



---

REPUBLIKA E SHQIPËRISË  
MINISTRIA E ARSIMIT, SPORTIT DHE RINISË  
INSTITUTI I ZHVILLIMIT TË ARSIMIT

---

**PROGRAM ORIENTUES PËR MATURËN SHTETËRORE**  
**(Provim me zgjedhje për gjimnazet)**

**FUSHA:**

**SHKENCAT E NATYRËS**

**LËNDA:**

**KIMIA ME ZGJEDHJE**

**VITI SHKOLLOR 2018 -2019**  
**KOORDINATORE: MIMOZA MILO**

## I. 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 njerëzore. 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 kimit 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 kimit me zgjedhje, nëpërmjet përqëndrimit 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 kimit shkalla V dhe VI së arsimit të mesëm të lartë duke mbajtur parasysh formimin e njohurive dhe rezultateve të të nxënësve nëpërmjet eksperimenteve, arsytive, zgjidhjes problemore dhe interpretive në situata të thjeshta dhe më komplekse.

## II. PËRMBAJTJA E PROGRAMIT

Programi orientues i lëndës së kimit 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 kimit;

- 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, shkathhtësi 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.	<b>DIVERSITETI</b>	46 %	1. Struktura e atomit	10%
			2. Sistemi periodik - Grupi I A - Grupi II A - Grupi VIIA - Grupi VIII A	12%
			3. Periodiciteti	5%
			4. Lidhjet kimike	11,5 %
			5. Struktura, lidhjet e karbonit dhe njohuri të kimisë organike - Formulat - Emërtimet e përbërjeve organike - Grupet funksionore	7,5%
2.	<b>NDËRVEPRIMET</b>	54%	1. Simbolet, formulat, barazimet kimik dhe Stekiometria	13 %
			1. Acidet, bazat dhe kripërat	4,5 %
			2. Termokimia	4,5 %
			3. Kinetika kimike	6,5 %
			4. Ekuilibri kimik	5 %
			5. Ekuilibrat jonike	5 %
			6. Elektrokimia	7,5 %
			7. Reaksionet e përbërjeve organike	8 %
				<b>Totali 100%</b>

### III. 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.

#### 3.1 Tematika: Diversiteti

Njohuritë për realizimin e kompetencave shkencore	Rezultatet e të nxënit për realizimin e kompetencave shkencore
<p><b>Struktura e atomit</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>- Ndërtimi i atomit</li><li>- Bërthama e atomit</li><li>- Izotopet</li><li>- Masa atomike relative</li><li>- Numrat kuantike</li><li>- Orbitalet atomike</li><li>- Shpërndarja e elektroneve në atom</li></ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• <u>përshkruan</u> dhe <u>diskuton</u> vendndodhjen e grimcave përbërëse të atomit;</li><li>• <u>përcakton</u> ngarkesën relative dhe masën relative të protoneve, neutroneve dhe elektroneve;</li><li>• <u>përcakton</u> numrin e protoneve, neutroneve, elektroneve në atomet ose jonet kur jepen numri atomik dhe numri i masës;</li><li>• <u>dallon</u> atomin dhe jonin e një elementi, duke bërë bilancin e protoneve dhe elektroneve;</li><li>• <u>tregon se</u> izotopet e atomeve të të njëjtit element e kanë të njëjtë numrin e protoneve, por të ndryshëm numrin e neutroneve;</li><li>• <u>përdor</u> simbolikën e paraqitjes së izotopeve <math>{}^A_ZX</math>;</li><li>• <u>përcakton</u> dhe <u>përdor</u> termat e masës atomike relative, masën e izotopeve, masën molekulare dhe masën e formulës bazuar në njësinë karbonike;</li><li>• <u>llogarit</u> masën atomike të krahasuar të një elementi duke njohur përqindjen e përhapjes në natyrë të izotopeve ose masës së spektrit të tij;</li><li>• <u>përshkruan</u> nivelet dhe nënnivelet energjetike për katër shtresat e para elektronike;</li></ul>

	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>përcakton</u> kuptimet: <ul style="list-style-type: none"> <li>-numër kuantik themelor, nivel energjetik;</li> <li>- numër kuantik sekondar, nënlevel energjetik;</li> <li>- numër kuantik magnetik</li> <li>- numër kuantik spin;</li> </ul> </li> <li>• <u>njihson</u> numrin e nënleveleve energjetike në një nivel energjetik;</li> <li>• <u>përcakton</u> numrin e elektroneve që vendosen në nënlevelet s, p, d , f</li> <li>• <u>përshkruan</u> dhe <u>skicon</u> format e orbitaleve s dhe p;</li> <li>• <u>tregon</u> dhe <u>paraqet</u> si shpërndahen elektronet në një atom, në përputhje me: parimin e qëndrueshmërisë (aufbaut), parimin e përjashtimit të Paulit, rregullën e Hundit;</li> <li>• <u>shkruan</u> formulat dhe konfigurimet elektronike të atomeve deri në 40 elementet e para të tabelës periodike;</li> <li>• <u>paraqet</u> konfigurimin elektronik të atomeve dhe joneve kur jepen numri atomik dhe ngarkesa e jonit;</li> </ul>
<p><b>Sistemi Periodik</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Ndërtimi i tabelës periodike</li> <li>- Metalet dhe jometalet</li> <li>- Grupi I <sup>A</sup></li> <li>- Grupi II <sup>A</sup></li> <li>- Grupi VII<sup>A</sup></li> <li>- Grupi VIII<sup>A</sup></li> <li>- Metalet kalimtare</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>analizon</u> mbi bazën e strukturës atomike, periodat dhe grupet A,B në tabelën periodike;</li> <li>• <u>shpjegon</u> se reaktiviteti i elementeve është i lidhur me shpërndarjen e elektroneve në atomet e tyre dhe numrin atomik përkatës;</li> <li>• <u>parashikon</u> vendosjen e elementeve në tabelën periodike dhe vetitë e tyre, duke përdorur konfigurimin elektronik;</li> <li>• <u>përshkruan</u> tabelën periodike si një sistem për të klasifikuar elementet dhe për të parashikuar përdorimin dhe vetitë e tyre;</li> <li>• <u>përshkruan</u> metalet dhe jometalet dhe <u>shpjegon</u> dallimet</li> </ul>

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;
- 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<sup>A</sup>, II<sup>A</sup>, VII<sup>A</sup>, VIII<sup>A</sup>;
- përshkruan gazet e plogëta si elemente të grupit VIII<sup>A</sup>, gaze monoatomike jo reaktive dhe shpjegon këtë në bazë të strukturës së tyre elektronike;
- shpjegon se si vetitë e elementeve të grupeve I<sup>A</sup>, II<sup>A</sup>, VII<sup>A</sup>, VIII<sup>A</sup> 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 IA, IIA me oksigjen, ujin dhe tretësirat e holluara të acideve;
- përshkruan sjelljen e oksideve, hidroksideve dhe karbonateve me ujin dhe tretësirat e holluara të acideve;
- përshkruan shpërbërjen termike të nitrateve dhe karbonateve;
- interpreton dhe bën parashikime mbi ndryshimet në vetitë fizike dhe kimike të elementeve dhe përbërësve të tyre;
- përshkruan ndryshimet në tretshmërinë e hidroksideve dhe sulfatave të elementeve të grupit të IIA;
- interpreton ndryshimin e vetive fizike brenda grupit të halogjeneve (si gjendja fizike, temperatura e shkrirjes,

	<p>temperatura e vlimit, elektronegativiteti);</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>argumenton</u> prirjet e reaktivitetit të elementeve të grupit VIIA dhe prirjet nga lart- poshtë në grup;</li> <li>• <u>përshkruan</u> dhe <u>interpret</u> prirjet në reaktivitetin e elementeve të grupit VIIA në termin e reaksioneve redoks të <math>\text{Cl}_2</math>, <math>\text{Br}_2</math> dhe <math>\text{I}_2</math> me tretësirat ujore të joneve halogjenur, të përzier me një tretës organik;</li> <li>• <u>përshkruan</u> dhe <u>interpret</u> ndryshimin e numrave të oksidimit në reaksionet e halogjeneve si: <ul style="list-style-type: none"> <li>a) reaksionet e oksidimit me metalet e grupit IA dhe II A</li> <li>b) reaksionet e veprimit të klorit me ujin;</li> <li>c) reaksionin e klorit me tretësirën e hidroksidit të natriumit të ftohtë dhe të nxehtë;</li> </ul> </li> <li>• <u>përshkruan</u> vetitë e përgjithshme të metaleve kalimtare, pikën e shkrirjes, dendësinë, reaktivitetin, formimin e joneve me ngarkesa të ndryshme dhe përdorimin si katalizatorë, si dhe i <u>ilustron me shembuj</u> duke iu referuar disa prej përfaqësuesve të metaleve kalimtare.</li> </ul>
<p><b>Periodiciteti</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Rrezja atomike</li> <li>- Potenciali i jonizimit</li> <li>- Afëria për elektronin</li> <li>- Elektronegativiteti</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>shpjegon</u> termin e energjisë së jonizimit; dhe ndryshimin e saj kur kalon në tabelën periodike përgjatë periodës dhe nga lart-poshtë në grup;</li> <li>• <u>shpjegon</u> dhe <u>përdor</u> termin afëri për elektronin;</li> <li>• <u>komenton</u> grafikë të ndryshimit të rrezes atomike, potencialit të jonizimit, afërisë për elektronin, elektronegativitetit në tabelën periodike;</li> <li>• <u>argumenton</u> marrëdhëniet ndërmjet rrezes atomike, potencialit të jonizimit, afërisë për elektronin dhe elektronegativitetit;</li> </ul>



	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>përshkruan</u> ndryshimet dhe <u>tregon</u> periodicitetin duke përdorur të dhëna si: rrezat atomike, temperaturën e shkrires, temperaturën e vlimit dhe energjinë e parë të jonizimit për elementet e periodës së dytë dhe tretë;</li> <li>• <u>interpretton</u> ndryshimet e vetive fizike në lidhje me temperaturën e shkrires dhe përcjellshmërisë elektrike për molekulat e thjeshta, makromolekulat ose lidhjet metalike në elemente.</li> </ul>
<p><b>Lidhjet kimike</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Lidhja jonike</li> <li>- Lidhja kovalente si: <ul style="list-style-type: none"> <li>-kovalente polare</li> <li>-kovalente e pastër</li> </ul> </li> <li>- Lidhje njëfishe dhe shumëfishe</li> <li>- Orbital molekular</li> <li>- Lidhja bashkërenditëse</li> <li>- Format gjeometrike të molekulave</li> <li>- Forcat e bashkëveprimit ndërmolekular</li> <li>- Lidhja hidrogjenore</li> <li>- Lidhja metalike</li> <li>- Polariteti i molekulave</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>përshkruan</u> me anë të shembujve mekanizmin e formimit të lidhjes jonike si një forcë elektrostatische midis joneve me shenjë të kundërt;</li> <li>• <u>ndërton</u> me pika dhe kryqe diagramet për substancat e thjeshta jonike;</li> <li>• <u>përshkruan</u> me shembuj të ndryshëm mekanizmin e formimit të lidhjes kovalente si një forcë elektrostatische midis bërthamave të dy atomeve dhe çiftit/eve të përbashkët elektronik;</li> <li>• <u>ndërton</u> me pika dhe kryqe diagramet për molekulat me lidhje njëfishe dhe shumëfishe;</li> <li>• <u>përshkruan</u> mekanizmin e formimit të lidhjes bashkërenditëse (p.sh.në formimin e jonit hidron <math>H_3O^+</math>, jonit amonium <math>NH_4^+</math> dhe molekulën <math>Al_2Cl_6</math>);</li> <li>• <u>përshkruan</u> formimin e lidhjen kovalente në kuptimin e orbitaleve molekulare, duke dhënë lidhjet sigma(<math>\sigma</math>) dhe lidhjet pi (<math>\pi</math>);</li> <li>• <u>tregon</u> veçoritë dalluese të orbitaleve molekulare sigma dhe pi;</li> <li>• <u>përdor</u> të dhënat mbi elektronegativitetin për të parashikuar tipin e lidhjes, si:</li> </ul>

	<ul style="list-style-type: none"> <li>- kovalente polare,</li> <li>- kovalente e pastër</li> <li>• <u>shpjegon</u> 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 qëndror ka 2-4 çifte elektronike;</li> <li>• <u>shpjegon</u> termat: <i>energji e lidhjes, gjatësi e lidhjes dhe polaritet i lidhjes</i> dhe i përdor këto për të krahasuar përbërjet me lidhje kovalente;</li> <li>• <u>formulon</u> kuptimin për konceptin dipol të lidhjes kimike dhe të molekulës;</li> <li>• <u>dallon</u> molekulat polare nga ato jopolare.</li> <li>• <u>përshkruan</u> bashkëveprimin dipol-dipol, forcat e Londonit në molekulat jopolare, lidhjen hidrogjenore si forca të bashkëveprimit ndërmolekular;</li> <li>• <u>përshkruan</u>, <u>interpreton</u> dhe <u>parashikon</u> efektin e llojeve të ndryshme të lidhjeve (si: lidhje jonike, lidhje kovalente, lidhje hidrogjenore, forcat e bashkëveprimit ndërmolekular, lidhje metalike) në vetitë fizike të substancave;</li> <li>• <u>përshkruan</u> lidhjen metalike si një rrjetë kristallore të joneve pozitive në një "det elektronesh" dhe e përdor këtë për të përshkruar vetitë e metaleve;</li> <li>• <u>shpjegon</u> dallimet në pikën e shkrirjes dhe pikën e vlimit në përbërjet jonike dhe kovalente bazuar në forcat tërheqëse.</li> </ul>
<p><b>Struktura dhe lidhjet e karbonit</b></p>	<p>Nxënësi :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>tregon</u> se karboni mund të formojë katër lidhje kovalente;</li> <li>• <u>shpjegon</u> 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;</li> </ul>

	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>shpjegon</u> vetitë e diamantit dhe të grafitit, bazuar në strukturat e tyre në formë zinxhiri dhe unazash;</li> <li>• <u>përshkruan</u> strukturat kovalente të grafitit dhe diamantit.</li> </ul>
<p><b>Kimia organike</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Formulatat</li> <li>- Emërtimet e përbërjeve organike</li> <li>- Grupet funksionore</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>paraqet përbërjet</u> organike duke përdorur formulën empirike, formulën molekulare, formulën e përgjithshme, formulën strukturore dhe formulën skeletore;</li> <li>• <u>përdor</u> numenkaturën e IUPAC-ut për të shkruar dhe emërtuar përbërjet organike si hidrokarburet alifatike dhe aromatike, alkoolët, aldehidet, ketonet, acidet karboksilike dhe esteret;</li> <li>• <u>dallon</u> izomerinë e vargut, të pozicionit dhe gjeometrike për hidrokarburet deri në 7 atome karboni;</li> <li>• <u>përcakton</u> termin “izomeri strukturore” dhe <u>shkruan</u> formulat strukturore dhe skeletore të një përbërjeje organike, duke patur parasysh formulën e saj molekulare;</li> <li>• <u>emërton</u> dhe <u>shkruan</u> izomerët e strukturës, të pozicionit dhe gjeometrike për hidrokarburet deri në 7 atome karboni;</li> <li>• <u>përshkruan</u> dhe <u>shpjegon</u> formën e molekulës së benzenit në termat e lidhjeve sigma <math>\sigma</math> dhe pi <math>\pi</math> ;</li> <li>• <u>identifikon</u> grupet funksionore dhe përfaqësuesit e serive homologe;</li> <li>• <u>përkufizon</u> grupin funksionar (—OH, —CHO, —CO—, —COOH, —COO—) si përcaktues të vetive të substancave organike;</li> <li>• <u>argumenton</u> strukturën e grupit funksionar (—OH, —CHO, —CO—, —COOH, —COO—) nga pikëpamja e lidhjes kimike dhe veçorive që sjell ky grup në vetitë e përbërjeve organike;</li> <li>• <u>klasifikon</u> alkoolët, në varësi të tipit të karbonit me të cilin</li> </ul>

	lidhet grupi funksionor–OH, në parësore, dytësore dhe tretësore;
--	--

### 3.2 Tematika: Ndërveprimet

Njohuritë për realizimin e kompetencave shkencore	Rezultatet e të nxënit për realizimin e kompetencave shkencore
<p><b>Simbolet, formulat dhe barazimet kimike</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Simbolet kimike</li> <li>- Formulatat kimike</li> <li>- Barazimet kimike</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>përdor</u> simbolet kimike për të shkruar formulat e elementeve dhe komponimeve të thjeshta jonike dhe kovalente;</li> <li>• <u>nxjerr</u> formulën empirike të një komponimi nga numrat relative të atomeve të pranishëm ose nga një model ose nga një diagram dhe anasjelltas;</li> <li>• <u>përdor</u> 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;</li> </ul>
<p><b>Stekiometria</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>-Ligji i ruajtjes së masës dhe interpretimi sasior i barazimeve kimike</li> <li>- Konstantaja e Avogadros</li> <li>-Moli. Vëllimi molar i gazeve</li> <li>-Njehsime stekiometrike në lidhje me molin, masën, reaktantin kufizues, vëllimin e gazeve</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>regon</u> dhe përdor ligjin e ruajtjes së masës;</li> <li>• <u>shpjegon</u> shembuj të ndryshimeve të vëzhguara në masë, në sisteme të hapura gjatë një reaksioni kimik dhe i <u>sqaron</u> ato duke përdorur modelin e grimcave;</li> <li>• <u>llogarit</u> masat e substancave të veçanta, mbështetur në barazimet e reaksioneve kimike;</li> <li>• <u>regon</u> dhe <u>përdor</u> numrin e Avogadros dhe përkufizimin e molit;</li> <li>• <u>shpjegon</u> si masa e një substance të dhënë është e lidhur me</li> </ul>

<p>- Formula empirike dhe molekulare</p> <p>- Veprime të përbashkëta për kryerjen e njehsimeve stekiometrike</p> <p>- Përqëndrimi i tretësirave</p>	<p>numrin e moleve të saj dhe e anasjellta;</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>argumenton</u> stekiometrinë e një barazimi, lidhur me masat e reaktantëve dhe të produkteve dhe <u>shpjegon</u> ndikimin e reaktantit kufizues të reaksionit;</li> <li>• <u>përdor</u> barazimet kimike për të llogaritur masat e reaktantëve dhe të produkteve;</li> <li>• <u>shpjegon</u> si masa e substancës së tretur dhe vëllimi i tretësit janë të lidhura me përqëndrimin e tretësirës;</li> <li>• <u>përshkruan</u> lidhjen midis masës molare të gazeve dhe vëllimit të tyre dhe anasjelltas, si dhe njehson vëllimet e gazeve që marrin pjesë në reaksione, duke përdorur vëllimin molar të gazit në kushte normale temperature dhe trynie (22.4 litër/mol).</li> <li>• <u>përcakton</u> dhe <u>përdor</u> termin mol bazuar në numrin e Avogadros;</li> <li>• <u>shpjegon</u> termat “formulë empirike” dhe “formulë molekulare”;</li> <li>• <u>llogarit</u> formulën empirike sipas përbërjes në masë ose të dhënave në përqindje të përbërjes në masë;</li> <li>• <u>përdor</u> të dhëna eksperimentale për të njehsuar: <ul style="list-style-type: none"> <li>a) formulën empirike</li> <li>b) formulën molekulare duke përdorur formulën <math>pV = nRT</math> për gazet dhe avujt;</li> </ul> </li> <li>• <u>kryen</u> llogaritjet, duke përdorur konceptin e molit për: <ul style="list-style-type: none"> <li>a) masën e substancave vepruese;</li> <li>b) vëllimin e gazeve;</li> <li>c) vëllimin dhe përqëndrimin e tretësirave;</li> </ul> </li> <li>• <u>shkruan</u> barazime të plota dhe jonike, për reaksionet kimike;</li> <li>• <u>përshkruan</u> si përqëndrimi i një tretësire në mol/litër</li> </ul>
---	--

	<p>është i lidhur me masën e substancës së tretur dhe vëllimin e tretësirës;</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>përshkruan</u> lidhjen ndërmjet vëllimit të tretësirës së një substance me përqëndrim të njohur dhe vëllimit të tretësirës së një substance tjetër që bashkëveprojnë plotësisht me njëra-tjetrën.</li> </ul>
<p><b>Acidet, bazat dhe kripërat</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Shpërbashkimi i ujit, pH</li> <li>- Vetitë e acideve dhe bazave</li> <li>- Acid i dobët/i fortë</li> <li>- Barazimet jonike në reaksionet acid-bazë</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>identifikon</u> se acidet formojnë jonet hidrogjen kur ata treten në ujë dhe tretësirat e bazave përmbajnë jone hidroksid;</li> <li>• <u>shpjegon</u> se acidet veprojnë me disa metale dhe me karbonatet dhe parashikon produktet e barazimeve kimike, duke u nisur reaktantët e dhënë;</li> <li>• <u>tregon</u> që pH përdoret për të matur aciditetin dhe alkalinitetin relativ;</li> <li>• <u>përshkruan</u> asnjësimin si bashkëveprim të acideve me baza për të formuar kripë dhe ujë;</li> <li>• <u>argumenton</u> se asnjësimi mund të përgjithësohet si bashkëveprim i joneve hidrogjen me jonet hidroksid për të formuar ujin;</li> <li>• <u>përdor</u> dhe <u>shpjegon</u> termat “i holluar” dhe “i përqëndruar” 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;</li> <li>• <u>tregon</u> se përqëndrimi i joneve hidrogjen rritet 10 herë, vlera e pH në një tretësirë ulet 1 herë;</li> <li>• <u>përshkruan</u> neutralitetin, aciditetin dhe alkalinitetin si pasojë e përqëndrimit të joneve hidrogjen në vlerën numerike të pH.</li> </ul>

<p><b>Termokimia</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Reaksionet endotermike dhe ekzotermike</li> <li>- Entalpia standarde e formimit dhe e reaksionit</li> <li>- Ligji i Hesit</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>dallon</u> reaksionet ekzotermike edhe endotermike nga pikëpamja e nxehtësisë së reaksionit;</li> <li>• <u>përshkruan</u> dhe <u>përdor</u> termat entalpia standarde e formimit dhe entalpia e reaksionit duke iu referuar: <ul style="list-style-type: none"> <li>a) reaksioneve të formimit, djegies, asnjëanësimit;</li> <li>b) energjisë së lidhjeve kimike</li> </ul> </li> <li>• <u>përcakton</u> <math>\Delta H</math> e një reaksioni nga rezultatet e dhëna eksperimentale, duke përdorur formulën <math>\Delta H = -mc\Delta T</math></li> <li>• <u>përcakton</u> entalpinë e një reaksioni duke u bazuar në ligjin e Hesit dhe rrjedhimet e tij: <ul style="list-style-type: none"> <li>a) duke u nisur nga entalpitë standarde të formimit;</li> <li>b) duke ditur <math>\Delta H</math> e staveve të një reaksioni.</li> </ul> </li> </ul>
<p><b>Kinetika kimike</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Reaksioni kimik dhe energjia</li> <li>- Faktorët që ndikojnë në shpejtësinë e reaksionit</li> <li>- Matja e shpejtësisë së reaksioneve kimike</li> <li>- Ndikimi i katalizatorit në shpejtësinë e reaksioneve kimike</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>jep</u> kuptimin e shpejtësisë së një reaksioni kimik;</li> <li>• <u>shpjegon</u> reaksionin kimik bazuar në teorinë e goditjes së grimcave;</li> <li>• <u>përshkruan</u> ecurinë e reaksionit kimik përmes energjisë së aktivizimit dhe kompleksit aktiv;</li> <li>• <u>interpret</u> në grafikë ecurinë e një reaksioni përmes parametrave: energji e reaktantëve, energji aktivizimi, kompleks aktiv, energji e produkteve, reaksion ekzotermik, reaksion endotermik;</li> <li>• <u>përshkruan</u> shpejtësinë e reaksionit si ndryshim të përqendrimit të substancave (harxhimit të substancave nistore dhe përfthimit të produkteve) në njësinë e kohës;</li> <li>• <u>përshkruan</u> faktorët që ndikojnë në shpejtësinë e një reaksioni kimik;</li> <li>• <u>kryen</u> njehsime në lidhje me barazimin e shpejtësisë mesatare</li> </ul>

	<p>dhe ligjin e shpejtësisë (vetëm zbatime të thjeshta);</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>interpret</u>on në grafikë ndikimin e katalizatorit në ndryshimin e energjisë së aktivizimit në një reaksion kimik;</li> </ul>
<p><b>Ekulibri kimik</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Reaksione të kthyeshme dhe të pakthyeshme</li> <li>- Konstantja e ekuilibrit kimik</li> <li>- Zhvendosja e ekuilibrit kimik.</li> <li>-Parimi Lë Shatëlje</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>shpjegon</u> shpejtësinë e reaksionit të drejtë dhe të zhdrejtë, kuptimin e reaksionit të kthyeshëm;</li> <li>• <u>përshkruan</u> ekuilibrin kimik si një ekuilibër dinamik;</li> <li>• <u>tregon</u> marrëdhënien ndërmjet sistemeve në ekuilibër dhe parimit Lë Shatëlje (ndikimi i faktorëve: temperaturë, trysni, përqëndrim);</li> <li>• <u>parashikon</u> në shembuj të ndryshëm kahun e zhvendosjes së ekuilibrit kimik, kur ndryshon temperatura, përqëndrimi dhe trysnia;</li> <li>• <u>përcakton</u> shprehjen matematike të konstantes së ekuilibrit kimik në sistemet homogjene dhe heterogjene;</li> <li>• <u>argumenton</u> nëse ndryshimi i temperaturës, përqëndrimit ose trysnisë ose prania e një katalizatori ndikon në vlerën e konstantes së ekuilibrit të reaksionit;</li> <li>• <u>llogarit</u> vlerën e konstantes së ekuilibrit duke përdorur përqëndrimet e substancave në ekuilibër;</li> </ul> <p><u>përshkruan</u> dhe <u>shpjegon</u> kushtet që përdoren në procesin Haber dhe procesin e kontaktit, si shembuj të rëndësishëm të kuptimit të ekuilibrit kimik në industrinë kimike;</p>
<p><b>Ekulibrat jonike</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>-Elektrolite të forta dhe të dobëta</li> <li>-Njehson pH, Ka, pKa dhe Ku</li> <li>-Tretësirat tampone</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>interpret</u>on acidet dhe bazat sipas teorisë Bronshtet-Lourit duke përfshirë përdorimin e koncepteve acid-I bazë-I, acid-II bazë-II</li> <li>• <u>shpjegon</u> dallimet në sjelljen midis acideve dhe bazave, të forta</li> </ul>



<p>-Produkti i tretshmërisë</p>	<p>dhe të dobëta dhe vlerën e pH në tretësirat e tyre ujore;</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>shpjegon</u> dhe <u>përdor</u> në llogaritje termat: pH, Ka, pKa dhe Ku ;</li> <li>• <u>jep</u> kuptimin e pH dhe <u>regon</u> marrëdhëniet pH me pOH, <math>[H^+]</math>, <math>[OH^-]</math>;</li> <li>• <u>llogarit</u> pH e një tretësire: a) acid/bazë e fortë, b) acid/ bazë e dobët duke u nisur nga Ka, Kb;</li> <li>• <u>përshkruan</u> bazat e analizës së asnjëanësimit dhe <u>ndërton</u> lakoret e titullimit acido-bazik duke u nisur nga të dhënat eksperimentale;</li> <li>• <u>përshkruan</u> tretësirat tampone dhe <u>përcakton</u> pH për tretësira të tilla;</li> <li>• <u>përshkruan</u> dhe <u>përdor</u> kuptimin e produktit të tretshmërisë <math>K_{PT}</math>;</li> <li>• <u>llogarit</u> <math>K_{PT}</math> nga përqëndrimet e tretësirës së ngopur dhe anasjellas;</li> <li>• <u>përshkruan</u> efektin e jonit të përbashkët;</li> </ul>
<p><b>Elektrokimia</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Numri i oksidimit</li> <li>- Radha e aktivitetit të metaleve</li> <li>- Reaksionet e oksido-reduktimit</li> <li>- Elementi galvanik</li> <li>- Potencialet elektrodike standarde</li> <li>- Elektroliza</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>përcakton</u> numrin e oksidimit të atomit të çdo elementi në përbërjet dhe jonet duke zbatuar rregullat përkatëse;</li> <li>• <u>argumenton</u> si veprimi i metaleve me ujë ose acide të holluara shpjegohet me tendencën e metaleve për të formuar jonet e tyre pozitive.</li> <li>• <u>rendit</u> sipas rritjes së aktivitetit elementet: kalium, natrium, kalcium, magnez, zink, hekur, hidrogjen dhe bakër, bazuar në reaksionet me: <ul style="list-style-type: none"> <li>- ujë;</li> </ul> </li> </ul>

	<ul style="list-style-type: none"> <li>- acidin klorhidrik të holluar;</li> <li>- reduktimin e oksideve të tyre me karbonin;</li> <li>• <u>përshkruan</u> oksidimin dhe reduktimin në termin e dhënies dhe marrjes së elektroneve;</li> <li>• <u>përshkruan</u> dhe <u>shpjegon</u> proceset redoks në termat e transferimit të elektroneve dhe ndryshimin e numrave të oksidimit;</li> <li>• <u>identifikon</u> agjentët oksidues dhe reduktues në një reaksion redoks;</li> <li>• <u>përdor</u> metodën e ndryshimit të numrit të oksidimit për të barazuar reaksionet redoks;</li> <li>• <u>shkruan</u> barazimin e përgjithshëm të reaksionit duke u bazuar në gjysmëreaksionet e tyre;</li> <li>• <u>ndërton</u> praktikisht, një element të thjeshtë galvanik (p.sh. elementi zink/bakër);</li> <li>• <u>përshkruan</u> ndërtimin e elektrodës standarde të hidrogjenit;</li> <li>• <u>përkufizon</u> potencialin elektrodik të një elementi;</li> <li>• <u>llogarit</u> forcën elektromotore të elementeve galvanike duke shfrytëzuar të dhënat e tabelës së potencialeve elektrodike standarde;</li> <li>• <u>përcakton</u> produktet që çlirohen gjatë elektrolizës së elektrolitëve në gjendje të shkrirë apo të tretur;</li> <li>• <u>shkruan</u> barazimin e përgjithshëm të elektrolizës, kur elektroliti është në gjendje të shkrirë apo të tretur;</li> </ul>
<p><b>Reaksionet e përbërjeve organike</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Klasifikimi i reaksioneve organike</li> <li>- Mekanizmat e</li> </ul>	<p>Nxënësi:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>formulon</u> kuptimet për reaksionin e adicionit, të djegies, eliminimit, zëvendësimit radikal, zëvendësimit elektrofilik, zëvendësimit nukleofilik;</li> <li>• <u>formulon</u> kuptimin grimcë elektrofilike dhe grimcë nukleofile;</li> </ul>

<p>reaksioneve organike</p> <p>- Hetimi i grupeve funksionore nëpërmjet reaksioneve në përbërjet organike</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>tregon</u> shembuj reaksionesh ku janë shtuar /eliminuar H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, HCl;</li> <li>• <u>liston</u> përbërjet që japin reaksione zëvendësimi radikal, zëvendësim nukleofilik dhe zëvendësim elektrofilik;</li> <li>• <u>shkruan</u> barazimet kimike për shembuj të thjeshtë reaksionesh të zëvendësimit radikal, zëvendësimit nukleofilik, zëvendësimit elektrofilik;</li> <li>• <u>përshkruan</u> reaksionet redoks në kalimet nga alkoolet në aldehidet (ketonet) deri tek acidet karboksilike dhe anasjellas, me anë të hidrogjenimit dhe dehidrogjenimit;</li> <li>• <u>heton</u> në rrugë eksperimentale alkoolet, aldehidet, acidet karboksilike;</li> </ul>
---	---

**SHËNIM:** Zbatuesit e programit orientues janë të lirë t'i kombinojnë dhe t'i rendisin njohuritë dhe rezultatet e të nxënësve brenda tematikës dhe ndërmjet tematikave, sipas planifikimit të tyre. E rëndësishme është që të mundësohet arritja e të gjithë rezultateve të nxënësve nga nxënës.