjaftueshme të disa vitaminave, gjendja quhet **poliavitiminozë**. Hipovitaminoza çon në sëmundje të ndryshme si beriberi, pelagra, anemi, rakitizëm dhe skorbut. Në literaturë, mund të gjenden të dhëna që tregojnë se edhe kur ofrohen sasi shtesë të vitaminave, rritja e dëmtuar për shkak të mungesës së një vitamine mund të jetë e pakthyeshme. Për shembull, është e vështirë të korrigjohen strukturat e lakuara të kockave që vijnë si pasojë e mungesës së vitaminës D në fëmijëri. Prandaj, është veçanërisht e rëndësishme që fëmijët të marrin mjaftueshëm vitamina për rritje dhe zhvillim të duhur.*

Vitaminat e tretshme në ujë ekskretohen nga trupi në urinë; këto vitamina nuk ruhen në trup dhe duhet të furnizohen vazhdimisht përmes dietës. Ndërsa vitaminat e tepërta të tretshme në yndyrë ruhen në mëlçi,

Prandaj, kur këto vitamina nuk furnizohen rregullisht përmes dietës, trupi përdor rezervat e tij. Megjithatë, një përqendrim më i lartë i këtyre vitaminave mund të jetë toksik dhe të çojë në hipervitaminozë. **Hipervitaminoza është një gjendje e marrjes së tepërt të disa vitaminave në trup.**

Vitaminat përcaktohen me shkronja të mëdha, si A, K, E, D, C, etj. Nuk përdoret nomenklaturë sistematike për emërtimin e tyre, por ato kanë emra të thjeshtë që u jepen sipas një vetie, sipas vendit të gjetjes së tyre, sipas sëmundjes që manifestohet kur ndodh mungesa e një vitamine të caktuar (në këtë rast, jepet parashtesa -anti), etj. Sipas tretshmërisë së tyre, vitaminat klasifikohen si:

- ① *Vitamina të tretshme në vaj (liposolubile);*
- ② *Vitamina të tretshme në ujë (hidrosolubile).*

Nga ky klasifikim i vitaminave, mund të supozohet se cilat produkte ushqimore i përmbajnë vitaminat në përqendrim më të larta. Vitaminat e tretshme në vajra ndryshojnë në funksionin e tyre nga vitaminat e tretshme në ujë.

1.18. Vitaminat e tretshme në yndyrë (përfaqësuesit, gjetja dhe rëndësia)

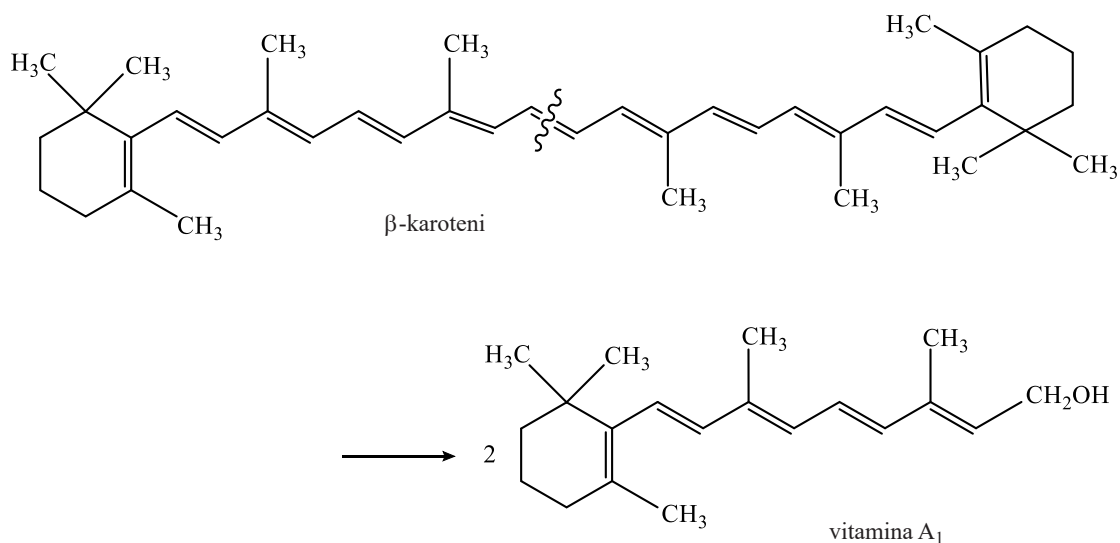
Vitaminat A, D, E dhe K janë të tretshme në yndyrë, që do të thotë se ato mund të ruhen në sasi të kufizuara. Marrja e më shumë këtyre vitaminave nga sa keni nevojë mund të çojë në hipervitaminozë. Vitaminat e tepërta të tretshme në yndyrë ruhen në rezervat e yndyrës së trupit. Efektet klinike të mungesës së këtyre vitaminave janë të njohura mirë, por mekanizmat me të cilët ato veprojnë nuk janë aq të kuptuara sa ato të vitaminave të tretshme në ujë.

Vitaminat e tretshme në vajra janë komponime jopolare që janë të tretshme në vajra (lipide) dhe thithja e tyre në zorrën e hollë varet nga metabolizmi i lipideve. Ato transportohen në gjak me ndihmën e komplekseve të lipoproteinave. Këto vitamina kanë funksione të ndryshme në trup. Vitamina D vepron si rregullator i metabolizmit të kalciumit, një nga funksionet e vitaminës A është të sigurojë pigmentin që lejon shikimin, ndërsa vitamina K lejon mpiksjen normale të gjakut.

Vitamina A

Vitamina A u sintetizua për herë të parë nga kimisti zviceran Paul Karrer (1889–1971) në vitin 1925. Ajo gjendet në indet shtazore, veçanërisht në vajin e mëlçisë së peshkut, në mëlçinë e gjitarëve, të verdhën e vezës, yndyrën e qumështit, gjalpin, djathin, etj. Dy të tretat e sasisë së nevojshme të vitaminës A merren nga trupi nga provitamina β -karoten që gjendet në bimë. Perimet e errëta jeshile dhe të verdha si karotat dhe brokoli janë burime të shkëlqyera të pararendësve (komponime fillestare nga të cilat fitohen komponime të tjera) për vitaminën A. Kështu, vitamina A futet në trup përmes dietës, por mund të sintetizohet edhe nga β -karoteni, i cili gjithashtu futet përmes dietës. Struktura më e zakonshme e vitaminës A është retinoli (vitamina A1) dhe

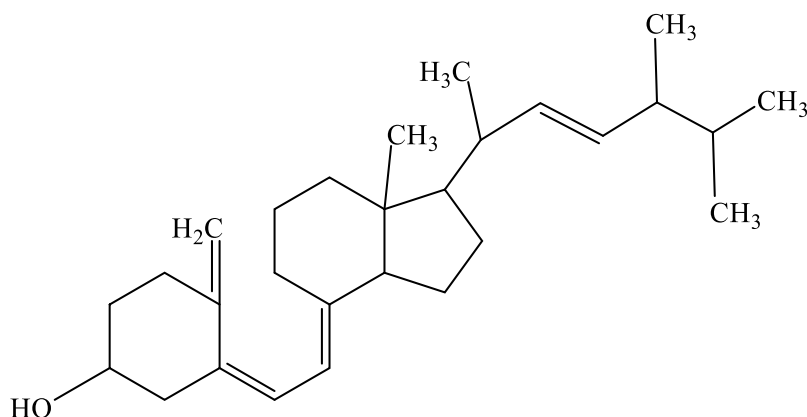
aldehidi i saj njihet si retinol (vitamina A2). Në strukturën e vitaminës A ka katër njësi izopreni, siç mund të shihet nga formula e saj. Ekuacioni tregon reaksionin për fitimin e retinolit (vitamina A1) nga β -karoteni.



Vitamina A ka disa funksione të rëndësishme, në formën e retinës është pjesë e komponentit fotosensitiv të retinës së syrit, dhe në formën e acidit retinoik është një faktor mbrojtës i epitelit dhe një vitaminë për rritje. Vitamina A gjithashtu mirëmban epitelin, është e nevojshme për sintezën e pigmenteve, ka një rol antioksidues, është e nevojshme për rritjen e kockave dhe dhëmbëve, si dhe për funksionin normal të sistemit riprodhues, etj. Mungesa e vitaminës A çon në rritje të ngadaltë, verbëri natën ose verbëri e pulave, prishje të membranave epiteliale, etj. Ndërsa një tepriçë e kësaj vitamine çon në dëmtim të mëlçisë, zhveshje të lëkurës, dhe gjithashtu ndikon në sistemin nervor qendror (të përziera, anoreksi).

Vitamina D

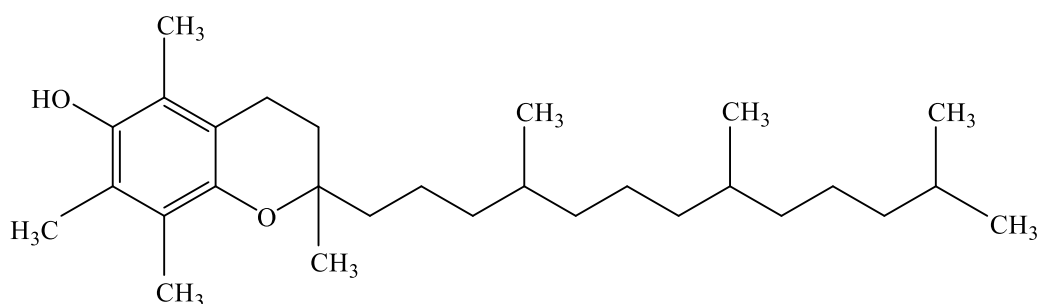
Vitamina D është një hormon steroid që gjendet në dy forma, kolekalciferol (D₃) dhe ergokalciferol (D₂). Formula tregon kolekalciferolin, i cili është forma biologjikisht aktive e vitaminës D. Është strukturisht i ngjashëm me kolesterolin, sepse sintetizohet nga një derivat i kolesterolit në lëkurë gjatë procesit të fotolizës nën ndikimin e dritës ultravjollcë nga dielli.



Ushqimet natyrale kanë një përmbajtje të ulët të vitaminës D₃, ndërsa vitamina D₂ gjendet në vajin e mëlçisë. Kjo vitaminë është e nevojshme për rritjen normale të kockave, përthithjen e kalciumit dhe fosforit në zorrë, etj. Mungesa e vitaminës D çon në rakitizëm, përkeqësim të skeletit, etj., dhe një tepërcë kontribuon në depozitim të kalciumit në shumë inde, prishjen e funksioneve të caktuara, etj. Mungesa e vitaminës D ndodh më shpesh te njerëzit e kequshqyer ose njerëzit që jetojnë në rajone ku ka pak rrezet e diellit. Në përgjithësi, vetëm 15 minuta ekspozim në diell në ditë pa krem mbrojtës nga dielli janë të mjaftueshme për të ruajtur nivelet e vitaminës D.

Vitamina E

Vitamina E është një përzierje e një grupi komponimesh strukturisht të ngjashme të quajtura tokoferole, nga të cilat më aktiv është α -tokoferoli me formulën strukturore të mëposhtme:



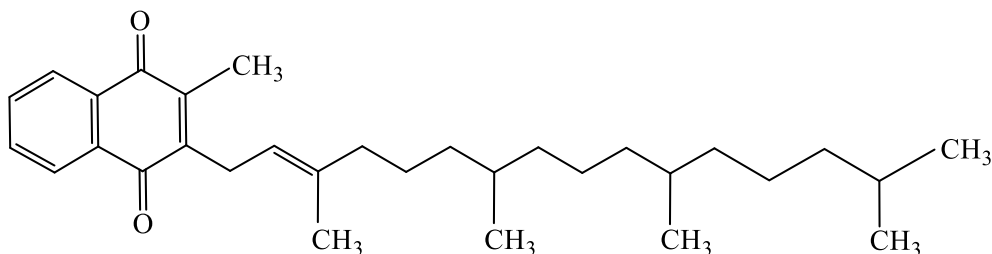
Vitamina E është e rëndësishme për shkak të aktivitetit të saj antioksidues, i cili ngadalëson ose parandalon oksidimin e yndyrave të pangopura dhe vitaminës A. Në këtë mënyrë, ajo kontribuon në stabilizimin e membranave qelizore, vitaminës A, hormoneve, enzimave, etj.

Vitamina E nuk sintetizohet në organizmat shtazorë, por në bimët e gjelbra. Ajo gjendet kryesisht në embrionin e grurit, nga ku është izoluar për herë të parë. Burimet kryesore të vitaminës E janë vajrat bimorë, veçanërisht vaji i drithërave. Ajo gjendet gjithashtu në perime, mish dhe qumësht. Mungesa e vitaminës E shkakton çrregullime kronike dhe anemi, dhe mekanizmi i veprimit të saj nuk dihet plotësisht. Nuk ka efekte negative të regjistruara nga marrja e tepërt e vitaminës E. Vitamina E nuk është toksike në rast mbidoze, siç janë vitaminat e tjera të tretshme në vajra, megjithatë, është mirë të shmangni dozat e tepërta.

Vitamina K

Vitamina K është një vitaminë e tretshme në yndyrë që ekziston në tre forma, K₁, K₂ dhe K₃. Nga të gjitha format, vitamina K₁ është më e bollshme në ushqim dhe gjendet kryesisht në bimë. Gjendet në perimet me gjethe jeshile të errëta (spinaq, sallatë jeshile, lakër, lakër jeshile, brokoli, lulëlakër, etj.), yndyrna në disa fara dhe vajra bimorë (vaj soje, vaj rapese dhe vaj ulliri), yndyrna bimorë, etj. Vitamina K₂ sintetizohet nga bakteret dhe gjendet kryesisht në produktet shtazore, siç janë mishi dhe produktet e mishit, djathi dhe produkte të tjera të qumështit, vezët, etj. Vitamina K₃ është një formë sintetike e vitaminës K dhe mund të gjendet vetëm në suplemente. Përmes ushqimit mund të fitohen sasia e nevojshme të vitamins K, duke ngrënë ushqim

të shumëllojshmëm. Vitamina K përthithet më mirë kur kombinohet me ushqime që përmbajnë yndyrë. Një kombinim i perimeve të gatuar me yndyrna të shëndetshme mund ta ndihmojë trupin tonë të përthithë deri në tre herë më shumë vitaminë K. Formula strukturore e vitaminës K₁ mund të tregohet si më poshtë.



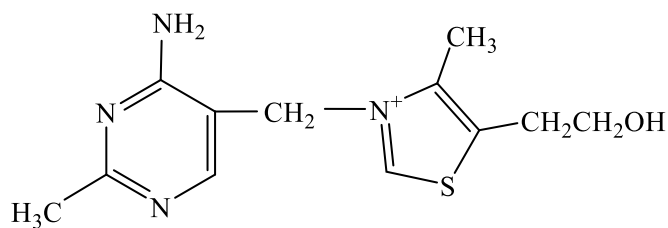
Vitamina K është e përfshirë në shumë funksione trupore, trupi i njeriut e përdor atë për sintezën e proteinave që ruajnë koagulimin normal, si dhe për formimin dhe mirëmbajtjen e strukturës së kockave. Vitamina K, së bashku me vitaminën D, kontribuon në ruajtjen e niveleve të kalciut në kocka. Nga ana tjetër, marrja e tepërt e vitaminës E mund të ulë nivelet e vitaminës K, pasi stimulon zbërthimin e saj në trup. Kjo është veçanërisht e dëmshme për njerëzit që tashmë kanë nivele të ulëta të vitaminës K, pasi mund të prishë mpiksjen normale të gjakut dhe të rrisë rrezikun e gjakderdhjes. Mungesa e vitaminës K nuk është e zakonshme te të rriturit e shëndetshëm që kanë një dietë të ekuilibruar, por mund të ndodhë te njerëzit me shëndet të dëmtuar. Te njerëzit që marrin antikoagulantë, thithja e ushqimit dhe lëndëve ushqyese mund të dëmtohet dhe metabolizmi i vitaminës K mund të bllokohet. Mungesa e vitaminës K gjithashtu mund të shkaktojë mavijosje dhe gjakderdhje të lehtë. Nga ana tjetër, teprica e vitaminës K (nga dieta ose suplementet) mund të bllokojë efektet antikoagulante të ilaçeve dhe të shkaktojë mpiksje të gjakut, mosfunksionim të mëlçisë, verdhëz, etj.

1.19. Vitaminat e tretshme në ujë (përfaqësuesit, gjetja dhe klasifikimi)

Vitaminat e tretshme në ujë kanë -COOH , -OH dhe grupe të tjera polare, prandaj ato treten në ujë. Ky grup përfshin vitamina të ndryshme, nga vitamina C, e cila përbëhet nga molekula më të vogla, deri te vitamina B₁₂, e cila ka një strukturë komplekse. Vitaminat e tretshme në ujë janë të përfshira në metabolizmin qelizor të lëndëve ushqyese që sigurojnë energji. Çdo vitaminë në këtë grup ka të paktën një funksion specifik. Për shembull, B₁ është e nevojshme për të arritur rendimentin maksimal të energjisë nga karbohidratet, B₆ është me rëndësi të madhe për metabolizmin e proteinave, ndërsa B₂ është një komponent i rëndësishëm në pothuajse të gjitha reaksionet redoks qelizore.

Vitamina B₁ (tiamina)

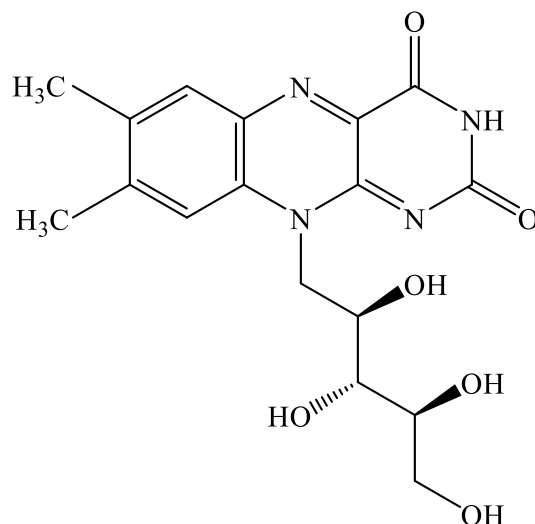
Vitamina B₁ quhet edhe tiaminë. Molekula e saj përbëhet nga një unazë pirimidine dhe një unazë tiazoli, siç mund të shihet nga formula Vitamina B₁ gjendet në shumë bimë si: filiza drithërash,



maja, perime (sidomos patate), fruta, dhe është e bollshme në mish derri dhe viçi, peshk, vezë dhe organe shtazore (mëlçi, veshka, tru dhe zemër). Është një koenzimë në reaksionet e dekarboksilimit dhe është gjithashtu një substancë e rëndësishme e përfshirë në metabolizmin e karbohidrateve. Prandaj, nevoja për tiaminë rritet me një dietë të pasur me karbohidrate. Sëmundja e njohur si beri-beri, e cila ka simptoma neurologjike dhe kardiale, ndodh si rezultat i mungesës së vitaminës B₁ në dietë.

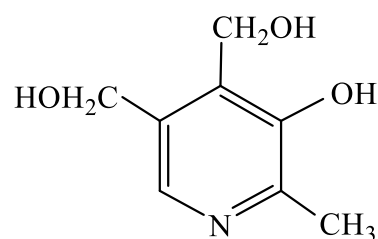
Vitamina B₂ (riboflavina)

Vitamina B₂ quhet edhe riboflavinë, është një grup prostetik, ose koenzim, i cili është pjesë e enzimave që marrin pjesë në metabolizmin e proteinave. Burimet më të rëndësishme të riboflavinës janë qumështi dhe produktet e qumështit ku ajo gjendet e lirë, pastaj janë vezët, perimet, maja, produktet e mishit, organe të ndryshme, si zemra, mëlçia, veshkat, etj. Mungesa e vitaminës B₂ manifestohet me dermatit dhe inflamacion të gojës, dhe të kafshët kjo vitaminë është e nevojshme për zhvillimin normal të fetusit.



Vitamina B₆ (piridoksina)

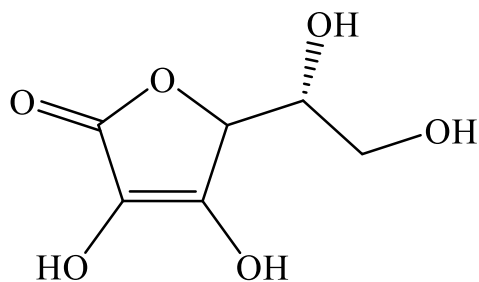
Vitamina B₆ ekziston në përbërjet e mëposhtme kimikisht të ngjashme: piridoksol, piridoksal dhe piridoksinë. Forma metabolikisht aktive e vitaminës B₆ quhet fosfat piridoksal. Kjo formë është një koenzimë për një numër enzimash të ndryshme. Vitamina B₆ gjendet në ushqime të caktuara dhe sintetizohet gjithashtu në laborator. Gjendet në drithëra, bish-tajore dhe vezë, dhe shpesh përdoret së bashku me vitamina të tjera B në suplemente. Është e nevojshme për funksionimin e duhur të sheqernave, yndyrnave dhe proteinave në trup. Është gjithashtu e rëndësishme për zhvillimin e trurit, nervave, lëkurës dhe shumë pjesëve të tjera të trupit. Vitamina B₆ përdoret në trajtimin e sëmundjeve të zemrës,



sindromën paramenstruale, depresionin, të vjellat në mëngjes, sëmundjen e Alzheimerit, ngërçet menstruale, diabetin dhe shumë gjendje të tjera.

Vitamina C

Vitamina C ose acidi L-askorbik është një mikronutrient që nuk sintetizohet në trupin tonë, prandaj duhet të merret nëpërmjet dietës ose nëpërmjet suplementeve të ndryshme. Gjendet në shumë ushqime, si portokalle, specat, kaça, mollë, rrush pa fara, lakra, kivi etj. Është një vitaminë biologjikisht aktive në të njëjtën formë në të cilën gjendet në ushqime, pa ndryshime në strukturën e saj.



Për shkak të pranisë së një lidhjeje të dyfishtë midis dy atomeve C me një grup -OH, vitamina C është e paqëndrueshme dhe oksidohet lehtë, duke u shndërruar në acid dehidroaskorbik. Vitamina C është një antioksidant, d.m.th. një substancë që parandalon reaksionin e oksidimit, sepse reagon me agjentë oksidues. Antioksidantët janë veçanërisht të rëndësishme

sepse ato lidhen me oksidantët që formohen si nënprodukte në metabolizëm. Një funksion i rëndësishëm i vitaminës C është aftësia e saj për të dhuruar protone në reaksionin e hidroksimit gjatë sintezës së kolagjenit dhe hormoneve steroide, dhe gjithashtu lehtëson thithjen e hekurit. Mungesa e vitaminës C shkakton sëmundjen skorbut, e cila manifestohet me dëmtim të kapilarëve, inflamacion të mishrave të dhëmbëve, etj.

PEZYME

Provitaminat janë substanca nga të cilat disa vitamina mund të sintetizohen në trup.

Mikronutrientët janë vitamina të nevojshme nga trupi për një gamë të gjerë funksionesh, por në sasi të vogla (gjurmë).

Koenzimat janë grupe prostetike që ndihmojnë ose mundësojnë veprimin katalitik të enzimave.

Hipovitaminoza është një gjendje e shkaktuar nga mungesa e zgjatur e marrjes së mjaftueshme të vitaminave.

Avitaminoza është një gjendje e shkaktuar nga marrja e pamjaftueshme e një vitamine të caktuar.

Poliavitiminoza është një gjendje e shkaktuar nga marrja e pamjaftueshme e vitaminave të shumta.

Hipervitaminoza është një gjendje e marrjes së tepërt të vitaminave të caktuara në trup.

Vitaminat liposolubile janë vitamina që treten në vajra.

Vitaminat hidrosolubile janë vitamina të tretshme në ujë.

Vitamina A është një vitaminë e tretshme në yndyrë, ajo futet në trup nëpërmjet dietës, por mund të sintetizohet edhe nga β -karoteni, i cili gjithashtu futet nëpërmjet dietës.

Vitamina D është një hormon steroid që ekziston në dy forma, kolekalciferoli (D_3) dhe ergokalciferoli (D_2).

Vitamina E është një përzierje e një grupi komponimesh strukturisht të ngjashme të quajtura tokoferole, nga të cilat më aktiv është? -tokoferoli.

Vitamina K është një vitaminë e tretshme në yndyrë që ekziston në tre forma, K_1 , K_2 dhe K_3 . Nga të gjitha format, vitamina K_1 është më e bollshme në ushqim dhe gjendet kryesisht në bimë.

Vitamina B₁ ose tiamina është një koenzimë në reaksionet e dekarboksimit, dhe është gjithashtu një substancë e rëndësishme e përfshirë në metabolizmin e karbohidrateve.

Vitamina B₂ ose riboflavina është një grup prostetik, ose koenzim, që është pjesë e enzimave që marrin pjesë në metabolizmin e proteinave.

Vitamina B₆ është një vitaminë e tretshme në ujë që ekziston në përbërjet e mëposhtme kimike të ngjashme: piridoksol, piridoksal dhe piridoksinë.

Vitamina C ose acidi L- askorbik është një mikronutrient që nuk sintetizohet në trupin tonë, prandaj duhet të merret përmes dietës ose shtesave të ndryshme.

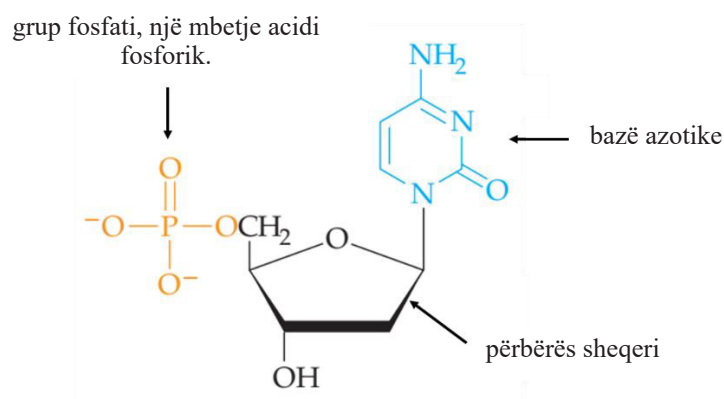
PYETJE DHE DETYRA

- 1) Pse vitaminat quhen mikronutrientë? A sintetizohen ato në laborator, në bimë apo në trupin e njeriut? Shpjegoni.
- 2) Çka janë provitaminat? A kanë të gjitha vitaminat provitamina?
- 3) A kanë të gjitha vitaminat të njëjtin funksion si koenzimat?
- 4) Si funksionojnë vitaminat sipas tretshmërisë?
- 5) Cilat vitamina bëjnë pjesë në grupin e vitaminave të tretshme në vajra?
- 6) Për cila vitamina bëhet fjalë?
 - a) tiaminë;
 - b) acid askorbik;
 - c) ergokalciferol;
 - d) piridoksinë;
 - e) α tokoferol.
- 7) Cila vitaminë, kur nuk konsumohet në sasi të mjaftueshme, shkakton verbëri natën ose verbërinë e pulave?
- 8) Cili është aktiviteti antioksidues i vitaminës C?
- 9) Si manifestohet mungesa e vitaminës C?
- 10) Cila vitaminë është përgjegjëse për përthithjen e duhur të kalciumit në trup?
- 11) Çfarë formash ekziston vitamina K dhe cili është funksioni i saj?
- 12) Çfarë mund të shkaktojë mungesën e vitaminës D?

1.20. Ndërtimi i ADN-së dhe ARN-së

Si e di një farë se çfarë lloj bime të bëhet? Si rritet një qelizë vezë e fekunduar në një qenie njerëzore? Dhe ndërsa ajo qelizë vezë e fekunduar rritet në një embrion në zhvillim, si e di ajo se cila qelizë të bëhet pjesë e një gishti, një mëlçie apo një zemre? Përgjigjet për këto dhe shumë pyetje të tjera themelore rreth të gjithë organizmave të gjallë gjenden në molekulat biologjike të njohura si acide nukleike. Acidet nukleike janë molekula të mëdha që gjenden në bërthamat e qelizave në trupin tonë që ruajnë informacion dhe drejtojnë aktivitetet e rritjes dhe riprodhimit. Në thelb, acidet nukleike janë bartësit e informacionit gjenetik të një organizmi që përcakton natyrën e tij. Kur një qelizë nuk po ndahet në mënyrë aktive, bërthama e saj mbushet me kromatinë, e cila është në thelb acid deoksiribonukleik, dhe gjatë ndarjes qelizore, kromatina bëhet edhe më kompakte dhe organizohet në kromozome. Acidi deoksiribonukleik përmban kodet gjenetike që përdoren në qelizë për të sintetizuar proteinat përgjegjëse për shprehjen e gjeneve.

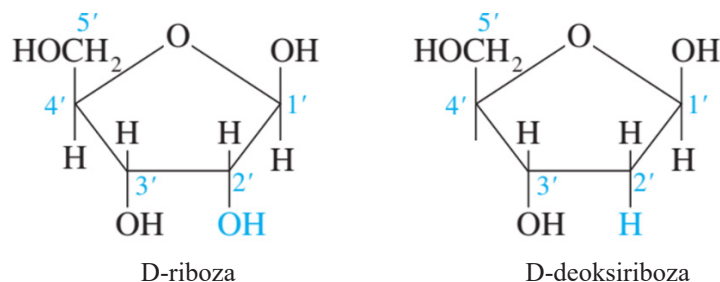
Ashtu si biokomponimet e tjera (proteinat dhe karbohidratet), acidet nukleike janë polimere. Proteinat janë polipeptide, karbohidratet janë polisakaride dhe acidet nukleike janë polinukleotide. Çdo nukleotid përbëhet nga tre pjesë: një monosakarid ciklik me pesë anëtarë i quajtur **përbërës sheqeri**, një përbërje ciklike që përmban azot e njohur si **bazë azotike** dhe një **grup fosfati** ($-OPO_3^{2-}$), një mbetje acidi fosforik.



Në varësi të përbërësit të sheqerit që përbën nukleotidin, ekzistojnë dy lloje të acideve nukleike:

- ① Acidi deoksiribonukleik (ADN);
- ② Acidi ribonukleik (ARN).

ADN-ja përbëhet nga monosakaridi D-deoksiribozë, ndërsa ARN-ja është një polimer i formuar nga shumë molekula të monosakaridit D-ribozë. Emërtimet për acidet nukleike ADN dhe ARN janë në përputhje me rregullat e nomenklaturës ndërkombëtare. Format ciklike hemiacetalike të monosakarideve D-ribozë dhe D-deoksiribozë tregohen nga formulat e mëposhtme:

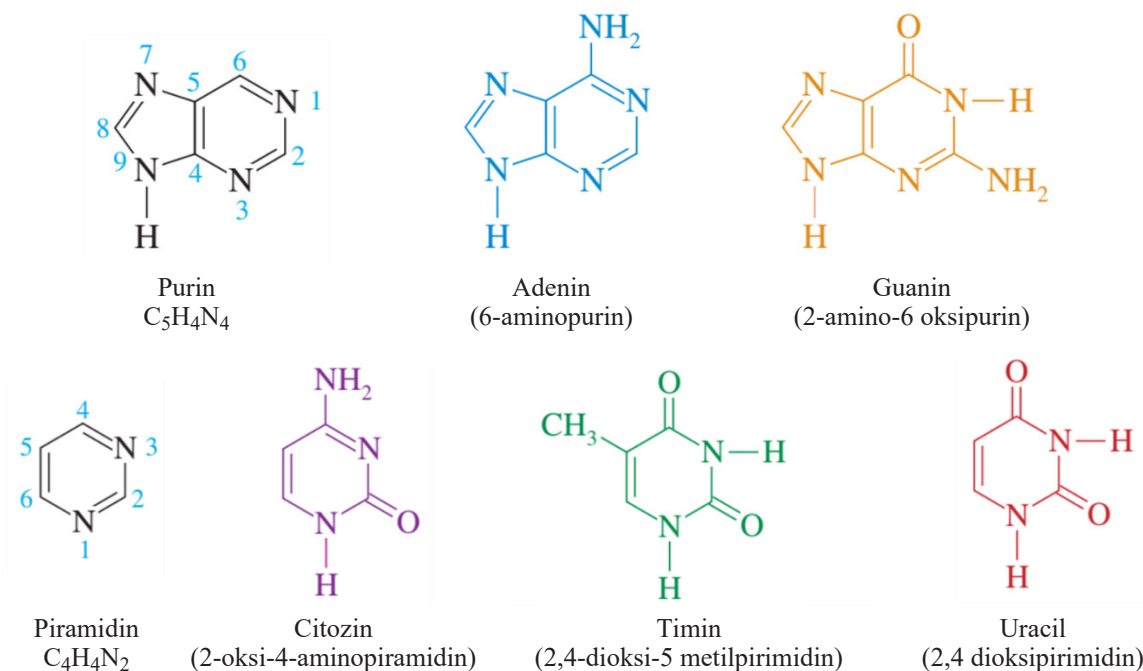


Riboza dhe deoksiriboza ekzistojnë në formën ciklike të furanozës, dhe ndryshimi i vetëm midis tyre është atomi i dytë i C, ku riboza përmban një grup $-OH$, ndërsa deoksiriboza përmban një atom hidrogjeni. Parashtesa *-deoksi* e përdorur në deoksiribozë do të thotë “*pa oksigjen*”. Ato-met e karbonit në monosakaride përcaktohen nga një numër dhe shenja kryesore (1', 2', 3', 4' dhe 5') për t'i dalluar ato nga atomet e C të bazës azotike, të cilat përcaktohen vetëm nga një numër.

Përveç përbërësit të tyre të sheqerit, acidet nukleike ndryshojnë edhe në bazat organike të azo-tit që përmbajnë. Bazat e azotit janë amina heterociklike, ose komponime ciklike që përmbajnë të paktën një atom azoti në përbërjen e tyre. Ekzistojnë dy lloje bazash të azotit që gjenden në polimerët e ADN-së dhe ARN-së:

- ① Bazat purine;
- ② Bazat pirimidine.

Bazat azotike që janë derivate të purinës përmbajnë dy unaza heterociklike të shkrira që përmbajnë azot. Bazat purine janë adenina dhe guanina. Bazat e pirimidinës kanë vetëm një unazë heterociklike që përmban azot. Bazat e pirimidinës janë citozina, timina dhe uracila.

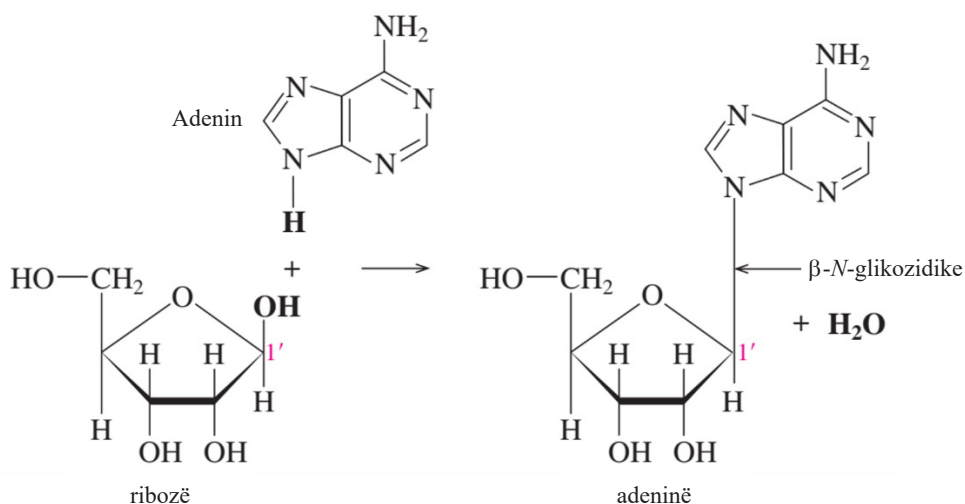


Timina bazë nuk është e pranishme vetëm te molekulat e ADN-së, uracil është pjesë në përbërjen e molekulave të ARN-së, ndërsa adenina, guanina dhe citozina janë të pranishme si në acidet nukleike, ashtu edhe në ADN dhe në ARN.

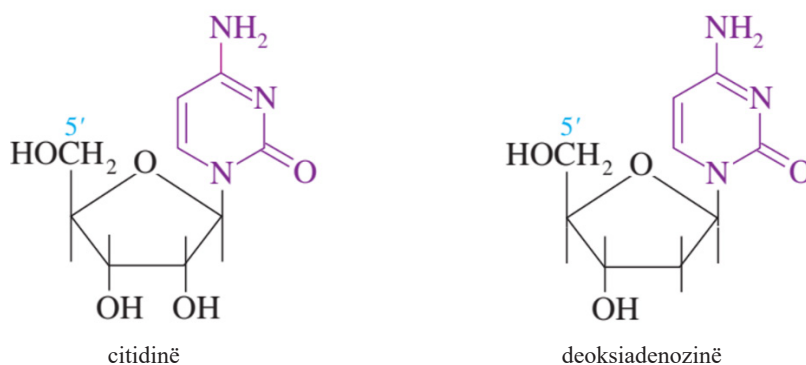
Molekulat që përbëhet nga një përbërës sheqeri (ribozë ose deoksiribozë) dhe një nga bazat organike azotike të azotit quhet **nukleozid**.

KOMPONENTË E SHEQERIT+BAZA= NUKLEOZID

Nukleozidi i njohur si adenozinë formohet nga monosakaridi D-ribozë dhe baza adeninë, ndërsa deoksiadenozina përmban D-deoksiribozë, dhe nukleozidi që rezulton quhet deoksiadenozinë.



Lidhja midis bazës azotike dhe monosakaridit formohet midis njërit prej atomeve të azotit të bazës organike dhe atomit C të monosakaridit. Kjo lidhje quhet lidhje - α -N-glikozidike dhe formohet midis atomit C të shënuar me numrin 1 të përbërësit të sheqerit dhe atomit të azotit të shënuar me numrin 9 në bazën e pirimidinës ose me numrin 1 në bazën purine. Molekulat e nukleozideve citidinë dhe deoksicitidinë mund të përfaqësohen si më poshtë:



Nukleozidet emërtohen ashtu që në bazën e emrit të bazave purine nga të cilat formohen shihet sufiksi *-ozinë*, ndërsa prapashtesa *-idinë* i shtohet bazës së emrit të bazave pirimidine. Për shembull, nukleozidi **adenozinë** formohet nga baza adeninë. Kur nukleozidi përmban monosakaridin ribozë, në emërtimin e tyre nuk përdoret parashtesa, dhe kur ato përbëhen nga deoksiriboza, përdoret parashtesa *-deoksi*.

Nukleozidet që përbëjnë ARN-në quhen adenozinë, guanozinë, citidinë dhe uridinë, ndërsa nukleozidet që përbëjnë ADN-në quhen deoksiadenozinë, deoksiguanozinë, deoksicitidinë, deokstimidinë dhe deoksiuridinë.

Kur nukleozidet lidhen me një grup fosfati nga acidi fosforik, formohen molekula më të mëdha të quajtura **nukleotide**.

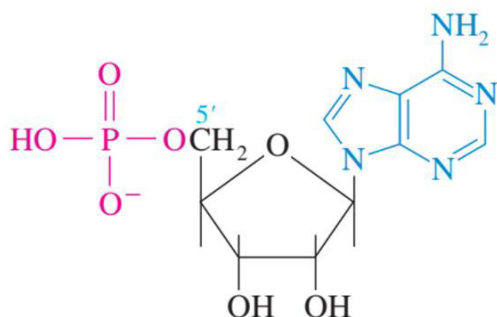


Nukleotidet janë estere fosfati që, varësisht nga përbërësi i sheqerit, ndahen në:

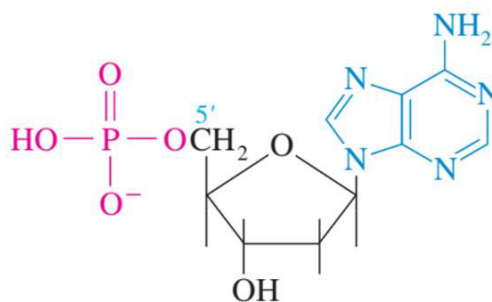
- ① Ribonukleotide;
- ② Deoksiribonukleotide.

Komponenti i sheqerit në ribonukleotide është monosakaridi riboza, ndërsa nukleotidet që përmbajnë monosakaridi deoksiribozën quhen deoksiribonukleotide.

Lidhja kovalente e formuar midis përbërësit të sheqerit dhe grupit fosfat është **një lidhje fosfodiesterike**, e cila formohet nga një reaksion kondensimi midis grupit -OH të shënuar me 5'-të përbërësit të sheqerit dhe një grup -OH të acidit fosforik. Çdo nukleotid është një ester 5'-monofosfat i nukleozidit. Monosakaridet me grupe të tjera -OH mund të formojnë estere, por esteret 5'-fosfate nuk gjenden në ADN ose ARN. Prandaj, gjatë emërimit të një nukleotidi i shtohet 5'-monofosfat emrit të nukleozidit.



Adenozin-5-monofosfat

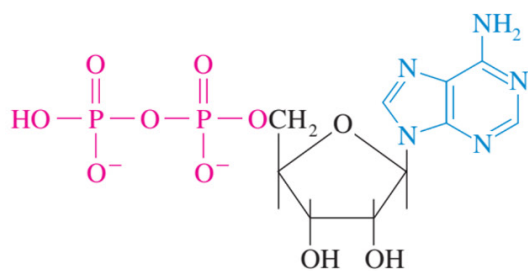


deoksiadenozin-5-monofosfat

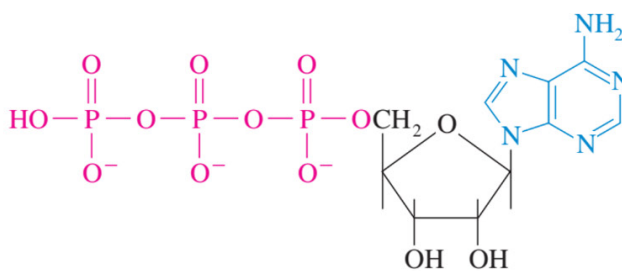
Nukleotidet, varësisht nga numri i grupeve fosfatike, mund të jenë:

- monofosfate;
- difosfate;
- trifosfate.

Duke shtuar një grup fosfati në cilindo prej nukleotideve, formohen estere difosfati ose estere trifosfati. Adenozina monofosfati (AMP) mund të përdoret për të formuar adenozina difosfat (ADP), i cili përmban dy grupe fosfati, dhe adenozina trifosfat (ATP), i cili përmban tre grupe fosfati.



Adenozin -5-difosfat, ADP

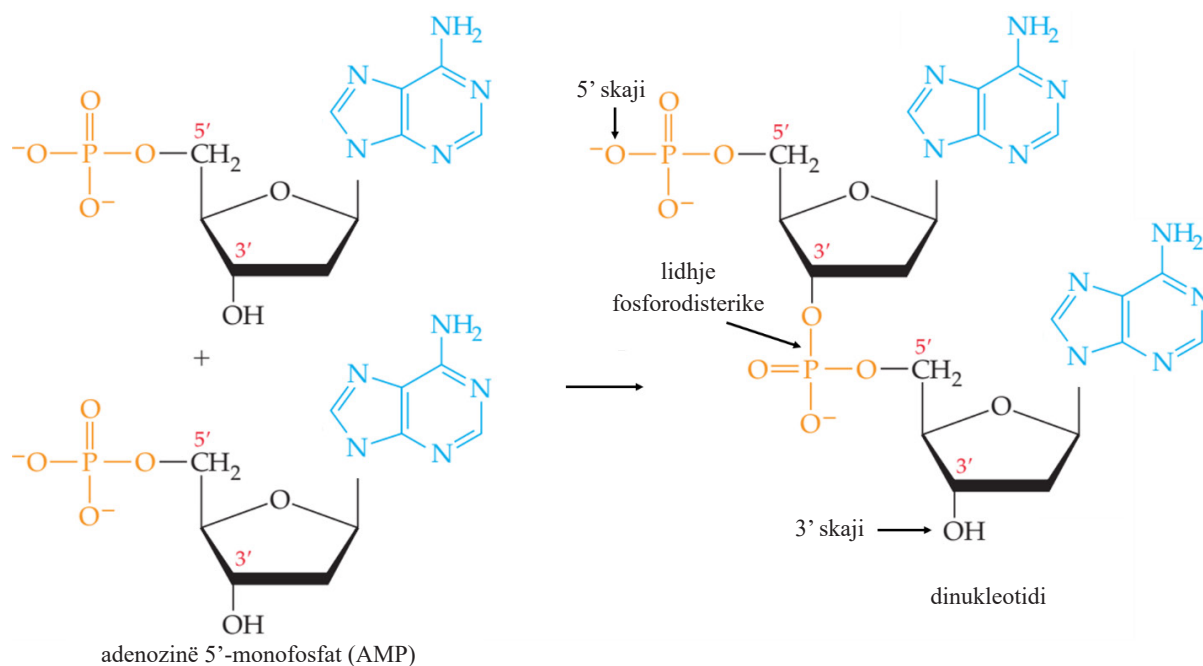


adenozin-5-trifosfat, ATP

Tabela 3. Nomenklatura dhe emërtimi i bazave, nukleozideve dhe nukleotideve që përbëjnë ADN-në dhe ARN-në

Bazë	Nukleozid	Nukleotid
ADN-ja		
Adenina (A)	Deoksiadenozinë	deoksiadenozinë-5'-monofosfat (dAMP)
Guaninë (G)	Deoksiguanozinë	deoksiguanozinë-5'-monofosfat (dGMP)
Citozina (C)	Deoksicitidinë	deoksicitidinë-5'-monofosfat (dCMP)
Timina (T)	Deoksimidinë	deoksimidinë-5'-monofosfat (dTMP)
ARN		
Adenina (A)	Adenozinë	adenozinë-5'-monofosfat (AMP)
Guaninë (G)	Guanozinë	guanozinë-5'-monofosfat (GMP)
Citozina (C)	Citidinë	citidinë-5'-monofosfat (CMP)
Uracil (U)	Uridinë	uridinë-5'-monofosfat (UMP)

Nukleotidet lidhen së bashku në mënyrën e mëposhtme:



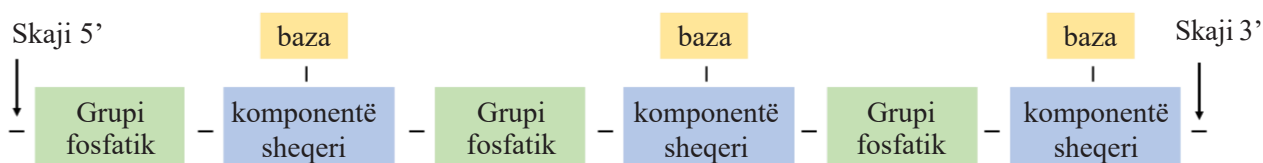
Nukleotidet janë monomere që formojnë polimeret ADN dhe ARN, ato mund të jenë:

- ① Mononukleotide (të përbëra nga një nukleotid i vetëm);
- ② Dinukleotide (të përbëra nga dy nukleotide);
- ③ Trinukleotide (të përbëra nga tre nukleotide);
- ④ Polinukleotide (të përbëra nga disa nukleotide);

Nukleotidet lidhen me një lidhje fosfodiesterike midis grupit -OH në atomin C3' të përbërësit të sheqerit të një nukleotidi dhe grupit fosfat në atomin C5' të nukleotidit tjetër. Zinxhiri nukleotidik ka një grup fosfati të lirë në atomin C5' në njërën anë (skaji 5') dhe një grup -OH të lirë në skajin tjetër (skaji 3').

*Polinukleotidet që formohen nga nukleotide të shumta të lidhura së bashku nga një lidhje fosfodiesterike quhen **acide nukleike**.*

Struktura dhe funksioni i acideve nukleike varen nga sekuenca e zinxhirit në të cilin nukleotidet janë të lidhura në të njëjtën mënyrë që struktura dhe funksioni i proteinave varen nga sekuenca e aminoacideve.



Në polinukleotide, njëri skaj, i përcaktuar si skaji 5', përmban grupin fosfat, ndërsa skaji tjetër përmban grupin -OH në atomin C të përcaktuar si numri 3 në monosakarid, ky skaj i zinxhirit përcaktohet si skaji 3'. Nukleotidet lidhen nga një lidhje fosfodiester -3',5', dhe sekuenca e nukleotideve në zinxhirin polinukleotidik përcaktohet duke filluar nga skaji 5'. Për bazat azotike, zinxhirët polipeptidikë shkurohen siç tregohet nga emrat e tyre, më shpesh përdoret një shkurtime me një shkronjë të vetme. A për adeninën, G për guaninën, C për citozinën, T për timinën dhe U për uracilin.

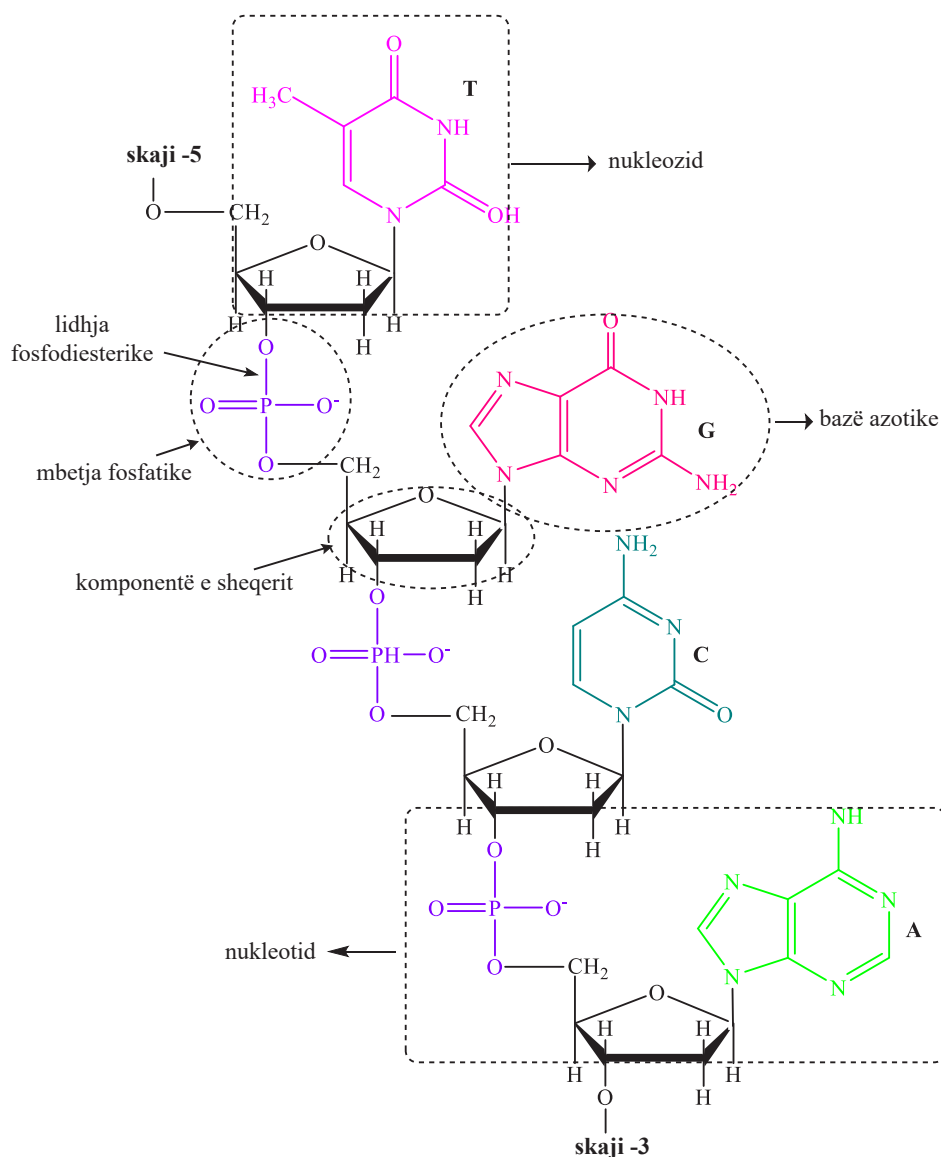
USHTRIME	Ilustrim i një fragmenti të një molekule ADN-je dhe etiketimi nukleozidi, nukleotidi, përbërësi i sheqerit, bazat organike, mbetjet e fosfatit dhe lidhjet fosfodiesterike.
Detyra 27	Etiketoni nukleozidin, nukleotidin, përbërësin e sheqerit, bazat organike, mbetjet e fosfatit dhe lidhjet fosfodiesterike në fragmentin e sekuençës polinukleotide që përfaqëson molekulën e ADN-së.

ZGJIDHJE:

Një fragment i një fije polinukleotidi të ADN-së është treguar më poshtë. Nga formula, mund të shihet se fragmenti i një fije polinukleotidi përbëhet nga katër njësi mononukleotidi. Në secilën prej njësisë mononukleotidi, bazat azotike tregohen me një shkronjë të madhe. Nga simbolet dhe formulat e bazave, mund të konkludohet se këto janë uracil (U), guaninë (G), citozinë (C) dhe adeninë (A).

Fragmenti tregon nukleozidin, i cili përbëhet nga një përbërës sheqeri dhe një bazë azotike, nukleotidin, i cili është një ester fosfati i përbërë nga një grup fosfati, një bazë azotike dhe një përbërës sheqeri, si dhe përbërësin e sheqerit (deoksiriboza) që hyn në strukturën e ADN-së.

Gjithashtu të rëndësishme janë mbetjet e fosfatit që hyjnë në përbërjen e nukleotideve dhe lidhjeve fosfodiesterike me të cilat mononukleotidet lidhen ndërmjet veti.



Detyra 28

A ka ndonjë ndryshim midis nukleozidit dhe nukleotidit, grupit fosfatik dhe lidhjes fosfodiesterike te ARN krahasuar me ADN-në?

1.21. Struktura, vetitë dhe roli i ADN-së dhe ARN-së

Acidet nukleike ADN-ja dhe ARN-ja janë polimere të padegëzuara me një masë molekulare relative shumë të lartë. Ato formohen nga zinxhirë polinukleotidesh në të cilët monomerë të quajtur nukleotide janë të lidhur me njëri-tjetrin nga lidhjet 3',5'-fosfodiester. Komponenti i sheqerit dhe grupi fosfat ndodhen brenda zinxhirit kryesor, ndërsa bazat janë jashtë zinxhirit. Bazat adenina (A), guanina (G), citozina (C) dhe timina (T) marrin pjesë në strukturën e ADN-së, ndërsa ARN-ja përmban të njëjtat baza si ADN-ja, por në vend të timinës, baza uracil (U) hyn në strukturën e ARN-së. Molekula e ADN-së përmban disa milion nukleotide, ndërsa molekula e ARN-së është më e vogël dhe përmban deri në disa mijëra nukleotide.

Tabela 4. Komponenti i ADN-së dhe ARN-së

Përbërës	ADN-ja	ARN
Bazat azotike	A, G, C dhe T	A, G, C dhe U
Përbërës sheqeri	Deoksiribozë	Ribozë
Nukleozid	Bazë + deoksiribozë	Bazë + ribozë
Nukleotid	Bazë + deoksiribozë + Grup fosfati	Bazë + ribozë + grup fosfatik
Acid bërthamor	Polimeronukleotidet e deoksiribozës	Polimeronukleotidet e ribozës

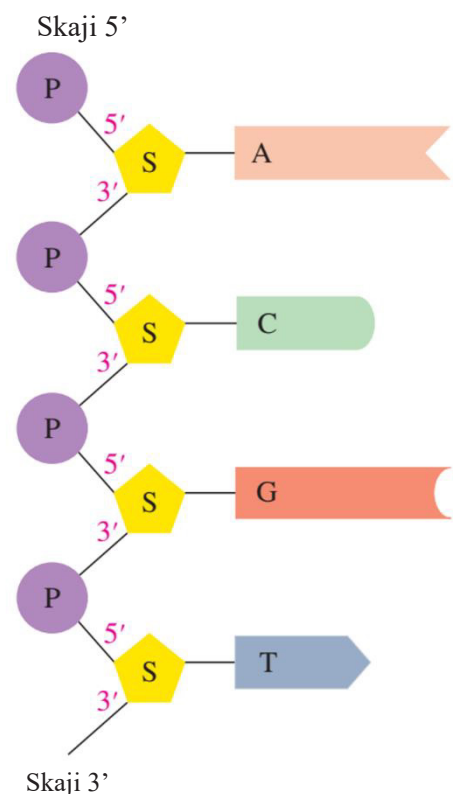
Çdo acid nukleik ka sekuencën e vet të bazave, e cila njihet si **struktura primare** e acidit nukleik. Është kjo sekuencë bazash që mbart informacionin gjenetik nga një qelizë në tjetrën. Përgjatë gjatësisë së një fiye ADN-je ose ARN-je, bazat janë të lidhura me një përbërës sheqeri dhe janë jashtë fiyes kryesore të acidit nukleik. Në të dy acidet nukleike, përbërësi i sheqerit ka një grup fosfati të lirë në njërën anë (skaji 5') dhe një grup hidrosil të lirë në tjetrën (skaji 3'). Për të përcaktuar sekuencën e një zinxhiri polinukleotidik, sekuenca fillon në skajin 5' dhe mbaron në skajin 3'. Rendi i nukleotideve zakonisht tregohet nga bazat që përbëjnë strukturën e tyre.

Për shembull, skaji 5'– A–C– G– T– skaji 3'.

Struktura primare e ARN-së mund të përshkruhet skematikisht në një mënyrë të ngjashme me atë të ADN-së, me bazën e uracilit që zëvendëson bazën e timinës.

Shkencëtarët që studiojnë strukturën e ADN-së vunë re se sasia e adeninës (A) është e barabartë me sasinë e timinës (T), ndërsa sasia e guaninës (G) është e barabartë me sasinë e citozinës (C). Ata gjithashtu vunë re se adenina nuk çiftëzohet gjithmonë me timinë (1:1), dhe guanina me citozinë (1:1).

Në strukturën e ADN-së, numri i molekulave të bazave purine është i barabartë me numrin e molekulave të bazave pirimidine. Molekula e ADN-së ka një strukturë me dy spirale (α -heliks) të përbërë nga dy zinxhirë polideoksiribonukleotidesh siç tregohet në figurë. 1.14. Kjo strukturë e ADN-së quhet **strukturë sekondare**.


Figura 1.13. Strukturura primare e ADN -së

Struktura terciare e ADN-së është struktura tredimensionale që ajo zë në hapësirë. Spirala e dyfishtë e ADN-së mund të rregullohet në hapësirë në mënyrë që të dy fjetet të mbështillen rreth njëra-tjetrës.

Komponentët e sheqerit me grupe fosfati ngjajnë me sh-tylla të jashtme, ndërsa në brendësi bazat azotike janë të rregulluara si një shkallë. Dy fjetet polinukleotide janë të rregulluara me skaje të kundërta (fije antiparalele), njëra fillon në skajin 5' dhe mbaron në skajin 3', ndërsa tjetra fillon në skajin 3' dhe mbaron në skajin 5'. Secila prej bazave nga një fije polinukleotide formon lidhje hidrogjeni me bazat nga fija tjetër polinukleotide. Lidhjet e hidrogjenit midis bazave stabilizojnë strukturën e ADN-së. Në këtë rast, bazat apurine formojnë lidhje hidrogjeni me bazat e pirimidinës. Adenina formon lidhje hidrogjeni me timinë, dhe guanina me citozinë. Çiftet A–T dhe G–C quhen çifte **bazash komplementare**. Kjo lidhje është rezultat i faktit që adenina dhe timina formojnë dy lidhje hidrogjene, ndërsa guanina dhe citozina formojnë tre lidhje hidrogjeni. Prandaj, ADN-ja ka sasi të barabarta adenine me timinë dhe guanine me citozinë.

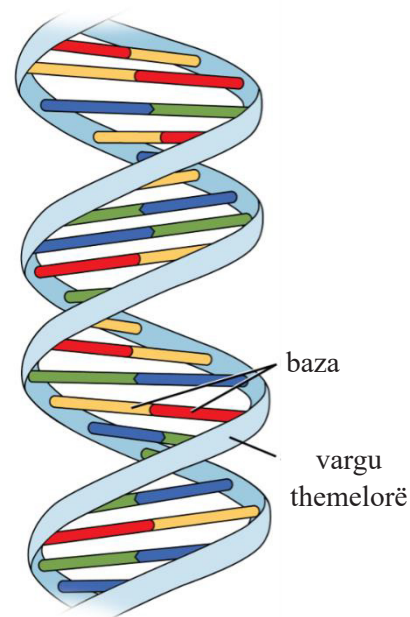
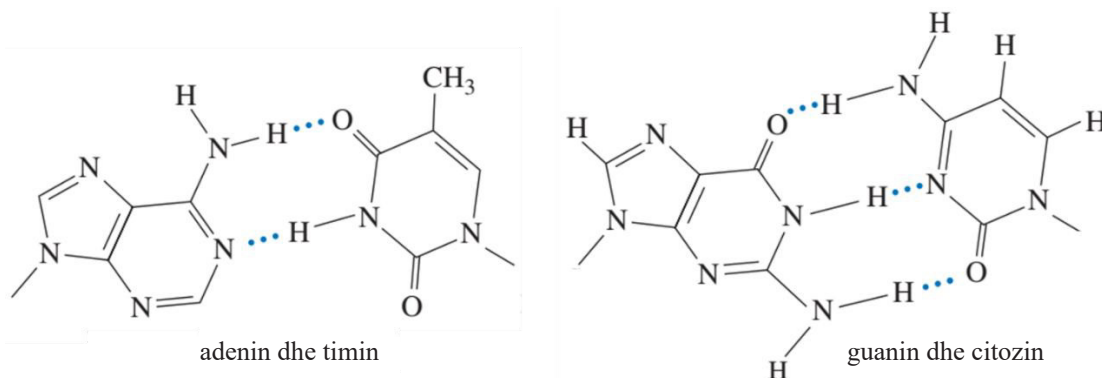


Figura 1.14. ADN-ja– spirale e dyfishtë



Vargjet e ADN-së që lidhen në këtë mënyrë **quhen vargje komplementare**.

Një karakteristikë e rëndësishme e vargjeve komplementare është aftësia e tyre për **t'u replikuar**. Domethënë, funksioni i ADN-së në qelizat shtazore dhe bimore, si dhe në baktere, është të ruajë informacionin gjenetik. Siç ndahen qelizat, krijohen kopje të ADN-së që kalojnë informacionin gjenetik te qelizat e reja. Gjatë replikimit të ADN-së, vargjet në ADN-në mëmë ndahen dhe në këtë mënyrë mund të sintetizohen vargjet komplementare të ADN-së.

*Shuma e informacionit gjenetik në qelizë quhet **gjenom***. Kur një qelizë ndahet, informacioni në gjenom kopjohet dhe u kalohet qelizave të reja. Ky proces replikimi kopjon saktësisht informacionin gjenetik. *Informacioni i përmbajtur në ADN quhet **gjene***, dhe në një AND mund të ketë më shumë gjene. Gjenet përbëhen nga një numër i madh nukleotidesh. Kur një qelizë ka nevojë

për proteina, ARN e interpreton informacionin gjenetik nga ADN-ja dhe e bart informacionin deri në ribozome, ku ndodh sinteza e proteinave. Gabimet në transferimin e informacionit ndonjëherë çojnë në mutacione që ndikojnë në sintezën e një proteine të caktuar.

USHTRIME	Përcaktimi i sekuencës së nukleotideve në një fragment të një sekuence ADN-je, bazuar në një sekuencë të caktuar të nukleotideve në një sekuencë përkatëse një fragment i ADN-së komplementare.
Detyra 29	Shkruani sekuencën komplementare të bazave për këtë segment të ADN-së. –A– C – G – A–T–C – G –

ZGJIDHJE:

Nëse marrim parasysh se çiftet A – T dhe G – C janë baza komplementare. Kjo do të thotë që në vend të adeninës në sekuencën komplementare të ADN-së, baza do të jetë timina dhe anasjelltas. Ndërsa në vend të guaninës në sekuencën komplementare të ADN-së, baza do të jetë citozina dhe anasjelltas.

Sipas sekuencave të dhëna të ADN-së, sekuencat komplementare janë
–T – G – C – T –A –G – C –

Sekuena bazë: –A – C – G – A –T –C – G –

Sekuena komplementare: –T–G–C–T–A–G–C–

Detyra 30	Shkruani sekuencën komplementare të bazave për këtë segment të ADN-së. –G – G – T – T –A –A – C – C –
------------------	--

ADN-ja është polimer dhe për këtë arsye ka veti që janë karakteristike për komponimet me peshë të lartë molekulare. Ajo tretet në tretësira ujore të acideve dhe bazave dhe formon **tretësira viskoze**. Meqenëse monosakaridet që janë pjesë e acideve nukleike kanë atome kirale C dhe janë optikisht aktive, kjo do të thotë që tretësirat e ADN-së e rrotullojnë dritën e polarizuar në plan me një kënd të caktuar.

Nën veprimin e kushteve të ndryshme të jashtme, siç është temperatura mbi 70 gradë°C, një ndryshim i madh në pH, vjen deri tek **denatyrimi i ADN-së**, gjegjësisht sekuencat polinukleotide humbasin karakteristikat e tyre. Nëse kushtet e jashtme janë më të moderuara, vetëm lidhjet hidrogjenike midis bazave prishen, por lidhjet kovalente në sekuencë nuk prishen. Në një rast të tillë, mund të ndodhë **rinatyrimi i ADN-së**.

Nëse vargjet polinukleotide të dy acideve nukleike që kanë një sekuencë bazash komplementare hapen, fijet e acideve të ndryshme nukleike mund të bashkohen dhe të formojnë një acid nukleik të ri. Ky proces quhet **hibridizim**, në të cilin formohet **një acid nukleik hibrid**.

ADN-ja që gjendet në bërthamën e qelizave quhet **ADN bërthamore**. Në bërthamë, ajo është e lidhur me proteina (histone) dhe ndodhet në kromozome. ADN-ja që gjendet në citoplazmë quhet **ADN citoplazmike**, ndërsa ADN-ja që gjendet në mitokondri quhet **ADN mitokondriale**.

ARN-ja e acidit ribonukleik përbën shumicën e acideve nukleike në qelizë. Ajo është e përfshirë në transmetimin e informacionit gjenetik, të nevojshme për funksionimin e qelizës.

Ngjashëm me molekulat e ADN-së, molekulat e ARN-së janë polimere të formuara nga nukleotidet.

Në qeliza ekzistojnë tre lloje kryesore të ARN-së: **ARN-ja informative** (ARNm), **ARN-ja ribozomale** (ARNr) dhe **ARN-ja transferuese** (ARNt). ARN-ja ribozomale është lloji më i bollshëm i ARN-së dhe kombinohet me proteinat në ribozome. ARN-ja lajmëtare mbart informacionin gjenetik nga ADN-ja, e cila ndodhet në bërthamën e qelizës, te ribozomet në citoplazmë. Çdo segment gjenetik i ADN-së prodhon një ARNm specifike për një proteinë specifike që nevojitet në qelizë. Madhësia e ARNm varet nga numri i nukleotideve në një gjen të caktuar. ARN-ja transferuese është molekula më e vogël krahasuar me molekulat e tjera të ARN-së. Ajo interpreton informacionin gjenetik në ARNm dhe mbart aminoacide specifike në ribozome për sintezën e proteinave. Mund të ketë më shumë se një ARNt për secilin prej njëzet aminoacideve që përbëjnë proteinat. Struktura e molekulave të ndryshme të ARNt është e ngjashme, e përbërë nga 70 deri në 90 nukleotide.

USHTRIME

Krahasimi i strukturës së ADN-së me atë të ARN-së.

Detyra 31

Cili është ndryshimi në strukturën e ADN-së dhe ARN-së?

ZGJIDHJE:

ARN-ja dhe ADN-ja janë molekula polimerike që i përkasin grupit të acideve nukleike. Dallimet më të rëndësishme që ekzistojnë në strukturën e tyre janë:

1. Komponenti i sheqerit në ARN është riboza në vend të deoksiribozës si ADN-ja.
2. ARN-ja përmban bazën tauracil(U) në vend të timinës (T).
3. Molekulat e ARN-së formohen nga një sekuencë e vetme polinukleotidesh, jo nga dy sekuenca polinukleotidesh si në rastin e ADN-së.
4. Molekulat e ARN-së janë shumë më të vogla se molekulat e ADN-së. Ato formohen prej disa mijëra nukleotidesh, jo prej disa milionash si në rastin e ADN-së.

Detyra 32

Vallë dallimet në strukturë kontribuojnë në ndryshimet e vetive të ADN-së dhe ARN-së? Shpjegoni.

PEZYME

Acidet nukleike janë polimere të quajtura polinukleotide.

Çdo nukleotid përbëhet nga tre pjesë: një monosakarid ciklik me pesë anëtarë i quajtur **përbërësi i sheqerit**, një përbërës ciklik që përmban azot i njohur si **bazë azotike**, dhe **një grup fosfati** ($-OPO_3^{2-}$), një mbetje e acidit fosforik.

ADN-ja është një acid nukleik i ndërtuar nga monosakaridi D- deoksiriboza.

ARN-ja është një acid nukleik i formuar nga monosakaridi D-riboza.

Bazat e azotit janë amina heterociklike, domethënë komponime ciklike që përmbajnë të paktën një atom azoti në përbërjen e tyre.

Bazat purine janë baza azotike që janë derivate të purinës që përmbajnë dy unaza heterociklike të shkruara që përmbajnë azot. Bazat purine janë adenina dhe guanina.

Bazat e pirimidinës janë baza që janë derivate të pirimidinës, ato kanë vetëm një unazë heterociklike që përmban azot. Bazat e pirimidinës janë citozina, timina dhe uracil.

Nukleozid është një molekulë që përbëhet nga një përbërës sheqeri (ribozë ose deoksiribozë) dhe një nga bazat organike azotike të azotit.

Lidhje β -N-glikozidike është një lidhje midis një baze azotike dhe një monosakaridi që ndodh midis njërit prej atomeve të azotit të bazës organike dhe atomit C të monosakaridit.

Nukleotidet janë estere fosfati të formuara duke lidhur nukleozidet me një grup fosfati nga acidi fosforik.

Ribonukleotidet janë nukleotide që përmbajnë monosakaridin ribozë si përbërës të sheqerit.

Deoksiribonukleotidet janë nukleotide që përmbajnë monosakaridin deoksiribozë si përbërës të sheqerit.

Një lidhje fosfodiesterike është lidhja kovalente që formohet midis një përbërësi sheqeri dhe një grupi fosfat.

Mononukleotidet përbëhen nga një nukleotid.

Dinukleotidet përbëhen nga dy nukleotide.

Trinukleotidet përbëhen nga tre nukleotide.

Polinukleotidet përbëhen nga nukleotide të shumfishta.

Acidet nukleike janë polinukleotide që formohen nga nukleotide të shumta të lidhura së bashku nga një lidhje fosfodiesterike.

Struktura primare e një acidi nukleik është në fakt sekuenca e bazave.

Struktura sekondare e molekulës së ADN-së ka një strukturë spirale të dyfishtë (α -spirale) të përbërë nga dy polideoksiribonukleotide.

Struktura terciare e ADN-së është struktura tre-dimensionale që ajo zë në hapësirë.

Bazat komplementare janë baza purine që formojnë lidhje hidrogjenike me bazat e pirimidinës.

Replikimi i ADN-së është procesi në të cilin vargjet e ADN -së mëmë ndahen në mënyrë që të sintetizohen vargjet komplementare të ADN-së.

Gjenomi është koleksioni i informacionit gjenetik në një qelizë.

Gjenet janë informacioni i përmbajtur në ADN.

Denatyrimi i ADN-së ndodh nën ndikimin e kushteve të ndryshme të jashtme, siç janë temperaturat më të larta se 70°C ose ndryshimet e mëdha në pH, me anë të të cilave sekuencat polinukleotide humbasin karakteristikat e tyre.

Rinatyrimi i ADN-së ndodh nëse kushtet e jashtme janë më të moderuara, duke thyer vetëm lidhjet e hidrogjenit midis bazave, por jo lidhjet kovalente brenda vargut.

ADN-ja bërthamore është ADN-ja që gjendet në bërthamën e qelizave. Në bërthamë, ajo është e lidhur me proteina (histone) dhe ndodhet në kromozome.

ADN-ja citoplazmike është ADN që gjendet në citoplazmë.

ADN-ja mitokondriale është ADN që gjendet në mitokondrie.

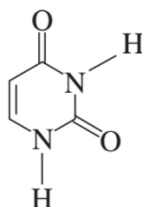
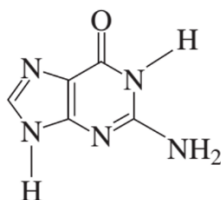
ARN-ja ribozomale (rARN) është lloji më i bollshëm i ARN-së, ajo është e kombinuar me proteina në ribozome.

ARN-ja informative (ARNm) mbart informacionin gjenetik nga ADN-ja, e cila ndodhet në bërthamën e qelizës, te ribozomet në citoplazmë.

ARN-ja transferuese (tRNA) është molekula më e vogël në krahasim me molekulat e tjera të ARN-së. Ajo interpreton informacionin gjenetik në mRNA dhe transporton aminoacide specifike në ribozome për sintezën e proteinave.

PYETJE DHE DETYRA

- 1) Cilat baza quhen baza purine dhe nga vjen emri i tyre?
- 2) Cilat baza quhen baza pirimidine dhe si ndryshojnë ato nga bazat purine?
- 3) Nga cili përbërës përbëhet një nukleozid dhe çfarë është një nukleotid?
- 4) Cilat grupe janë të lidhura me përbërësin e sheqerit të secilit nukleotid?
- 5) Si klasifikohen nukleotidet sipas numrit të grupeve fosfate?
- 6) Si formohet lidhja? - *N*-glikozidike, si dhe lidhja fosfodiesterike?
- 7) Cilin përbërës sheqeri përmban ADN-ja dhe cilin ARN-ja? Cili është ndryshimi midis tyre?
- 8) Cilat baza azotike përmban ADN-ja, nëse përmban ARN?
- 9) Shkruani formulën për guanozinë deoksicitidinë? Nga cilat baza formohen ato?
- 10) Emërtoni bazat e mëposhtme? A janë ato pjesë e ADN-së apo e ARN-së?



- 11) Shkruani formulën dhe shpjegoni strukturën:
 - a) deoksiadenozinë-5'-monofosfat (dAMP)
 - b) guanozinë-5'-monofosfat (GMP)
 - c) uridinë-5'-monofosfat (UMP)
 - d) deoksimitinë-5'-monofosfat (dTMP)
- 12) Cili është ndryshimi midis nukleotideve të ADN-së dhe ARN-së?
- 13) Shkruani formulat e nukleotideve të formuara nga:
 - a) riboza, adenina dhe dy grupe fosfati;
 - b) deoksiribozë grupe trifosfati guanine;
 - c) deoksiribozë, citozinë dhe një grup fosfat.
- 14) Emërtoni nukleotidet nga pyetja e mëparshme.
- 15) Identifikoni përbërjet e mëposhtme si përbërës sheqeri, bazë, nukleozid, nukleotid. Në cilin acid nukleik janë të pranishme ato?
 - a) guaninë;
 - b) deoksiadenozinë-5'-monofosfat;
 - c) ribozë;
 - d) citidinë.
- 16) Identifikoni përbërësit në nukleotidet e mëposhtme dhe përcaktoni nëse ato janë pjesë e një sekuence ADN-je ose ARN-je.
 - a) deoksiguanozinë-5'-monofosfat;
 - b) adenozinë-5'-monofosfat;
- 17) Cilat janë emrat dhe shkurtime të katër nukleotideve që përbëjnë sekuencën polinukleotid të ADN-së?

- 18) Cilat janë emrat dhe shkurtesat e katër nukleotideve që përbëjnë sekuencën polinukleotide të ARN-së?
- 19) Përcaktoni nëse përbërjet e mëposhtme janë nukleotide dhe nëse janë nukleozide:
- a) citridinë-5'-monofosfat;
 - b) deoksicitidinë;
 - c) uridinë;
 - d) deoksiadenozinë-5'- monofosfat
- 20) Shënoni formulat e:
- a) deoksiadenozinë-5'-monofosfat
 - b) uridinë-5'-monofosfat
- 21) A janë dy skajet e sekuencës polinukleotide të ADN të njëjta me njëri-tjetrin? A janë ato të njëjta me skajet e sekuencës në ARN? Shpjegoni.
- 22) Vizatoni strukturën e një dinukleotidi të ARN-së, i cili përbëhet nga dy nukleotide të citidinës-5'-monofosfatit. Në dinukleotid, identifikoni grupin e lirë 3'-fosfat dhe grupin 5'-hidroksil.
- 23) Shpjegoni strukturën primare, sekondare dhe terciare të ADN-së.
- 24) Si shënohen skajet e një vargut polinukleotid të ADN-së dhe si ndryshojnë ato?
- 25) Çfarë do të thotë termi bazë komplementare? Pse baza adeninë nuk është komplementare me timinën? Shpjegoni.
- 26) Segmenti i ADN-së me një fije ka sekuencën vijuese - G - C - A - A - T - C.
Cila është sekuenca e vargut komplementarë?
- 27) Çfarë llojesh të ADN-së ekzistojnë dhe cili është funksioni i tyre?
- 28) A shfaqin tretësirat e ADN-së aktivitet optik? Shpjegoni.
- 29) A ka ndonjë ndryshim në strukturën e ADN-së dhe ARN-së? Shpjegoni.
- 30) Cili është funksioni i llojeve të ndryshme të ARN-së: tRNA, mRNA dhe rRNA?

NJËSIA MODULARE 2**STRUKTURA E ATOMIT DHE SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE****Qëllimet e mësimimit**

Me strukturën modulare të njësive të atomit dhe tabelën periodike të elementeve, pritet të arrihen qëllimet e mëposhtme:

- përvetësimi i nocioneve bazë për strukturën e atomeve dhe tabelën periodike të elementeve;
- njohtimi me strukturën e atomit, numrat kuantikë, sistemin periodik të elementeve dhe periodicitetin e disa vetive të elementeve;
- shkrimi i strukturës elektronike (konfigurimit) të elementeve dhe nxjerrja e përfundimeve rreth vetive të tyre;

Rezultatet e pritura të studimit të njësisë modulare

Pas studimit të strukturës modulare të njësive të atomeve të tabelës periodike të elementeve, nga nxënësit pritet të:

- përfaqësojnë strukturën elektronike të elementeve në mënyra të ndryshme;
- definojnë numrat kuantikë;
- përshkruajnë gjendjen elektronike të një elektroni në një atom të caktuar duke caktuar vlerat e duhura për numrat kuantike;
- përcaktoni dhe etiketoni orbitalin atomik të përshtatshëm;

Nocionet

numri kuantik kryesor, numri kuantik orbital, numri kuantik magnetik, numri kuantik i spinit, orbitali atomik, s-orbitali, p-orbitali, d-orbitali, f-orbitali, orbitale të degjeneruara, elektrone të çiftëzuara, parimi i Paulit, rregulli i Hundit, konfigurimi i elektroneve, elektrone valence, rrezja atomike, energjia e jonizimit, elektronegativiteti, afiniteti i elektroneve;

Përmbajtjet e njësisë modulare

Numrat kuantikë dhe orbitalet atomike

Struktura e shtresës elektronike

Konfigurimi elektronik

Konfigurimi elektronik dhe struktura e tabelës periodike të elementeve

Ndryshimi periodik i vetive të elementeve

2.STRUKTURA E ATOMIT DHE SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE

Atomi është njësia themelore ndërtuese e elementeve kimike dhe vetitë e tyre varen prej tij. Çdo atom është i përbërë nga një bërthamë atomike dhe shtresës elektronike. **Grimcat themelore** që përbëjnë atomin janë protonet, neutronet dhe elektronet. Bërthama e atomit përmban protone dhe neutrone, prandaj ato quhen nukleone nga emri latin për bërthamën (*nucleus*), ndërsa elektronet lëvizin në shtresën elektronike rreth bërthamës. **Protonet janë grimca të ngarkuara pozitivisht**, të shënuara me p^+ . Ato kanë një ngarkesë të vetme pozitive (+1), dhe masa e tyre është afërsisht e barabartë me masën e neutroneve. **Neutronet janë grimca elementare elektroneutrale që nuk kanë ngarkesë**. Prandaj, ato shënohen me n^0 dhe kanë një masë pak më të madhe se masa e protoneve. **Elektronet janë grimca elementare të ngarkuara negativisht**, të shënuara me e^- . Ato kanë një ngarkesë njësie negative (-1) dhe një masë rreth 1,840 herë më të vogël se masa e protoneve dhe neutroneve. Atomtë janë grimca elektroneutrale, që do të thotë se numri i protoneve është i barabartë me numrin e elektroneve, d.m.th. atomi ka një numër të barabartë ngarkesash pozitive (+1) dhe negative (-1), megjithëse numri i neutroneve mund të jetë i ndryshëm nga numri i protoneve.

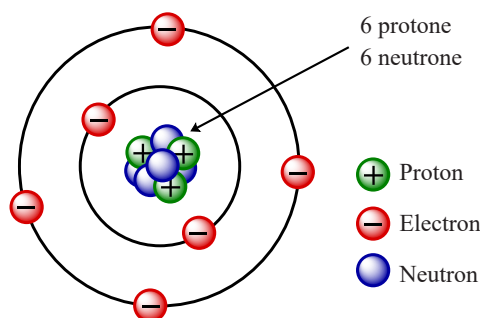
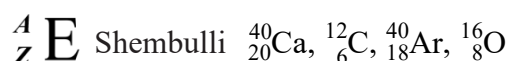


Figura 2.1. Struktura atomike e karbonit

Karakteristikë e rëndësishme e një atomi është **numri i tij atomik, i shënuar me Z** , dhe **numri i masës, i shënuar me A** . Numri atomik është numri i protoneve në bërthamën e një atomi. Quhet edhe numër rendor sepse elementët në tabelën periodike janë të rregulluar sipas tij. Numri rendor shkruhet si një nënrenditje e majtë e simbolit të elementit. Numri i masës është shuma e numrit të protoneve dhe neutroneve në bërthamë. Shkruhet si një shkallë në të majtë të simbolit të elementit.



Elektronet lëvizin rreth bërthamës me shpejtësi të lartë dhe është e pamundur të përcaktohet pozicioni i tyre i saktë në një kohë të caktuar. Sipas parimit të **Heisenbergut** (Werner Heisenberg, 1901 – 1976), ose siç quhet edhe **parimi i papërcaktueshmërisë**, është e pamundur të përcaktohet njëkohësisht pozicioni dhe shpejtësia me të cilën lëvizin elektronet rreth bërthamës. Ky

parim i pasigurisë është baza e **mekanikës kuantike**. Mekanika kuantike përcakton rajonin me një probabilitet të caktuar ku një elektron mund të gjendet në një kohë të caktuar. Për të përshkruar shpërndarjen e elektroneve në një atom, përdoret koncepti i numrave kuantikë dhe orbitaleve atomike. Elektronet lëvizin rreth bërthamës atomike me shpejtësi të lartë dhe duke vepruar kështu formojnë **një re elektronike**. Retë elektronike formojnë **shtresa elektronike** që ndodhen në nivele të caktuara energjie. Pjesa e hapësirës në të cilën probabiliteti i gjetjes së një elektroni është më i lartë quhet **orbitale atomike**.

2.1. Numrat kuantikë dhe orbitalet atomike

Siç e kemi përmendur tashmë, elektronet janë grimca të ngarkuara negativisht të vendosura në shtresën elektronike. Katër numra kuantikë përdoren për të përshkruar pozicionin dhe energjinë e elektroneve në një atom të caktuar.

- ① Numri kuantik kryesor;
- ② Numri kuantik orbital;
- ③ Numri kuantik magnetik;
- ④ Numri kuantik i spin-it.

Numri kuantik kryesor (n)

Numri kuantik kryesor shënohet me n , vlerat e tij janë 1, 2, 3... etj. Në varësi të vlerës së numrit kuantik kryesor, përcaktohet distanca e një shtrese të caktuar elektronike nga bërthama (domethënë, përcakton nivelin e energjisë). Një vlerë më e ulët e numrit kuantik kryesor do të thotë që elektroni ndodhet në një shtrese elektronike që është më afër bërthamës dhe ka një energji më të ulët. Ndërsa një vlerë më e lartë e numrit kuantik kryesor do të thotë që elektroni ndodhet në një shtrese elektronike që është më larg bërthamës dhe ka një energji më të lartë. Numërimi i shtresave elektronike fillon nga bërthama e atomit drejt periferisë. Shtresat elektronike, përveç numrit kuantik kryesor, tregohen edhe me shkronja të mëdha latine: K, L, M, N, O, P dhe Q.

Tabela 5. Numrat kuantikë kryesorë dhe shtresat elektronike

Shtresë elektronike	K	L	M	N	O	P	Q
Numri kuantik kryesor (n)	1	2	3	4	5	6	7

Në fakt, numri kuantik kryesor tregon distancën e elektronit nga bërthama. Rritja e vlerës së numrit kuantik kryesor rrit distancën e elektronit nga bërthama.

Për shembull, nëse vlera e numrit kuantik kryesor është një ($n = 1$), atëherë shtresa e parë

elektronike (K) është më afër bërthamës. Megjithatë, nëse vlera e numrit kuantik kryesor është shtatë ($n = 7$), i cili është shtresa elektronike (Q), e cila është më larg bërthamës.

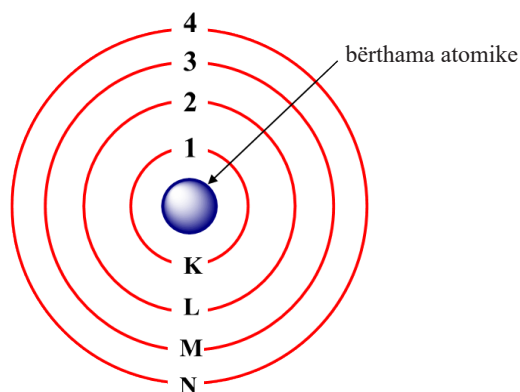


Figura 2.2. Numrat kuantikë kryesorë dhe shtresat elektronike

Numri kuantik orbital (l)

Numri kuantik orbital shënohet me l dhe përcakton energjinë e nënshtresave brenda një niveli energjie dhe ka vlera nga 0,1,2... deri në $n-1$, ku n është numri kuantik kryesor. Për shembull, nëse vlera e n është 2, l do të ketë vlerat 0 dhe 1, meqenëse 1 është $n-1$. Në varësi të vlerës së numrit kuantik orbital, përcaktohet se në cilën nënshtresë (orbital) do të zërë elektroni. Emrat e niveleve të energjisë kanë nënshtresa të quajtura orbitale. Orbitalet shënohen me shkronja të vogla latine, s, p, d dhe f.

Tabela 6. Numri kuantik orbital, orbitale të shënuara

Numri kuantik orbital (l)	0	1	2	3
Shenja e orbitaleve	s	p	d	f

Numri i orbitaleve (nënshtresave) në një shtresë elektronike është i barabartë me numrin e shtresës. Për shembull, nëse $n = 3$, atëherë l do të ketë vlerat 0, 1 dhe 2. Tre vlerat për numrin kuantik orbital tregojnë se në shtresën e tretë ($n = 3$) tre nënshtresa (s, p dhe d) janë të mbushura me elektrone.

Numri kuantik magnetik (m_l)

Si rezultat i lëvizjes së elektroneve rreth bërthamës atomike, krijohet një fushë magnetike. Elektronet mund të kenë orientime të shumëfishta në lidhje me fushën magnetike. Orientimet hapësinore të secilit elektron në një atom përcaktohen nga vlera e numrit kuantik magnetik. Numri kuantik magnetik shënohet me m_l , dhe vlerat e tij variojnë nga $-l$ në $+l$, duke përfshirë zeron. Shkronja l përdoret në përcaktimin e numrit kuantik magnetik sepse vlerat e numrit kuantik magnetik përcaktohen duke filluar nga numri kuantik orbital. Për shembull, nëse $l = 1$, numri kuantik magnetik ka vlerat $-1, 0, +1$. Nga vlera e numrit kuantik magnetik mund të shihet se sa

orbitale të një lloji të caktuar ndodhen në një shtresë të caktuar elektronike. Kur $l = 0$, $m_l = 0$ dhe për këtë arsye ekziston vetëm një orbitale (s-orbital) në shtresën elektronike. Kur $l = 1$, m_l ka tre vlera $-1, 0, 1$, dhe për këtë arsye ekzistojnë tre p-orbitale në një shtresë të caktuar elektronike. Nëse $l = 2$, atëherë $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$. Kjo do të thotë se ka pesë d-orbitale në një shtresë të caktuar elektronike.

Numri kuantik i spinit (m_s)

Elektroni lëviz njëkohësisht rreth bërthamës dhe rreth boshtit të vet. Lëvizja e elektronit rreth boshtit të vet njihet si **spin**. Për të përshkruar drejtimin e lëvizjes së elektronit rreth boshtit të vet, përdoret **numri kuantik i spinit**, i cili shënohet me m_s dhe ka vlerat $+\frac{1}{2}$ dhe $-\frac{1}{2}$. Kur vlera e m_s është $+\frac{1}{2}$, atëherë elektroni lëviz në drejtim të akrepave të orës, ndërsa nëse vlera e m_s është $-\frac{1}{2}$, atëherë elektroni lëviz në drejtim të kundërt të akrepave të orës.

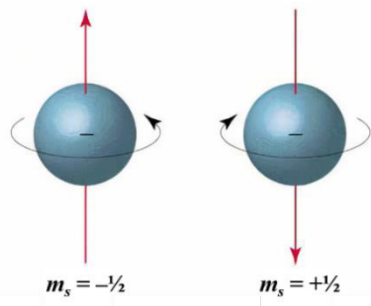


Figura 2.3. Spini i elektronit

USHTRIME	Përcaktimi i vlerave të numrave kuantikë orbitalë, magnetikë dhe spinikë duke pasur parasysh vlerën e numrit kuantik kryesor
Detyra 1	Përcaktoni numrat kuantikë orbitalë (l), magnetikë (m_l) dhe spinotë (m_s) nëse vlera e numrit kuantik kryesor (n) është 3.

ZGJIDHJE

Është e dhënë:

$$n = 3$$

Kërkohet:

$$l = ?$$

$$m_l = ?$$

$$m_s = ?$$

Duke pasur parasysh vlerën e n , l mund të përcaktohet. Vlerat e l variojnë nga $0, 1, 2, \dots$ në $n - 1$. Kjo do të thotë që nëse $n = 3$, $l = 0, 1$ dhe 2 , meqenëse 2 është $n - 1$ ($3 - 1$).

Një vlerë e dhënë e l mund të përcaktohet nga m_l . Vlerat e m_l variojnë nga $-l, 0, +l$. Kjo do të thotë që nëse

$$l = 0, 1 \text{ dhe } 2, m_l = -2, -1, 0, +1 \text{ dhe } +2$$

$$l = 0, m_l = 0$$

$$l = 1, m_l = -1, 0, +1$$

$$l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$$

Vlera e numrit kuantik të spinit m_s është $\pm \frac{1}{2}$.

Detyra 2

Përcaktoni numrin kuantik orbitalë (l), magnetikë (m_l) dhe spinorë (m_s) nëse vlera e numrit kuantik kryesor (n) është 5.

USHTRIME

Përcaktoni saktësinë e kombinimit të dhënë të caktuar të katër numrave kuantike

Detyra 3

Përcaktoni se cili nga kombinimet e mëposhtme të numrave kuantikë është i saktë dhe shpjegoni se cila është arsyeja.

ZGJIDHJE

Janë dhënë:

$$n = 1, l = 1, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 2, l = 1, m_l = -1, m_s = \pm \frac{1}{2}$$

$$n = 3, l = 1, m_l = 2, m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 0, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$$

Kërkohet:

Cili kombinim i numrave kuantikë është i saktë?

Kombinimi: $n = 1, l = 1, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$ është i pasaktë, sepse për $n = 1, l$ nuk mund të jetë 1.

Kombinimi: $n = 2, l = 1, m_l = -1, m_s = +\frac{1}{2}$ është i saktë.

Kombinimi: $n = 3, l = 1, m_l = 2, m_s = -\frac{1}{2}$ është i pasaktë, sepse për $l = 1, m_l$ nuk mund të jetë 2.

Kombinimi: $n = 0, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$ është i pasaktë, sepse n nuk mund të jetë 0.

Detyra 4

Përcaktoni se cili nga kombinimet e mëposhtme të numrave kuantikë është i pasaktë dhe shpjegoni pse.

$$n = 2, l = 1, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 1, l = 0, m_l = +1, m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = -\frac{1}{2}$$

$$n = 4, l = 3, m_l = 0, m_s = 0$$

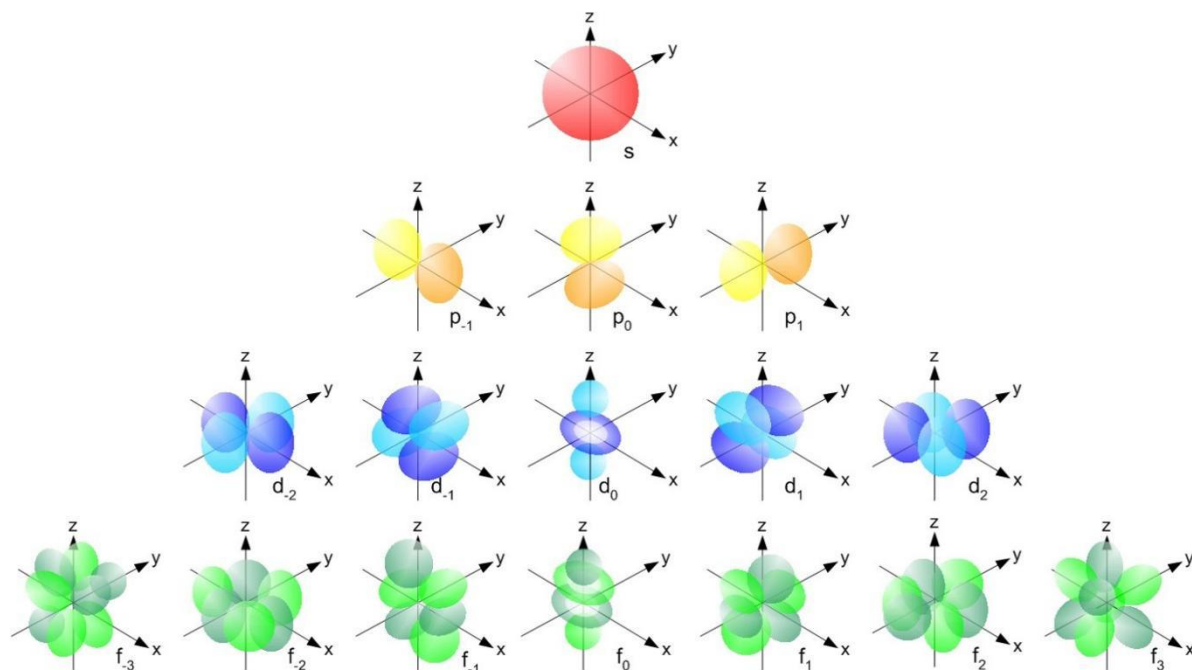
Orbitale atomike

Orbitali atomik (AO) është një pjesë e hapësirës rreth bërthamës ku ka probabilitetin më të lartë (90 – 95%) për të gjetur elektroni. Siç e përmendëm, orbitalet atomike (nënshtresat) shënohen me shkronjat s, p, d dhe f. Numri i orbitaleve atomike llogaritet nga vlera e numrit kuantik orbital sipas formulës: $2l + 1$. Ndërkohë, numri i elektroneve që mund të gjenden në një orbital atomik llogaritet sipas formulës: $2(2l + 1)$, ku l është numri kuantik orbital.

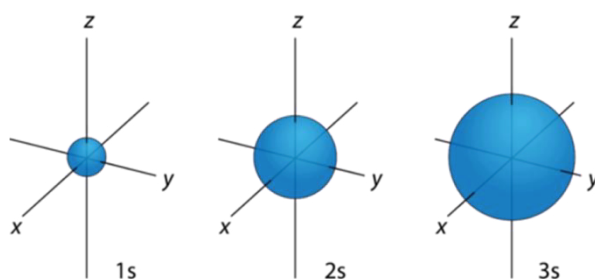
Tabela 7. Numri i orbitaleve atomike dhe numri i elektroneve në orbitale

Numri kuantik orbital (l)	0	1	2	3
Simboli i orbitës atomike	s	p	d	f
Numri i orbitaleve atomike ($2l + 1$)	1	3	5	7
Numri i elektroneve ($2(2l + 1)$)	2	6	10	14

Orbitalet atomike mund të paraqiten grafikisht dhe skematikisht. Nga paraqitja grafike, mund të shihet forma e orbitaleve (Figura 2.4).

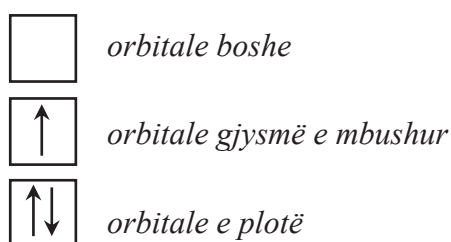

Figura 2.4. Paraqitje grafike e formës së orbitaleve atomike.

Nga figura mund të shihet se orbitali s ka formën e një sfere, prandaj nuk është i orientuar në hapësirë. Në fakt, të gjitha orbitali s kanë formë sferike, por ato ndryshojnë në madhësi, e cila rritet me rritjen e numrit kuantik kryesor. Më e vogla është orbitali 1s, pastaj orbitali 2s, pastaj orbitali 3s, etj. (Figura 2.5).

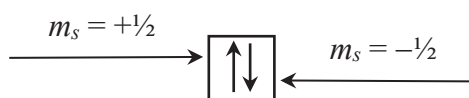

Figura 2.5. Paraqitje grafike e orbitaleve 1s-, 2s- dhe 3s-

p-orbitale me të njëjtën energji, të cilat kanë formën e një figure hapësinore tetë. Ato janë të orientuara përgjatë boshteve (x, y dhe z) dhe shënohen si p_x , p_y dhe p_z . Nënshtrësia d përbëhet nga pesë d-orbitale me të njëjtën energji dhe një formë komplekse. Ndërsa nënshtrësia f përbëhet nga shtatë f-orbitale që kanë të njëjtën energji midis tyre dhe një formë shumë më komplekse se d-orbitalet.

Orbitalet atomike mund të tregohen skematikisht. Orbitalet tregohen me katrorë, ndërsa elektronet që hyjnë në to tregohen me shigjeta. Në varësi të numrit të elektroneve në një orbital atomik të caktuar, ai mund të jetë bosh, gjysmë i mbushur ose i plotë, siç tregohet në diagramin e mëposhtëm.



Drejtimi i kundërt i shigjetave që tregojnë elektronet në një orbital të mbushur tregon se këto elektrone kanë spin të kundërt. Vlera e numrit kuantik të spinit për një elektron është $+\frac{1}{2}$, ndërsa për tjetrin është $-\frac{1}{2}$.



Në varësi të vlerave të numrave kuantikë kryesorë dhe orbitale, mund të përcaktohet lloji i orbitales atomike (AO).

Tabela 8. Numrat kuantikë dhe orbitalet atomike (AO)

<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m_l</i>	AO
1	0	0	1s
2	0	0	2s
	1	-1, 0, 1	2p
3	0	0	3s
	1	-1, 0, 1	3p
	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d
4	0	0	4s
	1	-1, 0, 1	4p
	2	-2, -1, 0, 1, 2	4d
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	4f

Nga tabela mund të shihet se shtresa e parë elektronike ($n = 1$) është e mbushur vetëm me orbitalin s, shtresa e dytë elektronike ($n = 2$) është e mbushur me orbitalin s dhe orbitalin p.

shtresa e tretë elektronike është e mbushur me orbitën s, orbitën p dhe orbitën d, etj.

USHTRIME	Përcaktimi i llojit të orbitaleve atomike bazuar në njohjen e vlerave të numrave kuantikë
Detyra 5	Cila orbitale atomike në kombinimin e dhënë të përshkruar të numrit orbital kuantik është: $n = 2, l = 1$

ZGJIDHJE

Është e dhënë:

$$n = 2$$

$$l = 1$$

Kërkohet:

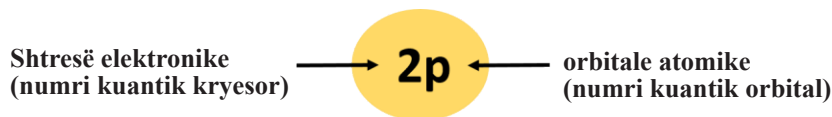
Për cilin orbital atomik bëhet fjalë?

Vlera e numrit kuantik kryesor (numri që i paraprin shkronjës që përcakton orbitalin atomik) përcakton shtresën elektronike në të cilën ndodhet orbitali atomik, dhe vlera e numrit kuantik orbital (l) përcakton llojin e orbitalit atomik në të cilin ndodhen elektronet.

Numri kuantik orbital (l)	0	1	2	3
Orbitale e etiketuar	s	p	d	f

Meqenëse $l = 1$, po flasim për një orbital p .

Kombinimi i dhënë i numrave kuantikë ($n = 2, l = 1$) përshkruan orbitalin 2p.



Detyra 6	Cili orbital atomik përshkruhet nga kombinimi i mëposhtëm i orbitalit kryesor dhe numri kuantik orbital: $n = 1, l = 0$.
-----------------	---

USHTRIME	Përcaktimi i numrave kuantikë kryesorë dhe orbital të një atomi të caktuar orbital
Detyra 7	Përcaktoni vlerat e numrave kuantikë kryesorë (n) dhe orbitalë (l) për orbitalet atomike të mëposhtme: 2s, 3d, 4p dhe 5f

ZGJIDHJE

Janë dhënë:

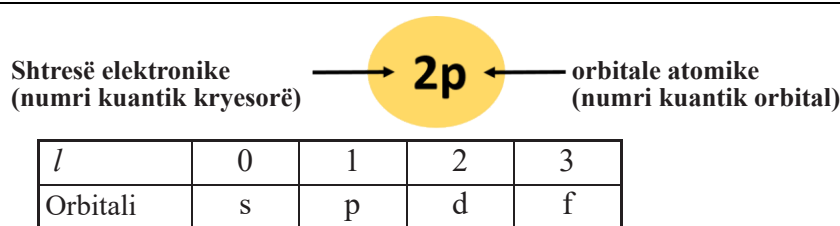
orbitale atomike: 2s, 3d, 4p dhe 5f

Kërkohet:

$$n = ?$$

$$l = ?$$

Numri kuantik kryesor është numri që i paraprin shkronjës që përcakton orbitalin, ndërsa numri kuantik orbital përcaktohet nga lloji i orbitalit.



Orbitalet e dhëna, vlerat e n dhe l janë si më poshtë:

Orbitali	2s	3d	4p	5f
Numri kuantik kryesor (n)	2	3	4	5
Numri kuantik orbital (l)	0	2	1	3

Detyra 8

Përcaktoni vlerat e numrave kuantikë kryesorë (n) dhe orbitalë (l) orbitalet atomike të mëposhtme: 6s, 4d, 2p dhe 4f.

2.2. Ndërtimi i mbështjellësit elektronik

Shumë shkencëtarë të shquar gjatë viteve kanë propozuar modele të ndryshme të atomit, të cilat e kanë bërë më të lehtë kuptimin e strukturës së tij. Një nga shkencëtarët që ishte i interesuar në strukturën e shtresës elektronike ishte **Rutherford** (1871–1937), i cili në vitin 1911 propozoi një model sipas të cilit elektronet lëvizin rreth bërthamës në shtigje rrethore të quajtura **orbita**. Problemi me modelin e Rutherford është se ai nuk mori parasysh faktin se elektronet kanë një ngarkesë negative dhe për këtë arsye një atom elektronet e të cilit lëvizin në shtigje rrethore do të ishin të paqëndrueshëm. Domethënë, kur një grimcë e elektrizuar, siç është një elektron, lëviz në shtigje rrethore, ajo lëshon rrezatim dhe humbet energji. Si rezultat, elektroni përfundimisht do të bjerë në bërthamë, që do të thotë se atomi do të ishte një grimcë e paqëndrueshme. Modeli i Rutherford quhet edhe model planetar (elektronet lëvizin rreth bërthamës si planetët rreth diellit) dhe përdoret ende sot për të imagjinuar më mirë strukturën e shtresës elektronike. Megjithatë, lind pyetja se cili model i atomit do të ishte më i mirë se modeli i Rutherford? Për të kapërcyer mangësitë e modelit të Rutherfordit, në vitin 1913 fizikani danez **Niels Bohr** (1885–1962) propozoi një model të ri të atomit. Sipas tij, elektronet lëvizin rreth bërthamës në orbita të përcaktuara me një energji të caktuar dhe nuk lëshojnë rrezatim kur atomi është në gjendjen e tij themelore. Ai i quajti orbitat shtresa elektronike ose nivele energjie. Këto shtresa elektronike përcaktohen me numrat 1, 2, 3,... ose me shkronjat e mëdha K, L, M, N,... Një mangësi e modelit të Bohr-it është pamundësia e tij për të shpjeguar se si elektronet mund të lëvizin në shtigje rrethore pa emetuar rrezatim. Modeli i Bohr-it i atomit është i thjeshtë për t'u kuptuar dhe mund të zbatohet vetëm në atome të thjeshta, siç është atomi i hidrogjenit. Prandaj, ishte e nevojshme të propozohej një model tjetër për strukturën e shtresës së elektronit. Një model i tillë është **modeli mekanik kuantik**, sipas të cilit formohet një re elektronike si rezultat i lëvizjes së elektroneve rreth bërthamës. Retë e elektroneve formojnë shtresa elektronike, ku ekziston një probabilitet i caktuar për të gjetur një elektron. Pjesa e hapësirës rreth bërthamës ku ka

probabilitetin më të lartë për të gjetur një elektron quhet orbitale atomike. Sipas modelit kuantik-mekanik, duke përdorur vlerat e katër numrave kuantikë n , l , ml dhe m_s , mund të përcaktohet pozicioni i elektronit, ose më saktë “adresa” e elektronit në atom. Vlera e numrit kuantik kryesor (n) përcakton se në cilën shtresë elektronike ndodhet elektroni, ndërsa nënshtresa (orbitali atomik) përcaktohet nga vlera e l .

Numri maksimal i elektroneve që mund të gjenden në një shtresë elektronike llogaritet sipas formulës:

$$N = 2n^2$$

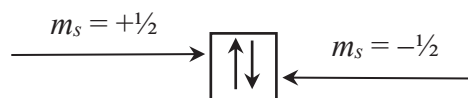
N - numri maksimal i elektroneve

n - numri i shtresës elektronike (numri kuantik kryesor)

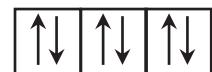
Tabela 9. Numri maksimal i elektroneve në shtresat elektronike

Shtresë elektronike	K	L	M	N	O	P	Q
Numri kuantik kryesor (n)	1	2	3	4	5	6	7
Numri maksimal i elektroneve (N)	2	8	18	32	50	72	98

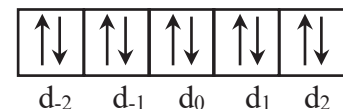
Për $l = 0$, ml ka vlerën 0. Kjo është nën-shtresa s e cila ka një orbital s. Orbitali s, siç u përmend më sipër, përfaqësohet skematikisht nga një katror, dhe dy elektronet që mund të gjenden në orbital përfaqësohen nga shigjeta. Në një orbital atomik mund të ketë dy elektrone me spine të kundërta. Elektrone të tilla quhen **elektrone të çiftëzuara**.



Për $l = 1$, ml ka vlera $-1, 0, +1$. Është një term për nën-shtresën p e cila ka tre p-orbitale të cilat përcaktohen si p -1, p0 dhe p +1 në varësi të vlerës së numrit kuantik magnetik. Tre p - orbitalet janë identike në madhësi, formë dhe energji, por ndryshojnë në orientimin e tyre. Ato janë të orientuara përgjatë boshteve px-, py- dhe pz-, në një kënd prej 90° . Prandaj, ato përcaktohen edhe si px, py dhe pz në varësi të orientimit të tyre në hapësirë. Numri maksimal i elektroneve që mund të gjenden në tre orbitalet p- është gjashtë.

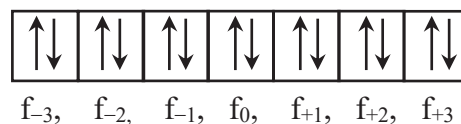


Për $l = 2$, ml ka vlerat $-2, -1, 0, +1, +2$. Ky është nën-shell-i d i cili ka pesë orbitale d të përcaktuara si d -2, d -1, d 0, d +1 dhe d +2 në varësi të vlerës së numrit kuantik magnetik. Numri maksimal i elektroneve që mund të gjenden në pesë orbitalet d është dhjetë.



Për $l = 3$, ml ka vlerat $-3, -2, -1, 0, +1, +2$ dhe +3. Gjendja e nën-shtresës f me shtatë orbitale f, të cilat varen nga vlera e numrit kuantik magnetik, shënohet si f -3, f -2, f -1, f 0, f +1, f +2

dhe $f+3$. Numri maksimal i elektroneve që mund të gjenden në shtatë orbitalet f është katërmëdhjetë.



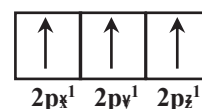
Orbitalet që kanë të njëjtën energji quhen **orbitale të**

degjeneruara. Ekzistojnë tre p-orbitale të degjeneruara, pesë d-orbitale të degjeneruara dhe shtatë f-orbitale të degjeneruara. Orbitalet që kanë të njëjtën energji në të vërtetë kanë të njëjtën vlerë për numrat kuantikë kryesorë dhe orbital.

Për të shpjeguar mënyrën se si orbitalet mbushen me elektrone në atomet e elementeve në gjendjen themelore, zbatohen parimi i përjashtimit të Paulit dhe rregulla e Hundit.

Rregulla e Hundit thotë: në orbitale energji të njëjtë (orbitale të degjeneruara) elektronet janë të rregulluara në mënyrë që ato të zënë numrin maksimal të orbitaleve.

Në rastin kur ka tre elektrone në orbitalet 2p, sipas rregullës së Hund-it, elektronet janë të rregulluara në mënyrë që secili prej tre orbitaleve 2p-orbitale, të cilat kanë të njëjtën energji si një elektron i caktuar.



Parimi i Paulit, i njohur edhe si parimi i përjashtimit të Paulit, pohon se në një atom nuk mund të gjenden dy elektrone që kanë vlera të njëjta njëjta për të katër numrat kuantikë. Në një orbital atomik mund të gjenden maksimum dy elektrone që do të kenë vlera të njëjta të n , l dhe m/l . Për shembull, nëse ka dy elektrone në orbitalin 1s ($1s^2$) ato do të kenë të njëjtat vlera për n , l dhe m/l , dhe do të ndryshojnë në vlerën e numrit kuantik të spinit, m/s . Këto janë elektrone të çiftëzuara që kanë spine të kundërta. Vlerat e numrave kuantikë për orbitalin $1s^2$ janë dhënë në Tabelën 10.

Tabela 10. Zbatimi i Parimit të Pauli për $1s^2$ - orbitale

Elektrone	n	l	m_l	m_s
Elektroni I parë	1	0	0	$+\frac{1}{2}$
Elektroni I dytë	1	0	0	$-\frac{1}{2}$



Parimi i Paulit dhe rregulla e Hundit janë të rëndësishëm në atribuimin e konfigurimit elektronik të elementeve kimike.

2.3. Konfigurimi elektronik

Konfigurimi elektronik përshkruan strukturën e shtresave elektronike të një atomi në gjendjen e tij themelore, d.m.th., gjendjen me energjinë më të ulët. **Konfiguracioni elektronik është rreenditja e elektroneve në shtresat dhe nënshtresat elektronike.** Mbushja e shtresave dhe nënshtresave elektronike me elektrone ndodh në një mënyrë të tillë që shtresa me energjinë më të ulët më afër bërthamës mbushet e para, pastaj shtresa me energjinë më të lartë, etj. Orbitali 1s ka energjinë më të ulët, pastaj vijojnë: orbitalet 2s-, 2p-, 3s- dhe 3p-. Elektronet

që gjenden në orbitalin s- quhen s-elektrone, ato që gjenden në orbitalin p- quhen p-elektrone e kështu me radhë.

Ne e dimë se në një orbital atomik mund të gjenden maksimumi dy elektrone. Kjo do të thotë që sa më i madh është numri i elektroneve në një element të caktuar, aq më i madh është numri i orbitaleve që janë të mbushura me elektrone. Rendi i mbushjes së orbitaleve atomike me energji në rritje tregohet në Figurën 2.6.

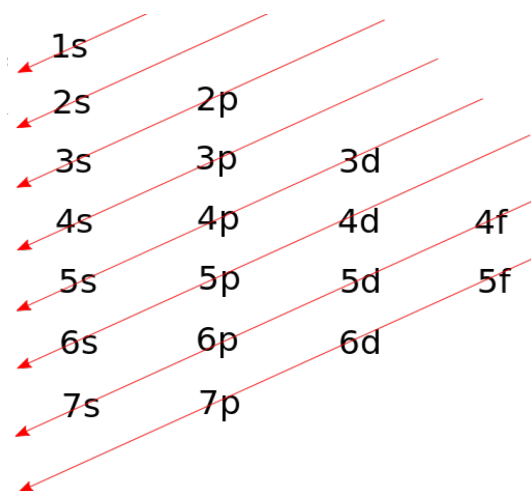
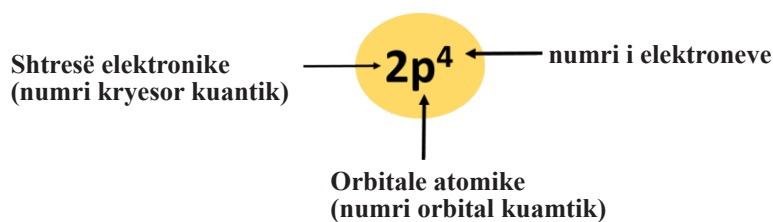


Figura 2.6. Rendi i mbushjes së orbitaleve atomike me elektrone

Për radhitjen e orbitaleve sipas energjisë krahasohet shuma $n + l$. Sa më e lartë vlera e saj, aq më e lartë është energjia e orbitales. Në rastin kur vlera e shumës $n + l$ është e barabartë për dy orbitale, orbitali me vlerën më të lartë për n ka një energji më të lartë. Nëse krahasojmë orbitalet 3s dhe 3p sipas energjisë, orbitali 3p ($n + l = 3 + 1 = 4$) ka një energji më të lartë se orbitali 3s ($n + l = 3 + 0 = 3$). Nëse krahasojmë energjinë e orbitales 3p me orbitalen 4s, atëherë meqenëse shuma $n + l = 4$ është e barabartë për të dy orbitalet, orbitali 4s ka një energji më të lartë, e cila ka një vlerë më të lartë për numrin kuantik kryesor, d.m.th. ndodhet në një shtresë elektronike më të lartë.

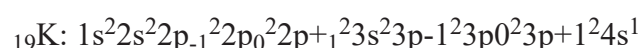
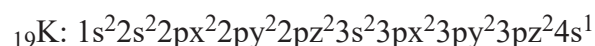
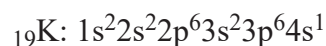
Për çdo element mund të shkruhet **një konfigurim elektronik i gjatë dhe një i shkurtër**, dhe konfigurimi elektronik mund të tregohet edhe **skematikisht**. Përcaktimi i shtresës elektronike, nënshtresës (orbitale) dhe numrit të elektroneve të caktuara në konfigurimin elektronik bëhet si më poshtë:



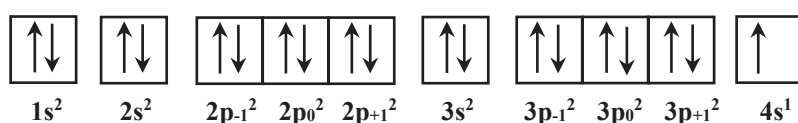
Në konfigurimin elektronik, numri që i paraprin shkronjës tregon numrin kuantik kryesor, ose numrin e shtresës në të cilën ndodhet elektroni. Shkronja e vogël latine tregon orbitalin atomik

në të cilin ndodhen elektronet. Numri pas shkronjës tregon numrin e elektroneve të vendosura në një orbital të caktuar. Në **një paraqitje skematike të konfigurimit të elektroneve**, orbitalet përfaqësohen nga katrorët, ndërsa shigjetat përdoren për të përfaqësuar elektronet.

Për shembull, konfigurimi i gjatë elektronik i kaliumit 19 K mund të shkruhet në disa mënyra:



Skematikisht, konfigurimi i gjatë elektronik i kaliumit 19 K do të ishte:



Konfigurimi elektronik i elementeve mund të tregohet edhe në formë të shkurtuar. Për këtë qëllim, përdoren gazrat fisnikë (inertë) që janë në grupin e 18-të të tabelës periodike (2He, 10Ne, 18Ar, 36Xe, 54Kr, ...). Për secilin element, përdoret gazi fisnik që i paraprin në tabelën periodike. Në konfigurimin elektronik, simboli i gazit fisnik shkruhet në kllapa katrore: [He], [Ne], [Ar], etj.

Konfigurimi i shkurtuar elektronik i kaliumit mund të shkruhet si më poshtë: 19 K: [Ar] 4s¹ (Ar përfaqëson 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶).

Nga konfigurimi elektronik i kaliumit, mund të shihet se rregullimi i elektroneve sipas shtresave është si më poshtë: **shtresa e parë** dy elektrone (1s²), **shtresa e dytë** tetë elektrone (2s²2p⁶), **shtresa e tretë** tetë elektrone (3s²3p⁶) dhe në shtresën e katërt ka një elektron (4s¹). Te kaliumi, shtresa e katërt është e fundit, ajo ka energjinë më të lartë dhe nuk është e mbushur plotësisht. Elektronet që janë në këtë shtresë quhen elektrone valence. **Elektronet e valencës janë elektronet që janë në shtresën e fundit elektronike të një atomi të caktuar.** Ato janë më larg bërthamës së atomit dhe për këtë arsye tërhiqen më pak prej saj. Për shembull, kaliumi ka një elektron valentorë, 4s¹.

Numri maksimal i elektroneve që mund të gjenden në shtresën e fundit elektronike është tetë. Kur shtresa e fundit elektronike është e mbushur plotësisht, elementi ka një konfigurim elektronik të qëndrueshëm të ngjashëm me gazrat fisnikë.

USHTRIME	Shkrimi i konfigurimeve elektronike të elementeve të ndryshme kimike
Detyra 9	Shkruani konfigurimin elektronik të shkurtuar dhe të gjatë të mëposhtëm të elementeve: oksigjen (8 O), magnez (12 Mg), squfur (16 S) dhe kalcium (20 Ca). Tregoni skematikisht konfigurimin e gjatë të elektroneve.

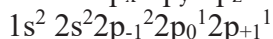
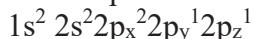
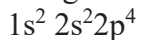
ZGJIDHJE

Është dhënë: Nuklidet e: 8O , 12Mg , 16Si dhe 20Ca .

Kërkohet: Konfigurimet e gjata dhe të shkurta të elektroneve të nuklideve, si dhe një paraqitje skematike e konfigurimit të gjatë të elektroneve.

 8O

Konfigurimi i gjatë i elektroneve i shkruar në mënyra të ndryshme



Konfigurimi i shkurtuar elektronik: $[\text{He}] 2s^2 2p^4$


 12Mg

Konfigurimi i elektroneve të gjata: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Konfigurimi i elektroneve të shkurta: $[\text{Ne}] 3s^2$


 16S

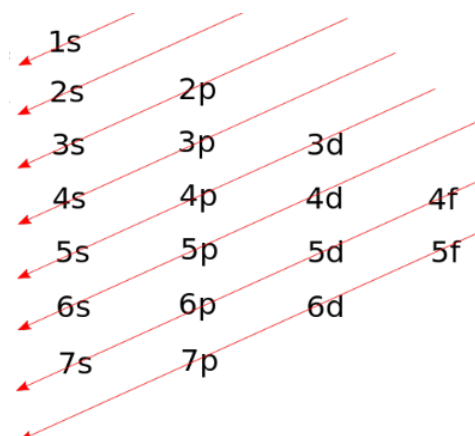
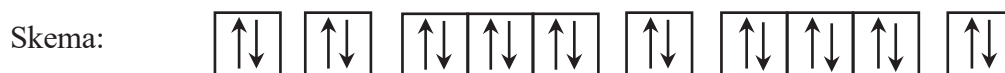
Konfigurimi i elektroneve të gjata: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Konfigurimi i elektroneve të shkurta: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$


 20Ca

Konfigurimi i elektroneve të gjata: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Konfigurimi i elektroneve të shkurta: $[\text{Ar}] 4s^2$


Detyra 10

Shëno konfigurimin elektronik të gjatë të 12Mg , 16S dhe 20Ca në mënyra të ndryshme.

USHTRIME

Përcaktimi i vlerave të katër numrave kuantikë të një elektroni të dhënë në një atom

Detyra 11

Shkruani konfigurimin elektronik me rreze të gjatë të atomit të azotit (7N), tregojeni atë skematikisht dhe përcaktoni vlerat e numrave kuantikë për elektronin e pestë.

ZGJIDHJE

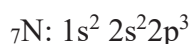
Është dhënë: 7N

Kërkohet: Për atomin e azotit, shkruani:

Konfiguracionin e gjatë elektronik;

Paraqitjen skematike e konfigurimit të gjatë të elektroneve;

Vlerën e numrave kuantikë për elektronin e pestë.



Elektron i pestë në *paraqitjen skematike të konfigurimit elektronik* tregohet nga një shigjetë më e trashë. Ai ndodhet në orbitalin $2p_{-1}$, kështu që vlerat e numrave kuantikë për elektronin e pestë do të jenë: $n = 2$, $l = 1$, $m_l = -1$, $m_s = +1/2$

Detyra 12

Shkruani konfigurimin e gjatë elektronik të atomit të fluorit (${}_{9}\text{F}$), tregojeni atë skematikisht dhe përcaktoni vlerat e numrave kuantikë për elektronin e nëntë.

USHTRIME

Përcaktimi i vlerave të katër numrave kuantikë të elektronit të dhënë në një atom.

Detyra 13

Shkruani konfigurimin elektronik me rreze të gjatë të atomit të klorit (${}_{17}\text{Cl}$) dhe përcaktoni vlerat e numrave kuantikë për elektronet e valencës.

ZGJIDHJE

Është dhënë:

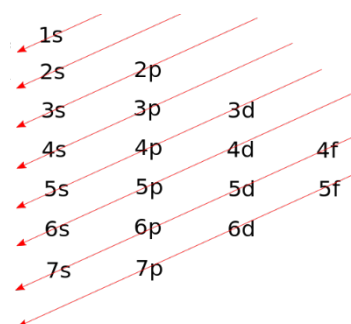
${}_{17}\text{Cl}$

Kërkohe:

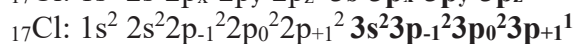
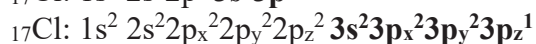
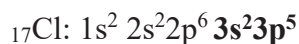
Për atomin e klorit, shkruani:

Konfiguracionin e gjatë elektronik;

Vlerën e numrave kuantikë për elektronet e valencës.



Konfigurimi elektronik për klorin do të jetë:



Nga konfigurimi elektronik, mund të shihet se elektronet e valencës së klorit janë të vendosura në shtresën e tretë të elektroneve: $\mathbf{3s^2 3p^5}$.

Numrat kuantikë për elektronet e valencës së klorit janë:

$\mathbf{3s^2}$: $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = \pm 1/2$

$\mathbf{3p^5}$: $n = 3$, $l = 1$, $m_l = -1, 0, +1$, $m_s = \pm 1/2$

Detyra 14

Shënoni konfigurimin e gjatë elektronik të atomit të aluminit (${}_{13}\text{Al}$), dhe përcaktoni vlerat e numrave kuantikë për elektronet e valencës.

2.4. Konfiguracioni elektronik dhe struktura e tabelës së sistemit periodik të elementeve

Tabela periodike e elementeve që përdoret sot bazohet në versionin e Mendelejevit (Dmitri Ivanovich Mendelejev, 1834 – 1907), por renditja e elementeve bëhet sipas numrit të tyre atomik (numri i protoneve në bërthamë), i cili quhet edhe numër rendor. Në tabelën periodike, elementët grupohen në periudha dhe grupe. **Periodat** janë rreshtat horizontale, ndërsa rreshtat vertikale quhen **grupe**. Ekzistojnë shtatë periudha, tre të shkurtra dhe katër të gjata, kështu që numri i grupeve është tetëmbëdhjetë. Sipas rekomandimeve të Unionit Ndërkombëtar për Kiminë e Pastër dhe Aplikative (IUPAC), grupet përcaktohen me numra arabë nga 1 deri në 18.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
GRUPE ↓	1	1 H	PERIUDHAVE →															2 He		
	2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
	3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
	4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
	5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
	6	55 Cs	56 Ba	*	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
	7	87 Fr	88 Ra	*	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
			*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb			
			*	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No			
			*																	

Figura 2.7. Tabela e elementeve të sistemit periodik

Rregullimi i elementeve në tabelën periodike lidhet me strukturën e shtresës elektronike. Shtresa elektronike përbëhet nga shtresa elektronike që karakterizohen nga vlera e numrit kuantik kryesor (n). Elektronet gjenden në shtatë shtresa elektronike, $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6$ dhe 7 .

Për shtresën e parë elektronike $n = 1$, mund të ketë gjithsej dy elektrone ($2n^2$) në orbitalin s ($1s^2$). Kur $n = 1$, është perioda e parë e tabelës periodike, e cila përmban dy elementë, hidrogjenin (H) dhe heliumin (He).

Për shtresën e dytë elektronike $n = 2$, mund të ketë gjithsej tetë elektrone ($2n^2$), dy në orbitalin s ($2s^2$) dhe gjashtë në orbitalin p ($2p^6$). Kur $n = 2$, kjo është perioda e dytë e tabelës periodike, e cila përmban tetë elementë, nga litiumi (Li) deri te neoni (Ne).

Për shtresën e tretë elektronike $n = 3$, sipas formulës $(2n^2)$ në të mund të gjenden gjithsej tetëmbëdhjetë elektrone, të rregulluara në orbitën s ($3s^2$), në orbitën p ($3p^6$) dhe në orbitën d ($3d^{10}$). Megjithatë, orbitalja 4s ka një energji më të ulët se orbitalja 3d dhe mbushet e para. Prandaj, në periodën e tretë ($n = 3$) ka gjithashtu tetë elementë si në periudën e dytë, nga natriumi (Na) deri te argoni (Ar).

Mbushja e shtresave elektronike me elektrone dhe rregullimi i elementeve në tabelën periodike të elementeve vazhdon në një mënyrë të ngjashme. Kështu, numri i elementeve që gjenden në një periudë të caktuar është i barabartë me numrin e elektroneve që mund të gjenden në orbitalen brenda shtresës elektronike.

Çdo periudë fillon me një element që fillon të mbushë orbitalin -s (s^1) dhe mbaron me një element që ka një orbital p të mbushur plotësisht (p^6). Nëse krahasoni konfigurimet elektronike të elementeve brenda një grupi të caktuar, do të vini re se ato janë të ngjashme me njëri-tjetrin. Me çdo element pasues në grup, mbushet një shtresë elektronike më shumë. Elementet në të njëjtin grup kanë të njëjtin numër elektronesh valence dhe për këtë arsye kanë veti të ngjashme.

1 H	$1\text{H}: 1s^1$
3 Li	$3\text{Li}: 1s^2 2s^1$
11 Na	$11\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
19 K	$19\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
37 Rb	Në varësi të numrit të elektroneve të valencës dhe shtresës elektronike në të cilën ndodhen ato, mund të përcaktohet se në cilin grup dhe periudë në tabelën periodike ndodhet elementi kimik. Në shembullin e kaliumit ($19\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$) elektronet e valencës janë $4s^1$. Kaliumi ka një elektron valence, që do të thotë se ndodhet në grupin e parë të tabelës periodike. Elektroni i valencës së kaliumit ndodhet në shtresën e katërt elektronike. Kjo do të thotë që kaliumi ndodhet në periudhën e katërt të tabelës periodike.
55 Cs	
87 Fr	Elementet që kanë dy elektrone valente ndodhen në grupin e dytë të tabelës periodike.

Për p-elementët që kanë më shumë se dy elektrone valente, për të përcaktuar përkatësinë në grup, numri i elektroneve të valencës i shtohet numrit dhjetë, i cili i referohet numrit të elektroneve në orbitalin d. Për shembull, nga konfigurimi elektronik i klorit $17\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ mund të shihet se shtresa e fundit elektronike në të cilën ka elektrone është e treta. Kjo do të thotë që dhjetë elektronet e valencës janë elektronet nga shtresa e tretë elektronike, $3s^2 3p^5$. Meqenëse numri i elektroneve të valencës është shtatë, elementi klor ndodhet në grupin e shtatëmbëdhjetë ($10 + 7$) në tabelën periodike. Elektronet e valencës së klorit ndodhen në shtresën e tretë elektronike ($3s^2 3p^5$), që do të thotë se elementi klor ndodhet në periudhën e tretë në tabelën periodike.

USHTRIME

Përcaktimi i numrit të elektroneve valente, numrit të periudës dhe numrit të grupit të cilit i përket elementi bazuar në konfiguracionin elektronik të njohur.

Detyra 15

Përcaktoni numrin e elektroneve të valencës, numrin e periodës dhe numrin e grupit në të cilin ndodhet elementi sulfur ($_{16}\text{S}$) në bazë të konfiguracionit elektronik të tij.

ZGJIDHJE

Është dhënë:

$_{16}\text{S}$

Kërkohet: Për atomin e squfurit, përcaktoni:

Konfigurimin elektronik të gjatë;

Numrin e elektroneve të valencës;

Numrin e periodës;

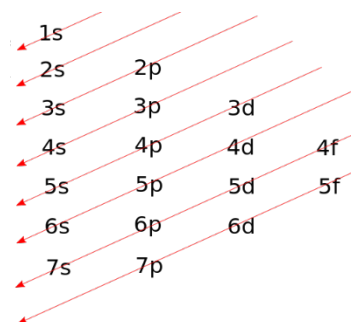
Numrin e grupit.

Konfiguracioni elektronik i squfurit do të jetë: $_{16}\text{S}:1s^22s^22p^63s^23p^4$

Nga konfiguracioni elektronik i $_{16}\text{S}$, mund të shihet se elektronet e valencës janë të vendosura në shtresën e tretë **elektronike: $3s^23p^4$** .

Meqenëse elektronet e valencës së tij nuk i përkasin shtresës së tretë elektronike, elementi $_{16}\text{S}$ ndodhet në periudhën e tretë.

Numri i elektroneve të valencës në elementin $_{16}\text{S}$ është gjashtë, që do të thotë se i përket grupit të gjashtëmbëdhjetë ($10 + 6$) në tabelën periodike.

**Detyra 16**

Përcaktoni numrin e elektroneve të valencës, numrin e periodës dhe numrin e grupit në të cilin ndodhet elementi magnez ($_{12}\text{Mg}$) në bazë të konfiguracionit elektronik të tij.

Në varësi të orbitales atomike të shtresës së fundit elektronike në të cilën ndodhen elektronet e valencës, elementët ndahen në:

- elemente-s;
- elemente-p;
- elemente-d;
- elemente-f.

Elementet-s janë elementë, elektronet e valencës së të cilëve janë në orbiten-s. Kjo klasë elementësh përfshin hidrogjenin (H), heliumin (He), **metalet alkaline** (Li, Na, K, Rb, Cs dhe Fr) dhe **metalet alkaline-tokësore** (Be, Mg, Ca, Sr, Ba dhe Ra). Elementet-s janë metale me përjashtim të hidrogjenit dhe heliumit. Grupi i parë përfshin metale tipike, të quajtura metale alkaline. Këta elementë kanë një elektron në shtresën e fundit elektronike dhe përcaktohen si elementë -ns¹. Elementet në grupin e dytë quhen metale alkaline-tokësore. Ato kanë dy elektrone valence në shtresën e fundit elektronike dhe përcaktohen si element ns².

Klasa e elementëve **p** përfshin metale, jometale dhe gjysmëmetale. Në varësi të numrit të elektroneve të valencës në orbitalin p, elementët p mund të jenë: elementë p¹ (ns² np¹), elementë p² (ns² np²), elementë p³ (ns² np³), elementë p⁴ (ns² np⁴), elementë p⁵ (ns² np⁵) dhe elementë

p^6 ($ns^2 np^6$). Elementët p^4 (grupi gjashtëmbëdhjetë) quhen **elementë kalkogjenë**. Elementët kalkogjenë janë: oksigjeni (O), squfuri (S), seleni (Se), teluri (Te) dhe poloniumi (Po)). Elementët p^5 (grupi i shtatëmbëdhjetë) quhen **elementë halogjenë**. Elementët halogjenë janë: fluori (F), klori (Cl), bromi (Br), jodi (I) dhe astatina (At). Elementët p^6 (grupi i tetëmbëdhjetë) quhen **gaze fisnike (inerte)**. Gazet fisnike janë heliumi (He), neoni (Ne), argoni (Ar), ksenoni (Xe), kriptoni (Kr) dhe radoni (Rn). Elementet e këtij grupi përmbajnë tetë elektrone në shtresën e fundit elektronike, ato kanë një orbital s dhe një orbital *p* të mbushur plotësisht, përjashtim bën heliumi i cili ka dy elektrone.

Grupi i **elementëve d** përfshin metalet që kanë orbitale d të mbushura pjesërisht në shtresën e fundit të elektroneve. Në një periode ka 10 elementë d, që është i barabartë me numrin e elektroneve që mund të gjenden në orbitën d. Një karakteristikë e elementëve d është se atomet e tyre janë më të qëndrueshëm nëse orbita d është gjysmë e mbushur, d.m.th. ka 5 elektrone në të, ose nëse është e mbushur plotësisht dhe ka 10 elektrone në të. Prandaj, në disa nga atomet e elementëve d, elektronet mbushin nivelin më të lartë të energjisë, dhe një nga nivelet e energjisë me energji më të ulët mbetet i pambushur. Për shembull, bakri ka 29 elektrone ($_{29}\text{Cu}$), kështu që konfigurimi i tij elektronik pritet të jetë: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$. Megjithatë, konfigurimi elektronik i bakrit është: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$. Forcat shtytëse midis elektroneve bëjnë që një elektron nga orbitali $4s^2$ të lëvizë në orbitalin $3d^9$. Orbitali 3d mbushet plotësisht ($3d^{10}$), dhe orbitali 4s mbushet pjesërisht ($4s^1$). Kjo rezulton në një stabilitet më të madh të atomit të bakrit.

Elementet f kanë një orbital f ose shtresën e fundit elektronike të mbushur pjesërisht. Ato ndahen në dy grupe: lantanide dhe aktinide. *Lantanidet* janë elementë që kanë veti kimike të ngjashme me lantanin (La). Ky grup përfshin elementë nga ceriumi (Ce) me numër atomik 58 deri te lutetiumi (Lu) me numër atomik 71. *Aktinidet* janë elementë që kanë veti të ngjashme me aktiniumin (Ac). Ky grup përfshin elementë nga toriumi (Th) me numër atomik 90 deri te larenciumi (Lr) me numër atomik 103.

2.5. Ndryshimi periodik i vetive të elementeve

Vetitë e elementeve, të tilla si rrezja atomike, energjia e jonizimit, elektronegativiteti dhe afiniteti i elektroneve, varen nga konfigurimi i tyre elektronik. Këto veti ndryshojnë periodikisht nëpër perioda dhe grupe në tabelën periodike të elementeve për shkak të përsëritjes periodike të strukturës së shtresës elektronike. Trendi i ndryshimit në perioda është nga e majta në të djathtë, ndërsa në grupe nga lart poshtë.

Rrezja atomike

Rrezja atomike është distanca nga bërthama e një atomi deri te shtresa më e jashtme elektronike. Rrezja atomike shprehet në pikometra (pm). Në suazat e një periode nga e majta në të djathtë në tabelën periodike, rrezja atomike zvogëlohet gradualisht. Arsyeja për këtë është rritja e numrit

të protoneve në bërthamë me rritjen e numrit atomik ose numrit rendor. Numri më i madh i protoneve tërheq elektronet nga shtresa elektronike më afër bërthamës. Në suazat e një grupi nga lart poshtë, rrezja atomike rritet. Ndërsa numri atomik ose rendor rritet brenda një grupi, vlera e numrit kuantik kryesor rritet, gjë që rrit numrin e shtresave elektronike rreth bërthamës, duke rritur kështu rrezën atomike.

USHTRIME

Renditja e elementeve sipas zmadhimit ose zvogëlimit të vlerës së ndonjë vetie.

Detyra 17

Renditni elementët e mëposhtëm sipas rritjes së rrezes atomike: ceziumi (Cs), litiumi (Li), natriumi (Na) dhe kaliumi (K).

ZGJIDHJE

Kërkohet: Renditni elementët e mëposhtëm sipas rritjes së rrezes atomike për elementet e mëposhtëm: cezium (Cs), litium (Li), kalium (K) dhe natrium (Na).

Elementet e dhëna ndodhen në grupin e parë të tabelës periodike. Brenda një grupi nga lart poshtë, rritja e numrit të shtresave elektronike rrit rrezën atomike. Prandaj, elementët do të renditen si më poshtë:

1. Litium (Li)
2. Natriumi (Na)
3. Kalium (K)
4. Cezium (Cs)

1
H3
Li11
Na19
K37
Rb55
Cs87
Fr

Detyra 18

Renditni elementët e mëposhtëm sipas zvogëlimit të rrezeve atomike të elementeve: klor (Cl), magnez (Mg), alumini (Al) dhe fosfor (P).

Nuk është logjike të renditen elementët sipas vlerës në rritje ose në ulje të ndonjë prej vetive të tyre nëse ato i përkasin periodave ose grupeve të ndryshme.

Energjia e Jonizimit

Energjia e jonizimit është energjia e nevojshme për të hequr një elektron nga një atom ose jon neutral në gjendje të gaztë. Energjia e jonizimit shprehet në kJ/mol ose eV (elektron volt). Sa më afër të jetë një elektron me bërthamën, aq më fort e tërheqin atë protonet në bërthamë, dhe si rezultat, kërkohet më shumë energji për të hequr elektronin. Elektronet në shtresat e brendshme elektronike më afër bërthamës kanë një energji jonizimi më të lartë. Nga ana tjetër, elektronet në shtresat e jashtme elektronike, më larg bërthamës, kanë një energji jonizimi më të ulët. Sa më e ulët të jetë energjia e jonizimit, aq më e lehtë është për një atom të formojë një jon, dhe anasjelltas, sa më e lartë të jetë energjia e jonizimit, aq më e vështirë është për një atom të formojë një jon.

Energjia e jonizimit brenda një periode rritet nga e majta në të djathtë. Kjo ndodh sepse ana e djathtë e tabelës periodike përmban elemente me një numër më të madh elektronesh në shtresën

e fundit elektronike. Energjia e jonizimit zvogëlohet nga lart poshtë në një grup ndërsa numri i shtresave elektronike rritet. Në elementët në fund të grupit, elektronet e valencës janë më larg bërthamës dhe tërhiqen më pak prej tyre. Prandaj, kërkohet më pak energji jonizimi për të hequr elektronet e valencës nga atomi. Gazrat fisnikë (inertë) kanë energjinë më të lartë të jonizimit, sepse shtresa e tyre e fundit elektronike (shtresa e valencës) është e mbushur plotësisht. Energjia e jonizimit ndryshon në drejtim të kundërt të rrezes atomike. Domethënë, elektronet në atome me një rreze atomike më të vogël tërhiqen më fort nga bërthama. Prandaj, kërkohet më shumë energji për t'i hequr ato nga atomi. Në fakt, atomet më të vogla kanë energjinë më të lartë të jonizimit.

USHTRIME	Renditja e elementeve sipas zmadhimit ose zvogëlimit të vlerës së vetive të tyre.
Detyra 19	Renditni elementët e mëposhtëm sipas zvogëlimit të energjisë së jonizimit: neoni (Ne), beriliumi (Be), oksigjeni (O) dhe bori (B).

ZGJIDHJE

Kërkohet: Renditni elementët e mëposhtëm sipas rendit të zvogëlimit të energjisë së jonizimit: neon (Ne), berilium (Be), oksigjen (O) dhe bor (B).

Elementet e dhëna janë në të njëjtën periode. Brenda një periode, nga e majta në të djathtë, ndërsa rritet numri rendor i elementeve, rritet edhe energjia e jonizimit.

3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
---------	---------	--------	--------	--------	--------	--------	----------

Prandaj, elementët e dhënë do të radhiten në mënyrën vijuese:

1. Neon (Ne)
2. Oksigjen (O)
3. Bor (B)
4. Berilium (Be)

Detyra 20	Renditni elementët e mëposhtëm sipas zvogëlimit të vlerës së energjisë së jonizimit: neon (Ne), ksenon (Xe), helium (He), kripton (Kr) dhe radon (Rn).
------------------	--

Elektronegativiteti

Elektronegativiteti është një madhësi që tregon se sa fort një atom i një elementi tërheq elektronet e përbashkëta të një lidhjeje kimike me atomin e elementit me të cilin është i lidhur. Shprehja sasiore e elektronegativitetit përdoret nga Linus Pauling (1901 – 1994). Brenda një periode, elektronegativiteti rritet duke shkuar nga e majta në të djathtë. Ndërsa, brenda një grupi në tabelën periodike, elektronegativiteti zvogëlohet nga lart poshtë. Ky trend është i kuptueshëm duke pasur parasysh se rrezja atomike në grup rritet nga lart poshtë, por në perioda zvogëlohet nga e majta në të djathtë. Sa më e vogël të jetë rrezja atomike, aq më afër është bërthama me çiftin e

përbashkët të elektroneve dhe aq më fort e tërheq atë. Prandaj, tendenca e ndryshimit të elektropositivitetit nëpër grupe dhe perioda është e kundërt krahasuar me rrezen atomike. Vlera më e lartë e elektropositivitetit të elementeve në tabelën periodike është për fluorin (3.98), dhe më e ulëta është për franciumin (0.7).

USHTRIME	Renditja e elementeve sipas zmadhimit ose vogëlimit të vlerës së ndonjë vetie të tyre.
Detyra 17	Renditni elementët sipas rritjes së elektropositivitetit: jod (I), fluor (F), brom (Br) dhe klor (Cl).

ZGJIDHJE

Kërkohet: Të renditen elementët sipas rritjes së elektropositivitetit: jod (I), fluor (F), brom (Br) dhe klor (Cl).

Elementet e dhëna janë në të njëjtin grup. Në suazat e një grupi, elektropositiviteti zvogëlohet nga lart poshtë, kështu që elementët do të renditen si më poshtë:

1. Jod (I)
2. Brom (Br)
3. Klor (Cl)
4. Fluor (F)

9
F
17
Cl
35
Br
53
I
85
At
117
Ts

Detyra 22	Elementet radhitni sipas zvogëlimit të elektropositivitetit: fosfor (P), magnez (Mg), klor (Cl) dhe natrium (Na).
------------------	---

Afiniteti i elektroneve

Afiniteti i elektroneve është sasia e energjisë së çliruar kur një atom, jon ose molekulë neutrale fiton një elektron. Meqenëse i referohet procesit të fitimit të elektroneve, afiniteti i elektroneve është më karakteristik për atomet jometalike, të cilat, duke fituar elektrone, formojnë anione (jone të ngarkuara negativisht). Brenda një grupi të tabelës periodike, afiniteti i elektroneve zvogëlohet nga lart poshtë në grup. Në fakt, ndërsa zbrisni në grup, rrezja atomike rritet, që do të thotë se distanca midis bërthamës pozitive dhe elektroneve të ngarkuara negativisht rritet, dhe kështu forca tërheqëse zvogëlohet. Nga ana tjetër, brenda një periudhe nga e majta në të djathtë, ndërsa rrezja atomike zvogëlohet, elektroni është më afër bërthamës dhe për këtë arsye afiniteti i elektroneve rritet. Sa më negative të jetë vlera e afinitetit të elektroneve të një atomi të caktuar, aq më i qëndrueshëm është anioni i formuar. Vlerat më të larta të afinitetit të elektroneve gjenden në elementët e grupeve të gjashtëmbëdhjetë (elementë kalkogjenë: O, S, Se, Te, Po) dhe shtatëmbëdhjetë (elementë halogjenë: F, Cl, Br, I). Vlerat më të ulëta të afinitetit të elektroneve gjenden në elementët e grupeve të para (metale alkaline: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) dhe të dyta (metale alkaline tokësore: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra).

USHTRIME	Renditja e elementeve sipas zmadhimit ose zvogëlimit të vlerës së ndonjë vetie të tyre.
Detyra 23	Renditni elementët e mëposhtëm sipas zvogëlimit të afinitetit të elektronit: jod (I), fluor (F), brom (Br) dhe klor (Cl).

ZGJIDHJE

Kërkohet: Të renditen elementët sipas rendit të uljes së afinitetit elektronik: jod (I), fluor (F), brom (Br) dhe klor (Cl).

Në suazat e një grupi të tabelës periodike, duke shkuar prej lartë poshtë përgjatë grupit, afiniteti i elektroneve zvogëlohet. Prandaj, elementët e dhënë (që janë në të njëjtin grup) mund të renditen si më poshtë:

1. Fluor (F)
2. Klor (Cl)
3. Bromin (Br)
4. Jod (I)

 9
F

 17
Cl

 35
Br

 53
I

 85
At

 117
Ts

Detyra 24	Renditni elementët sipas rritjes së afinitetit të elektroneve: fluor (F), berilium (Be), azot (N) dhe karbon (C).
------------------	---

PEZYME

Atomi është njësia themelor ndërtuese e elementeve kimike dhe vetitë e tyre varen prej tij.

Grimcat themelore që përbëjnë një atom janë protonet, neutronet dhe elektronet.

Protonet a janë grimca të ngarkuara pozitivisht, të shënuara me p^+ .

Neutronet janë grimca elementare elektrike neutrale që nuk kanë ngarkesë. **Elektronet** janë grimca të ngarkuara negativisht, të shënuara me e^- .

Numri atomik (numri rendo) është numri i protoneve në bërthamën e një atom.

Numri I masës është numri i protoneve dhe neutroneve në bërthamë.

Parimi i Heisenbergut (parimi i parçektueshmërinë) - është e pamundur të përcaktohet njëkohësisht pozicioni dhe shpejtësia me të cilën elektronet lëvizin rreth bërthamës.

Një re elektronike formohet nga elektronet që lëvizin rreth bërthamës atomike me shpejtësi të lartë.

Numri kuantik kryesor (n) ka vlerat e mëposhtme 1, 2, 3... etj. Në varësi të vlerës së numrit kuantik kryesor, përcaktohet distanca e një shtrese të caktuar elektronike nga bërthama (d.m.th., ajo përcakton nivelin e energjisë).

Numri kuantik orbital (l) përcakton energjinë e nënshtresave brenda një niveli energjie dhe ka vlera nga 0, 1, 2... deri në $n-1$, ku n është numri kuantik kryesor.

Numri kuantik magnetik (m_l) ka vlera që variojnë nga $-l$ në $+l$, duke përfshirë zeron. Orientimet hapësinore të secilit elektron në një atom përcaktohen nga vlera e numrit kuantik magnetik.

Spini i referohet lëvizjes së një elektroni rreth boshtit të vet.

Numri kuantik i spinit (m_s) ka vlera $+\frac{1}{2}$ dhe $-\frac{1}{2}$, dhe përdoret për të përshkruar drejtimin e lëvizjes së elektronit rreth boshtit të tij.

Orbitale atomike (AO) është hapësira rreth bërthamës ku ka probabilitetin më të lartë (90-95%) për të gjetur një elektron.

Modeli kuantomekanik është modeli sipas të cilit formohet një re elektronike si rezultat i lëvizjes së elektroneve rreth bërthamës.

Elektronet e çiftëzuara janë elektrone që janë në të njëjtën orbital atomik dhe kanë spine të kundërta.

Orbitalet e degjeneruara janë orbitale që kanë të njëjtën energji.

Rregulla e Hundit - në orbitale me të njëjtën energji (orbitale të degjeneruara), elektronet janë rregulluar në mënyrë që të zënë maksimumin e tyre.

Parimi i Paulit - (rregulla e përjashtimit) në një atom nuk mund të gjenden dy elektrone që kanë vlerë të njëjtë për të katër numrat kuantikë.

Konfigurimi elektronik është rregullimi i elektroneve në shtresat dhe nënshtresat elektronike.

Elektronet e valencës janë elektronet që ndodhen në shtresën e fundit elektronike të një atomi të caktuar.

Periodat quhen seritë horizontale të tabelës periodike të elementeve.

Grupet quhen rreshtat vertikalë të tabelës periodike të elementeve.

Elementet- s janë elementët në të cilët elektronet e valencës janë në orbitalin s.

Elementet-p kanë një p- orbital të mbushur pjesërisht ose shtresën e fundit të elektroneve.

Elementet-d (elementet kalimtare) kanë orbitale -d të mbushura pjesërisht në shtresën e fundit të elektroneve.

Elementet-f kanë një orbital f të mbushur pjesërisht ose shtresën e fundit të elektroneve.

Rrezja atomike përfaqëson distancën nga bërthama e një atomi deri te shtresa e fundit elektronike.

Energjia e jonizimit është energjia e nevojshme për të hequr një elektron nga një atom ose jon neutral në gjendje të gaztë.

Elektronegativiteti është një madhësi që tregon se sa fort një atom i një elementi tërheq elektronet e përbashkëta të një lidhjeje kimike me atomin e elementit me të cilin është i lidhur.

Afiniteti i elektroneve është sasia e energjisë që çlirohet kur një atom, jon ose molekulë neutrale fiton një elektron.

PYETJE DHE DETYRA

- 1) Cila është vlera e numrit kuantik kryesor (n) për shtresën e katërt elektronike?
- 2) Si përcaktohet numri i orbitaleve në një shtresë të caktuar elektronike? Sa orbitale ka në shtresën e tretë elektronike? Cilat janë ato?
- 3) Si përcaktohet numri i orbitaleve të një lloji të caktuar në një shtresë të caktuar elektronike?
- 4) Sa elektrone mund të gjenden në shtresën e tretë elektronike ($n = 3$)?
- 5) Cila nga kombinimet e mëposhtme të numrave kuantikë nuk është e mundur? Shpjegoni.
 - a) $n = 3, l = 2, m_l = +1, m_s = +\frac{1}{2}$
 - b) $n = 2, l = 2, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2}$
 - c) $n = 4, l = 1, m_l = +3, m_s = -\frac{1}{2}$
 - d) $n = 5, l = 3, m_l = -3, m_s = \pm\frac{1}{2}$
- 6) Cili orbital atomik përshkruhet nga kombinimi i mëposhtëm i numrave kuantikë:
 - a) $n = 3, l = 2$
 - b) $n = 2, l = 1$
 - c) $n = 3, l = 0$
- 7) Cila nga orbitalet atomike të mëposhtme nuk ekziston: 2s, 4p, 5d dhe 3f. Si e dini këtë?
- 8) Sa orbitale atomike ka për $l = 2$? Sa elektrone mund të gjenden në to?
- 9) Çfarë përcaktohet nga formula $2(2l + 1)$?
- 10) Sa është numri i orbitaleve atomike për të cilat $n = 4, l = 3, m_l = 0$?
- 11) Cili është numri maksimal i elektroneve nëse $n = 4, l = 3$?
- 12) Cili është numri maksimal i elektroneve për të cilat $n = 4, l = 3, m_s = +\frac{1}{2}$?
- 13) Cili orbital atomik përshkruhet nga kombinimi i mëposhtëm i numrave kuantikë:
 - a) $n = 3, l = 2, m_l = +1$
 - b) $n = 2, l = 1, m_l = 0$
 - c) $n = 3, l = 0, m_l = 0$
- 14) Përcaktoni vlerat e numrit kuantik kryesor dhe numrit kuantik orbital për orbitalet e mëposhtme: 2p, 5s, 3d dhe 6f.
- 15) Shpjegoni vlefshmërinë e parimit të Paulit për elektronet $3s^2$.
- 16) Si krahasohen elektronet në orbitalet $3p^6$ sipas rregullit të Hundit?
- 17) Çfarë do të thotë që pesë orbitalet d janë të degjeneruara? Nëse ka gjashtë elektrone në orbitalin 3d, si do t'i rregullonit ato?
- 18) Shkruani konfigurimin elektronik të azotit (${}_7\text{N}$) dhe përcaktoni vlerat e katër numrave kuantikë për secilin prej elektroneve?
- 19) Si mbushen orbitalet me elektrone? A është i saktë rendi i mëposhtëm: $1s^2 2s^2 2p^6 3p^3 3s^2 3f^{14}$? Shpjegoni.
- 20) Shkruani konfigurimin elektronik të kaliumit (${}_{19}\text{K}$) dhe përcaktoni sa elektrone të çiftëzuara ka dhe në cilat orbitale ndodhen ato?
- 21) Renditni orbitalet e mëposhtme sipas rendit të energjisë: $3s 2p 3d 5f$ dhe $4p$.
- 22) Shkruani konfigurimin elektronik të shkurtuar dhe të gjatë të ${}_{33}\text{As}$. Tregoni konfigurimin elektronik në mënyrë skematike.
- 23) Sa p-elektrone ka atomi i squfurit (${}_{16}\text{S}$)?
- 24) Sa d-elektrone ka bromi (${}_{35}\text{Br}$)?

- 25) Sa s-elektrone ka një atom kalciumi ($_{20}\text{Ca}$)?
- 26) Sa elektrone ka kur $n = 5$, $l = 1$?
- 27) Për cilin element vlen konfigurimi elektronik i mëposhtëm: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$? Shkruani konfigurimin elektronik të shkurtuar për elementin. Cilat elektrone janë valentë, në cilin grup dhe periudhë të tabelës periodike ndodhet elementi?
- 28) Si mund të përcaktohet se cilit grup dhe periudhë i përket një element kimik në tabelën periodike?
- 29) Elementi brom ndodhet në periodën e katërt dhe në grupin 17 të tabelës periodike. Çfarë mund të përfundoni rreth bromit nga pozicioni i tij?
- 30) Cilat elementë quhen p-elementë? A është natriumi p- element?
- 31) Shpjegoni pse rrezja atomike rritet nga lart poshtë përgjatë një grupi, ndërsa zvogëlohet nga e majta në të djathtë përgjatë një periudhe.
- 32) Cili nga gazrat fisnikë ka energjinë më të lartë të jonizimit? A do të kishte i njëjti element edhe rrezen atomike më të madhe? Shpjegoni.
- 33) A është e saktë të thuhet se atomet më të vogla kanë energjinë më të lartë të jonizimit? Shpjegoni.
- 34) A është tendenca e ndryshimit të elektronegativitetit nëpër perioda dhe grupe e njëjtë me rrezen atomike? Shpjegoni.
- 35) Cili element ka afinitetin më të madh për elektronet? Çfarë ndodh kur ato fitojnë elektrone?

NJËSIA MODULARE 3

LIDHJET KIMIKE

Qëllimet e mësimimit

Njësia modulare e lidhjeve kimike pritet të arrijë qëllimet e mëposhtme:

- zgjerimin e njohurive të fituara rreth lidhjeve kimike (lidhjeve jonike, kovalente dhe koordinative) dhe simboleve të Lewisit të elementeve kimike;
- shpjegimi i llojit të lidhjes kovalente përmes orbitaleve atomike të bashkëngjitura dhe hibridizimit;
- parashikimi i bashkëveprimeve ndërmolekulare bazuar në lidhjen kimike dhe strukturën e substancave;
- të kuptuarit e strukturës së kristaleve jonike dhe kovalente;
- zgjerimi i njohurive rreth strukturës dhe vetive të gazrave, lëngjeve dhe trupave të ngurtë;

Rezultatet e pritura të studimit të njësisë modulare

Pas studimit të njësisë modulare mbi lidhjet kimike, nxënësit pritet të:

- përcaktojnë llojin e lidhjes kimike bazuar në elektronegativitet;
- të lidhin vetitë e atomit dhe formimin e joneve (kationeve dhe anioneve) dhe të tregojnë diagrame të formimit të një lidhjeje jonike;
- me ndihmën e simboleve të Lewisit, të shpjegojnë formimin e llojeve të ndryshme të lidhjeve kovalente dhe të shpjegojnë teorinë e lidhjeve të valencës;
- të njohin dhe të shpjegojnë llojet e ndryshme të hibridizimit;
- të njohin dhe të shpjegojnë bashkëveprimet ndërmolekulare;
- të dallojnë strukturën e gazeve, lëngjeve dhe trupave të ngurtë dhe të lidhin vetitë e substancave me strukturën e tyre;

Nocionet

jon, kation, anion, rrezja jonike, forcat elektrostetike, lidhja jonike, rrjeta kristalore jonike, qeliza njësi, kristali jonik, çifti i përbashkët elektronik, teoria e lidhjes valente, mbivendosja orbitale, lidhja e vetme, lidhja e dyfishtë, lidhja trefishe, lidhja σ -lidhja π -lidhja kovalente jopolare, lidhja kovalente polare, elektronegativiteti, lidhja koordinative, hibridizimi, orbitale hibride, orbitale jolidhëse, elektrone jolidhëse, forcat Van der Waals, forcat e Londrës, bashkëveprimet jon-dipol, bashkëveprimet dipol-dipol, bashkëveprimet dipole të induktuara nga joni, bashkëveprimet dipole të induktuara nga dipol, lidhja hidrogjenike, trupa të ngurtë kristalorë, trupa të ngurtë amorfë, kristale jonike, kristale atomike (kovalente), kristale molekulare, kristale metalike dhe lidhja metalike;

Përmbajtjet e njësisë modulare

Lidhja jonike

Lidhja kovalente - bashkëngjitja e orbitaleve

Lidhja kovalente dhe struktura e molekulave

Ndërveprimet ndërmolekulare dhe struktura e vetive të gazrave, lëngjeve dhe substancave të ngurta

3.LIDHJET KIMIKE

Kur formojnë lidhje kimike, elementët në fakt arrijnë një konfigurim elektronik stabil duke ndarë ose shkëmbyer elektrone. Një konfigurim elektronik i qëndrueshëm për një element të caktuar në tabelën periodike do të thotë se ai ka tetë elektrone (oktet) në shtresën e fundit elektronike. Përrjashtim bëjnë elementët hidrogjen dhe helium, të cilët mund të kenë një maksimum prej dy elektronesh në shtresën e fundit elektronike. Gazrat fisnikë, të cilët janë në grupin 18 të tabelës periodike të elementeve, kanë tetë elektrone në shtresën e fundit elektronike. Ndërsa elementët e tjerë, për të arritur një konfigurim elektronik të qëndrueshëm, lidhen me njëri-tjetrin përmes lidhjeve kimike.

Tabela 11. Konfigurimi elektronik i gazeve fisnike

Gaz fisnik	$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$	$n = 4$	$n = 5$	$n = 6$
Helium (He)	$1s^2$					
Neon (Ne)	$1s^2$	$2s^2 2p^6$				
Argon (Ar)	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$			
Kripton (Kr)	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^6$		
Ksenon (Xe)	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^6 4d^{10}$	$5s^2 5p^6$	
Radon (Rn)	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	$5s^2 5p^6 5d^{10}$	$5s^2 5p^6$

Lidhje kimike është forca tërheqëse që mban së bashku njësitë të ndryshme ndërtuese (atome dhe jone). Vetitë e përbërjeve varen nga forca e lidhjeve kimike midis njësive të tyre ndërtuese. Sa më e fortë të jetë lidhja kimike, aq më e qëndrueshme do të jetë një përbërje e caktuar. Në rastin kur lidhja kimike është e dobët, përbërja që rezulton nuk do të jetë stabile dhe do të marrë pjesë lehtësisht në reaksione kimike në mënyrë që të përftohet një përbërje më stabile, me lidhje kimike më të forta.

Pra, kur atomet marrin pjesë në lidhje kimike, formohen komponime, stabiliteti i të cilave varet nga lloji i lidhjeve kimike me të cilat janë të lidhura atomet. Lidhjet kimike të formuara ndryshojnë në forcë dhe veti.

Lidhjet kimike formohen duke fituar ose humbur elektrone (p.sh. NaCl), ose duke formuar çifte të përbashkëta elektronike midis atomeve që lidhen (p.sh. O₂). Prandaj, ekzistojnë dy lloje lidhjesh kimike:

- lidhje jonike dhe
- lidhje kovalente.

Simbolet e Luisit për elementet kimike

Lloji i lidhjes kimike që formojnë atomet varet nga vendndodhja e tyre në tabelën periodike, ose konfigurimi i tyre elektronik. Numri i lidhjeve kimike që një atom mund të formojë varet nga numri i elektroneve të valencës, të cilat janë të përfshira në formimin e lidhjeve kimike. Kimisti amerikan Gilbert Newton Lewis (1875–1946) propozoi një mënyrë të thjeshtë për të përfaqësuar

elektronet e valencës së atomeve, simbolet quhen **simbole të Lewisit** për nder të tij. Simbolet e Lewisit përdoren për të përfaqësuar elektronet e valencës së elementeve që mund të arrijnë një konfigurim elektronik stabil duke dhuruar/pranuar ose ndarë elektrone, siç janë gazrat fisnike. Këto janë atomet e elementeve kryesore të grupit (elementet s dhe p). Në këto elemente, numri i elektroneve të valencës është i barabartë me numrin e grupit në të cilin ndodhet elementi i dhënë.

Sipas Lewis-it, simboli kimik i një elementi përfaqëson bërthamën e atomit dhe elektronet nga shtresat e brendshme elektronike (elektronet e brendshme), dhe pikat rreth simbolit të elementit përfaqësojnë elektronet e valencës (elektronet nga shtresa e fundit elektronike). Çdo elektron valentor përfaqësohet nga një pikë e vetme. Simbolet e Lewis-it shkruhen duke shkruar së pari një pikë në secilën anë të simbolit të elementit kimik. Për elementët me më shumë se 4 elektrone valence, pikat e mëposhtme shkruhen pranë pikave tashmë të shkruara.

Një pikë pranë simbolit të elementit do të thotë

të **një elektron i paçiftëzuar**, ndërsa dy pika

pranë njëra-tjetrës në simbolin e Lewisit do

të thotë një çift elektronesh, dhe elektrone të

tilla quhen **elektrone të çiftëzuara**. Mënyra

për të treguar një elektron të paçiftuar ose

elektrone të çiftëzuara mund të shihet me

simbolin e Lewisit për atomin e azotit. Nga

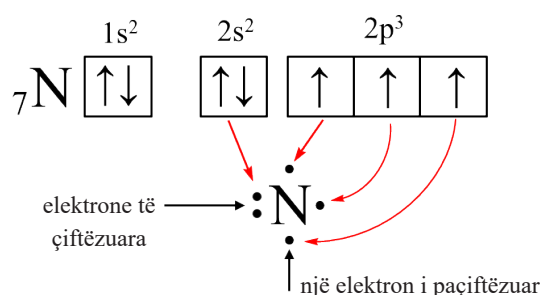
paraqitja skematike mund të shihet se ka pesë

pika rreth simbolit të azotit, që do të thotë se

azoti ka pesë elektrone valentore, dy prej të cilave janë të çiftëzuara dhe tre janë të paçiftuara.

Numri i pikave (elektroneve) të paçiftuara korrespondon me numrin e lidhjeve kimike që një atom mund të formojë. Kjo do të thotë që atomi i azotit mund të formojë tre lidhje kimike me

atome të tjera. Simbolet e Lewisit për disa elementë kimikë tregohen në Figurën 3.1.



Grup	Element	Konfiguracioni elektronik	Simboli i luisit	Element	Konfiguracioni elektronik	Simboli i luisit
1	Li	[He]2s ¹	Li•	Na	[Ne]3s ¹	Na•
2	Be	[He]2s ²	Be:	Mg	[Ne]3s ²	Mg:
13	B	[He]2s ² 2p ¹	•B•	Al	[Ne]3s ² 3p ¹	•Al•
14	C	[He]2s ² 2p ²	•C•	Si	[Ne]3s ² 3p ²	•Si•
15	N	[He]2s ² 2p ³	•N•	P	[Ne]3s ² 3p ³	•P•
16	O	[He]2s ² 2p ⁴	•O•	S	[Ne]3s ² 3p ⁴	•S•
17	F	[He]2s ² 2p ⁵	•F•	Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵	•Cl•
18	Ne	[He]2s ² 2p ⁶	•Ne•	Ar	[Ne]3s ² 3p ⁶	•Ar•

Figura 3.1. Simbolet e Lewisit të disa elementeve kimike

Nga simboli i Luisit i litiumit shihet se ai ka një pikë pranë simbolit të elementit, që do të thotë se litiumi ka një elektron valence me të cilin mund të formojë një lidhje kimike, pra është monovalent. Ndërsa nga simboli i Luisit i oksigjenit shihet se numri i pikave pranë simbolit të elementit është gjashtë, por oksigjeni në komponime është dyvalent. Domethënë, vetëm dy nga elektronet e valencës së oksigjenit janë të paçiftuara dhe mund të formojnë lidhje kimike, ndërsa katër elektronet e valencës formojnë dy çifte elektrone dhe nuk marrin pjesë më tej në lidhjen kimike.

3.1. Lidhja jonike

Lidhje jonike formohet sa herë që një ose më shumë elektrone transferohen nga një atom në tjetrin. Kjo lidhje kimike përfshin shkëmbimin e elektroneve midis dy atomeve, njëri prej të cilëve është metal dhe tjetri jometal. Në mënyrë tipike, një element me më pak se katër elektrone valence i humbet ato, ndërsa një element me më shumë se katër elektrone valence fiton deri në tetë elektrone në shtresën e tij më të jashtme elektrone. Atomi që humbet elektrone bëhet një *jon i ngarkuar pozitivisht* i quajtur **kation**, ndërsa atomi që fiton elektrone bëhet një *jon i ngarkuar negativisht* i quajtur **anion**. Metalet kanë tendencë të humbasin elektrone dhe të formojnë katione, ndërsa jometalet fitojnë elektrone dhe formojnë anione. Në këtë mënyrë, ato arrijnë një konfigurim të qëndrueshëm elektronik si gazrat fisnikë, domethënë, ato kanë tetë elektrone në shtresën e tyre më të jashtme elektrone.

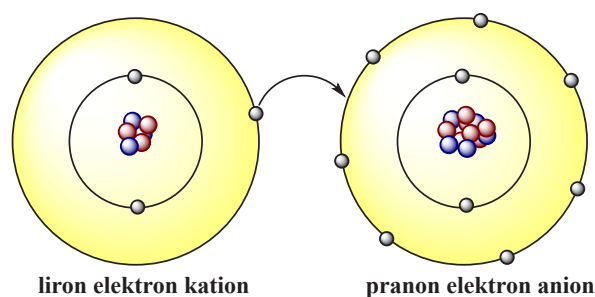


Figura 3.2. Grimca të ngarkuara – jone: katione anione

Pra, formohet një lidhje jonike midis atomeve të metaleve dhe atomeve të jometaleve. Në këtë rast, atomi i jometaleve merr elektronet që liron atomi i metaleve.

Lidhje jonike është *forca tërheqëse elektrostатike që mban së bashku jonet e formuara nga një metal (kationet) dhe jonet e formuara nga një jometal (anionet) në komponimet jonike.*

Formimi i joneve

Numri i elektroneve të fituara dhe të humbura varet nga numri i elektroneve të valencës që ka një element i caktuar. Ngarkesa e joneve të formuara është e barabartë me numrin e elektroneve të humbura ose të fituara. Shembujt e mëposhtëm tregojnë se si formohen kationet dhe anionet dhe si përcaktohet ngarkesa e tyre.

Nga konfigurimi elektronik i litiumit (${}_{3}\text{Li}: 1s^2 2s^1$) mund të shihet se ai ka dy elektrone në shtresën e parë elektronike dhe një elektron valence në shtresën e dytë. Për të arritur një konfigurim elektronik të qëndrueshëm si gazi fisnik helium (${}_{2}\text{He}$), litiumi do të lirojë elektronin e valencës dhe do të formojë një kation ($\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + 1e^-$).

Nëse shkruajmë konfigurimin elektronik të magnezit (${}_{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$), mund të shohim se ai ka dy elektrone në shtresën e parë elektronike, tetë elektrone në shtresën e dytë dhe dy elektrone valente në shtresën e tretë. Duke humbur elektronet e valencës, magnezi arrin një konfigurim elektronik stabil si neoni i gazit fisnik (${}_{10}\text{Ne}$), duke formuar kështu një kation ($\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$).

Nga konfigurimi elektronik i fluorit (${}_{9}\text{F}: 1s^2 2s^2 2p^5$) mund të shihet se ai ka dy elektrone në shtresën e parë elektronike dhe shtatë elektrone valence në shtresën e dytë. Le të kujtojmë se një element me më shumë se katër elektrone valence tenton të fitojë elektrone derisa shtresa e fundit elektronike të mbushet plotësisht, d.m.th. derisa numri i përgjithshëm i elektroneve të jetë tetë. Prandaj, fluori do të fitojë një elektron dhe do të arrijë një konfigurim elektronik të qëndrueshëm si neoni i gazit fisnik (${}_{10}\text{Ne}$), duke formuar kështu një anion ($\text{F} + 1e^- \rightarrow \text{F}^-$).

Nëse shkruajmë konfigurimin elektronik të elementit azot (${}_{7}\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$), mund të shohim se ai ka dy elektrone në shtresën e parë dhe pesë elektrone valence në shtresën e dytë. Duke fituar tre elektrone, azoti do të formojë një anion ($\text{N} + 3e^- \rightarrow \text{N}^{3-}$) dhe do të arrijë një konfigurim elektronik të qëndrueshëm si neoni i gazit fisnik (${}_{10}\text{Ne}$).

Nga shembujt e mëparshëm, mund të shihet se ngarkesa e joneve është e barabartë me numrin e elektroneve të fituara ose të humbura. Në këtë rast, elementi që humbet elektrone formon një kation, ndërsa elementi që fiton elektrone formon një anion. *Jonet që formohen nga një atom i vetëm* (si jonet në shembujt e mëparshëm) quhen **jone monatomike**.

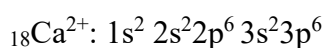
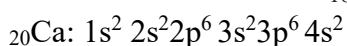
USHTRIME	Shkrimi i konfigurimit elektronik i joneve monatomike.
Detyra 1	Shkruani konfigurimin elektronik të joneve: Ca^{2+} dhe O^{2-} .

ZGJIDHJE

Kërkohet: Të shkruani konfigurimin elektronik të joneve: Ca^{2+} dhe O^{2-} .

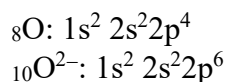
Konfigurimi elektronik i Ca^{2+}

Nga tabela periodike e elementeve, mund të shohim se kalciumi ka një numër atomik prej 20 (${}_{20}\text{Ca}$), që do të thotë se ka 20 protone në bërthamë dhe 20 elektrone në shtresën e tij elektronike. Joni i kalciumit (Ca^{2+}) ka një ngarkesë prej 2+, që do të thotë se kalciumi ka humbur dy elektrone. Prandaj, numri i elektroneve që ka kationi i kalciumit është 18, që do të thotë se ai arrin një konfigurim të qëndrueshëm elektronik (tetë elektrone në shtresën e tretë elektronike) si gazi fisnik argoni (${}_{18}\text{Ar}$).



Konfigurimi elektronik O²⁻

Elementi oksigjen ka një numër atomik tetë (${}_8\text{O}$), që do të thotë se ka tetë elektrone në shtresën e tij të jashtme. Joni i oksigjenit (O^{2-}) formohet kur oksigjeni fiton dy elektrone, kështu që ngarkesa e tij është 2-. Prandaj, numri i elektroneve që ka anioni i oksigjenit është 10, kështu që ai ka një konfigurim të qëndrueshëm elektronik si neoni i gazit fisnik (${}^{10}\text{Ne}$).



Detyra 2 Shkruani konfigurimin elektronik të joneve: K^+ dhe S^{2-} .

Formimi i lidhjes jonike

Formimi i lidhjes jonike mund të ilustrohet me shembullin e klorurit të natriumit (NaCl). Në këtë shembull, atomi i natriumit (Na) është një metal tipik, ndërsa atomi i klorit (Cl) është një jometal tipik. Nga konfigurimi elektronik i natriumit dhe klorit, mund të përcaktohet numri i elektroneve të valencës në të dy atomet dhe mund të shihet se si ato do të arrijnë një konfigurim elektronik të qëndrueshëm.

Atomi i natriumit ka 11 elektrone, kështu që konfigurimi i tij elektronik do të jetë: ${}_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Nga konfigurimi elektronik, mund të shihet se natriumi ka dy elektrone në shtresën e parë elektronike ($1s^2$), tetë elektrone në shtresën e dytë elektronike ($2s^2 2p^6$) dhe një elektron valence të vendosur në shtresën e tretë elektronike ($3s^1$). Për të arritur një konfigurim elektronik të qëndrueshëm, natriumi do të lirojë elektronin e valencës. Konfigurimi elektronik i kationit të formuar (Na^+) do të jetë: $1s^2 2s^2 2p^6$. Ngarkesa e kationit do të jetë +1 si rezultat i faktit se në bërthamën e natriumit ka 11 protone të ngarkuara pozitivisht, dhe në shtresën elektronike, pas lirimit të elektronit, do të mbeten 10 elektrone të ngarkuara negativisht.

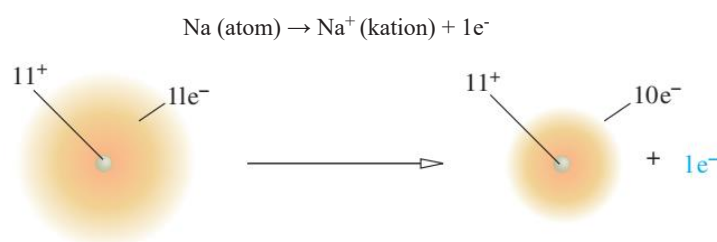


Figura 3.3. Formimi i kationit të natriumit (Na^+)

Në kationin e natriumit, shtresa e tretë elektronike është bosh, dhe shtresa e dytë përmban tetë elektrone. Konfigurimi elektronik i kationit është i njëjtë me atë të neonit të gazit fisnik (${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$). Kjo do të thotë që kur natriumi humbet elektronin e tij të valencës, ai arrin një konfigurim elektronik të qëndrueshëm si neoni.

Atomi i klorit ka 17 elektrone, kështu që konfigurimi i tij elektronik do të jetë ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Nga konfigurimi i klorit, mund të shihet se ai ka dy elektrone në shtresën e parë elektronike ($1s^2$), tetë elektrone në shtresën e dytë elektronike ($2s^2 2p^6$) shtatë elektrone valentore ndodhen

në shtresën e tretë elektronike ($3s^2 3p^5$). Për të arritur një konfigurim elektronik të qëndrueshëm, klori do të pranojë një elektron, dhe konfigurimi elektronik i anionit të formuar do të jetë: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Ngarkesa e anionit do të jetë -1 si rezultat i faktit se atomi i klorit përmban 17 protone të ngarkuara pozitivisht në bërthamë, por shtresa elektronike, pasi të marrë një elektron, do të ketë 18 elektrone të ngarkuara negativisht. Konfigurimi elektronik i anionit të klorit është i njëjtë me konfigurimin e argonit të gazit fisnik, ($_{18}\text{Ar}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$). Kjo do të thotë që duke pranuar një elektron, klori arrin një konfigurim të qëndrueshëm si argoni.

Si rezultat i forcës tërheqëse që ekziston midis joneve me ngarkesë të kundërt, kationit të natriumit

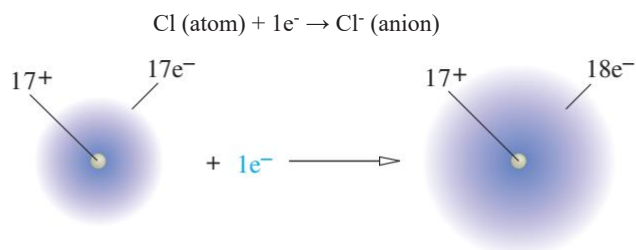


Figura 3.4. Formimi i anionit të klorit (Cl^-)

(Na^+) dhe anionit të klorit (Cl^-), formohet përbërja klorur natriumi (NaCl). Forca tërheqëse që mban së bashku jonet me ngarkesë të kundërt quhet lidhje jonike. Shkëmbimi i elektroneve midis natriumit dhe klorit tregohet në Figurën 3.5.

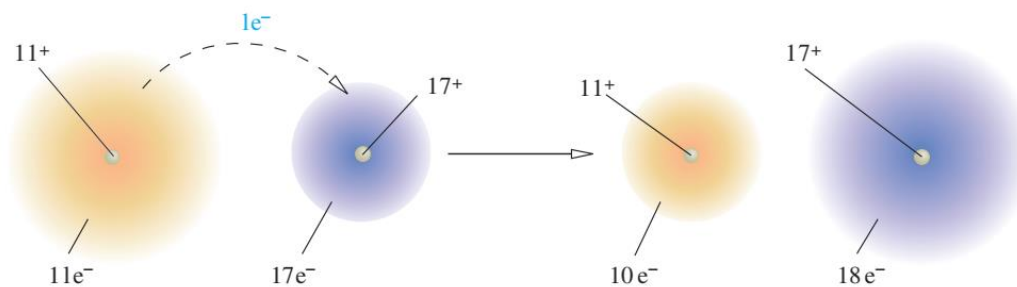
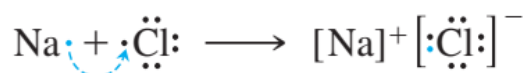


Figura 3.5. Formimi i lidhjes jonike midis natriumit dhe klorit

Formimi i lidhjes jonike në NaCl mund të tregohet skematikisht duke përdorur simbolet e Lewis si më poshtë:



USHTRIME

Paraqitje skematike e formimit të një lidhjeje jonike përmes shembujve të ndryshëm

Detyra 3

Shpjegoni formimin e një lidhjeje jojonike midis magnezit ($_{12}\text{Mg}$) dhe klorit ($_{17}\text{Cl}$).

ZGJIDHJE

Kërkohet:

Të shpjegohet formimi i një lidhjeje jojonike midis magnezit ($_{12}\text{Mg}$) dhe klorit ($_{17}\text{Cl}$).

Nga konfigurimi elektronik i magnezit ($_{12}\text{Mg}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$) mund të shihet se ai ka dy elektrone valence në shtresën e tretë elektronike ($3s^2$). Për të arritur një konfigurim të qëndrueshëm, ai do të lirojë elektronet e valencës, duke formuar kështu një kation. $\text{Mg (atom)} \rightarrow \text{Mg}^{2+} \text{ (kation)} + 2e^-$

Nëse shkruajmë konfigurimin elektronik të klorit ($_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$), mund të shohim se ai ka shtatë elektrone valence në shtresën e tretë elektronike ($3s^2 3p^5$). Për të aritur një konfigurim elektronik të qëndrueshëm, atomi i klorit do të fitojë një elektron duke formuar një anion. $\text{Cl (atom)} + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^- \text{ (anion)}$

Kur magnezi kombinohet me klorin, meqenëse klorig mund të pranojë vetëm një elektron, do të nevojiten dy atome klori për të pranuar dy elektronet që atomi i magnezit do të lëshojë. Prandaj, formula e përbërjes së formuar do të jetë MgCl_2 . Shkëmbimi i elektroneve midis atomeve të magnezit dhe klorit tregohet në Figurën 3.5.

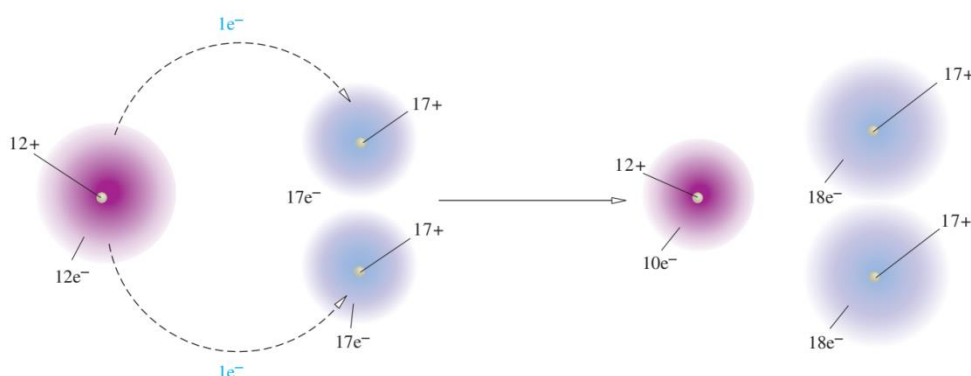
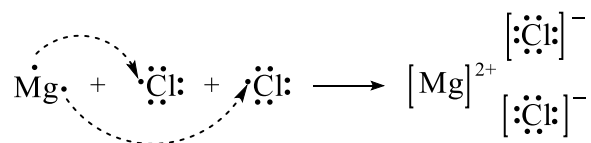


Figura 3.6. Formimi i një lidhjeje kationike midis magnezit dhe klorit

Formimi i lidhjes jonike në MgCl_2 mund të tregohet skematikisht me simbolet e Lewis si më poshtë:



Detyra 4 Shpjegoni formimin e një lidhjeje jonike midis kalciumit ($_{20}\text{Ca}$) dhe bromit ($_{35}\text{Br}$).

USHTRIME

Paraqitje skematike e formimit të një lidhjeje jonike përmes shembujve të ndryshëm.

Detyra 5

Shpjegoni formimin e një lidhjeje jojonike midis natriumit ($_{11}\text{Na}$) dhe squfurit ($_{32}\text{S}$).

ZGJIDHJE

Kërkohet:

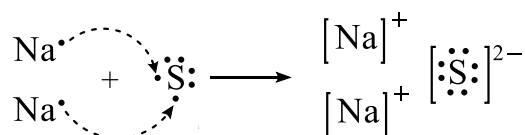
Të shpjegohet formimi i një lidhjeje jojonike midis natriumit ($_{11}\text{Na}$) dhe squfurit ($_{32}\text{S}$).

Midis një atomi natriumi ($_{11}\text{Na}$), i cili është një metal tipik, dhe një atomi squfuri ($_{16}\text{S}$), i cili është një jometal tipik. Për të përcaktuar numrin e elektroneve të valencës në të dy atomet, duhet të shkruhet konfigurimi i tyre elektronik.

Nga konfigurimi elektronik i natriumit ($_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) mund të shihet se ai ka një elektron valence në shtresën e tretë elektronike ($3s^1$). Për të arritur një konfigurim elektronik të qëndrueshëm, ai do të lirojë elektronin e valencës dhe do të formojë një kation. $\text{Na (atom)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (kation)} + 1e^-$

Atomi i squfurit ($_{16}\text{S}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) ka gjashtë elektrone valence në shtresën e tretë elektronike ($3s^2 3p^4$). Për të arritur një konfigurim të qëndrueshëm elektronik, ai do të pranojë dy elektrone, duke formuar kështu një anion. $\text{S (atom)} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-} \text{ (anion)}$

Lidhja e natriumit me squfurin, meqenëse squfuri pranon dy elektrone, dy atome natriumi duhet të japin nga një elektron secili. Prandaj, formula e përbërjes do të jetë Na_2S , dhe emri i saj është sulfur natriumi. Formimi i lidhjes jonike në Na_2S mund të tregohet skematikisht me simbolet e Lewisit:

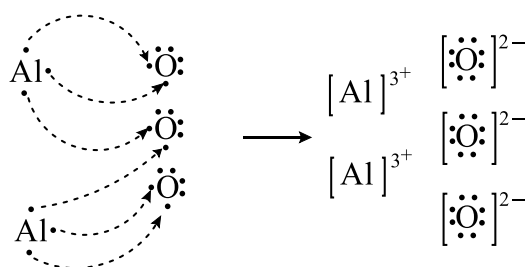


Sa më i madh të jetë ndryshimi në ngarkesë midis kationit dhe anionit, aq më e fortë është lidhja jonike që formohet. I tillë është shembulli i lidhjes jonike midis aluminit dhe oksigjenit.

Detyra 6

Shpjegoni formimin e një lidhjeje jonike midis aluminit ($_{13}\text{Al}$) dhe fluorit ($_{9}\text{F}$), në përbërjen AlF_3 .

Konfigurimi i tyre elektronik ($_{13}\text{Al}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; $_{8}\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$) mund të shihet se alumini ka tre elektrone valence, ndërsa oksigjeni ka gjashtë elektrone valence. Për të arritur një konfigurim të qëndrueshëm, Al do të humbasë tre elektronet e tij të valencës dhe do të formojë një kation ($\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} \text{ (kation)} + 3e^-$), ndërsa O do të fitojë dy elektrone dhe do të formojë një anion ($\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}^{2-} \text{ (anion)}$). Kur alumini lidhet me oksigjenin, dy atome alumini do të lëshojnë tre elektrone secili (gjithsej gjashtë elektrone të lëshuara) dhe tre atome oksigjeni do t'i fitojnë ato (çdo atom oksigjeni do të fitojë dy elektrone). Prandaj, formula e përbërjes jonike të formuar do të jetë Al_2O_3 , dhe emri i saj është oksid alumini. Formimi i lidhjes jonike në Al_2O_3 mund të përfaqësohet skematikisht me simbolet e Lewis si më poshtë:



Nga shembujt e formimit të lidhjeve jonike, mund të shihet se metalet lëshojnë elektrone, jometale pranojnë elektrone dhe kështu arrijnë një konfigurim të qëndrueshëm elektronik prej tetë elektronesh në shtresën e fundit elektronike.

Rrjeta kristalore jonike

Komponimet jonike si kloruri i natriumit (NaCl) kanë një strukturë të rregullt, domethënë, ato përbëhen nga një rrjetë kristalore jonike. Për të shpjeguar strukturën e një rrjete kristalore, përdoret termi qeli elementare. **Një qeli elementare është njëësia më e vogël strukturore që përsëritet në një model specifik në një rrjetë kristalore.** Çdo kristal jonik përbëhet nga një numër i madh qelish elementare të vendosura pranë njëra-tjetrës.

Rrjeta kristalore jonike është një rrjetë kristalore e formuar nga jon.

Në rrjetën kristalore jonike të NaCl -së, rreth çdo kationi natriumi ka gjashtë anione kloruri dhe anasjelltas. Raporti molar i natriumit me klori është 1:1, si në formulën NaCl . Pra, në rrjetën kristalore të klorurit të natriumit, kationet e natriumit dhe anionet e klorit janë të rregulluara në mënyrë alternative në tre dimensione. Në qendër të qelizës njësi është joni i natriumit, rreth të cilit janë të rregulluara jonet e klorurit, siç tregohet në Figurën 3.7.

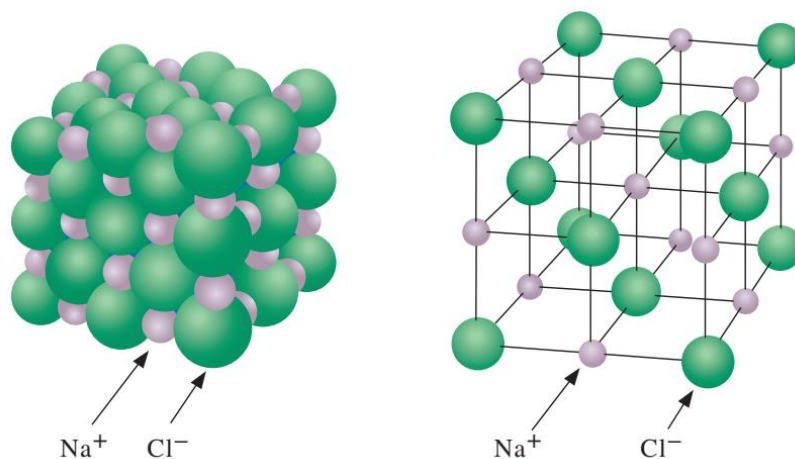


Figura 3.7. Rrjetë kristalore jonike

Kristalet jonike janë elektroneutrale, që do të thotë se numri i ngarkesave pozitive në katione është i barabartë me numrin e ngarkesave negative në anione. Në rrjetën kristalore të klorurit të natriumit, lidhja nuk ekziston vetëm midis një kationi natriumi dhe një anioni kloruri; çdo kation natriumi në kristal tërheq gjashtë anione kloruri fqinje dhe anasjelltas.

Rrezja jonike

Rrezja jonike është distanca nga bërthama deri te shtresa e fundit elektronike e jonit.

Rrezja jonike ndryshon nga rrezja atomike. Kationet kanë rreze jonike më të vogla në krahasim

me atomet nga të cilat formohen, ndërsa anionet kanë rreze jonike më të madhe krahasuar me rrezen e atomeve neutrale. Kjo është e kuptueshme sepse kationet formohen duke lëshuar elektrone, dhe anionet duke pranuar elektrone. Për shembullin e natriumit, nëse marrim në konsideratë konfigurimin elektronik të atomit të natriumit ($_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) dhe kationit Na^+ ($_{10}\text{Na}^+: 1s^2 2s^2 2p^6$), mund të shohim se atomi i natriumit ka tre shtresa elektronike në shtresën e tij elektronike, ndërsa kationi i natriumit ka dy. Meqenëse numri i shtresave elektronike është më i vogël në kationin e natriumit, rrezja e tij jonike do të jetë më e vogël krahasuar me rrezen atomike të natriumit. Gjithashtu në kationin e natriumit, numri i protoneve në bërthamë (11) është më i madh se numri i elektroneve (10) në shtresën elektronike, prandaj elektronet tërhiqen më fort nga bërthama dhe më afër saj, gjë që kontribuon në zvogëlimin e rrezes jonike. Elektronet kanë një ngarkesë negative dhe për këtë arsye tërhiqen nga bërthama e ngarkuar pozitivisht.

Humbja e një ose më shumë elektroneve çon në një zvogëlim të numrit të shtresave elektronike në shtresën elektronike dhe një zvogëlim të rrezes së kationeve në krahasim me atomet neutrale nga të cilat janë formuar.

Anionet formohen kur një atom fiton një elektron në shtresën e tij më të jashtme. Si rezultat, numri i elektroneve në anion është më i madh se ai i një atomi neutral. Nga konfigurimi elektronik i atomit të klorit ($_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) dhe anionit të klorit ($\text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) mund të shihet se anioni i klorit ka më shumë elektrone në shtresën e tij më të jashtme sesa atomi. Fitimi i një ose më shumë elektroneve rrit numrin e elektroneve në shtresën më të jashtme, gjë që rrit forcat shtytëse midis elektroneve, duke i larguar ato nga njëri-tjetri. Prandaj, rrezja e anionit është më e madhe se rrezja e atomit neutral.

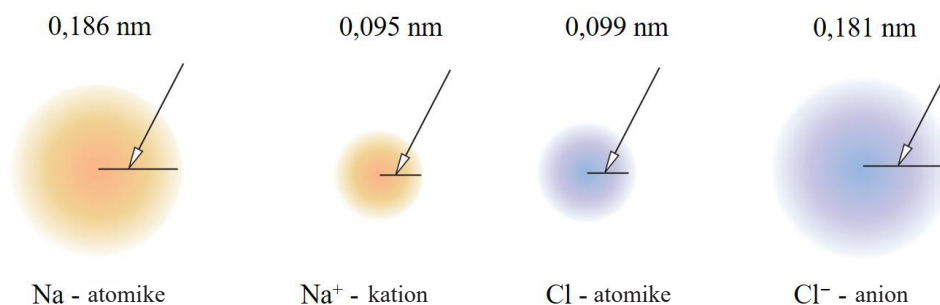


Figura 3.8. Rrezet atomike dhe jonike (atomet Na, Na^+ -kation, atomet Cl, Cl^- -anion)

Figura tregon ndryshimin në rrezen atomike dhe jonike për shembullin e atomit të natriumit dhe kationit të tij, si dhe atomit të klorit krahasuar me anionin e tij. Vlerat e rrezes jepen në nanometra ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$). Rrezja atomike dhe jonike e disa elementëve kimikë është dhënë në Tabelën 12.

Tabela 12. Rrezet atomike dhe jonike të disa atomeve të metaleve dhe jometaleve

Metale atomike				Atome jometalike			
Rrezja atomike*		Rrezja jonike*		Rrezja atomike		Rrezja jonike	
Li	0,152	Li ⁺	0,060	F	0,071	F ⁻	0,136
Na	0,186	Na ⁺	0,095	Cl	0,099	Cl ⁻	0,181
K	0,227	K ⁺	0,133	Br	0,114	Br ⁻	0,195
Mg	0,160	Mg ²⁺	0,065	O	0,074	O ²⁻	0,140
Al	0,143	Al ³⁺	0,050	S	0,103	S ²⁻	0,184

*rrezet e atomeve dhe joneve jepen në nm

3.2. Lidhja kovalente – bashkëngjitja e orbitale

Atomët e elementeve të ndryshme, përveç shkëmbimit të elektroneve, mund të lidhen me njëri-tjetrin duke ndarë elektrone. Shkëmbimi i elektroneve ndodh midis atomeve të metaleve dhe atomeve të jometaleve, ndërsa ndarja e elektroneve midis dy atomeve është tipike për lidhjen e jometaleve. Atomët e jometaleve, për të arritur një konfigurim elektronik të qëndrueshëm prej tetë elektronesh në shtresën e fundit elektronike, lidhen me një lidhje kimike të quajtur lidhje kovalente.

Lidhje kovalente është një lidhje kimike e formuar midis atomeve jometalike me ndihmën e dy ose më shumë çifte elektronesh.

Me formimin e një ose më shumë çifte elektronesh, atomët arrijnë një konfiguracion stabil prej dy elektronesh (duet) ose tetë elektronesh (oktet) në shtresën më të jashtme elektronike. Për shembull, kur formojnë një lidhje kovalente, hidrogjeni tenton të arrijë një konfigurim elektronik të paqëndrueshëm si gazi fisnik helium, i cili ka dy elektrone (duet), ndërsa elementë të tjerë që lidhen me një lidhje kovalente arrijnë një konfigurim elektronik të qëndrueshëm prej tetë elektronesh (oktet) në shtresën më të jashtme elektronike si gazet e tjera fisnike.

Kur atomët bashkohen me anë të lidhjeve kovalente, formohen molekulat. Shembuj të substancave dhe përbërjeve të thjeshta të përbëra nga molekula në të cilat atomët bashkohen me anë të lidhjeve kovalente janë hidrogjeni (H₂), klori (Cl₂), klorhidriku (HCl), dioksidi i karbonit (CO₂), uji (H₂O) dhe shumë të tjera. Duke pasur parasysh se numri i përbërjeve në të cilat atomët bashkohen me anë të lidhjeve kovalente është i madh, lidhja kovalente është më e zakonshme se lidhja jonike.

USHTRIME

Paraqitje skematike e formimit të një lidhjeje kovalente përmes shembujve të ndryshëm

Detyra 7

Shpjegoni formimin e një lidhjeje kovalente në një molekulë të hidrogjenit (H₂). Përcaktoni se për çfarë lloj lidhjeje kovalente bëhet fjalë.

ZGJIDHJE

Kërkohet:

Shpjegoni formimin e një lidhjeje kovalente në molekulën e hidrogjenit (H₂).

Një lidhje kovalente formohet midis atomeve të hidrogjenit në molekulën e hidrogjenit (H_2). Nga konfigurimi elektronik i hidrogjenit ($1H: 1s^1$), mund të shihet se ai ka një elektron në orbitalin s. Për të arritur një konfigurim të qëndrueshëm si gazi fisnik helium, hidrogjeni lidhet në mënyrë kovalente me një atom tjetër hidrogjeni. Formimi i një çifti të përbashkët elektronik përfshin dy atome hidrogjeni që ndajnë një elektron, siç tregohet në diagram dhe simbolet shoqëruese të Lewis. Çifti i përbashkët elektronik midis atomeve të hidrogjenit përfaqësohet simbolikisht nga një vizë.



Formimi i një lidhjeje kovalente mund të shpjegohet me bashkëngjitjen e orbitaleve atomike në të cilat ndodhen elektronet e valencës. Molekula H_2 formohet nga bashkëngjitja e dy orbitaleve s gjysmë të mbushura.

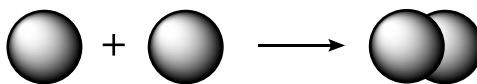


Figura 3.9. Formimi i s-lidhjes me bashkëngjitjen e dy s-orbitaleve

Në një molekulë hidrogjeni, çifti i përbashkët i elektroneve tërhiqet në mënyrë të barabartë nga bërthamat e të dy atomeve. Forca tërheqëse që mban atomet e hidrogjenit së bashku quhet lidhje e vetme kovalente.

*Lidhja kovalente e formuar nga një çift elektronik i përbashkët midis dy atomeve quhet **lidhje kovalente njëfishe**. Një lidhje njëfishe ose **lidhja sigma** (shënohet thjesht me një vizë të vetme (H–H). Një vizë e vetme do të thotë një çift elektronik i përbashkët. Nga shembulli i molekulës së hidrogjenit (H_2), mund të shihet se një lidhje sigma formohet nga bashkëngjitja e dy orbitaleve s.*

Detyra 8

Shpjegoni formimin e një lidhjeje kovalente në një molekulë fluori (F_2). Përcaktoni se për çfarë lloj lidhjeje kovalente bëhet fjalë.

USHTRIME

Paraqitje skematike e formimit të një lidhjeje kovalente përmes shembujve të ndryshëm.

Detyra 9

Shpjegoni formimin e lidhjes kovalente në molekulën e klorit (Cl_2). Përcaktoni se për çfarë lloj lidhjeje kovalente bëhet fjalë.

ZGJIDHJE

Kërkohet:

Shpjegoni formimin e lidhjes kovalente në molekulën e klorit (Cl_2).

Një shembull tjetër i një lidhjeje të vetme është lidhja kovalente midis atomeve të klorit (Cl) në molekulën e klorit (Cl_2). Konfigurimi elektronik i klorit ($17Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) tregon se ai ka shtatë elektrone valence (3s dhe 3p), nga të cilat gjashtë elektrone janë të çiftëzuara. Për shkak të këtij formimi të lidhjes kovalente, klori mund të marrë pjesë vetëm me elektronin e

valences së paçiftuar që hyn në orbitalin- 3p. Formimi i lidhjes kovalente në molekulën e Cl_2 mund të përfaqësohet skematikisht me simbolet e Lewis-it.

Duke u bashkëngjitur dy orbitalet 3p, formohet molekula Cl_2 , në të cilën dy atomet e klorit ndajnë një çift të përbashkët elektronik (një lidhje të vetme kovalente). Në këtë mënyrë, secili atom arrin një konfigurim elektronik stabil prej tetë elektronesh në shtresën e fundit elektronike. Formimi i lidhjes kovalente në molekulën e klorit mund të përfaqësohet nga mbivendosja frontale e orbitaleve p si më poshtë:

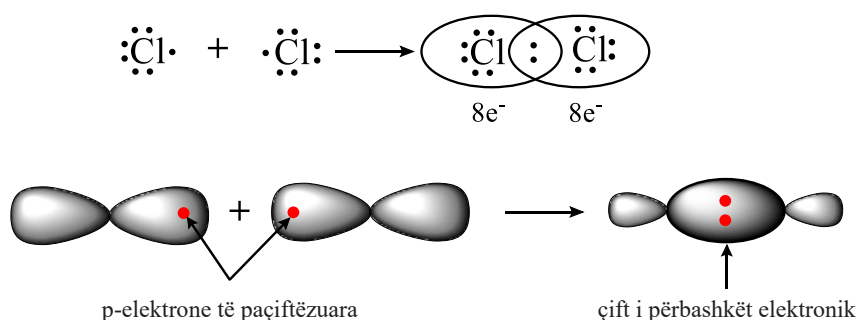


Figura 3.10. Formimi lidhjes σ me bashkëngjitjen anësore të dy p-orbitaleve

Nga simboli i Lewis-it për klorin, mund të shihet se gjashtë elektronet e valencës (tre çifte elektronike) nuk marrin pjesë në formimin e lidhjes kovalente në molekulën e klorit. Këto elektrone quhen elektrone të joçiftëzuara. *Elektronet e valencës së çiftëzuara që nuk marrin pjesë në formimin e një lidhjeje kovalente quhen **çifte elektronesh joçiftëzuese** (çifte elektronesh të pandara) ose elektrone jolidhëse.* Orbitalet në të cilat ndodhen elektronet jolidhëse quhen **orbitale jolidhëse**.

Detyra 10

Shpjegoni formimin e lidhjes kovalente në molekulën Br_2 . Përcaktoni se për çfarë lloji lidhjeje kovalente bëhet fjalë.

USHTRIME

Paraqitje skematike e formimit të lidhjes kovalente përmes shembujve të ndryshëm.

Detyra 11

Shpjegoni formimin e një lidhjeje kovalente në një molekulë të oksigjenit (O_2). Përcaktoni se për çfarë lloji lidhjeje kovalente bëhet fjalë.

ZGJIDHJE

Kërkohet:

Shpjegoni formimin e lidhjes kovalente në molekulën e oksigjenit (O_2).

Molekula e oksigjenit (O_2) formohet nga dy atome oksigjeni. Nga konfigurimi elektronik i oksigjenit ($8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$) mund të shihet se ai ka gjashtë elektrone valente. Çdo atom oksigjeni ka dy çifte elektronike të përbashkëta (elektrone jo-lidhëse) dhe dy elektrone të paçiftuara. Vetëm elektronet e paçiftuara mund të marrin pjesë në formimin e një lidhjeje kovalente me atome të tjera. Prandaj, dy çifte elektronike të përbashkëta formohen midis atomeve në molekulën e oksigjenit (O_2), siç tregohet skematikisht duke përdorur simbolet e Lewis-it.



Lidhja kovalente e formuar nga dy çifte të përbashkëta elektronike quhet **lidhje e dyfishtë**. Lidhja e dyfishtë përfaqësohet më thjesht nga dy vija midis dy atomeve. Ajo përbëhet nga një **lidhje sigma (σ)** dhe një **lidhje pi (π)**. Lidhja σ formohet gjithmonë e para, mandej lidhja π . **Lidhja σ -oformohet me bashkëngjitjen gjatësore të p-orbitaleve**, ndërsa **lidhja π -oformohet nga bashkëngjitja anësore (përgjatë gjatësisë) së p orbitaleve**, siç tregohet në Figurën 3.11.

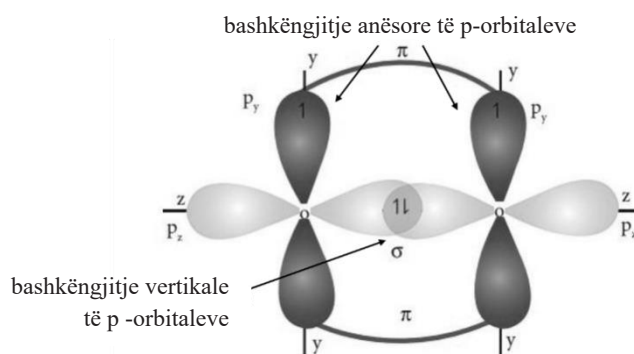


Figura 3.11. Formimi i **lidhjes π** dhe σ me bashkëngjitjen të orbitaleve p në molekulën e oksigjenit

Detyra 12 Shpjego formimin e lidhjes kovalente te molekula e I_2 .

USHTRIME

Paraqitje skematike e formimit të një lidhjeje kovalente përmes shembujve të ndryshëm.

Detyra 13

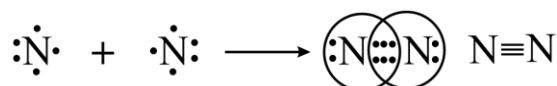
Shpjegoni formimin e një lidhjeje kovalente në molekulën e azotit (N_2). Përcaktoni se për çfarë lloj lidhjeje kovalente bëhet fjalë.

ZGJIDHJE

Këkohet:

Shpjegoni formimin e një lidhjeje kovalente në molekulën e azotit (N_2).

Molekula e azotit (N_2) formohet nga dy atome azoti. Nga konfigurimi i saj elektronik ($7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$) mund të shihet se azoti ka pesë elektrone valence. Çdo atom ka një çift elektronik të pandarë dhe tre elektrone të paçiftuara. Tre elektronet e paçiftuara marrin pjesë në formimin e një lidhjeje kovalente me një atom tjetër azoti. Prandaj, midis atomeve të azotit në molekulën N_2 formohen tre çifte elektronesh të përbashkëta, pra një lidhje trefishe.



Me bashkëngjitjen e p-orbitaleve të mbushura pjesërisht me atome të azotit, formohet një lidhje σ dhe **dy lidhje π** kur formohet molekula e azotit (Figura 3.12).

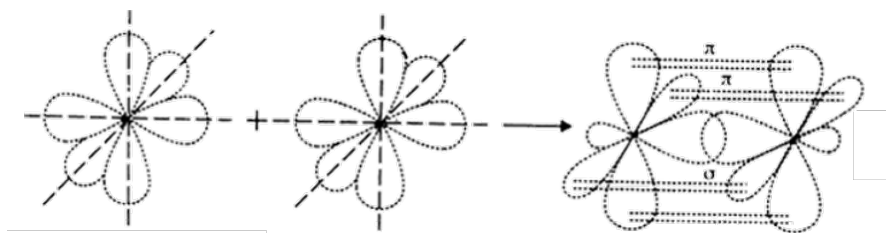


Figura 3.12. Formimi i lidhjeve σ dhe π me bashkëngjitjen e orbitaleve- p në molekulën e azotit

Lidhja kovalente e formuar nga tre çifte të përbashkëta elektronike quhet **lidhje trefishe**. Një lidhje trefishe përbëhet nga një lidhje **sigma** (σ) dhe dy **lidhje pi** (π).

Detyra 14

Shpjegoni formimin e lidhjes kovalente në molekulën e fosforit P_2 . Përcaktoni se për çfarë lloj lidhjeje kovalente është fjala.

Nga shembujt e mëparshëm, mund të konkludohet se një lidhje kovalente formohet nga ndarja e një, dy ose tre çifteve të përbashkëta të elektroneve midis dy atomeve jometalike. Në molekula të tilla si H_2 , Cl_2 , O_2 dhe N_2 , në të cilat atomet janë identike, elektronet e përbashkëta ndahen në mënyrë të barabartë dhe kalojnë të njëjtën sasi kohe pranë secilit atom. Një lidhje e tillë kovalente quhet **lidhje kovalente jopolare**. Një lidhje kovalente e formuar midis atomeve të të njëjtit lloj është një lidhje kovalente jopolare sepse ndryshimi në elektronegativitet midis atomeve është zero. Një lidhje kovalente e formuar midis atomeve që kanë një vlerë të ngjashme elektronegativiteti, siç janë karboni dhe hidrogjeni në shembullin e hidrokarbureve (komponime organike të formuara nga karboni dhe hidrogjeni). Zakonisht kur ndryshimi në elektronegativitet midis atomeve është më pak se 0.4, lidhja kovalente është jopolare.

Lidhje kovalente jopolare ndodh midis atomeve të të njëjtit lloj, ndryshimi i elektronegativitetit të të cilëve është zero, ose midis atomeve me elektronegativitet të ngjashëm.

Kur ka një ndryshim në elektronegativitet midis dy atomeve, midis tyre formohet një lidhje kovalente në të cilën elektronet e përbashkëta nuk janë të shpërndara në mënyrë të barabartë midis dy bërthamave. Ky ndryshim ndodh sepse dy atomet nuk tërheqin në mënyrë të barabartë elektronet e përbashkëta të lidhjes kovalente. Një lidhje e tillë kovalente quhet **lidhje kovalente polare**.

USHTRIME

Paraqitje skematike e formimit të një lidhjeje kovalente jopolare dhe lidhje kovalente polare përmes shembujve të ndryshëm.

Detyra 15

Shpjegoni formimin e lidhjes kovalente në molekulën e klorhidrikut (HCl). Përcaktoni se për çfarë lloji lidhjeje kovalente bëhet fjalë.

ZGJIDHJE

Kërkohet: Të shpjegohet formimi i lidhjes kovalente në molekulën e klorhidrikut (HCl).

Molekula e klorurit të hidrogjenit (HCl) formohet nga një atom hidrogjeni dhe një atom klori. Nga konfigurimi elektronik i hidrogjenit ($1\text{H}: 1s^1$) dhe klorit ($17\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) mund të shihet se të dy atomet kanë nevojë vetëm për një elektron për të arritur një konfigurim elektronik të qëndrueshëm. Prandaj, midis tyre formohet një lidhje e vetme kovalente me një çift elektronik të përbashkët. Mënyra se si formohet lidhja kovalente në HCl me simbole Lewis dhe duke mbivendosur orbitale tregohet në Figurën 3.13.

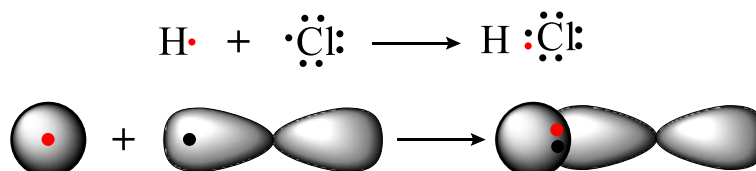


Figura 3.13. Formimi lidhjes- σ me bashkëngjitjen e orbitales s të hidrogjenit dhe rbitales p të klorit në molekulën e klorhidrikut

Detyra 16

Shpjegoni formimin e lidhjes kovalente në molekulën HF.
Përcaktoni se për çfarë lloj lidhjeje kovalente bëhet fjalë.



Klori është më elektronegativ në krahasim me hidrogjenin. Si rezultat, çifti i përbashkët të elektroneve zhvendoset drejt atomit të klorit, i cili për këtë arsye ka një ngarkesë të pjesshme negative, ndërsa atomi i hidrogjenit ka një ngarkesë të pjesshme pozitive. Ngarkesa e pjesshme zakonisht shënohet me shkronjën greke delta (δ). Ngarkesa e pjesshme pozitive shënohet me $\delta+$, ndërsa ngarkesa e pjesshme negative shënohet me $\delta-$.

Një lidhje kovalente polare është një lidhje e formuar midis atomeve të llojeve të ndryshme që ndryshojnë në elektronegativitet. Sa më i madh të jetë ndryshimi në elektronegativitet, aq më i madh është polariteti i lidhjes.

Lidhja koordinative

Për dallim nga lidhja kovalente, lidhja koordinative formohet nga një çift elektronik i përbashkët i ndarë nga një atom. Një lidhje kovalente e formuar nga një çift elektronik i përbashkët që vjen vetëm nga një atom quhet **lidhje koordinative**. Një shembull i këtij lloji lidhjeje është formimi i jonit hidronium (H_3O^+) nga uji (H_2O) dhe protoni i hidrogjenit (H^+), siç tregohet në Figurën 3.14.

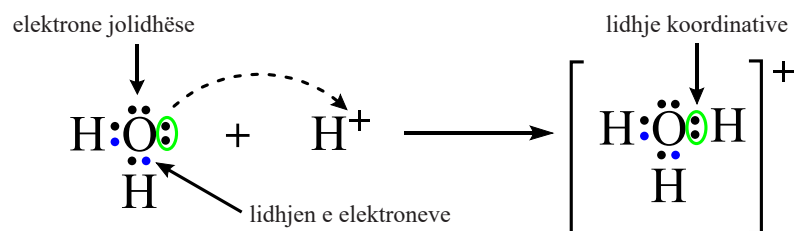


Figura 3.14. Lidhje koordinative

Atomi i oksigjenit në një molekulë uji ka dy çifte elektronike lidhëse nga lidhjet që formon me atomet e hidrogjenit, dhe dy çifte elektronike jo lidhëse që nuk marrin pjesë në formimin e lidhjeve kimike. Lidhja midis molekulës së ujit dhe jonit të hidrogjenit (H^+) është një lidhje koordinative-kovalente, sepse çifti i përbashkët elektronik vjen vetëm nga atomi i oksigjenit.

Lidhja e formuar midis joneve metalike dhe ligandëve në komponimet komplekse është një shembull i një lidhjeje koordinative-kovalente. Një shembull tjetër i këtij lloji lidhjeje është lidhja midis hekurit në hemoglobinë dhe molekulave të oksigjenit gjatë procesit të frymëmarrjes.

3.3. Lidhja kovalente dhe molekulat e strukturuar

Hibridizimi është procesi i përzierjes së orbitaleve atomike për të krijuar një lloj të ri orbitali të quajtur orbitale hibride. Kur orbitalet atomike përzihen, formohen orbitalet hibride me energji dhe forma të ndryshme krahasuar me orbitalet atomike nga të cilat janë formuar. Hibridizimi kryhet kryesisht me orbitale atomike nga e njëjta shtresë elektronike. Megjithatë, si orbitalet e mbushura plotësisht ashtu edhe ato gjysmë të mbushura mund të marrin pjesë në këtë proces nëse kanë energji të ngjashme. Kur dy orbitale atomike kombinohen për të formuar orbitale hibride, energjia e orbitaleve të atomeve individuale rishpërndahet në mënyrë që të merren orbitale me të njëjtën energji. Karakteristikat themelore të hibridizimit janë:

- Hibridizimi ndodh midis orbitaleve atomike me energji të ngjashme.
- Numri i orbitaleve hibride të formuara është i barabartë me numrin e orbitaleve atomike që përzihen.
- Orbitalet që marrin pjesë në hibridizim nuk kanë nevojë të jenë gjysmë të mbushura; mund të marrin pjesë edhe orbitalet e mbushura plotësisht.
- Hibridizimi ndodh vetëm gjatë formimit të lidhjeve.
- Nëse hibridizimi dihet, struktura e molekulës mund të parashikohet.

Në varësi të orbitaleve që përzihen, ekzistojnë lloje të ndryshme të hibridizimit:

sp^3 , sp^2 , sp , dsp^2 , dsp^3 , sp^3d^2 , etj.

Hibridizimi sp^3

Duke përzier një s-orbital dhe tre p-orbitale, formohen katër orbitale të reja hibride. Hibridizimi njihet si **hibridizim sp^3** , dhe orbitalet e formuara quhen sp^3 orbitale hibride. Ato drejtohen drejt katër këndeve të një tetraedri të rregullt dhe formojnë një kënd prej $109^\circ 28'$ në lidhje me njëri-tjetrin. Prandaj, sp^3 hibridizimi quhet edhe hibridizim tetraedral. Çdo orbital hibrid ka 25% s-karakter dhe 75% p-karakter. sp^3 orbitalet hibride kanë formën e një figure tetë të parregullt, sepse ato merren duke përzier orbitalin s, i cili është një sferë, dhe p-orbitalet, të cilat kanë formën e një figure tetë.

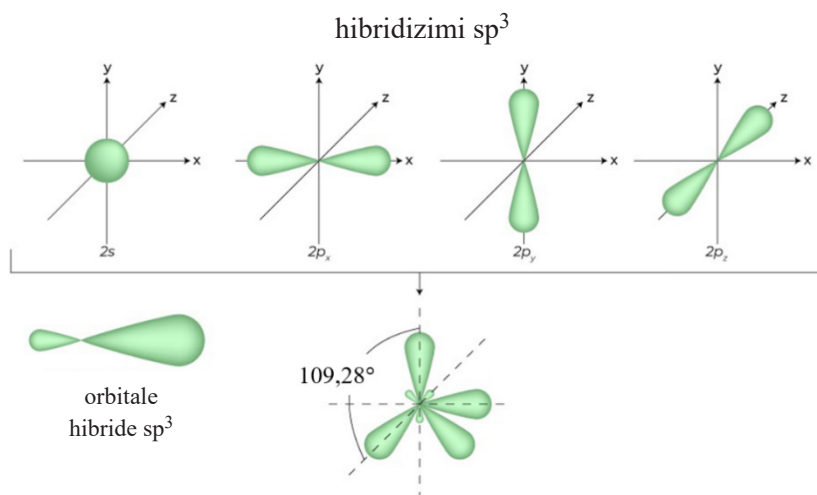


Figura 3.15. Hibridizimi sp^3 dhe orbitale hibride sp^3

Alkanet janë komponime organike në të cilat atomet e karbonit janë të hibridizuara me sp^3 . Konfigurimi elektronik i karbonit në gjendjen themelore ndryshon nga konfigurimi i tij elektronik në gjendjen e ngacmuar. Në gjendjen themelore, karboni ka një çift elektronesh jo-lidhës (elektronet 2s) dhe dy elektrone të paçiftuara në orbitalin p (Figura 3.1). Në gjendjen e ngacmuar, një elektron nga orbitali 2s lëviz në orbitalin 2p, duke rezultuar në një gjendje në të cilën atomi i karbonit ka katër elektrone të paçiftuara. Hibridizimi sp^3 dhe formimi i orbitaleve hibride në karbon, duke përdorur shembullin e metanit (CH_4), tregohen në figurë (Figura 3.16).

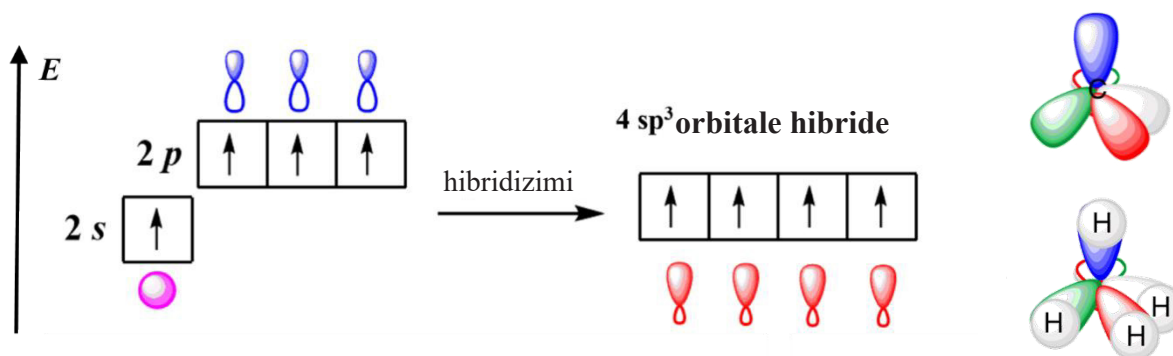


Figura 3.16. Hibridizimi sp^3 te metani (CH_4)

Katër lidhjet e vetme të formuara nga atomi i karbonit me atomet e hidrogjenit në molekulën e metanit merren duke mbivendosur secilën prej orbitaleve hibride sp^3 të karbonit me orbitalin s të hidrogjenit ($1s^1$).

Atomi i azotit në molekulën e amoniakut (NH_3) është gjithashtu i hibridizuar sp^3 . Duke përzier orbitalet atomike të azotit në të cilat ndodhen elektronet e valencës ($2s^2x12p_y12p_z1$), formohen katër orbitale hibride sp^3 . Pesë elektronet e valencës së azotit shpërndahen në orbitalet hibride sp^3 në një mënyrë të tillë që një çift elektronesh i pandarë fitohet në njërën nga orbitalet dhe tre elektrone të paçiftuara në orbitalet e mbetura hibride sp^3 . Tre orbitalet hibride, secila prej të cilave përmban nga një elektron të paçiftuar, bashkëngjitet me orbitalet 1s të tre atomeve të

hidrogjenit dhe formojnë lidhje njëfishe N-H (Figura 3.17). Vlera e fituar eksperimentalisht për këndin midis lidhjeve H-N-H (107°) është afër këndit tetraedral (109.5°).

Formimi i dy lidhjeve O-H në molekulën e ujit mund të shpjegohet me hibridizimin sp^3 . Duke përzier orbitalet atomike të oksigjenit në të cilat ndodhen elektronet e valencës ($2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$), formohen katër orbitale hibride sp^3 .

Në këtë rast, gjashtë elektronet e valencës së oksigjenit shpërndahen në orbitalet hibride sp^3 në një mënyrë të tillë që merren dy çifte elektronike të pandara në dy orbitalet sp^3 dhe dy elektrone të paçiftuara në orbitalet e mbetura hibride sp^3 . Në këtë rast, orbitalet hibride që përmbajnë nga një elektron të paçiftuar mbivendosen me orbitalet $1s$ të dy atomeve të hidrogjenit dhe formohen dy lidhje të vetme O-H. Vlera e marrë eksperimentalisht për këndin midis lidhjeve H-O-H (105°) është afër këndit tetraedral (109.5°).

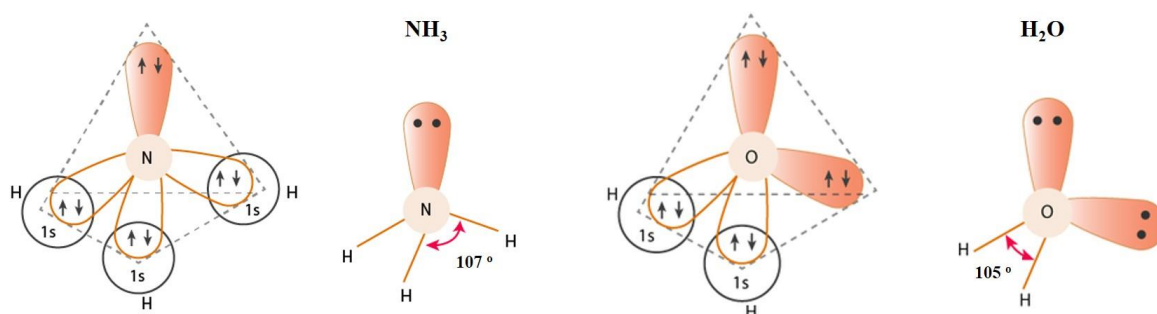


Figura 3.17. Hibridizimi sp^3 në NH_3 dhe H_2O

Vlera pak më e vogël e këndeve të lidhjeve në krahasim me këndin tetraedral është rezultat i forcave shtytëse që përfshijnë elektronet nga çiftet e elektroneve të vetmuara.

Hibridizimi sp^2

Duke përzier një s-orbitale dhe dy p-orbitale nga e njëjta shtresë elektronike, formohen tre orbitale hibride sp^2 me të njëjtën energji. Të tre orbitalet hibride shtrihen në të njëjtin plan dhe formojnë një kënd prej 120° me njëra-tjetrën. Prandaj, hibridizimi sp^2 njihet edhe si hibridizim trigonal. Çdo orbital hibrid i formuar ka 33.33% karakter s dhe 66.66% karakter p. Molekulat me hibridizim trigonal kanë një atom qendror që është i lidhur me tre atome të tjera (Figura 3.18).

Komponimet e borit (p.sh. BH_3) janë shembuj të substancave që shfaqin hibridizim sp^2 . Bori formon tre lidhje të vetme me atomet e hidrogjenit duke mbivendosur orbitalet hibride sp^2 me orbitalin s të secilit atom hidrogjeni. Atomet e karbonit në komponimet organike që janë të hibridizuara sp^2 janë të lidhura me njëri-tjetrin nga një lidhje e dyfishtë.

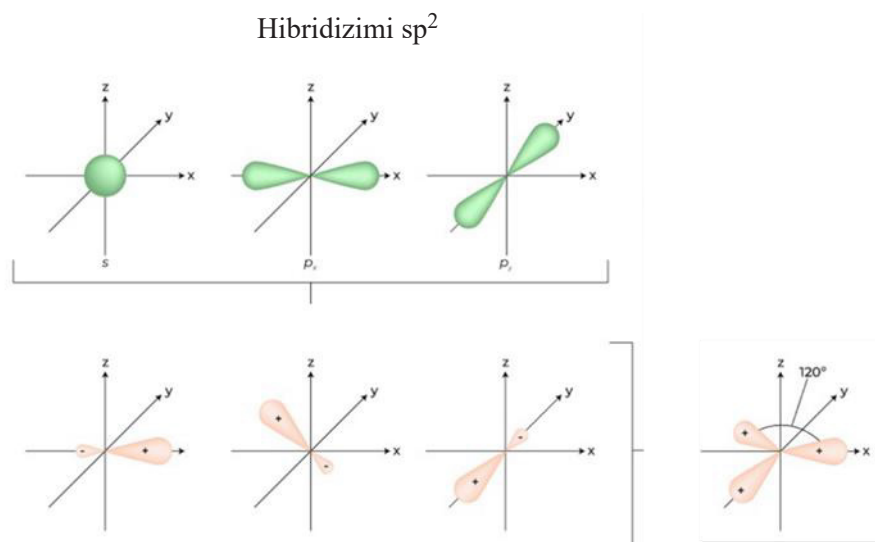


Figura 3.18. hibridizimi sp^2 dhe orbitale hibride sp^2

Hibridizimi sp

Në hibridizimin sp , një orbital s dhe një orbital p përzihen dhe formohen dy orbitale të reja sp -hibride (Figura 3.19). Molekulat që shfaqin këtë lloj hibridizimi janë lineare, d.m.th., lidhjet e tyre kimike janë në një kënd prej 180° . Prandaj, hibridizimi sp njihet si hibridizim diagonal ose linear. Çdo orbital sp -hibrid ka 50% karakter s dhe 50% karakter p . Hibridizimi sp ndodh në komponimet e beriliumit, të tilla si BeF_2 , BeH_2 dhe $BeCl_2$.

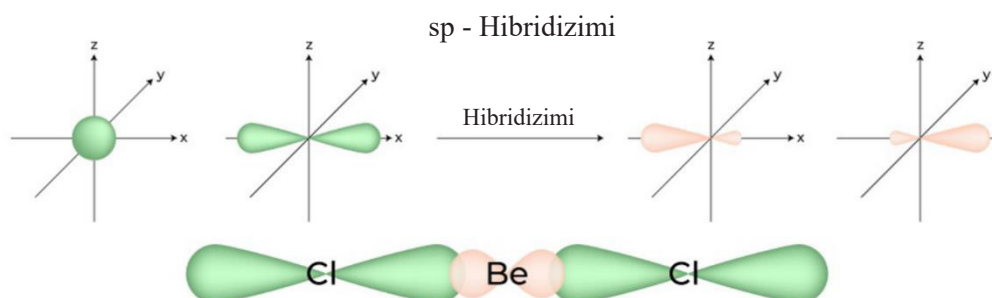


Figura 3.19. hibridizimi sp^2 në $BeCl_2$

Hibridizimi sp ndodh edhe në atomet e karbonit në komponimet organike. Kur ky lloj hibridizimi është i pranishëm, formohet një lidhje trefishe midis atomeve të karbonit.

Hibridizimi dsp^3

Hibridizimi i fosforit në pentaklorurin e fosforit (PCl_5) është një hibridizim dsp^3 (Figura 3.20). Përzjerja e orbitales $3s$, orbitaleve $3p$ dhe një orbitaleje $3d$ formon pesë orbitale hibride dsp^3 me energji të barabartë dhe gjeometri trigonale bipiramidale. Tre nga orbitalet dsp^3 janë të orientuara në një kënd prej 120° dhe shtrihen në planin horizontal (orbitalet ekuatoriale), ndërsa orbitalet e mbetura hibride dsp^3 (orbitalet boshtore) shtrihen në planin vertikal në një kënd prej 90° me orbitalet ekuatoriale.

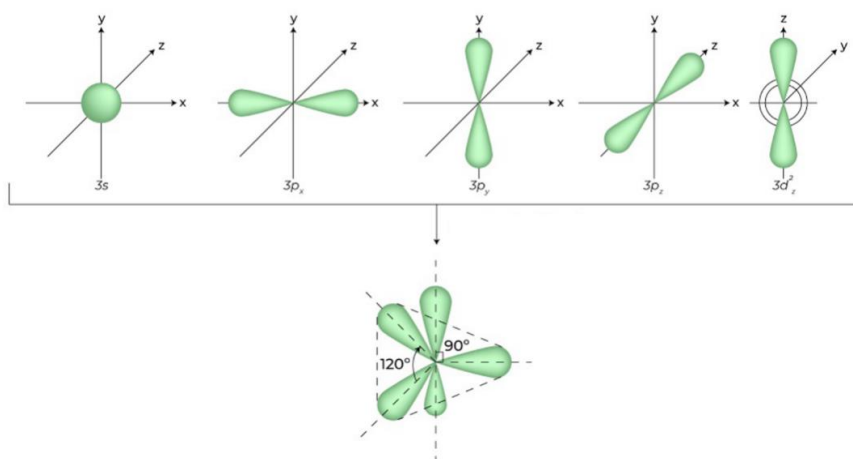


Figura 3.20. sp^3 - hibridizimi tek PCl_5

Hibridizimi sp^3d^2

Duke përzier një s-orbitale, tre p-orbitale dhe dy d-orbitale, formohen gjashtë orbitale identike sp^3d^2 -hibride, hibridizimi quhet sp^3d^2 -hibridizim (Figura 3.21). Këto gjashtë orbitale janë të orientuara në cepat e një oktaedri dhe janë në kënde 90° me njëra-tjetrën, siç tregohet në shembullin e SF_6 .

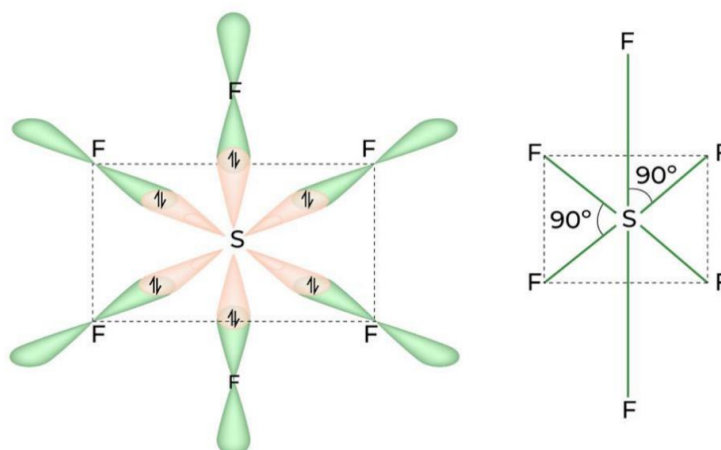


Figura 3.21. sp^3d^2 - hibridizimi në SF_6

Hibridizimi dsp^2

Duke përzier një s-orbital, dy p-orbitale dhe një d-orbital, formohen katër orbitale hibride dsp^2 , dhe hibridizimi quhet hibridizim dsp^2 dhe ka një gjeometri katrore-planare. Hibridizimi dsp^2 haset në komponimet komplekse, kur formohen lidhje midis jonit qendror dhe ligandëve. Kështu, në jonin kompleks $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, azoti i ligandëve (amoniaku, NH_3) ka një çift elektronik jo-lidhës që është i përfshirë në formimin e lidhjeve me orbitalet hibride të metalit (Figura 3.22).

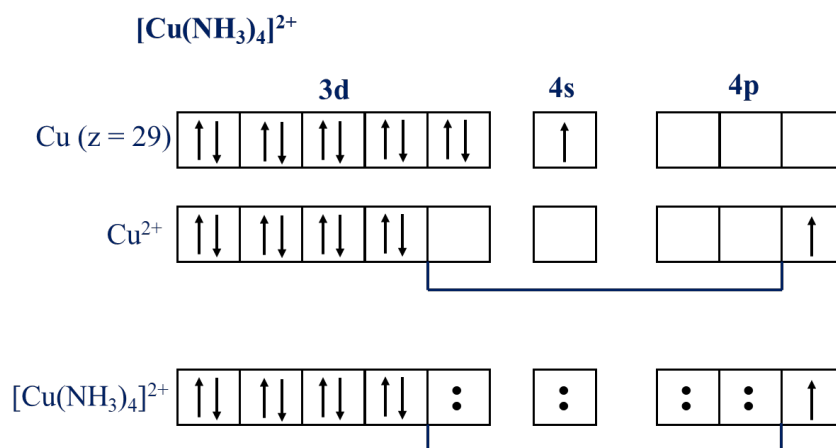


Figura 3.22. Hibridizimi dsp² në jonin kompleks $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

Hibridizimi dsp² në jonin kompleks $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ është rezultat i përzierjes së një orbitale 4s, dy orbitale 4p dhe një orbitale 3d të jonit qendror (bakrit).

3.4. Ndërveprimet ndërmolekulare dhe struktura dhe vetitë e gazrave, lëngjeve dhe trupave të ngurtë

Atomët e jometaleve lidhen me njëri-tjetrin me anë të lidhjeve kovalente, ndërsa lidhja kimike midis një atomi metali dhe një atomi jometali është një lidhje jonike. Molekulat dhe jonet formohen nga lidhjet kovalente dhe jonike. Ekzistojnë gjithashtu forca tërheqëse midis molekulave dhe joneve të quajtura bashkëveprime ndërmolekulare. Bashkëveprimet ndërmolekulare janë shumë më të dobëta se lidhjet kimike.

Ndërveprimet ndërmolekulare

Ndërveprimet ndërmolekulare janë forca tërheqëse që ndodhin midis molekulave (atomeve ose joneve). Ato ndikojnë në vetitë fizike dhe kimike të substancave. Një shembull është pika e vlimit, e cila është proporcionale me forcën e ndërveprimeve ndërmolekulare. Substancat me ndërveprime më të forta ndërmolekulare do të kenë pika vlimit më të larta.

Ndërveprimet ndërmolekulare janë:

- ① Bashkëveprimet jon-jon;
- ② Bashkëveprimet jon-dipol;
- ③ Forcat e Vandervals -it.

Ndërveprimi jon-jon është një forcë tërheqëse elektrostatike, e njohur edhe si lidhje jonike. Ky lloj ndërveprimi është i pranishëm në përbërjet jonike.

Ndërveprimet jon-dipol janë forca tërheqëse që ekzistojnë midis joneve (kationeve dhe anioneve) dhe molekulave polare. Një dipol është në thelb një molekulë polare. Lidhja kovalente midis oksigjenit dhe hidrogjenit në një molekulë uji është polare sepse oksigjeni është më elektronegativ se hidrogjeni dhe tërheq çiftin e përbashkët të elektroneve drejt vetes. Për shkak të pranisë së dy lidhjeve polare në një molekulë uji dhe si rezultat i gjeometrisë së saj, molekula e

ujit është polare. Në një molekulë polare, atomi i oksigjenit ka një ngarkesë të pjesshme negative (δ^-), ndërsa atomi i hidrogjenit ka një ngarkesë të pjesshme pozitive (δ^+). Dipolet shfaqin bashkëveprime elektrostатike sepse pjesa pjesërisht negative e molekulës tërhiqet nga ngarkesa pozitive, dhe pjesa pjesërisht pozitive e molekulës tërhiqet nga ngarkesa negative. Kur kloruri i kaliumit (KCl) tretet në ujë, ai disociohet në jone (K^+ dhe Cl^-). Jonet e kaliumit bashkëveprojnë me pjesën negative të molekulave polare të ujit, ndërsa jonet e klorurit tërhiqen nga pjesa pjesërisht pozitive e molekulës së ujit. Si rezultat, ekzistojnë dy lloje të bashkëveprimeve jon-dipol, bashkëveprimet kation-dipol dhe bashkëveprimet anion-dipol.

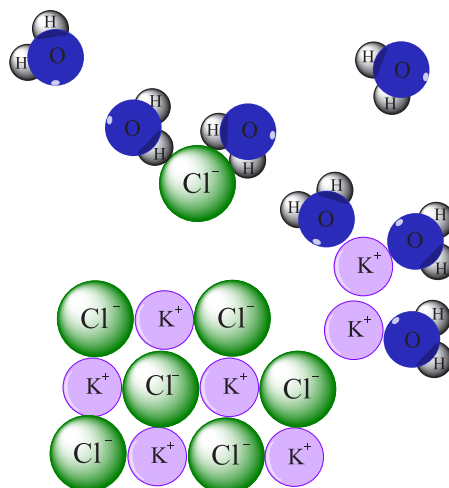


Figura 3.23. Ndërveprimi jon-dipol

Ndërveprimet jon-dipol midis joneve të kaliumit dhe klorit (K^+ dhe Cl^-) janë një shembull i hidratimit. Jonet që janë të rrethuara nga molekula uji quhen jone të hidratuara. Forca e ndërveprimeve jon-dipol varet nga ngarkesa e joneve dhe rrezja e tyre, si dhe nga madhësia e momentit dipolar, i cili është një masë e polaritetit të dipolit.

Grupi i ndërveprimeve të Van der Waalsit përfshin:

- ① Forcat e Londrës (forcat e shpërndarjes);
- ② Bashkëveprimet dipol-dipol;
- ③ Lidhje hidrogjenike.

Këto bashkëveprime ndërmolekulare ndryshojnë në forcë. Ato janë emëruar sipas fizikantit holandez Johannes van der Waals (1837–1923).

Forcat e Londrës janë bashkëveprime të dobëta ndërmolekulare që mund të ndodhin midis molekulave, atomeve ose joneve, por janë bashkëveprime unike që ekzistojnë midis atomeve dhe molekulave jopolare. Nëse një jon ose molekulë polare i afrohet një atomi ose molekulë jopolare, rregullimi i elektroneve në atom ose molekulë jopolare do të shkatërrohet, duke rezultuar në një dipol të induktuar. **Një dipol i induktuar** është një dipol që ndodh në substanca jopolare në prani të joneve ose molekulave polare. Forca tërheqëse midis një joni dhe dipolit të induktuar quhet dipol i induktuar nga joni, ndërsa ajo midis një molekule polare dhe dipolit të induktuar quhet dipol i induktuar nga dipoli.

Nëse marrim në konsideratë atomin e heliumit (një gaz fisnik), ai ka një shtresë të dytë elektronike të mbushur plotësisht dhe nuk formon lidhje me atome të tjera. Megjithatë, në një moment të caktuar, pozicioni i resë së elektroneve mund të ndryshojë, dhe si rezultat, *formohet një i ashtuquajtur dipol i momental* ose dipol i ndryshueshëm, i cili ekziston vetëm për disa fraksione të sekondës. Si rezultat, dipoli i menjëhershëm në njërin anë të atomit të heliumit do të ketë një ngarkesë të dobët të pjesshme pozitive, dhe në anën tjetër ngarkesa e pjesshme do të jetë negative. Dipoli i menjëhershëm i një atomi indukon një dipol në një atom tjetër, i cili formon një dipol të induktuar. Megjithatë, situata është vazhdimisht në ndryshim. Ndërveprimet ndërmolekulare midis dipoleve të menjëhershme quhen forca dispersioni. Këto janë forcat e Londrës ose forcat e dispersionit. **Forcat e dispersionit janë forca**

tërheqëse që ndodhin midis dipoleve të ndryshueshme dhe dipoleve të induktuara në atome ose molekula. Këto ndërveprime janë shumë më të dobëta dhe jetëshkurtra sesa bashkëveprimet midis molekulave polare, por ato ende ekzistojnë dhe mund të maten. Në temperatura të ulëta, kur lëvizja e atomeve të heliumit ngadalësohet, forcat e dispersionit janë mjaft të forta për t'i mbajtur atomet më afër njëri-tjetrit, duke shkaktuar kondensimin e heliumit. Forcat e dispersionit janë i vetmi lloj bashkëveprimi që ekziston midis substancave monoatomike dhe molekulave jopolare. Forcat e Londrës tërheqin molekulat e hidrogjenit, oksigjenit, metanit, dioksidit të karbonit, etj. Në molekulat më të mëdha si hidrokarburet, forcat e dispersionit janë dukshëm më të forta, sepse masa e tyre molekulare është më e madhe.

Ndërveprimet dipol-dipol janë forca tërheqëse që ndodhin midis dy molekulave polare. Në këtë rast, ekziston një forcë tërheqëse midis ngarkesës së pjesshme pozitive të një molekule dhe ngarkesës së pjesshme negative të molekulës tjetër. Ky lloj ndërveprimi ekziston midis molekulave polare të ujit. Ndërveprimet dipol-dipol midis molekulave të ujit **quhen lidhje hidrogjenike**. Lidhja hidrogjenike është një lloj i veçantë i ndërveprimit dipol-dipol që ndodh midis atomeve të hidrogjenit të molekulave polare (HF, H₂O, NH₃, etj.) dhe atomeve elektronegative (F, N, O) që kanë një ose më shumë çifte elektrone jo-lidhëse. Meqenëse forca e lidhjes hidrogjenike është e madhe, ajo ka një ndikim në strukturën dhe vetitë e një numri të madh komponimesh.

Si rezultat i lidhjeve hidrogjenike midis molekulave të ujit, uji në kushte të zakonshme (temperatura e dhomës dhe presioni atmosferik) është në gjendje të lëngët. Kur nxehet, uji avullohet, sepse lidhjet hidrogjenike midis molekulave prishen. Numri i lidhjeve hidrogjenike që mund të formojë një molekulë uji është katër. Në Figurën 3.25, lidhja hidrogjenike tregohet me pika.

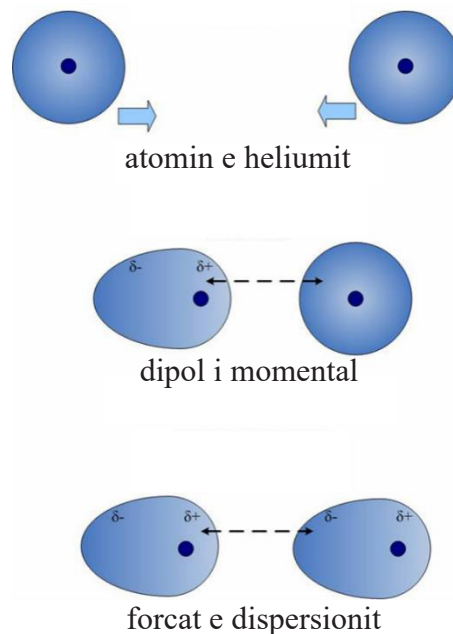


Figura 3.24. Forcat e Londonovit

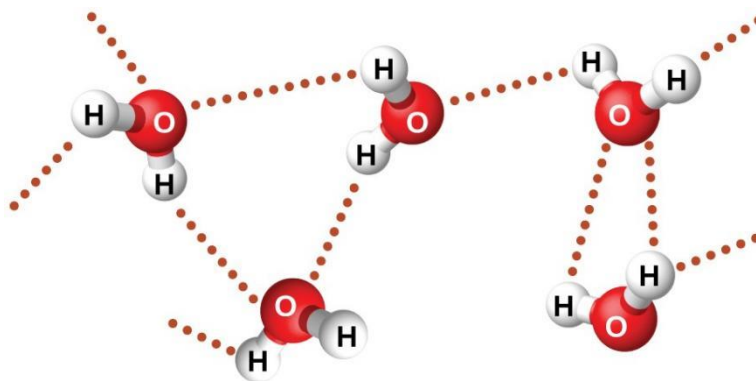


Figura 3.25. Ndërveprimi dipol-dipol (lidhja hidrogjenike)

Uji gjithashtu formon lidhje hidrogjeni me molekula të tjera polare, duke e bërë atë një tretës universal në të cilin mund të tretet një numër i madh i komponimeve jonike dhe kovalente.

Ndërtimi dhe vetitë e gazrave, lëngjeve dhe substancave të ngurta

Dihet që substancat ekzistojnë në tri gjendje agregimi: të ngurtë, të lëngshme dhe të gaztë. Gazrat, lëngjet dhe trupat e ngurtë ndryshojnë në strukturën dhe vetitë e tyre. Ndër bashkëveprimet molekulare, trupat e ngurtë janë më të theksuar, të ndjekur nga lëngjet, dhe gazrat janë më të dobëtat. Ndërveprimet midis molekulave mund të ndikojnë gjithashtu në ndryshimet në gjendjen e agregimit të substancave.

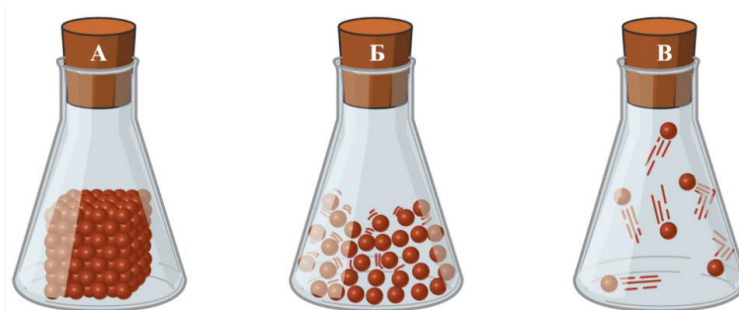


Figura 3.26. Lëndë të ngurta (A), lëngje (B) dhe gazra (C).

Gazrat përbëhen nga molekula që lëvizin lirisht në të gjitha drejtimet dhe mbushin të gjithë hapësirën që u është në dispozicion. Prandaj, ato nuk kanë një formë dhe vëllim të përcaktuar. Blloqet e tyre ndërtuese mund të jenë atomet ose molekulat. Ndërveprimet ndërmolekulare në gazra janë të dobëta, prandaj molekulat e tyre lëvizin lirisht dhe ndodhen në një distancë më të madhe. Për shkak të kësaj karakteristike, gazrat mund të kompresohen lehtësisht, duke ndryshuar gjendjen e tyre agregate nga të gazta në të lëngshme. Në gazrat e përbëra nga molekula polare, ekzistojnë ndërveprime dipol-dipol, ndërsa në gazrat e përbëra nga molekula jopolare (gjë që është më e zakonshme) ndodhin forcat e shpërndarjes së Londonovit.

Lëngjet kanë një vëllim konstant, por nuk kanë një formë të përcaktuar, por marrin formën e enës në të cilën ndodhen. Ndërveprimet ndërmolekulare në lëngje janë më të forta se në gazra, dhe molekulat e tyre janë më afër njëra-tjetrës. Kjo i bën lëngjet më të vështira për t'u kompresuar. Molekulat e lëngjeve janë më afër njëra-tjetrës sesa në gazra, por jo aq afër sa në trupat e ngurtë. Kjo e bën më të lehtë që molekulat në lëngje të lëvizin dhe të përzihen me njëra-tjetrën. Ndërveprimet dipol-dipol dhe lidhja hidrogjenike janë forcat kryesore në lëngje.

Substancat **në gjendje të ngurtë** kanë një strukturë të rregullt, një formë dhe formë të përcaktuar. Bloqet ndërtuese të trupave të ngurtë janë të rregulluara në mënyrë të rregullt dhe afër njëri-tjetrit, prandaj ato nuk mund të lëvizin lirshëm, ato vetëm dridhen. Në trupat e ngurtë, ka bashkëveprime të forta ndërmolekulare, prandaj ato kanë një formë të rregullt. Përveç kësaj, ngjeshja e trupave të ngurtë është shumë e vështirë, sepse hapësira midis blloqeve ndërtuese është tashmë shumë më e vogël. Pra, blloqet ndërtuese të trupave të ngurtë tërhiqen nga forca të forta tërheqëse midis tyre. Duke vepruar kështu, ato mund të rregullohen në dy mënyra. Një mënyrë është të formohet një strukturë tre-dimensionale që përsëritet rregullisht, e quajtur **rrjetë kristalore**, duke formuar kështu **një trup të ngurtë kristalor**. Mënyra tjetër është t'i rregullosh ato në një mënyrë të çrregullt, në të cilin rast blloqet ndërtuese formojnë **një substancë të ngurtë amorfe** (nga fjala greke *amorphos*, që do të thotë “pa formë”). Shumë polimere janë shembuj të trupave të ngurtë amorfe. Shembuj të tjerë të trupave të ngurtë amorfe përfshijnë qelqin, xhelet dhe nanomateriale të ndryshme.

Lëndët e ngurta kristalore janë lëndë të ngurta që kanë një rregullim të rregullt të grimcave të tyre (atome, jone dhe molekula). Lëndët e ngurta kristalore mund të klasifikohen më tej në kristale kovalente (atomike), kristale molekulare, kristale jonike dhe kristale metalike. Këto substanca kristalore kanë blloqe ndërtimi të ndryshme dhe ato gjithashtu ndryshojnë në forcat tërheqëse që i mbajnë këto grimca së bashku.

Një shembull i një kristali metalik është teli i bakrit. Teli i bakrit karakterizohet nga dendësia e lartë, pika e lartë e shkrirjes, përçueshmëria e mirë e nxehtësisë dhe energjisë elektrike, elasticiteti, përkulja e lehtë dhe shkëlqimi metalik. Kristalet metalike formohen nga atome që humbasin lehtësisht elektronet e tyre të valencës për të formuar jone ose katione të ngarkuara pozitivisht. Elektronet që atomet humbasin nga metalet janë të rreshtuara në të gjithë rrjetën kristalore. Në këtë mënyrë, fitohet një strukturë kristalore në të cilën kationet janë të rregulluara rregullisht dhe të rrethuara nga elektrone që lëvizin në të gjithë kristalin. Kristali është i qëndrueshëm si rezultat i forcës tërheqëse elektrostatike që ekziston midis kationeve metalike dhe elektroneve të valencës.

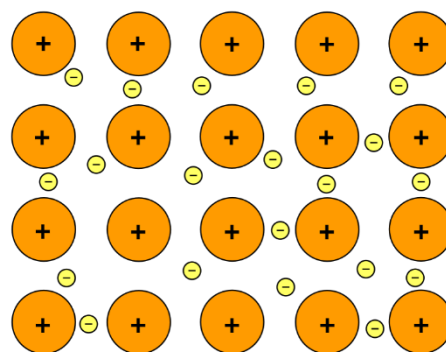


Figura 3.27. Lidhje metalike

Kjo forcë quhet **lidhje metalike**. Ky lloj bashkëveprimi midis kationeve dhe elektroneve të valencës ndikon në vetitë e metaleve. Atomët në kristalet e metaleve janë shumë afër njëri-tjetrit, prandaj metalet karakterizohen nga dendësi e lartë. Forca tërheqëse midis joneve dhe elektroneve është arsyeja për temperaturën e lartë të shkrirjes së metaleve. Elektronet lëvizin lehtësisht nëpër kristal, prandaj metalet janë përçues të mirë të energjisë elektrike. Gjithashtu, ndërsa elektronet lëvizin nëpër kristal, ato përplasen lehtësisht me njëra-tjetrën, dhe energjia kinetike e përplasjes shndërrohet në nxehtësi, prandaj metalet janë përçues të mirë të nxehtësisë.

Kristalet jonike *përbëhen nga jonet. Rrjeta kristalore e kristaleve jonike përbëhet nga katione dhe anione që tërhiqen nga njëri-tjetri nga një forcë elektrostатike e quajtur lidhje jonike.* Kationet në kristal janë të rrethuara nga anione dhe anionet janë të rrethuara nga katione. Prandaj, ekziston një bashkëveprim i fortë elektrostатik midis joneve, si rezultat i të cilit kristalet jonike janë në një gjendje të ngurtë agregate dhe kanë një pikë të lartë shkrirjeje. Një shembull i një kristali jonik është kloruri i natriumit, struktura e të cilit shpjegohet në seksionin mbi lidhjen jonike. Energjia e nevojshme për të thyer lidhjen jonike varet nga ngarkesa e joneve. Për shembull, forca tërheqëse midis Mg^{2+} dhe O^{2-} në MgO është më e fortë se forca tërheqëse midis Na^{+} dhe Cl^{-} në NaCl. Një faktor tjetër është madhësia e joneve, d.m.th. rrezja jonike. Forca tërheqëse është më e vogël për jonet më të mëdha krahasuar me jonet me një rreze jonike më të vogël. Substancat jonike mund të përçojnë energji elektrike në tretësirë ose në shkrirje. Në një gjendje të tillë, jonet mund të lëvizin lehtësisht dhe të përçojnë energjinë elektrike. Në gjendje të ngurtë, përbërjet jonike nuk përçojnë energji elektrike, sepse jonet janë në një pozicion të fiksuar, domethënë nuk mund të lëvizin. Substancat jonike janë lehtësisht të thyeshme dhe nën ndikimin e forcës, kristali jonik thyhet në kristale të vogla.

Kristalet molekulare *përbëhen nga molekula që tërhiqen nga njëra-tjetra nga bashkëveprimet relativisht të dobëta ndërmolekulare të tipit dipol-dipol (përfshirë lidhjen hidrogjenike) në kristalet polare dhe forcat e shpërndarjes në kristalet jopolare.* Për shkak të bashkëveprimeve të dobëta ndërmolekulare që mund të thyhen lehtë, kristalet molekulare shkrihen në temperatura relativisht të ulëta, janë të brishta dhe disa prej tyre sublime. Elektronet e valencës së substancave molekulare marrin pjesë kryesisht në lidhjen kimike dhe për këtë arsye nuk mund të lëvizin nëpër strukturën kristalore. Kjo është arsyeja pse kristalet molekulare nuk përçojnë energji elektrike dhe janë gjithashtu përçues të dobët të nxehtësisë. Shembuj të kristaleve molekulare janë akulli, jodi, squfuri, nafteni, etj.

Kristalet kovalente *përbëhen nga atome. Në këto kristale, çdo atom është i lidhur me atomin fqinj në kristal me anë të një lidhjeje kovalente.* Prandaj, kristalet kovalente quhen edhe **kristale atomike**. Kristalet atomike mund të përbëhen nga një lloj atomi, siç është diamanti dhe grafiti, të cilët përbëhen vetëm nga atome karboni. Një kristal atomik mund të përbëhet edhe nga atome të ndryshme, siç është dioksidi i silicit (SiO_2), i cili është i ndërtuar nga silici dhe oksigjeni ose karbidi i silicit (SiC , karborund), i cili është bërë nga silici dhe karboni (Figura 3.28).

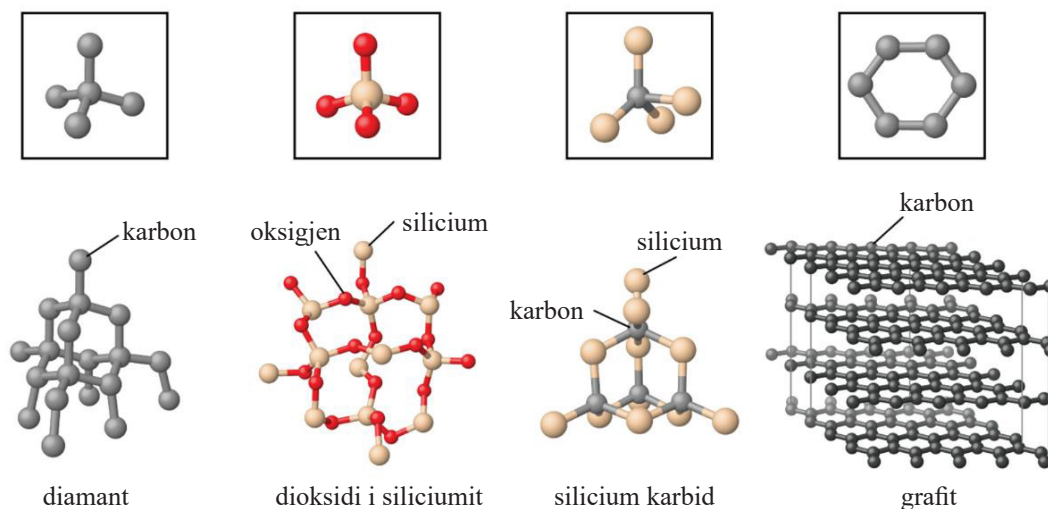


Figura 3.28. Shembull i kristaleve kovalente

Elektronet e valencës së atomeve në një kristal kovalent përdoren për të formuar lidhje kovalente. Prandaj, i vetmi lloj force tërheqëse që ekziston midis atomeve në një kristal është lidhja kovalente. Meqenëse kërkohet shumë energji për të thyer një lidhje kovalente, shumica e kristaleve kovalente kanë një pikë të lartë shkrirjeje dhe fortësi të lartë. Komponimet e bëra nga kristalet kovalente janë dobët të tretshme ose të patretshme në ujë, kryesisht për shkak të madhësisë së molekulave. Diamanti, i cili është një kristal kovalent, është një substancë me fortësi shumë të lartë dhe një pikë shkrirjeje të lartë. Në diamant, çdo atom karboni është i lidhur me katër atome karboni fqinjë nga lidhje të dobëta kovalente në formën e një tetraedri. Kjo strukturë përsëritet në të gjithë kristalin kovalent të diamantit. Të gjitha elektronet e valencës së karbonit në diamant përdoren për të formuar lidhje kovalente. Meqenëse diamanti nuk ka elektrone të lokalizuara, ai është një përçues i dobët i nxehtësisë dhe energjisë elektrike.

Grafiti (një modifikim alotropik i karbonit), ashtu si diamanti, është i përbërë nga atome karboni, por ka një strukturë të ndryshme. Ndryshe nga diamanti, grafiti është një përçues i mirë i energjisë elektrike, që do të thotë se ka grimca të ngarkuara (elektrone) që lëvizin nëpër kristal. Në grafit, një atom karboni është i lidhur vetëm me tre atome karboni. Një atom karboni ka katër elektrone valence me të cilat mund të formojë katër lidhje kovalente, siç është rasti në diamant, ndërsa grafiti formon vetëm lidhje trevalente, dhe elektroni i katërt është i lirë. Ai mund të lëvizë lirisht, duke i lejuar grafitit të përçojë energji elektrike. Grafiti ka një strukturë shtresore, është i përbërë nga shtresa midis të cilave ka forca të dobëta ndërmolekulare. Kornizat e secilës shtresë të atomeve të karbonit formojnë unaza me gjashtë atome karboni. Nën veprimin e presionit të jashtëm, shtresat mund të lëvizin lehtësisht në raport me njëra-tjetrën. Kjo është arsyeja pse grafiti është i butë dhe, ndër të tjera, përdoret në lapsa, të cilët e bëjnë të lehtë shkrimin në letër.

PEZYME

Lidhje kimike është forca tërheqëse që mban së bashku blloqe të ndryshme ndërtuese (atome, jone, etj.).

Kation është një jon i ngarkuar pozitivisht.

Anion është një jon i ngarkuar negativisht.

Lidhje jonike është forca tërheqëse elektrostатike që mban së bashku jonet e formuara nga një metal (kationet) dhe jonet e formuara nga një jometal (anionet) në komponimet jonike.

Jonet monatomike quhen jone që formohen nga një atom i vetëm.

Qeli elementare është struktura më e vogël njësie që përsëritet në një model specifik në një rrjetë kristalore.

Rrjetë kristalore jonike është një rrjetë kristalore e formuar nga jonet.

Rrezja jonike është distanca nga bërthama deri te shtresa e fundit elektronike e jonit.

Lidhje kovalente është një lidhje kimike e formuar midis atomeve jometalike duke ndarë një ose më shumë çifte elektronesh.

Lidhje kovalente e vetme ose sigma (σ) është një lidhje kovalente e formuar nga një çift elektronik i përbashkët midis dy atomeve.

Çiftet e elektroneve jo-lidhëse (çifte elektronike të pandara) janë elektrone valence të çiftëzuara që nuk marrin pjesë në formimin e një lidhjeje kovalente.

Orbitalet jo-lidhëse janë orbitale në të cilat ndodhen elektrone jo-lidhëse.

Lidhje e dyfishtë është një lidhje kovalente e formuar nga dy çifte të përbashkëta elektronike.

Lidhje trefishe është një lidhje kovalente e formuar nga tre çifte të përbashkëta elektronike.

Lidhje kovalente jopolare ndodh midis atomeve të të njëjtit lloji, ndryshimi i elektronegativitetit të të cilëve është zero, ose midis atomeve me elektronegativitet të ngjashëm.

Lidhje kovalente polare është një lidhje e formuar midis atomeve të llojeve të ndryshme që ndryshojnë në elektronegativitet.

Lidhje koordinative është një lidhje kovalente e formuar në një mënyrë të tillë që çifti i përbashkët i elektroneve buron vetëm nga një atom.

Hibridizimi është procesi i përzierjes së orbitaleve atomike në të cilin krijohet një lloj i ri orbitali i quajtur orbital hibrid.

Ndërveprimet jon-dipol janë forca tërheqëse që ekzistojnë midis joneve (kationeve dhe anioneve) dhe molekulave polare.

Dipoli i induktuar dhe momenti dipolar që ndodhin në substanca jopolare në prani të joneve ose molekulave polare.

Forcat e Londonovit ose forcat e shpërndarjes janë forca tërheqëse që ndodhin midis dipoleve alternative dhe dipoleve të induktuara në atome ose molekula.

Ndërveprimet dipol-dipol janë forca tërheqëse që ndodhin midis dy molekulave polare.

Lidhjet hidrogjenike janë bashkëveprime dipol-dipol midis molekulave të ujit.

Gazrat përbëhen nga molekula që lëvizin lirshëm në të gjitha drejtimet dhe mbushin të gjithë hapësirën e disponueshme për to.

Lëngjet kanë një vëllim konstant, por nuk kanë formën e tyre, por marrin formën e enës në të cilën ndodhen.

Substancat e ngurta kanë një strukturë të rregullt, një formë të përcaktuar dhe një formë të përcaktuar.

Lëndët e ngurta kristalore janë lëndë të ngurta që kanë një rregullim të rregullt të grimcave të tyre (atome, jone dhe molekula).

Lëndët e ngurta amorfe janë substanca në të cilat grimcat janë rregulluar në një rend të rastësishëm.

Lidhje metalike është forca tërheqëse elektrostатike që ekziston midis kationeve metalike dhe elektroneve të valencë.

Kristalet jonike përbëhen nga jone. Rrjeta kristalore e kristaleve jonike përbëhet nga katione dhe anione që tërhiqen nga njëri-tjetri nga një forcë elektrostатike e quajtur lidhje jonike.

Kristalet molekulare përbëhen nga molekula që tërhiqen nga njëra-tjetra nga bashkëveprimet relativisht të dobëta ndërmolekulare të tipit dipol-dipol (përfshirë lidhjen hidrogjenike) në kristalet polare dhe forcat e shpërndarjes në kristalet jopolare.

Kristalet kovalente formohen nga atomet. Në këto kristale, çdo atom është i lidhur me atomin fqinj në kristal me anë të një lidhjeje kovalente.

PYETJE DHE DETYRA

- 1) Çka do të thotë konfigurim elektronik stabil? A kanë elementët në tabelën periodike një konfigurim elektronik stabil? Shpjegoni.
- 2) A arrijnë të gjithë elementët e tabelës periodike një konfigurim elektronik të qëndrueshëm si gazi inert argon? Shpjegoni.
- 3) Si mund të arrijnë elementët një konfigurim elektronik stabil?
- 4) Shkruani simbolet e Lewisit të elementeve: Ca, Al, Fe dhe P.
- 5) Pse metalet formojnë katione dhe jometale anione?
- 6) A ndodh një lidhje jonike vetëm midis metaleve dhe jometaleve? Shpjegoni pse.
- 7) Çfarë lloj lidhjeje kimike prisni të formohet midis:
 - a) kaliumit dhe klorit
 - b) karbonit dhe oksigjenit
 - c) azotit dhe oksigjenit
 - d) fluor aluminit?
- 8) Shkruani konfigurimin elektronik të arsenikut ($_{33}\text{As}$) dhe përcaktoni se sa elektrone ka në secilën shtresë elektronike, cilat elektrone janë valente dhe në cilin grup dhe periudhë ndodhet në tabelën periodike. A ka As një konfigurim elektronik të qëndrueshëm? Nëse jo, si mund ta arrijë atë?
- 9) Për cilin kation konfigurimi elektronik në shtresën e fundit elektronike do të ishte $3s^2 3p^6$? A e kishte vetëm një kation këtë konfigurim elektronik?
- 10) Shpjegoni se si formohet lidhja jonike midis magnezit dhe fosforit. A do të jetë i barabartë numri i elektroneve të lëshuara dhe të pranuara? Cila do të jetë formula dhe emri i përbërjes?
- 11) Shkruani konfigurimin elektronik të: N^{3-} , Al^{3+} , Ba^{2+} dhe Br^- .
- 12) Shkruani simbolet e Lewisit për jonet në përbërjen Ca_3N_2 .
- 13) Krahasoni rrezet atomike dhe jonike të Mg dhe Mg^{2+} . A mund t'i gjeni vlerat e tyre?
- 14) Pse anionet kanë rreze jonike më të mëdha se atomet nga të cilat formohen? Shpjegoni.
- 15) Në cilin përbërës lidhja jonike do të jetë më e fortë: Ca_3N_2 apo LiF? Shpjegoni.
- 16) Formula e klorurit të natriumit është NaCl. A do të thotë kjo se në rrjetën e tij kristalore ka vetëm një atom natriumi dhe një atom klori? A formohet rrjeta kristalore nga atomet? Shpjegoni.
- 17) Sa elektrone ndahen midis dy atomeve në një lidhje të vetme, një lidhje të dyfishtë dhe një lidhje të trefishtë?
- 18) Cili është ndryshimi midis një lidhjeje të dyfishtë dhe π lidhjeje β ? Shpjegoni.
- 19) Nga cilat burime formohet tripleti? Shpjegojeni me një shembull.
- 20) Cili është ndryshimi midis një lidhjeje kovalente dhe një lidhjeje koordinative-kovalente?
- 21) formohen lidhjet në klorurin e amonit (NH_4Cl)? Çfarë lloj lidhjesh kimike përfshihen?
- 22) Cilat orbitale bashkëngjiten në formimin e lidhjes σ dhe në çfarë mënyre?
- 23) Vallë me bashkëngjitjen e orbitaleve p formohet lidhja p? A do të jetë njëjtë në cilën mënyrë do të bashkëngjiten orbitalet?
- 24) Cili nga p-elementët e mëposhtëm ka elektrone jo-lidhëse, K apo P? Shpjegoni.

- 25) Shpjegoni se si formohet lidhja midis NH_3 dhe HF ? Çfarë lloj lidhjeje kovalente është?
- 26) Shpjegoni strukturën e përbërjes $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ nëse e dini që dy atomet e karbonit janë të hibridizuara nga sp^2 ?
- 27) Molekula e ujit ka hibridizim sp^3 . Atomet që janë të hibridizuar sp^3 formojnë katër lidhje të vetme, dhe molekula e ujit ka vetëm dy lidhje të vetme OH. Si mund të shpjegohet kjo?
- 28) A janë bashkëveprimet jon-jon bashkëveprime van der Waals? Shpjegoni.
- 29) Kur kloruri i natriumit (NaCl) tretet në ujë, në tretësirë formohen jone natriumi (Na^+) dhe kloruri (Cl^-)? Çfarë lloj bashkëveprimesh do të ekzistojnë midis joneve dhe molekulave të ujit? Shpjegoni.
- 30) Si ndodh një dipol i induktuar?
- 31) Në çfarë lloj bashkëveprimi ndërmolekular bën pjesë lidhja hidrogjenike? Shpjegoni se si formohet ajo midis molekulave të ujit? A mund të formohen lidhje hidrogjenike midis molekulave jopolare?
- 32) Cilat bashkëveprime ndërmolekulare janë karakteristike për molekulat jopolare?
- 33) A ekziston lidhja metalike në kristalet kovalente të formuara nga atomet? Shpjegoni.
- 34) Shpjegoni lidhjen metalike në industrinë e magnezit?
- 35) A do të përçojnë energji elektrike substancat jonike në agregatin e tyre të ngurtë?

NJËSIA MODULARE 4

EKUILIBRI I TRETËSIRAVE TË ELEKTROLITËVE

Qëllimet e mësimimit

Njësia modulare e ekuilibrave në tretësirat e elektroliteve pritet të arrijë qëllimet e mëposhtme:

- fitimi i njohurive rreth elektroliteve (tretësira të acideve, bazave dhe kripërave), disociacionit të elektroliteve (shkrimi i ekuacioneve) dhe disociacionit elektrolitik hap pas hapi (dallimi midis elektroliteve të forta dhe të dobëta);
- parashikimi nëse reaksionet jonike do të jenë të pakthyeshme (do të shkojnë deri në fund) dhe shkrimi i ekuacioneve për reaksionet jonike;
- të kuptuarit e proceseve protolitike, protolit (të forta, të dobëta dhe autoprotolite) dhe marrëdhëniet midis çifteve të acideve dhe bazave të konjuguara;
- parashikimi i aciditetit të tretësirës gjatë hidrolizës së kripërave;
- përcaktimi i një produkti të tretshmërisë, si dhe shkrimi i ekuacioneve për ekuilibrin midis një kripe të dobët të tretshme dhe joneve të saj;

Rezultatet e pritura të studimit të njësisë modulare

Pas studimit të njësisë modulare Ekuilibri i Tretësirave të Elektroliteve, nxënësit pritet të:

- të shkruajnë ekuacione për disociacionin e elektroliteve, ekuacione për reaksionet jonike në formë “molekulare”, ekuacione të plota jonike dhe ekuacione efektive (të shkurtuara);
- Sipas shkallës së disociacionit të elektroliteve, të dallojnë elektrolite të forta dhe të dobëta;
- të dallojnë acidet dhe bazat sipas teorisë Brønsted-Lowry;
- zgjidhin probleme të thjeshta të produktit jonik të ujit dhe pH-it;
- të shkruajnë ekuacione për reaksionet proteolitike dhe hidrolizën e kripërave;
- të kryejnë detyra për të prodhuar tretshmërinë e kripërave të hidrolizuara;

Nocionet

elektrolite, përçues të llojit të parë, përçues të llojit të dytë, disociacion elektrolitik, disociacion elektrolitik hap pas hapi, reaksion jonik, ekuacion në formë “molekulare”, ekuacion i plotë jonik, ekuacion jonik efektiv (i shkurtuar), jone vëzhgues, proton, reaksion protolitik, protolit, jon hidroniumi, dhurues protoni, pranues protoni, veti protogjenike, veti protofile, acid konjugat, bazë konjugati, amfiprotolit, autoprotolizë, produkt jonik ujë, tregues hidrogjeni (pH), tregues, hidrolizë, produkt tretshmërie, ekuilibër heterogjen, jon i përbashkët, parimi i Le Chatelier dhe Brown;

Përmbajtjet e njësisë modulare

Elektrolitet, disociacioni i elektroliteve dhe shkalla e disociacionit elektrolitik.

Reaksionet jonike

Proceset protolitike, acidet dhe bazat sipas teorisë Brønsted-Lowry,

Autoprotoliza e ujit dhe treguesi i hidrogjenit

Hidroliza e kripërave Prodhimi i tretshmërisë

4. EKUILIBRI I TRETËSIRAVE TË ELEKTROLITËVE

Përçuesit e rrymës elektrike janë përgjithësisht metale sepse kanë elektrone lehtësisht të lëvizshme. Ata quhen *përçues të rendit të parë*. Disa tretësira ujore ose shkrije të acideve, bazave dhe kripërave gjithashtu përçojnë rrymë elektrike. Tretësira të tilla quhen elektrolite, ato janë *përçues të llojit të dytë*. Kushdo që pëlqen të konsumojë pije sportive e ka dëgjuar fjalën elektrolit, por cili është kuptimi i kësaj fjale? Në fakt, elektrolitet janë substanca që, kur treten në ujë, formojnë jone. Megjithatë, jonet nuk formohen në tretësirat e të gjitha substancave. Prandaj, shpesh bëhet pyetja pse tretësirat e disa substancave përçojnë rrymë elektrike, ndërsa të tjerat jo? Për shembull, nëse sheqeri (saharoza, $C_{12}H_{22}O_{11}$) tretet në ujë, tretësira që rezulton nuk përçon rrymë elektrike, por një tretësirë e kripës së kuzhinës (klorur natriumi, NaCl) përçon rrymë elektrike. Arsyeja për sjelljen e ndryshme të tretësirave të këtyre dy substancave është lidhja kimike. Saharoza përbëhet nga molekula në të cilat atomet janë të lidhura me njëri-tjetrin me anë të lidhjeve kovalente, ndërsa në NaCl ekziston një lidhje jonike midis joneve (kationeve dhe anioneve), të cilat janë blloqet ndërtuese të kripës së kuzhinës.

4.1. Elektrolitet, disociacioni elektrolitik dhe shkalla e disociacionit elektrolitik

Në varësi të faktit nëse tretësirat e substancave përçojnë apo jo energjinë elektrike, ato mund të jenë joelektrolite dhe elektrolite.

Joelektrolitet janë substanca, tretësirat ujore të të cilave përmbajnë molekula dhe për këtë arsye nuk përçojnë energji elektrike. Shembuj të joelektroliteve janë uji i pastër, alkoolet, tretësirat e sheqernave në ujë, etj.

Elektrolitet janë substanca që, kur treten në ujë (ose në një tretës tjetër polar), formojnë jone. Shembuj të elektroliteve janë tretësirat e acideve, bazave dhe kripërave, sepse ato formojnë jone në tretësirë. Këto tretësira përçojnë rrymë elektrike si rezultat i lëvizshmërisë së joneve (kationeve dhe anioneve) të pranishme në tretësirë.

Prandaj, mund të vërehet se ndryshimi kryesor midis elektroliteve dhe joelektroliteve është se elektrolitet formojnë jone në tretësirë, ndërsa tretësirat joelektrolite përmbajnë molekula. Prandaj, ato sillen ndryshe kur janë në tretësirë. Jonet në tretësirat e elektroliteve formohen si rezultat i një procesi të quajtur disociacion (disociacion elektrolitik) që ndodh në tretësira ose shkrije të përbërjeve të përbëra nga jone dhe molekula polare. Për shembull, kur kloruri i natriumit (NaCl) tretet në ujë, formohen katione natriumi (Na^+) dhe anione klori (Cl^-), ndërsa kur acidi klorhidrik (HCl) tretet në ujë, formohen katione hidrogjeni (H^+) dhe anione klori (Cl^-). Prosesi i disociacionit zhvillohet në ujë ose në një tretës tjetër polar (etanol, acid acetik, etj.).

Molekulat e tretësit polar lehtësojnë disociacionin e substancave në jone (katione dhe anione). Jonet që janë të rrethuara nga molekulat e tretësit polar në tretësirë quhen *jone të tretura*. Në rastin kur tretësi është uji, jonet e formuara janë *të hidratuara*, d.m.th. të rrethuara nga molekula uji (të shënuara me aq). Teoria e disociacionit elektrolitik u formulua nga shkencëtari suedez Svante Arrhenius (1859–1927) në vitin 1887, ndërsa shqyrtonte përçueshmërinë e substancave të ndryshme. Ekuacionet tregojnë disa shembuj të disociacionit elektrolitik në tretësira ujore:



Në varësi të asaj nëse në tretësitrat ujore elektrolitet janë disocuar plotësisht ose pjesërisht në jone, ato mund të jenë:

- elektrolite të forta;
- elektrolite të dobëta.

Elektrolitet e forta janë elektrolite që disociohen pothuajse plotësisht në ujë. Shembuj të elektroliteve të forta janë kripërat që janë të tretshme në ujë, siç janë acidet dhe bazat që disociohen pothuajse plotësisht në tretësira ujore. Përveç kësaj, tretësitrat ujore të elektroliteve të forta përmbajnë vetëm jone. Procesi i disociacionit të elektroliteve të forta shënohet nga një shigjetë e vetme ($\rightarrow$), sepse ato disociohen plotësisht në ujë. Për shembull, procesi i disociacionit të elektroliteve të forta hidroksid natriumi (NaOH) dhe acid klorhidrik (HCl) mund të përfaqësohet nga ekuacionet e mëposhtme:

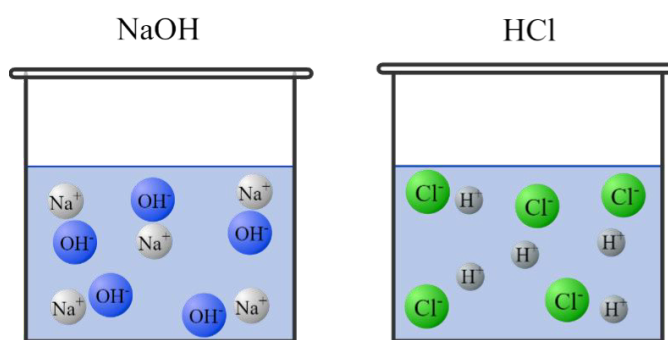
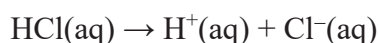
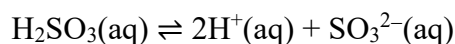


Figura 4.1 Disociacioni elektrolitik i NaOH dhe HCl

Elektrolitet e dobëta janë elektrolite që disociohen pjesërisht në ujë. Tretësitrat ujore të elektroliteve të dobëta përmbajnë jone dhe molekula të padisociuara. Elektrolitet e dobëta janë acide dhe baza që disociohen pjesërisht në ujë. Një shigjetë e dyfishtë ($\rightleftharpoons$) përdoret për të treguar disociacionin e elektroliteve të dobëta, sepse tretësitrat e tyre përmbajnë molekula të padisociuara që janë në ekuilibër me jonet e formuara gjatë disociacionit të tyre, siç tregohet në shembuj:



Në tabelën 13 janë disa shembuj të acideve dhe bazave të forta dhe të dobëta. Tretësirat e të gjitha kripërave janë elektrolite të forta.

Tabela 13. Bazat dhe acidet e forta dhe të dobëta

Baza dhe acide të forta		Bazat dhe acidet e dobëta	
HClO ₄	Acid perklorik	H ₂ SO ₃	Acid sulfuror
HCl	Acid klorhidrik	HNO ₂	Acid nitror
HBr	Acid bromhidrik	H ₃ PO ₃	Acid fosforor
HI	Acid jodhidrik	H ₂ CO ₃	Acid karbonik
HNO ₃	Acidi nitrik	H ₂ S	Acid sulfhidrik
H ₂ SO ₄	Acidi sulfurik	H ₃ BO ₃	Acid borik
KOH	Hidroksid kaliumi	HF	Acid fluorhidrik
NaOH	Hidroksid natriumi	HClO	Acid hipokloror
Ca(OH) ₂	Hidroksid kalciumi	CH ₃ COOH	Acid acetik
Ba(OH) ₂	Hidroksid bariumi	H ₂ C ₂ O ₄	Acid oksalik
Sr(OH) ₂	Hidroksid stronciumi	NH ₄ OH	Hidroksid amoniumi

USHTRIME

Shkrimi i ekuacioneve për disociacionin e elektroliteve të acideve, bazave dhe kripërave.

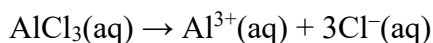
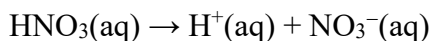
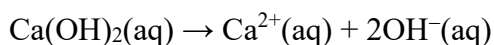
Detyra 1

Shkruani ekuacionet e reaksioneve të disociacionit të: Ca(OH)₂, HNO₃ dhe AlCl₃.

ZGJIDHJE

Kërkohet: Shkruani ekuacionet për reaksionet e disociacionit të: Ca(OH)₂, HNO₃ dhe AlCl₃.

Procesi i disociacionit të përbërjeve të dhëna mund të tregohet me ekuacionet:



Disociacioni tregohet nga një shigjetë e vetme (→) sepse bëhet fjalë për elektrolit të fortë.

Detyra 2

Shkruani ekuacionet e reaksioneve të disociacionit të: HClO₃, Zn(OH)₂ dhe Ca₃(PO₄)

USHTRIME

Shkrimi i ekuacioneve për disociacionin e elektroliteve të acideve, bazave dhe kripërave.

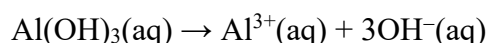
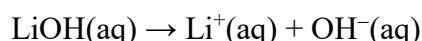
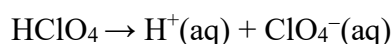
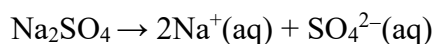
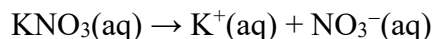
Detyra 3

Shkruani ekuacionet për reaksionet e disociacionit të: KNO₃, Na₂SO₄, HClO₄, LiOH dhe Al(OH)₃.

ZGJIDHJE

Kërkohet: Shkruani ekuacionet për reaksionet e disociacionit të: KNO_3 , Na_2SO_4 , CH_3COOH , HClO_4 , LiOH dhe $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Komponimet e mësipërme në tretësira ujore formojnë jone, ekuacionet e procesit të disociacionit mund të tregohen si më poshtë:



Disociacioni i acidit acetik paraqitet me një shigjetë të dyfishtë ($\rightleftharpoons$), sepse është elektrolit i dobët.

Detyra 4

Shkruani ekuacionet e reaksioneve të disociacionit të: Na_2S , ZnCl_2 , HCN , H_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dhe KOH .

Shkalla e disociacionit elektrolitik

Një masë e fortësisë së elektroliteve të dobëta është shkalla e disociacionit elektrolitik, e cila shënohet me shkronjën greke α (alfa). apërfaqëson raportin e numrit të molekulave të disociuara me numrin total të molekulave të tretura.

$$\alpha = \frac{\text{numri i molekulave të disociuara}}{\text{numri total i molekulave të tretura}}$$

Për një acid të dobët me formulën e përgjithshme HA, shprehja për α do të jetë:

$$\alpha = \frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{HA})}$$

Shkalla e disociacionit elektrolitik shprehet si një numër i paemërtuar ose si përqindje (%). Për elektrolite të forta që disociohen pothuajse plotësisht në ujë, vlera e α është 1 ose 100 nëse shprehet si përqindje (%). Për elektrolite të dobëta, vlera e shkallës së disociacionit elektrolitik është më pak se 10%. Sa më e ulët të jetë vlera e α , aq më i dobët është elektroliti.

USHTRIME

Shkalla e disociacionit elektrolitik

Detyra 5

Llogaritni vlerën e shkallës së disociacionit elektrolitik (α) të NH_4OH përqendrimi i të cilit është 0.45 mol/dm^3 , ndërsa përqendrimi i joneve OH^- përfituara nga disociacioni i tij është 0.043 mol/dm^3 .

ZGJIDHJE

Janë dhënë:

$$c(\text{NH}_4\text{OH}) = 0.45 \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{OH}^-) = 0.043 \text{ mol/dm}^3$$

Kërkohet: $\alpha = ?$

Shkalla e disociacionit elektrolitik të NH_4OH llogaritet sipas formulës:

$$\alpha = \frac{c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_4\text{OH})}$$

$$\alpha = \frac{0,043 \text{ mol/dm}^3}{0,45 \text{ mol/dm}^3} \cdot 100 = 9,55 \%$$

Nga vlera e $\alpha(9.55\%)$, mund të konkludohet se NH_4OH është një elektrolit i dobët.

Detyra 6

Llogaritni vlerën e atë acidit fluorhidrik (HF), nëse përqendrimi i HF është 0.5 mol/dm^3 , ndërsa përqendrimi i joneve H^+ të përfituara nga disociacioni i tij është 0.019 mol/dm^3 .

Shkalla e disociacionit elektrolitik varet nga natyra e substancës, temperatura dhe përqendrimi. Me rritjen e temperaturës, vlera e α rritet, ndërsa varësia e α nga përqendrimi i elektrolitit në tretësirë është në përpjesëtim të zhdrejtë. Kjo do të thotë që sa më e holluar të jetë tretësira (ka një përqendrim më të ulët të substancës së tretur dhe një vëllim më të madh), vlera e α do të jetë më e madhe dhe anasjelltas. Në hollimin e pafund, elektrolitet e dobëta disociohen plotësisht.

4.2. Reaksionet jonike

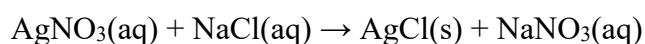
Reaksionet jonike janë reaksione midis joneve që ndodhin në tretësira ujore. Ngjashëm me ekuacionet në formë “molekulare”, ku përbërjet shprehen si molekula, një ekuacion jonik është një ekuacion kimik në të cilin elektrolitet në tretësira ujore shprehen si jone të disociuara. Acidet e forta, bazat e forta dhe përbërjet jonike të tretshme (zakonisht kripëra) ekzistojnë si jone të disociuara në tretësira ujore, kështu që ato shkruhen si jone në një ekuacion jonik. Acidet dhe bazat e dobëta, si dhe kripërat e patretshme, zakonisht shkruhen duke përdorur formulat e tyre molekulare, sepse vetëm një pjesë e vogël e tyre disociohet në jone. Ekuacione të tilla quhen **ekuacione jonike**. Në fakt, reaksionet jonike përfaqësohen nga:

- ekuacioni në formë “molekulare”;
- barazimi i plotë jonik;
- barazimi efektiv (i shkurtuar) jonik

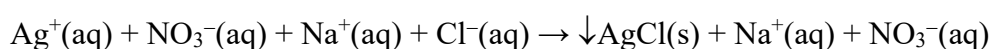
Në ekuacionin në formë “molekulare”, të gjitha përbërjet jonike, acidet dhe hidroksidet përfaqësohen si përbërje neutrale, duke përdorur formulën e tyre molekulare. Gjendja e secilës substancë tregohet në kllapa menjëherë pas formulës në kllapa si më poshtë: tretësirë ujore (aqua- *aqua*), lëng (l- *lëng*), i ngurtë (s- *i ngurtë*) dhe gaz (g- *gaz*). Ky shënim e bën më të lehtë shkrimin e ekuacioneve jonike.

Kushti që reaksionet jonike të jenë të pakthyeshme, pra të përfundojnë (rrjedhja vetëm në drejtim nga reaktantët te produktet) është që njëri nga produktet të jetë një elektrolit i dobët (l), një gaz (g) ose përbërës pak të tretshëm, p.sh. precipitat.

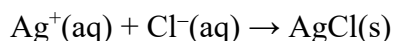
Një shembull i një reaksioni jonik është reaksioni midis nitratit të argjendit dhe klorurit të natriumit. Ekuacioni për reaksionin në formë “molekulare” midis tretësirave ujore të nitratit të argjendit (AgNO_3) dhe klorurit të natriumit (NaCl), i cili prodhon një precipitat të klorurit të argjendit (AgCl) dhe një tretësirë të nitratit të natriumit (NaNO_3), mund të shkruhet si më poshtë:



Një ekuacion i shkruar në këtë mënyrë, në të cilin jepen formulat molekulare të pjesëmarrësve në reaksion, quhet **ekuacion në “formë molekulare”**. Pasi ekuacioni të shkruhet në formë “molekulare”, ai duhet të jetë i ekuilibruar. Kripërat e tretshme, acidet e forta dhe bazat e forta zbërthehen në jone, ato pothuajse plotësisht shkëputen, prandaj jonet e tyre shkruhen në ekuacion:

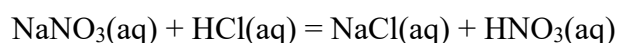


Një ekuacion kimik i shkruar në këtë mënyrë quhet **ekuacion i plotë jonik**. Ekuacioni i plotë jonik tregon të gjitha jonet e pranishme në tretësirë gjatë reaksionit. Precipitati i $\text{AgCl}(\text{s})$ në ekuacionin e plotë jonik tregohet me një formulë molekulare, njësoj si në ekuacion në formë “molekulare”, sepse është një përbërës dobët i tretshëm dhe disociacioni i tij në jone është i papërfillshëm. Nga ekuacioni i plotë jonik, mund të shihet se disa nga jonet (në këtë shembull, Na^+ dhe NO_3^-) janë të pranishme në atëd yja anët e ekuacionit, domethënë, ato nuk marrin pjesë në formimin e precipitatit AgCl . Prandaj, ato quhen *jone vëzhguese*. Nëse i lëmë mënjane këto jone, ekuacioni kimik do të marrë formën e mëposhtme:

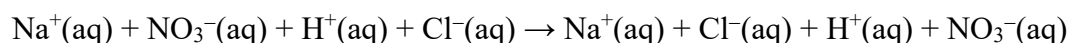


I shkruar në këtë mënyrë, ekuacioni kimik quhet **ekuacion jonik efektiv** ose i shkurtuar. Nga ekuacioni jonik i shkurtuar, mund të shihet se katalogu AgCl formohet nga jonet Ag^+ dhe Cl^- , pavarësisht nga vijnë ato. Kur shkruhen ekuacione për reaksionet jonike, është e nevojshme të mbahet mend se numri i joneve në anën e majtë duhet të jetë i barabartë me numrin e joneve në anën e djathtë të ekuacionit.

Ekuacioni për reaksionin midis nitratit të natriumit (NaNO_3) dhe acidit klorhidrik (HCl) mund të përfaqësohet si më poshtë:



Nëse shkruani ekuacionin e plotë jonik për këtë reaksion, do të fitohet:



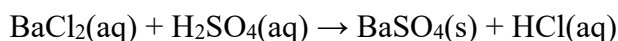
Nga ekuacioni jonik, mund të shihet se të njëjtat jone që janë të pranishme në reaktantë janë të pranishme edhe në produkte, domethënë, të gjithë pjesëmarrësit në reaksion janë në tretësirë. Meqenëse ky reaksion nuk i plotëson kushtet për të shkruar drejt përfundimi, ai nuk do të jetë i pakthyeshmë.

USHTRIME	Shkrimi i ekuacioneve për reaksionet jonike në formë “molekulare”, ekuacionet jonike të plota dhe ekuacionet jonike efektive (të shkurtuara).
Detyra 5	Shkruani: ekuacionin në formë “molekulare”, ekuacionin e plotë jonik dhe ekuacionin e shkurtuar jonik për reaksionin midis tretësirave ujore të klorurit të bariumi (BaCl_2) dhe acidit sulfurik (H_2SO_4), i cili rezulton me precipitatet sulfat bariumi (BaSO_4) dhe tretësirë të klorur natriumi (NaCl).

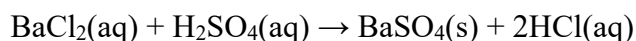
ZGJIDHJE

Kërkohet: Shkruani ekuacionin në formë “molekulare”, ekuacionin e plotë jonik dhe ekuacionin e shkurtuar jonik për reaksionin midis tretësirave ujore të BaCl_2 dhe H_2SO_4 , në të cilin formohet një precipitat i BaSO_4 dhe një tretësirë e NaCl .

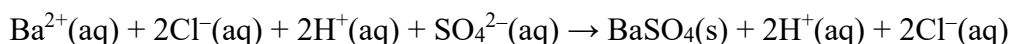
Së pari, ekuacioni është shkruar në formë “molekulare”,



i cili, pasi të shkruhet, duhet të balancohet.

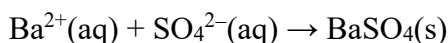


Pastaj, shkruhet ekuacioni i plotë jonik në të cilin pjesëmarrësit në reaksion të shënuar me (aq) disociohen në jone, prandaj jonet e tyre shkruhen në ekuacion:



Jonet vëzhgues janë: $\text{H}^{+}(\text{aq})$ dhe $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$.

Prandaj, ekuacioni jonik efektiv do të jetë:



Nga ekuacioni jonik i shkurtuar mund të shihet se fundërrina BaSO_4 formohet nga 2^{+}Ba^{2+} dhe jonet SO_4 .

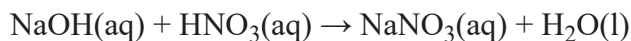
Detyra 6	Shkruani: ekuacionin në formë “molekulare”, ekuacionin e plotë jonik dhe ekuacionin e shkurtuar jonik për reaksionin midis tretësirave ujore të karbonatit të kaliumit (K_2CO_3) dhe acidit klorhidrik (HCl), në të cilin prodhohet një tretësirë e klorurit të kaliumit (KCl), dioksidit të karbonit (CO_2) dhe ujit.
-----------------	---

USHTRIME	Shkrimi i ekuacioneve për reaksionet jonike në formë “molekulare”, ekuacionet jonike të plota dhe ekuacionet jonike efektive (të shkurtuara).
Detyra 7	Shkruani: ekuacionin në formë “molekulare”, ekuacionin e plotë jonik dhe ekuacionin e shkurtuar jonik për reaksionin e neutralizimit midis tretësirave ujore të hidroksidit të natriumit (NaOH) dhe acidit nitrik (NaNO_3), në i cili përbëhet nga nitrati natriumi i tretur (NaNO_3) dhe ujë.

ZGJIDHJE

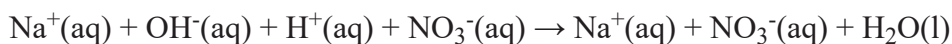
Kërkohet: Shkruani ekuacionin në formë “molekulare”, ekuacionin e plotë jonik dhe ekuacionin e shkurtuar jonik për reaksionin midis tretësirave ujore të NaOH dhe NaNO_3 , i cili prodhon një tretësirë të NaNO_3 dhe ujit.

Së pari, ekuacioni është shkruar në formë “molekulare”,



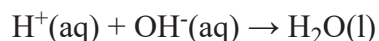
e cila mund të shihet se është e balancuar.

Pastaj shkruhet ekuacioni i plotë jonik në të cilin pjesëmarrësit në reaksion, të cilët janë shënuar me (aq), disociojnë në jone, prandaj jonet e tyre shkruhen në ekuacion. Uji është një elektrolit i dobët, dhe për këtë arsye nuk disocion në jone.



Jonet vëzhguese janë: $\text{Na}^+\text{(aq)}$ dhe $\text{NO}_3^-\text{(aq)}$.

Prandaj, ekuacioni jonik efektiv do të jetë:

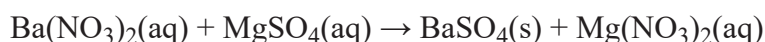


Mund të shihet se H_2O formon jonet H^+ dhe OH^- .

Detyra 8

Shkruani: ekuacionin në formë “molekulare”, ekuacionin e plotë jonik dhe ekuacionin jonik të reduktuar për reaksionin e neutralizimit midis hidroksid magnezit dhe acid nitrik.

Nga shembujt e mëparshëm është e qartë se bazuar në ekuacionin e reaksionit jonik, mund të parashikohet nëse reaksioni do të përfundojë. Për shembull, nëse marrim në konsideratë ekuacionin e reaksionit midis sulfatit të magnezit (MgSO_4) dhe nitratit të bariumit ($\text{Ba(NO}_3)_2$)



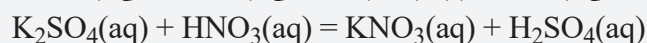
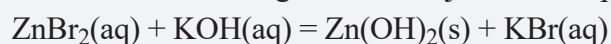
Mund të shihet se një nga produktet është një përbërës i tretshëm dobët (precipitati, s). Kjo do të thotë që ky reaksion plotëson një nga kushtet (formimi i precipitatit) dhe për këtë arsye do të jetë i pakthyeshëm, d.m.th. do të vazhdojë deri në përfundim.

USHTRIME

Parashikimi nëse një reaksion jonik do të përfundojë (do të jetë praktik, i pakthyeshëm) bazuar në një ekuacion të dhënë.

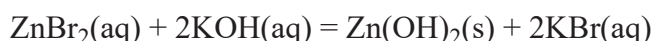
Detyra 9

Parashikoni se cilat nga reaksionet jonike të mëposhtme do të përfundojnë:



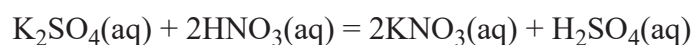
ZGJIDHJE:

Kërkohet: Parashikoni se cili nga reaksionet jonike të mëposhtme do të vazhdojë deri në përfundim. Nëse ekuacioni i parë është i balancuar, fitohet



Nga gjendja e agregate e pjesëmarrësve në reaksion, mund të shihet se reaktantët dhe njëri prej produkteve ($\text{ZnBr}_2\text{(aq)}$, KOH(aq) dhe KBr(aq)) janë në tretësirë, ndërsa produkti tjetër është një përbërës dobët i tretshëm ($\text{Zn(OH)}_2\text{(s)}$). Prandaj, ky reaksion jonik do të jetë i pakthyeshëm, pasi plotëson kushtin që njëri prej produkteve të jetë një precipitat.

Ekuacioni i dytë i balancuar mund të shkruhet si më poshtë:



Nga ekuacioni mund të shihet se të gjithë pjesëmarrësit në reaksion janë tretësirë (aq). Sipas kësaj, meqenëse nuk i plotëson kushtet për të shkruar deri në fund (një nga produktet të jetë një

elektrolit i dobët, një përbërës (precipitat) pak i tretshëm ose një gaz), ky reaksion jonik nuk do të jetë i pakthyeshëm.

Detyra 10

Shkruani: ekuacionin molekular, ekuacionin e plotë jonik dhe ekuacionin e shkurtuar jonik për $\text{ZnBr}_2(\text{aq}) + 2\text{KOH}(\text{aq}) = \text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{KBr}(\text{aq})$.

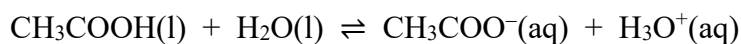
4.3.Proceset protolitike, acidet dhe bazat sipas teorisë së Brenshted dhe Lorit

Sipas teorisë së Arrhenius-it të disociacionit të elektroliteve, acidet, kur disociohen në tretësira ujore, formojnë jone H^+ , ndërsa bazat, kur disociohen në tretësira ujore, formojnë jone OH^- . Kjo mund të shihet nga ekuacionet e dhëna më sipër, të cilat tregojnë procesin e disociacionit të elektroliteve të HCl dhe NaOH . Megjithatë, ka substanca që nuk formojnë jone H^+ ose OH^- tretësirë, por kanë veti acidike ose bazike. Për shembull, dihet që amoniaku (NH_3) sillet si bazë dhe ka veti bazike, por nuk përmban jone OH^- . Për të shpjeguar këtë veti të NH_3 , përdoret teoria protolitike e Brønsted (Johannes Nicolaus Brønsted, 1879–1947) dhe Lowry (Thomas Martin Lowry, 1874–1936).

Sipas teorisë së disociacionit elektrolitik, disociacioni i acidit acetik mund të përfaqësohet si më poshtë:



Megjithatë, nëse procesi i disociacionit të acidit acetik përfshin edhe ujë, atëherë ekuacioni i reagimit do të jetë:



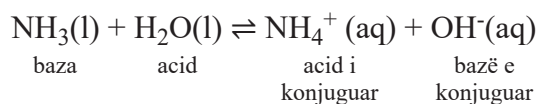
Nga ekuacioni mund të shihet se CH_3COOH i dhuron një proton (H^+) ujit, i cili e pranon protonin, duke formuar jone $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ dhe $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ në tretësirë. Në këtë proces, uji nuk është vetëm tretës, por edhe pjesëmarrës në reaksion.

Për jonin H^+ të shkëmbyer në reaksionet protolitike përdoret termi proton, sepse kur hidrogjeni humb elektronin e tij, ngarkesa e jonit është për shkak të ngarkesës pozitive të protonit në bërthamë. Jonet e tjera të ngarkuara pozitivisht quhen katione. Jonet H_3O^+ janë në fakt protone të hidratuara (jon H^+ i hidratuar nga një molekulë uji) të cilat quhen **jone hidroniumi** ose thjesht **hidrone**.

Sipas teorisë Brønsted-Lowry, **acid** është një substancë që dhuron protone dhe quhet proton-donor. Në shembull, acidi që dhuron protone është CH_3COOH . Kur dhuron protone, acidi kalon në bazën e tij të konjuguar. Pra, baza e konjuguar e CH_3COOH është CH_3COO^- . **Bazë** është një substancë që pranon protone dhe quhet proton-akseptor. Në shembullin, baza që pranon protone është H_2O . Kur pranon protone, baza kalon në acidin e saj të konjuguar. Kjo do të thotë që acidi i konjuguar i H_2O është joni H_3O^+ .

Acidet dhe bazat me emër të përbashkët quhen **protolite** sepse shkëmbejnë protone (H^+), dhe teoria Brønsted-Lowry quhet **teoria protolitike**. Reaksionet në të cilat shkëmbehen protone quhen **reaksione protolitike**. Acidet që janë dhurues të protoneve kanë veti protogjene, ndërsa bazat që janë pranues të protoneve kanë veti protofile.

Një shembull tjetër është reaksioni proteolitik i amoniakut (NH_3) me ujin, ku uji sillet si acid:



Pra, acidi në procesin protolitik kalon në një bazë konjugate, ndërsa baza në një acid konjugate. Për më tepër, sa më i fortë të jetë acidi, aq më i dobët është baza e tij konjugate dhe anasjelltas. Sa më e fortë të jetë baza, aq më i dobët është acidi i tij konjugate.

Në varësi të faktit nëse dhurojnë dhe pranojnë protone lehtë apo vështirë, protolitët ndahen në:

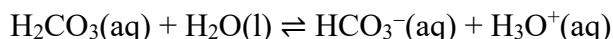
- **protolite të forta**, *protolite që dhurojnë ose pranojnë lehtësisht protone*;
- **protolite të dobëta**, *protolite që mezi dhurojnë ose mezi pranojnë protone*.

Substancat që sillen edhe si acide edhe si baza, siç është uji në shembujt e mëparshëm, quhen **amfiproteolite**. Amfiproteolitët dhurojnë dhe pranojnë protone me të njëjtën lehtësi ose vështirësi.

USHTRIME	Shkrimi i ekuacioneve për reaksionet protolitike dhe lidhja e acidit me bazën e tij të konjuguar dhe të bazës me acidin e saj të konjuguar.
Detyra 11	Shkruani ekuacionet për reaksionet protolitike midis: $H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons ?$ $SO_3^{2-}(aq) + HNO_3(aq) \rightleftharpoons ?$ Lidhi acidin me bazën e tij të konjuguar dhe bazën me acidin e saj të konjuguar.

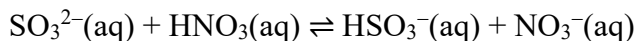
ZGJIDHJE

Kërkohet: Shkruani ekuacionet për reaksionet protolitike dhe lidhni acidin me bazën e konjuguar dhe bazën me acidin e konjuguar.



Acidi karbonik (H_2CO_3) i dhuron një proton ujit dhe duke vepruar kështu HCO_3^- , që do të thotë se H_2CO_3 është një acid dhe baza e tij e konjuguar është HCO_3^- . Ndërsa uji, duke pranuar një proton, shndërrohet në jon H_3O^+ . Kjo tregon se uji është një bazë dhe joni H_3O^+ është acidi i tij i konjuguar.

Sipas barazimit të reaksionit protolitik:



mund të shihet se SO_3^{2-} është një bazë që pranon një proton dhe kalon në acidin e tij të konjuguar HSO_3^- , ndërsa HNO_3 është acid që dhuron një proton dhe kalon në bazën e tij të konjuguar NO_3^- .

Detyra 12

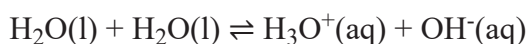
Caktoni acidin dhe bazën e tij të konjuguar, si dhe bazën dhe acidin e saj të konjuguar: $\text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

4.4. Autoprotoliza e ujit dhe treguesi i hidrogjenit

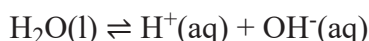
Reaksionet autoprotolitike janë reaksione në të cilat e njëjta substancë është dhuruese ose pranuese e joneve H^+ . Një shembull i një reaksioni autoprotolitik është reaksioni i shkëmbimit të joneve H^+ midis molekulave të ujit.

Autoprotoliza e Ujit

Uji i pastër është një elektrolit shumë i dobët, që do të thotë se shumë pak molekula uji disociohen në jone. Sipas teorisë Brønsted-Lowry, procesi i shkëmbimit të protoneve midis molekulave të ujit mund të përfaqësohet nga ekuacioni i mëposhtëm:



ose më thjesht, sipas teorisë së Arrheniusit me ekuacionin:



Ekuacioni më i thjeshtë përdoret më shpesh, por duhet të kihet parasysh se protonet e lira (H^+) nuk ekzistojnë në ujë. Jonet H^+ më shpesh hidratohen me një molekulë uji, duke formuar jonet H_3O^+ . Në ujin e pastër, përqendrimi i joneve të hidrogjenit (H^+) dhe hidroksidit (OH^-) është i barabartë dhe në një temperaturë prej 25°C është $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ ($c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$).

Shprehja për konstanten e ekuilibrit për procesin e disociacionit të ujit mund të shkruhet si më poshtë:

$$K_c = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})^2}$$

Duke riorganizuar ekuacionin fitohet:

$$K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O})^2 = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Meqenëse përqendrimi i ujit është konstant, prodhimi i dy konstanteve $K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O})^2$ jep konstantë të re, e cila quhet produkt jonik i ujit dhe shënohet me K_w .

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

K_w - produkti jonik i ujit

$c(\text{H}^+)$ përqendrimi sasior i joneve të hidrogjenit (H^+)

$c(\text{OH}^-)$ përqendrimi sasior i joneve hidroksid (OH^-)

Produkti jonik i ujit (K_w) është produkti i përqendrimit të joneve të hidrogjenit (H^+) dhe joneve të hidroksidit (OH^-). Nëse e shprehim përqendrimin e joneve H^+ ose OH^- nga shprehja për K_w , fitohet:

$$c(\text{H}^+) = \frac{K_w}{c(\text{OH}^-)} \quad c(\text{OH}^-) = \frac{K_w}{c(\text{H}^+)}$$

Nga formula për K_w është e qartë se kur përqendrimi i joneve H^+ rritet, përqendrimi i joneve OH^- zvogëlohet dhe anasjelltas. Vlera e K_w në një temperaturë prej 25°C është $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3 \cdot 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3 = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Aciditeti i një tretësire varet nga përqendrimi i joneve H^+ dhe OH^- . Mjedisi në të cilin përqendrimi i joneve H^+ është më i lartë se përqendrimi i joneve OH^- është acidik ($c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$). Kur përqendrimi i joneve OH^- është më i lartë se përqendrimi i joneve të H^+ , mjedisi është bazik ($c(\text{OH}^-) > c(\text{H}^+)$). Një mjedisi neutral është një mjedisi në të cilin përqendrimi i joneve H^+ është i barabartë me përqendrimin e joneve OH^- ($c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$).

Për të përcaktuar aciditetin e një mjedisi përdoren **treguesit (indiktorët)**, *substancë që ndryshojnë ngjyrën në varësi të aciditetit të mjedisit*. Treguesit mund të përdoren për të përcaktuar nëse një substancë e caktuar është acid apo bazë. Një nga treguesit më të famshëm është lakmushi. Acidet e ndryshojnë ngjyrën e lakmusit blu në të kuqe, ndërsa bazat e ndryshojnë ngjyrën e lakmusit të kuq në blu. Përveç lakmusit, përdoren edhe tregues të tjerë, siç është fenolftaleina, e cila është pa ngjyrë në një mjedisi acid dhe ka një ngjyrë të kuqe mjedre në një mjedisi bazik, dhe metil oranzhi, i cili ka një ngjyrë të kuqe në një mjedisi acidik dhe të verdhë në një mjedisi bazik.

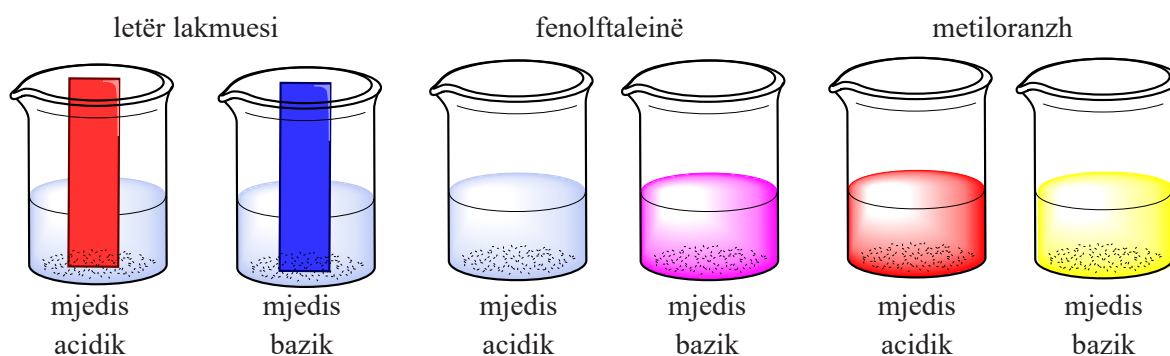


Figura 4.2. Ndryshimi i ngjyrës së letres së lakmusit, fenolftaleinës dhe indikatorëve të metil oranzhit në mjedis acidike dhe bazike.

Treguesi i hidrogjenit

Shkalla e pH-it përdoret për të shprehur aciditetin e tretësirave të holluara. Kur përqendrimi i joneve H^+ është i ulët, shkalla e pH-it është një mënyrë e përshtatshme për të shprehur aciditetin e një tretësire. Për shembull, kur përqendrimi i joneve H^+ është $0.001 \text{ mol}/\text{dm}^3$, pH i tretësirës do të jetë 3.

Vlera e treguesit të hidrogjenit (pH) është logaritmi negativ dekad i vlerës numerike të përqendrimit të joneve të hidrogjenit (H^+).

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)/\text{mol}/\text{dm}^3$$

Varësi të vlerës së pH-it, mund të parashikohet një mjedis acid.

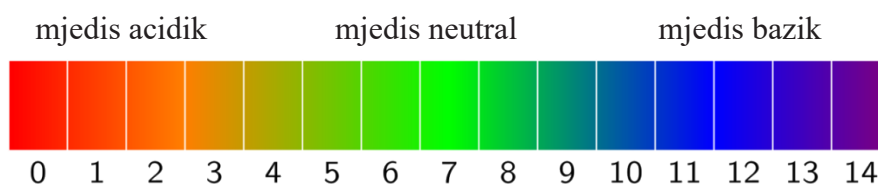


Figura 4.2. Shkalla e pH- it

Vlerat e pH-it variojnë nga 0 në 14, ndërsa tretësirat e koncentruara me $\text{pH} < 0$, shkalla e pH-it nuk mund të zbatohet.

Ngjashëm me pH-in, treguesi i hidroksidit, pOH, përdoret për të llogaritur përqendrimin e joneve hidroksid (pOH). **Treguesi i hidroksidit** (pOH) është logaritmi negativ dekad i vlerës numerike të përqendrimit të jonit hidroksid (OH^-).

$$\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-)/\text{mol/dm}^3$$

Marrëdhënia midis pH dhe pOH tregohet nga formula e mëposhtme:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad 25^\circ\text{C}$$

Kur dihet vlera e pH-it ose pOH-it të tretësirës, duhet të llogaritet përqendrimi i joneve H^+ dhe OH^- . Duke marrë anti-logaritmin e shprehjeve për pH dhe pOH, merren formulat e mëposhtme:

$$c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}} \quad c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}}$$

pH dhe pOH nuk mund të kenë një vlerë negative.



Figura 4.3. Letër treguesi universal

Vlera e pH-it të një tretësire të caktuar mund të përcaktohet duke përdorur letër treguese universale. Kjo metodë e përcaktimit të pH-it ka saktësi të kufizuar; për përcaktim më të saktë të pH-it, përdoren pajisje të quajtura **pH-metër**.

USHTRIME	Zgjidhja e detyrave të thjeshta që lidhen me produktin jonik të ujit dhe treguesi i hidrogjenit në tretësirë acidesh dhe bazash.
Detyra 13	Llogaritni përqendrimin e joneve të hidrogjenit (H^+) në tretësirën në të cilën përqendrimi i joneve hidroksid (OH^-) është $1 \cdot 10^{-4} \text{mol/dm}^3$. Parashikoni aciditetin e mjedisit.

ZGJIDHJE:

Janë dhënë:

$$c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-4} \text{mol/dm}^3$$

$$K_W = 1 \cdot 10^{-14} \text{mol}^2/\text{dm}^6$$

Kërkohet: $c(\text{H}^+) = ?$

Nga formula për produktin jonik të ujit, $K_w = c(H^+) \cdot c(OH^-)$
nëse shprehim $c(H^+)$ marrim

$$c(H^+) = \frac{K_w}{c(OH^-)}$$

ku vlerat e dhëna në detyrë zëvendësohen dhe merret

$$c(H^+) = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6}{1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/\text{dm}^3} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

Nëse krahasojmë vlerat për përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- , mund të shohim se përqendrimi i joneve H^+ është më i ulët se përqendrimi i joneve OH^- ($c(H^+) < c(OH^-)$), që do të thotë se mjedisi është bazik.

Detyra 14

Llogaritni përqendrimin e joneve hidroksid (OH^-) në tretësirë ku përqendrimi i joneve të hidrogjenit (H^+) është $4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}/\text{dm}^3$. Parashikoni aciditetin e mjedisit.

USHTRIME

Zgjidhja e problemeve të thjeshta që lidhen me produktin jonik të ujit dhe tregues hidrogjeni në tretësirë të acideve dhe bazave.

Detyra 15

Llogaritni vlerat e pH dhe pOH të tretësirës në të cilën përqendrimi i jonet e hidrogjenit (H^+) është $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/\text{dm}^3$. Parashikoni aciditetin e mjedisit.

ZGJIDHJE:

Është dhënë:

$$c(H^+) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

Kërkohet: pH=?

pH llogaritet sipas formulës:

$$pH = -\log c(H^+)/\text{mol}/\text{dm}^3$$

$$pH = -\log(1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/\text{dm}^3)/\text{mol}/\text{dm}^3$$

$$pH = 4$$

Nga formula që jep marrëdhënien midis pH dhe pOH:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 4 = 10$$

Meqenëse pH është më pak se 7 ($pH < 7$), bëhet fjalë për mjedis acidik.

Detyra 16

Cili do të jetë përqendrimi i joneve H^+ në një tretësirë me pH = 8? Parashikoni aciditetin e mjedisit.

USHTRIME

Zgjidhja e detyrave të thjeshta që lidhen me produktin jonik të ujit dhe treguesin e hidrogjenit në tretësirë të bazave dhe acideve.

Detyra 17

Llogaritni vlerën e pH-it të një tretësire në të cilën $c(OH^-)$ është $1 \cdot 10^{-6} \text{ mol}/\text{dm}^3$. Parashikoni ciditetin e mjedisit.

ZGJIDHJE:

Është dhënë:

$$c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_W = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Kërkohet: pH = ?

Nga formula për produktin jonik të ujit,

$$K_W = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

përqendrimi i joneve H^+ mund të llogaritet

$$c(\text{H}^+) = \frac{K_w}{c(\text{OH}^-)}$$

ku duke zëvendësuar vlerat e dhëna në detyrë fitohet

$$c(\text{H}^+) = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6}{1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3} = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$$

pH llogaritet sipas formulës:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)/\text{mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log(1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3)/\text{mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = 8$$

Meqenëse pH është më i madh se 7 ($\text{pH} > 7$), mjedisi është i dobët bazik.

Detyra 18

Llogaritni pH-in e një tretësire në të cilën $c(\text{OH}^-)$ është $1,5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$. Parashikoni aciditetin e mjedisit.

4.5. Kripëra të hidrolizuara

Një nga mënyrat për të përfutur kripëra është reaksioni i neutralizimit, pra reaksioni midis një acidi dhe një baze, në të cilin përfitohej kripa dhe uji. Dihet që një acid ka veti acidike, një bazë ka veti bazike, por lind pyetja, a do të jetë kripa neutrale, pra, a do të ketë tretësira e saj një $\text{pH} \approx 7$? Përgjigja e kësaj pyetjeje mund të fitohet duke marrë në konsideratë se çfarë ndodh me jonet e kripës që formohen gjatë disociacionit të saj në tretësira ujore.

Tretësirat e pothuajse të gjitha kripërave që janë të tretshme në ujë janë elektrolite të forta, domethënë, ato janë plotësisht të disociuara në ujë. Kur jonet e kripës (kationet dhe/ose anionet) shkëmbejnë protone me molekulat e ujit, aciditeti i tretësirës ndryshon. Kjo do të thotë që pas tretjes së kripës në ujë, tretësira që rezulton mund të jetë neutrale, dobët acidike ose dobët bazike. Ky proces quhet *hidrolizë e kripës*, e cila në fakt është një proces proteolitik dhe ndikon në pH-in e tretësirës.

Hidroliza e kripërave është një proces protolitik, domethënë një proces i shkëmbimit të protoneve midis joneve të kripës dhe ujit.

Klasifikimi i kripërave bëhet në varësi të fortësisë së acidit dhe bazës që formojnë kripën gjatë reaksionit.

Tabela 12. Llojet e kripërave

Kripërat	Örnekler	
Kripërat e formuara nga acide të forta dhe baza të forta	K_2SO_4	Sulfat kaliumi
	$NaCl$	Klorur natriumi
	$Mg(NO_3)_2$	Nitrat magnezi
Kripërat e formuara nga acide të forta dhe baza të dobëta	NH_4Cl	Klorur amoniumi
	$AlCl_3$	Perklorat amoniumi
	NH_4ClO_4	Klorur i aluminit
Kripërat e formuara nga acide të dobëta dhe baza të forta	$NaNO_2$	Nitrit natriumi
	Li_2SO_3	Sulfit litiumi
	CaF_2	Fluoridi i kalciumit
Kripërat e formuara nga acide të dobëta dhe baza të dobëta	CH_3COONH_4	Acetat amoniumi
	$AlPO_3$	Fosfat alumini
	$(NH_4)_2S$	Sulfidi i amonit

Kationi i kripës rrjedh nga baza, ndërsa anioni rrjedh nga acidi. Nëse dihet fortësia e acidit dhe bazës, është e mundur të parashikohet se cili do të jetë aciditeti i tretësirës së përfituar duke tretur kripën në ujë.

USHTRIME	Parashikimi i pH-it të mjedisit në tretësirë të ndonjë kripe bazuar në formulën e saj.
Detyra 19	Parashikoni pH-in e tretësirës së kripërave të mëposhtme bazuar në formulën e tyre: K_2SO_4 , CH_3COONH_4 dhe $NaNO_2$.

ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të parashikohet pH – I në mjedisin e tretësirave të: K_2SO_4 , CH_3COONH_4 dhe $NaNO_2$.

Një mënyrë për të përfituar kripëra është nëpërmjet reaksionit midis një acidi dhe një baze. Nga formula e kripës, mund të parashikohet se cilat acide dhe baza do të reagojnë për të formuar kripën e dhënë.

K_2SO_4 (sulfati i kaliumit) është një kripë e formuar nga reaksioni midis hidroksidit të kaliumit (KOH) dhe acidit sulfurik (H_2SO_4). KOH është një bazë e fortë dhe H_2SO_4 është një acid i fortë. Prandaj, duke e tretur këtë kripë në ujë, mjedisi pritet të jetë neutral, $pH \approx 7$.

CH_3COONH_4 (acetat amoniumi) është një kripë e formuar nga reaksioni i hidroksidit të amonit (NH_4OH) dhe acidit acetik (CH_3COOH). NH_4OH është bazë e dobët, dhe CH_3COOH është acid i dobët. Në këtë rast, kur si acidi ashtu edhe baza janë të dobëta, mjedisi pritet të jetë neutral, $pH \approx 7$. Megjithatë, për të parashikuar më saktë aciditetin e mjedisit, nevojiten informacione shtesë rreth konstantës së aciditetit të acidit (K_a) dhe konstantës së bazicitetit të bazës (K_b). Vlerat e këtyre konstanteve përcaktojnë forcën e acidit dhe të bazës.

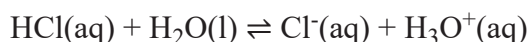
$NaNO_2$ (nitriti i natriumit) është një kripë e formuar nga reaksioni i hidroksidit të natriumit (NaOH) dhe acidit nitrorë (HNO_2). NaOH është një bazë e fortë, dhe HNO_2 është acid i dobët. Meqenëse baza është e fortë dhe acidi është i dobët, tretja e kësaj kripe në ujë pritet të prodhojë një tretësirë të dobët bazike, $pH > 7$.

Detyra 20

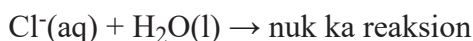
Parashikoni pH-in e mjedisit të tretësirës së kripërave të mëposhtme bazuar në formulën e tyre: AlCl_3 (klorur alumini) dhe CaF_2 (fluorur kalciumi).

Për të përcaktuar nëse dhe si do të ndryshojë aciditeti i një tretësire gjatë hidrolizës së një kripe të caktuar, duhet të dihet se cilët jone të kripës do të shkëmbejnë protone me ujin dhe cilët jone (H_3O^+ ose OH^-) të formohen si rezultat i reaksionit proteolitik midis joneve të kripës dhe ujit.

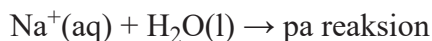
Sa më i fortë të jetë acidi, aq më e dobët është baza e tij e konjuguar dhe anasjelltas. Nëse acidi është shumë i fortë, atëherë baza e tij e konjuguar është një bazë më e dobët se uji dhe nuk ka afinitet për protonet (H^+). Për shembull, klorhidriku (HCl) është një acid i fortë dhe jonet Cl^- të bazës së tij të konjuguar janë një bazë shumë e dobët (më e dobët se uji).



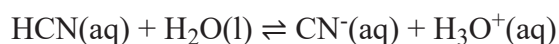
HCl është një acid i fortë që dhuron lehtësisht një proton në ujë, jonet Cl^- janë bazë e dobët konjuguese që nuk mund të pranojë një proton nga uji.



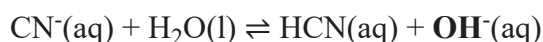
Bazat e forta janë hidroksidet e metaleve alkaline (Li , Na , K) dhe metaleve alkaline-tokësore (Ca , Sr , Ba). Në përgjithësi, të gjitha kationet metalike reagojnë me ujin dhe formojnë një tretësirë acidike, por hidroliza shprehet kryesisht për jonet e vogla metalike me një ngarkesë më të lartë (Al^{3+} , Fe^{3+} , etj.). Prandaj, bashkëveprimi i joneve alkaline dhe metaleve alkaline-tokësore me ujin është i vogël dhe neglizhohet.



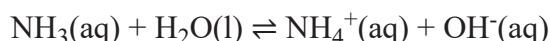
Acidet e dobëta kanë baza të forta konjugate, prandaj joni që rrjedh nga një acid i dobët sillet si një bazë e fortë e konjuguar (më e fortë se uji) dhe mund të pranojë protone prej saj.



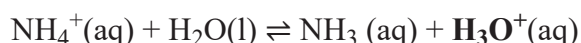
HCN është një acid i dobët që mezi dhuron një proton për ujin, dhe CN^- është bazë konjugative më e fortë se uji dhe mund të pranojë një proton prej tij.



Bazat e dobëta çiftëzohen me acide konjugate më të forta. Prandaj, joni i nxjerrë nga një bazë e dobët sillet si një acid më i fortë se uji dhe mund t'i dhurojë asaj një proton.



NH_3 është një bazë e dobët që mezi pranon një proton nga uji, ndërsa NH_4^+ është një acid konjugat më i fortë i ujit dhe mund t'i dhurojë një proton atij.



Nga këto shembuj mund të konkludohet se:

- Jonet që rrjedhin nga acide dhe baza të forta nuk kanë as veti acidike as bazike dhe nuk marrin pjesë në një reaksion protolitik me ujin;

- Jonet që vijnë nga një acid ose bazë e dobët shkëmbejnë protone me ujin, dhe si rezultat i këtij reagimi, aciditeti i tretësirës ndryshon.

Në fakt, aciditeti i një tretësire kur tretet një kripë do të varet nga jonet që marrin pjesë në një reaksion protolitik me ujin.

USHTRIME	Shkrimi i ekuacioneve për hidrolizën e kripërave të ndryshme dhe nxjerrja e përfundimeve rreth pH-it të tretësirave të kripës bazuar në ekuacionin.
Detyra 21	Parashikoni vlerën e pH-it të tretësirës së përfituar nga tretja e klorur natriumit (NaCl) në ujë.

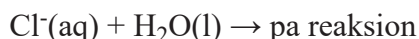
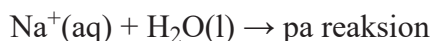
ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të parashikohet pH i tretësirës së përfituar nga tretja e NaCl në ujë.

Kloruri i natriumit (NaCl) është një kripë e përfituar gjatë reaksionit të hidroksidit të natriumit (NaOH) me acid klorhidrik (HCl). Kur NaCl tretet në ujë, kripa disociohet pothuajse plotësisht, duke formuar katione natriumi (Na^+) dhe anione kloruri (Cl^-):



Jonet Na^+ rrjedhinë nga një bazë e fortë (NaOH), jonet Cl^- rrjedhin nga një acid i fortë (HCl). Kjo do të thotë që jonet e formuara nga disociacioni i NaCl nuk do të shkëmbejnë protone me ujë.



Meqenëse jonet e kripës të formuara nga një acid i fortë dhe një bazë e fortë nuk shkëmbejnë protone në ujë, tretësira e kripës pritet të jetë neutrale.

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx c(\text{OH}^-), \text{pH} \approx 7$$

Prandaj, mund të thuhet se kripërat e formuara nga një acid i fortë dhe një bazë e fortë nuk hidrolizohen.

Detyra 22	Parashikoni vlerën e pH-it të tretësirës së përfituar nga tretja e sulfat kaliumit (K_2SO_4) në ujë.
------------------	--

USHTRIME	Shkrimi i ekuacioneve për hidrolizën e kripërave të ndryshme dhe nxjerrja e përfundimeve rreth pH-it të tretësirave të kripës bazuar në ekuacionin.
Detyra 23	Parashikoni vlerën e pH-it të tretësirës së përfituar nga tretja e nitrat amonit (NH_4NO_3) në ujë.

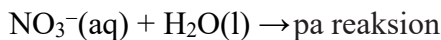
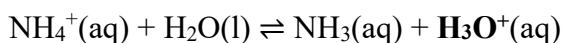
ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të parashikohet pH i tretësirës së përfituar duke tretur NH_4NO_3 në ujë.

Nitrati i amonit (NH_4NO_3) është një kripë e përfituar nga reaksioni i hidroksidit të amonit (NH_4OH) me acidin nitrik (HNO_3). Kur NH_4NO_3 tretet në ujë, kripa pothuajse plotësisht shpëputet, duke formuar katione amoniumi (NH_4^+) dhe anione nitratesh (NO_3^-):



NH_4^+ rrjedh nga një bazë e dobët (NH_4OH) dhe është një acid konjuguar më i fortë se uji të cilit i jep një proton. NO_3^- rrjedh nga një acid i fortë (HNO_3), që do të thotë se është bazë dobët e konjuguar dhe nuk mund të pranojë proton nga uji. Prandaj, mund të shkruhet



Si rezultat i reaksionit proteolitik midis NH_4^+ dhe H_2O , në tretësirën e përfituar nga tretja e NH_4NO_3 formohen jone H_3O^+ . Prandaj, vlera e pH-it të tretësirës pritet të jetë më pak se shtatë, d.m.th. mjedisi pritet të jetë me aciditet të dobët.

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-), \text{pH} < 7.$$

Detyra 24

Parashikoni vlerën e pH-it të tretësirës së përfituar duke tretur klorur amoniumin (NH_4Cl) në ujë.

USHTRIME

Shkrimi i ekuacioneve për hidrolizën e kripërave të ndryshme dhe nxjerrja e përfundimeve për pH-in të tretësirave të kripës bazuar në ekuacionin.

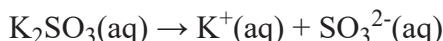
Detyra 25

Parashikoni vlerën e pH-it të tretësirës së përfituar nga tretja e sulfit kaliumit (K_2SO_3) në ujë.

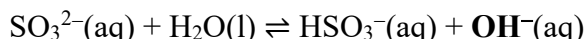
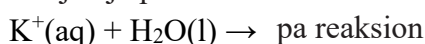
ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të parashikohet pH i tretësirës së përfituar duke tretur K_2SO_3 në ujë.

Sulfiti i kaliumit (K_2SO_3) është një kripë e formuar nga reaksioni i hidroksidit të kaliumit (KOH) me acidin sulfurik (H_2SO_3). Kur K_2SO_3 tretet në ujë, kripa disocion pothuajse plotësisht, duke formuar katione kaliumi (K^+) dhe anione sulfite (SO_3^{2-}):



K^+ vjen nga një bazë e fortë (KOH) dhe bashkëveprimi i tij me ujin është i papërfillshëm. SO_3^{2-} vjen nga një acid i dobët (H_2SO_3), që do të thotë se ka një bazë konjugat më të fortë se uji, nga e cila mund të pranojë një proton.



Si rezultat i reaksionit protolitik midis SO_3^{2-} dhe H_2O , në tretësirën e përfituar me K_2SO_3 të tretur formohen jone OH^- , prandaj pritet $\text{pH} > 7$, d.m.th. tretësira është e dobët bazike.

$$c(\text{OH}^-) > c(\text{H}_3\text{O}^+), \text{pH} > 7.$$

Detyra 26

Parashikoni vlerën e pH-it të tretësirës së përfituar nga tretja e nitrit natriumit (NaNO_2) në ujë.

USHTRIME

Shkrimi i ekuacioneve për hidrolizën e kripërave të ndryshme dhe nxjerrja e përfundimeve rreth pH-it të tretësirave të kripës bazuar në ekuacionin.

Detyra 27

Parashikoni vlerën e pH-it të tretësirës të përfituar duke tretur acetat amoniumi ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) në ujë.

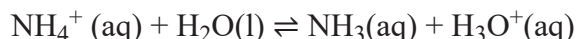
ZGJIDHJE:

Kërkohet: Të parashikohet pH i tretësirës së përfituar duke tretur $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ në ujë.

Acetati i amonit ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) është një kripë e formuar nga reaksioni i hidroksidit të amonit (NH_4OH) me acidin acetik (CH_3COOH). Kur $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ tretet në ujë, kripa disociohet pothuajse plotësisht, duke formuar katione amoniumi (NH_4^+) dhe anione acetati (CH_3COO^-):



NH_4^+ vjen nga një bazë e dobët (NH_4OH) dhe është një acid konjuguar më i fortë se uji, nga i cili mund të dhurojë një proton. CH_3COO^- rrjedh nga një acid i dobët (CH_3COOH), që do të thotë se është një bazë konjuguar më e fortë se uji, nga i cili mund të pranojë një proton.



Si rezultat i këtyre reaksioneve proteolitike, tretësira e fituar me tretjen e $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ formohen jonet H_3O^+ dhe OH^- .

$$c(\text{OH}^-) \approx c(\text{H}_3\text{O}^+), \text{pH} \approx 7.$$

Për të përcaktuar aciditetin e një tretësire të një kripe të formuar nga një acid i dobët dhe një bazë e dobët, është e nevojshme të dihen vlerat e konstanteve të disociacionit të acidit të dobët (K_a) dhe bazës së dobët (K_b). Duke i krahasuar ato, pH i tretësirës mund të parashikohet më saktë.

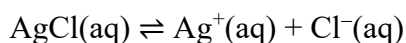
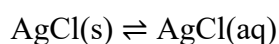
Detyra 28

Parashikoni vlerën e pH-it të tretësirës së përfituar duke tretur cianur amoniumi (NH_4CN) në ujë.

4.6. Produkti i tretshmërisë

Shumica e komponimeve jonike janë të tretshme në ujë; ato pothuajse plotësisht disociohen në jone si rezultat i bashkëveprimeve jon-dipol. Disa komponime jonike janë të patretshme në ujë dhe mbeten në gjendje të ngurtë, d.m.th., në formën e fundërrinës. Megjithatë, një pjesë e vogël e këtyre komponimeve është e tretshme. Për të përcaktuar në mënyrë sasiore shkallën në të cilën tretet një komponim jonik i patretshëm, përdoret produkti i tretshmërisë (K_{sp}).

Le të shqyrtojmë shembullin e klorurit të argjendit (AgCl), një kripë që është e patretshme në ujë, por në prani të ujit të tepërt, një pjesë e vogël e AgCl tretet. Pjesa e kripës që tretet plotësisht disociohet në tretësira ujore. Prandaj, në tretësirë vendoset një ekuilibër dinamik midis precipitatit të klorurit të argjendit (AgCl) dhe joneve të formuara në tretësirë, i cili mund të përfaqësohet si më poshtë:



Për çdo ekuilibër ekziston një konstante që e përshkruan atë, në këtë rast është K_{sp} . Bëhet fjalë për një ekuilibër heterogjen që nuk përfshin përqendrimin e $\text{AgCl}(\text{s})$, meqenëse është në gjendje të ngurtë. Shprehja për K_{sp} në shembullin e AgCl do të jetë:

$$K_{sp} = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$$

K_{sp} është produkti i tretshmërisë së kripës me tretje të dobët, AgCl

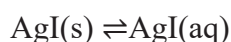
$c(\text{Ag}^+)$ dhe $c(\text{Cl}^-)$ janë përqendrime të ekuilibrit të joneve Ag^+ dhe Cl^- .

Pra, K_{sp} është produkt i përqendrimeve të ekuilibrit të joneve të formuara në tretësirë pas disociacionit të pjesës së tretshme të një kripe pak të tretshme. Në shprehjen për K_{sp} , përqendrimi i joneve të formuara pas disociacionit të kripës shkallëzohet nga koeficienti stekiometrik nga ekuacioni i balancuar i reaksionit të disociacionit.

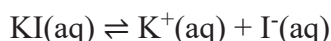
Në përgjithësi, tretshmëria e kripërave ndryshon dhe mund të llogaritet nga vlera e K_{sp} . Nëse dihet përqendrimi i joneve në tretësirë, K_{sp} mund të llogaritet dhe anasjelltas, nga vlera e K_{sp} mund të llogaritet përqendrimi i joneve në tretësirë. Sa më e ulët të jetë vlera e K_{sp} , aq më e ulët është tretshmëria e kripës.

Në tretshmërinë të komponimeve dobët të tretshme ndikim të madh ka efekti i jonit të përbashkët. Ky efekt mund të shpjegohet duke zbatuar parimin e Le Chatelier në ekuilibrin heterogjen të përfaqësuar nga K_{sp} . Konkretisht, sipas parimit të Le Chatelier, nëse një sasi shtesë e njërit prej reaktantëve shtohet në sistemin e reagimit, ekuilibri zhvendoset djathtas, pra drejt marrjes së më shumë produkteve, dhe anasjelltas, nëse një sasi shtesë e njërit prej produkteve shtohet në sistemin e reagimit, ekuilibri zhvendoset majtas, pra drejt marrjes së më shumë reaktantëve.

Për të marrë në konsideratë *efektin e një joni të përbashkët*, merrni në konsideratë ekuilibrin heterogjen të mëposhtëm:



Nëse duam të formohet një sasi më e madhe e precipitatit (AgI), kjo mund të arrihet duke shtuar KI në tretësirë.



Gjatë disociacionit të KI formohen jone I^- , të cilat janë jone të përbashkëta për AgI dhe KI . Ndërsa sasia e joneve I^- në produkte rritet, ekuilibri zhvendoset majtas dhe formohet një sasi më e madhe e AgI . Zhvendosja në ekuilibër është për shkak të efektit të jonit të përbashkët.

USHTRIME

Shkrimi i ekuacioneve për ekuilibrin midis substancave të ndryshme dobët të tretshme, dhe joneve të tyre në tretje të ngopur dhe barazimet për produktin e tretshmërisë.

Detyra 29

Shkruani ekuacionet sasiore për produktin e tretshmërisë (K_{sp}) për shembujt e mëposhtëm të përbërjeve me tretje të lehtë: $\text{CaF}_2(\text{s})$, $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$.

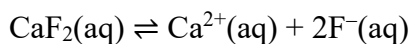
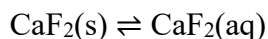
ZGJIDHJE:

Kërkohet:

Për të shkruar reaksionin për K_{sp} , përdoren shembujt e mëposhtëm: $\text{CaF}_2(\text{s})$, $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$.

$\text{CaF}_2(\text{s})$

$\text{CaF}_2(\text{s})$ është një përbërës jonik me pak tretje, pjesa e kripës që tretet do të shkëputet në jone sipas ekuacionit:

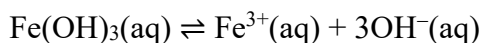
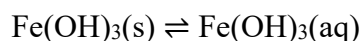


Prandaj, shprehja për K_{sp} do të jetë:

$$K_{\text{sp}} = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{F}^{-})^2$$

$\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$

$\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ është një përbërës i dobët i tretshëm, pjesa e tij e tretshme do të shpërbëhet në jone sipas ekuacionit:



Shprehja për K_{sp} do të jetë:

$$K_{\text{sp}} = c(\text{Fe}^{3+}) \cdot c(\text{OH}^{-})^3$$

Detyra 30

Shkruani ekuacionet sasiore për produktin e tretshmërisë (K_{sp}) për shembujt e mëposhtëm të kripërave me tretje të lehtë: $\text{CaCO}_3(\text{s})$ dhe $\text{PbI}_2(\text{s})$.

PEZYME

Përçuesit e rendit të parë janë metale që përçojnë rrymë elektrike sepse kanë elektrone që lëvizin lehtë.

Joelektrolitet janë substanca, tretësirat ujore të cilave përmbajnë molekula dhe për këtë arsye nuk përçojnë rrymë elektrike.

Elektrolitet janë substanca që, kur treten në ujë (ose në një tretës tjetër polar), formojnë jone.

Elektrolitet e forta janë elektrolite që disociohen pothuajse plotësisht në ujë.

Elektrolitet e dobëta janë elektrolite që disociohen pjesërisht në ujë.

Shkalla e disociacionit të elektroliteve α (α) është një masë e fortësisë së elektroliteve të dobëta.

Reaksionet jonike janë reaksione midis joneve që ndodhin në tretësira ujore.

Acid sipas teorisë Brønsted-Lowry është një substancë që dhuron protone dhe quhet dhurues protoni.

Sipas teorisë Brønsted-Lowry, një substancë që pranon protone quhet pranues protoni.

Protolitet janë acide dhe baza që shkëmbejnë protone (H^+).

Reaksionet protolitike janë reaksione në të cilat shkëmbehen protone.

Protolitet e forta janë protolite që dhurojnë ose pranojnë lehtësisht protone.

Protolitet e dobëta janë protolite që janë të vështira për t'u dhuruar ose pranuar protone.

Amfiproteolitet janë substanca që pranojnë dhe dhurojnë protone, domethënë, ato sillen si acide dhe si baza.

Produkti jonik i ujit (K_w) është produkti i përqendrimit të joneve të hidrogjenit (H^+) dhe jonet hidroksid (OH^-).

Treguesit janë substanca që ndryshojnë ngjyrën në varësi të aciditetit të mjedisit.

Vlera e pH-it është logaritmi negativ i 10-të i vlerës numerike të përqendrimit të joneve të hidrogjenit (H^+), $pH = -\log c(H^+)/mol/dm^3$.

Indeksi i hidroksidit (pOH) është logaritmi negativ me 10 baza i vlerës numerike të përqendrimit të joneve hidroksid (OH^-), $pOH = -\log c(OH^-)/mol/dm^3$.

Hidroliza e kripërave është një proces protolitik, domethënë një proces shkëmbimi protoni midis joneve të kripës dhe ujit.

Produkti jonik i ujit (K_{sp}) është produkti i përqendrimeve të ekuilibrit të joneve që formohen në tretësirë gjatë disociacionit të pjesës së tretshme të një kripe pak të tretshme.

PYETJE DHE DETYRA

- 1) Cili është ndryshimi midis përçuesve të rendit të parë dhe përçuesve të rendit të dytë? A disociojnë të dy në tretësira ujore?
- 2) A e përçon kloruri i natriumit elektricitetin kur është në gjendje të ngurtë? Shpjegoni.
- 3) Tregoni procesin e disociacionit të elektroliteve të përbërjeve të mëposhtme në tretësirën e plumbit, të cilat janë elektrolite të forta, nëse janë të dobëta: HCl , H_2SO_3 , NH_4OH , K_3PO_4 , CH_3COOH , AlCl_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NH_4NO_3 , HClO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_3PO_3 ve $\text{Bi}(\text{OH})_3$?
- 4) Emërtoni përbërjet nga detyra 3.
- 5) Llogaritni vlerën e shkallës së disociacionit të elektrolitit (α) të HNO_2 nëse:
 - a) $c(\text{HNO}_2) = 0,5 \text{ mol/dm}^3$, $c(\text{H}^+) = 0,022 \text{ mol/dm}^3$
 - b) $c(\text{HNO}_2) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$, $c(\text{H}^+) = 0,0056 \text{ mol/dm}^3$
- 6) Shkruani produktet e reaksioneve të mëposhtme protolitike:
 - a) $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{HF}(\text{aq}) \rightarrow$
 - b) $\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow$
 - c) $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightarrow$
 - d) $\text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{HClO}_4(\text{aq}) \rightarrow$
- 7) Etiketoni çiftet acid/bazë konjugate dhe bazë/acid konjugate nga problema 6.
- 8) Si sillet uji kur shkëmben proptone me H_2CO_3 dhe HCO_3^- ? Shpjegoni.
- 9) Uji është një amfiprotolit. Çfarë do të thotë kjo? Shkruani ekuacionin për reaksionin autoprotolitik të ujit.
- 10) Përcaktoni aciditetin e mjedisit kur:
 - a) $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$
 - b) $c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
- 11) Llogaritni përqendrimin e joneve OH^- në një tretësirë në të cilën përqendrimi i joneve H^+ është $1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$. Përcaktoni se cili do të jetë karakteri i mjedisit.
- 12) Llogaritni përqendrimin e joneve H^+ në një tretësirë në të cilën përqendrimi i joneve OH^- është $1,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$. Përcaktoni se cili do të jetë karakteri i mjedisit.
- 13) Llogaritni përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- një tretësirë të acidit klorhidrik (HCl) me një përqendrim prej $0,001 \text{ mol/dm}^3$.
- 14) Llogaritni përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- një tretësirë hidroksidi kaliumi (KOH) me një përqendrim prej $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$.
- 15) Llogaritni vlerat e pH dhe pOH të një tretësire në të cilën përqendrimi i joneve të hidrogjenit (H^+) është $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$. Cili do të jetë aciditeti i mjedisit?
- 16) Cila nga tretësirat ka aciditet më të lartë: $0,5 \text{ mol/dm}^3 \text{ HNO}_3$ apo $0,5 \text{ mol/dm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$? Shpjegoni përgjigjen.
- 17) Llogaritni përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- një tretësirë me $\text{pH} = 4,4$.
- 18) Llogaritni përqendrimin e joneve H^+ dhe OH^- një tretësirë me $\text{pOH} = 5$.
- 19) Çfarë janë treguesit? Cilët janë treguesit më të përdorur? Cili është mjedisi i tyre me ngjyra - acid dhe bazik?
- 20) Cila do të jetë ngjyra e treguesve: letër lakmushi, fenolftaleinë dhe metil portokall në tretësirat e mëposhtme:

- a) hidroksid kaliumi (KOH)
- b) klorur natriumi (NaCl)
- c) acid nitrik (HNO_3)

- 21) Shkruani formulat dhe emrat e acideve dhe bazave nga të cilat formohen kripërat e mëposhtme: K_3PO_3 , NH_4Cl , LiClO_4 , NH_4NO_2 , NaF , CaCl_2 . Emërtoni kripërat.
- 22) Cilat nga kripërat nga problemi 21 hidrolizohen në tretësira ujore? Cili do të jetë aciditeti i tretësirave të formuara? Shpjegoni përgjigjen.
- 23) Plotësoni tabelën.

Kripë	Acid	Bazë	pH
NaNO_3	HNO_3	NaOH	≈ 7
$\text{Mg}(\text{CN})_2$			
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$			
NaClO_4			
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$			

- 24) Emërtoni kripërat, acidet dhe bazat nga problema 23.
- 25) Shkruani shprehjen për produktin e tretshmërisë (K_{sp}) të përbërjeve të mëposhtme:
- a) kromat argjendi (Ag_2CrO_4)
 - b) hidroksid magnezi ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)
 - c) sulfat bariumi (BaSO_4)
- 26) Shkruani shprehjen për K_{sp} të CdS dhe shpjegoni ndikimin e jonit të përbashkët nëse CdI_2 nshtohet në sistemin e reagimit.

NJËSIA MODULARE 5

PROCESET ELEKTROKIMIKE

Qëllimet e mësimit

Me njësinë modulare proceset elektrokimike pritet të arrihen qëllimet e mëposhtme:

- *Fitimi i njohurive rreth proceseve elektrokimike dhe elementëve elektrokimikë, elektrolizës, qelive të elektrolizës dhe korrozionit;*
- *montimi i qelive të thjeshta galvanike dhe parashikimi i proceseve që ndodhin në to (shkrimi i ekuacioneve për gjysmëreaksionet e oksidimit dhe reduktimit) dhe përcaktimi i anodës dhe katodës;*
- *fitimi i njohurive mbi funksionimin dhe zbatimin e elementeve galvanike praktikisht të rëndësishme;*
- *shpjegimi i procesit të elektrolizës dhe parashikimi i produkteve të elektrolizës së një elektroliti të caktuar;*
- *të kuptuarit e llojeve të ndryshme të korrozionit dhe mënyrave për t'u mbrojtur nga korrozioni;*

Rezultatet e pritura të studimit të njësisë modulare

Pas studimit të njësisë modulare proceset elektrokimike, nxënësi pritet që:

- *të përkufizojë nocionet proces elektrokimik, qelitë elektrokimike, qelitë galvanike, qelitë elektrolize, anodë, katodë, korrozion etj.;*
- *të zbatojë serinë elektrokimike të metaleve për të parashikuar drejtimin e rrymës në një qelie galvanike dhe të shkruajë ekuacionet e gjysmëreaksioneve të oksidimit dhe reduktimit;*
- *të kuptojë dhe shpjegojë elementët galvanikë praktikisht të rëndësishëm;*
- *që parashikojnë produktet e përfituara në anodë dhe katodë gjatë elektrolizës së një elektroliti të caktuar;*
- *të dallojë llojet e ndryshme të korrozionit të materialeve dhe të propozojë mënyra mbrojtjeje nga korrozioni;*

Nocionet

elektrokimi, proces elektrokimik, elektrolizë, element elektrokimik, element galvanik, qelitë elektrolize, gjysmë-element, anodë, katodë, elektrodë, procese redoks, gjysmë-reaksion oksidimi, gjysmë-reaksion reduktimi, element galvanik Daniel, element i thatë Leclashes, korrozion, korrozion kimik, korrozion elektrokimik, galvanizim, anodizim, lyerje, llak, smaltim, kallaj, aliazhim

Përmbajtjet e njësisë modulare

Proceset elektrokimike dhe elementët elektrokimikë
 Elementët galvanikë dhe rëndësia praktike e elementëve galvanikë
 Elektroliza
 Korrozioni i metaleve dhe mbrojtja e metaleve nga korrozioni

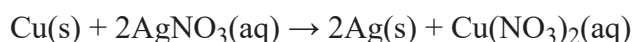
5. PROCESET ELEKTROKIMIKE

Elektrokimia, siç sugjeron edhe emri i saj, shpjegon marrëdhënien midis energjisë elektrike dhe kimisë. *Dega e kimisë që merret me studimin e marrëdhënies midis reaksioneve kimike dhe rrymës elektrike quhet **elektrokimi**.* Si rezultat i disa reaksioneve, merret një rrymë njëkahëshe. Zakonisht, një rrymë elektrike merret si rezultat i lëvizjes së elektroneve, që do të thotë se gjatë rrjedhës së këtyre reaksioneve kimike, ndodh lëvizja e elektroneve. Një shembull i kësaj janë reaksionet e oksido-reduktimit (reaksionet redokse). Nga ana tjetër, disa reaksione ndodhin vetëm nën ndikimin e rrymës elektrike. Në një rast të tillë, mund të përdoret energjia nga një bateri. Reaksionet në të cilat përfshihet rryma elektrike në një farë mënyre quhen **reaksione elektrokimike**.

5.1. Proceset elektrokimike dhe elementët elektrokimikë

Një proces elektrokimik është një proces që shkakton ose shkaktohet nga veprimi i një rryme elektrike. Proceset elektrokimike janë në thelb reaksione oksido-reduktimi (reaksione redoks) në të cilat elektronet shkëmbehen midis atomeve. *Procesi i çlirimit të elektroneve quhet **oksidim**, dhe procesi i marrjes së elektroneve quhet **reduktim**.*

Nëse një tel bakri zhytet në një tretësirë nitrati argjendi, ndonjëherë vërehet se argjendi metalik depozitohet në shufër dhe tretësira ngjyrosset blu (Figura 5.1). Formimi i argjendit elementar në sipërfaqen e telit të bakrit është rezultat i reduktimit të joneve të argjendit në tretësirë, ndërsa ngjyra blu e tretësirës është për shkak të oksidimit të atomeve të bakrit në tel, duke formuar katione bakri në tretësirë. Ky proces mund të tregohet në ekuacionin e mëposhtëm:



Një sistem i tillë mund të përdoret si burim i rrymës elektrike vetëm nëse reaksioni i oksidimit të atomeve të bakrit është i ndarë fizikisht nga reaksioni i reduktimit të kationeve të argjendit. Kjo do të thotë që reaksionet e oksidimit dhe reduktimit do të zhvillohen në enë të ndryshme, dhe elektrodën do të jenë të lidhura nga një përçues metalik. Një sistem i tillë quhet **element elektrokimik** ose qeli elektrokimike. Elementet elektrokimike quhen edhe *qeli voltaike* ose *qeli galvanike* për nder të shkencëtarëve italianë Galvani (Luigi Galvani, 1737–1798) dhe Volta (Alessandro Volta, 1745–1827). Në varësi të faktit nëse elementët elektrokimikë përdoren si burim i rrymës elektrike ose në të zhvillohen reaksione kimike nën ndikimin e rrymës elektrike, ato klasifikohen në dy grupe, elementë galvanikë dhe qeli elektrolize.



Figura 5.1. Reaksioni redoks midis Cu dhe AgNO₃

5.2. Elementët galvanikë dhe elementët galvanikë praktikisht të rëndësishëm

Qelitë galvanike janë elementë elektrokimikë që shërbejnë si burim i rrymës elektrike. Ato janë baza për ndërtimin e baterive të ndryshme, pasi të gjitha ato spontanisht (vetëm) i nënshtrohen reaksioneve redokse. Prandaj, mund të thuhet se si rezultat i shfaqjes spontane të reaksioneve kimike në elektroda, qelizat galvanike e shndërrojnë energjinë kimike në energji elektrike.

Çdo qeli galvanike ka tensionin e vet karakteristik. Në mënyrë tipike, qelitë galvanike përbëhen nga dy gjysmëqeli të ndara, secila prej të cilave përbëhet nga një elektrodë e zhytur në një tretësirë elektroliti. Një shembull është qelia galvanike e Danielit, e cila u shpik në vitin 1836 nga kimisti anglez Daniell (John Frederic Daniell, 1790 – 1845).

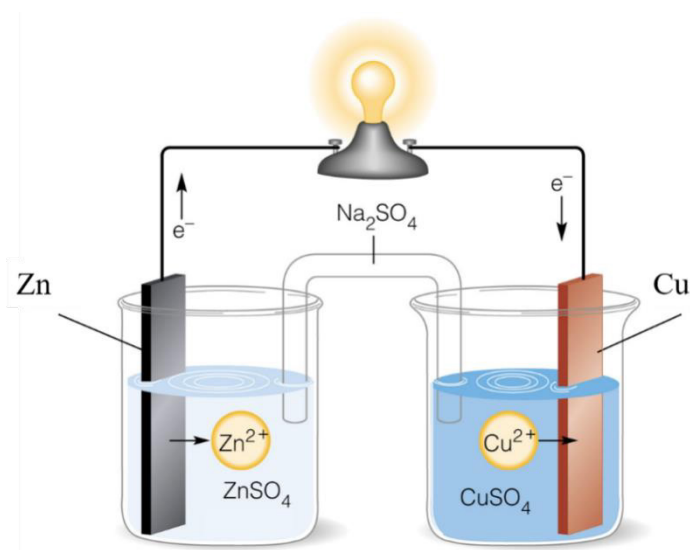
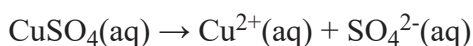
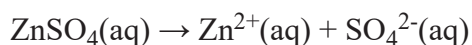


Figura 5.2. Elementi galvanik i Danielit

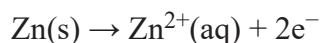
Qelia galvanike e Danielit përbëhet nga dy gjysmëqeli, një gjysmëqeli e majtë dhe një gjysmëqeli e djathtë. Gjysmëqelia e majtë është një pllakë zinku e zhytur në një tretësirë që përmban të njëjtin lloj kationesh (sulfat zinku, ZnSO_4), dhe gjysmëqelia e djathtë është një pllakë bakri e zhytur në një tretësirë sulfat bakri (II) (CuSO_4).

Si rezultat i disociacionit të elektroliteve, jonet e zinkut (Zn^{2+}) dhe sulfatit (SO_4^{2-}) janë të pranishme në tretësirën e gjysmëqelisë së majtë, ndërsa jonet e bakrit (Cu^{2+}) dhe sulfatit (SO_4^{2-}) pranishme në tretësirën e gjysmëqelisë së djathtë.

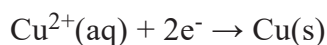


Pllakat e zinkut dhe bakrit janë elektroda që janë të lidhura me njëra-tjetrën nga një tel metalik me të cilin është lidhur një voltmetër për të matur forcën e rrymës.

Në gjysmëqelinë e majtë, zhvillohet një reaksion oksidimi, d.m.th. atomet e zinkut lëshojnë elektrone dhe kalojnë në tretësirë si katione.

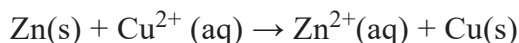


Elektronet e çliruara nga atomet e zinkut gjatë oksidimit nuk grumbullohen në pllakën e zinkut, por udhëtojnë përmes telit drejt pllakës së bakrit. Jonet Cu^{2+} në tretësirë i pranojnë këto elektrone dhe reduktohen në bakër elementar.



*Elektroda në të cilën zhvillohet procesi i oksidimit është e ngarkuar negativisht dhe quhet **anodë**. Elektroda në të cilën zhvillohet procesi i reduktimit është e ngarkuar pozitivisht dhe quhet **katodë**. Pllaka e zinkut është **poli negativ (-) i elementit** dhe quhet anodë, pllaka e bakrit është **poli pozitiv (+) i elementit** dhe quhet katodë.*

Reaksioni i përgjithshëm redoks që ndodh në qelizën galvanike Daniell mund të përfaqësohet si më poshtë:



Si rezultat i procesit të oksidimit në tretësirën e gjysmëqelisë së majtë, përqendrimi i joneve Zn^{2+} rritet (ngarkesa pozitive rritet), ndërsa në gjysmëqelien e djathtë procesi i reduktimit shkakton një rritje të përqendrimit të joneve SO_4^{2-} në tretësirë (ngarkesa negative rritet). Tretësirat në të dy gjysmëqelizat duhet të jenë elektroneutrale. Për të arritur elektroneutralitetin e tretësirave, ato janë të lidhura me një *urë elektrolitike*. **Ura elektrolitike** është një tub i përkulur (U) i mbushur me një tretësirë elektroliti (për shembull Na_2SO_4). Jonet e këtij elektroliti nuk reagojnë as me jonet në tretësira dhe as me elektrodën. Skajet e tubit janë të mbyllura me membrana poroze nëpër të cilat jonet mund të migrojnë, por tretësira e elektrolitit nuk mund të kalojë. Në rastin e qelisë galvanike Daniell, anionet e sulfatit migrojnë nga ura e elektrolitit në gjysmëqelinë e majtë për të neutralizuar ngarkesën e tepërt pozitive të joneve Zn^{2+} , të cilat formohen si rezultat i oksidimit të atomeve të zinkut. Në të njëjtën kohë, kationet e natriumit migrojnë në gjysmëqelinë e djathtë ku, si rezultat i gjysmëreaksionit të reduktimit, ka një tepëri të joneve SO_4^{2-} (ngarkesë negative). Në këtë mënyrë, sistemi në tërësi arrihet të jetë elektroneutral.

Prandaj, mund të thuhet se rrjedha e rrymës elektrike përmes një qelie elektrokimike është rezultat i dy proceseve, lëvizjes së elektroneve përmes telave dhe lëvizjes së joneve në tretësira.

Qelia galvanike e Danielit është treguar me diagramin skematik të mëposhtëm:



Anoda, ose elektroda ku ndodh oksidimi, është gjithmonë e shkruar në anën e majtë të diagramit skematik. Katoda, ose elektroda ku ndodh reduktimi, është e shkruar në anën e djathtë të

diagramit skematik. Një vijë vertikale (|) tregon kufirin midis elektrodës dhe tretësirës. Dy vija vertikale paralele (||) tregojnë kufirin midis dy gjysmëqelive, d.m.th. urën elektrolitike.

Gjatë montimit të qelive galvanike, është e nevojshme të parashikohet se cili metal do të jetë elektroda në gjysmëqelinë e majtë (anodë) në të cilën ndodh oksidimi, dhe cili metal do të jetë elektroda në gjysmëqelinë e djathtë (katodë) në të cilën ndodh reduktimi. Metalet janë të rregulluara në një seri të quajtur **seri elektrokimike e metaleve sipas lehtësisë me të cilën lëshojnë elektrone, domethënë, në varësi të reaktivitetit të tyre**. Hidrogjeni merret si bazë për krahasim. Në fillim të serisë janë elementët që lëshojnë elektrone më lehtë, domethënë metalet më reaktive. Ndërsa shkoni më tej në seri, reaktiviteti i metaleve zvogëlohet, domethënë, ato lëshojnë elektrone më vështirë. Gjysmëqelia e majtë në të cilën ndodh oksidimi është një metal që lëshon elektrone më lehtë krahasuar me metalin që është elektroda në gjysmëqelinë e djathtë në të cilën ndodh reduktimi. **Seria elektrokimike e metaleve është një krahasim i metaleve në varësi të reaktivitetit të tyre.**

Li K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

Nga seria elektrokimike e metaleve, mund të shihet se metali i parë është litiumi, që do të thotë se është më reaktiv, domethënë, liron elektrone më lehtë se metalet e tjera në seri. Prandaj, Li është agjenti reduktues më i fortë. Kationi i litiumit (Li^+) që formohet kur litiumi liron elektrone është një agjent oksidues. Për më tepër, sa më i fortë të jetë metali, aq më i dobët është kationi i tij. Metali i fundit është ari, i cili liron elektrone më vështirë se metalet bazë para tij. Au është agjenti reduktues më i dobët krahasuar me metalet e tjera. Kjo do të thotë që kationi i arit (Au^{3+}) është agjent oksidues më i fortë krahasuar me kationet e metaleve të tjera në serinë elektrokimike. Duke përdorur serinë elektrokimike të metaleve, mund të parashikohet një numër i madh reaksionesh kimike dhe mund të krahasohet reaktiviteti i metaleve.

USHTRIME	Shkrimi i ekuacioneve për gjysmëreaksionet e oksidimit dhe reduktimit në qeliza të ndryshme galvanike dhe përcaktimi i anodës dhe katodës, dhe polit pozitiv/negativ të elementit.
Detyra 1	Shkruani ekuacionet e gjysmëreaksioneve të oksidimit dhe reduktimit në një qelizë galvanike të përbërë nga një pllakë bakri (Cu) e zhytur në një tretësirë të nitratis të bakrit(II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) dhe një pllakë argjendi (Ag) e zhytur në tretësirë nitratis argjendi (AgNO_3). Përcaktoni se cila elektrode është anoda dhe cila është katoda.

ZGJIDHJE:

Kërkohet:

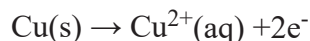
Shkruani ekuacionet për gjysmëreaksionet e oksidimit dhe reduktimit të qelizës galvanike dhe përcaktoni se cila nga elektrodën është anoda dhe cila është katoda.

Elektrodën që duhen përdorur për të montuar elementin kryesor galvanik janë:

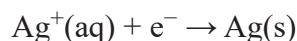
- pllakë bakri (Cu) e zhytur në një tretësirë të nitratis të bakrit(II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) ;
- pllakë argjendi (Ag) e zhytur në tretësirë nitratis argjendi (AgNO_3) .

Duke marrë parasysh pozicionin e bakrit dhe argjendit në serinë elektrokimike të metaleve, mund të konkludohet se gjysmë-elementi i majtë do të ishte pllaka e bakrit (Cu) e zhytur në një tretësirë të nitratis të bakrit (II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$), meqenëse bakri ndodhet para argjendit në seri. Kjo do të thotë që pllaka e argjendit (Ag) e zhytur në një tretësirë të nitratis të argjendit (AgNO_3) do të ishte gjysmë-elementi i djathtë.

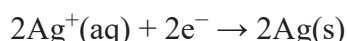
Gjysmë elementi i majtë i nënshtrohet një reaksioni oksidimi:



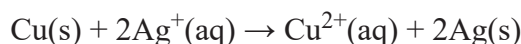
Në gjysmën e djathtë të elementit, zhvillohet një reaksion reduktimi:



Për të barazuar numrin e elektroneve të emetuara dhe numrin e elektroneve të pranuara, do të nevojiten dy jone Ag^+ .



Prandaj, reaksioni i përgjithshëm redoks do të jetë



Anoda ose poli negativ i elementit do të jetë elektroda e bakrit, ndërsa elektroda e argjendit do të jetë katoda, ose poli pozitiv i elementit.

Detyra 2

Shkruani ekuacionet e gjysmëreaksioneve të oksidimit dhe reduktimit të qelisë galvanike që përbëhet nga një pllakë zhive (Hg) e zhytur në një tretësirë të nitratis të zhivës (II) ($\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$) dhe një pllakë zinku (Zn) e zhytur në tretësirë nitratis zinku ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$). Përcaktoni se cila elektrodë është anoda dhe cila është katoda.

Elemente galvanike praktikisht të rëndësishme

Çdo ditë përdorim lloje të ndryshme baterish, parimi i punës së të cilave është i njëjtë me atë të qelizave elektrokimike. Disa nga bateritë përbëhen nga një qelizë e vetme elektrokimike, dhe ka nga ato në të cilat disa qeliza elektrokimike janë të lidhura në seri (katoda e një baterie është e lidhur me anodën e një baterie tjetër), duke rritur kështu kapacitetin total të baterisë. Për shembull, bateritë 1.5 volt janë të përbëra nga një qelizë e vetme elektrokimike, ndërsa bateritë (akumulatorët) e përdorur në makina përbëhen nga 6 qeliza elektrokimike të lidhura në seri, secila me një tension prej 2 volt. Tensioni total i akumulitorit është 12 volt.

Bateritë njëpërdorimëshe nuk mund të karikohen pasi të jenë shkarkuar. Këto bateri duhet të riciklohen pasi të jenë shkarkuar. Ky grup përfshin **qelitë e thata të Leklesheit**. Në vend të një elektroliti të lëngshëm, ato përmbajnë një pastë të një substance që përçon rrymë elektrike. Në qelizën e thatë të Leklesheit, anoda është bërë nga zinku dhe katoda është bërë nga grafiti. Si si elektrolit përdoret paste nga NH_4Cl dhe MnO_2 . Në të zhvillohen reaksionet kimike të treguara nga ekuacionet e mëposhtme:

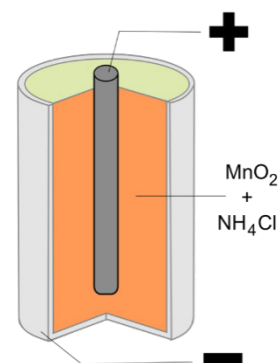


Figura 5.3. Qelia e thatë Leclanché

Në anodë: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Në katodë: $2\text{MnO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Nëse NH_4Cl zëvendësohet me KOH ose NaOH, fitohet një bateri alkaline. Bateritë alkaline kanë një jetëgjatësi më të madhe se bateritë joalkaline, pra ato që përdorin pasta acide si elektrolite. Të dy llojet e baterive prodhojnë një potencial prej 1.5 volt.

Disa bateri mund të përdoren për një periudhë më të gjatë kohore (disa herë), sepse pasi të shkarkohen, ato mund të rimbushen duke u lidhur me një burim rryme të vazhdueshme. Të tilla janë **akumulatorë plumbi**.



Figura 5.4. Akumulator plumbi

Akumulatorë plumbi përbëhen nga gjashtë qeliza elektrokimike të lidhura në seri. Anodat janë bërë prej plumbi, dhe katodat janë bërë nga oksidi i plumbit (IV) (PbO_2) i depozituar në një substrat metalik (Figura 5.4). Reaksionet kimike të treguara nga ekuacionet ndodhin në elektroda:

Anoda: $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{e}^-$

Katoda: $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Një qeli karburanti është një element galvanik praktikisht i rëndësishëm që shndërron energjinë kimike të karburantit (hidrogjenit) dhe oksidantit (oksigjenit) në energji elektrike përmes reaksioneve redokse. Ajo përbëhet nga dy elektroda, anodë (poli negativ i elementit galvanik) dhe katodë (poli pozitiv i elementit galvanik) që janë të vendosura rreth një elektroliti.

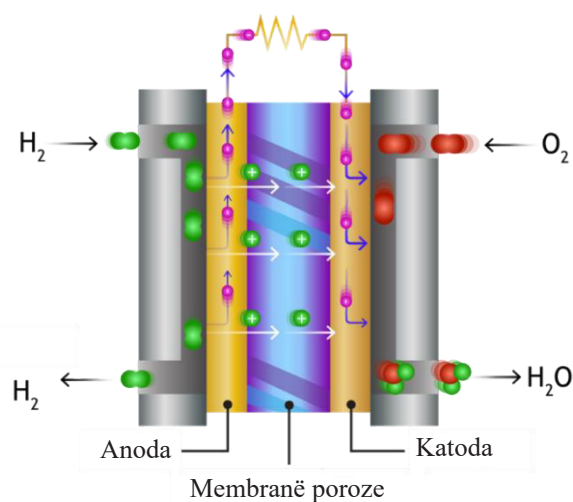
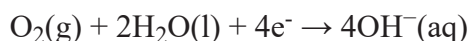
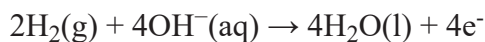
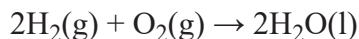


Figura 5.5. Qeli e karburantit

Proceset e oksidimit dhe reduktimit që ndodhin në qelizat e karburantit janë identike me reaksionet e djegies. Qelizat e karburantit përdoren si burime të rrymës elektrike në fluturimet hapësinore. Gjysmë-reaksionet në qelitë e karburantit mund të shkruhen si më poshtë:



Reaksioni i përgjithshëm redoks që zhvillohet në një qelinë karburanti mund të përfaqësohet si më poshtë:



Ekuacioni i fundit në fakt përshkruan procesin e djegies së hidrogjenit, i cili reagon me oksigjenin për të formuar ujë.

Qelitë e karburantit ndryshojnë nga shumica e baterive në atë që ato kërkojnë një burim të vazhdueshëm karburanti dhe oksigjeni (zakonisht nga ajri) për të nxitur reaksionin redoks, ndërsa në një bateri energjia kimike zakonisht vjen nga substancat e pranishme në bateri. Qelizat e karburantit mund të prodhojnë vazhdimisht energji elektrike për sa kohë që furnizohen me karburant dhe oksigjen.

5.3. Elektroliza

*Elementet elektrokimike në të cilat ndodhin reaksione kimike nën ndikimin e rrymës elektrike quhen **qeli për elektrolizë**. Proceset që zhvillohen në qelitë elektrokimike janë procese elektrolize. Procesi i zbërthimit të substancave nën ndikimin e rrymës elektrike quhet **elektrolizë**.*

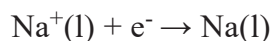
Elektroliza përdoret në industri për të përfituar metale të pastra (natrium, magnez, alumin, etj.), substanca të gazta (oksigen, hidrogjen, klor, etj.), hidroksid natriumi, etj. Për shembull, me elektrolizë të klorurit të natriumit (NaCl), përfitohen natriumi (Na) dhe klori (Cl_2). Kloruri i natriumit në gjendje të ngurtë nuk përçon rrymë elektrike, sepse jonet në rrjetën kristalore nuk mund të lëvizin lirshëm. Nëse kloruri i natriumit shkrihet (nxehet në 800°C), përfitohet një lëng (shkrirje) i kthjellët që përçon rrymë elektrike.

Elektroliza zhvillohet në një qeli elektrolize në të cilën dy elektroda grafiti janë zhytur në një tretësirë NaCl dhe të lidhura me një burim të rrymës njëkahëshe (Figura 5.6). Gjatë procesit të elektrolizës, vërehet se një gaz i verdhë-jeshil lirohet në njërin elektrodë, ndërsa një metal i bardhë argjendtë formohet në elektrodën tjetër, e cila është në gjendje të lëngët dhe noton në sipërfaqen e NaCl të shkrirë. Natriumi shkrihet në 97.8°C dhe është më i lehtë se shkrirja, kështu që noton në sipërfaqe.

Disociacionit i $\text{NaCl}(\text{l})$ mund të tregohet me ekuacionin e mëposhtëm:



Gjysmëreaksioni i oksidimit të joneve Cl^- ndodh në anodë, ndërsa gjysmëreaksioni i reduktimit të joneve Na^+ ndodh në katodë. Ekuacionet e këtyre gjysmëreaksioneve mund të tregohen si më poshtë:



Elektronet e çliruara nga klori në anodë lëvizin përmes përçuesit të jashtëm drejt katodës, ku marrin pjesë në procesin e reduktimit të joneve të natriumit në natrium elementar. Reaksioni i përgjithshëm i procesit të elektrolizës së NaCl(l) do të jetë:



Pra, elektroliza e një tretësire kloruri natriumi (NaCl) prodhon natrium (Na) dhe klor (Cl_2) në gjendje elementare. Natriumi dhe klori nuk duhet të vijnë në kontakt me njëri-tjetrin, pasi midis tyre do të ndodhë një reaksion i dhunshëm dhe do të formohet NaCl.

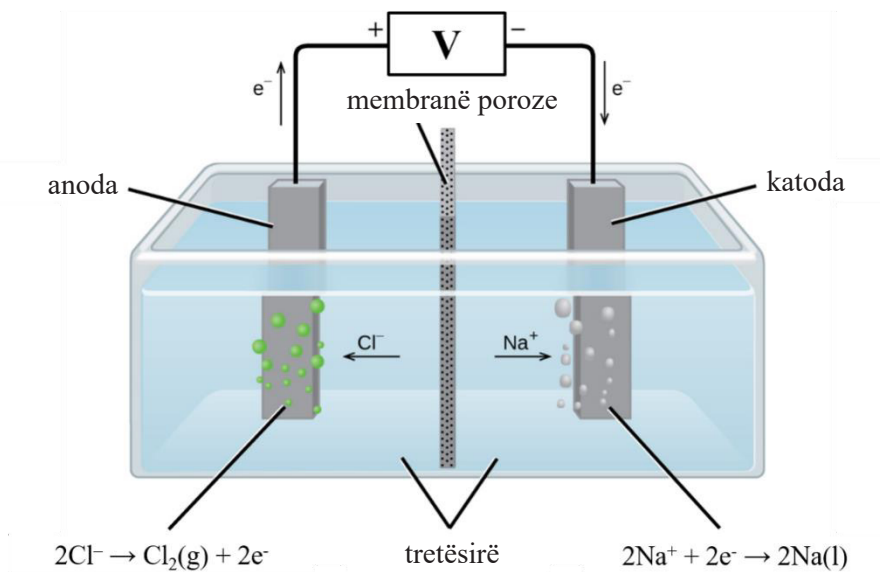
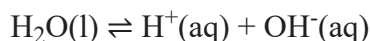
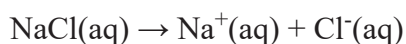
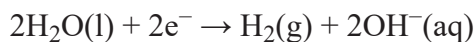


Figura 5.6. Skema e elektrolizuesit të NaCl

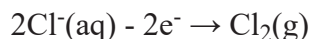
Produktet e përfituara nga elektroliza e një tretësire NaCl(aq) në ujë janë të ndryshme nga produktet e përfituara nga elektroliza e një tretësire NaCl(l). Tretësira do të përmbajë jone Na^+ (aq) dhe Cl^- (aq), për shkak të disociacionit të NaCl(aq), por do të përmbajë edhe jone H^+ (aq) dhe OH^- (aq), që rezultojnë nga disociacioni i ujit ($\text{H}_2\text{O(l)}$).



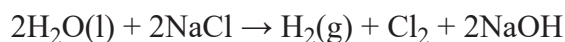
Në tretësirat ujore të NaCl (aq) ekzistojnë dy lloje kationesh (Na^+ dhe H^+) dhe dy lloje anionesh (Cl^- dhe OH^-). Prandaj, lind pyetja, cili kation do të reduktohet në katodë, nëse anioni oksidohet në anodë? Për t'iu përgjigjur kësaj pyetjeje, duhet të shohim vendin e elementeve natrium dhe hidrogjen në serinë elektrokimike të metaleve. Natriumi (Na) është para hidrogjenit (H) në serinë elektrokimike të metaleve, kjo do të thotë se ai liron elektrone më lehtë se hidrogjeni, por kationi i tij (Na^+) pranon më vështirë elektrone nga kationi i hidrogjenit (H^+). Prandaj, reduktimi i joneve H^+ do të vazhdojë më lehtë sesa reduktimi i joneve Na^+ . Si rezultat, hidrogjeni elementar (H_2) do të lirohet në katodë. Duke marrë parasysh që katoda është një elektrolit shumë i dobët, gjysmëreaksioni i reduktimit që zhvillohet në katodë mund të përfaqësohet nga ekuacioni i mëposhtëm:



Kur anionet (Cl^- dhe OH^-) mbërrijnë në anodë, ato që kanë një tendencë më të madhe për të pranuar elektrone do të oksidohen. Në këtë shembull, jonet e klorurit (Cl^-) do të oksidohen, meqenëse ato pranojnë elektrone më lehtë, dhe si rezultat i gjysmëreaksionit të oksidimit në anodë, do të merret klori elementar (Cl_2).



Për shkak se jonet e Na^+ janë të pranishme në tretësirën $\text{NaCl}(\text{aq})$, NaOH fitohet si nënprodukt gjatë elektrolizës së tij. Prandaj, elektroliza e një tretësire klorur natriumi në ujë ($\text{NaCl}(\text{aq})_2$) mund të përfaqësohet nga ekuacioni i mëposhtëm



Nga ekuacioni mund të shihet se produktet e elektrolizës së një tretësire të klorurit të natriumit janë hidrogjeni (H_2) dhe klori (Cl_2), ndërsa nënprodukti është NaOH .

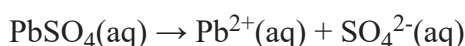
USHTRIME	Parashikimi i produkteve që do të ndahen në anodë dhe katodë bazuar në përbërjen e elektrolitit që elektrolizohet dhe sipas kësaj elektroliza a do të zhvillohet në tretësirë ose në shkrirje.
Detyra 3	Parashikoni produktet që do fitohen me elektrolizë të një tretësire të sulfat plumbit(II) (PbSO_4) dhe shkrirjen e bromur zinkut (ZnBr_2).

ZGJIDHJE:

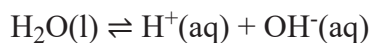
Kërkohet: Cilat produkte do të merren me elektrolizë të:

- tretësirës së sulfat plumbit (II) (PbSO_4);
- shkrirjes së bromurit të zinkut (ZnBr_2).

PbSO_4 në tretësirën fillestare disociohet në jone:



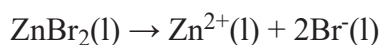
Gjithashtu edhe uji disocion pjesërisht sipas ekuacionit:



Dy lloje kationesh do të jenë të pranishme në tretësirë: jonet Pb^{2+} dhe jonet H^+ . Nga seria elektrokimike e metaleve, mund të shihet se plumbi është përpara hidrogjenit, gjë që tregon se Pb liron elektrone më lehtë se H_2 , por jonet Pb^{2+} do ta kenë më të vështirë të pranojnë elektrone sesa jonet H^+ . Prandaj, hidrogjeni elementar (H_2) do të lirohet në katodë.

Nga anionet e pranishme në tretësirë (SO_4^{2-} dhe OH^-) kanë një afinitet më të madh për elektronet, nga të cilat fitohet oksigjeni (O_2) me oksidim. Kjo do të thotë që me elektrolizë të një tretësire PbSO_4 (aq), do të fitohet hidrogjeni (H_2) dhe oksigjeni (O_2).

ZnBr_2 në shkrirje disociohet në jone sipas ekuacionit:



Në shkrirje janë të pranishëm vetëm një lloj kationi (Zn^{2+}) dhe vetëm një lloj anioni (Br^-). Për këtë shkak pritet që me reduktimin e joneve Zn^{2+} në katodë të fitohet zink elementar (Zn), dhe me oksidim të Br^- joneve në anode të fitohet bromi elementar (Br_2).

Detyra 4

Parashikoni produktet që do të fitohen me elektrolizë të një shkrirjeje të nitrat aluminit ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$), shkrirje joduri bakri(II) (CuI_2) dhe tretësirë joduri bakri(II) (CuI_2).

USHTRIME

Shkrimi i ekuacioneve për gjysmëreaksionet që ndodhin në anodë dhe katodë gjatë elektrolizës së shkrirjeve dhe tretjeve të elektrolitëve të ndryshëm.

Detyra 5

Shkruani ekuacionet për gjysmëreaksionet që ndodhin në anodë dhe katodë gjatë elektrolizës së tretësit të sulfatit të plumbit(II) (PbSO_4) dhe shkrirjes së ebromurit të zinkut (ZnBr_2).

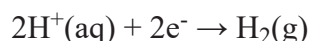
ZGJIDHJE:

Kërkohet: Shkruani ekuacionet e gjysmëreaksioneve që ndodhin në anodë dhe katodë gjatë elektrolizës së:

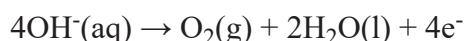
- tretësit të sulfat plumbit (II) (PbSO_4);
- shkrirjes së bromur zinkut (ZnBr_2).

Nga zgjidhja e problemit të mëparshëm mund të shihet se me elektrolizën e një tretësire të PbSO_4 (aq)

- do të zhvillohet një gjysmëreaksion i reduktimit të joneve H^+ dhe do të prodhohet hidrogjen (H_2), sipas ekuacionit:



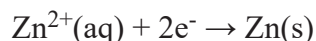
- Në anodë, do të zhvillohet një gjysmëreaksion i oksidimit të joneve OH^- sipas ekuacionit



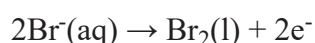
Produkti i elektrolizuar i PbSO_4 (aq) është H_2 (g) dhe O_2 (g).

Me elektrolizën e ZnBr_2 (l)

- Në katodë, do të ndodhë një gjysmëreaksion i reduktimit të joneve Zn^{2+} për të prodhuar zink (Zn), sipas ekuacionit



- Në anodë, do të zhvillohet një gjysmëreaksion i oksidimit të joneve Br^- sipas ekuacionit



Produktet e elektrolizuara të ZnBr_2 (l) janë $\text{Zn}(\text{s})$ dhe Br_2 (l).

Detyra 6

Shkruani ekuacionet për gjysmëreaksionet që ndodhin në anodë dhe katodë gjatë elektrolizës së një tretësire të nitratit të aluminit ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$), një shkrirjeje të jodurit të bakrit(II) (CuI_2) dhe një tretësire të jodurit të bakrit(II) (CuI_2).

5.4. Korrozioni i metaleve dhe mbrojtja e metaleve nga korrozioni

Pse objektet ndryshken dhe si mund të parandalohet ky proces janë pyetje që mund të marrin përgjigje nëse dimë pak më shumë rreth asaj çka është korrozioni.

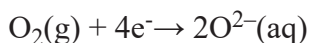
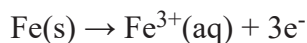
Korrozioni është një proces në të cilin materialet humbasin vetitë e tyre si rezultat i ndikimeve mjedisore.

Ndikimet mjedisore janë në fakt rezultat i reaksioneve të materialeve me substanca në mjedis si oksigjeni, uji ose elektrolitet, siç është uji i kripur. Si rezultat i korrozionit, në sipërfaqen e materialeve formohen komponime, të cilat mund ta përshejtojnë më tej procesin e korrozionit.

Pothuajse të gjitha materialet që janë të ekspozuara ndaj ndikimeve të jashtme gërryhen, por procesi i korrozionit është më i rëndësishmi në metale, veçanërisht në hekur. Korrozioni në hekur quhet ndryshkje, një proces në të cilin hekuri reagon me oksigjenin dhe ujin nga mjedisi, duke formuar një shtresë oksidi hekuri (III) të hidratuar në sipërfaqen e tij, i cili quhet ndryshk.



Oksidi i hekurit i përfituar nga ndryshkja e tij ka një ngjyrë të kuqe-kafë. Reaksioni që tregon procesin e ndryshkjes së hekurit është një reaksion redoks në të cilin hekuri oksidohet dhe oksigjeni reduktohet, siç tregohet nga ekuacionet e mëposhtme:



Në fillim ndryshket vetëm sipërfaqja e hekurit, por me ekspozim të zgjatur, ai ndryshket plotësisht.

Korrozioni në metale mund të jetë:

- Korrozion kimik;
- Korrozion elektrokimik.

Korrozioni kimik i metaleve ndodh si rezultat i ndikimit të gazrave agresivë nga mjedisi, siç janë oksigjeni (O_2), dioksidi i karbonit (CO_2), dioksidi i squfurit (SO_2), elementët halogjenë (X_2), sulfhidriku (H_2S), etj. Korrozioni kimik ndodh në një mjedis në të cilin nuk është e mundur të përçohet energjia elektrike. Shkaku i korrozionit nën ndikimin e oksigjenit nga ajri (në mungesë të lagështisë) janë proceset redoks, gjatë të cilave formohet një shtresë oksidi në sipërfaqen e metalit. Procesi i korrozionit ndikohet edhe nga temperatura, sa më e lartë të jetë temperatura, aq më shpejtë ndodh procesi i korrozionit.

Korrozioni elektrokimik ndodh në një mjedis në të cilin është e mundur të përçohet energjia elektrike. Një mjedis i tillë krijohet nga tretja e gazrave të pranishëm në atmosferë në ujë. Për shembull, uji në të cilin tretet dioksidi i karbonit (CO_2) ose dioksid squfuri (SO_2). Nëse dy



Figura 5.7. Korrozioni i një objekti prej hekuri

metale, ose një metal dhe një papastërti, bien në kontakt në një mjedis të tillë, formohet një lloj qelie galvanike. Korrozioni elektrokimik ndodh si rezultat i proceseve redokse që ndodhin në qelinë galvanike.

Shpejtësia me të cilën do të ndodhë procesi i korrozionit në metale varet, ndër faktorë të tjerë, nga reaktiviteti i tyre. Për shembull, nëse krahasojmë korrozionin e një unaze ari, një gozhde hekuri, një lodre alumini dhe një tubi bakri, ari është më rezistenti ndaj procesit të korrozionit, i ndjekur nga bakri. Nga metalet, hekuri korrodohet më shpejt, megjithëse alumini është më reaktiv se ai. Arsyeja për këtë është se kur alumini ekspozohet ndaj oksigjenit nga ajri, në sipërfaqen e tij formohet një shtresë oksidi alumini (Al_2O_3), e cila është joreaktive dhe e mbron aluminin nga korrozioni i mëtejshëm.

Mbrojtja nga korrozioni

Duke marrë parasysh efektin e dëmshëm të procesit të korrozionit në materiale, është shumë e rëndësishme të gjendet një mënyrë për t'i mbrojtur ato. Metodat e përdorura për mbrojtjen nga korrozioni në fakt parandalojnë kontaktin e materialeve me gazra agresivë dhe lagështi nga ajri. Ekzistojnë disa metoda për mbrojtjen nga korrozioni, disa prej tyre janë: lyerja, llakimi, lubrifikimi me yndyrna dhe vajra, smaltimi, kallaji, galvanizimi, anodizimi, aliazhimi, etj.

Lyerja është një metodë e përdorur zakonisht për të mbrojtur metalet nga korrozioni kur bëhet fjalë për sipërfaqe më të mëdha, por përdoret edhe për objekte më të vogla. Gjatë lyerjes, një shtresë bojë aplikohet në metal për ta mbrojtur atë nga korrozioni.

Llakimi kryhet në një mënyrë të ngjashme me lyerjen, duke aplikuar llaqe në sipërfaqen e metaleve.

Lubrifikimi me yndyrë aplikohet në objektet prej hekuri në lëvizje, siç është zinxhiri i biçikletës, me qëllim shmangien e fërkimit që përshpejton procesin e korrozionit.

Emajlimi përdoret për të mbrojtur enët shtëpiake nga korrozioni.

Me **kallajim** aplikon një shtresë mbrojtëse kallaji në objektet e bakrit, pasi produktet e korrozionit të bakrit janë toksike.

Galvanizimi është procesi i aplikimit të një shtrese të hollë të një metali në sipërfaqen e një metali tjetër. Qëllimi i galvanizimit është mbrojtja e metalit të parë nga korrozioni. Metalet që nuk janë aq të ndjeshme ndaj korrozionit zakonisht përdoren për galvanizim, siç është zinku. Galvanizimi i metaleve kryhet duke përdorur procesin e elektrolizës. Përveç mbrojtjes nga korrozioni, galvanizimi përdoret edhe për dekorim, për shembull, në prodhimin e bizhuterive, bakri galvanizohet me ar. Një shembull tjetër i galvanizimit është veshja me argjend e takëmeve, d.m.th. aplikimi i argjendit në sipërfaqen e tij (Figura 5.8).

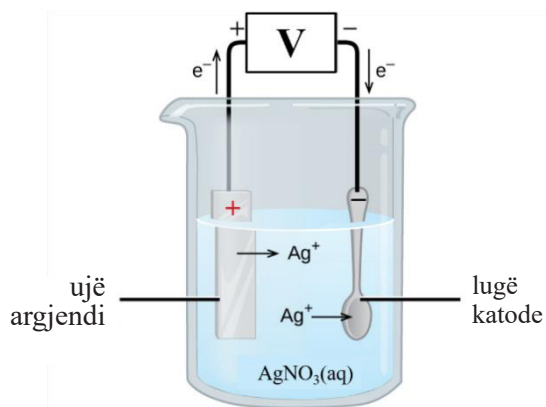


Figura 5.8. Elektroliza e argjendit në një lugë

Eloksimi, i njohur edhe si oksidim elektrolitik, është një proces me anë të të cilit objektet e aluminut mbulohen me një shtresë oksidi me anë të galvanizimit. Metalet mund të mbrohen nga korrozioni duke shtuar metale ose jometale të tjera (aliazhim). Në këtë mënyrë, formohen aliazhë. Për shembull, çeliku është një aliazh hekuri dhe karboni. Nëse këtij aliazh i shtohen krom dhe nikel, merret një çelik që është rezistent ndaj korrozionit.

Një mënyrë tjetër për t'u mbrojtur nga korrozioni është kombinimi i hekurit me një metal më reaktiv, siç është alumini ose zinku. Në këtë mënyrë, alumini ose zinku do të oksidohet nga oksigjeni i ajrit dhe hekuri do të mbrohet nga korrozioni. Në këtë mënyrë të mbrojtjes nga korrozioni, formohet një lloj qelize galvanike, në të cilën sakrifikohet metali që është më reaktiv (më i lartë në serinë elektrokimike), ndërsa metali më pak reaktiv mbrohet nga korrozioni.

PEZYME

Elektrokimia është një degë e kimisë që studion marrëdhënien midis reaksioneve kimike dhe rrymës elektrike.

Proces elektrokimik është një proces që shkakton kalimin e një rryme elektrike ose shkaktohet nga veprimi i një rryme elektrike.

Oksidimi është procesi i lirim të elektroneve.

Reduktimi është procesi i pranimit të elektroneve.

Qelitë galvanike janë qeli elektrokimike që shërbejnë si burim i rrymës elektrike.

Anoda është elektroda në të cilën zhvillohet procesi i oksidimit; anoda është e ngarkuar negativisht.

Katoda është elektroda në të cilën zhvillohet procesi i reduktimit; katoda është e ngarkuar pozitivisht.

Ura elektrolitike është një tub i përkulur (U) i mbushur me një tretësirë elektrolitike.

Seria elektrokimike e metaleve është e rregulluar sipas reaktivitetit të tyre.

Akumulatorët e plumbit janë bateri që mund të përdoren për një kohë të gjatë (shumë herë), sepse pasi të shkarkohen, ato mund të rimbushen duke u lidhur me një burim rryme të vazhdueshme.

Bateritë e thata Leclanche janë bateri njëpërdorimëshe që nuk mund të karikohen pasi të shkarkohen. Bateri të tilla duhet të riciklohen pasi të shkarkohen.

Qeli karburanti është një element praktik galvanik që shndërron energjinë kimike të karburantit (hidrogjenit) dhe oksidantit (oksigjenit) në energji elektrike përmes reaksioneve redoks.

Qeli e elektrolizës janë elementë elektrokimikë në të cilët ndodhin reaksione kimike nën ndikimin e rrymës elektrike.

Elektroliza është procesi i dekompozimit të substancave nën veprimin e rrymës elektrike.

Korrozioni është proces në të cilin materialet humbasin vetitë e tyre si rezultat i ndikimeve mjedisore.

Korozioni kimik i metaleve ndodh si rezultat i ndikimit të gazrave agresivë nga mjedisi.

Korozioni elektrokimik ndodh në një mjedis në të cilin mund të përçohet energjia elektrike.

Galvanizimi është procesi i aplikimit të një shtrese të hollë të një metali në sipërfaqen e një metali tjetër.

Anodizimi, i quajtur edhe oksidim elektrolitik, është një proces me anë të të cilit, nëpërmjet galvanizimit, objektet e aluminit mbulohen me një shtresë oksidi.

PYETJE DHE DETYRA

- 1) Cila degë e kimisë quhet elektrokimi, dhe cilat reaksionet janë elektrokimike?
- 2) Çfarëmund të jenë proceset elektrokimike?
- 3) Çfarë do të ndodhë nëse shkrini pluhurin e zinkut në tretësirë nitrat argjendi? A do të ndodhë një reaksion kimik? A mund të shërbejë reaksioni si bazë për gjenerimin e rrymës elektrike?
- 4) Shpjegoni marrëdhënien midis proceseve elektrokimike dhe rrymës elektrike?
- 5) Cila është përbërja e qelizës galvanike në të cilën njëra elektrodë është bërë nga bakri në një tretësirë të nitratit të bakrit (II), dhe tjetra është bërë nga argjendi në një tretësirë të nitratit të argjendit?
- 6) Sa kohë zgjasin proceset në elementin elektrokimik të detyrës 5?
- 7) Cilat janë produktet e elektrolizës së nitratit të argjendit (AgNO_3)? Shpjegoni.
- 8) A do të prodhojë hidrogjen elektroliza e bromur kaliumit? Shpjegoni.
- 9) Cilat do të jenë produktet e elektrolizës së bromur kaliumit? A do të merren të njëjtat produkte gjatë elektrolizës së një tretësire KBr ?
- 10) Çfarë është korrozioni? A mund të korrodohen vetëm metalet?
- 11) Cili është ndryshimi midis korrozionit kimik dhe elektrokimik?
- 12) A nënkuptojnë nocionet korrozion dhe ndryshkje të njëjtën gjë?
- 13) A e mbron oksidi i hekurit që është formuar në sipërfaqen e tij nga ndryshkja e mëtejshme?
- 14) Shpjegoni se si galvanizimi mund të mbrojë një objekt hekuri.
- 15) A mund të mbrohet hekuri nga korrozioni duke e lidhur atë me ndonjë metal tjetër në serinë elektrokimike të metaleve? Shpjegoni.

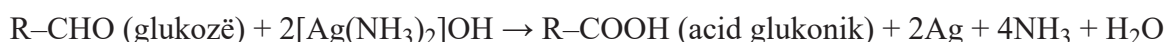
6. EKSPERIMENTET

EKSPERIMENTI NGA NJËSIA E PARË MODULARE

EKSPERIMENT1

Oksidimi i glukozës me reagjent i Tollensit

Glukoza është një monosakarid (aldoheksozë) që mund të oksidohet nga reagenti i Tollensit, i cili sipas përbërjes së tij kimike është hidroksid diamini argjendi (I) me formulën $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$. Reagenti i Tollensit përgatitet nga tretësira ujore të nitratisë të argjendit (AgNO_3) dhe hidroksidit të amonit (NH_4OH). Gjatë reagimit të tyre, formohet një precipitat i bardhë i hidroksidit të argjendit (AgOH), i cili tretet në tepërcë NH_4OH për të dhënë një tretësirë pa ngjyrë të $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$. Reaksioni i oksidimit të glukozës kryhet duke shtuar reagjentin e Tollensit në një tretësirë ujore të glukozës. Përzierja e reagimit nxehet në një banjë uji ose me një llambë spiritusi. Në këtë proces, grupi aldehid i glukozës oksidohet në një grup karboksil, dhe jonet e argjendit (Ag^+) nga reagenti i Tollensit reduktohen në argjend elementar, i cili depozitohet në muret e enës në të cilën kryhet reagimi në formën e një pasqyre argjendi. Ekuacioni i reagimit mund të përfaqësohet si më poshtë:



Reaksioni me reagjentin e Tollensit është karakteristikë e monosakarideve me një grup aldehid (aldoza) që oksidohet në një grup karboksil.

EKSPERIMENTI 2

Hidroliza e saharozës nën ndikimin e acideve inorganike

Sukroza ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) është një disakarid që zbërthehet (hidrolizohet) në glukozë dhe fruktוזë në prani të acidve të holluara. Ekuacioni për reaksionin e zbërthimit mund të shkruhet si më poshtë:



Për të kryer eksperimentin e hidrolizës së saharozës, një tretësirë ujore e saharozës (sheqer i zakonshëm) vendoset në dy epruveta. Një tretësirë e holluar acidi, acid sulfurik (H_2SO_4) ose klorhidrik (HCl), shtohet në njërin epruvetë dhe epruvetat nxehen me një llambë spiriti. Saharoza pritët të hidrolizohet në epruvetën në të cilën është shtuar acidi. Pastaj reagenti i Tollensit shtohet në të dy epruvetat dhe epruvetat nxehen përsëri. Vetëm në epruvetën në të cilën është shtuar acidi pritët që argjendi elementar të ndahet në muret e tij, në formën e një pasqyre argjendi. Reaksioni redoks zhvillohet midis glukozës së përfutur nga hidroliza e saharozës dhe reagjentit të Tollensit. Në epruvetën me një tretësirë ujore të saharozës, argjendi elementar nuk do të ndahet, sepse saharoza nuk mund të reduktojë jonet Ag^+ nga reagenti i Tollensit në argjend elementar, që do të thotë se saharoza nuk është sheqer reduktues.

EKSPERIMENTI 3

Vërtetimi i pranisë së amidonit në ushqime me tretjen e Lugolit

Amidoni është një polisakarid, prania e të cilit në ushqime zbulohet nga reagenti i Lugolit. Reagenti i Lugolit është një tretësirë alkoolike e jodit (I_2) dhe jodurit të kaliumit (KI). Tretësira e amidonit përgatitet si tretësirë 1% duke tretur 1 g amidoni në 100 mL ujë të ngrohtë. Uji i përdorur për të përgatitur tretësirën e amidonit nxehet deri në vlim.

Shtimi i reagentit të Lugolit në një tretësirë niseshteje prodhon një produkt me ngjyrë blu, i cili është për shkak të kompleksit të formuar nga amilopektina nga niseshteja me jodin. Shfaqja e ngjyrës blu është dëshmi e pranisë së niseshtesë. Eksperimenti mund të kryhet duke shtuar disa pika të reagentit të Lugolit në patate të freskëta ose në ujin e orizit. Meqenëse këto ushqime përmbajnë niseshte, pamja e ngjyrës blu do të vihet re me shtimin e reagentit.

EKSPERIMENTI 4

Vërtetimi i vetive fizike të yndyrësve dhe vajrave

Një veti fizike e yndyrnave dhe vajrave është tretshmëria e tyre. Duke zbatuar rregullin “e ngjashme tretet në të ngjashme”, mund të nxirren përfundime rreth tretshmërisë së yndyrnave dhe vajrave në tretës të ndryshëm. Sipas rregullit, yndyrnat dhe vajrat janë komponime organike jopolare dhe nuk do të treten në ujë, sepse uji është një tretës polar. Ky përfundim, i cili rrjedh nga rregulli i tretshmërisë, mund të konfirmohet duke kryer një eksperiment. Copa të vogla proshute, dhjamë derri dhe pak vaj perimesh (luledielli ose ulliri) shtohen në tre epruveta. Uji shtohet në të gjitha epruvetat dhe përziehet me kujdes. Epruvetat vëzhgohen me kujdes për të vënë re nëse ndodhin ndryshime të caktuara nga të cilat mund të nxirret një përfundim rreth tretshmërisë së yndyrnave dhe vajrave në ujë.

Tretshmëria e yndyrnave dhe vajrave mund të testohet edhe në tretës jopolarë si tolueni (metilbenzeni, $C_6H_5CH_3$), acetoni (CH_3COCH_3), tetrakloruri i metanit (CCl_4) dhe të tjerë. Për këtë, eksperimenti kryhet në të njëjtën mënyrë si me ujin. Proshuta, dhjami i derri dhe vaji bimor vendosen në tre epruveta, dhe më pas disa mililitra tretës shtohen në secilën prej epruvetave. Epruvetat monitorohen me kujdes, vërehen ndryshimet dhe rezultatet e marra nga ky eksperiment krahasohen me rezultatet nga eksperimenti i mëparshëm me ujë. Gjithashtu mund të hulumtoni literaturën mbi tretshmërinë e yndyrnave dhe vajrave në tretësit e listuar dhe të krahasoni njohuritë e fituara nga rezultatet e eksperimentit.

EKSPERIMENTI 5**Precipitimi i proteineve**

Proteinat globulare janë të tretshme në ujë, por duke shtuar kripëra në tretësirë ose tretës organikë, ndodh precipitimi. Nëse proteinës së precipituar i shtohet ujë, ajo do të tretet përsëri. Eksperimenti mund të kryhet me të bardhë veze. Për këtë qëllim, një epruvetë mbushet me të bardhë veze të tretshme dhe në epruvetën shtohet një tretësirë 1% e klorurit të natriumit (NaCl), e cila përgatitet duke tretur 1 g NaCl në 100 mL ujë. Pastaj, në epruvetë shtohet pluhur MgSO_4 . Në prani të kripës, do të ndodhë precipitimi i proteinave të të bardhës së vezës dhe tretësira do të bëhet e turbullt. Nëse tretësirës së turbullt i shtohet ujë, proteina e precipituar do të tretet përsëri. Eksperimenti mund të përsëritet me tretës organikë si etanoli ose acetoni. Në prani të tretësve organikë, tretshmëria e proteinave zvogëlohet dhe për këtë arsye pritët që ato të precipitojnë jashtë tretësirës, gjë që mund të konfirmohet duke kryer eksperimentin.

EKSPERIMENTI 6**Denatyrimi i proteineve**

Gjatë denatyrimit, proteinat humbasin vetitë e tyre fizike dhe kimike. Proteinat denatyrohen nën ndikimin e bazave dhe acideve të forta, duke ulur dhe ngritur temperaturën dhe faktorë të tjerë. Denatyrimi i proteinave të pranishme në të bardhën e vezës mund të kryhet duke shtuar tretësirë 1% NaCl në epruvetë dhe duke e ngrohur atë. Gjatë kryerjes së këtij eksperimenti, pritët që proteinat në të bardhën e vezës të denatyrohen. Gjatë kryerjes së tij, ndryshimet që ndodhin duhet të monitorohen me kujdes.

EKSPERIMENTI 7**Vetitë kimike të proteineve- Reaksioni Biuretik**

Kur reagenti sulfat bakri (II) shtohet në një tretësirë proteine, lidhjet peptide të pranishme në proteinë formojnë një kompleks me jonet e bakrit, intensiteti i të cilit varet nga numri i lidhjeve peptide të pranishme në proteinë. Me përjashtim të dipeptideve, të gjitha peptidet dhe proteinat reagojnë me reagentin, pasi të paktën dy lidhje peptide janë të përfshira në reaksion.

Ky reaksion përdoret si një test cilësor për zbulimin e proteinave, dhe gjithashtu si një test sasior për vlerësimin e sasisë së proteinave në materialet biologjike. Eksperimenti kryhet duke vendosur një tretësirë të bardhë veze në një epruvetë që përmban tretësirë 1% NaCl. Pastaj, në epruvetë shtohet një reagent biuret, i cili është një përzierje e tretësirës CuSO_4 dhe 10% hidroksid natriumi (NaOH). Kjo prodhon një ngjyrë blu-vjollcë nga kompleksi i formuar midis joneve Cu^{2+} dhe azotit të grupit peptid në proteina.

EKSPERIMENTI 8**Vetitë kimike të proteinave-Reaksioni Ksantoproteinik**

Në epruvetë shtohet një tretësirë e të bardhës së vezës në të cilën shtohet një tretësirë 1% e NaCl në ujë. Pastaj, me shumë kujdes, përgjatë mureve të epruvetës shtohet acid nitrik i koncentruar. Ndryshimet që ndodhin duhet të vëzhgohen me kujdes. Me shtimin e acidit nitrik të koncentruar, vërehet një ngjyrë e verdhë si rezultat i reaksionit të nitrimit të bërthamave të benzenit të aminoacideve aromatike të pranishme në përbërjen e proteinave. Pastaj, në të njëjtën tretësirë shtohet hidroksid natriumi dhe si rezultat, pH i mjedisit dhe ngjyra e tretësirës ndryshojnë. Ndryshimet që ndodhin në sistemin e reagimit duhet të vëzhgohen me kujdes.

EKSPERIMENTI 9**Vërtetimi i tretshmërisë së vitamins C dhe vitaminës D në ujë dhe tretës organikë**

Vitamina C bën pjesë në grupin e vitaminave të tretshme në ujë, prandaj pritet që të tretet më lehtë në ujë. Nga ana tjetër, vitamina D është e tretshme në vajra, prandaj pritet që të tretet në tretës organikë. Për të kontrolluar tretshmërinë e vitaminave C dhe D në ujë, merret një masë e caktuar e vitaminave pluhur dhe vendoset në epruveta. Pastaj testohet tretshmëria e vitaminave në ujë dhe në tretës organikë. Nga tretësit organikë, mund të përcaktohet tretshmëria në metanol, etanol, acetat etilik ose në një tretës tjetër organik. Eksperimenti kryhet në temperaturë ambiente dhe ndryshimet monitorohen me kujdes për të nxjerrë përfundime rreth tretshmërisë së vitaminave të listuara. Pas kryerjes së eksperimentit, do të jetë e mundur të konkludohet se në cilin nga tretësit organikë tretet më mirë vitamina D.

EKSPERIMENTI 10**Ndikimi i faktorëve të caktuar në shpejtësinë e reaksionit enzimatik**

Enzimat janë biokatalizatorë dhe i përshpejtojnë shumë reaksionet që ndodhin në organizmat e gjallë, por enzimat përdoren edhe për të përshpejtuar reaksionet që kryhen në kushte laboratorike. Faktorët që ndikojnë në shpejtësinë e një reaksioni enzimatik janë: temperatura, pH i mjedisit, përqendrimi i enzimës, përqendrimi i substratit dhe prania e frenuesve. Mund të kërkonit dhe të gjeni eksperimente video në internet rreth ndikimit të faktorëve të ndryshëm në shpejtësinë e një reaksioni enzimatik.

EKSPERIMENTET NGA NJËSIA E KATËRT MODULARE

EKSPERIMENTI 11

Realizimi i reaksioneve të ndryshme jonike të pakthyeshme

Reaksionet jonike janë reaksione midis joneve që ndodhin në tretësira ujore. Kushtet në të cilat reaksionet jonike janë të pakthyeshme, d.m.th. ato vazhdojnë deri në fund, ku njëri nga produktet është një precipitat i ngurtë (s, solid), gaz (g, gaz) ose një elektrolit i dobët (l, liquid).

Një reaksion jonik në të cilin një nga produktet është një precipitat është reaksioni midis nitratit të argjendit (AgNO_3) dhe klorurit të natriumit (NaCl) në të cilin formohet një precipitat i bardhë i klorurit të argjendit (AgCl) dhe nitratit të natriumit (NaNO_3).

Reaksioni jonik në të cilin njëri prej produktet është gaz është reaksioni midis karbonatit të natriumit (Na_2CO_3) dhe acidit klorhidrik (HCl) ku fitohet dioksid karboni (CO_2), i cili është gaz, klorur natriumi (NaCl) dhe ujë. Flluska të gazit që çlirohen vërehen në epruvetë.

Një reaksion në të cilin formohet një elektrolit i dobët është reaksioni i prodhimit të acidit acetik (CH_3COOH) kur acetat natriumi (CH_3COONa) dhe acidi klorhidrik (HCl) reagojnë. Kur prodhohet acid acetik, ndihet një erë karakteristike e “uthullës”.

Reaksionet mund të kryhen në epruveta, me tretësira të holluara të reagentëve. Për secilin reaksion, shkruani ekuacionet në formë “molekulare”, ekuacionet e plota jonike dhe ekuacionet jonike efektive (të shkurtuara) për të gjitha reaksionet. Përveç shembujve të mësipërm të reaksioneve, reaksione të tjera jonike të pakthyeshme mund të kryhen sipas kushteve në laborator.

EKSPERIMENTI 12

Përcaktimi i pH të tretjeve të acideve dhe bazave me indikatorë të ndryshëm

pH është një tregues hidrogjeni që mund të përdoret për të përcaktuar përqendrimin e joneve H^+ në një tretësirë të caktuar. Në tretësirat acide, jonet H^+ mbizotërojnë, ndërsa në bazat, jonet OH^- . Një vlerësim i aciditetit të një tretësire mund të bëhet duke përdorur tregues indikator. Letra e lakmusit (e kuqe dhe blu), fenolftaleina, metil portokalli dhe tregues të tjerë mund të përdoren për këtë qëllim. Mund të përdoret edhe letra treguese universale, e cila lejon një vlerësim të vlerës së pH-it në të gjithë shkallën e pH-it.

Për të kryer eksperimentin, duhet të përgatiten tretësira të holluara të hidroksidit të natriumit, hidroksidit të kaliumit, acidit sulfurik dhe acidit klorhidrik. Testoni aciditetin e mjedisit në secilën prej tretësirave me letër lakmuse ose letër treguese universale, ose shtoni 1-2 pika të treguesve fenolftaleinë dhe metiloranzh. Bëni kërkime në literaturë ose në internet se cila është ngjyra e

treguesve të listuar në mjedise acidike dhe bazike dhe krahasoni rezultatet nga literatura me rezultatet që do të merren nga eksperimenti, të cilat mund të paraqiten në një tabelë.

EKSPERIMENTI 13

Përcaktimi i pH të tretjeve të kripërave me indikatorë të ndryshëm

Kripërat formohen nga reaksioni i përbërjeve që kanë veti acidike me përbërje që kanë veti bazike. Për të përcaktuar nëse tretësit e kripës janë neutrale ($\text{pH} = 7$), acidike ($\text{pH} < 7$) ose bazike ($\text{pH} > 7$), mund të përcaktohet vlera e pH-it të tretësirave të kripërave të ndryshme.

Përgatitni tretësira të kripërave të mëposhtme: klorur natriumi (NaCl), nitrit kaliumi (KNO_2), acetat natriumi (CH_3COONa) dhe acetat amoniumi ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$). Përveç kripërave të mësipërme, mund të përdoren edhe të tjera, por duhet të ketë një përfaqësues nga secili grup, sipas klasifikimit të tyre. Bazuar në formulën e kripërave të dhëna, bëni një supozim (hipotezë) se cili pritet të jetë aciditeti i mjedisit në tretësit e tyre.

Merrni disa mililitra nga tretësit e përgatitura të kripës në një epruvetë dhe testoni aciditetin e tretësirave duke përdorur treguesit nga eksperimenti i mëparshëm, letër lakmushi (e kuqe dhe blu), letër treguese universale, fenolftaleinë, metil portokall dhe tregues të tjerë. Krahasoni rezultatet e marra nga eksperimenti me hipotezat dhe nxirrni përfundimet e duhura. Nëse shkolla ka mundësi, vlerat e pH-it mund të maten duke përdorur një pH-metër për të konfirmuar rezultatet e marra me treguesit.

EKSPERIMENTI 14

Përgatitja e tretjeve të ngopura nga substancat dobët të tretshme dhe vërtetimi i ndikimit të joint të përbashkët në precipitim e tyre

Përgatitni një tretësirë të ngopur të përbërjes së dobët të tretshme të klorurit të plumbit (II) (PbCl_2). PbCl_2 është një precipitat i bardhë dhe pjesa e tretshme e kripës disociohet plotësisht në tretësira ujore, duke formuar jone. Vendoset një ekuilibër midis pjesës së kripës që nuk disociohet dhe joneve të formuara. Prania e një joni të përbashkët në tretësirë (efekti i jonit të përbashkët) mund ta zhvendosë ekuilibrin, d.m.th. të çojë në reshjen e PbCl_2 ose në tretjen e tij.

Për të hetuar ndikimin e jonit të përbashkët në depozitimin e PbCl_2 , duhet të përgatitet një tretësirë klorur kaliumi (KCl) me një përqendrim të caktuar. Disa mililitra tretësirë KCl shtohen në tretësirën e ngopur të PbCl_2 dhe vërehen ndryshimet që ndodhin në sistemin e reagimit. Bazuar në rezultatet e marra, nxirren përfundime rreth ndikimit të jonit të përbashkët në depozitimin e PbCl_2 . Eksperimenti mund të kryhet edhe me kripëra të tjera.

EKSPERIMENT I NJËSISË MODULARE TË PESTË

EKSPERIMENTI 15

Montimi i një elementi galvanik të thjeshtë

Për të kompozuar një qeli galvanike, ju nevojiten dy shufra metalike dhe një tretësirë elektroliti në të cilën t'i zhytni ato. Shufrat metalike janë të lidhura me një tel që është i lidhur me një llambë në anën tjetër. Kur llamba ndizet, kjo tregon se qelia galvanike është një burim rryme.

Një qeli e thjeshtë galvanike mund të ndërtohet duke përdorur një pllakë zinku dhe bakri të lidhur me një tel. Një tretësirë e acidit sulfurik të holluar përgatitet në një gotë dhe pllakat e zinkut dhe bakrit zhyten në këtë tretësirë. Duhet pasur kujdes që pllakat të mos prekin njëra-tjetrën. Teli që lidh pllakat e zinkut dhe bakrit është i lidhur me një llambë që duhet të tregojë se qeliza galvanike është një burim rryme.

Me ndihmën e vargut elektrokimik përcakto:

- Cilat nga metalet do të oksidohen dhe cilat do të reduktohen?
- Cila elektrodë do të jetë katodë, cila do të jetë anodë?
- Shkruani ekuacionet për gjysmëreaksionet që ndodhin në elektroda?
- Shkruani ekuacionin për reaksionin e përgjithshëm redoks?

Sugjeroni një shembull tjetër të kompozimit të një qelie të thjeshtë galvanike.

EKSPERIMENTI 16

Elektroliza e ujit dhe disa kripërave

Elektroliza është procesi i zbërthimit të substancave nën ndikimin e rrymës elektrike. Për të kryer procesin e elektrolizës, nevojitet një gotë e madhe qelqi ose një enë tjetër qelqi në të cilën vendoset tretësira e elektrolitit. Dy elektroda zhyten në tretësirë dhe lidhen me një burim të jashtëm rryme, siç është një bateri. Mund të përdoren elektroda grafiti (siç janë shufrat e grafitit), sepse është një përçues i mirë. Elektroda që është e lidhur me polin pozitiv të baterisë quhet anodë, ndërsa katoda është elektroda që është e lidhur me polin negativ të baterisë. Elektronet lëvizin nga anoda në katodë.

Në një qelizë të thjeshtë elektrolize, mund të kryhet procesi i elektrolizës së ujit. Për të përshpejtuar procesin e elektrolizës, një elektrolit i fortë (për shembull, NaOH) shtohet në enën me ujë, meqenëse uji është një elektrolit i dobët. Pasi elektrodën e grafitit lidhen me baterinë dhe zhyten në enën me ujë, ndryshimet që ndodhin në enën ku kryhet procesi i elektrolizës duhet të monitorohen me kujdes. Meqenëse produktet e elektrolizës së ujit janë gazra, në enë do të vërehen flluska gazi.

Cilat janë produktet që formohen gjatë elektrolizës së ujit? Shkruani ekuacionet për gjysmëreaksionet e oksidimit dhe reduktimit, si dhe reaksionin e përgjithshëm redoks.

Për të kryer procesin e elektrolizës së kripërave, për shembull klorur bakri (II) (CuCl_2), duhet të përgatitet një tretësirë ujore e kripës. Tretësira e CuCl_2 mund të përgatitet në një gotë qelqi. Dy elektrodën e grafitit zhyten në gotë dhe lidhen me një burim të jashtëm rryme (bateri). Elektroliza kryhet në një mënyrë të ngjashme me ujin. Gjatë kryerjes së procesit, ndryshimet që ndodhin duhet të monitorohen me kujdes. Përgjigjuni pyetjeve të mëposhtme në lidhje me eksperimentin: Cila është ngjyra e tretësirës së CuCl_2 dhe a ndryshon ajo gjatë procesit të elektrolizës? Cilat produkte ndahen në elektroda? Shkruani ekuacionet e gjysmëreaksioneve të oksidimit dhe reduktimit, si dhe reaksionin e përgjithshëm redoks.

EKSPERIMENTI 17

Korrozioni elektrokimik i metaleve

Korrozioni i metaleve ndodh nën ndikimin e proceseve elektrokimike. Metali që lëshon elektrone (anoda) oksidohet dhe humbet masën e tij, domethënë korrodohet. Metali që korrodohet mbron metalin tjetër me të cilin është në kontakt nga korrozioni. Korrozioni elektrokimik ndodh kur dy metale bien në kontakt në një mjedis që lejon përçueshmërinë e energjisë elektrike, për shembull uji në të cilin treten gazra të tillë si CO_2 dhe SO_2 , siç është uji i shiut, ose në një tretësirë që përmban elektrolite, siç janë kripërat.

Një eksperiment i thjeshtë për të hetuar procesin e korrozionit elektrokimik të metaleve mund të kryhet duke vendosur një element elektrokimik nga një tel magnezi dhe një gozhdë hekuri si elektroda. Elektrodën mund të lidhen me njëra-tjetrën me një tel bakri, i cili do të veprojë si përçues dhe përmes të cilit elektronet do të lëvizin nga anoda në katodë. Pastaj elektrodën zhyten në një gotë që përmban një tretësirë ujore të NaCl si elektrolit. Për krahasim, një gozhdë hekuri vendoset në një gotë tjetër në një tretësirë të NaCl . Vërehen ndryshimet që ndodhin në gotë. Pas kryerjes së eksperimentit, përgjigjuni pyetjeve të mëposhtme: A do të korrodohen gozhdët e hekurit në të dy gotat? Kur magnezi dhe hekuri bien në kontakt, cili nga të dy metalet do të korrodohet dhe cili do të mbrohet nga korrozioni? Cili metal do të jetë anoda dhe cili katoda? Si mund të përcaktohet?

EKSPERIMENTI 18

Realizimi i galvanizimit të lëndëve të ndryshme metalike

Elektrolizimi i metaleve është një proces elektrolize në të cilin një metal tjetër depozitohet në sipërfaqen e një metali tjetër. Procesi i elektrogalvanizimit përdoret për të mbrojtur metalet nga korrozioni. Një eksperiment i thjeshtë elektrogalvanizimi mund të kryhet duke përdorur dy elektroda, njëra e bërë nga një shufër zinku dhe tjetra nga një shufër hekuri ose një objekt tjetër hekuri. Elektrodën lidhen me një tel dhe më pas zhyten në një tretësirë ZnCl_2 . Në këtë proces, zinku, i cili është një metal më reaktiv, oksidohet, që do të thotë se elektroda e zinkut është anoda. Jonet e zinkut (Zn^{2+}) kalojnë në tretësirë. Pastaj jonet e zinkut nga tretësira marrin elektrone dhe reduktohen në shufrën e hekurit (katodë) në zink elementar. Si rezultat,

sipërfaqja e hekurit mbulohet me një shtresë zinku, e cila e mbron nga korrozioni. Ky proces quhet galvanizim. Cilat procese ndodhin në dy elektroda? Shkruani ekuacionet e gjysmëreaksioneve, si dhe ekuacionin e reaksionit të përgjithshëm redoks? Jepni një shembull tjetër të zbatimit të procesit të galvanizimit për të mbrojtur metalet nga korrozioni dhe kryeni eksperimentin në laboratorin e shkollës.

7. FJALOR

A

Autoprotoliza e ujit	153
Adeninë	75
Adenozina	77
Adenozinë difosfat	78
Adenozinë monofosfat	78
Adenozinë trifosfat	78
Acide nukleike	79
Acid (teoria protolitike)	152
Acid palmitik	33, 34
Antipode optike.....	11
Aminoacidet thelbësore	43
Acide yndyrore esenciale.....	34
α -spirale	48
Acid deoksiribonukleik	74
Albuminë	52
Acid aldarik.....	16
Aldoza	6
Acid aldonik.....	16
Aldopentozë	7
Aldotrioze	6
Alessandro Volta	167
Acid miristik	34
ADN-ja mitokondriale	85
Acid uronik	16
Amilozë	26
Amilopektinë	26
Amino grupi.....	40
Acid linolenik.....	34
Aminoacidet	40
Sekuena e aminoacideve	47
Lëndë e ngurtë amorfë	139
Amfiprotolite	152
ADN e denatruar	84
Acid palmitoleik	34
Anion	115
Anoda	169
Anodizimi	179
Anomerë	14

Apoenzima	60
Acid arakidonik.....	34
Arrhenius	151
Akumulator Plumbi.....	172
ARN ribozomale	85
Acid laurik	34
Atomi kiral i karbonit.....	8
Acid ribonukleik	74
Acide poliyndyrore	33
ADN-ja	75
ARN	75
Afiniteti i elektroneve	110
Aldehyde polihidroksil	7
ADN-ja e strukturuar primare.....	82
ADN e rinatruar	84
ADN e strukturuar sekondare	83
Acid stearik	34

B

baza (teoria protolitike)	152
elementi biogjenik.....	3
bazat purine.....	75
bashkëveprimet jon-dipol.....	135
bioelemente	3
baza e azotit.....	74
Branstead dhe Laurie	151
Bazat e pirimidinës	75
Biokatalizatorët	58, 61
Bazë plotësuese.....	83
Bashkëveprimet ndërmolekulare	135
Bashkëveprimet dipol-dipol.....	137
Biomolekulat	2
Biokomponente	1
Biokimi	1
Bashkëveprimet hidrofille	49
Bashkëveprimet hidrofobike.....	49

C

Cwitterion	40
Celulozë	27

Citozinë	75	Elektronet	89
Citokromi	53	Shtresa elektronike.....	90, 98
D		Elektrokimia	167
Dekarboksilaza	59	Elementë halogjenë.....	107
Dekstrinat	27	Ekuacioni molekular	147
Dekstrorotary	12	Elementët halkogjen.....	107
Dekstrozë	18	Element elektrokimik.....	167
Proteina të denatyrura	50	Ekuacioni jonik	148
Deoksiribonukleotide	77	Ekuacioni i plotë jonik	148
Dehidrogenaza	59	Elektrolite të dobëta	146
Diacilglicerole	35	Elektrone të çiftëzuara	98
dipol i induktuar	136	elektrolite të forta	145
Dinukleotide	79	F	
Dipeptidi	44	Ferritinë	53
Disakaride	20	Fisher	8
Lidhje disulfide	49	Formulat e projeksionit fisher	8
Disociim elektrolitik	147	Fosfolipide	32
Difosfate	78	Fosfoproteinat	52
Dsp ² - hibridizimi	134	Fotosinteza	5
Dsp ³ - hibridizimi	133	Fruktoza	19
D-elemente	107	Furanoza	13
E		forcat e shpërndarjes	137
Elektronet e valencës	101	Forcat van der waals	135
Elementi i gjysmës së djathtë.....	169	F- elementët	107
Esterifikimi	35	Forca relative katalitike	61
Ekuacioni jonik efektiv	148	G	
Enzimogolgjia	58	Galaktozë	19
Efektorët	65	Galaktozemia	19
Efekti i përbashkët jonik	16	Galvanizim	179
Elementi i gjysmës së majtë.....	168	Grupi karboksil	40
Elementi galvanic i danielit	170	Guaninë	75
Ergokalciferol	69	Gjenet	84
Enzima me dy përbërës.....	6	Gjenomi	84
Enantiomeria	8	Glikogjen	27
Enantiomere	8	Glikoproteina	52
Enzima me një përbërës të vetëm	60	Glicerol	33
Elektrolizë	173	Glicerolfosfolipide	31
Elementë galvanikë.....	168	Globinë	54
Elektrolite	144	Globulinat	52
Elektronegativiteti	109	Glukozë	18

Glukozide	17
Grupet	104
Gazra inerte	107
Grupi hemiacetilhidroksil	13
Gjendje e ngurtë	139
Grupi fosfat	74
Grimcat themelore	89

H

Heisenberg	8
Heksozat	6
Hipervitaminoza	67
Hem	54
Holoenzima	61
histone	52
Homopolisakaridet	5
Hormonet	31
Hidrolazat	59
Hidrolizë	21
Heteropolisakaridet	5
Hibridizimi	85
Hemoglobina	52
Hidronet	152
Hemotripsina	59
Hibridizimi trigonal	132
Hibridizimi tetraedral	131

I

Insulinë	53
Inulin	19
Informacion arn	85
Izomerë optikë	10
Izomerazat	59
Imunoglobulinat	53

J

Jonet monatomike	117
Jonizim energjik	108

K

Keratinë	52
Ketoza	6

Kazeinë	53
Korrozioni elektrokimik	178
Konfigurimi i gjatë i elektroneve	101
Karbohidratet kompleksi enzimë-substrat	62
Kallaj	179
Karamel	25
Katalizatorë	58
Kationi	115
Katoda	169
Kristale molekulare	140
Këndi i rrotullimit	12
Këndi i rrotullimit specific	12
Komponimet jonike	122
Kristalore jonike	122
Kristale jonike	140
Konfigurimi elektronik	100
Ketopentozë	8
Ketoheksozë	7
Kripërat e hidrolizës	158
Kolekalciferol	69
Kolesteroli	32
Kromoproteinat	52
Korrozioni kimik	178
Kristalet kovalente	140
Koenzima	60
Kolagjen	52
Kondensimi	21
Korrozioni	177
Kofaktori	60
Karbohidrate të thjeshta	5
Karbohidrate komplekse	5
Konfigurimi i shkurtuar i elektroneve	101

L

Lavoisier	1
Llak	178
Lidhja e maltozës	22
Lidhje valente njëfishe	125
Lidhje metalike	140
Lidhje fosfodiesterike	77
Lubrifikim	178
Laktozë	22

Prodhimi jonik i ujit.....	154
Proteina globulare	52
Pika izoelektrike.....	43
Pika izoelektrike e proteinës	51
Piranozë.....	13
proteinë e rinatyrUAR	51
Proteinat e frymëmarrjes.....	53
Përzierje racemike.....	12
Piridoksal	72
Piridoksinë	72
Piridoksal	72
Polarimetra	11
Polarimetria	11
Polivitaminoza	67
Polinukleotide	79
Polipeptidi	44
Polisakaride	26
Polihidroksi ketone	7
Protolite të forta	152
Përçues i llojit të parë	144
Përçues të llojit të dytë	144
P - elementët	107
Proteinat fibrilare	52
Proteina të tretshme në liposuble	67
P-elektrone	100
P-orbitale	95
Pasiguria parimore	90
Parimi le chatelier	163
Parimi i paulit	99
Provitamina	66
Grupi prostetik	50
Proteina të thjeshta.....	52
Protolite	152
Reaksione protolitike	152
Protone	89
Protolite të dobëta	152
Proteina komplekse.....	52

Q

qeli e elektrolizës	173
Qeli karburanti	172
Qendra aktive.....	61

Qelitë voltaike.....	167
Qeli elementare	122
Qeli elementare	122
Qeli të thata leclanche.....	172

R

Reaksioni biuretik	184
Rutherford	9
Reaktiviteti.....	51
Reduktimi i sheqerit.....	22
Reduktim	167
Rinatyrëzimi	51
Retina	68
Retinol	68
Ribozë	20
Ribonukleotide	77
Reaksioni ksantoproteinik.....	184
Reagenti i tollensit	17
Riboflavinë	72
Reaksione jonike.....	147
Rrezja jonike	122
Rrezja atomike	108
Rrjetë kristalore.....	139

S

Sakarozë	24, 59
Substancë e ngurtë kristalore	139
Strukturë sekondare	48
Struktura e palosur β	48
Struktura primare e proteinës	47
Skleroproteinat	52
Skanimi elektrokimik i metaleve	170
Struktura terciare e ADN- së.....	83
Strukturë terciare.....	49
Sorbitol	17
Stereoizomere	8
Steroide	32
Sheqer i invertuar.....	25
Sheqer i rëndomtë	24
Sheqer frutash	19
Substrati	61
Simbolet lewis.....	114

[illegible]

8. LITERATURA E PËRDORUR

- 1) John W. Hill, Ralph H. Petrucci, Terry W. McCreery, Scott S. Perry, *Kimi e Përgjithshme*, përkthyer në maqedonisht, Tabernacle, 2011.
- 2) Raymond Chang, KIMIA - përkthyer në maqedonisht, titulli origjinal: *CHEMISTRY*, 10th edition Raymond Chang, Published by McGraw-Hill, a business unit of The McGraw-Hill Companies, Inc., 1221 Avenue of the Americas, New York, NY 10020. Copyright © 2010 by The McGraw-Hill Companies, Inc., 2010..
- 3) Katherine J. Denniston, Joseph J. Topping, Robert L. Carrett KIMIA E PËRGJITHSHME, ORGANIKE dhe BIOKIMIA, përkthyer në maqedonisht, Tabernacle, 2010, Titulli origjinal: General, Organic and Biochemistry 6th Edition, McGraw-Hill Cpmpanies, Inc., 2008.
- 4) Theodore L. Brown, H. Eugene LE May, Jr., Bruce E. Bursten, Catherine J. Murphy, Patrick M. Woodward and Matthew W. Stoltzfus, *CHEMISTRY the central science*, 13th Eddition, Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Prentice Hall, Department, 1900 E. Lake Ave., Glenview, IL 60025, United States of America, 2015.
- 5) Martin S. Silberberg, *CHEMISTRY: the molecular nature of matter and change*, 5th edition, Published by McGraw-Hill Education, 2 Penn Plaza, New York, NY 10121. Copyright © by McGraw-Hill Education, 2009.
- 6) Karen C. Timberlake, *Chemistry - an introduction to general, organic, and biological chemistry*, 11th edition, Pearson Education, Inc., publishing as Prentice Hall., United States of America, 2012.
- 7) John E. McMurry, Robert C. Fay, Jordan Fantini, *Chemistry* 6th Edition, Pearson prentice hall™ is a trademark of pearson education, inc., United States of America, 2012.
- 8) Martin S. Silberberg, Patricia Amateis, *CHEMISTRY: the molecular nature of matter and change*, 7th Edition, Published by McGraw-Hill Education, 2 Penn Plaza, New York, NY 10121. Copyright © 2015 by McGraw-Hill Education, 2015.
- 9) John McMurry, David S. Ballantine, Carl A. Hoeger, Virginia E. Peterson, *CHEMISTRY -Fundamentals of General, Organic, and Biological*, 7th Edition, Pearson Education Inc., Permission Department 1900 E. Lake Ave, Glenview II, 60025, 2013.
- 10) Raymond Chang, Jason Overby, *General Chemistry - The Essential Concepts*, 6th Edition, The McGraw-Hill Companies, Inc., 1221 Avenue of the Americas, New York, NY 10020, 2011.
- 11) Morris Hein, Scott Pattison and Susan Arena, *INTRODUCTION TO GENERAL, ORGANIC, AND BIOCHEMISTRY*, 10th Edition, John Wiley & Sons, Inc., 2012.
- 12) Martin S. Silberberg, *Principles of General Chemistry*, 3rd Edition, Published by McGrawHill, a business unit of The McGraw-Hill Companies, Inc., 1221 Avenue of the Americas, New York, NY 10020, 2013.

PËRMBAJTJA

1. BIOKOMPONIMET	3
1.1. Hyrje në Biokimi	3
1.2. Koncepti, ndarja, nomenklatura, biosinteza dhe kuptimi i karbohidrateve.....	6
1.3. Izomeria optike në karbohidrate.....	11
1.4. Monosakaridet ciklike dhe hemiacetalforminike	16
1.5. Vetitë kimike të monosakarideve	18
1.6. Përfaqësues të rëndësishëm të monosakarideve.....	21
1.7. Disakaridet	23
1.8. Polisakaridet.....	29
1.9. Koncepti, klasifikimi, roli dhe rëndësia e lipideve.....	36
1.10. Vajrat	38
1.11. Peptidet e aminoacideve.....	47
1.12. Struktura dhe kuptimi i proteinave.....	53
1.13. Vetitë fizike dhe kimike të proteinave	56
1.14. Ndarja e proteinave dhe përfaqësuesit e rëndësishëm.....	58
1.15. Koncepti, nomenklatura, klasifikimi i enzimave.....	67
1.16. Vetitë dhe veprimet e enzimave	69
1.17. Koncepti, kuptimi dhe klasifikimi i vitaminave	77
1.18. Vitaminat e tretshme në yndyrë (përfaqësues, gjetje dhe rëndësi).....	78
1.19. Vitaminat e tretshme në ujë (përfaqësues, gjetja dhe kuptimi)	81
1.20. Ndërtimi i ADN-së dhe ARN-së	86
1.21. Struktura, vetitë dhe roli i ADN-së dhe ARN-së.....	92
2. STRUKTURA E ATOMIT DHE SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE.....	102
2.1. Numrat kuantikë dhe orbitalet atomike.....	103
2.2. Ndërtimi i mbështjellësit elektronik	110
2.3. Konfigurimi elektronik.....	112
2.4. Konfigurimi elektronik dhe struktura e tabelës periodike të elementeve.....	117
2.5. Ndryshimi periodik i vetive të elementeve	120
3. LIDHJE KIMIKE.....	130
3.1. Lidhja jonike	132
3.2. Lidhje kovalente – bashkëngjitja e orbitaleve.....	140

3.3. Lidhja kovalente dhe molekulat e strukturuar.....	146
3.4. Interaksionet ndërmolekulare dhe struktura dhe vetitë e gazrave, lëngjeve dhe trupave të ngurtë.....	151
4. EKUILIBRI NË TRETËSIRAT E ELEKTROLITËVE.....	163
4.1. Elektrolitet, disociacioni i elektroliteve dhe shkalla e disociacionit elektrolitik.....	163
4.2. Reaksionet jonike	167
4.3. Proceset protolitike, acidet dhe bazat sipas teorisë Brønsted-Lowry	171
4.4. Autoprotoliza e ujit dhe treguesi i hidrogjenit.....	173
4.5. Kripërat e hidrolizuara	177
4.6. Tretshmëria e produktit	182
5. PROCESET ELEKTROKIMIKIKE	189
5.1. Proceset elektrokimike, elementët elektrokimikë	189
5.2. Elementët galvanikë dhe elementët galvanikë praktikisht të rëndësishëm	190
5.3. Elektroliza	195
5.4. Korrozioni i metaleve dhe mbrojtja e metaleve nga korrozioni.....	199
6. EKSPERIMENTE.....	204
7. FJALORI	213
8. LITERATURA E PËRDORUR	219

