



REPUBLIKA E SHQIPËRISË

MINISTRIA E ARSIMIT, SPORTIT DHE RINISË
AGJENCIA E SIGURIMIT TË CILËSISË SË ARSIMIT PARAUNIVERSITAR

PROGRAM ORIENTUES I MATURËS SHTETËRORE

PËR GJIMNAZIN

LËNDA:

“KIMI”

(PROVIM ME ZGJEDHJE)

VITI SHKOLLOR 2021-2022

KOORDINATORE: ELISABETA PAJA

PËRMBAJTJA

PËRMBAJTJA.....	2
HYRJE	3
PËRMBAJTJA E PROGRAMIT.....	4
TABELAT E REZULTATEVE TË TË NXËNIT PËR SECILËN TEMATIKË.....	6

HYRJE

Shkenca e natyrës është një nga shtatë fushat e kurrikulës së arsimit të mesëm të lartë dhe integron njohuritë, shkathësitë, qëndrimet dhe vlerat nëpërmjet lëndëve: kimi, biologji dhe fizikë. Ajo ndihmon në zhvillimin e kompetencave që u shërbejnë nxënësve në aspektin personal, social, ekonomik dhe që lidhen me çështje lokale, kombëtare dhe globale. Kompetencat që zhvillon fusha e shkencave të natyrës, në të gjitha shkallët kontribuojnë, në arritjen e kompetencave kyçe, në funksion të të nxënësve gjatë gjithë jetës.

Shkenca është veprimtari intelektual dhe praktike që përfshin studimin sistematik të strukturës dhe të sjelljes së botës fizike dhe natyrore përmes vëzhgimeve dhe eksperimenteve. Ajo i përgatit nxënësit për rolet e tyre në shoqëri nesër. Mësimi i shkencave natyrore iu ofron nxënësve mundësi për të zhvilluar të kuptuarit e koncepteve dhe të proceseve shkencore, të praktikave më të përdorura nga njeriu për zhvillimin e njohurive shkencore, të kontributit të shkencës në shoqëri dhe të zbatimeve të saj në jetën e përditshme.

Në arsimin e mesëm të lartë, programi i lëndës së kimisë me zgjedhje është konceptuar mbi bazën e njohurive dhe shkathësive **themelore dhe ato të thelluara** për përgatitjen e nxënësve. Njohuritë janë të integruara ndërmjet diversitetit dhe ndërveprimeve, kimia inorganike dhe organike, duke siguruar thellim të njohurive në sjelljen, vetitë e lëndës dhe reaksionet kimike.

Programi orientues për provimin e Maturës Shtetërore në lëndën e kimisë me zgjedhje, nëpërmjet përqendrimit në konceptet dhe shprehjet kryesore të mësuara gjatë viteve, ka si qëllim të orientojë punën e mësuesit, përgatitjen e nxënësve dhe hartuesit e testeve përfundimtare për provimin e Maturës Shtetërore.

Hartimi i programit orientues është mbështetur në kurrikulën me kompetenca të lëndës së kimisë shkalla V dhe VI së arsimit të mesëm të lartë duke mbajtur parasysh formimin e njohurive dhe rezultateve të të nxënësve nëpërmjet eksperimenteve, arsyetimeve, zgjidhjes problemore dhe interpretimeve në situata të thjeshta dhe më komplekse.

PËRMBAJTJA E PROGRAMIT

Programi orientues i lëndës së kimisë për provimin e Maturës Shtetërore të klasës XII, bazohet në parimin se, të zotërosh njohuri kimike do të thotë të jesh në gjendje t'i zbatosh ato:

- në tematika të ndryshme të vetë lëndës së kimisë;
- në fusha të tjera kurrikulare;
- në situata të jetës së përditshme.

Programi orientues për përgatitjen e provimit të lëndës së kimisë me zgjedhje është mbështetur në:

- programet e lëndës kimi, shkalla V për klasat 10-11 të detyruara;
- programin e lëndës kimi, shkalla VI për klasën 12 me zgjedhje;
- udhëzuesin për zhvillimin e kurrikulës së gjimnazit;
- nivelet e arritjes së lëndës së kimisë për klasat 10-12;

Për të qenë lehtësisht i përdorshëm, programi, përmban rubrikën e rezultateve të të nxënit ku përcaktohen konceptet dhe aftësitë kryesore për çdo tematikë të lëndës së kimisë për shkallën V dhe VI. Bazuar në këtë kurrikul përmbushja e kompetencave shkencore që një nxënës duhet të zotërojë përgjatë gjithë zhvillimit të lëndës dhe jo vetëm, arrihet nëpërmjet 2 tematikave kryesore: diversiteti dhe ndërveprimet.

Këto tematika, janë bazë për të ndërtuar njohuri, shkathtësi dhe qëndrime e vlera. Për secilën tematikë është **paraqitur pesha që zë secila prej tyre kundrejt orëve totale** të lëndës së kimisë në zhvillimin e njohurive dhe rezultateve të të nxënit që duhet të demonstrojë nxënësi, në përmbushjen e kompetencave kimike. Tematikat dhe renditja e tyre nuk nënkuptojnë që përmbajtja e testit duhet të zhvillohet në këtë renditje. Në përgatitjen për përmbushjen e këtij programi orientues do të përdoren programet e lëndës së kimisë, klasat 10-11 dhe kimi me zgjedhje klasa 12.

Nr.	Tematikat	Pesha	Përmbajtja sipas tematikave	Pesha
1.	DIVERSITETI	46 %	1. Struktura e atomit	10%
			2. Sistemi periodik <ul style="list-style-type: none"> - Grupi I A - Grupi II A - Grupi VIIA - Grupi VIII A 	12%
			3. Periodiciteti	5%
			4. Lidhjet kimike	11 %
			5. Struktura, lidhjet e karbonit dhe njohuri të kimitë organike <ul style="list-style-type: none"> - Formulatat - Emërtimet e përbërjeve organike - Grupet funksionore 	8 %
2.	NDËRVEPRIMET	54%	1. Simbolet, formulatat, barazimet kimike dhe stekiomëtria	13 %
			1. Acidet, bazat dhe kripërat	5 %
			2. Termokimia	4 %
			3. Kinetika kimike	6 %
			4. Ekuilibri kimik	5 %
			5. Ekuilibrat jonike	5 %
			6. Elektrokimia	8 %
			7. Reaksionet e përbërjeve organike	8 %
Totali 100%				

TABELAT E REZULTATEVE TË TË NXËNIT PËR SECILËN TEMATIKË

Për secilën tematikë, më poshtë, paraqiten njohuritë dhe rezultatet e të nxënit që duhet të demonstrojë nxënësi për të përmbushur kompetencat shkencore në kimi. Megjithëse njohuritë përcaktohen për secilën tematikë ato trajtohen të integruara dhe të lidhura me njëra - tjetrën.

TEMATIKA: Diversiteti

Njohuritë për realizimin e kompetencave shkencore	Rezultatet e të nxënit për realizimin e kompetencave shkencore
<p>Struktura e atomit</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ndërtimi i atomit - Bërthama e atomit - Izotopet - Masa atomike relative - Numrat kuantike - Orbitalet atomike - Shpërndarja e elektroneve në atom 	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • përshkruan dhe diskuton vendndodhjen e grimcave përbërëse të atomit; • përcakton numrin e protoneve, neutroneve, elektroneve në atomet ose jonet kur jepen numri atomik dhe numri i masës; • dallon atomin dhe jonin e një elementi, duke bërë bilancin e protoneve dhe elektroneve; • tregon se izotopet e atomeve të të njëjtit element e kanë të njëjtë numrin e protoneve, por të ndryshëm numrin e neutroneve; • përdor simbolikën e paraqitjes së izotopeve ${}^A_Z X$; • përcakton dhe përdor termat e masës atomike relative, masën e izotopeve, masën molekulare dhe masën e formulës bazuar në njësinë karbonike; • përshkruan nivelet dhe nënnivelet energjetike për katër shtresat e para elektronike; • përcakton kuptimet: <ul style="list-style-type: none"> - numër kuantik themelor, nivel energjetik; - numër kuantik sekondar, nënnivel energjetik; - numër kuantik magnetik

	<p>- numër kuantik spin;</p> <ul style="list-style-type: none"> • njehson numrin e nëniveleve energjetike në një nivel energjetik; • përcakton numrin e elektroneve që vendosen në nënnivelet s, p, d , f; • përshkruan dhe skicon format e orbitaleve s dhe p; • tregon dhe paraqet si shpërndahen elektronet në një atom, në përputhje me: parimin e qëndrueshmërisë (Aufbaut), parimin e përjashtimit të Paulit, rregullën e Hundit; • shkruan formulat dhe konfigurimet elektronike të atomeve deri në 40 elementet e para të tabelës periodike; • paraqet konfigurimin elektronik të atomeve dhe joneve kur jepen numri atomik dhe ngarkesa e jonit.
<p>Sistemi Periodik</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ndërtimi i tabelës periodike - Metalet dhe jometalet - Grupi I^A - Grupi II^A - Grupi VII^A - Grupi VIII^A 	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • analizon mbi bazën e strukturës atomike, periodat dhe grupet A, B në tabelën periodike; • shpjegon se reaktiviteti i elementeve është i lidhur me shpërndarjen e elektroneve në atomet e tyre dhe numrin atomik përkatës; • parashikon vendosjen e elementeve në tabelën periodike dhe vetitë e tyre, duke përdorur konfigurimin elektronik; • përshkruan tabelën periodike si një sistem për të klasifikuar elementet dhe për të parashikuar përdorimin dhe vetitë e tyre; • përshkruan metalet dhe jometalet dhe shpjegon dallimet midis tyre në bazë të vetive fizike dhe kimike të tyre; • përshkruan vetitë kimike të metaleve si p.sh., bashkëveprimin e tyre me acidet e holluara dhe me oksigjenin;

	<ul style="list-style-type: none"> • shpjegon se pozicioni i metaleve dhe jometaleve në tabelën periodike përcakton strukturën elektronike të atomeve të tyre dhe numrin atomik; • parashikon vetitë e elementeve të grupeve I^A, II^A, VII^A, VIII^A; • përshkruan gazet e plogëta si elemente të grupit VIII^A, gaze monoatomike jo reaktive dhe shpjegon këtë në bazë të strukturës së tyre elektronike; • shpjegon se si vetitë e elementeve të grupeve I^A, II^A, VII^A, VIII^A përcaktohen nga shtresa e jashtme elektronike e atomeve të tyre dhe parashikon si ndryshojnë vetitë e elementeve brenda grupeve nga lart-poshtë; • parashikon reaksionet e mundshme dhe reaktivitetin e mundshëm të elementeve nga pozicioni i tyre në tabelën periodike; • përshkruan reaksionet e elementeve të grupit I^A, II^A me oksigjen, ujin dhe tretësirat e holluara të acideve; • përshkruan sjelljen e oksideve, hidroksideve dhe karbonateve me ujin dhe tretësirat e holluara të acideve; • interpreton dhe bën parashikime mbi ndryshimet në vetitë fizike dhe kimike të elementeve dhe përbërësve të tyre; • interpreton ndryshimin e vetive fizike brenda grupit të halogjeneve (si gjendja fizike, temperatura e shkrirjes, temperatura e vlimit, elektronegativiteti); • argumenton prirjet e reaktivitetit të elementeve të grupit VII^A dhe prirjet nga lart- poshtë në grup; • përshkruan dhe interpreton prirjet në reaktivitetin e elementeve të grupit VII^A në termin e reaksioneve redoks të Cl₂, Br₂ dhe I₂ me tretësirat ujore të joneve halogjenur;
--	--

	<ul style="list-style-type: none"> përshkruan dhe interpreton ndryshimin e numrave të oksidimit në reaksionet e halogjeneve si: <ol style="list-style-type: none"> reaksionet e oksidimit me metalet e grupit I^A dhe II^A reaksionet e veprimit të klorit me ujin; reaksionin e klorit me tretësirën e hidroksohidit të natriumit <p>të ftohtë dhe të nxehtë.</p>
<p>Periodiciteti</p> <ul style="list-style-type: none"> Rrezja atomike Potenciali i jonizimit Afria për elektronin Elektronegativiteti 	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> shpjegon termin e energjisë së jonizimit; dhe ndryshimin e saj kur kalon në tabelën periodike përgjatë periodës dhe nga lart-poshtë në grup; shpjegon dhe përdor termin afri për elektronin; argumenton marrëdhëniet ndërmjet rrezes atomike, potencialit të jonizimit, afrisë për elektronin dhe elektronegativitetit.
<p>Lidhjet kimike</p> <ul style="list-style-type: none"> Lidhja jonike Lidhja kovalente si: <ul style="list-style-type: none"> -kovalente polare -kovalente e pastër Lidhje njëfishe dhe shumëfishe Orbital molekular Format gjeometrike të molekulave 	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> përshkruan me anë të shembujve mekanizmin e formimit të lidhjes jonike si një forcë elektrostатike midis joneve me shenjë të kundërt; ndërton me pika dhe kryqe diagramet për substancat e thjeshta jonike; përshkruan me shembuj të ndryshëm mekanizmin e formimit të lidhjes kovalente si një forcë elektrostатike midis bërthamave të dy atomeve dhe çiftit/eve të përbashkët elektronik; ndërton me pika dhe kryqe diagramet për molekulat me lidhje njëfishe dhe shumëfishe;

<ul style="list-style-type: none"> - Forcat e bashkëveprimit ndërmolekular - Lidhja hidrogjenore - Polariteti i molekulave 	<ul style="list-style-type: none"> • përshkruan formimin e lidhjen kovalente në kuptimin e orbitaleve molekulare, duke dhënë lidhjet sigma(σ) dhe lidhjet pi (π); • tregon veçoritë dalluese të orbitaleve molekulare sigma dhe pi; • përdor të dhënat mbi elektronegativitetin për të parashikuar tipin e lidhjes, si: <ul style="list-style-type: none"> - kovalente polare, - kovalente e pastër, • shpjegon formën gjeometrike dhe këndin e lidhjes në molekulat, me anë të teorisë së VSEPR-it (teoria e shtytjes së çifteve elektronike të shtresës valentore), në rastet kur atomi qendror ka 2-4 çifte elektronike; • formulon kuptimin për konceptin dipol të lidhjes kimike dhe të molekulës; • dallon molekulat polare nga ato jopolare, • përshkruan bashkëveprimin dipol-dipol, forcat e Londonit në molekulat jopolare, lidhjen hidrogjenore si forca të bashkëveprimit ndërmolekular.
<p>Struktura dhe lidhjet e karbonit</p>	<p>Nxënësi :</p> <ul style="list-style-type: none"> • tregon se karboni mund të formojë katër lidhje kovalente; • shpjegon se grupe të mëdha të përbërjeve organike natyrore dhe sintetike formohen për shkak të aftësisë së karbonit për të krijuar familje përbërjesh të ngjashme, si edhe struktura në formë zinxhiri dhe unazash.
<p>Kimia organike</p>	<p>Nxënësi:</p>

<p>- Formulatat</p> <p>- Emërtimet e përbërjeve organike</p> <p>- Grupet funksionore</p>	<ul style="list-style-type: none"> • paraqet përbërjet organike duke përdorur formulën empirike, formulën molekulare, formulën e përgjithshme, formulën strukturore dhe formulën skeletore; • përdor numenkaturën e IUPAC-ut për të shkruar dhe emërtuar përbërjet organike si hidrokarburet alifatike (alkane, alkene), alkoolet, aldehidet, ketonet, acidet karboksilike dhe esteret; • dallon izomerinë e vargut dhe të pozicionit për hidrokarburet deri në 7 atome karboni; • përcakton termin “izomeri strukturore” dhe shkruan formulat strukturore dhe skeletore të një përbërjeje organike, duke patur parasysh formulën e saj molekulare; • emërton dhe shkruan izomerët e strukturës dhe të pozicionit për hidrokarburet deri në 7 atome karboni; • identifikon grupet funksionore dhe përfaqësuesit e serive homologe; • përkufizon grupin funksionor (—OH, —CHO, —CO—, —COOH, —COO—) si përcaktues të vetive të substancave organike; • argumenton strukturën e grupit funksionor (—OH, —CHO, —CO—, —COOH, —COO—) nga pikëpamja e lidhjes kimike dhe veçorive që sjell ky grup në vetitë e përbërjeve organike; • klasifikon alkoolet, në varësi të tipit të karbonit me të cilin lidhet grupi funksionor—OH, në parësore, dytësore dhe tretësore.
--	--

TEMATIKA: Ndërveprimet

Njohuritë për realizimin e kompetencave shkencore	Rezultatet e të nxënit për realizimin e kompetencave shkencore
<p>Simbolet, formulat dhe barazimet kimike</p> <ul style="list-style-type: none"> - Simbolet kimike - Formulatat kimike - Barazimet kimike 	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • përdor simbolet kimike për të shkruar formulat e elementeve dhe komponimeve të thjeshta jonike dhe kovalente; • nxjerr formulën empirike të një komponimi nga numrat relative të atomeve të pranishëm ose nga një model ose nga një diagram dhe anasjelltas; • përdor emrat dhe simbolet e elementeve dhe komponimeve të thjeshta, si dhe parimin e ruajtjes së masës për shkrimin e formulave dhe barazimin e reaksioneve dhe gjysmëreaksioneve kimike;
<p>Stekiometria</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ligji i ruajtjes së masës dhe interpretimi sasior i barazimeve kimike - Konstantaja e Avogadros - Moli. Vëllimi molar i gazeve - Njehsime stekiometrike në lidhje me molin, masën, reaktantin kufizues, vëllimin e gazeve - Formula empirike dhe molekulare 	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • tregon dhe përdor ligjin e ruajtjes së masës; • llogarit masat e substancave të veçanta, mbështetur në barazimet e reaksioneve kimike; • tregon dhe përdor numrin e Avogadros dhe përkufizimin e molit; • shpjegon si masa e një substance të dhënë është e lidhur me numrin e moleve të saj dhe e anasjellta; • argumenton stekiometrinë e një barazimi, lidhur me masat e reaktantëve dhe të produkteve dhe shpjegon ndikimin e reaktantit kufizues të reaksionit; • përdor barazimet kimike për të llogaritur masat e reaktantëve dhe të produkteve; • shpjegon si masa e substancës së tretur dhe vëllimi i tretësit janë të lidhura me përqendrimin e tretësirës; • përshkruan lidhjen midis masës molare të gazeve dhe vëllimit të tyre dhe anasjelltas, si dhe njehson vëllimet e

<p>- Veprime të përbashkëta për kryerjen e njehsimeve stekiometrike.</p> <p>- Përqendrimi i tretësirave</p>	<p>gazeve që marrin pjesë në reaksione, duke përdorur vëllimin molar të gazit në kushte normale temperature dhe trysnie (22.4 litër/mol);</p> <ul style="list-style-type: none"> • përcakton dhe përdor termin mol bazuar në numrin e Avogadros; • shpjegon termat “formulë empirike” dhe “formulë molekulare”; • llogarit formulën empirike sipas përbërjes në masë ose të dhënave në përqindje të përbërjes në masë; • kryen llogaritjet, duke përdorur konceptin e molit për: <ul style="list-style-type: none"> a) masën e substancave vepruese; b) vëllimin e gazeve; c) vëllimin dhe përqendrimin e tretësirave; • shkruan barazime të plota dhe jonike, për reaksionet kimike; • përshkruan si përqendrimi i një tretësire në mol/litër është i lidhur me masën e substancës së tretur dhe vëllimin e tretësirës; • përshkruan lidhjen ndërmjet vëllimit të tretësirës së një substance me përqendrim të njohur dhe vëllimit të tretësirës së një substance tjetër që bashkëveprojnë plotësisht me njëra-tjetrën.
<p>Acidet, bazat dhe kripërat</p> <p>- Shpërbashkimi i ujit, pH</p> <p>- Vetitë e acideve dhe bazave</p>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • identifikon se acidet formojnë jonet hidrogjen, kur ata treten në ujë dhe tretësirat e bazave përmbajnë jone hidroksid; • shpjegon se acidet veprojnë me disa metale dhe me karbonatet dhe parashikon produktet e barazimeve kimike, duke u nisur reaktantët e dhënë;

<p>- Acid i dobët/i fortë</p> <p>- Barazimet jonike në reaksionet acid-bazë</p>	<ul style="list-style-type: none"> • tregon që pH përdoret për të matur aciditetin dhe alkalinitetin relativ; • përshkruan asnjësimin si bashkëveprim të acideve me baza për të formuar kripë dhe ujë; • argumenton se asnjësimi mund të përgjithësohet si bashkëveprim i joneve hidrogjen me jonet hidroksid për të formuar ujin; • përdor dhe shpjegon termat “i holluar” dhe “i përqendruar” që kanë të bëjnë me sasi të substancave, si dhe “i dobët” dhe “i fortë” që kanë të bëjnë me shkallën e jonizimit të acideve; • tregon se përqendrimi i joneve hidrogjen rritet 10 herë, vlera e pH në një tretësirë ulet 1 herë; • përshkruan neutralitetin, aciditetin dhe alkalinitetin si pasojë e përqendrimit të joneve hidrogjen në vlerën numerike të pH.
<p>Termokimia</p> <p>- Reaksionet endotermike dhe ekzotermike</p> <p>- Entalpia standarde e formimit dhe e reaksionit</p> <p>- Ligji i Hesit</p>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • dallon reaksionet ekzotermike edhe endotermike nga pikëpamja e nxehtësisë së reaksionit; • përshkruan dhe përdor termat entalpia standarde e formimit dhe entalpia e reaksionit duke iu referuar: reaksioneve të formimit, djegies, asnjëanësimit; • përcakton entalpinë e një reaksioni duke u bazuar në ligjin e Hesit dhe rrjedhimet e tij: <ul style="list-style-type: none"> a) duke u nisur nga entalpitë standarde të formimit; b) duke ditur ΔH e stadeve të një reaksioni.
<p>Kinetika kimike</p>	<p>Nxënësi:</p>

<p>- Reaksioni kimik dhe energjia</p> <p>- Faktorët që ndikojnë në shpejtësinë e reaksionit</p> <p>- Matja e shpejtësisë së reaksioneve kimike</p>	<ul style="list-style-type: none"> • jep kuptimin e shpejtësisë së një reaksioni kimik; • shpjegon reaksionin kimik bazuar në teorinë e goditjes së grimcave; • përshkruan ecurinë e reaksionit kimik përmes energjisë së aktivizimit dhe kompleksit aktiv; • përshkruan shpejtësinë e reaksionit si ndryshim të përqendrimit të substancave (harxhimit të substancave nistore dhe përfutimit të produkteve) në njësinë e kohës; • përshkruan faktorët që ndikojnë në shpejtësinë e një reaksioni kimik; • kryen njehsime në lidhje me barazimin e shpejtësisë mesatare dhe ligjin e shpejtësisë (vetëm zbatime të thjeshta)
<p>Ekulibri kimik</p> <p>- Reaksione të kthyeshme dhe të pakthyeshme</p> <p>- Konstantja e ekuilibrit kimik</p> <p>- Zhvendosja e ekuilibrit kimik.</p> <p>- Parimi Lë Shatëlje</p>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • shpjegon shpejtësinë e reaksionit të drejtë dhe të zhdrejtë, kuptimin e reaksionit të kthyeshëm; • përshkruan ekuilibrin kimik si një ekuilibër dinamik; • tregon marrëdhënien ndërmjet sistemeve në ekuilibër dhe parimit Lë Shatëlje (ndikimi i faktorëve: temperaturë, trysni, përqendrim); • parashikon në shembuj të ndryshëm kahun e zhvendosjes së ekuilibrit kimik, kur ndryshon temperatura, përqendrimi dhe trysnia; • përcakton shprehjen matematike të konstantes së ekuilibrit kimik në sistemet homogjene dhe heterogjene; • argumenton nëse ndryshimi i temperaturës, përqendrimit ose trysnisë ose prania e një katalizatori ndikon në vlerën e konstantes së ekuilibrit të reaksionit; • llogarit vlerën e konstantes së ekuilibrit duke përdorur përqendrimit e substancave në ekuilibër.
<p>Ekulibrat jonike</p>	<p>Nxënësi:</p>

<ul style="list-style-type: none"> - Elektrolite të forta dhe të dobëta - Njehson pH, Ka, pKa dhe Ku - Produkti i tretshmërisë 	<ul style="list-style-type: none"> • interpreton acidet dhe bazat sipas teorisë Bronshtet-Lourit duke përfshirë përdorimin e koncepteve acid-I bazë-I, acid-II bazë-II; • shpjegon dallimet në sjelljen midis acideve dhe bazave, të forta dhe të dobëta dhe vlerën e pH në tretësirat e tyre ujore; • shpjegon dhe përdor në llogaritje termat: pH, Ka, pKa dhe Ku; • jep kuptimin e pH dhe tregon marrëdhëniet pH me pOH, $[H^+]$, $[OH^-]$; • llogarit pH e një tretësire: a) acid/bazë e fortë, b) acid/ bazë e dobët duke u nisur nga Ka, Kb; • përshkruan dhe përdor kuptimin e produktit të tretshmërisë K_{PT}; • llogarit K_{PT} nga përqendrimet e tretësirës së ngopur dhe anasjelltas.
<p>Elektrokimia</p> <ul style="list-style-type: none"> - Numri i oksidimit - Radha e aktivitetit të metaleve - Reaksionet e oksido-reduktimit - Elementi galvanik - Elektroliza 	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • përcakton numrin e oksidimit të atomit të çdo elementi në përbërjet dhe jonet duke zbatuar rregullat përkatëse; • argumenton si veprimi i metaleve me ujë ose acide të holluara shpjegohet me tendencën e metaleve për të formuar jonet e tyre pozitive; • rendit sipas rritjes së aktivitetit elementet: kalium, natrium, kalcium, magnez, zink, hekur, hidrogjen dhe bakër, bazuar në reaksionet me: <ul style="list-style-type: none"> - ujin; - acidin klorhidrik të holluar; - reduktimin e oksideve të tyre me karbonin; • përshkruan oksidimin dhe reduktimin në termin e dhënies dhe marrjes së elektroneve;

	<ul style="list-style-type: none"> • përshkruan dhe shpjegon proceset redoks në termat e transferimit të elektroneve dhe ndryshimin e numrave të oksidimit; • identifikon agjentët oksidues dhe reduktues në një reaksion redoks; • përdor metodën e ndryshimit të numrit të oksidimit për të barazuar reaksionet redoks; • shkruan barazimin e përgjithshëm të reaksionit duke u bazuar në gjysmëreaksionet e tyre; • ndërton praktikisht, një element të thjeshtë galvanik (p.sh. elementi zink/bakër); • përcakton produktet që çlirohen gjatë elektrolizës së elektrolitëve në gjendje të shkrirë apo të tretur; • shkruan barazimin e përgjithshëm të elektrolizës, kur elektroliti është në gjendje të shkrirë apo të tretur.
<p>Reaksionet e përbërjeve organike</p> <ul style="list-style-type: none"> - Klasifikimi i reaksioneve organike - Mekanizmat e reaksioneve organike 	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • formulon kuptimet për reaksionin e adicionit, të djegies, eliminimit, zëvendësimit radikal, zëvendësimit nukleofilik; • tregon shembuj reaksionesh ku janë shtuar /eliminuar H₂, Cl₂, H₂O, HCl; • liston përbërjet që japin reaksione zëvendësimi radikal dhe zëvendësim nukleofilik; • shkruan barazimet kimike për shembuj të thjeshtë reaksionesh të zëvendësimit radikal, zëvendësimit nukleofilik.

SHËNIM: Zbatuesit e programit orientues janë të lirë t'i kombinojnë dhe t'i rendisin njohuritë dhe rezultatet e të nxënit brenda tematikës dhe ndërmjet tematikave, sipas planifikimit të tyre.

E rëndësishme është që të mundësohet arritja e të gjithë rezultateve të nxënit nga nxënësit.