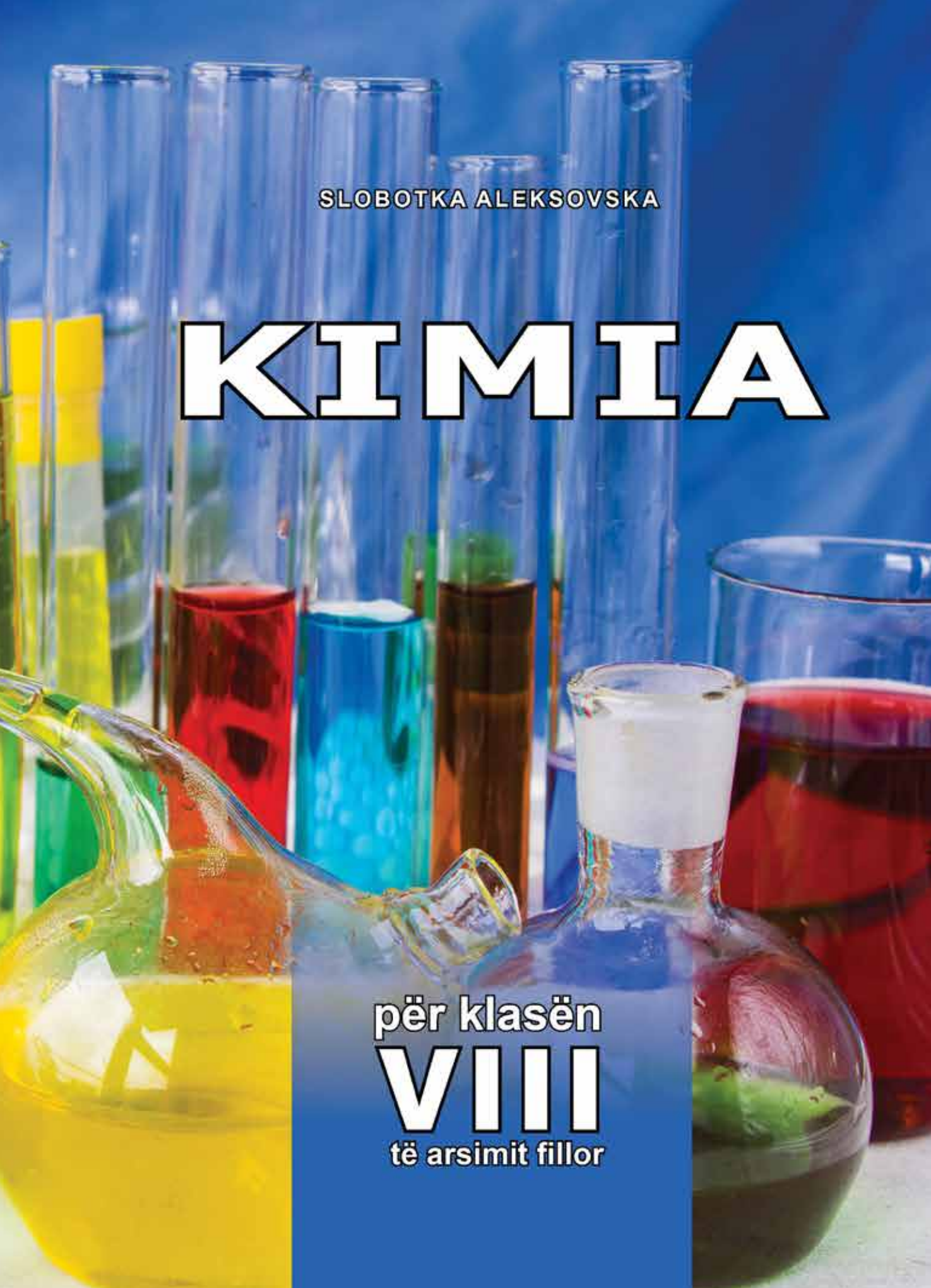


A collection of laboratory glassware including test tubes and Erlenmeyer flasks, each containing a different colored liquid (yellow, red, blue, brown, green). The background is a solid blue color.

SLOBOTKA ALEKSOVSKA

KIMIA

për klasën
VIII
të arsimit fillor

Prof. d-r Slobotka Aleksovska

KIMIA

PËR KLASËN VIII

TË ARSIMIT FILLOR



ПРОСВЕТНО ДЕЛО

Скопје, 2026

Recezent:

prof. d-r Valentin Mirčevski

prof. d-r Miha Bukleski

Vesna Bakovksa - arsimtar i kimisë ne shkollë fillore

Me vendim të Komisionit Kombëtar për Tekste Shkollore në Republikën e Maqedonisë së Veriut, të miratuar më 14.05.2026, të regjistruar me nr. 26-637/1 më 20.05.2026 nga Ministria e Arsimit dhe Shkencës e Republikës së Maqedonisë së Veriut, Shërbimi Pedagogjik, miratohet përdorimi i tekstit mësimor të lëndës Kimi për klasën VIII të arsimit fillor.

PËRMBAJTJE

1.1. NDËRTIMI I ATOMIT	10
Grimcat në përbërjen e atomit	10
Numri atomik dhe numri i masës.....	12
Izotopet dhe izobaret.....	15
Masa relative atomike dhe masa relative molekulare.....	18
Izotopet dhe kozmokimia	22
Shtresat elektronike	23
1.2. NDËRTIMI I MBËSHTJELLËSIT ELEKTRONIK	23
Shpërndarja e elektroneve në shtresat elektronike.....	24
Zhvillimi historik i modelit për ndërtimin e atomit.....	29
1.3. SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE.....	31
Pse është e nevojshme të klasifikohen elementet kimike?.....	31
Mendelejev dhe tabela e parë e Sistemit Periodik të elementeve.....	32
Sistematizimi i elementeve para Mendelejevit.....	34
Struktura e tabelës së Sistemit Periodik të elementeve	35
Lidhja midis ndërtimit të mbështjellësit elektronik dhe sistemit periodik të elementeve	37
Ndryshimi periodik i vetive të elementeve	41
Kuptimi i emrave të grupeve të elementeve	43
2.1. OKSIDET	48
Pse është e nevojshme klasifikimi i përbërjeve kimike?	48
Përbërja dhe klasifikimi i oksideve.....	49
Nomenklatura e oksideve	50
Përfitimi i oksideve	54
Klasifikimi i oksideve sipas vetive kimike	56
Vetitë dhe përdorimi i disa oksideve.....	58
Oksidet dhe efekti serrë	61

2.2. HIDROKSIDET.....	67
Përbërja e hidroksideve.....	67
Nomenklatura e hidroksideve	68
Përfitimi i hidroksideve.....	70
Vetitë e hidroksideve.....	71
Disa hidrokside më të rëndësishme	75
Hidroksidet në bateri.....	79
2.3. ACIDET	81
Përbërja dhe klasifikimi i acideve.....	81
Nomenklatura e acideve	83
Vetitë fizike të acideve	85
Përfitimi i acideve	90
Reaksionet kimike të acideve	91
Shirat acidik dhe ndikimi i tyre në mjedisin jetësor	95
Vetitë dhe përdorimi i disa acideve.....	97
Superacidet	100

Parathënie

Ky tekst mësimor është i dedikuar për nxënësit e klasës së tetë të arsimit fillor dhe është hartuar në përputhje me programin mësimor të Kimisë për klasën e tetë dhe me konceptin për përgatitjen e teksteve shkollore. Gjatë hartimit të tekstit është kushtuar kujdes i veçantë për përfshirjen e të gjitha përmbajtjeve dhe koncepteve, si dhe për respektimin e të gjitha standardeve të vlerësimit të parapara në programin mësimor, të paraqitura me saktësi shkencore dhe të përshtatura me moshën e nxënësve.

Në përputhje me programin mësimor, teksti përbëhet nga dy tema. Tema e parë, me titull **Ndërtimi i atomit dhe sistemi periodik i elementeve**, përfshin përmbajtjet përmes të cilave nxënësit njihen me ndërtimin e atomit, me grimcat nga të cilat përbëhet atomi, si dhe me ndërtimin e mbështjellësit elektronik. Në këtë temë paraqitet edhe struktura e tabelës së Sistemit periodik të elementeve, si dhe rregullat sipas të cilave elementet janë të renditura në të.

Tema e dytë titullohet **Oksidet, hidroksidet dhe acidet**. Përmes saj, nxënësit fillimisht njihen me konceptet oksid, hidroksid dhe acid, si dhe me nomenklaturën për secilën prej këtyre klasave të përbërjeve. Më pas njihen me disa nga mënyrat e përfthimit të tyre, si dhe me disa nga vetitë e tyre fizike dhe kimike dhe me përdorimin e lidhur me këto veti. Në këtë temë përfshihet edhe rëndësia ekologjike e këtyre klasave të përbërjeve. Nxënësit njihen me konceptet gaze serrë, efekti serrë, shirat acidë etj., si dhe me ndikimin e tyre në ndryshimet e mjedisit jetësor. Në këtë mënyrë, nxënësit zhvillojnë një vetëdije më të lartë dhe shprehi pozitive për nevojën e ruajtjes së mjedisit jetësor.



Kujtohu!

Çdo përmbajtje mësimore fillon me disa pyetje në rubrikën Kujtohu, përmes të cilave lidhen njohuritë e fituara më parë me ato që do të mësohen në përmbajtjen përkatëse. Përveç se përmbajnë tekstin bazë, përmbajtjet përmbajnë edhe një numër të madh figurash, tabelash, skemash, shembujsh të zgjidhur të detyrave dhe eksperimentesh. E gjithë kjo është përfshirë në tekstin bazë me qëllim që nxënësit t'i kuptojnë dhe t'i mësojnë më lehtë faktet shkencore.



Eksperiment

Eksperimenti është mjeti metodiko-didaktik më i rëndësishëm për studimin e kimisë, prandaj eksperimentet janë pjesë e domosdoshme e këtij teksti mësimor të kimisë. Përveç kësaj, ato kanë për qëllim të zgjojnë kureshtjen dhe shpirtin hulumtues të nxënësit. Eksperimentet më të thjeshta mund të kryhen nga nxënësit nën mbikëqyrjen e mësuesit dhe duke respektuar masat e sigurisë, ndërsa ato më të ndërlikuara ose më të rrezikshme kryhen nga mësuesi.

Shembull i zgjidhur:

Në shembujt e zgjidhur jepet e gjithë rrjedha e zgjidhjes, si dhe metodologjia e zgjidhjes së detyrës, së bashku me arsyetimin dhe lidhjen e fakteve. Në këtë mënyrë, nxënësit jo vetëm që do të mësojnë materialin mësimor, por do të zhvillojnë edhe aftësi të të nxënit, pra do të mësojnë si t'i sintetizojnë njohuritë e fituara dhe si t'i zbatojnë ato në shembuj konkretë.



Pyetje dhe detyra

Në fund të çdo përmbajtjeje janë dhënë Pyetje dhe detyra, me qëllim që të kontrollohen dhe të zbatohen njohuritë e fituara nga nxënësi.



Hulumto

Pjesa Hulumto ka për qëllim ta nxisë nxënësin të hulumtojë.



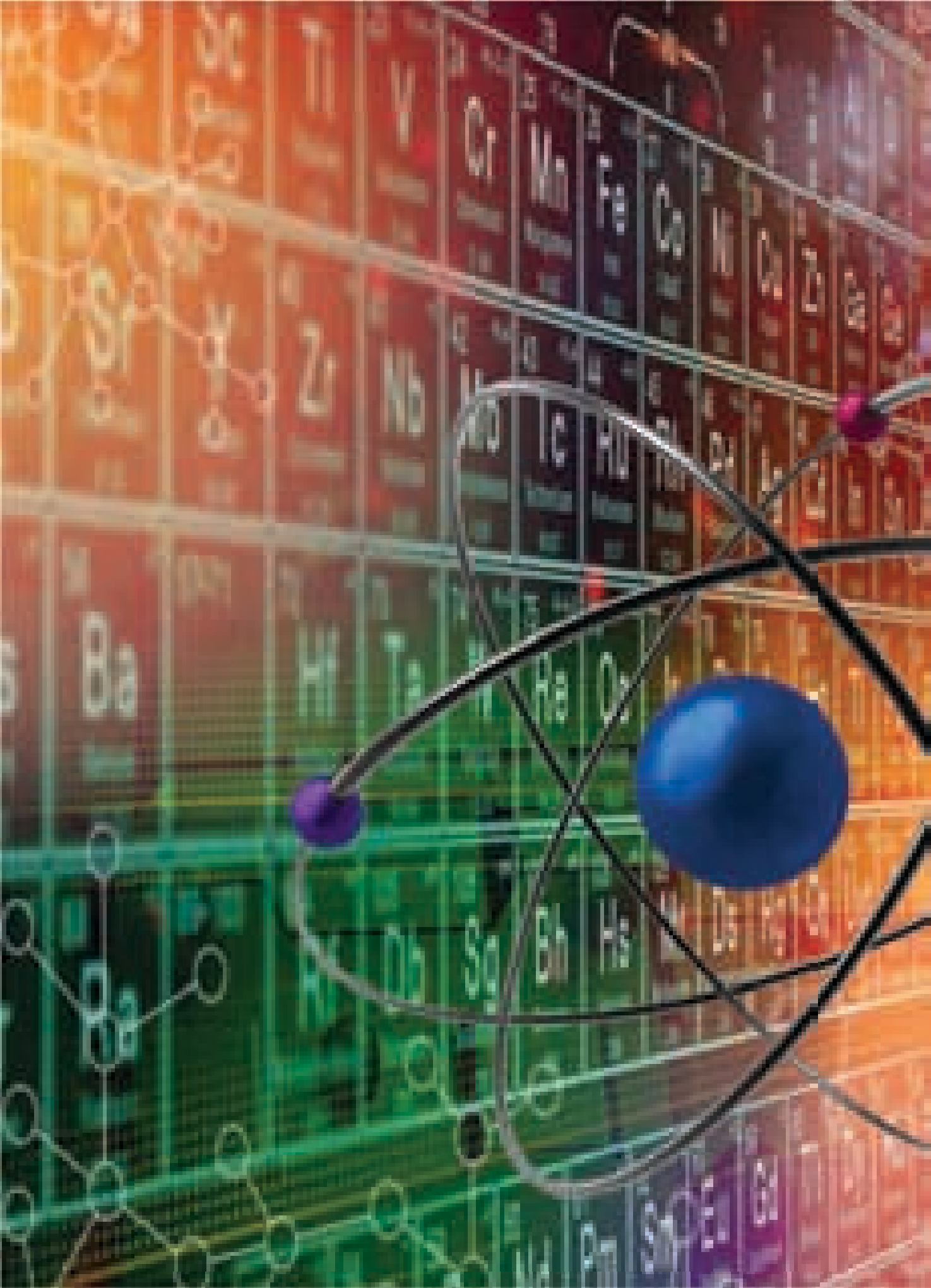
Mëso më shumë

Në disa pjesë të tekstit ka paragrafë të veçantë me titullin Mëso më shumë. Në to janë veçuar fakte interesante që lidhen me tekstin bazë. Këto tekste nuk duhet të mësohen përmendësh, por rekomandohet të lexohen. Roli i tyre është ta popullarizojnë kiminë dhe t'i zgjojnë interesimin e nxënësve, duke i motivuar ata për të fituar njohuri të reja.

Teksti mësimor përfundon me Fjalorin terminologjik, ku përfshihen konceptet kyçe që hasen në këtë tekst, të paraqitura në nivelin përkatës të studimit.

E dashur nxënëse/i dashur nxënës, shpresoj që ky libër mësimor do të të mundësojë të fitosh njohuri të reja në fushën e kimisë, por edhe të nxisë tek ti dashurinë për kiminë dhe të të motivojë të mësosh e të hulumtosh.

Të uroj suksese në mësimin e kimisë!



1 ■ NDËRTIMI I ATOMIT DHE SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE

Pasi ta mësosh këtë temë, do të mundesh:

- ◆ të përshkruash modelin planetar të ndërtimit të atomit me grimcat e tij përbërëse;
- ◆ të bësh dallimin në mes numrit atomik dhe numrit të masës, si dhe ndërmjet izotopeve dhe izobareve;
- ◆ të llogaritësh masën relative molekulare;
- ◆ të përshkruash ndërtimin e mbështjellësit elektronik me shtresat elektronike;
- ◆ të përcaktosh numrin e elektroneve në shtresat elektronike dhe numrin e elektroneve valente për 20 elementet e para kimike të sistemit periodik të elementeve;
- ◆ të lidhësh strukturën e sistemit periodik të elementeve me ndërtimin e mbështjellësit elektronik;
- ◆ të përshkruash trendin e ndryshimit të vetive metalike dhe jometalike sipas periodave dhe grupeve.

Koncepte:

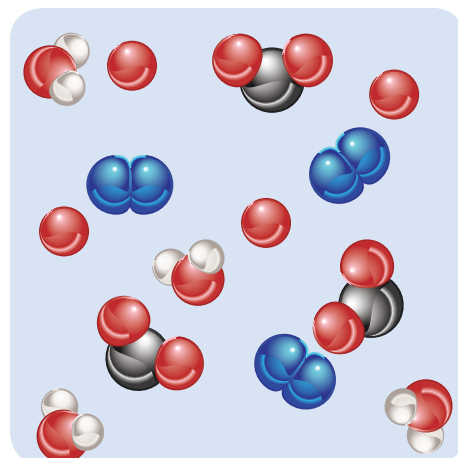
atom, bërthama atomike, mbështjellësi elektronik, proton, neutron, elektron, numri atomik, numri masës, izotope, izobare, masa relative atomike, masa relative molekulare, shtresë elektronike, elektronet valente, struktura elektronike e qëndrueshme, sistemi periodik i elementeve, perioda, grupa, numër atomik (numër rendor), metalet alkaline, metalet alkaline tokësore, elementet halkogjene, elementet halogjene, gazrat fisnike.

1.1. NDËRTIMI I ATOMIT



Kujtohu!

- Cilat grimca i konsiderojmë si grimcat bazë ndërtuese të substancave?
- Çfarë janë molekulat?



Grimcat në përbërjen e atomit

Vitin e kaluar ke mësuar se grimca themelore ndërtuese e substancave është atomi. Përveç kësaj, ke mësuar edhe se ekzistojnë lloje të ndryshme atomeesh që dallohen ndërmjet tyre dhe se bashkësia e atomeve të të njëjtit lloj quhet element kimik. Por, çka është ajo që i dallon llojet e ndryshme të atomeve? Për t'iu përgjigjur kësaj pyetjeje, duhet të studiojmë ndërtimin e atomit.

Koncepti për atomin si grimca më e vogël ndërtuese e substancave në shkencë u vendos nga shkencëtari i njohur Xhon Dalton. Daltoni, njësoj si filozofi grek Demokriti, mendonte se atomi është një grimcë që nuk mund të ndahet, pra që nuk përbëhet nga grimca më të vogla. Ai supozoi se cdo element është i ndërtuar nga atome identike, të cilat dallohen nga atomet e elementeve të tjerë dhe se atomet e elementeve të ndryshme mund të kombinohen ndërmjet tyre në mënyra të ndryshme duke formuar molekula. Përveç kësaj, ai mendonte se atomi ka masë.



Figura 1.1.

Xhon Dalton (1766 – 1840)

Me zhvillimin e mëtejshëm të shkencës u zbulua se atomi është grimcë e përbërë, e formuar nga grimca më të vogla, të cilat quhen: **protone, neutrone dhe elektrone**. Protonet dhe neutronet bëjnë pjesë në përbërjen e të ashtuquajturës **bërthamë atomike, e cila ndodhet në qendër(në mes) të atomit**. Rreth bërthamës rrotullohen elektronet, të cilat formojnë të ashtuquajturin mbështjellës elektronik të atomit. Sipas kësaj paraqitjeje të ndërtimit të atomit, elektronet lëvizin në rrugë rrethore rreth bërthamës atomike, në mënyrë të ngjashme me lëvizjen e planetëve rreth Diellit. Prandaj, ky model i ndërtimit të atomit quhet modeli planetar (figura 1.2.)

Protonet, elektronet dhe neutronet dallohen ndërmjet tyre sipas masës dhe sipas ngarkesës elektrike. Protonet dhe neutronet kanë afërsisht të njëjtën masë, ndërsa elektroni, në krahasim me ta, ka masë shumë të vogël, pothuajse të papërfillshme. Protonet janë grimca me ngarkesë pozitive, elektronet kanë ngarkesë të njëjtë me protonet, por janë të ngarkuara negativisht, ndërsa neutronet nuk kanë ngarkesë elektrike. Në tërësi, atomi është një grimcë elektroneutrale, prandaj mund të përfundojmë lehtë se **numri i protoneve dhe i elektroneve në një atom është i barabartë**.

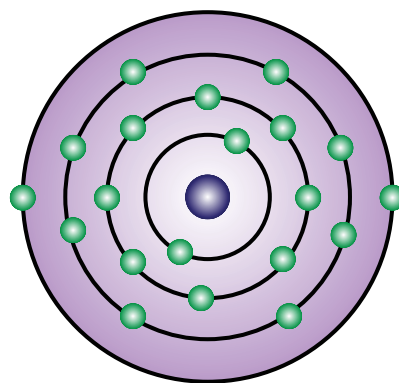


Figura 1.2. Modeli planetar për ndërtimin e atomit.

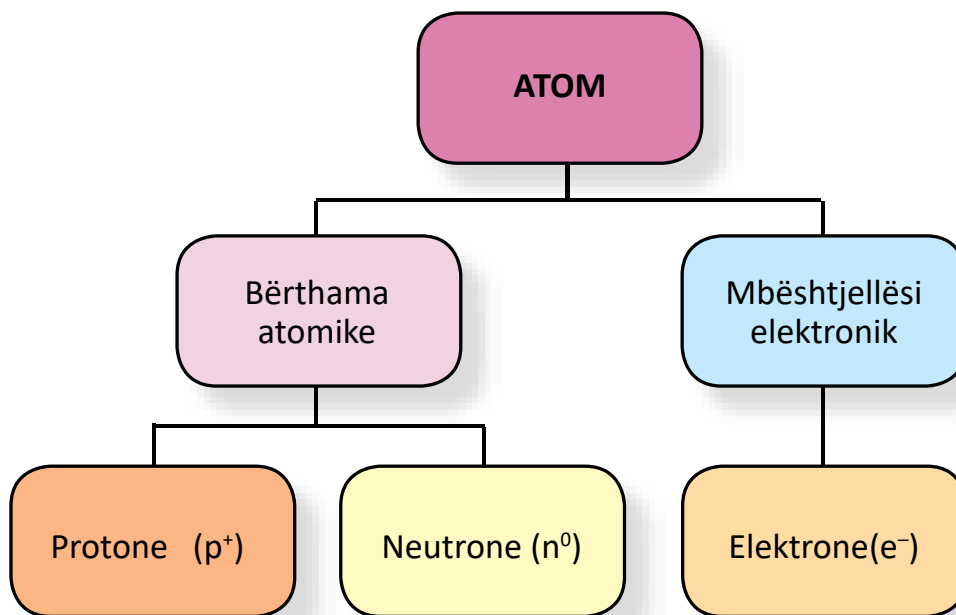


Figura 1.3. Grimcat në përbërjen e atomit.

Numri atomik dhe numri i masës

Siç thamë, numri i protoneve dhe i elektroneve në atom duhet të jetë i barabartë, sepse atomi është grimcë që nuk është e ngarkuar elektrikisht. Megjithatë, numri i neutroneve në bërthamën e atomit mund të jetë i ndryshëm nga numri i protoneve dhe elektroneve, pa u prishur elektroneutraliteti i atomit. Më tej do të mësojmë se, në kushte të caktuara, atomi mund të lëshojë ose të pranojë një numër të caktuar elektronesh, me ç'rast kalon në një grimcë të ngarkuar elektrikisht. Grimcat e vetme në përbërjen e atomit, numri i të cilave nuk ndryshon, janë protonet. Prandaj, numri i protoneve në bërthamë është një karakteristikë e rëndësishme e atomit, sepse sipas këtij numri mund të përcaktojmë për atomin e cilit element bëhet fjalë.

Numri i protoneve në bërthamën e atomit quhet numër atomik dhe shënohet me Z. Ky numër shkruhet si indeks i poshtëm në të majtë pranë simbolit të elementit kimik. Në fakt, numri atomik tregon se cilit element i përket atomi me atë numër atomik.

Protonet dhe neutronet janë grimca që kanë masë të caktuar, ndërsa në krahasim me to, siç u përmend, masa e elektroneve është shumë e vogël (pothuajse e papërfillshme). Pra, masa e atomit përcaktohet pothuajse plotësisht nga masat e protoneve dhe neutroneve në përbërjen e bërthamës atomike. Prandaj, **shuma e numrit të protoneve dhe neutroneve në bërthamë është një karakteristikë e rëndësishme e atomit dhe quhet numri i masës dhe shënohet me A.**

$$\begin{array}{ccccc} Z & + & N(\text{neutrone}) & = & A \\ \text{numri i} & & \text{numri i} & & \text{numri i} \\ \text{protoneve} & & \text{neutroneve} & & \text{masës} \end{array}$$

Numri masës shënohet si indeks i sipërm në të majtë pranë simbolit të elementit kimik. Numri atomik dhe numri masës i atomeve të një elementi mund të paraqiten në mënyrën e mëposhtme:

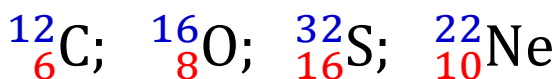


A – numri i masës

Z – numri atomik

E – simboli i elementit

Shembuj:



Shembull i zgjidhur 1.1:

Numri atomik i atomit të fosforit është 15, ndërsa numri i masës është 31. Shkruaje simbolin e fosforit me numrin e tij atomik dhe numrin e masës..

Zgjidhje: Numri atomik shënohet si indeks i poshtëm, ndërsa numri i masës si indeks i sipërm në të majtë të simbolit të elementit. Simboli i fosforit me numrin atomik dhe numrin e masës do ta shënojmë si ${}_{15}^{31}\text{P}$

Nëse e dimë numrin e protoneve dhe të neutroneve në bërthamën e atomit të një elementi, lehtë mund të përcaktojmë numrin atomik dhe numrin e masës.

Shembull i zgjidhur 1.2:

Atomi i azotit përmban 7 protone dhe 7 neutrone në bërthamën atomike. a) Sa janë numri atomik dhe numri i masës i atomit të azotit? b) Shkruaje simbolin e azotit me numrin e tij atomik dhe numrin e masës.

Zgjidhje: a) Numri atomik shënohet me Z dhe përcaktohet nga numri i protoneve në bërthamën atomike. Pra, numri atomik i atomit të azotit është 7 ($Z = 7$). Numri i masës shënohet me A dhe paraqet shumë të numrit të protoneve dhe neutroneve në bërthamë. Në këtë rast: $A = 7 + 7 = 14$ ($A = 14$).

b) Simboli i azotit me numër atomik dhe numër të masës është: ${}_{7}^{14}\text{N}$

Numri i protoneve, i neutroneve dhe i elektroneve mund të llogaritet lehtë nëse njihen numri atomik dhe numri i masës së atomit të elementit. Këtë do ta shqyrtojmë në shembujt në vijim.

Shembull i zgjidhur 1.3:

Llogarit numrin e neutroneve në atomin e aluminit bazuar në shënim në vijim:
 ${}_{13}^{27}\text{Al}$:

Është dhënë: **Kërkohet:**

$$Z = 13; \quad N(\text{neutrone}) = ?$$

$$A = 27$$

Zgjidhje:

$$A = Z + N(\text{neutrone})$$

$$N(\text{neutrone}) = A - Z$$

$$N(\text{neutrone}) = 27 - 13 = 14$$

Përgjigje: Numri i neutroneve në atomin e aluminit është

$$N(\text{neutrone}) = 14$$

Shembull i zgjidhur 1.4:

Numri masës i atomit të klorit është 35, ndërsa numri i neutroneve në bërthamën atomike është 18. Sa është numri atomik dhe numri i elektroneve në atomin e klorit?

Është dhënë:

Kërkohet:

$$A = 35;$$

$$Z = ?$$

$$N(\text{neutrone}) = 18$$

$$N(\text{elektrone}) = ?$$

Zgjidhje: Numri atomik është, në fakt, numri i protoneve në bërthamën atomike. Ky numër (pra Z) do ta gjejmë duke zbritur nga numri masës numrin e neutroneve.

$$Z = A - N(\text{neutrone}) = 35 - 18 = 17$$

$$Z = 17 \quad N(\text{protone}) = 17$$

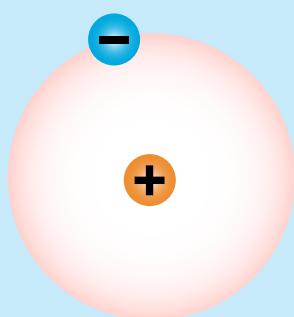
Numri i elektroneve në atom është i barabartë me numrin e protoneve, që do të thotë se në këtë rast $N(\text{elektrone}) = 17$.

Përgjigje: Numri atomik i atomit të klorit, numri masës i të cilit është 35, është 17. Prej këtui: $N(\text{protone}) = N(\text{elektrone}) = 17$

Izotopet dhe izobaret

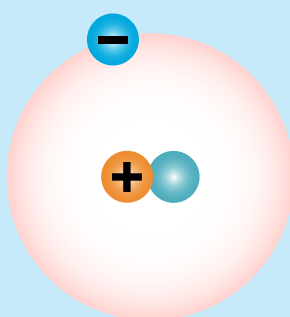
Siç thamë, numri i neutroneve në bërthamën e atomit mund të jetë i ndryshëm nga numri i protoneve dhe elektroneve, dhe kështu nuk prishet elektroneutraliteti i atomit. Pikërisht për këtë arsye, për të njëjtin element ekzistojnë atome që kanë numër të ndryshëm neutrone në bërthamën atomike, rrjedhimisht numër të masës të ndryshëm. **Atomat që kanë të njëjtin numër atomik, por numër të masës të ndryshëm quhen izotope.** Më poshtë janë dhënë izotopet e hidrogjenit, karbonit dhe oksigjenit.

Izotopet e hidrogjenit



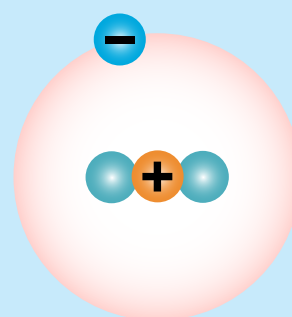
${}^1_1\text{H}$
protium

1 proton
1 elektron
0 neutron



${}^2_1\text{H}$
deuterium

1 proton
1 elektron
1 neutron

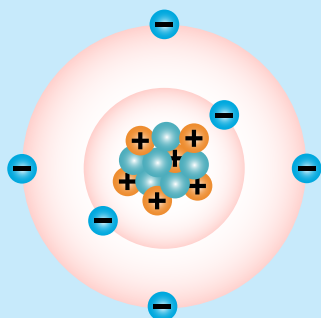


${}^3_1\text{H}$
tritium

1 proton
1 elektron
2 neutron

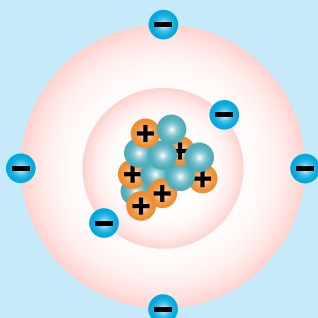
Protiumi është i vetmi atom stabil që nuk përmban neutrone në bërthamën atomike.!

Izotopet e karbonit



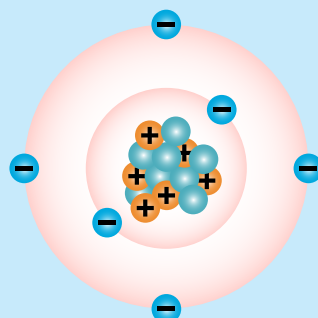
$^{12}_6\text{C}$

6 protone
6 elektrone
6 neutrone



$^{13}_6\text{C}$

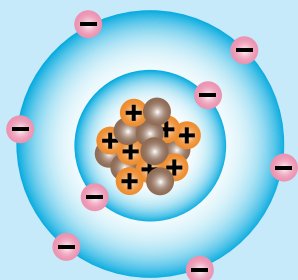
6 protone
6 elektrone
7 neutrone



$^{14}_6\text{C}$

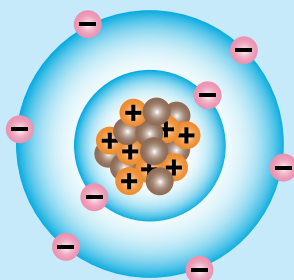
6 protone
6 elektrone
8 neutrone

Izotopet e karbonit



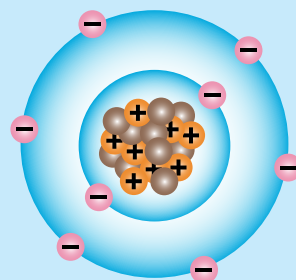
$^{16}_8\text{O}$

8 protone
8 elektrone
8 neutrone



$^{17}_8\text{O}$

8 protone
8 elektrone
9 neutrone



$^{18}_8\text{O}$

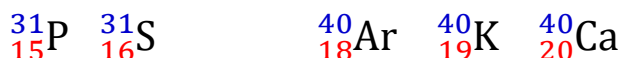
8 protone
8 elektrone
10 neutrone

Nga shembujt e dhënë mund të vërehet lehtë se te të gjitha izotopet e një elementi të caktuar, numri i protoneve në bërthamën atomike është i njëjtë. Kuptohet, edhe numri i elektroneve është i njëjtë, por siç u përmend më parë, numri i elektroneve mund të ndryshojë në kushte të caktuara. Ndërsa numri i neutroneve të izotopet e ndryshme të të njëjtit element është i ndryshëm. Është e qartë se e vetmja gjë që nuk ndryshon te atomet e një elementi është numri i protoneve në bërthamë, pra numri atomik. Prandaj, numri atomik (numri i protoneve) është karakteristika më e rëndësishme që përcakton për cilin element bëhet fjalë. Nga kjo mund të themi **elementi kimik është një bashkësi atomeve me të njëjtin numër atomik.**

Për shembull, nëse numri atomik i atomeve të një elementi është 26, atëherë ai element është hekuri; elementi që ka numër atomik 16 është sulfuri; nëse numri atomik është 9, atëherë ai elementi është fluori, etj.

Ekzistojnë edhe atome që kanë të njëjtin numër të masës, por numër të ndryshëm atomik. Këta quhen **izobare**. Kuptohet, këto janë atome të elementeve të ndryshme, pasi numrat e tyre atomikë janë të ndryshëm.

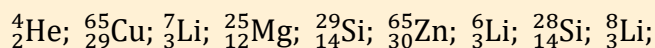
Shembuj:



Për të bërë dallimin ndërmjet izotopeve dhe izobareve, do të shqyrtojmë shembullin e mëposhtëm:

Shembull i zgjidhur 1.5:

Përcakto me cilat nga shënimet në vijim paraqiten izotopet dhe me cilat izobarët.



Zgjidhje: Izotopet janë atome të të njëjtit element kimik, sepse kanë të njëjtin numër atomik. Nga shënimet e dhëna, izotopet janë: ${}^6_3\text{Li}$, ${}^7_3\text{Li}$ dhe ${}^8_3\text{Li}$, si dhe ${}^{28}_{14}\text{Si}$ dhe ${}^{29}_{14}\text{Si}$.

Izobarët janë atome të elementeve të ndryshme me të njëjtin numër i masës, por numër të masës të ndryshme. Nga shënimet e dhëna, izobare janë ${}^{65}_{29}\text{Cu}$ dhe ${}^{65}_{30}\text{Zn}$.

Masa relative atomike dhe masa relative molekulare

Thamë se atomet kanë masë. Megjithatë, masa e atomit është aq e vogël sa nuk mund të matet, por gjithsesi duhet të shprehet në një mënyrë. Masa e atomit shprehet përmes të ashtuquajturës **masë relative atomike**. Sot në shkencë ekziston një mënyrë për përcaktimin e masës relative atomike për çdo element, por mënyrën e përcaktimit të masë relative atomike do ta mësosh më vonë. Ajo që është e rëndësishme të dish tani është se masa relative atomike e çdo elementi është e njohur dhe jepet në sistemin periodik të elementeve.

Masa relative atomike shënohet me A_r dhe paraqet një **numër pa njësi**. Për shembull, masa relative atomike e magnezit është 24,30, ndërsa e klorit 35,45, etj.

Tashmë ke mësuar se atomet mund të lidhen ndërmjet tyre dhe të formojnë molekula. Edhe molekulat kanë masë, e cila shprehet si **masë relative molekulare**, e cila shënohet me M_r . Edhe kjo është një madhësi pa njësi. Duke qenë se molekulat përbëhen nga atome, masa e tyre është shuma e masave të atomeve që i përbëjnë. Prandaj, nëse e dimë formulën e saktë të një përbërjeje ose të një substance elementare të përbërë nga molekula, si dhe masat relative atomike të elementeve që e përbëjnë, mund të llogarisim lehtë masën relative molekulare. Siç e di, numri i përgjithshëm i atomeve të secilit element në një molekulë paraqitet me indeks në formulën kimike, ndërsa masat relative atomike të elementeve mund të gjenden në sistemin periodik të elementeve. Llogaritja e masës relative molekulare do të tregohet me shembujt në vijim.

Shembull i zgjidhur 1.6:

Llogarit masën relative molekulare të: a) Cl_2 ; b) SO_3 dhe c) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Решение: a) Për të llogaritur masën relative molekulare të Cl_2 , duhet të dimë masën relative atomike të klorit, të cilën mund ta gjejmë në sistemin periodik të elementeve. Ajo është 35,45. Pra,

$$M_r(\text{Cl}_2) = 2 \cdot A_r(\text{Cl})$$

$$M_r(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 35,45 = 70,90$$

$$\mathbf{M_r(\text{Cl}_2) = 70,90}$$

b) Për të llogaritur masën relative molekulare të SO_3 , është e nevojshme të dimë masat relative atomike të sulfurit dhe oksigjenit. Masa relative atomike e sulfurit, $A_r(\text{S}) = 32,06$, ndërsa e oksigjenit, $A_r(\text{O}) = 16,00$. Pra,

$$M_r(\text{SO}_3) = 1 \cdot A_r(\text{S}) + 3 \cdot A_r(\text{O})$$

$$M_r(\text{SO}_3) = 32,06 + 3 \cdot 16,00 = 80,06$$

$$\mathbf{M_r(\text{SO}_3) = 80,06}$$

c) Masat relative atomike të elementeve në $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ janë:

$$A_r(\text{Ca}) = 40,08; A_r(\text{N}) = 14,01 \text{ и } A_r(\text{O}) = 16,00$$

$$M_r[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot A_r(\text{N}) + 3 \cdot 2 A_r(\text{O})$$

$$M_r[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 40,08 + 2 \cdot 14,01 + 6 \cdot 16,00 = 164,09$$

$$\mathbf{M_r[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 164,09}$$



Pyetje dhe detyra

1. Në bërthamën e një atomi ka 37 protone. Sa është numri i elektroneve në mbështjellësin elektronik?
2. Numri i protoneve në bërthamën e një elementi, i cili është i pranishëm në organizmat e gjallë, është 19, ndërsa numri i neutroneve është 20. Sa është numri atomik dhe numri i masës i këtij elementi?
3. Shkruaj simbolet kimike, së bashku me numrin atomik dhe numrin e masës, për elementet e mëposhtme: a) natriumi me numër atomik 11 dhe 12 neutrone; b) bori me numër të masës 11 dhe 6 neutrone; c) magnezi me 12 elektrone dhe 14 neutrone.
4. Përshkruaje tabelën e mëposhtme në fletoren tënde dhe plotëso hapësirat në çdo rresht të tabelës.

Element	$N(p^+)$	$N(n^0)$	$N(e^-)$	Z	A	Shënimi i plotë për elementin
Be				4	9	
Mn	25	30				
Co			27		86	
Br		44		35		
Cu		34	29			
Se		46			80	
Ba	56				133	

5. Izotopi i fluorit $^{18}_9\text{F}$ si dhe izotopi i jodit $^{131}_{53}\text{I}$, gjejnë përdorim në mjekësi. Përcakto numrin e protoneve, neutroneve dhe elektroneve në këta izotope.
6. Përcakto me cilat nga shënimet e në vijim $^{26}_{12}\text{Mg}$; $^{40}_{20}\text{Ca}$; $^{35}_{17}\text{Cl}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{52}_{24}\text{Cr}$; $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{37}_{17}\text{Cl}$; $^{87}_{37}\text{Rb}$; janë paraqitur izotopet, ndërsa me cilat izobaret.
7. Llogarit masat relative molekulare të molekulave të mëposhtme të substancave.

elementare (të thjeshta): a) Br_2 ; b) P_4 ; c) N_2 ; ç) S_8 ; d) O_2 ; dh) H_2 . Masat relative atomike të elementeve gjeji në sistemin periodik të elementeve.

8. Substanca që është më përgjegjëse për shfaqjen e të ashtuquajturit smog fotokimik është dioksidi i azotit, me formulë NO_2 . Përveç këtij përbërësi, azoti formon edhe përbërje të tjera me oksigjenin me formulat: N_2O , NO , N_2O_3 dhe N_2O_5 . Llogarit masat relative molekulare të të gjitha këtyre përbërjeve, si dhe të NO_2 , duke ditur se masa relative atomike e azotit $A_r(\text{N}) = 14,01$, ndërsa e oksigjenit $A_r(\text{O}) = 16,00$.
9. Acidet inorganike (për të cilat do të mësosh më vonë) janë substanca të rëndësishme në teknikë dhe teknologji. Llogarit masën relative molekulare për secilin nga acidet në vijim: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HClO_4 . Masat relative atomike të elementeve janë: $A_r(\text{H}) = 1,01$; $A_r(\text{O}) = 16,00$; $A_r(\text{N}) = 14,01$; $A_r(\text{S}) = 32,06$; $A_r(\text{P}) = 30,97$; $A_r(\text{Cl}) = 35,45$.
10. Hidroksidet (edhe për to do të mësosh më vonë) janë gjithashtu substanca që kanë përdorim të gjerë në fusha të ndryshme të teknikës dhe teknologjisë. Llogarit masat relative molekulare të hidroksideve në vijim :a) NaOH ; b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; c) $\text{Pb}(\text{OH})_4$; ç) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Masat relative atomike të elementeve janë: $A_r(\text{H}) = 1,01$; $A_r(\text{O}) = 16,00$; $A_r(\text{Na}) = 22,99$; $A_r(\text{Ca}) = 40,08$; $A_r(\text{Pb}) = 207,20$; $A_r(\text{Fe}) = 55,85$.
11. Substancat në vijim përdoren si shtesa në ushqime ose në produkte të tjera sepse janë të rëndësishme për shëndetin e njeriut: a) KI (shtesë në kripën e kuzhinës); b) SnF_2 (shtesë në pastat e dhëmbëve); c) MgSO_4 (shtesë në preparatet minerale); ç) NaHCO_3 (pluhur për pjekje). Llogarit masat relative molekulare të këtyre përbërjeve. Masat relative atomike gjeji në sistemin periodik të elementeve.
12. Një numër i madh i përbërjeve që ekzistojnë në natyrë si minerale quhen pigmente, sepse përdoren si ngjyra. Të tilla janë: TiO_2 (rutil, pigment i bardhë); As_2S_3 (auripigment, me ngjyrë ari); CoAl_2O_4 (spinel kobalti, me ngjyrë të kaltër). Llogarit masat relative molekulare të këtyre pigmenteve. Masat relative atomike gjeji në sistemin periodik të elementeve.



Hulumto

1. Hulumto për përdorimin e izotopeve në mjekësi. Përgatit një prezantim të shkurtër dhe paraqite atë para shokëve të klasës.
2. Hulumto për përdorimin e izotopeve për përcaktimin e moshës së fosileve. Përgatit një prezantim të shkurtër dhe paraqite atë para shokëve të klasës.



Mëso më shumë

Izotopet dhe kozmokimia

Në Tokë, secili nga elementet kimike gjendet me të paktën dy izotope. Por me përparimin e hulumtimeve në hapësirë, u bë e qartë se izotopet e elementeve të ndryshme janë të përhapura edhe në trupa të tjerë qiellorë, si Dielli, Hëna, planetët, asteroidët, kometat dhe yjet, si dhe në hapësirën ndërgalaktike. Për shembull, nga studimi i planetit Mars është vërtetuar se raporti deuterium/protium ($^2\text{H}/^1\text{H}$) në Mars është pesë herë më i madh se ai në Tokë. Raporti $^{17}\text{O}/^{18}\text{O}$ është gjithashtu më i madh në Mars sesa në Tokë. Këto dallime në përhapjen e izotopeve përdoren për të formuluar teori mbi origjinën dhe historinë e Sistemit Diellor.

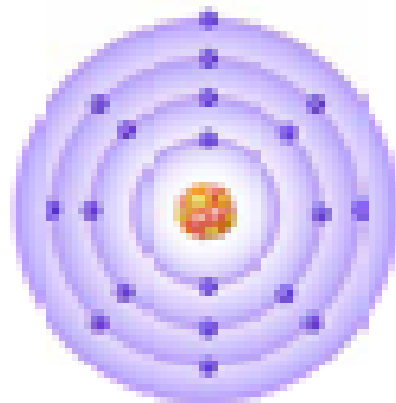
Më tej, krahasimi i përmbajtjes së disa izotopeve në disa meteoritë të gjetur në Tokë na mundëson të bëjmë supozime për origjinën e tyre. Për shembull, sot besohet se disa meteorite që kanë rënë në Tokë e kanë origjinën nga Marsi. Shkencëtarët supozojnë se ato janë hedhur nga sipërfaqja e tij kur planeti i Kuq (Marsi) është përplasur me një trup tjetër të madh qiellor, ndoshta një asteroid.

1.2. NDËRTIMI I MBËSHTJELLËSIT ELEKTRONIK



Kujtohu!

- Nga cilat grimca përbëhet atomi?
- Si me ndihmën e modelit planetar përshkruhet ndërtimi i atomit?



Shtresat elektronike

Siç u tha, atomi përbëhet nga protonet, neutronet dhe elektronet dhe se elektronet kanë masë shumë të vogël në krahasim me masën e protoneve dhe neutroneve. Përveç kësaj, ke mësuar se sipas të ashtuquajturit model planetar të ndërtimit të atomit, protonet dhe neutronet përbëjnë bërthamën atomike, ndërsa mbështjellësi elektronik përbëhet nga elektronet, të cilat lëvizin me shpejtësi shumë të madhe rreth bërthamës atomike në rrugë rrethore, ngjashëm me lëvizjen e planetëve rreth Diellit.

Përveç numrit të protoneve, i cili përcakton identitetin e atomit të elementit, për kimistët rëndësi të veçantë ka ndërtimi i mbështjellësit elektronik, sepse, siç do të mësosh më tej, elektronet marrin pjesë në lidhjen kimike ndërmjet atomeve. Me modelin planetar është bërë përpjekje për të dhënë një paraqitje të ndërtimit të mbështjellësit elektronik, por ky model nuk ishte në përputhje me disa ligje të fizikës, për të cilat këtu nuk do të flitet. Prandaj janë propozuar modele të reja për ndërtimin e atomit, të cilat përshkruajnë strukturën e mbështjellësit elektronik dhe renditjen e elektroneve në të.

Sipas modelit bashkëkohor shkencor për ndërtimin e mbështjellësit elektronik, elektronet nuk lëvizin në rrugë rrethore të përcaktuara saktësisht (orbita), por ndodhen në pjesë të hapësirës rreth bërthamës, të quajtura **shtresa elektronike**. Shtresat elektronike shënohen me numrat: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 ose me shkronjat: K, L, M, N, O, P, Q. Shtresa e parë (shtresa K) është më afër bërthamës së atomit.

Sa më i madh të jetë numri i shtresës, aq më larg nga bërthama ndodhet ajo shtresë (figura 1.4). Pozicioni i saktë i elektroneve në shtresë elektronike nuk mund të përcaktohet, por konsiderohet se elektronet mund të gjenden vetëm në shtresat elektronike dhe jo midis tyre. Gjithashtu, dihet se çdo shtresë elektronike mund të përmbajë vetëm një numër të caktuar elektronësh.

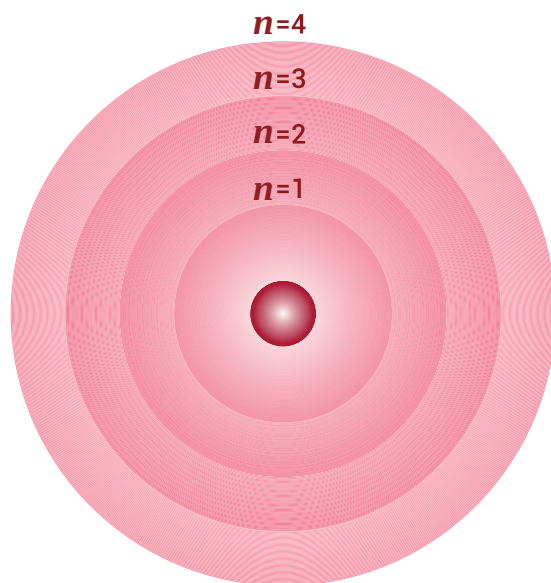


Figura 1.4. Modeli për ndërtimin e atomit me shtresa elektronike.

Renditja e elektroneve në shtresat elektronike

ë atomet e elementeve të njohura mund të ekzistojnë nga një deri në shtatë shtresa elektronike, në të cilat vendosen një numër i caktuar elektronësh. Elektronet vendosen nëpër shtresa elektronike duke filluar nga shtresa e parë, e cila është më afër bërthamës dhe ka energji më të ulët. Shtresa e parë mund të përmbajë më së shumti dy elektrone, pra në të mund të ketë një ose dy elektrone. (figura 1.5.)



Figura 1.5 Plotësimi i shtresës së parë me elektrone: a) me një elektron; b) me dy elektrone.

Në figurë, shtresat janë paraqitur në mënyrë të thjeshtuar me rrethe.

Kur plotësohet shtresa e parë, elektroni tjetër vendoset në shtresën e dytë. Shtresa e dytë mund të përmbajë më së shumti tetë elektrone (figura 1.6.). Pra, çdo shtresë elektronike mund të pranojë një numër maksimal të caktuar elektronesh.

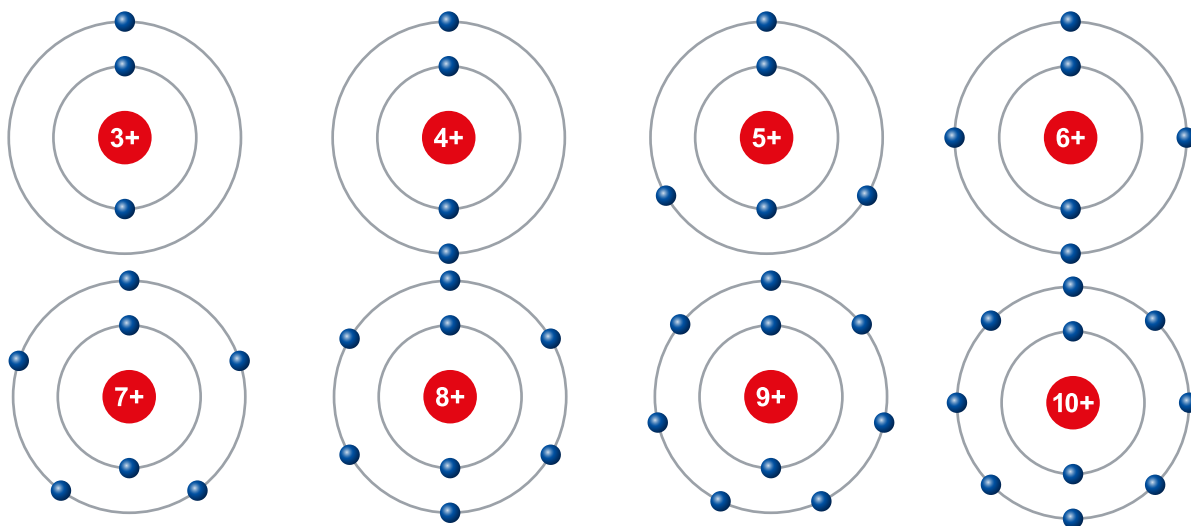


Figura 1.6. Plotësimi i shtresës së dytë me elektrone.

Pasi të jetë plotësuar shtresa e dytë me tetë elektrone, fillon të plotësohet shtresa e tretë.

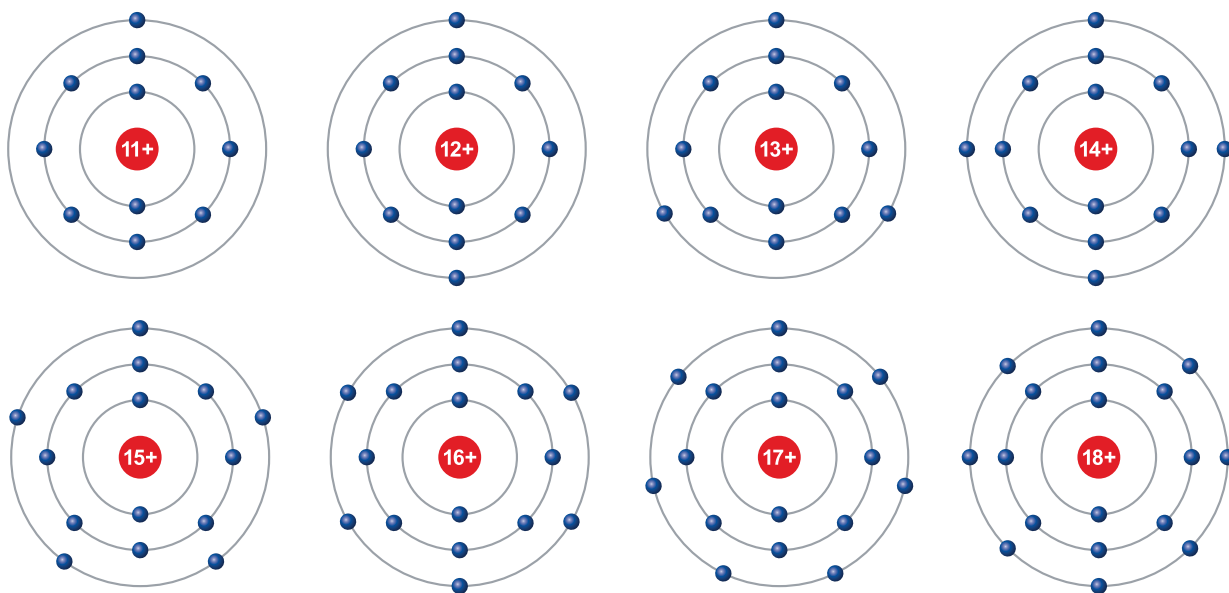


Figura 1.7. Plotësimi i shtresës së tretë me elektrone.

Renditja e elektroneve në shtresat elektronike për atomet e 20 elementeve të para jepet në tabelën 1.1.

Tabela 1.1. Shpërndarja e elektroneve në shtresat elektronike për elementet me numër atomik nga 1 deri në 20.

Element		Numri atomik	Numri i përgjithshëm i elektroneve.	Shpërndarja e elektroneve sipas shtresave.
Hidrogjen	H	1	1	1
Helium	He	2	2	2
Litium	Li	3	3	2, 1
Berilium	Be	4	4	2, 2
Bor	B	5	5	2, 3
Karbon	C	6	6	2, 4
Azot	N	7	7	2, 5
Oksigjen	O	8	8	2, 6
Fluor	F	9	9	2, 7
Neon	Ne	10	10	2, 8
Natrium	Na	11	11	2, 8, 1
Magnez	Mg	12	12	2, 8, 2
Alumin	Al	13	13	2, 8, 3
Silicium	Si	14	14	2, 8, 4
Fosfor	P	15	15	2, 8, 5
Sulfur	S	16	16	2, 8, 6
Klor	Cl	17	17	2, 8, 7
Argon	Ar	18	18	2, 8, 8
Kalum	K	19	19	2, 8, 8, 1
Kalcium	Ca	20	20	2, 8, 8, 2

Ndonëse shtresa e tretë elektronike mund të përmbajë më së shumti tetëmbëdhjetë elektrone, megjithatë pasi kjo shtresë të plotësohet me tetë elektrone, fillon të plotësohet shtresa e katërt. Në të vërtetë, plotësimi i shtresave duke filluar nga shtresa e tretë ndjek rregulla më të ndërlikuara, për të cilat këtu nuk do të flitet. Për momentin mjafton të dihet renditja e mbushjes së shtresave për elementet me numër atomik nga 1 deri në 20.

Për kimistët, rëndësinë më të madhe e kanë elektronet që ndodhen në shtresën e fundit të atomit. Këta elektrone quhen elektrone valente. Siç do të mësoh më tej, pikërisht këta elektrone marrin pjesë në lidhjen kimike. Numri i elektroneve valente të atomet e elementeve të ndryshme mund të jetë nga një deri në tetë (tabela 1.2). Në tabelën në vijim janë dhënë numri total i elektroneve dhe numri i elektroneve valente për atomet e njëzet elementeve të para.

Tabela 1.2. Numri i elektroneve valente për elementet me numër atomik nga 1 deri në 20.

Element	Numri atomik	Numri i përgjithshëm i elektroneve.	Shpërndarja e elektroneve sipas shtresave	Numri i elektroneve valente
H	1	1	1	1
He	2	2	2	2
Li	3	3	2, 1	1
Be	4	4	2, 2	2
B	5	5	2, 3	3
C	6	6	2, 4	4
N	7	7	2, 5	5
O	8	8	2, 6	6
F	9	9	2, 7	7
Ne	10	10	2, 8	8
Na	11	11	2, 8, 1	1
Mg	12	12	2, 8, 2	2
Al	13	13	2, 8, 3	3
Si	14	14	2, 8, 4	4
P	15	15	2, 8, 5	5
S	16	16	2, 8, 6	6
Cl	17	17	2, 8, 7	7
Ar	18	18	2, 8, 8	8
K	19	19	2, 8, 8, 1	1
Ca	20	20	2, 8, 8, 2	2

Kur në shtresën e fundit elektronike vendosen tetë elektrone, arrihet **strukturë elektronike e qëndrueshme** e atomit. Prandaj, sapo të arrihet një strukturë e tillë elektronike, fillon të plotësohet një shtresë e re elektronike. Shtresa të tilla të fundit, të mbushura me tetë elektrone, kanë atomet e neonit dhe të argonit (shih tabela 1.2 dhe figura 1.8). Strukturë të qëndrueshme elektronike ka edhe atomi që ka vetëm dy elektrone në shtresën e parë (atomi i heliumit), sepse shtresa e parë elektronike mund të përmbajë vetëm dy elektrone.

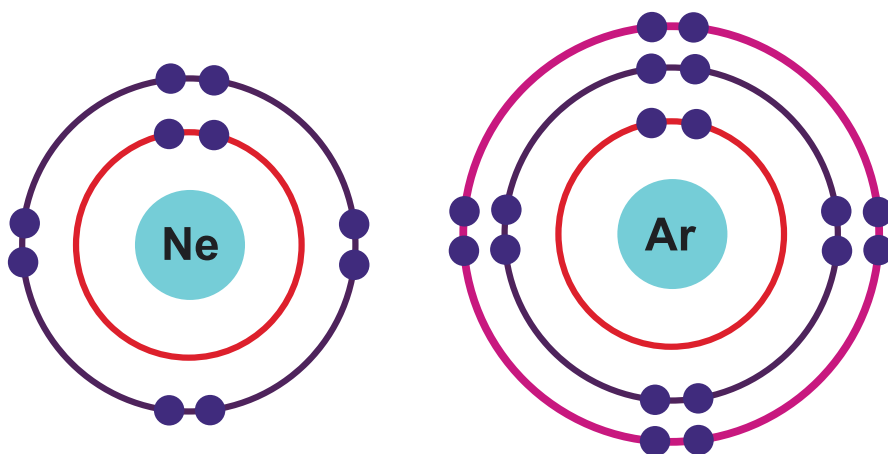


Figura 1.8. Atomet e neonit dhe të argonit kanë strukturë elektronike të qëndrueshme me tetë elektrone në shtresën e fundit elektronike.

Shembull i zgjidhur 1.7:

Përcakto numrin e elektroneve valente në atomin e elementit me numër atomik 16.

Zgjidhje: Numri atomik është numri i protoneve, i cili në atom është i barabartë me numrin e elektroneve. Pra, numri i elektroneve në këtë atom është 16. Këta 16 elektrone shpërndahen sipas rregullave të vendosjes së elektroneve në shtresat elektronike. Në shtresën e parë vendosen dy elektrone dhe me këtë përfundon plotësimi i saj. Në shtresën e dytë vendosen tetë elektrone dhe me këtë përfundon plotësimi i saj. Gjashtë elektronet e mbetura vendosen në shtresën e tretë. Këta janë, në fakt, elektronet valente. Pra, numri i elektroneve valente në atomin e elementit me numër atomik 16 është 6.



Mëso më shumë

Zhvillimi historik i modelit të ndërtimit të atomit

Në zhvillimin historik të shkencës, vend të rëndësishëm zë zhvillimi i modelit të ndërtimit të atomit. Për herë të parë nocioni i atomit u paraqit nga filozofi i lashtë grek Demokriti. Ai mendonte se atomi është grimca më e vogël e pandashme që i posedon vetitë e substancës nga e cila përbëhet, dhe se substancat e ndryshme janë ndërtuar nga atome të ndryshme që dallohen sipas formës së tyre. Sipas Demokritit, atomët mund të kenë forma të trupave gjeometrikë të ndryshëm.

Shumë shekuj më vonë, idenë e Demokritit e ringjalli Xhon Daltoni. Edhe ai mendonte se atomi është i pandashëm dhe se atomët e elementeve të ndryshme dallohen ndërmjet tyre, por supozonte se atomët kanë formë sferike, pra janë si toptha të vegjël.

Me zhvillimin e shkencës dhe zbulimin e elektroneve dhe rrezeve katodike (të cilat janë një tufë elektronesh që emetohen nga atomet), si dhe të radioaktivitetit, u arrit në përfundimin se atomi nuk është i pandashëm, por përbëhet nga grimca me ngarkesë pozitive dhe negative – protonet dhe elektronet, të cilat duhet të jenë në numër të barabartë, pasi atomi është elektroneutral.

Në bazë të këtyre zbulimeve, shkencëtari Xh. Xh. Tompsoni propozoi modelin e atomit, të njohur si “puding me kumbulla”. Sipas këtij modeli, atomi është i ndërtuar nga një sferë e ngarkuar pozitivisht, në të cilën, si në pudingun me kumbulla, janë të shpërndarë elektronet. Megjithatë, menjëherë pas propozimit të një modeli të tillë, Ernest Ruderfordi kreu një eksperiment me të cilin vërtetoi se ngarkesa pozitive është e përqendruar në qendrën e atomit, në një vëllim shumë të vogël, të quajtur bërthamë atomike. Elektronet lëvizin rreth bërthamës në rrugë rrethore, ngjashëm me planetët rreth Diellit. Më vonë u zbuluan neutronet si grimca që ndodhen në bërthamë. Modelin tjetër të atomit e propozoi Nils Bori, i cili supozoi se elektronet nuk lëvizin në trajektore të çfarëdoshme, por në të ashtuquajturat orbita, të përcaktuara saktësisht, në një distancë të caktuar nga bërthama atomike, dhe kështu edhe me një energji të caktuar.

Megjithatë, edhe ky model nuk mundi ta shpjegonte sjelljen e elektroneve në atome dhe veprimin e tyre të ndërsjellë me materien.

Sot përdoret modeli i propozuar nga Ervin Shredinger, sipas të cilit elektronet nuk lëvizin në orbita, por janë të shpërndara në shtresa elektronike.



Figura 1.9. Zhvillimi historik i përfytyrimit për ndërtimin e atomit.



Pyetje dhe detyra

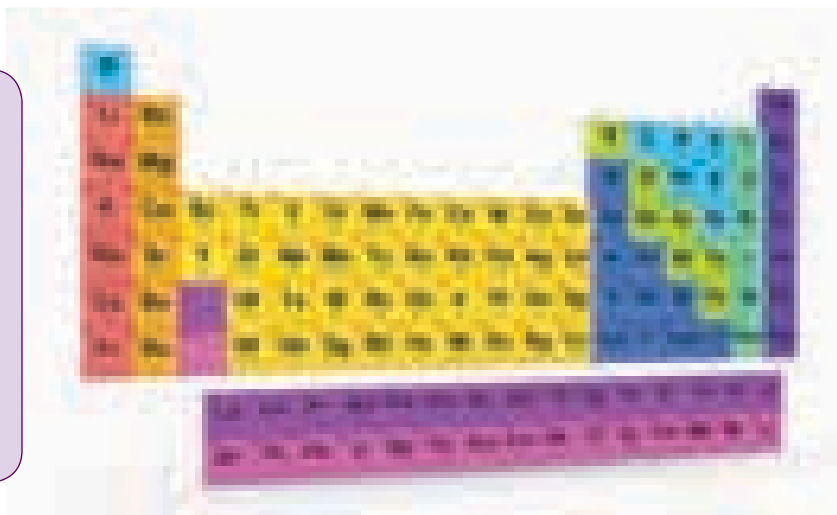
1. Me cilën shkronjë shënohet shtresa e tretë elektronike?
2. Cili është numri maksimal i elektroneve që mund të vendosen në shtresën e dytë elektronike?
3. Shkruaj shpërndarjen e elektroneve në shtresat elektronike për atomët me numër atomik: a) 3; b) 7; c) 12; ç) 17; d) 18; dh) 20.
4. Përcakto numrin e elektroneve valente për atomet me numër atomik: a) 2; b) 5; c) 8; ç) 10; d) 14; dh) 19.
5. Sa elektrone gjithsej ka në atomin e një elementi që ka strukturë elektronike të qëndrueshme, a elektronet valente ndodhen në shtresën e tretë elektronike?
6. Nëse në shtresën e dytë elektronike të një atomi janë vendosur gjysma e elektroneve që nevojiten për të arritur strukturë elektronike të qëndrueshme, sa është numri i përgjithshëm i elektroneve në atomin e atij elementi?

1.3. SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE



Kujtohu!

- Si quhet tabela në të cilën janë radhitur elementet kimike?
- Cilat rreshta janë periodat, e cilat janë grupet në Sistemin Periodik të elementeve?



Pse është e nevojshme që elementet kimike të klasifikohen?

Vitin e kaluar shkurtimisht u njohë me sistemin periodik të elementeve. Mësove se tabela në të cilën elementet janë të renditur në mënyrë që vetitë e tyre dhe vetitë e substancave të tyre elementare (të thjeshta) të përsëriten periodikisht quhet sistemi periodik i elementeve. Këtë tabelë, e cila përmban të dhëna të rëndësishme për elementet kimike, e propozoi i pari kimisti rus Dmitrij Ivanoviç Mendeleev. Këtu do të rikthehemi te ajo që ke mësuar deri tani për sistemin periodik të elementeve, por gjithashtu do t'i zgjerojmë dhe thellojmë njohuritë.

Që shumë kohë më parë, shkencëtarët vunë re se midis vetive të substancave elementare ekzistojnë dallime, por edhe ngjashmëri të konsiderueshme ndërmjet disa prej tyre. Për shembull, në kushte normale, në natyrë gjenden substanca elementare në gjendje të ndryshme agregate. Ato kanë temperatura të ndryshme shkrirjeje, temperatura të ndryshme vlimi, dendësi, ngjyrë etj. Gjithashtu, ekzistojnë dallime të mëdha edhe në vetitë e tyre kimike. Disa elemente janë shumë reaktive, ndërsa disa hyjnë me vështirësi në reaksione kimike. Kështu, sipas sjelljes kimike, elementet ndahen në tri grupe: metale, jometale dhe gjysmëmetale. Midis vetive të metaleve, si dhe midis vetive të jometaleve, ekzistojnë ngjashmëri, sidomos kur bëhet fjalë për vetitë e tyre kimike.

Ekzistenca e ngjashmërive ndërmjet elementeve, dhe rrjedhimisht ndërmjet substancave të tyre elementare, e lehtëson studimin e tyre. Shkencëtarët e kanë vënë re këtë shumë herët dhe për këtë arsye janë përpjekur t'i klasifikojnë elementet sipas vetive të tyre.

Mendeleev dhe tabela e parë e sistemit periodik

Shumë shkencëtarë janë përpjekur t'i klasifikojnë elementet kimike në bazë të ngjashmërive në vetitë e tyre. Megjithatë, suksesin më të madh e arriti shkencëtari rus **Dmitri Ivanoviç Mendeljevi**. Ai ishte i pari që vuri re ligjshmërinë natyrore periodike që ndjekin elementet kimike. Ai vuri re se me rritjen e masës relative atomike të elementeve (pesha atomike, siç quhej atëherë), përsëriten në mënyrë periodike ngjashmëritë në vetitë e tyre kimike. Prandaj, në vitin 1869, u përpoq t'i rendiste të 63 elementet e njohura në atë kohë në një tabelë sipas rritjes së masës së tyre relative atomike. Gjatë kësaj, elementet me veti të ngjashme kimike i vendosi njëri poshtë tjetrit. Tabela që ai përpiloi e quajti **sistemi periodik i elementeve**.



Figura 1.10. Dmitri Ivanoviç Mendeljevi.

(1834 – 1907)

Figura 1.11. Sistemi i parë periodik i elementeve i përbërë nga Mendelejev.

Mendeljevi vuri re se në tabelën e tij kishte shumë vende bosh dhe arriti në përfundimin se ato vende u përkasin elementeve që ende nuk ishin zbuluar. Duke u bazuar në vetitë e elementeve rreth një hapësire bosh në tabelë, ai arriti të parashikonte vetitë e elementit që do të ndodhej në atë vend.

Megjithëse përdorimi i masës relative atomike si kriter për renditjen e elementeve dha rezultate të shkëlqyera, megjithatë kishte përjashtime. Për shembull, argoni ka masë relative atomike më të madhe se kaliumi, por sipas vetive të tij duhet të vendoset para tij në tabelë. Këto devijime tregonin qartë se për klasifikimin e elementeve duhet të ekzistojë një kriter tjetër.

Kur Mendeljevi e propozoi sistemin periodik të elementeve, struktura e atomit nuk ishte ende e njohur. Pasi u zbuluan grimcat që përbëjnë atomin dhe struktura e tij, u arrit në përfundimin se kriteri për renditjen e elementeve në sistemin periodik bazohet në një madhësi të lidhur ngushtë me masën relative atomike, që është **numri atomik** i elementit. Për këtë ka merita të mëdha shkencëtari i ri anglez Henri Mozli.

Nga numri atomik varet vendi i elementit në sistemin periodik, prandaj ai quhet edhe **numri rendor i elementit**. Pra, në **sistemin periodik elementet janë të renditura sipas rritjes së numrave të tyre atomikë (rendorë)**.

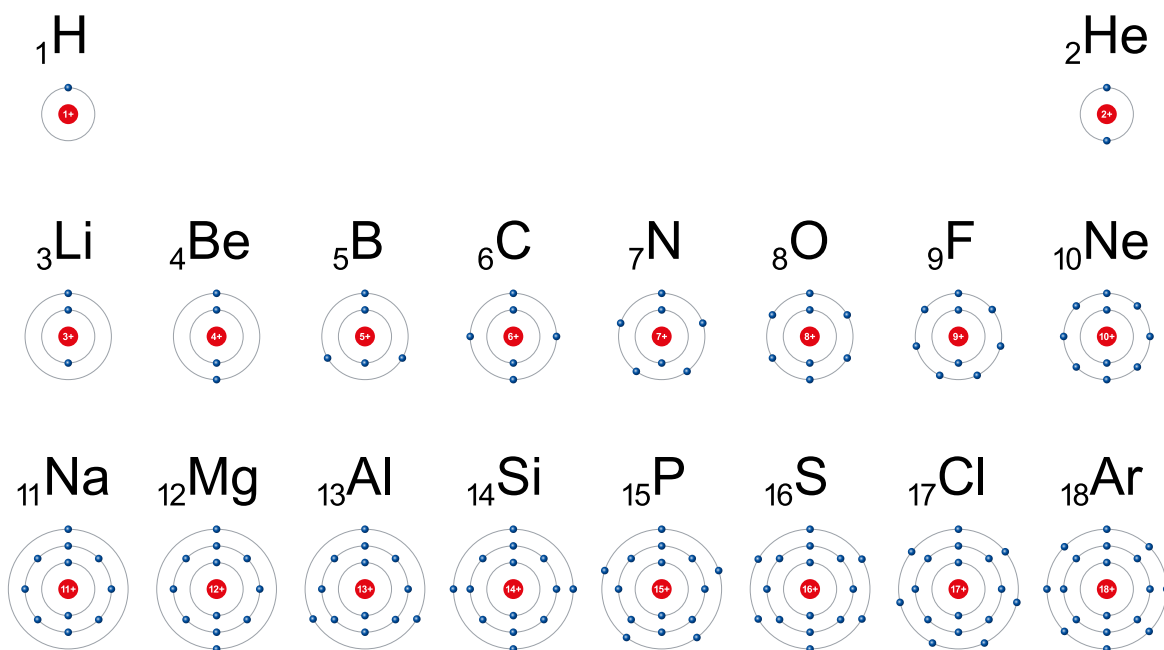


Figura 1.12. Elementët në sistemin periodik janë të radhitur sipas rritjes së numrit të tyre atomik.



Mëso më shumë

Sistematizimi i elementeve para Mendeljevit

Bazat e kuptimit bashkëkohor të elementeve kimike datojnë që nga “babai i kimisë” – Antuan Lavuazje. Ai në librin e tij paraqiti një tabelë të thjeshtë të substancave metalike dhe jometalike që nuk mund të zbërthehen në më të thjeshta, të cilat i quajti elemente kimike. Gjatë shekujve 18 dhe 19, shumë hulumtues arritën të mbledhin një numër të madh të dhënash për vetitë e elementeve të njohura deri atëherë dhe të përbërjeve të tyre, gjë që përbënte bazën për sistematizimin e elementeve.

Shkencëtari i parë që bëri një lloj sistematizimi të elementeve ishte kimisti gjerman Johann Wolfgang Doebereiner. Ai, në vitin 1817, propozoi të ashtuquajturin “ligji i triadave”, sipas të cilit, elementi i mesëm në një triadë ka peshë atomike (term që përdorej atëherë për masën atomike) që është mesatarja aritmetike e peshave atomike të elementit të parë dhe të tretë dhe ka veti të ngjashme me to.

Triada e parë	Triada e dytë	Triada e tretë
Li (7,0)	Ca (40,0)	Cl (35,5)
$\text{Na } (7,0 + 39,0)/2 = 23,0$	$\text{Sr } (40,0 + 137)/2 = 88,5$	$\text{Br } (35,5 + 127,0) = 81,5$
K (39,0)	Ba (137,0)	I (127,0)

Ai vuri re se elementet në triada shfaqin veti të ngjashme kimike. Kështu, litiumi, natriumi dhe kaliumi reagojnë vrullshëm me ujin dhe formojnë të ashtuquajturat baza; kalciumi, stronciumi dhe bariumi reagojnë më pak vrullshëm dhe japin baza më të dobëta; klori, bromi dhe jodi japin të njëjtin lloj përbërjesh në reaksion me litiumin, natriumin dhe kaliumin, etj.

Kimisti anglez Xhon Aleksander Njulends i renditi elementet e njohura atëherë në tetë kolona dhe shtatë rreshta. Gjatë kësaj, ai vuri re se te çdo element i tetë përsëriten veti të ngjashme, prandaj këtë ligjshmëri e quajti “ligji i oktavave”. Disa çifte elementesh i vendosi në të njëjtin vend, sepse për to ishin llogaritur pesha (masa) relative atomike të njëjta, ndërsa me Di shënoi një element të panjohur.



H	F	Cl	Co/Ni	Br	Pd	I	Pt/Ir
Li	Na	K	Cu	Rh	Ag	Cs	Tl
C	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba/Y	Pb
Be	Al	Cr	Y	Ce/La	U	Ta	Th
C	Si	Ti	In	Zn	Sn	W	Hg
N	P	Mn	As	Di/Mo	Sb	Nb	Bi
O	S	Fe	Se	Ro/Ru	Te	Au	Os

Kimisti gjerman Lotar Mejer vuri re se ekzistojnë vargje elementesh me veti të ngjashme kimike dhe fizike që përsëriten në mënyrë periodike. Megjithatë, siç e përmendëm, ishte Mendeljevi ai që hartoi tabelën e parë të elementeve në të cilën vetitë e elementeve përsëriten periodikisht.

Struktura e tabelës së sistemit periodik të elementeve

Sot njihen 118 elemente, prej të cilave 92 gjenden në natyrë, ndërsa të tjerat janë të përfituara në mënyrë artificiale në laborator. Siç dihet, në tabelën e sistemit periodik të elementeve (figura 1.11) ekzistojnë rreshta horizontale dhe vertikale. Rreshtat horizontalë quhen **perioda** dhe shënohen me numra të shkruar me shifra arabe nga 1 deri në 7. Më së shpeshti, në tabelën e sistemit periodik të elementeve veçohen dy seri të veçanta prej nga 14 elemente secila, të cilat i përkasin periodës së gjashtë, përkatësisht të shtatë, dhe quhen lantanoide dhe aktinoide.

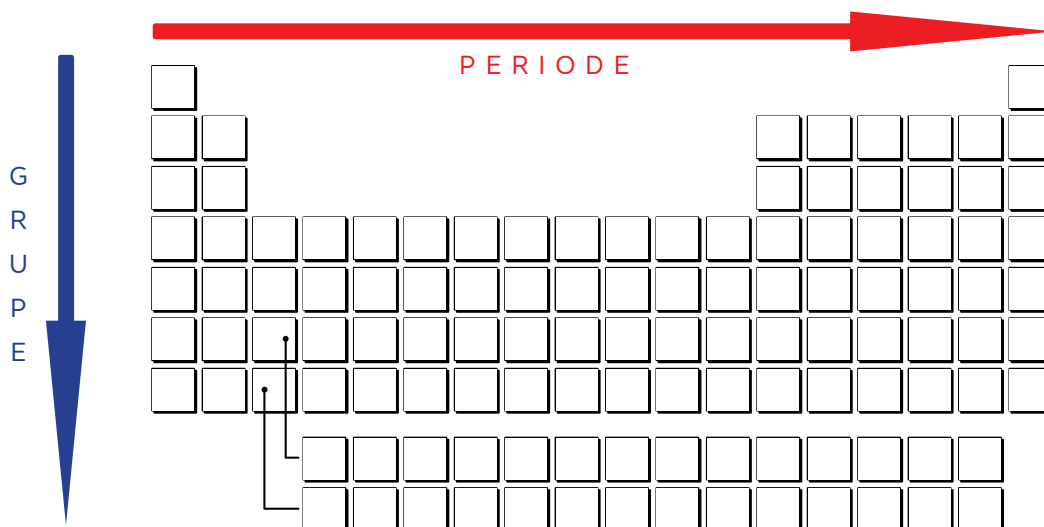


Figura 1.13. Struktura më e zakonshme e sistemit periodik të elementeve. Rreshtat horizontalë quhen perioda, ndërsa rreshtat vertikale quhen grupe.

Rreshtat vertikale quhen **grupe**. Kohët e fundit, grupet në sistemin periodik shënohen me numra nga 1 deri në 18, të shkruar me shifra arabe. Megjithatë, ende në shumë tabela periodike grupet shënohen me numra nga I deri në VIII, me shifra romake, ku secili numër shoqërohet me një shkronjë latine A ose B. Kjo do të thotë se, kur përdoret kjo mënyrë shënimi, ekziston ndarja në grupe A dhe B (figura 1.14). Ekzistojnë rekomandime të ndryshme për shënimin e grupeve të elementeve me A ose B, por grupi i parë dhe i dytë gjithmonë shënohen me A. Në disa tabela periodike, grupet 3–10 (kur shënohen me numra romakë) klasifikohen si A, ndërsa grupet 11–17 si B, ndërsa grupi i fundit, i 18-ti, shënohet vetëm si grupi VIIIB. Në tabela të tjera, grupet 13–18 shënohen si A. Grupi VIII (qoftë i shënuar me A apo me B) përbëhet nga tri elemente (nga grupet 8, 9 dhe 10), të cilat quhen triada.

1
IA

2
IIA

13
IIIB

14
IVB

15
VB

16
VIB

17
VIIB

18
VIIIB

1
H

2
Li

3
Na

4
K

5
Rb

6
Cs

7
Fr

10
Ne

18
Ar

36
Kr

54
Xe

86
Rn

118
Og

3
IIIA

4
IVA

5
VA

6
VIA

7
VIIA

8
VIII A

9
VIII A

10
VIII A

11
IB

12
IIB

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

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

55
Cs

56
Ba

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

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

87
Fr

88
Ra

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

103
Lr

Lantanoide

Aktinoide

Figura 1.14. Mënyra të ndryshme të shënimit të grupeve në sistemin periodik të elementeve.

Për secilin nga 118 elementet në sistemin periodik ekziston një katror i veçantë ku shënohet simboli i elementit, numri i tij atomik dhe, më së shpeshti, masa e tij relative atomike (figura 1.15). Në disa tabela periodike jepen gjithashtu emri i elementit, numri i izotopeve të tij, si dhe vlera të madhësive të tjera fizike që lidhen me substancën e tij elementare, si temperatura e shkrirjes, temperatura e vlimit, dendësia etj..

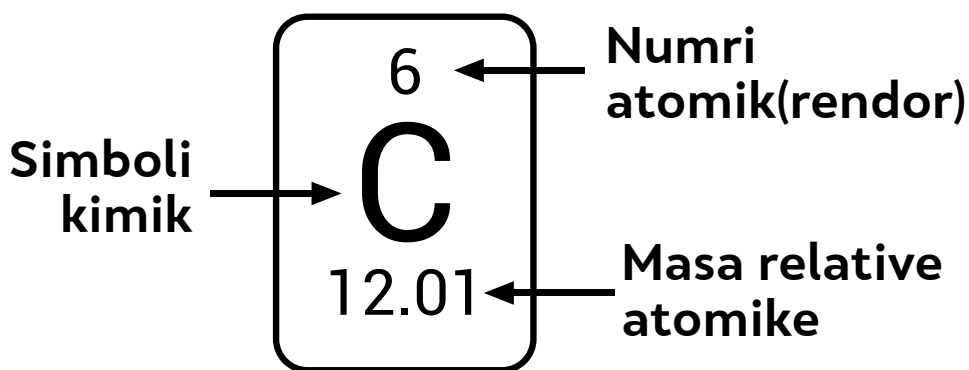


Figura 1.15. Të dhënat për elementin që përmbahen në pothuajse të gjitha sistemet periodike.

Lidhja midis ndërtimit të mbështjellësit elektronik dhe sistemit periodik të elementeve

Sistemi periodik i elementeve është klasifikimi më i përsosur që ka bërë njeriu, sepse pasqyron ndërtimin e atomit. Ndërtimi i atomit, veçanërisht i mbështjellësit të tij elektronik, siç do të shohim, sjell në ndryshimin e rregullt të shumë vetive të elementeve dhe të substancave elementare që ato formojnë.

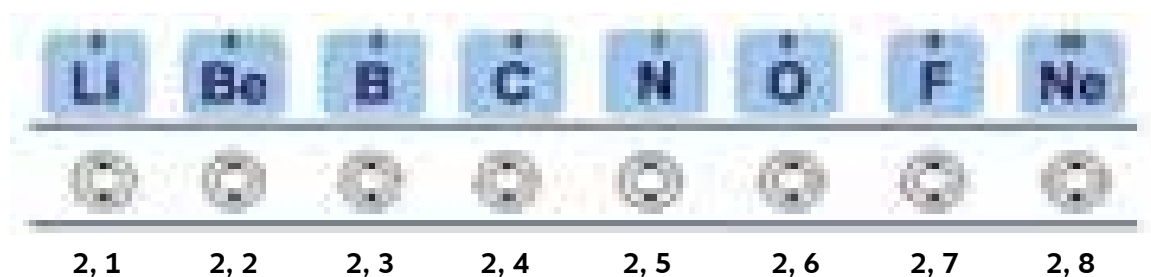
Siç thamë, elementet në sistemin periodik janë të renditura sipas rritjes së numrave të tyre atomikë (rendor). Numri atomik është, në fakt, numri i protoneve në bërthamë dhe është i barabartë me numrin e elektroneve në mbështjellësin elektronik. Me rritjen e numrit atomik, te çdo element pasues, numri i protoneve dhe rrjedhimisht edhe numri i elektroneve, rritet për një. Por tashmë pamë se elektronet janë të shpërndara në shtresa elektronike dhe se çdo shtresë mund të pranojë një numër të caktuar maksimal elektronesh. Shtresa e parë mund të pranojë më së shumti dy elektrone.

Nëse e shikojmë tabelën e sistemit periodik të elementeve, do të vërejmë se perioda e parë përmban vetëm dy elemente – hidrogjenin dhe heliumin. Në periodën e dytë ndodhen elemente tek të cilët plotësohet shtresa e dytë elektronike me elektrone nga një deri në tetë. Siç mund të shihet nga sistemi periodik, perioda e dytë përmban tetë elemente. Nga kjo, lehtë mund të nxjerrim përfundimet në vijim:

- **Numri i periodës në sistemin periodik përputhet me numrin rendor të shtresës së fundit elektronike që plotësohet me elektrone tek atomet e elementeve të asaj periode.**

NUMRI I PERIODËS = NUMRI RENDOR I SHITESËS SË FUNDIT ELEKTRONIKE

- **Numri i elementeve në një periodë në sistemin periodik përputhet me numrin maksimal të elektroneve që mund të vendosen në shtresën elektronike që ka të njëjtin numër si perioda.**



Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
2, 1	2, 2	2, 3	2, 4	2, 5	2, 6	2, 7	2, 8

Figura 1.16. Në periodën e dytë të sistemit periodik ka tetë elemente, sepse atëherë është numri maksimal i elektroneve që mund të vendosen në shtresën e dytë elektronike.

Përveç numrit të periodës, edhe numri i grupit mund të lidhet me ndërtimin e mbështjellësit elektronik. Më lart thamë se kur përfundon plotësimi me elektrone i shtresës së fundit elektronike, përfundon edhe plotësimi i periodës me të njëjtin numër si numri rendor i asaj shtrese. Pastaj, të elementet e periodës pasuese fillon të plotësohet me elektrone shtresa tjetër. Të gjitha elementet me të cilat fillon plotësimi i çdo periudhe dhe rrjedhimisht edhe i një shtrese të re elektronike, ndodhen në grupin e parë të sistemit periodik të elementeve. Duke ditur se çdo shtresë e re elektronike fillimisht plotësohet me një elektron, mund të përfundojmë lehtë se të gjitha elementet në grupin e parë të sistemit periodik kanë një elektron në shtresën e fundit elektronike, pra një elektron valent. Më tej, të gjitha elementet të cilat shtresa e fundit elektronike plotësohet me dy elektrone, pra që kanë dy elektrone valente, ndodhen në grupin e dytë të sistemit periodik, e kështu me

radhë. Nga kjo mund të nxjerrim përfundimin në vijim:

Në njëtin grup në sistemin periodik të elementeve ndodhen elemente që kanë të njëtin numër elektronesh valente, pra numri i elektroneve valente të atomit të elementit është i barabartë me numrin e grupit në të cilin ndodhet ai.

NUMRI I ELEKTRONEVE VALENTE = NUMRI I GRUPIT

Në fakt, numri i elektroneve valente është i barabartë me numrin e grupit kur ai shënohet me numra romakë. Kështu, për shembull, të gjithë elementet nga grupet IIIA dhe IIIB kanë tre elektrone valente. Kur grupet janë të shënuara me numra nga 1 deri në 18, numri i elektroneve valente është i barabartë me numrin e grupit deri te grupi i 8-të. Për elementet nga grupi i 12-të deri në të 18-in, numri i elektroneve valente merret duke zbritur numrin 10 nga numri i grupit. Për elektronet valente në grupet e 9-të, 10-të dhe 11-të këtu nuk do të flitet. Nëse e dimë numrin rendor të një elementi dhe lidhjen midis mënyrës së mbushjes së shtresave elektronike dhe ndërtimit të Sistemit periodik të elementeve, lehtë mund të përcaktojmë në cilin grup dhe në cilën periudë ndodhet elementi me atë numër të caktuar. Nëse, nga ana tjetër, dimë në cilën periudë dhe në cilin grup ndodhet elementi, mund të përcaktojmë numrin atomik të tij dhe shpërndarjen e elektroneve në shtresat elektronike. Këtë do ta shqyrtojmë në shembujt në vijim:

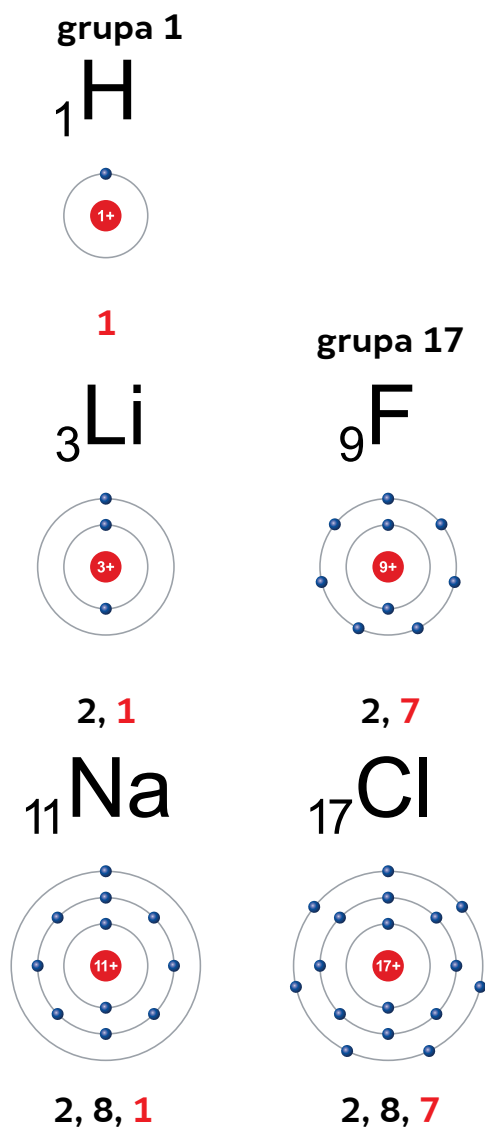


Figura 1.17. Numri i grupit është i barabartë me numrin e elektroneve valente.

Shembull i zgjidhur 1.8:

Në cilin grup dhe në cilën periudë ndodhet elementi me numër rendor 15?

Zgjidhje: Numri rendor i elementit është numri i tij atomik, pra numri i protoneve në bërthamë, i cili është i barabartë me numrin e elektroneve në mbështjellësin elektronik. Kjo do të thotë se elementi me numër rendor 15 ka 15 elektrone. Në këtë rast, shpërndarja e elektroneve në shtresat elektronike është si vijon:

shtresa e parë 2

shtresa e dytë 8

shtresa e tretë 5

Pra, shtresa e fundit elektronike që mbushet është e treta, që do të thotë se elementi ndodhet në periudën e tretë. Në shtresën e fundit elektronike atomi përmban pesë elektrone, pra numri i elektroneve valente është pesë. Kjo do të thotë se elementi ndodhet në grupin VA/VB, përkatësisht në grupin e 15-të.

Përgjigje: Elementi ndodhet në periudën e tretë dhe në grupin e 15-të..

Shembull i zgjidhur 1.9:

a) Shkruaj shpërndarjen e elektroneve në shtresat elektronike në atomin e elementit që ndodhet në periudën e tretë dhe në grupin e 13-të të sistemit periodik.

b) Sa është numri atomik i këtij elementi?

Zgjidhje: a) Fakti që elementi ndodhet në periudën e tretë do të thotë se në atomin e tij plotësohen me elektrone tri shtresat e para. Fakti që elementi ndodhet në grupin e 13-të do të thotë se numri i elektroneve valente në shtresën e fundit është $13 - 10 = 3$. Pra, shpërndarja e elektroneve sipas shtresave është: 2, 8, 3.

b) Numri i përgjithshëm i elektroneve në atom të këtij elementi (2, 8, 3) është 13. Ai është i barabartë me numrin e protoneve në bërthamën atomike, pra numri i tij atomik është 13.

Përgjigje: a) Shpërndarja e elektroneve në shtresat elektronike është: **2, 8, 3.**

b) $Z = 13$.

Ndryshimi periodik i vetive të elementeve

Sistemi periodik i elementeve pasqyron ndërtimin e mbështjellësit elektronik dhe pikërisht nga ai varen vetitë e elementeve dhe të substancave të tyre elementare. Rritja e numrit të elektroneve të elementet brenda një periode, duke lëvizur nga e majta në të djathtë, sjell në ndryshimin gradual të vetive të tyre. Nga ana tjetër, përsëritja periodike e numrit të elektroneve në shtresën e fundit elektronike të elementet e të njëjtit grup sjell në përsëritjen periodike të vetive të elementeve. Prandaj, në bazë të vendndodhjes së elementeve në sistemin periodik, mund të krijojmë një ide për vetitë e tyre dhe për vetitë e substancave të tyre elementare.

Elementet në sistemin periodik janë të renditura sipas rritjes së numrave të tyre atomik dhe me këtë rriten edhe numrat e masës dhe masat relative atomike. Çdo period në tabelën e sistemit periodik fillon me një metal tipik dhe përfundon me të ashtuquajturin gaz fisnik. Prandaj, duke u lëvizur nga e majta në të djathtë, vetitë e elementeve dhe të substancave të tyre elementare ndryshojnë gradualisht nga metalike në jometalike. Ndërsa sipas grupit, nga lart poshtë, rriten vetitë metalike. Pra:

Metalet më tipike gjenden në pjesën e poshtme të majtë të tabelës së sistemit periodik, ndërsa jometalet më tipike gjenden në pjesën e sipërme të djathtë.

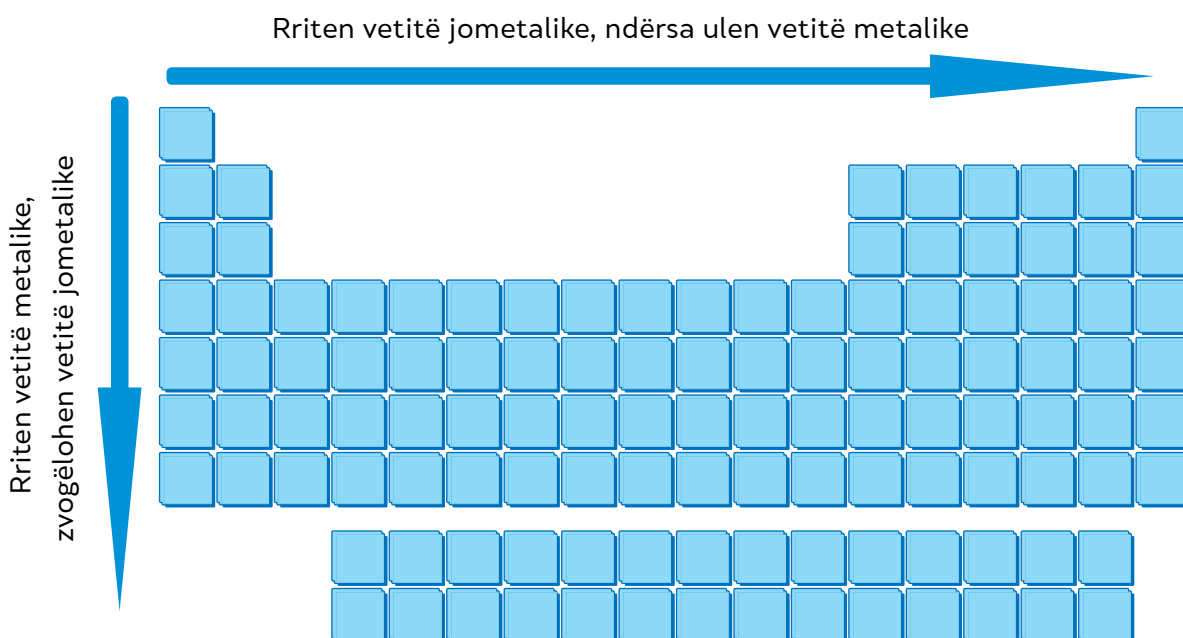


Figura 1.18 Ndryshimi i vetive metalike/jometalike të elementeve sipas grupit

Për shkak të ngjashmërisë në vetitë e elementeve, disa grupe kanë edhe emra të përbashkët: Kështu, elementet e grupit të parë quhen **metale alkaline**, ndërsa elementet e grupit të dytë quhen **metale alkaline tokësore**. Elementet e grupit të 16-të quhen elemente halkogjene, ndërsa elementet e grupit të 17-të quhen elemente halogjene. Në grupin e fundit, të 18-të, të sistemit periodik ndodhen të ashtuquajturat gazra fisnike. Simbolet e elementeve në këto grupe, me numrat e tyre atomikë dhe emrat, paraqiten në figurën 1.19.

Grupi 1		Grupi 2	
Metalet alkaline		Metalet alkaline tokësore	
	Litium		Beriliumi
	Natrium		Magnezi
	Kalium		Kalcium
	Rubidium		Stroncium
	Cesium		Bari
	Francium		Radium

Grupi 16		Grupi 17		Grupi 18	
Elementet halkogjene		Elementet halogjene		Gazrat fisnikë	
	Oksigjen		Fluor		Helium
	Squfur		Klor		Neon
	Selen		Brom		Argon
	Telur		Jod		Kripton
	Polonium		Astat		Ksenon
	Livermorium		Tenesin		Radon

Figura 1.19. Simbolet dhe emrat e: metaleve alkaline, metaleve alkaline tokësore, halkogjenëve, halogjenëve dhe gazrave fisnikë.

Në grupin e 18-të gjendet edhe elementi i fundit i sistemit periodik, oganesoni, me numër rendor 118, por konsiderohet se ai nuk ka vetitë e gazit fisnik.

Të gjitha metalet alkaline kanë një elektron valent, metalet alkaline tokësore kanë dy, halkogjenet gjashtë, ndërsa halogjenet shtatë elektrone valente. Numrin maksimal të elektroneve valente (tetë) e kanë atomët e gazrave fisnikë (me përjashtim të heliumit, i cili ka dy elektrone). Në atomët e këtyre elementeve shtresa e fundit elektronike është plotësisht e mbushur, prandaj ato janë shumë të qëndrueshme dhe hyjnë me vështirësi në reaksione kimike. Për këtë arsye quhen gazra fisnike.

Në dallim prej tyre, elementet e grupeve 1, 2, 16 dhe 17 janë mjaft reaktive, ndërsa disa prej tyre janë edhe jashtëzakonisht reaktive..

H•																		He•
Li•	•Be•													•O•	•F•	•Ne•		
Na•	•Mg•													•S•	•Cl•	•Ar•		
K•	•Ca•													•Se•	•Br•	•Kr•		
Rb•	•Sr•													•Te•	•I•	•Xe•		
Cs•	•Ba•													•Po•	•At•	•Rn•		
Fr•	•Ra•													•Lv•	•Ts•	•Og•		

Figura 1.20. Elementët e grupeve 1, 2, 16, 17 dhe 18 me elektronet valente të paraqitura me pika.



Mëso më shumë

Kuptimi i emrave të grupeve të elementeve

Metale alkaline – metale që kanë vetinë të formojnë të ashtuquajturat alkali të forta (baza).

Metale alkaline tokësore – metale që gjithashtu formojnë baza; prefiksi “tokësor” lidhet me substanca që gjenden në tokë, janë të patretshme në ujë dhe nuk ndryshojnë gjatë ngrohjes, si oksidet e këtyre metaleve.

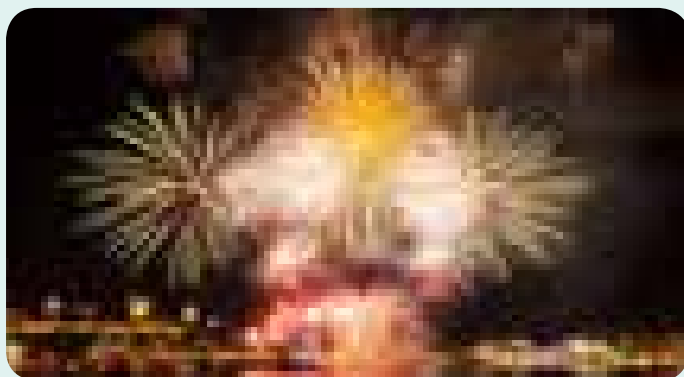


Figura 1.21. Për shkak të reaktivitetit të madh, disa metale alkaline dhe alkaline tokësore përdoren për prodhimin e fishekzjarrëve.

Halkogjenet – elemente që formojnë xehe, “xeheformuese”. Fjala është një bashkim i dy fjalëve nga greqishtja e vjetër: chalkos, që do të thotë xehe, dhe genan, që do të thotë lind.

Halogjenet – elemente që formojnë kripëra (“formues të kripërave”), sepse reagojnë drejtpërdrejt me metalet duke formuar kripëra

Gazra fisnikë – gaze me reaktivitet shumë të ulët dhe me qëndrueshmëri të lartë, pra që nuk priren të lidhen me elemente të tjera. Kjo lidhet me sjelljen e fisnikëve në të kaluarën, të cilët nuk dëshironin të përziheshin me njerëzit “e zakonshëm”.



Figura 1.22. Heliumi, si gaz fisnik, përdoret për mbushjen e balonave sepse është joreaktiv dhe ka dendësi shumë të vogël.



Pyetje dhe detyra

1. Pse numri atomik i elementit quhet edhe numër rendor i elementit?
2. Sa është numri i periodës nëse numri i shtresës së fundit elektronike që plotëson tre atomët e elementeve në atë periodë është pesë?
3. Në cilën period ndodhet një element nëse atomi i tij përmban tri shtresa elektronike?
4. Në cilën period ndodhet elementi te i cili shpërndarja e elektroneve në shtresat elektronike është 2, 8, 8, 2?

5. Çfarë është e përbashkët për elementet e të njëjtit grup në sistemin periodik?
 - a) Numri i përgjithshëm i elektroneve b) Numri i protoneve
 - c) Numri i elektroneve valente ç) Numri i masës
6. Në cilin grup të sistemit periodik ndodhet elementi që ka katër elektrone valente në atomin e tij?
7. Numri i protoneve në bërthamën e atomit të një elementi është 16. Në cilën periodë dhe në cilin grup të sistemit periodik ndodhet ky element?
8. Sa protone dhe sa elektrone ka atomi i elementit që ndodhet në periodën e tretë dhe në grupin e 14-të të sistemit periodik të elementeve?
9. Shkruaj shpërndarjen e elektroneve në shtresat elektronike për atomin e elementit që ndodhet në periodën e katërt dhe në grupin e parë të sistemit periodik.
10. Në cilën pjesë të sistemit periodik ndodhen metalet më tipike, dhe në cilën jometalet më tipike?
11. Si quhen me një emër të përbashkët elementet që ndodhen në grupin e dytë të sistemit periodik?
12. Në cilin grup të sistemit periodik ndodhen: a) halogjenet b) gazrat fisnikë; c) metalet alkaline?
13. Si ndryshojnë vetitë metalike/jometalike duke lëvizur nga lart poshtë në të njëjtin grup në sistemin periodik?



Hulumto

Hulumto për përdorimin e gazrave fisnikë në reklamat ndriçuese. Përgatit një prezantim të shkurtër dhe prezantoje para shokëve të klasës!



2 ■ OKSIDET, HIDROKSIDET DHE ACIDET

Pasi të mësosh këtë temë, do të mundesh:

- ◆ të shpjegosh përbërjen e oksideve;
- ◆ të klasifikosh oksidet
- ◆ të përdorësh në mënyrë të saktë nomenklaturën e oksideve;
- ◆ të shpjegosh dhe të paraqesësh me barazime kimike reaksionet për përftimin e oksideve me bashkimin e një substance elementare me oksigjenin;
- ◆ të shpjegosh përbërjen e hidroksideve;
- ◆ të përdorësh në mënyrë të saktë nomenklaturën e hidroksideve;
- ◆ të shpjegosh dhe paraqesësh me barazime kimike reaksione për përftimin e hidroksideve dhe reaksionet kimike karakteristike të hidroksideve;
- ◆ të shpjegosh përbërjen e acideve;
- ◆ të klasifikosh acidet;
- ◆ të përdorësh në mënyrë të saktë nomenklaturën e acideve;
- ◆ të shpjegosh dhe të paraqesësh me barazime kimike reaksionet për përftimin e acideve dhe reaksionet kimike karakteristike të acideve.

Koncepte:

oksid, oksid metalik, oksid jometalik, oksid acidik, oksid bazik, oksid amfoter, oksid neutral/indiferent, nomenklaturë, reaksion bashkimi, efekti serrë, hidroksid, grup hidroksid, bazë, acid, mbetje acidike, acid jooksigjenik, acid oksigjenike, indikator, vlera e pH-së, reaksion neutralizimi, shi acidik.

2.1.OKSIDET



Kujtohu!

- ◆ Si ndahen substancat elementare (të thjeshta) sipas vetive të tyre?
- ◆ Sipas cilit kriter janë renditur elementet në sistemin periodik?
- ◆ Në cilën pjesë të Sistemit periodik ndodhen metalet, dhe në cilën jometalet dhe gjysmëmetalet?
- ◆ Çfarë është valenca dhe çfarë nënkupton valencë e pandryshueshme dhe e ndryshueshme?



Pse është e nevojshme klasifikimi i përbërjeve

Tashmë ke mësuar se substancat elementare(të thjeshta), sipas vetive të tyre, ndahen në metale, jometale dhe gjysmëmetale. Renditjen e elementeve në sistemin periodik dhe klasifikimin e tyre e shqyrtuam kur folëm për sistemin periodik të elementeve dhe theksuam se klasifikimi i elementeve dhe i substancave të tyre elementare e lehtëson studimin e tyre. Kur bëhet fjalë për përbërjet, nevoja për klasifikimin e tyre është edhe më e madhe, sepse numri i përbërjeve është shumë i madh, kështu që studimi i tyre individual është shumë i vështirë. Megjithatë, midis disa përbërjeve mund të gjenden shumë ngjashmëri, prandaj ekziston mundësia për klasifikimin e tyre.

Sipas përbërjes dhe disa vetive të përbashkëta, përbërjet e elementeve kimike ndahen në katër tipe kryesore: okside, hidrokside, acide dhe kripëra. Një klasë e veçantë përbërjesh(me disa përjashtime) përbëhet nga përbërjet e elementit karbon, por për këto përbërje do të mësohet më vonë gjatë studimit të kimisë. Këtu do të mësosh për oksidet, hidroksidet dhe acidet.

Përbërja dhe klasifikimi i oksideve

Së pari, le të shqyrtojmë formulat e përbërjeve në vazhdim:



Nëse i shqyrton me kujdes këto formula, lehtë mund të përfundosh se të gjitha përbëhen vetëm nga dy elemente (të ashtuquajturat përbërje binare), nga të cilat njëri është gjithmonë oksigjeni. Është e qartë se me këto formula paraqitet një klasë e caktuar përbërjesh që përmbajnë elementin oksigjen. Siç dihet, emri latin i oksigjenit është oxygenium, prandaj edhe emri i përbashkët për këtë klasë përbërjesh është **oksido**. Prandaj mund të themi se:

Oksidet janë përbërje të përbëra nga dy elemente, nga të cilat njëri është gjithmonë oksigjeni



Figura 2.1. Uji, i cili është i domosdoshëm për jetën tonë, sipas përbërjes kimike është oksid

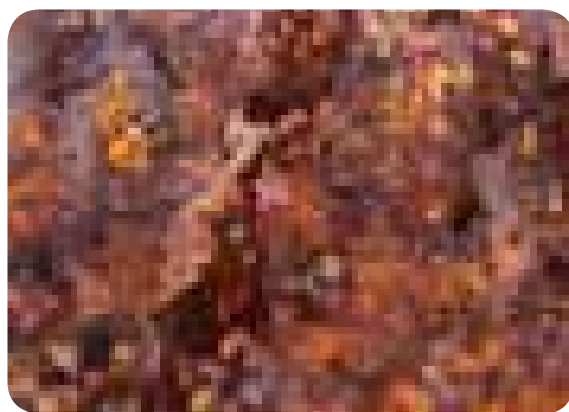


Figura 2.2. Ndryshku përmban oksid hekuri.



Mëso më shumë

Përbërje binare të oksigjenit që nuk janë okside

Ekzistojnë edhe përbërje të tjera binare të oksigjenit që nuk klasifikohen si okside. Për shembull, peroksidi i hidrogjenit (H_2O_2), i njohur në jetën e përditshme si hidrogjen, megjithëse është përbërje binare e oksigjenit, nuk është oksid. Ekzistojnë peroksido edhe të elementeve të tjera kimike. Po ashtu, përbërja binare e oksigjenit me fluorin nuk është oksid. Pse këto përbërje nuk janë okside do ta kuptosh më vonë gjatë studimit të kimisë.

Nga formulat e dhëna të oksideve mund të vërehet se në disa okside oksigjeni është i lidhur me metal, ndërsa në disa të tjera me jometal. Nga kjo mund të nxjerrim disa përfundime në lidhje me ndarjen e oksideve. Kështu, ashtu siç i ndamë substancat elementare në metale dhe jometale, edhe oksidet, **sipas përbërjes së tyre**, klasifikohen në okside metalike dhe okside jometalike. Nga shembujt e dhënë më sipër, okside metalike janë: Na_2O , MgO , Fe_2O_3 , CaO , PbO_2 dhe CuO , ndërsa okside jometalike janë: H_2O , N_2O_5 , CO_2 dhe SO_3 .

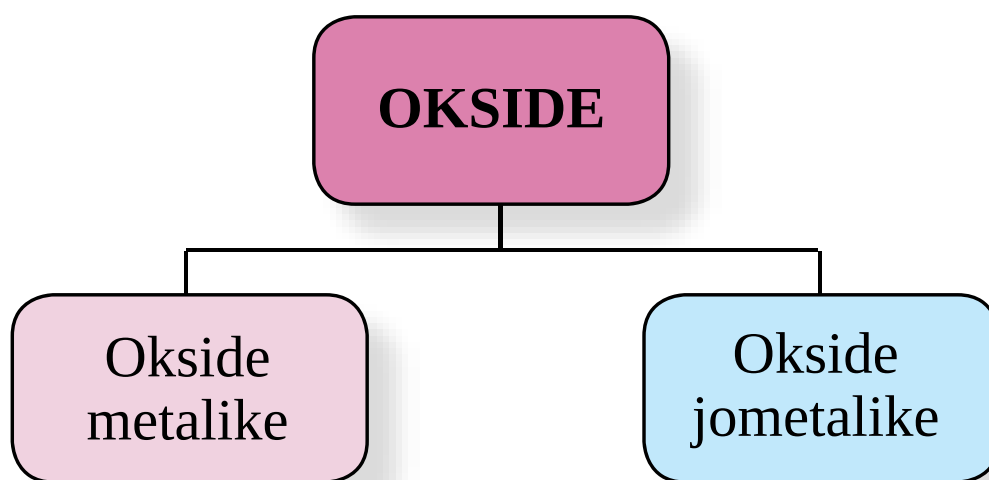


Figura 2.3. Klasifikimi i oksideve sipas përbërjes.

Nomenklatura e oksideve

Emërtimi i përbërjeve në bazë të formulës së tyre, sipas rregullave të caktuara, quhet nomenklaturë. Nomenklatura e oksideve është shumë e thjeshtë, pasi ato janë ndër përbërjet më të thjeshta. Oksidet emërtohen në atë mënyrë që së pari përmendet fjala oksid, më pas emri i elementit që e formon atë, ndërsa valenca e elementit shënohet në kllapa me shifra romake. Për elementet që nuk kanë valencë të ndryshueshme (pra kanë valencë të përhershme), valencë nuk shënohet. Në këto raste, elementi formon vetëm një lloj oksidi. Le të shqyrtojmë emërtimin e disa prej oksideve të përmendura më sipër:

Shembull i zgjidhur: 2.1:

Cilat janë emrat e oksideve Fe_2O_3 ; b) Na_2O ?

Zgjidhje: a) Bëhet fjalë për një oksid të hekurit. Për të përcaktuar emrin e saktë të këtij oksidi, duhet së pari të gjejmë valencën e hekurit. Dihet se oksigjeni është dyvalent dhe se prodhimi i valencës dhe indeksit të njërit element duhet të jetë i barabartë me prodhimin e valencës dhe indeksit të elementit tjetër. Kështu:

$$\begin{aligned} x \quad \text{II} \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 \\ 2 \cdot x = 3 \cdot 2 \\ x = 3 \end{aligned}$$

Prandaj, emri i përbërjes është **oksid hekuri (III)**.

b) Kjo është formula e një oksidi të natriumit (Na). Natriumi nuk ka valencë të ndryshueshme, prandaj emri i këtij oksidi është: **oksid natriumi**.

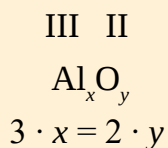
Përveçse të emërtosh oksidin mbi bazën e një formule, është shumë e rëndësishme të dish edhe ta përcaktosh saktë formulën e oksidit nëse është i njohur emri i tij. Le ta shqyrtojmë këtë me shembujt vijues

Shembull i zgjidhur: 2.2:

Cila është formula e: a) oksidit të aluminit; b) oksidit të plumbit (IV)?

Zgjidhje: a) Të gjejmë formulën e oksidit të aluminit, në fakt do të thotë se duhet të përcaktojmë indeksat në formulën e tij. Për këtë, duhet të dimë valencën e aluminit dhe të oksigjenit. Në emrin e oksidit nuk është dhënë valencë e aluminit, që do të thotë se ai nuk ka valencë të ndryshueshme. Alumini ndodhet në grupin e 13-të të Sistemit periodik, që do të thotë se është trivalent, ndërsa për oksigjenin dihet se është dyvalent. Prodhimi i valencës dhe indeksit të aluminit (që do ta shënojmë me x) në formulën e oksidit duhet të jetë i barabartë me prodhimin e valencës së oksigjenit dhe

indeksit të tij (y). Prandaj:

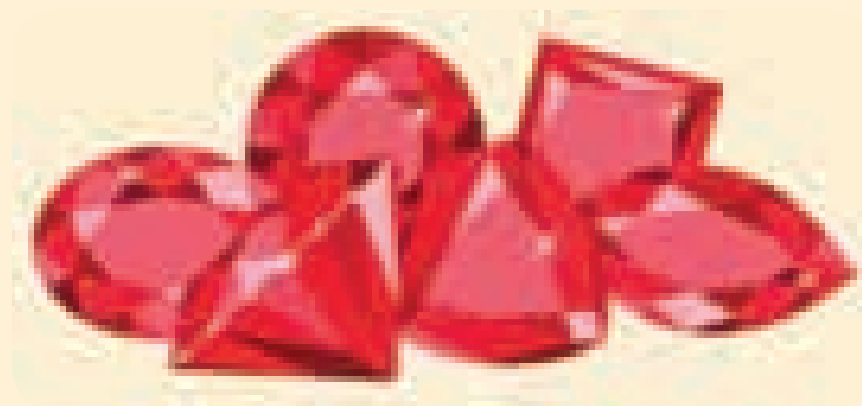


Për të gjetur indeksat e aluminit dhe oksigjenit, kërkohet shumëfishi më i vogël i përbashkët i valencave të tyre.

Për 3 dhe 2, shumëfishi më i vogël i përbashkët është 6, pra:

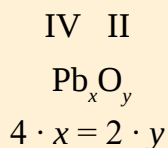
$$6 : 3 = 2 \text{ и } 6 : 2 = 3$$

Indeksi për aluminin është 2, ndërsa për oksigjenin është 3. Sipas kësaj, formula e oksidit të aluminit është Al_2O_3 .



Rubini është një gur gjysmë i çmuar që sipas përbërjes paraqet Al_2O_3 , me papastërti të kromit.

b) Sipas emrit të dhënë mund të përfundojmë se plumbi është element me valencë të ndryshueshme dhe se në këtë oksid është katërv alent. Për të gjetur formulën e këtij oksidi, do të veprojmë si në shembullin e mëparshëm. Produkti i valencës dhe indeksi i plumbit (do ta shënojmë me x) në formulën e oksidit duhet të jetë i barabartë me produktin e valencës së oksigjenit dhe indeksin e tij (y). Pra:



Për 4 dhe 2, SHMP e 4. Prandaj,

$$4 : 4 = 1 \text{ и } 4 : 2 = 2$$

Pra, indeksi për plumbin është 1, ndërsa për oksigjenin është 2. Sipas kësaj, formula e oksidit të plumbit(IV) është **PbO₂**.

Nomenklatura që u shpjegua më vlen për të gjithë oksidet. Megjithatë, në përdorim është edhe një nomenklaturë tjetër, e cila përdoret më së shpeshti për oksidet e jometaleve. Sipas kësaj nomenklature, para emrit të elementit dhe para fjalës “oksid” vendosen prefikse të prejardhura nga gjuha greke, të cilat tregojnë numrin e atomeve të elementit dhe numrin e atomeve të oksigjenit në molekulën e oksidit. Nëse në molekulën e oksidit ka vetëm një atom të jometalit, prefiksi *mono-* nuk shkruhet, por kjo nuk vlen për oksigjenin. Këtë mund ta shohim në shembujt në vijim:

Shembull i zgjidhur: 2.3:

Si emërtohen oksidet: a) N₂O₃; b) CO? c) Cila është formula e oksidit pentaoksid difosfori?

Zgjidhje: a) Nga formula e oksidit përfundojmë se një molekulë e këtij oksidi përmban dy atome azoti, të cilat në emër shënohen me prefiksin di-, dhe tre atome oksigjeni, të cilat shënohen me prefiksin tri-. Prandaj, emri i këtij oksidi është **trioksidi i diazotit**.

b) Nga formula e dhënë vërehet se një molekulë e CO përmban një atom karboni dhe një atom oksigjeni, që në emërtim shënohen me prefiksin mono-. Por, sipas rregullit të përmendur më sipër, prefiksi mono- nuk shkruhet para karbonit. Prandaj, emri i CO është **monoksid karboni**.

c) Nga emri pentaoksid difosfori përfundojmë se në një molekulë të këtij oksidi ka dy atome fosfori dhe pesë atome oksigjeni. Prandaj, formula e këtij oksidi është **P₂O₅**.

Prefikset greke për numrat përkatës janë si vijon: një: mono-, dy: di-, tre: tri-, katër: tetra-, pesë: penta-, gjashtë: hekso-, shtatë: hepta-, tetë: okta-, nëntë: nona-, dhjetë: deka-.

Në tabelën 2.1 janë dhënë shembuj për nomenklaturën e oksideve.

Tabela 2.1. Shembuj për nomenklaturën e oksideve.

Formula	Emri	Formula	Emri
Oksidet e elementeve me valencë të ndryshueshme			
Co_2O_3	Oksidi i kobaltit(III)	NiO	Oksidi i nikelit(II)
Cu_2O	Oksidi i bakrit(I)	SnO_2	Oksidi i nikelit(II)
HgO	Oksidi i zhivës(II)	Mn_2O_7	Oksidi i manganit(VII)
Oksidet e elementeve me valencë të pandryshueshme			
K_2O	Oksidi i kaliumit	CaO	Oksidi i kalciumit
ZnO	Oksidi i zinkut	Al_2O_3	Oksidi i aluminit
Ag_2O	Oksidi i argjendit	SrO	Oksidi i stroncitit
Okside të jometalete			
Cl_2O_7	Heptaoksidi i diklorit	N_2O_5	Pentaoksidi i diazotit
SO_3	Trioksidi i squfurit	BrO_2	Dioksidi i bromit
N_2O	Monoksidi i diazotit	P_2O_3	Trioksidi i difosforit

Përfitim i oksideve

Në natyrë gjenden një numër i madh oksidesh. Oksidi më i përhapur në natyrë është uji. Por, uji, si dhe shumë okside të tjera, mund të përftohen edhe në laborator. Ekzistojnë mënyra të ndryshme për përfitim të oksideve, por këtu do të shqyrtojmë vetëm mënyrën e të ashtuquajturit bashkim i drejtpërdrejtë i një substance elementare(të thjeshtë) me oksigjenin. Reaksioni i bashkimit është një lloj reaksioni në të cilin nga dy ose më shumë substanca formohet një substancë më e ndërlikuar. Shumica e metaleve dhe jometaleve, në atmosferë oksigjeni ose ajri, bashkohen drejtpërdrejt me oksigjenin duke formuar okside. Këtë mënyrë të përfimit të oksideve do ta shqyrtojmë me eksperimentet në vijim.



Eksperiment 2.1.

Përftimi i oksideve me bashkim të drejtpërdrejtë të një substance elementare me oksigjenin

a) Përftimi i oksidit të magnezit

Pajisje dhe substanca të nevojshme:

pincë metalike, llambë shpirtore, orë qelqi, shirit magnezi, syze mbrojtëse dhe doreza.



Oksid magnezi

Procedura: Me pincë merret një copë shirit magnezi dhe futet në flakë. Çfarë vërehet? Substanca e bardhë që formohet mblidhet në orë qelqi.

b) Përftimi i dioksidit të squfurit

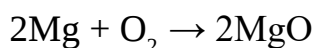
Pajisje dhe substanca të nevojshme: lugë për djegie,

llambë shpirtore, gotë qelqi, pluhur squfuri, syze mbrojtëse dhe doreza.

Procedura: Në lugën për djegie vendoset pak pluhur squfuri dhe nxehet në llambën shpirtore derisa të ndizet. Pastaj squfuri i ndezur futet në gotën e qelqit. Pasi të grumbullohet sasi e mjaftueshme gazi, gota mbyllet me tapë.



Gjatë djegies së magnezit, ai bashkohet me oksigjenin e ajrit dhe formon një pluhur të bardhë të oksidit të magnezit. Ky reaksion kimik mund të paraqitet me barazimin:



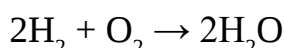
Gjatë djegies së squfurit, formohet gazi dioksid squfuri. Ky reaksion mund të paraqitet me barazimin:



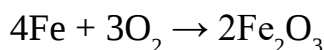


Figura 2.4. Modeli i molekulës së dioksidit të squfurit

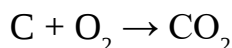
Nga këto eksperimente mund të përfundojmë se si metalet, ashtu edhe jometalet mund të digjen në ajër dhe të formojnë okside. Gjatë djegies, substanca elementare bashkohet me oksigjenin e ajrit dhe formon oksid. I njëjti reaksion ndodh edhe nëse në vend të ajrit përdoret oksigjen i pastër, por në këtë rast reaksioni është më i vrullshëm. Për shembull, hidrogjeni mund të digjet në oksigjen duke formuar ujë dhe duke çliruar një sasi të madhe energjie.



Reaksioni i djegies së telit të hekurit në ajër mund të paraqitet me barazimin



Me djegien e karbonit në ajër përftohet dioksid karboni:



Ekzistojnë edhe shumë reaksione të tjera të djegies së substancave elementare, por është e rëndësishme të dihet se, në shumicën e rasteve, gjatë këtyre reaksioneve përftohet oksidi i substancës elementare.

Klasifikimi i oksideve sipas vetive kimike

Nga shembujt e përftimit të oksideve që u shqyrtuan më parë, pamë se oksidi i magnezit është substancë e ngurtë, dioksidi i squfurit është substancë e gaztë, ndërsa uji është substancë e lëngshme. Nga kjo mund të përfundojmë se oksidet dallohen sipas vetive të tyre fizike. Numri i oksideve është shumë i madh dhe ato dallohen jo vetëm sipas gjendjes agregate, por edhe sipas vetive të tjera fizike, si për shembull ngjyra, tretshmëria në ujë etj. Përveç vetive fizike, oksidet dallohen edhe sipas vetive të tyre kimike. Në bazë të ndryshimeve në vetitë kimike, oksidet ndahen në katër klasa: **okside acidike, okside bazike, okside amfotere dhe okside neutrale (indiferente).**

Këtu do të themi se kjo ndarje është bërë para së gjithash në bazë të reaksionit me ujin, por edhe me substanca të tjera, si acidet dhe bazat, për të cilat do të bëhet fjalë më vonë.

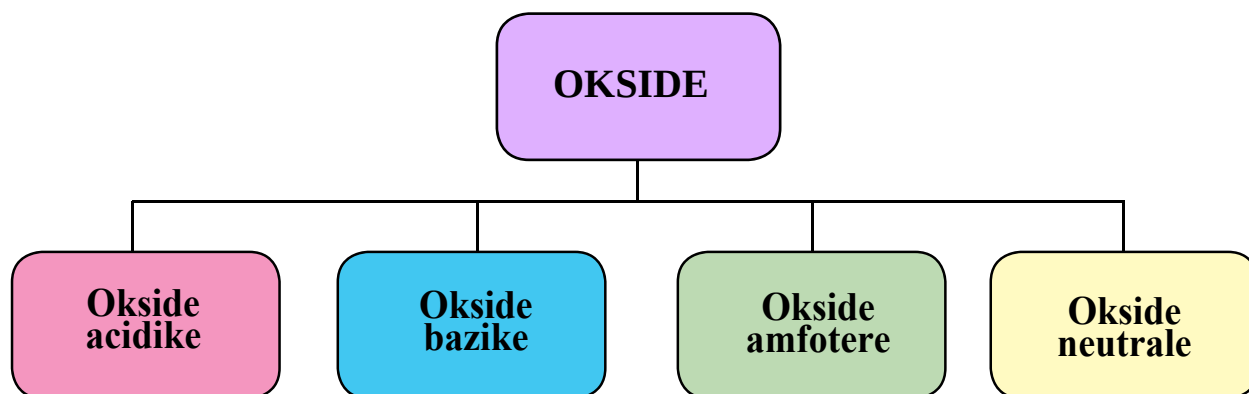


Figura 2.5. Klasifikimi i oksideve sipas vetive kimike.

Me reaksionet e këtyre llojeve të oksideve do të njihesh më tej. Këtu do të përmenden vetëm disa nga vetitë e tyre të përgjithshme kimike.

Oksidet acidike janë okside të jometaleve dhe të një numri të vogël metalesh. Ato në reaksion me ujin formojnë acide. Gjithashtu reagojnë me bazat dhe me oksidet bazike duke formuar kripëra.

Oksidet bazike janë okside metalike që në reaksion me ujin formojnë baza. Ato gjithashtu reagojnë me acide dhe me okside acidike duke formuar kripëra.

Oksidet amfotere janë okside metalike që mund të reagojnë si me acide ashtu edhe me baza.

Oksidet neutrale (indiferente) janë një numër i vogël oksidesh jometalike që nuk reagojnë as me ujë, as me acide dhe as me baza.

Në tabelën 2.2 jepen shembuj të oksideve nga të katër klasat, të cilat dallohen sipas vetive të tyre kimike.

Tabela 2.2. Shembuj për lloje të ndryshme oksidesh sipas vetive kimike.

Okside acidike		Okside bazike		Okside amfotere		Okside neutrale	
Dioksidi i karbonit	CO_2	Oksidi i litiumit	Li_2O	Oksidi i zinkut	ZnO	Monoksidi i karbonit	CO
Trioksidi i squfurit	SO_3	Oksidi i kalciumit	CaO	Oksidi i aluminit	Al_2O_3	Monoksidi i diazotit	N_2O
Pentaoksidi i diazotit	N_2O_5	Oksidi i bariumit	BaO	Oksidi i plumbit(II)	PbO	Monoksidi i azotit	NO
Dekaoksidi i tetrafosforit	P_4O_{10}	Oksidi i bakrit(II)	CuO	Oksidi i kalait(IV)	SnO_2		
Dioksidi i squfurit	SO_2	Oksidi i nikelit(II)	NiO	Oksidi i kromit(III)	Cr_2O_3		

Vetitë dhe përdorimi i disa oksideve

Siç u tha, numri i oksideve është shumë i madh dhe rrjedhimisht edhe numri i vetive të ndryshme që ato shfaqin. Nga vetitë e substancave, siç dihet, varet edhe përdorimi i tyre. Oksidet përdoren si materiale me veti të veçanta në elektronikë, biomjekësi etj. Këtu do të paraqesim vetitë e disa oksideve më të rëndësishme që gjejnë përdorim në praktikë.

Oksidi i magnezit, MgO , është një substancë e bardhë në formë pluhuri, me temperaturë të lartë shkrirjeje. Ai ka përçueshmëri të ulët elektrike dhe përçueshmëri të lartë termike. Oksidi i magnezit është një oksid bazik që reagon me ujin.

Për shkak të këtyre vetive, oksidi i magnezit(MgO) përdoret si material rezistent ndaj zjarrit për veshjen e furrave



Figura 2.6. Oksidi i magnezit përdoret në prodhimin e materialeve ndërtimore.

si izolator elektrik në elektronikë dhe si mjet mbrojtës kundër zjarrit në materialet ndërtimore.

Oksidi i magnezit përdoret gjithashtu në mjekësi dhe farmaci si antacid (mjet kundër aciditetit të tepërt në stomak) dhe si laksativ (mjet kundër çrregullimeve të tretjes dhe kapsllëkut).

Ai ka edhe rol ekologjik, pasi përdoret për pastrimin e ujit.

Oksidi i kalciumit, CaO , është një substancë në formë pluhuri me ngjyrë gri në të bardhë dhe me temperaturë të lartë shkrirjeje. Ai është një oksid bazik tipik që gjatë reaksionit me ujë çliron një sasi të madhe nxehtësie.

Për shkak të temperaturës së lartë të shkrirjes, oksidi i kalciumit përdoret si material shumë i mirë rezistent ndaj zjarrit. Në ndërtimtari, oksidi i kalciumit njihet me emrin gëlqere e pashuar. Gjatë reaksionit të tij me ujin formohet e ashtuquajtura gëlqere e shuar, prandaj ky reaksion në ndërtimtari quhet “shuarja e gëlqeres”. Oksidi i kalciumit reagon me dioksidin e karbonit nga ajri duke formuar gur gëlqeror. Për shkak të të gjitha këtyre vetive, oksidi i kalciumit është një nga përbërësit e çimentos.



Figura 2.7. Oksidi i magnezit përdoret në mjekësi si antacid dhe laksativ.



Figura 2.8. Oksid kalciumi



Figura 2.9. Çimentoja përmban oksid kalciumi.

Dioksidi i squfurit, SO_2 , në temperaturë dhomë, është një gaz pa ngjyrë, i padjegshëm, me dendësi më të madhe se ajri dhe me erë të mprehtë, irrituese ose mbytëse. Ai është një oksid tipik acidik që reagon me ujin, por reagon edhe me shumë substanca të tjera dhe konsiderohet një përbërje mjaft reaktive.

Në industri përdoret për prodhimin e acidit sulfurik, për të cilin do të mësosh më vonë. Për shkak të vetive të tij antimikrobike, përdoret si konzervues, veçanërisht në prodhimin e verës.

Dioksidi i squfurit është një nga gazrat që lirohen nga objektet industriale, por për shkak të reaksionit të tij me avujt e ujit në ajër, ai është një nga shkaktarët kryesorë të të ashtuquajturit shi acidik, për të cilin do të flitet më vonë. Prandaj, emetimi i tij në atmosferë është i rregulluar me dispozita ligjore.



Figura 2.10. Dioksidi i squfurit përdoret në prodhimin e verës si konservues.



Figura 2.11. Koncentrimi i dioksidit të squfurit në ajër duhet të matet rregullisht dhe nëse është i lartë, merren masa të përshtatshme për ta ulur.

Dioksidi i karbonit, CO_2 , është gaz pa ngjyrë, pa erë, jo i ndezshëm, më i dendur se ajri dhe thelbësor për jetën në Tokë. Ai është oksid acid që tretet në ujë dhe reagon me të.

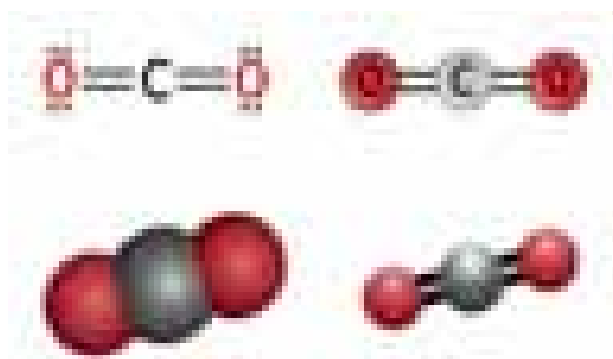


Figura 2.12. Formula strukturore dhe modelet e molekulës së dioksidit të karbonit

Meqenëse nuk digjet, dioksidi i karbonit përdoret në aparatet për fikjen e zjarreve. Përveç kësaj, ai përdoret edhe për gazimin e pijeve.

Dioksidi i karbonit është një përbërës kyç në proceset biokimike, veçanërisht në fotosintezë, proces në të cilin bimët përdorin energjinë e dritës së Diellit për sintezën e lëndëve ushqyese, duke çliruar oksigjen. Te kafshët dhe te njeriu, dioksidi i karbonit formohet gjatë metabolizmit dhe lirohet gjatë frymëmarrjes. Në këtë mënyrë ai merr pjesë dhe është një përbërës kryesor në ciklin e karbonit, duke bërë që përqendrimi i tij në atmosferë të mbahet në një nivel të qëndrueshëm.

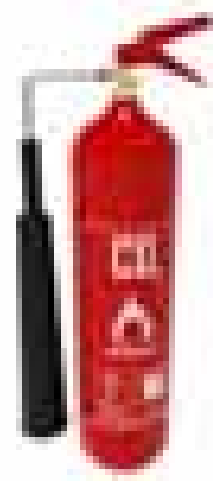


Figura 2.13. Pajisjet për shuarjen e zjarreve lëshojnë dioksid karboni

Dioksidi i karbonit ka një rol të rëndësishëm në ruajtjen e temperaturës së sipërfaqes së planetit tonë, prandaj rritja e përqendrimit të tij në atmosferë shkakton probleme serioze. Për këtë do të flitet më hollësisht në pjesën që vijon.

Oksidet dhe efekti serrë

Nga shumë okside që gjenden në natyrë, dy prej tyre kanë rëndësi të veçantë për njeriun dhe për botën e gjallë. Njëri prej tyre është uji, rëndësia e të cilit është e qartë. Oksidi tjetër me rëndësi të veçantë është dioksidi i karbonit. Dioksidi i karbonit dhe avulli i ujit janë të pranishëm në një përqindje shumë të vogël në atmosferë. Me qarkullimin e ujit në natyrë dhe me proceset e ciklit të karbonit, niveli i tyre në atmosferë ruhet vazhdimisht, sepse ato janë thelbësore për ruajtjen e jetës në Tokë. Siç e di, uji dhe dioksidi i karbonit janë të domosdoshëm



Figura 2.14. Me ciklin e karbonit sigurohet një nivel natyror dhe i balancuar i dioksidit të karbonit në atmosferë.

për procesin e fotosintezës, me anë të së cilit drita e Diellit shfrytëzohet për sintezën e sheqernave, të cilat janë substancat e para në zinxhirin ushqimor.

Përveç kësaj, ato luajnë edhe një rol të rëndësishëm në ruajtjen e temperaturës mesatare të sipërfaqes së Tokës. Atmosfera dhe sipërfaqja e Tokës ngrohen nga rrezatimi diellor, i cili, pasi bie mbi sipërfaqen e Tokës, reflektohet prej saj. Megjithatë, disa gaze në atmosferë, ndër të cilat më të rëndësishmit janë avulli i ujit dhe dioksidi i karbonit, e mbajnë (e absorbojnë) këtë rrezatim dhe nuk lejojnë që ai të kthehet në hapësirë. Kjo mundëson ruajtjen e temperaturës së sipërfaqes së Tokës në një vlerë mesatare prej 15 °C, e cila përndryshe do të ishte -18 °C. Ky efekt është i ngjashëm me efektin që ndodh në serrat prej xhami, prandaj gazrat që kanë aftësinë të absorbojnë nxehtësinë e reflektuar nga sipërfaqja e Tokës njihen si gazra serrë, ndërsa vetë dukuria quhet **efekti serrë**.

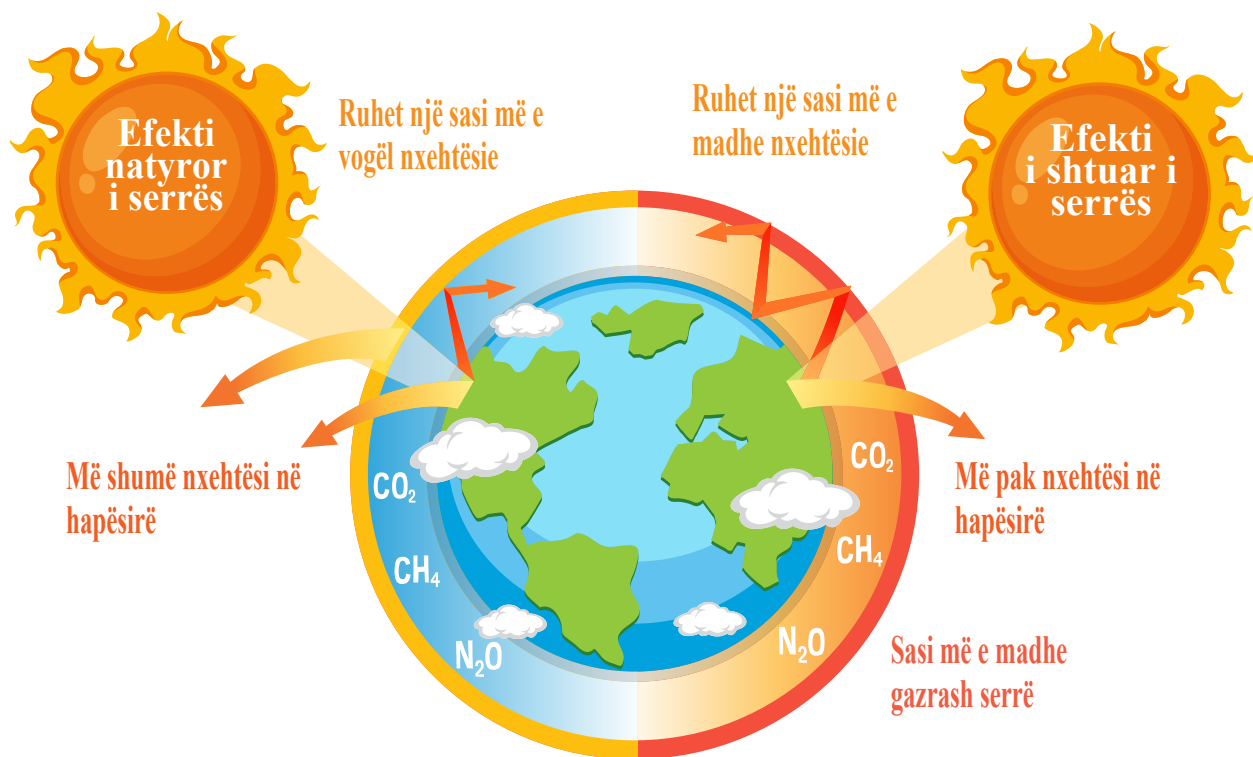


Figura 2.15. Efekti normal, natyror i serrës dhe efekti i shtuar i serrës

Me zhvillimin e industrisë dhe mënyrës moderne të jetesës, prishet ekuilibri natyror i gazrave serrë. Në këtë kontribuojnë emetimi i pakontrolluar i gazrave nga industria, gazrat e shkarkimit nga automjetet motorike, gazrat nga termocentralet, nga amvisëritë etj. Si pasojë e kësaj, ndryshon përbërja e ajrit dhe rritet përqindja e gazrave serrë, veçanërisht e dioksidit të karbonit. sjell shfaqjen **e efektit të përforcuar serrë**.

Efekti i përforcuar serrë, së bashku me disa dukuri të tjera, mund të shkaktojë rritjen e temperaturës mesatare të Tokës. Kjo dukuri quhet ngrohje globale. Ngrohja globale shkakton ndryshime klimatike që prishin ekuilibrin në ekosisteme dhe mund të sjellin pasoja të përhershme e të dëmshme, madje edhe zhdukjen e disa llojeve. Për shembull, në disa pjesë të planetit mund të shfaqen zona të thata dhe shkretinore, ndërsa në pjesë të tjera mund të rritet niveli i sipërfaqeve ujore për shkak të shkrirjes së akullit në rajonet polare.



Figura 2.16. Ngrohja globale i prish ekosistemet.

Rritja e sasisë së dioksidit të karbonit dhe e gazrave të tjera serrë në atmosferë është kryesisht pasojë e përdorimit të lëndëve djegëse fosile (qymyrit, naftës, derivateve të naftës dhe gazit natyror) në industri, transport dhe amvisëri. Të gjitha këto përmbajnë karbon, prandaj gjatë djegies së tyre formohet dioksid karboni. Zjarret pyjore dhe djegia e biomasës gjithashtu kontribuojnë në masë të konsiderueshme në rritjen e sasisë së dioksidit të karbonit në atmosferë.para.



Figura 2.17. Përdorimi i lëndëve djegëse fosile në industri, transport dhe amvisëri rrit nivelin e gazrave serrë në atmosferë.

Për shkak të problemeve serioze që shkakton ngrohja globale, janë vendosur masa ligjore për të parandaluar emetimin e pakontrolluar të dioksidit të karbonit dhe gazrave të tjera serrë në atmosferë. Më e rëndësishmja është që çdo njeri të jetë i informuar për këto probleme dhe të jetë i vetëdijshëm se ka ndikim personal mbi to, si dhe përgjegjësi personale për parandalimin dhe zvogëlimin e pasojave të dëmshme.



Mëso më shumë

Monoksidi i azotit – ndotës dhe lajmëtar biologjik

Monoksidi i azotit (NO) është një gaz pa ngjyrë, rëndësia e të cilit në mjedis njihet prej disa dekadash, ndërsa rëndësia e tij biologjike vetëm së fundmi është njohur plotësisht.

Rëndësia e monoksidit të azotit për mjedisin rrjedh nga fakti se ai formohet si ndërprodukt gjatë djegies së lëndëve djegëse fosile. Në motorët me djegie të brendshme, si dhe në burime të tjera të djegies, në temperatura të larta, azoti i pranishëm në lëndët djegëse fosile reagon me oksigjenin e ajrit, duke formuar një sasi të vogël monoksid azoti. Megjithatë, monoksidi i azotit reagon pothuajse menjëherë me oksigjenin e ajrit dhe formon dioksid azoti (NO_2), i cili është një gaz shumë helmues. Dioksidi i azotit është një nga përbërësit e smogut fotokimik. Ai reagon me avujt e ujit në ajër dhe formon acid, i cili është pjesë përbërëse e shirave acidil.

Kur thihet, monoksidi i azotit (NO) kalon nga mushkëritë në qarkullimin e gjakut, ku reagon me hekurin e hemoglobinës. Imagjinoni habinë kur u zbulua se kjo përbërje shumë reaktive, në dukje e rrezikshme, sintetizohet në trupin e njeriut dhe

luan një rol jetësor si molekulë sinjalizuese në sistemin kardiovaskular. Për shembull, monoksidi i azotit mbron shtresën e parë të enëve të gjakut (atë që është në kontakt me gjakun) dhe i bën ato më elastike. Prandaj, ai është një vazodilatator, domethënë një substancë që zgjeron enët e gjakut dhe si pasojë, ul presionin e gjakut. Përveç kësaj, monoksidi i azotit është një molekulë sinjalizuese për rregullimin e një numri të madh neurotransmetuesish.

Në vitin 1992, monoksidi i azotit u shpall “molekula e vitit”, ndërsa Çmimi Nobel për Fiziologji dhe Mjekësi në vitin 1998 iu dha studiuesve për zbulimin e rolit të monoksidit të azotit si vazodilatator.



Pyetje dhe detyra

1. Cilat nga formulat në vijim janë formula të oksideve a) K_2S ; b) NO ; c) $HClO$; ç) Cs_2O ; d) $HNCO$?
2. Klasifikoji oksidet në vijim në okside metalike dhe jometalike: FeO ; Co_2O_3 ; N_2O ; Cl_2O_7 ; P_2O_5 ; MnO_2 ; Cr_2O_3 ; SrO ; BrO_2 ; Al_2O_3 ; BeO ; HgO .
3. Emërtoji oksidet nga pyetja e mëparshme. Për të dhënat mbi valencën e ndryshueshme të elementeve që nuk i njeh, kërko informacion në internet.
4. Shkruaji formulat e oksideve në vijim: a) oksid titani(IV); b) oksid arseni(III); c) tetrafosfor dekaoksid; ç) oksid antimoni(V); d) oksid litiumi; dh) dibrom monoksid; e) oksid kallaji(IV); ë) dioksid klori; f) oksid zinku; g) oksid vanadiumi(V); gj) trioksid sqfuri; h) oksid reniumi(VII). Simbolet e elementeve që nuk i njeh gjeji në sistemin periodik.
5. Shkruaj barazimet e balancuara të reaksioneve të bashkimit të drejtpërdrejtë me oksigjen të: a) litiumit; b) bariumit; c) bakrit; ç) aluminit; d) fosforit.
6. Një oksid metalik nuk tretet në ujë, por reagon si me acidet ashtu edhe me bazat. Cilës klasë oksidesh i përket sipas vetive kimike?

7. Cilat nga oksidet e mëposhtme janë okside acidike: BeO; b) N_2O_5 ; c) N_2O ; ç) BaO; d) SO_2 ?
8. Shkruaj formulat e tre oksideve bazike; tre oksideve acidike; tre oksideve amfotere dhe tre oksideve neutrale.



Hulumto

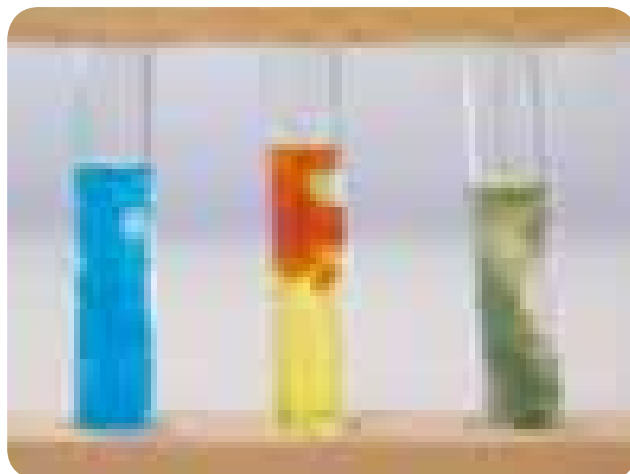
1. Oksidet e disa metaleve përdoren si implante (materiale artificiale të vendosura në një organizëm të gjallë). Kërko në internet informacion për të paktën një oksid që përdoret për prodhimin e implanteve. Përgatit një prezantim të shkurtër dhe prezantoje para shokëve të klasës.
2. Kërko në internet informacion mbi ndikimin e ngrohjes globale në rritjen e temperaturës mesatare të oqeanëve. Gjej të dhëna për 50 vitet e fundit dhe paraqiti ato në formë grafike. Përgatit një prezantim të shkurtër dhe prezantoje para shokëve të klasës.

2.2. HIDROKSIDET



Kujtohu!

- ◆ Nga se varen vetitë e substancave?
- ◆ Çfarë janë oksidet bazike?



Përbërja e hidroksideve

Përveç oksideve, një klasë tjetër e madhe dhe e rëndësishme përbërjesh janë hidroksidet. Siç e kemi përmendur më parë, klasifikimi i substancave bazohet në përbërjen e tyre. Prandaj, për të kuptuar se çfarë është karakteristike për përbërjen e hidroksideve, le të shqyrtojmë disa formula kimike të hidroksideve:



Nga formulat e dhëna mund të nxirren dy përfundime të rëndësishme: (1) Në të gjitha formulat gjendet simboli i një metali; (2) në të gjitha formulat gjenden një ose më shumë grupe (OH). Është e qartë se hidroksidet formohen nga metalet (për një përjashtim do të flitet më vonë), kur ato lidhen me një ose më shumë grupe OH. Grupi **-OH** quhet **grup hidroksid**, prej nga rrjedh edhe emri i kësaj klase përbërjesh. Në bazë të përbërjes së tyre, mund të themi se **hidroksidet janë përbërje të përbëra nga një metal i lidhur me një ose më shumë grupe hidrokside**.

Nëse i shqyrton me kujdes formulat e hidroksideve të paraqitura më sipër, do të vëresh se metalet që bëjnë pjesë në përbërjen e tyre kanë valencë të pandryshueshme. Kështu, natriumi dhe kaliumi janë gjithmonë njëvalentë, magnezi dhe kalciumi janë dyvalentë;

alumini është trevalent. Nga kjo mund të vërehet lehtë se numri i grupeve –OH është i barabartë me valencën e metalit. Prandaj, mund të nxjerrim përfundimin se grupi –OH është njëvalent.



Figura 2.18. Modele të grupit hidroksid.

Nomenklatura e hidroksideve

Nomenklatura e hidroksideve është shumë e thjeshtë, pikërisht për shkak se grupi –OH është njëvalent. Hidroksidet emërtohen në mënyrë të ngjashme me oksidet. Emrat e hidroksideve formohen nga **fjala hidroksid dhe emri i metalit**. Fillimisht shkruhet fjala hidroksid, ndërsa më pas emri i metalit që formon hidroksidin. Nëse metali ka valencë të ndryshueshme, menjëherë pranë emrit të tij, në kllapa, shënohet valenca e metalit. Këtë do ta shqyrtojmë me shembujt në vijim:

Shembull i zgjidhur: 2.3:

Emërto hidroksidet në vijim: a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

Zgjidhje: a) Me këtë formulë paraqitet një hidroksid i hekurit. Hekuri ka valencë të ndryshueshme, prandaj për të shkruar emrin e saktë të këtij hidroksidi, së pari duhet të përcaktojmë valencën e hekurit. Dimë se grupi –OH është njëvalent dhe se prodhimi i valencës me indeksin e njërës përbërës duhet të jetë i barabartë me prodhimin e valencës me indeksin e elementit tjetër. Kështu:

$$1 \cdot x = 3 \cdot 1$$

$$x = 3$$

Prandaj, emri i këtij hidroksidi është: **hidroksid hekuri(III)**



b) Në këtë rast bëhet fjalë për hidroksidin e bariumit, i cili ka valencë të pandryshueshme.

Bariumi është metal alkalin tokësor dhe ndodhet në grupin e dytë të Sistemit periodik, që do të thotë se është dyvalent. Prandaj, ky hidroksid emërtohet thjesht **hidroksid bariumi**.

Me shembujt vijues do të shohim se, mbi bazën e emrit, përpilojmë formulën e hidroksidit.

Shembull i zgjidhur: 2.4:

Shkruaji formulat e: a) hidroksid bakri(II); b) hidroksid rubidiumi.

Zgjidhje: a) Nga emri i hidroksidit mund të përfundohet se në këtë hidroksid bakri është dyvalent. Meqenëse grupi hidroksid është njëvalent, në këtë hidroksid bakri lidhet me dy grupe OH . Prandaj, formula e hidroksidit të bakrit(II) është **Cu(OH)_2** .

b) Në emrin e këtij hidroksidi nuk është dhënë valenca e metalit, që do të thotë se ai nuk ka valencë të ndryshueshme. Për të shkruar formulën e hidroksidit të rubidiumit, duhet të dimë valencën e tij.

Rubidiumi është metal alkalin dhe ndodhet në grupin e parë të Sistemit periodik, që do të thotë se është njëvalent. Prandaj, formula e hidroksidit të rubidiumit është **RbOH** .



Shembuj të tjerë të nomenklaturës së hidroksideve janë paraqitur në Tabelën 2.3.

Tabela 2.3. Emrat dhe formulat e disa hidroksideve

Formula	Emri	Formula	Emri
LiOH	hidroksid litiumi	Zn(OH)_2	hidroksid zinku
Cr(OH)_3	hidroksid kromi(III)	Pb(OH)_4	hidroksid plumbi(IV)
Sn(OH)_2	hidroksid kallaji(II)	CuOH	hidroksid bakri(I)

Përftimi i hidroksideve

Ekzistojnë mënyra të ndryshme për përftimin e hidroksideve, por tani për tani do të njihemi vetëm me një mënyrë të përftimit të disa hidroksideve, të cilën do ta shqyrtojmë nëpërmjet eksperimentit të mëposhtëm.



Eksperiment 2.2.

Përftimi i hidroksideve me reaksionin e një oksidi bazik me ujë

Përftimi i hidroksidit të kalciumit

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: lugë laboratorike, gotë prej 200 mL, shufër qelqi, termometër, letër lakmusi, oksid kalciumi, ujë i distiluar, syze mbrojtëse dhe doreza.

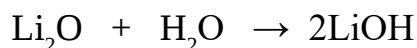
Procedura: Në një gotë prej 200 mL vendosen rreth 100 mL ujë. Matet temperatura e ujit dhe shënohet. Në ujë vendoset një copë letre të kuqe lakmusi. Çfarë ngjyre ka letra e lakmusit? Pastaj merret një lugë oksid kalciumi dhe shtohet me kujdes në gotën me ujë, duke e përzier vazhdimisht me shufrën e qelqit deri sa oksidi i kalciumit të tretet. Më pas matet përsëri temperatura e përmbajtjes së gotës dhe shënohet. Prek murin e jashtëm të gotës. Pastaj në gotë vendoset një copë letre të kuqe lakmusi. Çfarë ngjyre merr letra e lakmusit?



Nga ky eksperiment vërehet se, kur oksidi i kalciumit shtohet në ujë, temperatura rritet, që do të thotë se çlirohet nxehtësi. Nxehtësia çlirohet gjatë disa proceseve fizike, por siç e di, çlirimi i nxehtësisë është gjithashtu një nga treguesit e zhvillimit të një reaksioni kimik. Dëshmi se në këtë eksperiment ka ndodhur vërtet një reaksion kimik është ndryshimi i ngjyrës së letrës së lakmusit, e cila pas përfundimit të reaksionit merr ngjyrë të kaltër kur vendoset në gotë. Në të vërtetë, në këtë eksperiment zhvillohet një reaksion ndërmjet oksidit të kalciumit dhe ujit, me ç'rast formohet hidroksid kalciumi. Këtë reaksion mund ta paraqesim me barazimin kimik të mëposhtëm:



Edhe okside të tjera bazike reagojnë me ujin dhe formojnë hidrokside. Ja disa shembuj:



Nga barazimet e balancuara të këtyre reaksioneve mund të përfundohet lehtësisht se, kur një oksid bazik reagon me ujë, gjithmonë përftohet vetëm një produkt, dhe ai është hidroksidi i metalit që përmban oksidi bazik. Më parë mësove se reaksioni kimik në të cilin dy ose më shumë substanca bashkohen ndërmjet tyre dhe formojnë vetëm një produkt quhet reaksion bashkimi. Prandaj, reaksioni midis një oksidi bazik dhe ujit është një reaksion bashkimi, në të cilin përftohet një hidroksid.

Vetitë e hidroksideve

Hidroksidet janë substanca që në kushte normale gjenden në gjendje agregate të ngurtë. Shumica e tyre kanë ngjyrë të bardhë, por disa kanë ngjyrën e tyre karakteristike.



Figura 2.19. Disa hidrokside me ngjyra karakteristike: a) hidroksid zinku; b) hidroksid nikeli(II); c) hidroksid hekuri(III).

Disa hidrokside treten mirë në ujë, ndërsa të tjera treten shumë pak. Këtë do ta shqyrtojmë në eksperimentin vijues.



Eksperiment 2.3.

Tretshmëria e disa hidroksideve në ujë

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: Tre gota prej 200 mL, tre lugë, tre shufra qelqi, hidroksid natriumi, hidroksid kalciumi, hidroksid alumini, ujë i distiluar, syze dhe doreza mbrojtëse.

Procedura: Tre gota prej 200 mL mbushen deri në gjysmë me ujë. Në gotën e parë shtohen disa kokrriza hidroksid natriumi; në gotën e dytë shtohet një lugë hidroksid kalciumi, ndërsa gotën e tretë shtohet një lugë hidroksid alumini. Përmbajtja e secilës gotë përzihet me një shufër qelqi të veçantë. Çfarë vërehet? Në secilën nga tri gotat vendoset nga një copë letër e kuqe lakmusi. Në cilat gota ndryshon ngjyra e letres së lakmusit? Çfarë ngjyre merr ajo?

Nga eksperimenti 2.3 mund të përfundohet se hidroksidi i natriumit tretet plotësisht në ujë, hidroksidi i kalciumit tretet pjesërisht në ujë, ndërsa hidroksidi i aluminit nuk tretet në ujë. Në tretësirën e hidroksidit të natriumit dhe në tretësirën e kthjellët të hidroksidit të kalciumit, letra e lakmusit ngjyroset në të kaltër, ndërsa në gotën që përmban hidroksid alumini të patretur dhe ujë, letra e lakmusit nuk e ndryshon ngjyrën e saj.

Hidroksidet që treten në ujë quhen **baza**. Për hidroksidet që treten pak ose nuk treten fare në ujë nuk përdoret termi bazë. Për kuptimin më të gjerë të termit bazë dhe për substancat e tjera që konsiderohen baza do të mësosh më vonë gjatë shkollimit të mëtejshëm. Hidroksidet e metaleve alkaline dhe të shumicës së metaleve alkaline tokësore treten mirë në ujë dhe tretësitat e tyre janë baza. Gjatë tretjes së disa prej këtyre hidroksideve në ujë çlirohet nxehtësi. Përveç kësaj, në tretësitat e hidroksideve, pra në tretësitat bazike, letra e lakmusit ngjyroset në të kaltër.

Lidhur me bazat ekziston një përjashtim i rëndësishëm. Përveç hidroksideve të tretshme, tretësirë bazike formon edhe një gaz me erë të mprehtë dhe mbytëse, i quajtur amoniak, me formulë NH_3 . Kur amoniaku tretet në ujë, ndodh një reaksion kimik ndërmjet amoniakut dhe ujit, gjatë të cilit zakonisht themi se formohet hidroksid amoniumi, NH_4OH . Në të vërtetë, një përbërje me këtë formulë nuk mund të izolohet as në gjendje të ngurtë dhe as në gjendje të lëngët, por megjithatë ekziston në tretësirë ujore. Tretësira e tij është bazike, gjë që mund të vërtetohet lehtësisht duke vendosur në të një copë letre të kuqe lakmushi, e cila do të marrë ngjyrë të kaltër.

Bazat dhe tretësirat e tyre, veçanërisht ato të metaleve alkaline dhe alkaline tokësore, janë substanca shumë reaktive dhe shumë korrozive. Ato gërryejnë lëkurën, drurin, letrën, tekstilet, flokët, yndyrnat etj., prandaj gjatë punës me to duhet të merren masa mbrojtëse.



Figura 2.20. Modeli i molekulës së amoniakut



Figura 2.21. Në shishet që përmbajnë hidroksid natriumi të ngurtë (sodë kaustike), si dhe në ato që përmbajnë tretësira të tij të përqendruara, vendoset detyrimisht shenja për substancë korrozive.

Hidroksidet marrin pjesë në një numër të madh reaksionesh. Tani për tani do të përmendim vetëm reaksionin ndërmjet hidroksideve dhe oksideve acidike, të cilin do ta shqyrtojmë me eksperimentin në vijim.



Eksperiment 2.4.

Reaksioni ndërmjet një baze dhe një oksidi acidik

Reaksioni i tretësirës së hidroksidit të kalciumit me dioksidin e karbonit

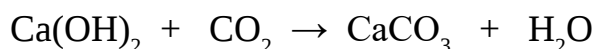
Pajisjet dhe substancat e nevojshme: Epruvetë, pipetë, balonë, kapëse, gyp plastik, tretësirë e hidroksidit të kalciumit (ujë gëlqereje), syze mbrojtëse dhe doreza.

Procedura: Në një epruvetë vendoset një tretësirë e holluar e hidroksidit të kalciumit. Fryhet një balonë, mbyllet me kapëse dhe lidhet me një gyp plastik.

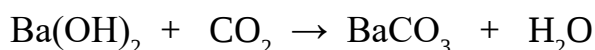
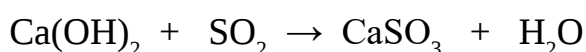
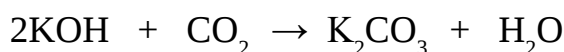


Gypi futet në tretësirën e hidroksidit të kalciumit dhe ajri nga balona lëshohet me kujdes nëpër tretësirë. Vëzhgo ndryshimet në epruvetë. Çfarë vëren?

Kur në tretësirën e hidroksidit të kalciumit lëshohet ajri nga balona, tretësira turbullohet, pra formohet një fundërrinë e bardhë. Siç e di, ajri i nxjerrë në balonë përmban dioksid karboni. Kur ai futet në tretësirën e hidroksidit të kalciumit, ndodh reaksioni ndërmjet hidroksidit të kalciumit dhe dioksidit të karbonit nga balona, me ç'rast formohet një substancë pak e tretshme në ujë, e quajtur karbonat kalciumi (për emërtimin e këtij lloji përbërjesh do të mësosh më vonë). Reaksioni mund të paraqitet me barazimin në vijim:



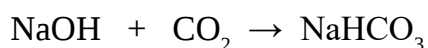
Hidroksidet reagojnë jo vetëm me dioksidin e karbonit, por edhe me okside të tjera acidike. Gjatë këtyre reaksioneve përfitohet kripë dhe ujë. Për kripërat do të mësosh më vonë. Ja disa shembuj:



Disa hidrokside më të rëndësishme

Hidroksidi i natriumit, NaOH është një substancë e bardhë kristallore, e njohur me emrin sodë kaustike, e cila zakonisht gjendet në formë granulash.

Kur ekspozohet ndaj ajrit, NaOH i ngurtë reagon me CO_2 nga ajri, duke formuar në sipërfaqen e tij NaHCO_3 , sipas barazimit:



Hidroksidi i natriumit tretet lehtësisht në ujë, duke çliruar nxehtësi. Tretësira e përfituar është një bazë shumë korrozive. Hidroksidi i natriumit nuk e tret plastikën, por tret yndyrnat dhe materiale të tjera biologjike.

Prandaj, si me hidroksidin e natriumit të ngurtë, ashtu edhe me tretësirat e tij, duhet të punohet me kujdes të veçantë. Përdorimi më i rëndësishëm i hidroksidit të natriumit bazohet pikërisht në reaksionin e tij me yndyrnat, prandaj ai është një përbërës i rëndësishëm në prodhimin e sapunëve dhe detergjentëve.

Përdoret gjithashtu në industrinë e tekstilit dhe në industrinë e lëkurës për shkak të veprimit të tij mbi lëkurën shtazore. Përveç kësaj, hidroksidi i natriumit është një reagent i rëndësishëm laboratorik dhe përdoret edhe për trajtimin e ujërave të ndotura që përmbajnë acide.



Figura 2.22. Kristale(granula) të hidroksidit të natriumit



Figura 2.23. Hidroksidi i natriumit përdoret në industrinë e sapunëve.

Hidroksidi i kalciumit, Ca(OH)_2 , është një substancë që gjendet në formën e kristaleve pa ngjyrë ose si pluhur i bardhë, e njohur me emrin gëlqere e shuar. Hidroksidi i kalciumit tretet mesatarisht në ujë dhe gjatë tretjes së tij çlirohet nxehtësi. Tretësira e hidroksidit të kalciumit, e njohur si ujë gëlqereje, paraqet bazë. Krahasuar me hidroksidin e natriumit, hidroksidi i kalciumit dhe tretësitat e tij janë më pak korrozive, por megjithatë mund të shkaktojnë djegie të lëkurës, prandaj duhet të përdoret me kujdes.

Siç thamë, hidroksidi i kalciumit i tretur lidhet me dioksidin e karbonit nga ajri dhe formon gëlqeror(karbonat kalciumi). Mbi këtë veti të hidroksidit të kalciumit bazohet përdorimi i tij në ndërtimtari, si një nga përbërësit e llaçit dhe çimentos. Përveç kësaj, ai përdoret edhe për përfitim të gipsit.



Figura 2.24. Hidroksidi i kalciumit përdoret në ndërtimtari.

Një përdorim tjetër i rëndësishëm i hidroksidit të kalciumit, me rëndësi ekologjike, është përdorimi i tij në pastrimin e ujërave të ndotura. Në bujqësi përdoret si fungicid (mjet për mbrojtjen e bimëve nga kërpudhat e dëmshme).

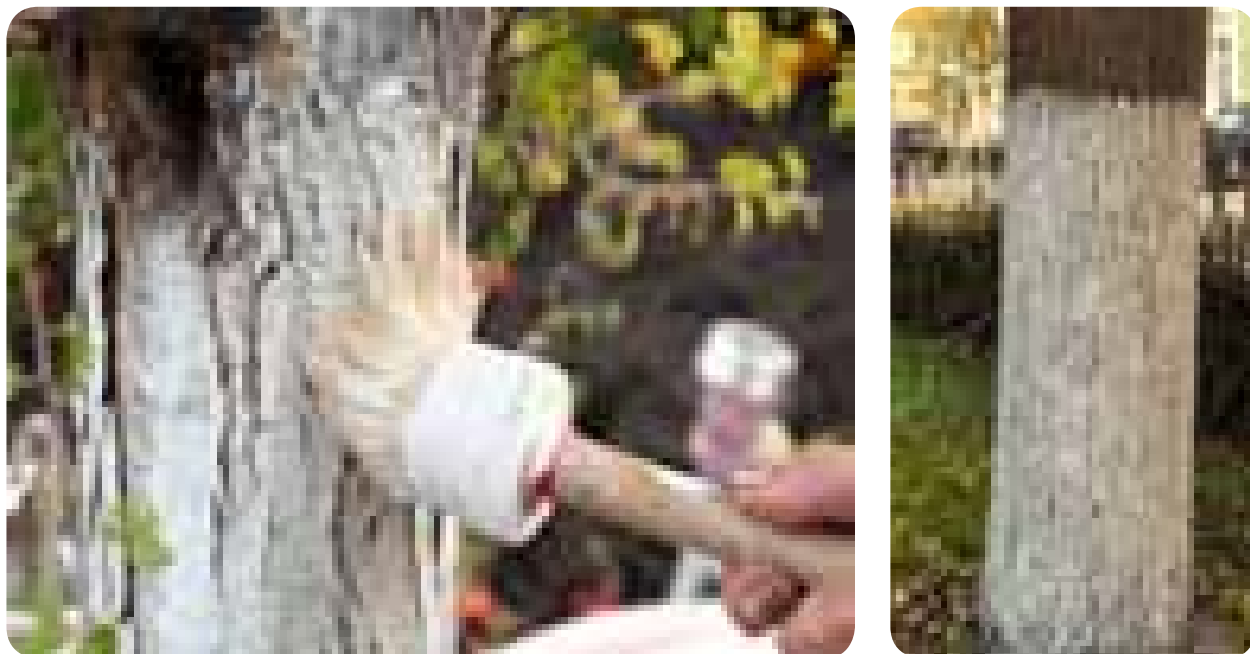


Figura 2.25. Në bujqësi, hidroksidi i kalciumit përdoret si fungicid.

Hidroksidi i amoniumit, NH_4OH ,

ekziston vetëm në tretësirë ujore, e cila përftohet kur gazi NH_3 tretet në ujë. Siç thamë, hidroksidi i amoniumit përfaqëson një bazë.

Hidroksidi i amoniumit ka rëndësi të madhe në bujqësi, pasi përdoret për prodhimin e plehrave artificiale. Ai përdoret gjithashtu në pastrimin e ujërave të ndotura, si dhe gjen përdorim të gjerë si përbërës në mjetet pastruese shtëpiake.



Figura 2.26. Në disa shishe laboratorike mund të haset etiketa ku shkruan “hidroksid amoniumi” (a), ndërsa në disa të tjera etiketa ku shkruan “tretësirë amoniaku” (b). Në të vërtetë, bëhet fjalë për të njëjtin lloj tretësire.



Figura 2.27. Një numër i madh i mjeteve pastruese shtëpiake përmbajnë hidroksid amoniumi.

Hidroksidi i aluminit, $\text{Al}(\text{OH})_3$, është një substancë pluhurore me ngjyrë të bardhë, pothuajse e patretshme në ujë.

Veçanërisht i rëndësishëm është përdorimi i tij në pastrimin e ujërave të ndotura. Në mjekësi, kjo përbërje përdoret si antacid, pra për lehtësimin e simptomave të shkaktuara nga teprica e acidit në stomak.



Figura 2.28. Hidroksidi i aluminit është një përbërës i rëndësishëm i antacideve, preparate që përdoren për lehtësimin e shqetësimeve të stomakut.

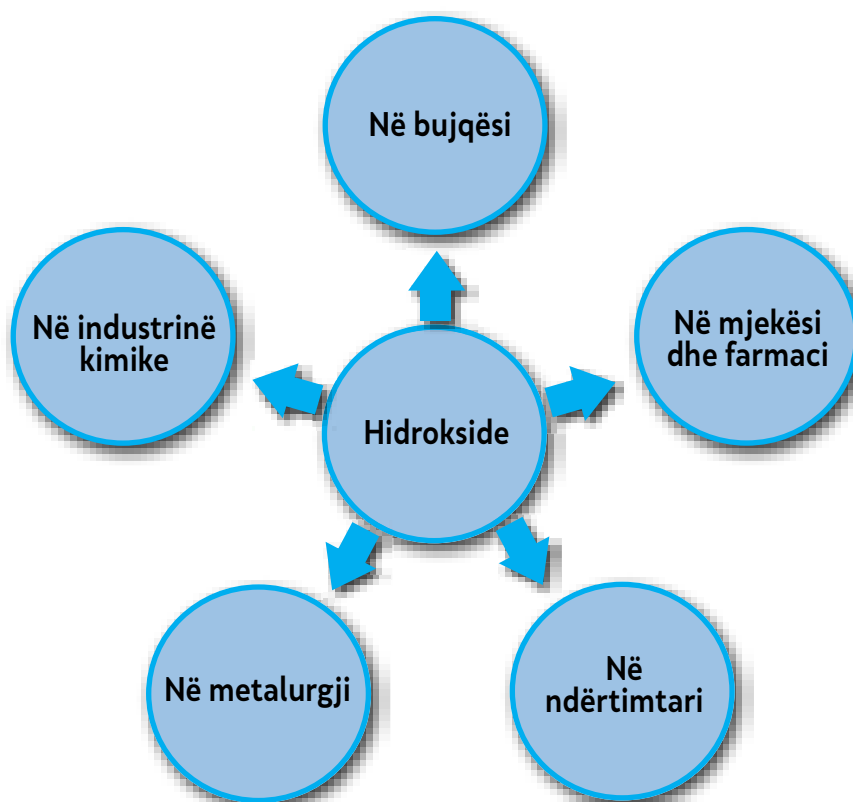


Figura 2.29. Hidroksidet gjejnë përdorim në fusha të ndryshme.



Mëso më shumë

Hidroksidet në bateri

Disa hidrokside kanë edhe një përdorim tjetër shumë të rëndësishëm. A e di se deri vonë në bateritë e telefonave dhe laptopëve tanë përdorej hidroksidi i nikelit(II)? Hidroksidi i nikelit(II), $\text{Ni}(\text{OH})_2$, është material për prodhimin e të ashtuquajturave bateri nikel-hidrid metalik (Ni-MH), të cilat, nëpërmjet reaksioneve kimike, mundësojnë ruajtjen dhe çlirimin e energjisë. Sot, hidroksidi i litiumit, LiOH , është “ylli” i baterive moderne, pasi është një lëndë bazë për prodhimin e të ashtuquajturave bateri litium-jon, të cilat përdoren gjerësisht në elektronikë. Megjithatë sot bateritë litium-jon dominojnë tregun, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ mbetet i rëndësishëm në automjetet hibride. Njëkohësisht, vazhdimisht kërkohen hidrokside të tjera metalike që mund të gjejnë përdorim në elektronikë.



Pyetje dhe detyra

1. Emërto hidroksidet e mëposhtme: a) $\text{Sr}(\text{OH})_2$; b) CsOH ; c) $\text{Mn}(\text{OH})_3$; ç) $\text{Be}(\text{OH})_2$; d) $\text{Ti}(\text{OH})_4$. Për simbolet e elementeve që nuk i njeh, përdor sistemin periodik të elementeve.
2. Shkruaj formulat kimike të hidroksideve të mëposhtme: a) hidroksid plumbi(II); b) hidroksid kadmiumi; c) hidroksid hekuri(II); ç) hidroksid kallaji(IV); d) hidroksid kobalti(III). Për simbolet e elementeve që nuk i njeh, përdor sistemin periodik të elementeve.
3. Shkruaj barazimin e balancuar të reaksionit ndërmjet: a) oksidit të rubidiumit dhe ujit; b) oksidit të stronciumit dhe ujit.
4. Shkruaj barazimin e balancuar të reaksionit ndërmjet: a) hidroksidit të bakrit(II) dhe dioksidit të karbonit; b) hidroksidit të natriumit dhe dioksidit të squfurit; c) hidroksidit të hekurit(III) dhe dioksidit të karbonit. Ndihmë: Për hartimin e formulave të kripërave që formohen gjatë këtyre reaksioneve, ke parasysh barazimet kimike të dhëna si shembull në faqen 74.



Hulumto

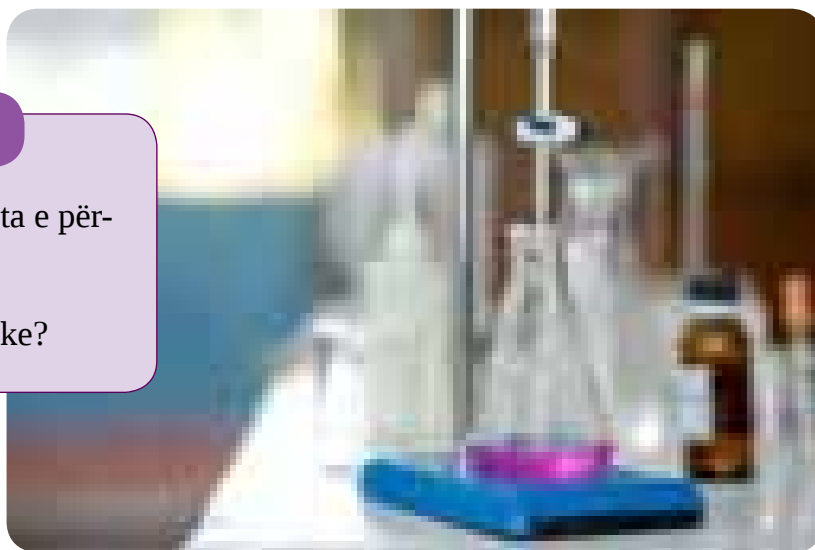
1. Kërko informacion në internet për rëndësinë ekologjike të hidroksidit të kalciumit në zvogëlimin e nivelit të dioksidit të karbonit dhe rrjedhimisht ndikimin e tij në ngrohjen globale dhe ndryshimet klimatike. Përgatit një prezantim të shkurtër dhe prezantoje para shokëve të klasës.
2. Hulumto temën “Hidroksidet rreth nesh”. Zgjidh një hidroksid (p.sh. NaOH , LiOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ etj.) dhe kërko informacion për vetitë dhe përdorimet e tij. Përgatit një prezantim të shkurtër dhe prezantoje para shokëve të klasës.

2.3. ACIDET



Kujtohu!

- ◆ Cilat acide i njeh nga jeta e përditshme?
- ◆ Çfarë janë oksidet acidike?



Përbërja dhe klasifikimi i acideve

Acidet, ngjashëm me oksidet dhe hidroksidet, përbëjnë një klasë tjetër të madhe të përbërjeve që i hasim në jetën e përditshme. Për shembull, acidi klorhidrik përdoret për largimin e shtresave të gëlqeres (bigorit). Ky acid sekretohet edhe në stomakun tonë, ku ndihmon në shpërbërjen e ushqimit. Acidi karbonik mund të konsiderohet se gjendet në pijet e gazuara. Disa acide formohen në atmosferë si pasojë e ndotjes së ajrit, etj.

Që të mund të klasifikojmë më shumë përbërje në të njëjtën klasë, ato duhet të kenë disa veti të përbashkëta, të cilat, siç e di tashmë, lidhen me përbërjen e tyre kimike. Prandaj, kur bëhet fjalë për acidet, së pari duhet të shohim se nga çfarë përbëhen ato. Për këtë qëllim, do t'i shqyrtojmë me kujdes formulat e disa acideve:



Nga këto formula mund të vërehet lehtë se secila prej tyre fillon me simbolin e hidrogjenit. Në formulën e parë dhe të katërt, hidrogjeni është i lidhur me një jometal, ndërsa në tri formulat e tjera ai është i lidhur me një grup atomeesh ku merr pjesë oksigjeni.

Atomi ose grupi atomik me të cilin është i lidhur hidrogjeni quhet **mbetje acidike**. Prandaj, në bazë të përbërjes së tyre, mund të japim përkufizimin e mëposhtëm:

Acidet janë përbërje të ndërtuara nga hidrogjeni dhe mbetje acidike.

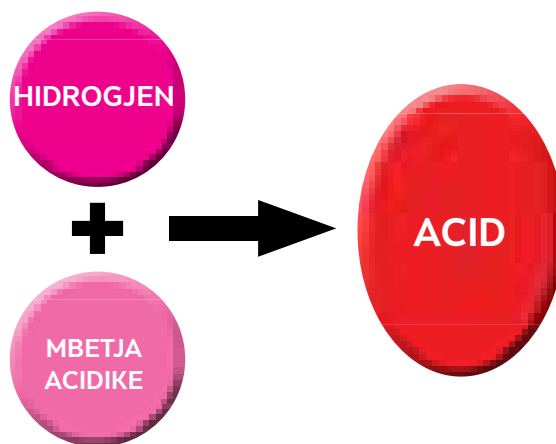


Figura 2.30. Acidet përbëhen nga hidrogjeni dhe një mbetje acidike

Mund të përfundojmë se, acidet përbëhen nga hidrogjeni dhe një mbetje acidike. Mbetja acidike mund të përbëhet nga një jometal ose nga një grup atomik që përmban oksigjen. Prandaj, klasifikimi i acideve bazohet pikërisht në faktin nëse mbetja acidike përmban ose jo oksigjen. Në bazë të kësaj, acidet ndahen në: **acide oksigjenike** dhe **acide jooksigjenike**. Në Figurën 2.31 paraqitet ndarja e acideve në acide oksigjenike dhe acide jooksigjenike, si dhe formulat e disa prej acideve më të rëndësishme nga secili grup.

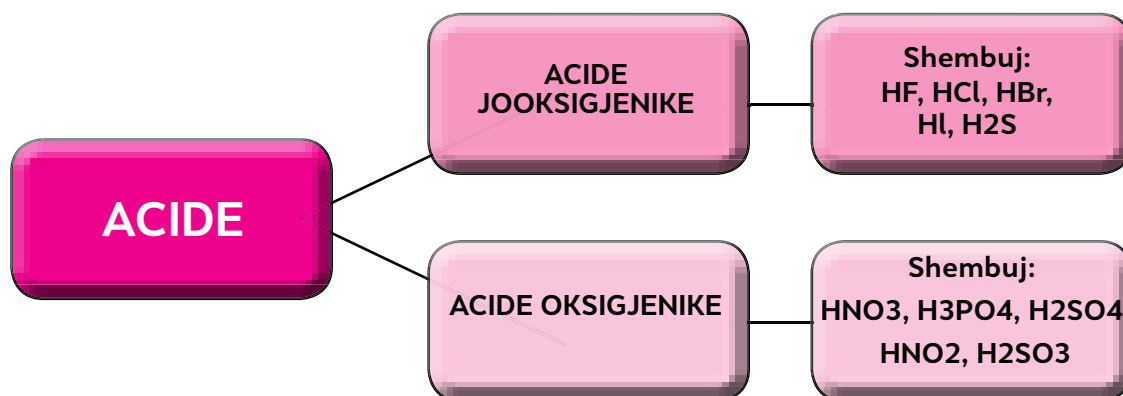


Figura 2.31. Ndarja e acideve në acide oksigjenike dhe acide jooksigjenike

Nomenklatura e acideve

Nga formulat e dhëna më sipër, lehtë mund të vërehet se secila formulë fillon me simbolin e hidrogjenit. Numri i atomeve të hidrogjenit në një molekulë acidi ndryshon nga një acid në tjetrin. Duke ditur se hidrogjeni është njëvalent, lehtë mund të përfundojmë se sa është valenca e mbetjes acidike.

Emërtimi i acideve varet nga fakti nëse bëhet fjalë për acide jooksigjenike apo për acide oksigjenike. Së pari do të shqyrtojmë emërtimin e acideve jooksigjenike dhe të mbetjeve të tyre acidike. **Acidet jooksigjenike** emërtohen duke i shtuar emrit të jometalit prapashtesën **-hidrik**, e më pas fjalën **acid**. Ja disa shembuj:

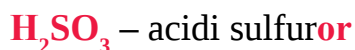
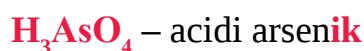
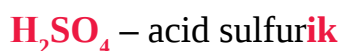
HI – acidi jod**hidrik**

H₂S – acidi sulfur**hidrik**

Disa elemente formojnë vetëm një acid oksigjenik, por më shpesh një element formon disa acide oksigjenike, të cilat zakonisht dallohen sipas numrit të atomeve të oksigjenit në mbetjen acidike. Për shembull:



Acidet oksigjenike me numër më të madh atomeve oksigjeni emërtohen duke shtuar prapashtesën **-ik** ose **-or** te emri i elementit që e formon acidin (squfur, azot, fosfor), dhe veçmas fjala **acid**. Në këto acide, elementi që e formon acidin gjendet në valencën e tij më të lartë. Prandaj, ky acid shpesh quhet acidi bazë për atë element. Kjo nomenklaturë vlen edhe për elementet që formojnë vetëm një acid oksigjenik. Acidet oksigjenike me më pak atome oksigjeni se acidi bazë emërtohen duke shtuar prapashtesën **-or** te emri i elementit që e formon acidin, dhe veçmas fjala acid. Për shembull:



Emërtimin e acideve do ta shqyrtojmë në shembullin e mëposhtëm:

Shembull i zgjidhur: 2.6:

Si emërtohen acidet në vijim: a) HBr; b) HNO_3 ; c) HNO_2 ?

Zgjidhje:

- a) HBr është një acid jooksigjenik i bromit. Prandaj, emri i këtij acidi formohet duke vendosur fjalën acid dhe më pas emrin e jometalit me prapashtesën -hidrik. Pra, emri i këtij acidi është **acidi bromhidrik**.
- b) HNO_3 është një acid oksigjenik i azotit, në të cilin azoti ndodhet në valencën e tij më të lartë, pra është pesëvalent. Emri i këtij acidi formohet duke vendosur fjalën acid dhe më pas emrin përkatës të acidit. Prandaj, emri i këtij acidi është **acidi nitrik**.
- c) Acidi HNO_2 përmban një atom oksigjeni më pak se acidi bazë (HNO_3), prandaj emërtohet me prapashtesën përkatëse -or. Pra, ky acid emërtohet **acidi nitror**.

Në Tabelën 2.4 janë dhënë formulat dhe emrat e disa acideve oksigjenike dhe jooksigjenike.

Tabela 2.4. Emrat dhe formulat e disa acideve oksigjenike dhe jooksigjenike

Formula	Emri i acidit
HF	acidi fluorhidrik
HCl	acidi klorhidrik
HBr	acidi bromhidrik
HI	acidi jodhidrik
H_2S	acidi sulfurhidrik
H_2CO_3	acidi karbonik
H_2SO_4	acidi sulfurik
H_2SO_3	acidi sulfuror
H_3AsO_4	acidi arsenik
H_3AsO_3	acidi arsenor
H_3PO_4	acidi fosforik
H_3PO_3	acidi fosforor

Vetitë fizike të acideve

Megjithëse çdo përbërje, dhe rrjedhimisht edhe çdo acid, ka vetitë e veta të veçanta, acidet kanë gjithashtu një sërë vetish të përbashkëta. Do të shqyrtojmë disa prej tyre, duke pasur parasysh para së gjithash acidet më të rëndësishme: acidin nitrik, acidin sulfurik dhe acidin klorhidrik.

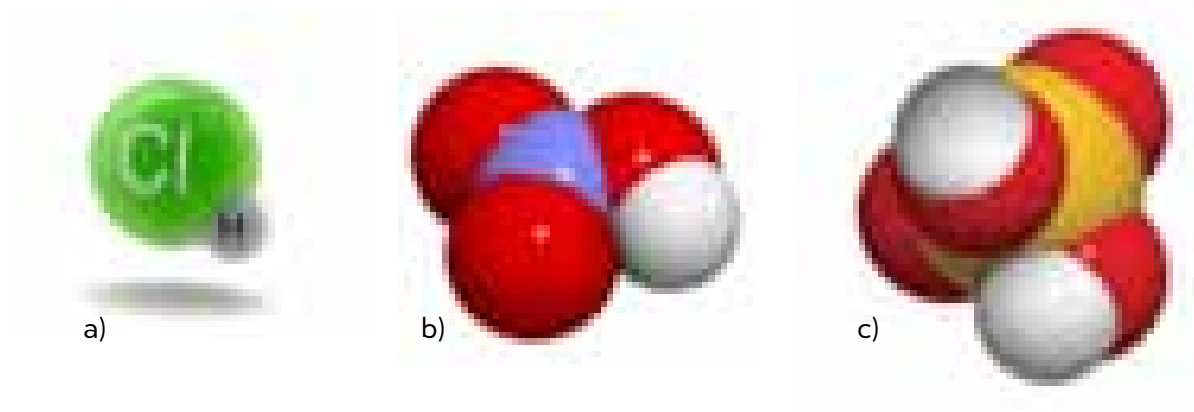


Figura 2.32. Modele të molekulave të: a) HCl; b) HNO₃; c) H₂SO₄

Të gjitha acidet kanë **shije të thartë**, prej nga rrjedh edhe emri i tyre. Natyrisht, ato **nuk duhet të provohen**. Shumica e acideve (me disa përjashtime) janë lëngje pa ngjyrë me erë të mprehtë. Disa acide të përqendruara, si HCl, H₂SO₄ dhe HNO₃, lëshojnë avuj në ajër. Acidi klorhidrik (HCl), në fakt, përfitohet kur gazi klorur hidrojeni tretet në ujë.

Acidet treten lehtësisht në ujë. Zakonisht, në laboratorë acidet ruhen si tretësira të përqendruara dhe më pas, sipas nevojës, hollohen. Megjithatë, gjatë hollimit të acideve duhet pasur shumë kujdes, veçanërisht kur bëhet fjalë për acidin sulfurik. Gjatë hollimit të acidit sulfurik çlirohet një sasi e madhe nxehtësie. Prandaj, **gjatë hollimit të acidit sulfurik, acidi shtohet gjithmonë në ujë në rrjedhë të hollë dhe jo anasjelltas**. Acidi sulfurik ka dendësi shumë më të madhe se uji, prandaj nuk duhet të shtohet ujë në acid, sepse uji mbetet në sipërfaqe dhe, për shkak të nxehtësisë së çliruar, spërkatet së bashku me pikat e acidit sulfurik.



Gjatë shtimit të ujit në acid sulfurik të përqendruar, ndodh spërkatja e tretësirës nga sipërfaqja.

Figura 2.33. Hollimi i acidit sulfurik të përqendruar

a) gabim: uji shtohet në acid, me ç'rast tretësira spërkatet; b) saktë: acidi shtohet në ujë.

Kur është i përqendruar, acidi sulfurik thith lagështinë nga mjedisi, prandaj themi se është një substancë higroskopike. Përveç kësaj, ai mund të largojë ujin nga substancat. Shpjegim: Në sheqer nuk ka ujë të lidhur. Prandaj themi se acidi sulfurik ka veti dehidratuese. Për këtë mund të bindemi nëse mbi një sasi të vogël sheqeri hedhim disa pika acid sulfurik të përqendruar. Pas një kohe, sheqeri do të nxihet, sepse acidi largon ujin dhe mbetet vetëm karboni.

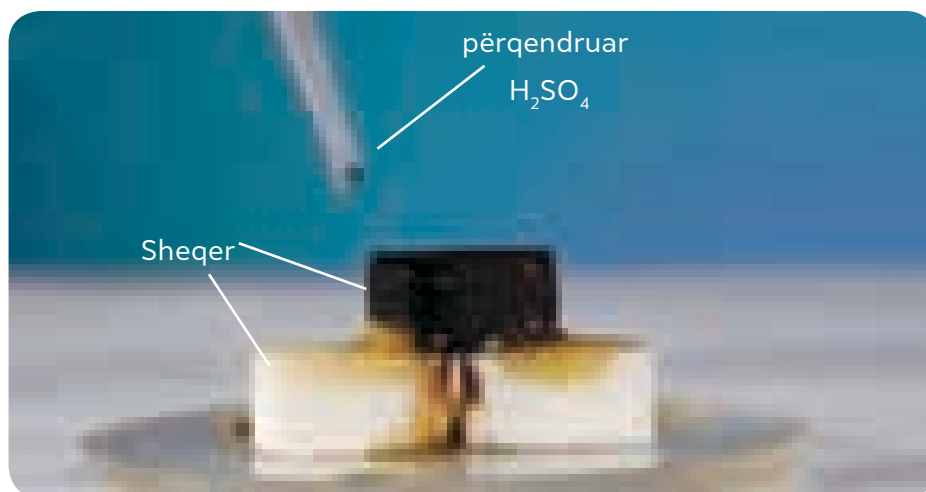


Figura 2.34. Sheqeri karbonizohet kur mbi të bie acid sulfurik i përqendruar.

Një nga mënyrat për të vërtetuar praninë e një acidi në një tretësirë është përdorimi i të ashtuquajturve **indikatore**. Indikatorët janë substanca që kanë ngjyra të ndryshme në tretësira acide, neutrale dhe bazike, pra tregojnë se çfarë lloji tretësire kemi. Tretësirë neutrale është një tretësirë që nuk është as acidike dhe as bazike.

Më parë e përmendëm letrën e lakmusit dhe thamë se letra e kuqe e lakmusit në tretësirat bazike merr ngjyrë të kaltër, ndërsa në mjedis acidik mbetet ose merr ngjyrë të kuqe. Kjo do të thotë se letra e lakmusit është një indikator. Përveç letrës së lakmusit, ekzistojnë edhe shumë indikatorë të tjerë, dhe secili prej tyre ka ngjyrë të ndryshme në mjedis acidik, neutral dhe bazik. Këtu do të përmendim disa prej tyre: indikatorin universal; metil portokalli; indikatorë natyrorë, që gjenden në produkte ushqimore, si: lëngu i lakrës së kuqe; çaji i boronicës së kuqe; dhe të tjerë.

Në eksperimentin në vijim do të shohim se cila është ngjyra e disa prej këtyre indikatorëve në mjedis acidik, neutral dhe bazik.



Eksperiment 2.5.

Ngjyrat e treguesve të ndryshëm në tretësirë të HCl, NaOH dhe në ujë të distiluar

Pajisjet dhe substancat e nevojshme:

stativ me gjashtë epruveta, pipeta, pipeta Pastër, syze dhe doreza laboratorike, tretësirë e holluar e HCl-së, tretësirë e holluar e NaOH-së, ujë i distiluar, tretësirë e indikatorit universal, lëng i kthjellët i lakrës së kuqe.



Procedura: Me pipetë mbushen deri në gjysmë dy epruveta me tretësirë të HCl-së; dy epruveta me ujë të distiluar; dy epruveta me tretësirë të NaOH-së. Në njërën nga dy epruvetat që përmbajnë tretësirë të HCl-së, me pipetë Pastër shtohet indikator universal, ndërsa në tjetrën lëng i kthjellët i lakrës së kuqe. E njëjta procedurë përsëritet edhe me epruvetat që përmbajnë ujë të distiluar dhe me ato që përmbajnë tretësirë të NaOH-së. Vëzhgo ngjyrat dhe evidentoji.

Nga eksperimenti i kryer, me siguri vure re se, pas shtimit të indikatorit universal në tretësirën e HCl-së, ajo merr ngjyrë të kuqe; në ujin e distiluar merr ngjyrë të gjelbër, ndërsa në tretësirën e NaOH-së merr ngjyrë kaltër të errët në vjollcë. Kur lëngu i lakrës së kuqe shtohet në tretësirën e HCl-së, tretësira gjithashtu ngjyroset në të kuqe. Në ujin e distiluar ajo merr ngjyrë kaltër-vjollcë, ndërsa në tretësirën e NaOH-së merr ngjyrë verdhë-gjelbër. se mjedisi është acidik.

Indikatorët jo vetëm që tregojnë nëse një tretësirë është acidike, neutrale apo bazike, por tregojnë edhe se sa acidike ose bazike është ajo, pra nëse është pak (dobët) acidike, shumë acidike, ose pak apo shumë bazike. Për të treguar sa acidike ose bazike është një tretësirë, përdoret e ashtuquajtura shkallë e pH-së, e cila ka vlera nga 0 deri në 14. Për kuptimin e pH-së do të mësosh më shumë gjatë studimeve të mëtejshme në kimi, por tani për tani mjafton të dish se vlera e pH-së tregon sa acidike ose sa bazike është një tretësirë.

Indikatori më i përdorur për përcaktimin e vlerës së pH-së së një tretësire është indikatori universal. Indikatori universal mund të jetë në formë letre (si letër indikatore ose shirita indikatore) ose në formë tretësire. Indikatori universal përbëhet nga tretësira të disa përbërjeve që shfaqin ndryshime të ndryshme ngjyrash në një interval të gjerë vlerash të pH-së. Letra indikatore përftohet duke e zhytur atë në një tretësirë të indikatorit universal. Në kutinë e shiritave indikatorë ndodhet një shkallë me kombinime ngjyrash për çdo vlerë të pH-së, e cila krahasohet me ngjyrën e shiritit indikator pasi ai të jetë zhytur në një tretësirë me një vlerë të caktuar të pH-së.



Figura 2.35. Kutë me shirita të indikatorit universal.

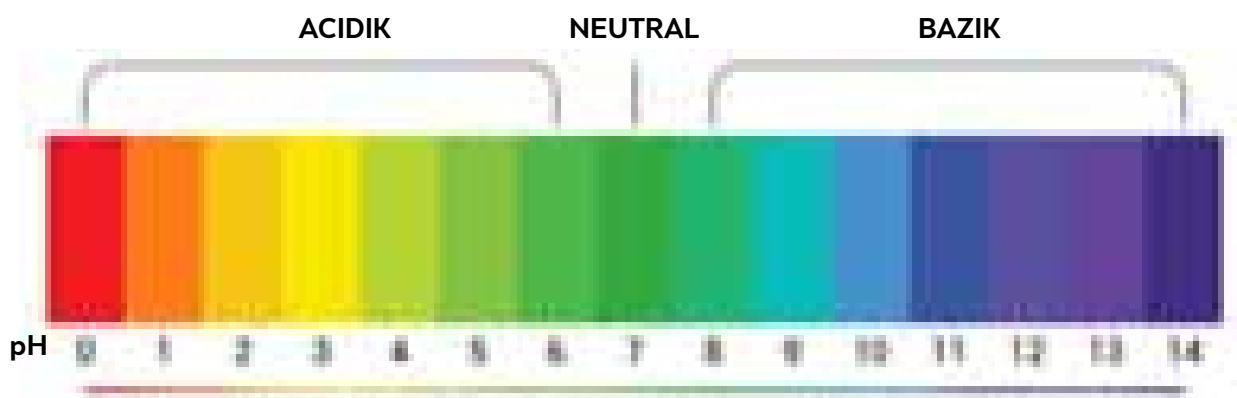


Figura 2.36. Ngjyrat e tretësirës së indikatorit universal në vlera të ndryshme të pH-së.

Në tretësirat acidike, pH-ja mund të ketë vlera nga 0 deri në 6. Sa më e ulët të jetë vlera e pH-së (nga 6 drejt 0), aq më acidike është tretësira. Tretësirat neutrale kanë vlerë të pH-së = 7. Në tretësirat bazike, vlera e pH-së mund të jetë nga 8 deri në 14. Sa më e lartë të jetë vlera e pH-së (nga 8 drejt 14), aq më bazike është tretësira. Siç e përmendëm, indikatorë të ndryshëm marrin ngjyra të ndryshme në vlera të caktuara të pH-së (Figura 2.36 dhe Figura 2.37).



Figura 2.37. Ngjyrat e tretësirës së indikatorit nga lakra e kuqe në vlera të ndryshme të pH-së.

Lëngjet trupore te organizmat e gjallë, produktet ushqimore dhe shumë lëngje që përdoren në amvisëri, si mjete të higjienës dhe pastrimit, kanë vlera të caktuara të pH-së (Figura 2.38).

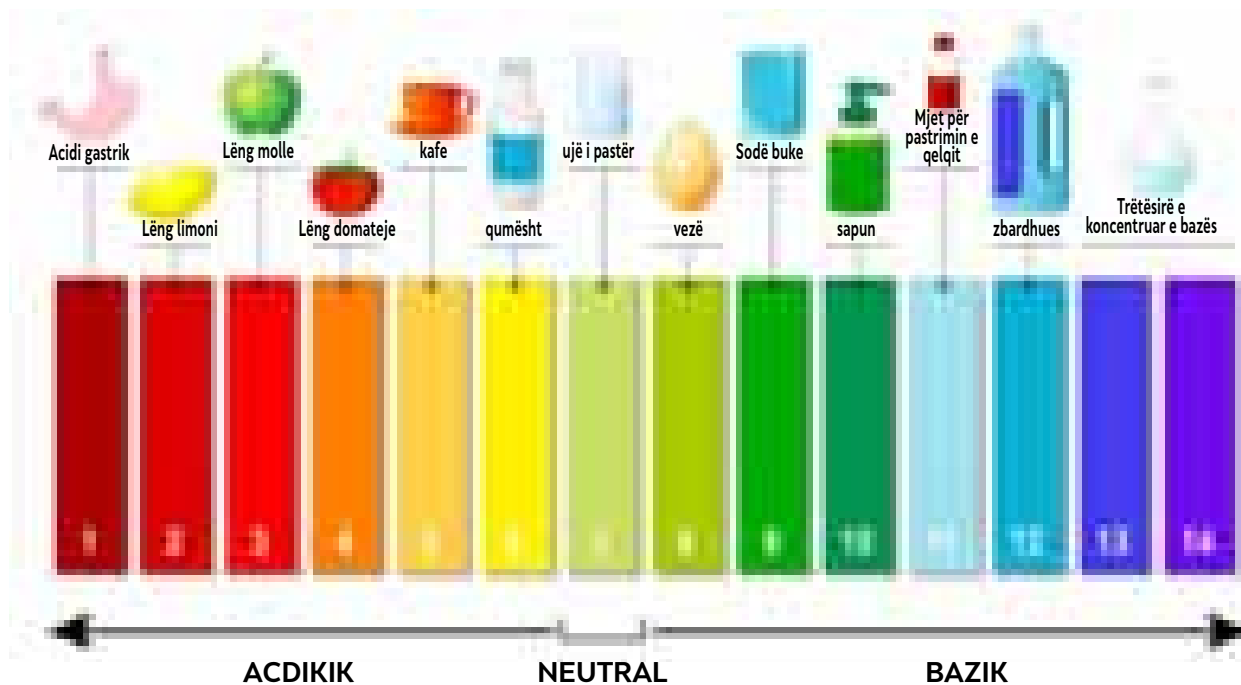
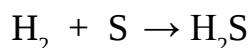
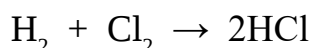


Figura 2.38. Shembuj të vlerave të pH-së së lëngjeve trupore, produkteve ushqimore dhe mjeteve të higjienës dhe pastrimit në amvisëri.

Përfitimi i acideve

Acidet jooksigjenike mund të përftoheshin nga reaksioni i drejtpërdrejtë i hidrogjenit me jometalin që formon acidin. Për shembull:



Një nga mënyrat e përfatimit të acideve oksigjenike është reaksioni ndërmjet një oksidi acidik dhe ujit. Për këtë arsye, oksidet acidike quhen edhe anhidride të acideve. Këto mënyra të përfatimit të acideve do ta shqyrtojmë me eksperimentin në vijim.



Eksperiment 2.6.

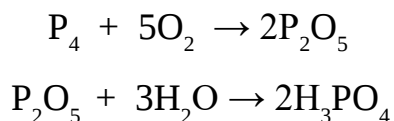
Përfatimi i acidit fosforik

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: lugë për djegie, llambë me spiritus ose djegës laboratorik, shishe prej 1 L me tapë, gotë prej 100 mL, fosfor i kuq në pluhur, ujë i distiluar, tretësirë e lakrës së kuqe, syze dhe doreza laboratorike. Eksperimenti kryhet në aspirator laboratorik ose pranë një dritareje të hapur.

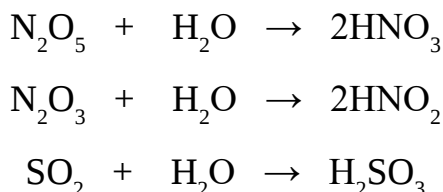
Procedura: Në lugën për djegie vendoset fosfor i kuq pluhur. Luga futet në flakën e llambës me spiritus ose të djegësit, me ç'rast fosfori ndizet. Luga futet vertikalisht në një shishe dhe, pasi grumbullohet sasi e mjaftueshme gazi, shishja mbyllet me tapë. Në gotë vendosen 100 mL tretësirë ujore e lakrës së kuqe. Çfarë ngjyre ka tretësira? Pastaj hiqet tapa e shishes dhe tretësira e lakrës së kuqe derdhet në shishe. Çfarë vëren? Çfarë ngjyre merr tretësira në shishe?

Gjatë djegies së fosforit të kuq formohet oksidi i tij, pentaoksid difosfori, në gjendje të gaztë (në temperaturë dhome kjo është një substancë e bardhë e ngurtë). Pentaoksid difosfori, në reaksion me ujë, formon acid fosforik. Kjo mund të vërehet nga ndryshimi i ngjyrës së tretësirës së lakrës së kuqe. Kur tretësira e lakrës së kuqe, e cila ka ngjyrë vjollcë, futet në shishen që përmban pentaoksid difosfori, ajo bëhet e kuqe, gjë që tregon se mjedisi është acidik.

Barazimet e reaksioneve janë:



Ja disa shembuj të tjerë të përfutimit të acideve me reaksion ndërmjet një oksidi acidik dhe ujit.



Reaksionet kimike të acideve

Acidet janë përbërje reaktive që marrin pjesë në një numër të madh reaksionesh, por këtu do të shqyrtojmë tri nga reaksionet e tyre më të rëndësishme. Së pari, me eksperimentin në vijim do të shqyrtojmë se si acide të ndryshme reagojnë me metale të ndryshme.



Eksperiment 2.7.

Reaksionet e acideve me metalet

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: Stativ me epruveta, kokrriza zinku, alumin, hekur dhe bakër, acid klorhidrik i holluar, acid nitrik i përqendruar, syze dhe doreza mbrojtëse.

Procedura: Katër epruveta mbushen deri në një të tretën e vëllimit me acid klorhidrik të holluar, ndërsa në të pestën vendoset pak acid nitrik i përqendruar. Në epruvetën e parë vendoset një kokrrizë zinku, në të dytën alumin, në të tretën hekur dhe në të katërtën një kokrrizë bakri. Vëzhgo se çfarë ndodh. Epruveta e pestë çohet pranë një dritareje të hapur dhe më pas në të shtohet një kokrrizë bakri. Vëzhgo se çfarë ndodh.

Nga eksperimentet e kryera mund të vërehet se cinku, alumini dhe hekuri reagojnë me acidin klorhidrik duke çliruar fluska gazi, ndërsa bakri nuk reagon me acidin klorhidrik. Megjithatë, kur bakri vendoset në epruvetën me acid nitrik të përqendruar, fillon një reaksion i vrullshëm, gjatë të cilit çlirohet një gaz me ngjyrë kafe në të kuqe, ndërsa tretësira ngjyroset në kaltër të gjelbër.

Në të vërtetë, gjatë reaksionit të zinkut, aluminit dhe hekurit me acidin klorhidrik, metali e zëvendëson hidrogjenin nga acidi, me ç'rast përfitohet kripa përkatëse dhe çlirohet hidrogjen në gjendje të gaztë. Kjo mund të vërtetohet nëse pranë grykës së epruvetës afrohet një shkrepëse e ndezur, me ç'rast dëgjohet një krismë e lehtë. Reaksionet mund t'i paraqesim me barazimet e mëposhtme:

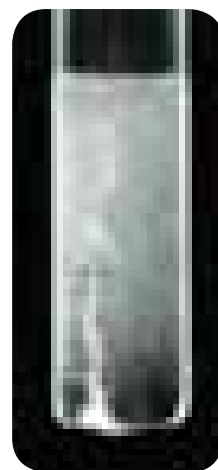
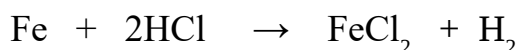
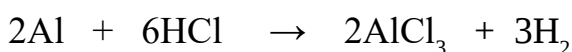
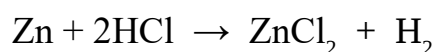


Figura 2.39. Zinku reagon me acidin klorhidrik duke çliruar hidrogjen.

Gjatë shkrimit të formulave të kripërave, ki parasysh se valenca e mbetjes acidike është e barabartë me numrin e atomeve të hidrogjenit në acid.

Në këtë mënyrë reagojnë edhe shumë metale të tjera me acide të ndryshme.

Gjatë reaksionit të bakrit me acidin nitrik të përqendruar, gazi me ngjyrë kafe në të kuqe që çlirohet është dioksidi i azotit, ndërsa ngjyra kaltër në të gjelbër e tretësirës vjen nga kripa e formuar. Barazimi i këtij reaksioni është si vijon:

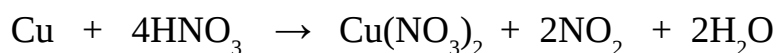


Figura 2.40. Bakri reagon me acidin nitrik të përqendruar, me ç'rast çlirohet dioksid azoti (NO_2), i cili është një gaz shumë helmues me ngjyrë kafe në të kuqe

Ekzistojnë edhe shembuj të tjerë të metaleve që nuk çlirojnë hidrogjen gjatë reaksionit me disa acide ose nuk reagojnë fare me disa acide. Për arsyet e kësaj sjelljeje dhe për reaksione të këtij lloji do të mësohesh në vazhdim të shkollimit tënd.

Përveç me metalet, acidet reagojnë edhe me oksidet bazike, me ç'rast formohet kripa përkatëse dhe çlirohet ujë. Për shembull:

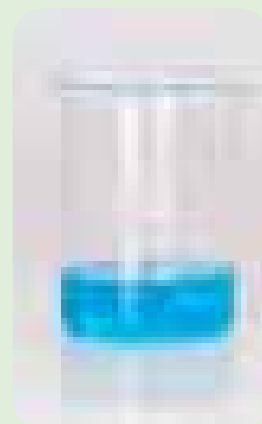


Eksperiment 2.8.

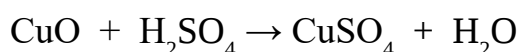
Reaksioni i oksidit të bakrit(II) me acidin sulfurik

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: lugë, gotë prej 50 mL, shufër qelqi, pllakë ngrohëse, oksid bakri(II), tretësirë e holluar e acidit sulfurik, syze dhe doreza mbrojtëse

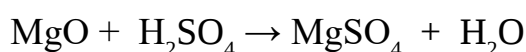
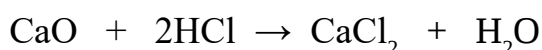
Procedura: Një gotë prej 50 mL mbushet deri në gjysmë me tretësirë të holluar të acidit sulfurik. Me majën e lugës merret një sasi e vogël oksidi i bakrit(II) dhe vendoset në gotë. Gotë vendoset mbi pllakën ngrohëse dhe ngrohet lehtë. Përmbajtja e gotës përzihet intensivisht me një shufër qelqi. Vëzhgo dhe ndiq ndryshimet.



Gjatë reaksionit të acidit sulfurik me pluhurin e zi të oksidit të bakrit(II), fillon të zhvillohet një reaksion kimik që vërehet nga formimi i një tretësire me ngjyrë të kaltër. Në këtë reaksion, në të vërtetë, përftohet një kripë e tretshme në ujë, ndërsa tretësira e saj ujore ka ngjyrë të kaltër. Reaksioni mund të paraqitet me barazimin në vijim:



Ja edhe disa shembuj të tjerë të reaksioneve ndërmjet një oksidi bazik dhe një acidi:



Një nga reaksionet më të rëndësishme në të cilat marrin pjesë acidet është reaksioni me bazat. Këtë reaksion do ta shqyrtojmë me eksperimentin në vijim:



Eksperiment 2.9.

Reaksioni i acidit me bazë

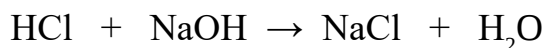
Pajisjet dhe substancat e nevojshme: dy epruveta, dy pipeta, indikator universal, tretësirë e holluar e acidit klorhidrik dhe tretësirë e holluar e hidroksidit të natriumit me të njëjtin përqendrim si acidi, syze dhe doreza mbrojtëse.

Procedura: Me një pipetë të pastër dhe të thatë maten 5 mL tretësirë HCl dhe transferohen në një epruvetë. Shtohen disa pika indikator universal. Çfarë ngjyre ka tretësira?

Me një pipetë tjetër të pastër dhe të thatë maten 5 mL tretësirë NaOH, transferohen në një epruvetë dhe shtohen disa pika indikator universal. Çfarë ngjyre ka kjo tretësirë? Tretësira nga njëra epruvetë shtohet gradualisht në epruvetën tjetër. Vëzhgo dhe ndiq ndryshimet që ndodhin.

Ngjyra e tretësirës së HCl-së në prani të indikatorit universal është e kuqe, ndërsa ajo e NaOH-së është kaltër-vjollcë. Kur njëra tretësirë fillon t'i shtohet tjetrës, ngjyra e tretësirës ndryshon gradualisht dhe në fund bëhet e gjelbër. Siç mësove, indikatorit universal ka ngjyrë të gjelbër në tretësirat neutrale, që do të thotë se acidi klorhidrik dhe hidroksidi i natriumit kanë reagu plotësisht me njëri-tjetrin dhe është formuar një tretësirë neutrale. Prandaj, reaksioni ndërmjet një acidi dhe një baze quhet **reaksion neutralizimi**. Produktet e çdo reaksioni neutralizimi janë kripa dhe uji. Gjatë reaksioneve të neutralizimit të acideve dhe bazave të ndryshme formohen kripëra të ndryshme, por në të gjitha reaksionet e neutralizimit formohet edhe ujë.

Reaksioni i neutralizimit që shqyrtoam në eksperiment mund të paraqitet me barazimin në vijim:



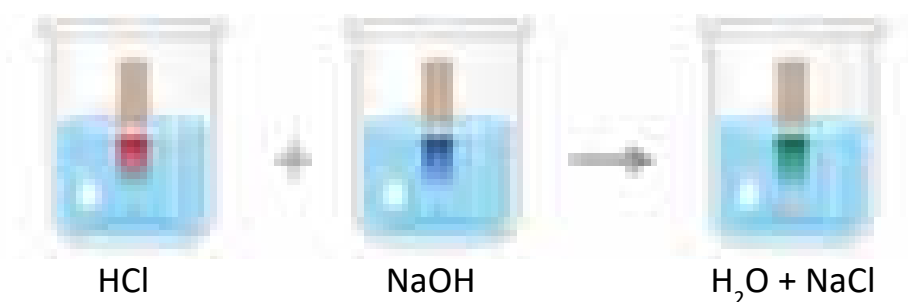
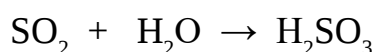
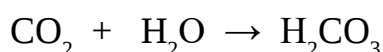


Figura 2.41. Reaksioni i neutralizimit ndërmjet acidit klorhidrik dhe hidroksidit të natriumit, me ç'rast formohen kripa (NaCl) dhe uji. Në figurë është paraqitur edhe ngjyra e shiritit indikator në secilën prej tretësirave.

Reaksionet e neutralizimit janë reaksione shumë të rëndësishme që kryhen shpesh në laboratorët kimikë, por kanë edhe rëndësi jetike për ruajtjen e ekuilibrit të pH-së në natyrë. Për shembull, ujërat e ndotura industriale shpesh janë shumë acidike ose bazike, prandaj para se të shkarkohen në ujërat natyrore, duhet të neutralizohen deri në një nivel të sigurt pH-je, afërsisht pranë vlerës 7. Reaksionet e neutralizimit janë të rëndësishme edhe për bimët, sepse për rritjen dhe zhvillimin e tyre shpesh nevojitet tokë me një interval të caktuar pH-je, prandaj, të ashtuquajturat toka acide neutralizohen me substanca bazike. Rritja e aciditetit të tokës (tokë me vlera të ulëta të pH-së) në masë të madhe vjen si pasojë e shfaqjes së shirave acidikë.

Shirat acidikë dhe ndikimi i tyre në mjedisin jetësor

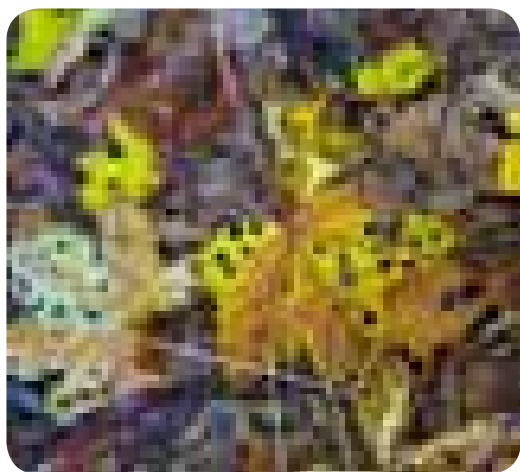
Gazrat që çlirohen nga industria, nga djegia e lëndëve djegëse fosile në termocentrale dhe në amvisëri, si dhe gazrat e shkarkimit nga automjetet, përmbajnë dioksid karboni, dioksid squfuri dhe okside të azotit, duke rritur përqendrimin e tyre në atmosferë. Këta gazra reagojnë me avujt e ujit dhe pikat e shiut, duke formuar acide. Për shembull:



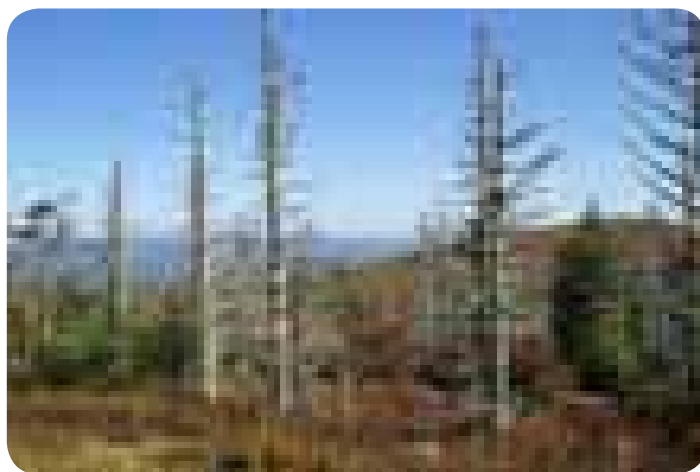
Monoksidi i azotit, në kushte të caktuara atmosferike, mund të formojë dioksid azoti, i cili në reaksion me avujt e ujit jep acid nitror dhe acid nitrik.

Acidet e formuara në atmosferë treten në ujin e shiut dhe bien në tokë. **Uji i shiut që përmban acide të tretura, të formuara nga reaksioni ndërmjet ujit atmosferik dhe oksideve të gazta që ndotin ajrin, quhet shi acidik.**

Shirat acidikë paraqesin një problem të madh për mjedisin. Ata ndryshojnë përbërjen natyrore kimike të tokës mbi të cilën bien, duke e bërë atë më acidike. Për shkak të aciditetit të lartë të tokës, disa bimë nuk arrijnë të lulëzojnë. Përveç kësaj, shirat acidikë dëmtojnë gjethet e pemëve, në disa vende edhe pyje të tëra mbeten pa gjethë. Shirat acidikë ndryshojnë edhe përbërjen e ujërave nëntokësore, përrrenjve, lumenjve dhe liqeneve. Si pasojë e këtyre ndryshimeve, në ekosistemet ujore zhduken shumë lloje peshqish dhe organizmash të tjerë.



a)



b)

Figura 2.42. Shirat acidikë dëmtojnë gjethet e pemëve (a), dhe si pasojë e kësaj dëmtohen edhe pyje të tëra (b).

Për shkak të rritjes së nivelit të CO_2 në ajër dhe shfaqjes së shirave acidikë, ndodh acidifikimi (ulja e vlerës së pH-së) i deteve dhe oqeanëve. Ky është një problem i madh global, sepse në ciklin e karbonit, i cili mundëson ruajtjen e nivelit të CO_2 në Tokë, merr pjesë edhe CO_2 i oqeanëve. Megjithatë, acidifikimi i oqeanëve përbën një problem serioz për mbijetesën e disa organizmave detarë, si koralet, molusqet, iriqët e detit etj., sepse rritja e aciditetit shkakton tretjen e karbonatit të kalciumit, të cilin këto organizma e përdorin për ndërtimin e skeleteve dhe pjesëve të tjera të forta të trupit. Pritet që aciditeti i oqeanëve të rritet dyfish ose trefish deri në vitin 2100, duke i vënë ekosistemet detare në një rrezik edhe më të madh. Kjo paraqet kërcënim edhe për aktivitete ekonomike si peshkimi, turizmi bregdetar etj.

Përveç dëmeve të mëdha që u shkaktojnë ekosistemeve, peshkimit dhe turizmit, shirat acidikë shkaktojnë edhe dëme të tjera ekonomike, sepse dëmtojnë ndërtesat dhe monumentet.



Figura 2.43. Dëmtimi i monumenteve nga shirat acidikë.

Vetitë dhe përdorimi i disa acideve

Tri acidet më të rëndësishme dhe më të përdorura në laborator dhe në industri janë acidi klorhidrik, acidi nitrik dhe acidi sulfurik.

Acidi klorhidrik (HCl) është një lëng pa ngjyrë me erë të mprehtë, i cili përftohet kur gazi klorhidrik (HCl) tretet në ujë. Ai është një acid i fortë dhe korroziv, që reagon me një numër të madh metalesh, oksidesh metalike dhe hidroksidesh. Nuk reagon me qelqin dhe plastikën, prandaj mund të ruhet në shishe qelqi ose plastike. Është interesante se acidi klorhidrik është përbërësi kryesor i lëngut të stomakut dhe merr pjesë në tretjen e ushqimit.



Figura 2.44. Acidi klorhidrik është një substancë kimike e rëndësishme në laborator..

Përdorimi i acidit klorhidrik në laborator, industri dhe amvisëri paraqitet në figurën 2.45.

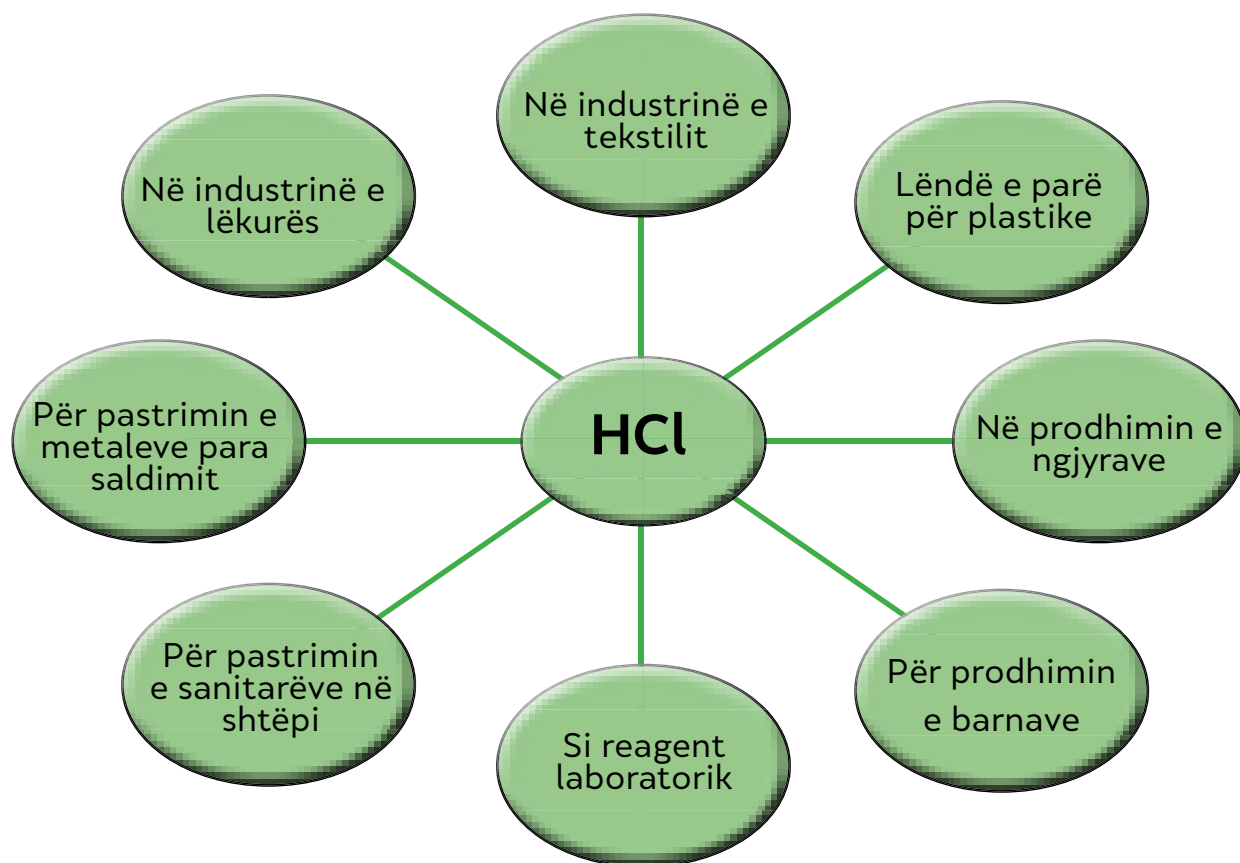


Figura 2.45. Përdorimi i acidit klorhidrik në laborator, industri dhe amvisëri.

Acidi nitrik (HNO_3) është një lëng pa ngjyrë me erë mbytëse. Kur qëndron për një kohë të gjatë, merr ngjyrë të verdhë për shkak të zbërthimit dhe çlirimit të oksideve të azotit, siç është NO_2 , i cili ka ngjyrë kafe në të kuqe. Acidi nitrik është një acid i fortë që reagon me metale, përfshirë me disa nga të ashtuquajturat metale fisnike, si për shembull me argjendin. Ai reagon edhe me shumë okside dhe hidrokside, si dhe reagon në mënyrë të vullshme me materiale biologjike, duke shkaktuar dëmtime serioze. Prandaj, me të duhet të punohet me kujdes, veçanërisht kur është i përqendruar.

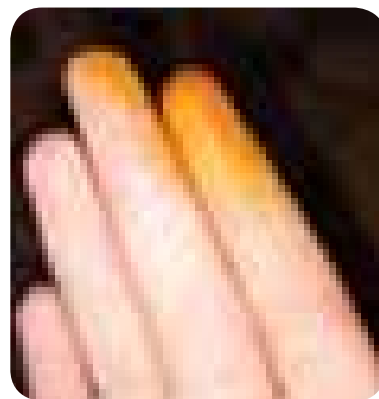


Figura 2.46. Djegie të shkaktuara nga acidi nitrik i përqendruar.

Përdorimi i acidit nitrik në laborator dhe industri paraqitet në figurën 2.47.

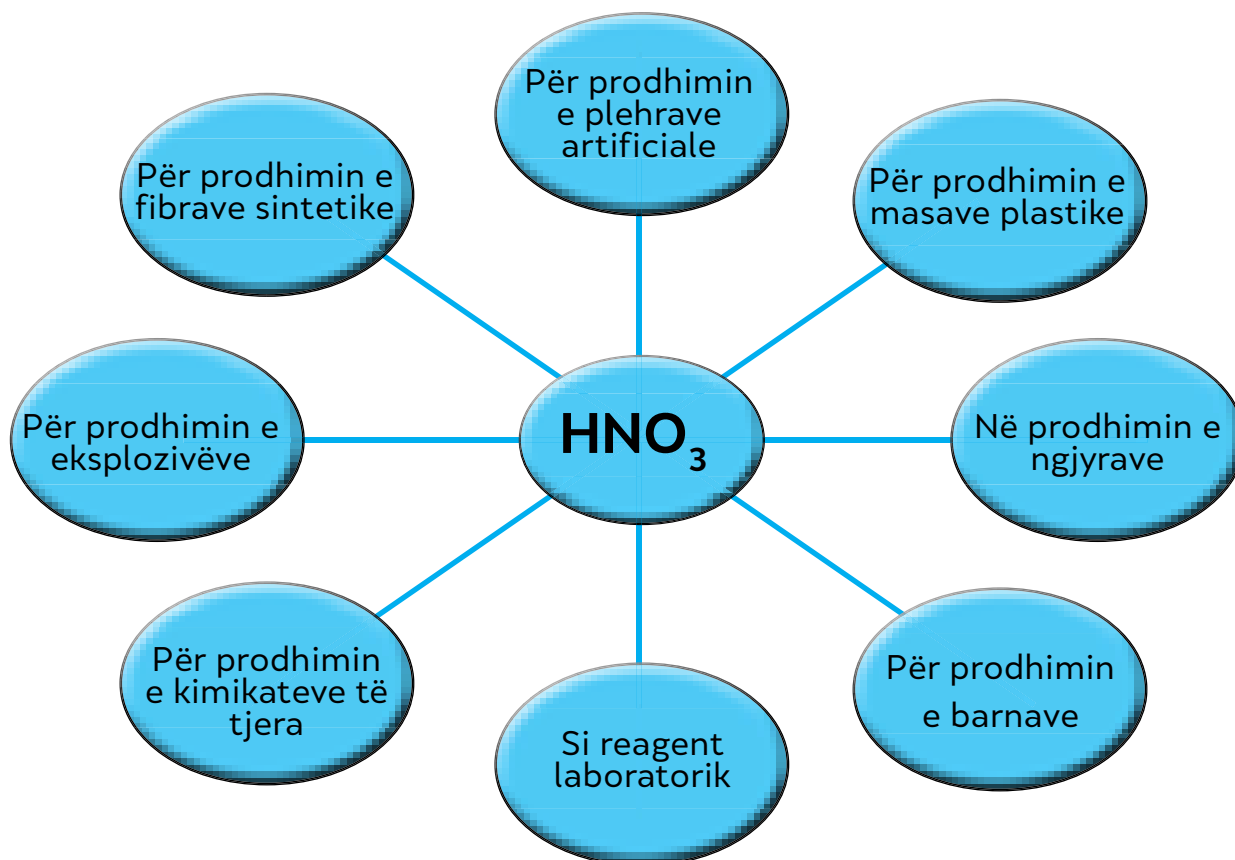


Figura 2.47. Përdorimi i acidit nitrik në laborator dhe industri.

Acidi sulfurik (H_2SO_4) është një lëng pa ngjyrë dhe pa erë, me dendësi dukshëm më të madhe se uji (1,84 g/mL). Ai është një acid i fortë, i cili, siç e përmendëm më parë, është një substancë higroskopike dhe ka veti dehidratuese, që do të thotë se largon ujin nga substancat. Gjatë tretjes së tij në ujë çlirohet një sasi e madhe nxehtësie. Gjatë hollimit të acidit sulfurik, acidi shtohet gjithmonë në ujë në rrjedhë të hollë dhe jo anasjelltas. Acidi sulfurik është shumë korroziv dhe reagon me metale, okside, hidrokside dhe substanca organike. Përdorimi i tij në laborator dhe industri paraqitet në figurën 2.48.

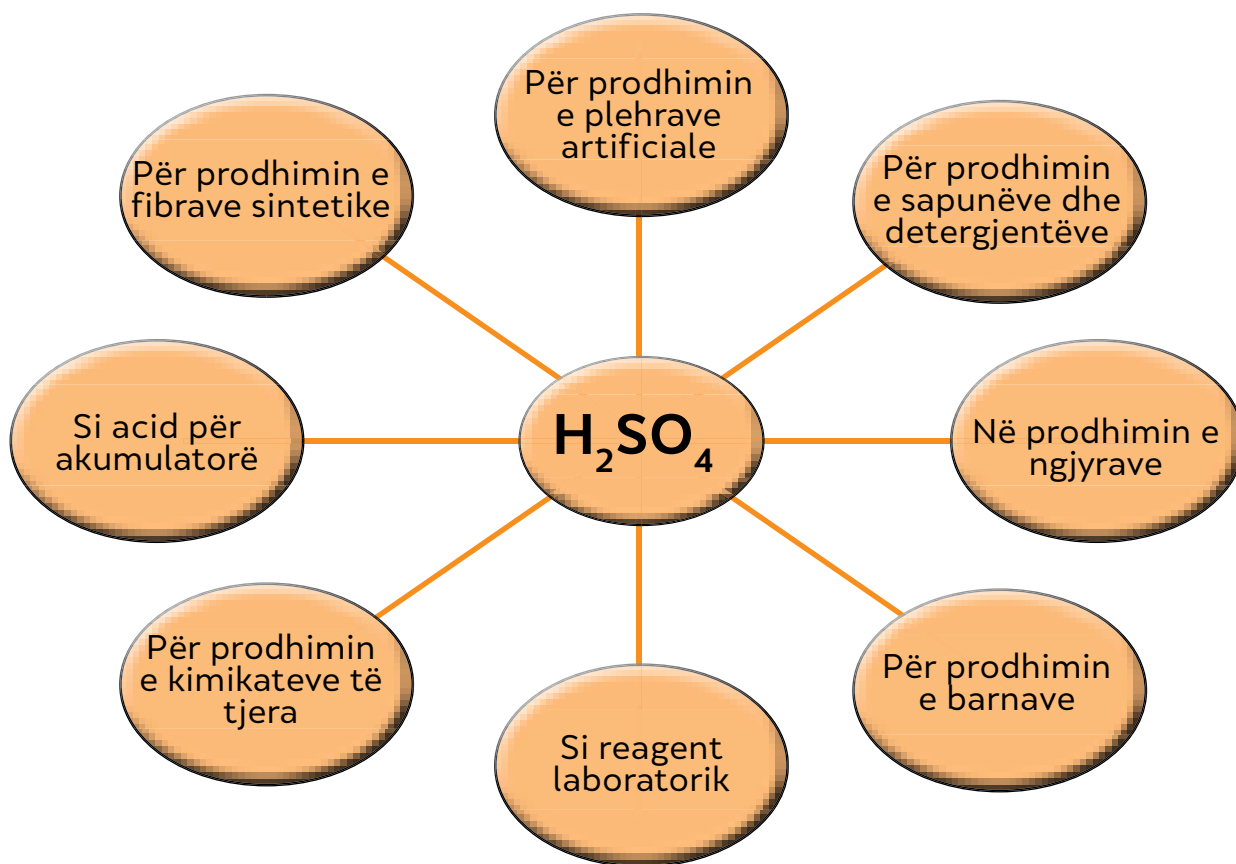


Figura 2.48. Përdorimi i acidit sulfurik në laborator dhe industri.



Mëso më shumë

Superacidet

Acidi sulfurik është një acid shumë i fortë, por megjithatë nuk është acidi oksigjenik më i fortë. Acidi oksigjenik më i fortë është i ashtuquajti acidi perklorik (HClO_4). Ai është i qëndrueshëm në tretësira të holluara, por në tretësira të përqendruara është lëndë shpërthyes. Ekzistojnë edhe acide që quhen superacide. Këto janë acide, forca (aciditeti) e të cilave është më e madhe se ajo e acidit sulfurik të pastër. Superacidi më i fortë konsiderohet acidi fluoroantimonik (HSbF_6), i cili është një miliard herë më i fortë se acidi sulfurik!



Pyetje dhe detyra

1. Cilat nga formulat në vijim janë formula të acideve: a) NaF; b) H_2O ; c) H_2Se ; ç) NH_3 ; d) H_2SeO_4 ?
2. Emërto acidet në vijim: a) H_3PO_3 ; b) HI; c) H_3AsO_4 ; ç) H_2S ; d) H_2SO_3 .
3. Shkruaj formulat e acideve në vijim: a) acid bromhidrik; b) acid fosforik; c) acid nitror; ç) acid arsenor; d) acid selenhidrik.
4. Shkruaj barazimet e balancuara të reaksioneve ndërmjet: a) H_2 dhe Br_2 ; b) N_2O_5 dhe H_2O ; c) SO_3 dhe H_2O ; ç) H_2 dhe S_8 .
5. Cili gaz çlirohet gjatë reaksionit të magnezit me acidin sulfurik? Shkruaj barazimin e balancuar të reaksionit
6. Shkruaj barazimin e balancuar të reaksionit ndërmjet bakrit dhe acidit nitrik të përqendruar.
7. Shkruaj barazimet e balancuara të reaksioneve ndërmjet: a) kalciumit dhe acidit klorhidrik; b) aluminit dhe acidit sulfurik; c) natriumit dhe acidit fosforik.
8. Cili nga këto dy acide mund të transportohet në cisterna bakri: HNO_3 apo HCl? Shpjego pse!
9. Shkruaj barazimet e balancuara të reaksioneve ndërmjet: a) oksidit të kalciumit dhe acidit sulfuror; b) oksidit të kaliumit dhe acidit jodhidrik; c) oksidit të bakrit(II) dhe acidit klorhidrik.
10. Shkruaj barazimet e balancuara të reaksioneve të neutralizimit ndërmjet: a) acidit bromhidrik dhe hidroksidit të kalciumit; b) acidit sulfurik dhe hidroksidit të ceziumit; c) acidit nitrik dhe hidroksidit të bariumit; ç) acidit klorhidrik dhe hidroksidit të kaliumit.



Hulumto

1. Gjej të dhëna për të paktën tre indikatorë të ndryshëm dhe për ngjyrat që marrin në mjedis acidik, neutral dhe bazik, përkatësisht në vlera të ndryshme të pH-së. Paraqiti rezultatet në një poster.
2. Përgatit lëng nga lakra e kuqe, e më pas kontrollo aciditetin/bazicitetin e të paktën tre produkteve ushqimore (për shembull, lëng portokalli, lëng molle etj.) dhe tre produkteve për higjienë personale (për shembull, shampo për flokë, krem për trup etj.). Paraqiti rezultatet në formë tabelare para shokëve të klasës.
3. Shirat acidë e ndryshojnë vlerën e pH-së së tokës, për shkak të së cilës disa lloje bimësh nuk mund të zhvillohen në kushte të tilla. Gjej të dhëna se çfarë mjetesh komerciale përdoren për zvogëlimin e pasojave të acidifikimit të tokës dhe si zbatohen ato. Përgatit një prezantim të shkurtër dhe prezantoje para shokëve të klasës.

FJALOR TERMINOLOGJIK

- **Metalet alkaline** – metale që ndodhen në grupin e parë të Sistemit periodik të elementeve. Këto janë: litiumi (Li), natriumi (Na), kaliumi (K), rubidiumi (Rb), ceziumi (Cs) dhe franciumi (Fr).
- **Oksid amfoter** – oksid i një metali që sillet edhe si oksid acidik, edhe si oksid bazik.
- **Atom** – njëësia themelore ndërtimore e elementeve.
- **Numër atomik** – numri i protoneve në bërthamën e atomit të një elementi.
- **Bërthamë atomike** – pjesa e atomit ku është përqendruar masa e tij. Përbëhet nga protone dhe neutrone.
- **Baza** – hidrokside që treten në ujë.
- **Oksid bazik** – oksid i cili në reaksion me ujë, formon bazë, ndërsa në reaksion me acid formon kripë dhe ujë.
- **Acid jooksigjenik** – acid që nuk përmban oksigjen në mbetjen acidike.
- **Gazra fisnikë** – gaze që ndodhen në grupin e 18-të të Sistemit periodik të elementeve. Këto janë: heliumi (He), neoni (Ne), argoni (Ar), kriptoni (Kr), ksenoni (Xe) dhe radoni (Rn). Te këto elemente, shtresa elektronike me energjinë më të lartë është e mbushur plotësisht me elektrone.
- **Elektrone valente** – elektronet e shtresës së fundit elektronike.
- **Grupe** – kolonat vertikale në Sistemin periodik të elementeve.
- **Deuterium** – izotop i hidrogjenit me numër mase 2, pra me një proton dhe një neutron.
- **Dehidrim** – proces në të cilin largohet uji nga një substancë.
- **Elektron** – grimcë nga e cila ndërtohet mbështjellësi elektronik i atomit. Ka ngarkesë negative.
- **Mbështjellës elektronik** – mbështjellësi i elektroneve rreth bërthamës atomike.
- **Shtresë elektronike** – pjesë e hapësirës rreth bërthamës atomike ku ndodhen elektronet.
- **Element** – bashkësi atomesh me të njëjtin numër atomik.
- **Efekti serrë** – proces në të cilin rrezatimi i emetuar nga disa gaze të atmosferës ngroh sipërfaqen e Tokës.
- **Acidifikimi i oqeanëve** – ulja e vlerës së pH-së së oqeanëve si pasojë e shirave acidë dhe faktorëve të tjerë.

- **Metale alkaline tokësore** – metale të grupit të dytë të Sistemit periodik të elementeve. Këto janë: beriliumi (Be), magnezi (Mg), kalciumi (Ca), stronciumi (Sr), bariumi (Ba) dhe radiumi (Ra).
- **Izobare** – atome me të njëjtin numër mase, por me numra atomikë të ndryshëm.
- **Izotope** – atome me të njëjtin numër atomik, por me numra mase të ndryshëm.
- **Indikator** – substancë që ka ngjyrë të ndryshme në tretësira me vlera të ndryshme të pH-së.
- **Oksid indiferent** – oksid që nuk reagon as me ujë, as me acide dhe as me baza.
- **Gazra inertë** – shih gazra fisnikë.
- **Acid** – substancë, molekulat e së cilës përbëhen nga hidrogjeni dhe një mbetje acidike.
- **Shi acid** – shi me $\text{pH} < 7$, sepse përmban acide të tretura, më së shpeshti H_2CO_3 dhe H_2SO_3 , të formuara në atmosferë nga reaksioni ndërmjet oksideve acidike përkatëse dhe avullit të ujit.
- **Oksid acidik** – oksid që në reaksion me ujë formon acid, ndërsa në reaksion me hidroksid formon kripë dhe ujë.
- **Mbetje acidike** – pjesa e mbetur e acidit pas largimit të hidrogjenit nga molekula e tij.
- **Numri i masës** – shuma e numrit të protoneve dhe neutroneve në bërthamën e një atomi.
- **Metal** – lloj substance elementare me veti karakteristike metalike.
- **Oksid metalik** – oksid i oksigjenit me një metal.
- **Jometal** – lloj substance elementare me veti jometalike.
- **Oksid jometalik** – oksid i oksigjenit me një jometal.
- **Oksid neutral** – shih oksid indiferent.
- **Neutralizim** – reaksion ndërmjet një acidi dhe një baze, me ç'rast formohen kripë dhe ujë.
- **Neutron** – grimcë e bërthamës atomike, me masë pothuajse të barabartë me atë të protonit, por pa ngarkesë elektrike.
- **Nomenklaturë** – emërtimi i përbërjeve mbi bazën e formulës së tyre, sipas rregullave të caktuara.
- **Oksid** – përbërje binare e oksigjenit me një element tjetër, në të cilën oksigjeni është dyvalent.
- **Sistemi periodik i elementeve** – tabelë në të cilën elementet janë renditur sipas rritjes së numrave atomikë.
- **Perioda** – rreshtat horizontale në Sistemin periodik të elementeve.
- **Modeli planetar i ndërtimit të atomit** – model sipas të cilit elektronet lëvizin rreth bërthamës së atomit ngjashëm me lëvizjen e planetëve rreth Diellit.
- **Protium** – izotop i hidrogjenit me numër mase 1, pra vetëm me një proton në bërthamë dhe pa neutrone.

- **Proton** – grimcë e bërthamës atomike me ngarkesë pozitive.
- **Numër rendor** – numri rendor i elementit në Sistemin periodik, i cili është i barabartë me numrin atomik. Këta dy terma janë sinonime.
- **Masë relative atomike (A_r)** – numër pa njësi që përdoret për të shprehur masën e atomit të një elementi. Masat relative atomike të elementeve jepen në Sistemin periodik.
- **Masë relative molekulare (M_r)** – numër pa njësi që përdoret për të shprehur masën e molekulave ose të njësive të tjera ndërtimore të substancave që nuk janë atome. Llogaritet nga formula e substancës si shuma e masave atomike të elementeve përbërëse, secila e shumëzuar me indeksin përkatës.
- **Strukturë elektronike e qëndrueshme** – strukturë elektronike në të cilën të gjitha shtresat janë plotësisht të mbushura me elektrone. Një konfigurim i tillë ekziston te gazrat fisnikë.
- **Gazra serrë** – gaze që kanë aftësinë të absorbojnë rrezatimin diellor të reflektuar nga sipërfaqja e Tokës, duke mbajtur nxehtësinë në atmosferë dhe duke shkaktuar efektin serrë.
- **Halkogjenë** – elemente të grupit të 16-të të Sistemit periodik. Këto janë: oksigjeni (O), squfuri (S), seleni (Se), teluriumi (Te), poloniumi (Po) dhe livermoriumi (Lv).
- **Halogjenë** – elemente të grupit të 17-të të Sistemit periodik. Këto janë: fluori (F), klori (Cl), bromi (Br), jodi (I), astat (At) dhe tenesini (Ts).
- **Higroskopicitet** – aftësia e disa substancave për të absorbuar ujë nga mjedisi.
- **Hidroksid** – përbërje e ndërtuar nga një metal dhe grupi hidroksid.
- **Grup hidroksid** – grup njëvalent i përbërë nga oksigjeni dhe hidrogjeni (–OH).
- **Vlera e pH-së** – numër që tregon sa acidike ose bazike është një tretësirë.

Shoqëria aksionare për botimin e teksteve shkollore dhe mjeteve mësimore
PROSVETNO DELLO AD Shkup, Rr. Dimitrie Čupovski nr. 15

Për botuesin:
m-r Pavle Petrov, drejtor i përgjithshëm

Kimia për klasën VIII të arsimit fillor

Autor: **Slobotka Aleksovska**

Titulli origjinal:
Хемија за VIII одделение во основно образование

Kryeredaktor: **Vesna Dukovska**

Lekturimi dhe redaktimi gjuhësor: **Gordana Aceska**

Përkthimi nga maqedonishtja në shqip: **Vljera Sulejmani**

Përpunimi grafik, kopertina dhe përgatitja kompjuterike::
Pepi Damjanovski

Ilustrime: **Shutterstock i Freepik**

ISBN: 978-608-228-585-6

Vendi dhe viti i botimit: Shkup, 2026

Vëllimi 108 faqe. Formati: 195x270 mm. Tirazhi: 6.679

Libri është shtypur në shtypshkronjën: EVROPA 92 DOOEL,
Rruga Križevska 52, 2300 Koçan

CIP - Каталогизација во публикација
Национална и универзитетска библиотека „Св. Климент Охридски“, Скопје

373.3.016:54(075.2)=18

ALEKSOVSKA, Slobotka
Kimia për klasën VIII të arsimit fillor / Slobotka Aleksovska ;
[përkthimi nga maqedonishtja në shqip Vljera Sulejmani]. - Shkup :
Prosvetno dello, 2026. - 108 стр. : илустр. ; 27 см

Превод на делото: Хемија за VIII одделение во основно образование. -
Fjalor terminologjik: стр. 103-106

ISBN 978-608-228-585-6
COBISS.MK-ID 69205509



ПРОСВЕТНО ДЕЛО



9

786082

285856

131840