

Sllobotka Aleksovska

KIMIA

**për vitin III
arsimi i mesëm profesional katërvjeçar**

**Drjetimi/Sektori
Komunikacioni, transporti dhe maga-
zinimi**

Shkup, 2024

K I M I A

për vitin III

arsimi i mesëm profesional katërvjeçar

Drjetimi/Sektori

Komunikacioni, transporti dhe magazinimi

Autore:

Sllobotka Aleksovska

Recensentë:

Vesna Dimova

Faik Alili

Bllaga Çekova

Titulli origjinal:

ХЕМИЈА

за III година

средно стручно четиригодишно образование

Струка/Сектор: Сообраќајна/Сообраќај, транспорт и складирање

Слоботка Алексовска

Përpunimi teknik:

Sllobotka Aleksovska

Redaktor: Refail Sulejmani

Përkthyer nga gjuha maqedonase: Neshe Salih

Redaktor profesional në gjuhën shqipe: Neshe Salih

Lektor: Refail Sulejmani

Botues:

Ministria e Arsimit dhe Shkencës e Republikës së Maqedonisë së Veriut

rr. "Shën Kirili dhe Metodi" nr. 54 1000 Shkup.

Rregullimi grafik dhe teknik: Vesna Depinovska – ARS STUDIO

Shtypi: Evropa 92 – Koçan

Tirazhi:

Vendi dhe viti i botimit: Shkup, 2024

Me vendim për miratimin e tekstit shkollor për lëndën KIMIA, për vitin III të arsimit të mesëm profesional katërvjeçar, PROFESIONI/SEKTORI: Komunikacioni, transporti dhe magazinimi, nr. 26-619/1 të datës 22.03.2023, miratuar nga Komisioni kombëtar i teksteve shkollore.

PARATHËNIE

Ky tekst shkollor është i dedikuar për nxënësit e **vitit të tretë të arsimit të mesëm profesional katërvjeçar**, për sektorin/profesionin, komunikacion, transportin dhe depozitimin. Teksti shkollor është shkruar në përputhje me **Konceptin për përpunimin e tekstit shkollor dhe me Programin për lëndën Kimi për vitin e tretë të arsimit të mesëm profesional katërvjeçar për sektorin/profesionin, komunikacionin, transportin dhe depozitimin**.

Teksti shkollor përbëhet nga **shtatë njësi modulare** që mbulohen nga programi mësimorë, me **tituj të përmbajtjes** që janë të **përshtatshëm edhe me përmbajtjen e programit dhe në të gjithë tekstin theksohen qartë konceptet** që duhet të përvetësojnë nxënësit. Në vetë tekstin, ose në pyetjet dhe detyrat në fund të përmbajtjeve, futen **veprimtari dhe metoda të ndryshme të punës në klasë, të përshtatshme me ato të parashikuara në program**. Përveç përmbajtjes së tekstit bazë, njësitë modulare janë të bollshme edhe me **një numër të madh figurash, tabelash, diagramesh, grafikësh, eksperimentesh dhe problemesh shembujsh të zgjidhur**. E gjithë kjo për ta bërë më të lehtë për nxënësit të kuptojnë dhe të mësojnë fakte komplekse shkencore.

Eksperimentet e dhëna në përmbajtjen mësimore duhet të kryhen gjatë orës së mësimi. Eksperimentet më të thjeshta kryhen nga vetë nxënësit, kurse ato më komplekse apo më të rrezikshme nga mësuesi. Sa dhe cilat prej tyre do të kryhen në klasë, varet nga zgjedhja e mësuesit dhe kushtet e punës. Gjëja më e rëndësishme është që përmes eksperimenteve nxënësit të kuptojnë se eksperimenti është një nga mjetet më të rëndësishme metodologjike dhe didaktike në studimin e kimisë. Për më tepër, eksperimentet synojnë të nxisin kuriozitetin dhe frymën e kërkimit të nxënësit.

Shembujt e zgjidhur janë hartuar në atë mënyrë që ofrojnë metodologjinë e zgjidhjes së detyrës, së bashku me konsideratat dhe lidhjen e fakteve. Në këtë mënyrë nxënësit jo vetëm që do të mësojnë materialin, por do të mësojnë edhe si të mësojnë, d.m.th. si të lidhni faktet e mësuara dhe t'i zbatoni ato në një shembull specifik dhe në një situatë të re.

Në fund të përmbajtjes, ka **pyetje dhe detyra**, si dhe një pjesë e veçantë me titull **Hulumto**. Pyetjet dhe detyrat janë sipas niveleve të ndryshme të taksonomisë së Bloom-it, ndërsa kërkimi synon të zhvillojë aftësitë e nxënësve për kërkimin, zgjidhjen e problemeve dhe krijimin e projekteve, si dhe zhvillimin e aftësive për përdorimin e teknologjive të informacionit. Këto aktivitete mund të kryhen individualisht ose në grupe të vogla.

Në disa vende në tekst, në të ashtuquajturat **Shtojca** e theksuara janë fakte të rëndësishme, kuriozite apo risi shkencore që lidhen me tekstin kryesor. Roli i tyre është të afrojnë kiminë me nxënësit, ta popullarizojnë atë dhe t'i interesojnë ata për të përvetësuar njohuri të reja. Nxënësi nuk ka nevojë t'i mësojë ato, por çdo njësi modulare mbaron me **Rezime** e cila, në fakt i përmban të gjitha termet më të rëndësishme, definicione dhe fakte që nxënësi duhet t'i përvetësojë nga njësia modulare e dhënë.

Të dashur dhe të nderuar nxënës, shpresoj që ky tekst shkollor do ju mundësojë t'i përvetësoni njohuritë e nevojshme nga lëmi i kimisë, e nevojshme për drejtimin tuaj dhe për arsimimin tuaj të ardhshëm. Përveç kësaj, shpresoj që tek ju do ta nxisë dashurinë ndaj shkencës, veçanërisht ndaj kimisë, kurse do ju motivojë të hulumtoni dhe të arrini në njohuri të reja. Ju dëshiroj punë të suksesshme!

Për pyetje, sugjerime, diskutime rreth kimsë, drejtohuni në email adresën: bote@pmf.ukim.mk

Autorja

Falënderim

Me sinqeritet të madh i falënderohem komisionit recensues, Vesna Dimova, Faik Alili dhe Bllaga Cekova, si dhe lektoret, Vesna Kostovska për kontrollimin e kujdesshëm dhe të thellësishëm të tekstit, për sugjerimet e tyre të vlefshme dhe për lëshimet dhe gabimet. Me gjithë këtë kontribuan që të zmadhohet kualiteti i tekstit shkollor.

*Me respekt ndaj të gjithëve,
Slobotka Aleksovska*

Njësia modulare 1

KIMIA SI SHKENCË EKSPERIMENTALE

1.1 KIMIA SI SHKENCË EKSPERIMENTALE

Me kiminë je njoftuar qysh në arsimin fillor. Ju tashmë e dini, që **kimia është shkencë natyrore** e cila, së bashku me fizikën dhe biologjinë e studiojnë natyrën dhe ligjet që mbisundojnë në të. Natyra është lëndë e pashtershme për hulumtim dhe laborator më i madh. Është e pandashme dhe e vetme, por është aq e gjerë dhe komplekse, e cila mund të studiohet në më shumë shkenca. Çdonjëra nga shkencat natyrore ka lëndën e vet të studimit, por megjithatë ato janë të lidhura ndërmjet veti dhe plotësohen, pikërisht për shkak të thjeshtësisë së natyrës.

Lënda e studimit të kimit janë **substancat**. Substancat ndodhen rreth nesh: disa substanca formojnë natyrën e vdekur, të tjera hyjnë në përbërjen të organizmave të gjallë, e disa e kanë krijuar njeriun.

Kimia e zbulon përbërjen të substancave dhe të vetive të tyre, ndërsa në varësi të tyre, substancat përdoren për qëllime të ndryshme. Por substancat vazhdimisht i nënshtrohen ndryshimeve të cilat janë veçanërisht të rëndësishme për kimistët. Gjatë studimit të ndryshimeve kimike dhe ligjet që mbisundojnë në to, kimistët kanë mundësi t'i kuptojnë dhe t'i shpjegojnë ndryshimet e natyrës. Sipas kësaj, për kiminë mund të japim përkufizimin në vijim:



Figura 1.1 Natyra është inspirim i pashtershëm i shkencëtarëve

Kimia është shkenca e cila e studion përbërjen, vetitë dhe ndryshimet e substancave, si dhe ligjshmëritë sipas së cilës zhvillohen ndryshimet e tyre.

Për arsye se i studion substancat dhe shndërrimet e tyre, kimia është shkencë themelore, si për shkencat e tjera natyrore, ashtu edhe për zhvillimin e një numri të madh të ashtuquajtura shkencave aplikative (Fig 1.2). Prandaj, përveç që është shkencë natyrore, **kimia është gjithashtu shkencë esenciale**. Të tria shkenca natyrore nuk mundën rreptësisht të ndahen njëra nga tjetra, kurse prandaj nga to janë zhvilluar shkenca kufitare ose të ashtuquajtura shkenca interdisiplinare siç janë kimia fizike, biokimia, biofizika etj. Nga ana tjetër, vetë kimia është shkencë aq e gjerë, ashtu që më lehtë të studiohet ajo duhet të jetë e ndarë në më shumë degë ashtu siç janë: kimia inorganike, kimia organike, kimia analitike etj.

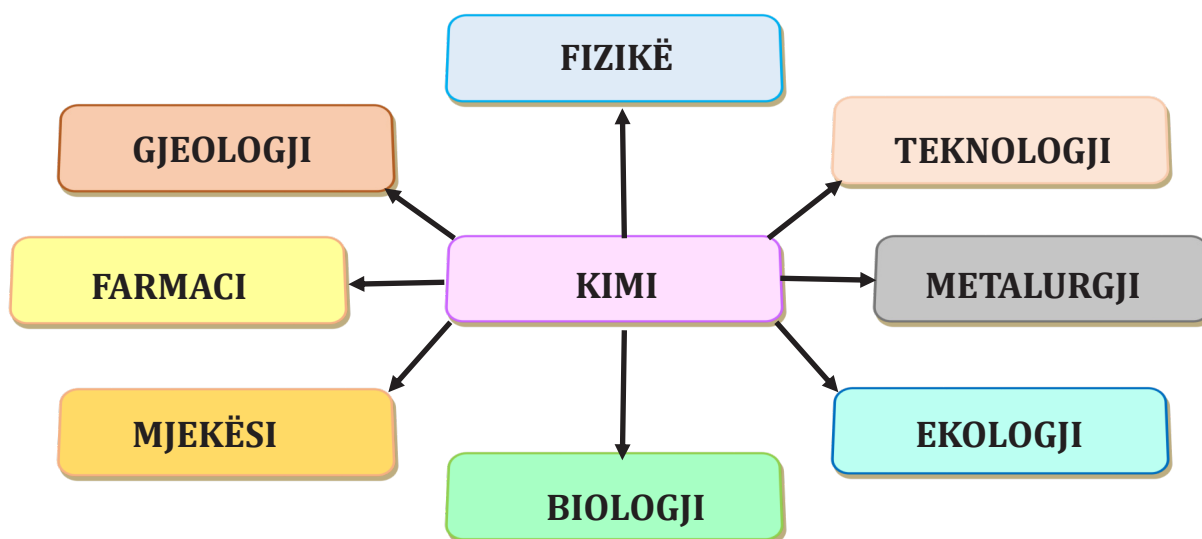


Fig 1.2. Lidhshmëria e kimisë me shkencat të tjera natyrore dhe me disa shkencë aplikative.

Kimia i ka tërhequr rrënjët që nga kohërat e lashta, për shkak aplikimit të saj në jetën e përditshme. Ashtu, njeriu ka mësuar të shkrijë xehe edhe prej tyre ka prodhuar objekte të ndryshme, kurse gjithashtu zhvilloi përfitimin e produkteve qeramike. Ai po ashtu edhe më shumë i ka njohur substancat dhe është njoftuar me një numër të madh faktesh për to. Por, kimia nuk është shkencë, e cila merret vetëm me fakte të zhveshura, por gjithmonë kërkon përgjigje për pyetjen “pse”, gjegjësisht përpjeket t’i shpjegojë faktet. Përpjekjet për t’i kuptuar pse substanca të ndryshme kanë veti të ndryshme dhe pse pësojnë ndryshimet nën veprimin e ndikimeve të ndryshme, ka mundësuar zhvillim më intensiv të kimisë dhe të zbulimeve të reja.

Një nga periudhat kur kimia ka përparuar mjaftë ka qenë periudha e alkimisë. Duke shkuar pas kërkimit të “gurit të urtësisë” për të cilën kanë besuar se mundet metalet të shndërrohen në ar, alkimistët kanë arrirë të fitojnë shumë komponime të reja dhe të zhvillojnë procese të ndryshme kimike (Fig 1.3)



Fig 1.3 Laboratori i vjetër alkimik



Fig 1.4. Antoine Lavoisier

Megjithatë, kimia është bërë shkencë e vërtetë me zbulimin e ligjit për ruajtjen e masës nga Antonie Lavoazier (Fig 1.4.). Ai është përpjekur që në bazë të fakteve eksperimentale të jep përfundime teorike me çka e ka kyçur metodën shkencore në kimi. Prandaj, Lavoisier njihet si fillestar i kimisë moderne.

Më tej, kimia është zhvilluar gjithnjë më intensivisht, ndërsa në shekullin e kaluar mund të thuhet se është shekulli i kimisë. Sot jeta nuk mund të imagjinohet pa kiminë. Në fakt, në kuptimin e vërtetë të fjalës, kimia e ndryshon botën dhe mënyrën e jetës së njeriut, sepse me zbatimin e njohurive kimike dhe ligjet, kimistët krijojnë substanca të reja me veti të dëshirueshme, kurse të dobishme. Kështu, zhvillimi i mjekësisë moderne dhe farmacisë në sasi të madhe varet nga përparimi i kimisë. Shumë sëmundje të pashërueshme u mposhtën falë zbulimit të substancave të reja mjekuese. Kimia gjithashtu ka një rol të rëndësishëm në luftën për prodhim më të madh ushqimor, për shkak të prodhimit të plehrave artificiale, mjetet për mbrojtjen e bimëve nga sëmundjet dhe dëmtuesit si dhe ato që i përshpejtojnë rritjen e bimëve. Shumë lëndët në amvisëri, veshje, materiale ndërtimore, etj. varen nga zhvillimi i kimisë. Një shembull i tillë janë materialet plastike ku i hasim në përditshmëri.

Deri në njohuri shkencore, kontrolli i tyre, a më pas edhe aplikimi praktik i tyre, në kimi zakonisht arrihet me kryerjen e **eksperimenteve, d.m.th. eksperimentim**. Kur realizojmë ndonjë eksperiment, ne në fakt kryejmë paraprakisht procedura mirë të planifikuara, në kushte të kontrolluara, me qëllim që të zbulohen njohuri të reja, për të kontrolluar disa fakte tashmë të njohura ose për t'i përsëritur ato. Sipas kësaj:

Eksperimenti përfaqëson një veprim saktësisht të definuar, planifikuar dhe të kontrolluar, gjatë së cilës kryhen ndryshime fizike dhe/ose kimike, duke aplikuar operatione, vëzhgim dhe matje të ndryshme,

Domethënë, përveçse është e natyrore dhe fundamentale, **kimia është edhe shkencë eksperimentale**. Eksperimentet e planifikuara dhe të paramenduara kimike në kushte të kontrolluara realizohen në **laboratorit kimike**.



Fig 1.5. Laboratori kimik modern

Laboratorët kimike të sotshme, kanë pajisje të ndryshme dhe instrumente moderne me të cilat mund të realizohen shumë eksperimente të përbëra. Në kimi, eksperimenti është baza e koncepteve shkencore, por po ashtu edhe mjet kryesor didaktik gjatë të studiuarit e kimisë. Nga gjithçka kjo që ishte e paraqitur, mund të japim në vijim përkufizim për kiminë:

Kimia është shkencë natyrore, esenciale dhe eksperimentale.

1.2 PAJISJET LABORATORIKE DHE MASAT E KUJDESIT

Siç thamë, eksperimenti është mjeti kryesor me të cilin arrihet njohuria shkencore, por edhe mjeti kryesor didaktik në studimin e kimisë. Prandaj, gjatë studimit të kimisë, shpesh duhet të eksperimentoni, hetoni dhe zgjidhni një problem specifik. Për të qenë në gjendje të eksperimentoni, së pari duhet të njiheni me pajisjet bazë laboratorike të përdorura në kimi dhe të mësoni se si ta trajtoni atë. Pajisjet bazë laboratorike janë dhënë në figurën 1.5.

Përveç pajisjeve të ndryshme, kur studioni kimi, përdorni edhe kimikate të ndryshme. Disa kimikate mund të jenë të rrezikshme dhe të dëmshme, prandaj është e nevojshme të njiheni me shenjat paralajmëruese (Tabela 1.1), si dhe rregullat për punë të sigurt. Këtu janë disa nga rregullat themelore:

Pjesë e masave të kujdesit dhe rregullat e sjelljes gjatë realizimit të eksperimenteve

- ◆ Mund të kryeni vetëm ato eksperimente që ju janë caktuar nga mësuesi!
- ◆ Së pari, lexoni me kujdes udhëzimet për eksperimentin dhe mendoni se çfarë duhet të bëni.
- ◆ Përgatitni dhe përdorni pajisjet mbrojtëse të ofruara, veçanërisht syzet laboratorike!
- ◆ Kujdes nga shenjat paralajmëruese!
- ◆ Mos i prekni substancat drejtpërdrejt me dorën tuaj dhe mos provoni shijen e tyre!
- ◆ Mos u mbështetni me fytyrën tuaj drejtpërsëdrejti mbi hapjen e enës në të cilën jeni duke kryer një eksperiment!
- ◆ Nëse gjatë reaksioneve që kryeni lëshohen gazra të ndryshëm, ato nuk duhet të thithen drejtpërdrejt, por, nëse është e nevojshme t'i nuhasni, lëvizja e tyre duhet të drejtohet drejt hundës me dorë.
- ◆ Pasi të keni mbaruar me punën, lani enët e përdorura dhe vendosni kimikatet në vendin e tyre.



1. Epruvetat

2. Gotë
laboratorike

3. Balonë me
rrafsh të drejtë



4. Erlenmaer



5. Menzurë



6. Hinkë



7. Orë qelqi



8. Enë porcelani



9. Havan me
shtypës



10. Lugë metalike



11. Gërshërë
metalike



12. Peshore



13. Llambë
shpiritusi



14. Kapëse druri



15. Lugë për
nxemje

Fig 1.6 Pajisje themelore laboratorike

Këtu shkurtimisht do t'ju tregojmë se për çfarë shërbejnë pajisjet themelore laboratorike. Në këtë pjesë do të rikthehesh më shpesh, sepse me disa nga termet që janë të dhëna këtu do t'i hasësh më tutje në materialin, veçanërisht gjatë realizimit të eksperimenteve.

- ◆ **Epruvetat** (1) shërbejnë për realizimin e reaksioneve kimike me sasi më të vogla të substancave.
- ◆ **Gotat laboratorike** (2) shërbejnë për realizimin e reaksioneve kimike, për tretjen e substancave, mbledhjen e filtratit, nxehje etj.
- ◆ **Kolbat me rrafsh të drejtë** (3) përfshihen në të ashtuquajturat enë matëse të cilat, më shpesh, shërbejnë për përgatitjen dhe ruajtjen e sasisë së caktuar të vëllimit të tretësirave.
- ◆ **Erlenmaer** (4) shërbejnë për realizimin e reaksioneve kimike, për të mbledhur dhe ruajtjen e lëngjeve etj.
- ◆ **Menzurat** (5) i përkasin të ashtuquajturave enëve matëse të cilat përdoren për matje të vëllimit të caktuar të tretjeve.
- ◆ **Hinkat laboratorike** (6) shërben për filtrim dhe për derdhjen e lëngjeve në një enë tjetër.
- ◆ **Orë qelqi** (7) shërbejnë për realizimin e kristalizimit në temperaturë të dhomës (“avullim deri në të thatë”) për matje të substancave të ngurta, për të mbuluar enët në të cilën ndodhen disa substanca etj.
- ◆ **Enë porcelani** (8) përdoret për avullimin deri në tharje të sasive të tretjeve më të vogla, për tretjen e substancave, mbledhjen e filtratit, kryerjen e reaksioneve kimike etj.
- ◆ **Havani me shtypës** (9) është enë porcelani me mure të trashë. Shërben për imtësimin dhe copëtimin e substancave të ngurta.
- ◆ **Lugë metalike** (10) përdoret për marrjen e substancave të ngurta.
- ◆ **Gërshëra metalike** (11) përdoret për mbajtjen dhe bartjen e enëve të nxehta.
- ◆ **Peshorja** (12) përdoret për matjen e masës.
- ◆ **Ilambë spiritusi** (13) si edhe flakët tjerë shërbejnë si mjet për nxehje.
- ◆ **Mbajtëse druri** (14) përdoren për mbajtjen e epruvetave gjatë ngrohjes së shkurtër në flakë të hapur.
- ◆ **Lugë për nxehje** (15) përdorohet për djegie të ndonjë substance të ngurtë, direkt në flakë të hapur.

Tabela 1.1. Shenjat për paralajmërim dhe rreziku potencial

SIMBOLI	KUPTIMI I SIMBOLIT	SIMBOLI	KUPTIMI I SIMBOLIT
	SUBSTANCA IRRITUESE (irritues)		MJET OKSIDUES (OXIDANT)
	SUBSTANCË E DËMSHME PËR SHËNDET		SUBSTANCË RADIOAKTIVE
	SUBSTANCË KOROZIVE: Të gjitha acidet dhe bazat e përqëndruara.		SUBSTANCË EKSPLOSIVE
	SUBSTANCË LEHTË NDEZËSE		SUBSTANCË QË ËSHTË NDOTËS I MJETDISIT TË NJERIUT
	SUBSTANCË EKSTREME NDEZËSE		SUBSTANCË KANCEROGJENE
	SUBSTANCË TOKSIKE (HELM)		SUBSTANCË E DËMSHM BIOLOGJIKE

1.3 EKSPERIMENTIMI NË KIMI

Për të arritur tek e vërteta shkencore, në kimi, ashtu edhe në shkencat e tjera, zbatohet **metodë shkencore** ose **metodë kërkimore**. Metoda shkencore përfshin: **vrojtim, vendosje të hipotezës, eksperimentim, parashtrimi i teorisë, kontrollimi i teorisë**.

Pjesë nga natyra, lënda, substanca, procesi etj., kah e cila është koncentruar vëmendja jonë me qëllim që ta hulumtojmë quhet **sistem**. Studimi i sistemeve përbëhet nga përcaktimi i vetive të atyre sistemeve, madhësia e atyre vetive dhe ndryshimet e tyre. Pothuajse gjithmonë kur i studiojmë sistemet, ne ato i vëzhgojmë. **Vëzhgimi** paraqet vrojtim të kujdesshëm dhe të koncentruar të lëndëve, substancave, dukurive dhe ndryshimeve që ndodhin në natyrë ose gjatë eksperimentimit, me qëllim që të studiohen. Gjatë vëzhgimit ne mbledhim të dhëna të caktuara. Sipas asaj që e vërejmë gjatë vëzhgimit, ne mund të japim përfundime të duhura. Me eksperimentet në vijim mund t'i ushtroni aftësitë tuaja për vëzhgim:



Eksperiment

Vëzhgimi i substancave të ndryshme dhe përcaktimi i vetive të tyre

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: tri orë qelqi, lugë metalike, tri gota të vogla laboratorike, sqfur pluhur, gurkali (ose kripëra të tjera me ngjyrë, p.sh. kripërat e kobaltit ose nikelit), kokrrizat e zinkut, kos i trashë frutash, vaj për ushqim, uthullë vere, syzet mbrojtëse dhe dorëza

Procedura: Mbi tri orët e qelqit, me një lugë metalike, vendosni veçmas pluhur sqfuri, disa kristale gurali dhe disa granula zinku. Fshije lugën me shami pas çdo marrje të substancave! Vëzhgoni, ngjyrën dhe konsistencën e çdonjërës prej këtyre substancave dhe nxirrni përfundime të duhura.

Në tri gota të veçanta me ngadalë vendosni kosin me fruta, vaj për ushqim dhe uthullë vere. Vëzhgoni se cila nga këto substancave më shpejt dhe më e lehtë e derdhët gj.gj cila më lehtë derdhet, kurse mandej vëzhgo ngjyrën dhe pamjen e çdonjërës prej substancave dhe jepni përfundim të duhur.

Vëzhgimi na inkurajon të mendojmë se përse ndodh ndonjë dukuri, pse ndonjë veti është pikërisht e tillë siç është etj. Gjegjësisht të mendojmë për problemin shkencorë që duhet

ta zgjedhim. Për t'i shpjeguar të gjitha këto gjëra, ne fillimisht e parashtrojmë **hipotezën**. Një hipotezë është supozim për atë që *do mund* të jetë zgjidhja (ose zgjidhjet) në problemin shkencorë.

Por për të konfirmuar hipotezën, në kimi ne zakonisht kryejmë eksperimente. Në fakt, vend qendrorë në metodën shkencore që përdoret në kimi, zë vend **eksperimenti**. Siç më përmendëm, eksperimenti është veprim paraprakisht i planifikuar dhe i paramenduar ose një numër i madh veprimesh në bazë të së cilës kryejmë operacione dhe matje të ndryshme. Rrjedha e eksperimentit, sërish, duhet me kujdes të vëzhgohet dhe të shënohen të gjitha vërejtjet e perceptuara.

Eksperimentimi në kimi përfshin zbatim të veprimeve të ndryshme me të cilat nxiten ndryshimet fizike dhe /ose kimike të sistemit të studiuar, të cilat mund të kenë qëllime të ndryshme. Shumë shpesh qëllimi i eksperimentimi në kimi është të fitohen substanca të njohura dhe të reja duke zbatuar reaksione kimike të duhura. Në raste të tjera nevojitet t'i ndajmë komponentët nga një sistem më i përbërë dhe të fitojmë substanca të pastërta. Me veprime të këtilla do të njoftohemi më tutje. Shpesh herë, qëllimi i eksperimentimit në kimi është të fitojmë njohuri për vetitë e sistemit. Për shembull, ta hulumtojmë tretshmërinë e substancave të përmendura në eksperimentin e mësipërm në ujë.



Eksperiment

Tretshmëria e substancave të ndryshme në ujë

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: tri gota të vogla laboratorike, lugë metalike, thupër qelqi, squfuri si pluhur, gurkali (ose kripëra të tjera të ngjyrosura, për shembull, kripërat e kobaltit ose nikelit), grimcat (granulat) e zinkut, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Të tri gotat laboratorike mbushni deri në gjysmë me ujë. Në çdonjërën prej tyre, me lugë metalike, vendosni në veçanti sulfur si pluhur, disa kristale të gurkalit dhe disa grimca të zinkut. Përzieri përmbajtjen e çdonjërës prej gotave me thupër qelqi. Vëzhgoni se çka ndodh dhe jepni përfundime për tretshmërinë e çdonjërës prej këtyre substancave në ujë dhe ngjyra e tretjes së substancës (substancave) që është tretur (tretura).

Përderisa, duam të fitojmë të dhëna kuantitative për ndonjë veti të sistemit të hulumtuar, përdorim **matjen**. Matja paraqet një krahasim të madhësisë së vetisë që e masim me madhësinë e vetisë së njëjtë e cila është marrë si standard. Më tej do të realizojmë më shumë matje të ndryshme.

Nëse pas vëzhgimeve, eksperimenteve dhe matjeve të kryera vërtetohet hipoteza, atëherë ajo mund të zhvillohet në **teori**. Domethënë:

Teoria paraqet një hipotezë që është e vërtetuar dhe e testuar shumë herë, e cila jep shpjegim të një problemi shkencorë të caktuar.

Sidoqoftë, çdo teori duhet të testohet vazhdimisht me eksperimente të reja. Ashtu, çdo teori është vazhdimisht nën zmadhuesin e kontrollimit shkencorë. Shkencëtarët shpesh i përmbledhin ato faktet në deklarata që quhen **ligje shkencore**.

Nga faktet e paraqitura mund ta japim këtë përfundim:

Deri në të vërtetën shkencore në kimi arrihet duke përdorur metodë shkencore. Ai përfshin hulumtimin, e cila më së shpeshti përfshin vërtetim, eksperimentim dhe matje.

Lidhja ndërmjet hipotezës, eksperimentimit, teoria dhe ligjet janë paraqitur në Fig 1.7.

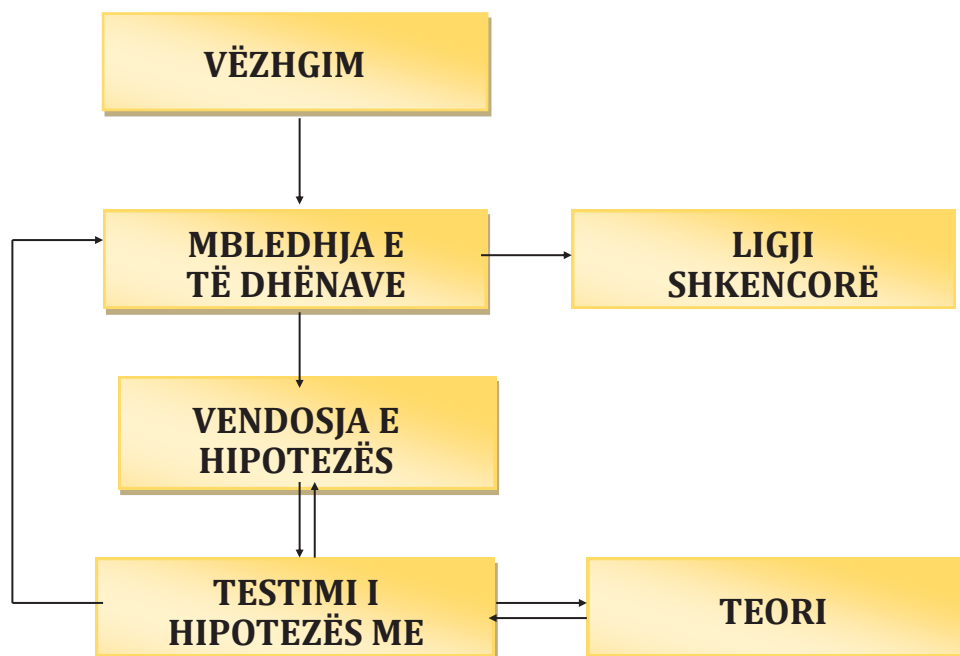


Fig 1.7. Hapat në metodën shkencore të cilat sjellin deri te formimi i teorive dhe ligjeve shkencore.

PYETJE DHE DETYRA

1. Jepni disa definicione për kiminë nga aspekte të ndryshme.
2. Shpjegoni lidhjen e kimisë me farmacinë përmes disa shembujve.
3. Pse kimia është e rëndësishme për ekologji?
4. Çfarë hulumtime kimike pritni të përdoren në gjeologji?
5. Cila enë laboratorike do ta kishe përdorur nëse dëshiron ta bartësh një lëng në një enë tjetër?
6. Çfarë pajisje laboratorike do të kishe përdorur për nxemje të substancave të ngurta?
7. Vizatoni shenjat e rrezikut për: a) substancë korrozive b) substancë lehtë e ndezshme c) substancë radioaktive.
8. Në cila raste duhet ndonjë teori të zgjerohet ose, po plotësisht të mënjanohet?

HULUMTONI!

- ◆ Zgjidhni syze dielli, syze me dioptri, lente kontakti dhe. Shikoni ato dhe përshkruani ato. Më pas kërkon informacion mbi llojet e ndryshme të ilaçeve të kontaktit dhe, si dhe për lëngun për ruajtjen e ilaçit.
- ◆ Merrni disa shishe kimikate nga laborator i shkollës suaj dhe shikoni etiketat në to. Gjeni shenjat paralajmëruese dhe të rrezikut dhe nxirrni një përfundim se cilat prej tyre janë të njëjtat substanca.
- ◆ Përpiloni tabelën e shenjave paralajmëruese dhe të rrezikut që nuk janë dhënë në tabelën 11. të këtij teksti shkollor.
- ◆ Veprimtaria e projektit në grup: Bëni një projekt për zhvillimin historik të kimisë dhe prezantoheni para shokëve të klasës.

1.4 MADHËSITË FIZIKE, NJËSITË DHE SISTEMI NDËRKOMBËTAR I NJËSIVE

Mësuam se kimia është shkencë eksperimentale. Përveç kësaj mësuam se gjatë kryerjes së eksperimenteve ne vëzhgojmë, matim dhe më pas sjellim konkluzionet për vetitë e ca-ktuara të sistemeve. Vetitë që mund t'i matim, gjejmë në mënyrë sasiore i quajmë **madhësi fizike**. Madhësitë fizike shkurtimisht paraqiten me shkronja latine ose greke të cilat mund të jenë të mëdha ose të vogla, por shenjat e madhësive fizike çdo herë shënohen me shkronja të *pjerrëta*. Për shembull, madhësia masë shënohet me m , madhësia e presionit me P , etj.

Matja e ndonjë madhësie paraqet krahasim i madhësisë së asaj madhësie me po të njëjtën madhësi të marrë si standard. Madhësia e marrë si standard quhet **njësi e madhësisë fizike**. Për shembull, nëse doni të matni gjatësinë e tavolinës suaj të shkollës, këtë do të bëni ashtu që do të krahasoni me gjatësinë në një metër. Por, këtë mund ta kryesh duke e krahasuar edhe me gjatësinë e shuplakës suaj ose me gjatësinë e ndonjë lëndë tjetër. Krahasimi i rezultateve të matjeve të kryera nga eksperimentuesit të ndryshëm është veçanërisht i rëndësishëm në shkencë. Prandaj, gjatë zhvillimit historik të shkencës, janë bënë më shumë përpjekje për të unifikuar njësitë me të cilat shprehen vetitë e sistemeve. Sot në botë përdoret e ashtuquajtura **sistemi ndërkombëtar** i njësive (Le Systeme International d'Unites – shkurtimisht SI-njësi). Në këtë sistem janë përzgjedhur shtatë **njësi themelore** dhe njësitë e tyre, sepse nga ato mund të nxirren madhësitë e tjera (**madhësi të prejardhura**) dhe njësitë e tyre. Madhësitë themelore dhe njësitë e tyre janë të dhëna në Tabelën 1.2

Tabela 1.2. SI madhësitë dhe njësitë themelore

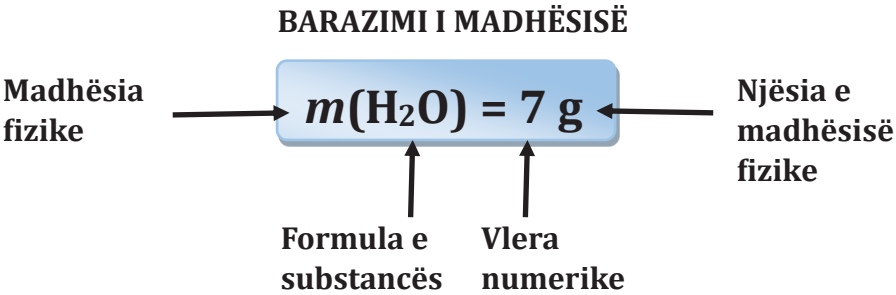
Madhësi Fizike		Njësia	
Emri	Shenja	Emri	Shenja
Gjatësia	l	metër	m
masa	m	kilogram	kg
Koha	t	sekonda	s
Temperatura termodinamike	T	kelvin	K
Sasi substancës	n	mol	mol
Forcë e rrymës elektrike	I	amper	A
Intensiteti i dritës	I_v	kandela	cd

Siç mund të vërehet, shenjat për njësitë matëse shënohen me shkronja të drejta nga alfabeti latin. Më shpesh, përdoret një shkronjë të vogël, por në disa raste edhe më shumë shkronja të vogla (për shembull, mol). Shkronjat e mëdha përdoren vetëm në rastet kur emri i njësisë është e nxjerra nga emri i ndonjë shkencëtari.

Madhësitë fizike i paraqesim si prodhim i vlerës së tyre numerike dhe njësia në të cilën shprehet ajo madhësi.

$$\text{MADHËSIA FIZIKE} = \text{VLERA NUMRIKE} \cdot \text{NJËSIA E MADHËSISË FIZIKE}$$

Madhësia fizike e shprehur në këtë mënyrë quhet **barazim i madhësisë**. Për shembull:



Domethënë, mund të përfundojmë:

Barazimi i madhësisë është ekuacion në të cilën madhësia fizike shprehet si prodhim i vlerës së saj numerike dhe njësia e madhësisë fizike.

Kur madhësitë fizike shkruhen me barazime të madhësisë, është shumë me rëndësi afër shenjës për madhësi fizike të shënohet sistemi për të cilën i përket madhësia fizike. Në kimi, zakonisht ato janë disa substanca, të cilat mund të shkruhen me simbolet e tyre, gjegjësisht formula, por ndonjëherë mund të shkruhen edhe me fjalë. Në barazim të madhësisë preferohet të përdoren SI njësitë, por këtu është e rëndësishme ta cekim se ekzistojnë edhe njësi të cilat janë të lejueshme për përdorim, por nuk janë SI njësi. Disa prej tyre janë dhënë në Tabelë 1.3.

Tabela 1.3. Disa njësi të lejuara që janë në përjashtim të SI njësive

Madhësia	Emri në njësia	Simboli	Marrëdhënia me ajo themelore SI-njësi
Temperatura	shkallë Celsius	°C	0 °C = 273,16 K
Vëllimi	litër	L ose l	1 L = 1 dm ³
Shtypja	Atmosferë fizike	atm	1 atm = 101325 Pa
Shtypja	milimetra zhivë	mm Hg	760 mm Hg = 101325 Pa
Masa	ton	t	1t = 10 ³ kg

Shumë shpesh, në vend të njësive themelore, ne përdorim njësi më të vogla ose më të mëdha. Paraqitja e madhësisë në njësi më të vogël ose më të madhe është e lehtë, nëse merret parasysh se madhësitë fizike shprehen si prodhim i vlerës numerike dhe njësive të madhësisë fizike. Përkatesisht, kur e paraqesim një madhësi fizike në njësi më të vogël ose më të madhe **vlera e vetë madhësisë nuk ndryshon**, por ndryshon vetëm vlera e saj numerike, për aq herë sa është më e vogël ose më e madhe njësia e madhësisë fizike. Supozimet për SI njësitet më të vogla ose më të mëdha, si dhe faktorët shumëzues janë të dhëna në Tabelën 1.4.

Tabela 1.4.Shprehjet shumëzuese dhe faktorët e SI njësive më të vogla dhe më të mëdha

Njësitë më të vogla nga ajo themelore			Njësitë më të madha nga ajo themelore		
parasht-esë	faktor	simbol	parasht-esë	faktor	simbol
deci	10 ⁻¹	d	deka	10	da
centi	10 ⁻²	c	hekto	10 ²	h
mili	10 ⁻³	m	kilo	10 ³	k
mikro	10 ⁻⁶	μ	mega	10 ⁶	M
nano	10 ⁻⁹	n	giga	10 ⁹	G
piko	10 ⁻¹²	p	tera	10 ¹²	T
femto	10 ⁻¹⁵	f	peta	10 ¹⁵	P
ato	10 ⁻¹⁸	a	eksa	10 ¹⁸	E
zepto	10 ⁻²¹	z	zeta	10 ²¹	Z
jokto	10 ⁻²⁴	y	jota	10 ²⁴	Y

Siç thamë, nga madhësitë themelore në SI mund të nxirren të gjitha madhësitë tjera. Këtu do t’i përmendim vetëm disa nga ato, ndërsa me te tjerët do të njihemi me vonë.

Një madhësi fizike e cila shumë shpesh përdoret në kimi është vëllimi. Vëllimi shënohet me *V* dhe përcaktohet si gjatësia e shkallës së tretës, gj.gj ***V* = *l*³**. Sipas kësaj, njësia në të cilën shprehet vëllimi është m³. Megjithatë, në vend të m³, shumë shpesh përdoret një njësi në përjashtim të sistemit e cila emërtohet litër, kurse shënohet me **L**. Vëllimi prej 1 L është i barabartë me vëllimin të shprehur si 1dm³, domethënë **1 L = 1 dm³**.

Përveç vëllimit do të përmendim edhe madhësi të tjera të rëndësishme për kiminë, pikërisht kjo është **dendësia, e cila** shënohet me ρ. Dendësia përcaktohet si raport ndërmjet masës të një substance dhe vëllimi që zë ajo masë e substancës.

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)}$$

Njësia për dendësinë në SI është
$$\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Ti shqyrtojmë disa shembuj për shndërrime të njësive në barazime të madhësive.

Shembulli 1. Masa e një copë hekur është 57g. Paraqite këtë masë me
a) mg b) kg.

Zgjidhje;

Të dhënat;

$$m(\text{Fe}) = 57\text{g}$$

Kërkohet:

a) $m(\text{Fe})$ në mg

b) $m(\text{Fe})$ në kg

a) Masa e hekurit nuk do të ndryshojë nëse në vend me grame e shprehim në miligramë. Domethënë, prodhimi i vlerës numerike dhe njësisë së madhësisë fizike duhet të jenë të barabartë edhe kur masën e hekurit e shprehim në gram edhe kur e shprehim në miligramë. Sipas të dhënave të dhënë në Tabelën 1.4 mund të përfundohet se parashtesa “mili” përdoret për njësi një mijë herë më të vogël se ajo themelore. Gjithashtu shprehja për madhësi fizike e konvertojmë në njësi një mijë herë më të vogël, për aq herë duhet ta zmadhojmë vlerën numerike. Domethënë:

$$m(\text{Fe}) = 57\text{g} = 57000\text{mg} = 5,7 \cdot 10^4\text{mg}$$

b) Kilogrami është njëmijë herë më e madhe nga njësia gram. Sipas kësaj, nëse masa është e shprehur në gram duam ta shndërrojmë në njësinë njëmijë herë më të madhe nga njësia kilogram, vlera numerike do të duhet ta zvogëlojmë njëmijë herë.

Domethënë:

$$m(\text{Fe}) = 57\text{g} = 0,057\text{kg} = 5,7 \cdot 10^{-2}\text{kg}$$

Shembulli 2. Vëllimi i azotit është 7L. Shprehe këtë vëllim në cm^3

Zgjidhja:

Të dhënat e dhënë:

$$V(\text{N}_2) = 10\text{ L}$$

Kërkohet:

$$V(\text{N}_2) \text{ në } \text{cm}^3$$

Fillimisht të përkujtohem se vëllimi prej 1 L është i barabartë me 1 dm^3 , dhe mandej dm^3 ta shndërrojmë në cm^3 . Që t'i shndërrojmë njësitë të cilat janë të shkallëzuara nuk duhet t'i përmendim faktorët shumëzues ndërmjet njësive të shkallëzuara. Është e mjaftueshme t'i dimë ato themeloret, kurse mandej mbi të dy madhësitë (edhe vlera numerike edhe njësia) do ta përdorim shkallëzimin e kërkuar. E dimë se:

$$1\text{ dm} = 10\text{ cm} \Rightarrow (1\text{ dm})^3 = (10\text{ cm})^3 \Rightarrow 1\text{ dm}^3 = 10^3\text{ cm}^3$$

Domethënë:

$$V(\text{N}_2) = 7\text{ L} = 7\text{ dm}^3 = 7 \cdot 10^3\text{ cm}^3$$

Shembulli 3. Dendësia e etanolit është $0,789 \text{ g/cm}^3$. Paraqitni këtë dendësi në g/dm^3 .

Zgjidhje;

E dhënë të dhënat:

$$\rho(\text{etanol}) = 0,789 \text{ g/cm}^3$$

Kërkohet:

$$\rho(\text{etanol}) \text{ në } \text{g/dm}^3$$

Me shembullin mëparshëm ne mësuam se si t'i shëndrojmë njësitë e shkallëzuara. Ky shembull është pak më i komplikuar, sepse madhësia fizike dendësi është në fakt raport i dy madhësive të tjerët. Në raste të këtilla nuk duhet të sjellim përfundime të shpejta dhe të përfundojmë se nëse njëra nga njësitë në thyesë duhet ta shprehim në njësi më të vogël ose më të madhe, e gjithë vlera numerike do të ndryshojë vetëm te numëruesi, por nëse shndërrimi është në emëruesin do të vlejë e kundërta. Këtë mund ta shohim menjëherë nga ky shembull.

$$\rho(\text{etanol}) = \frac{0,789 \text{ g}}{\text{cm}^3} = \frac{0,789 \text{ g}}{(10^{-1} \text{ dm})^3} = \frac{0,789 \text{ g}}{10^{-3} \text{ dm}^3}$$

Vlera reciproke nga shkalla negative, gjegjësisht, shkalla pozitive, kjo është $1/10^{-3} = 10^3$. Rrjedh që:

$$\rho(\text{etanol}) = 0,789 \text{ g/cm}^3 = 0,789 \cdot 10^3 \text{ g/dm}^3 = 789 \text{ g/dm}^3$$

1.5 MATJA

Më parë përmendëm se **matja** është krahasimi i ndonjë madhësie fizike me të njëjtën madhësi të tillë e cila është marrë si standard, e cila quhet njësi e madhësisë fizike. Po ashtu, u njoftuam edhe ne njësitë e madhësive fizike si dhe me mënyrat e shndërrimit të tyre në njësi më të vogla dhe më të mëdha. Këtu do të njihemi me vetë mënyrën e zbatimit të matjes të disa madhësive me të cilat më shpesh i hasim në kimi.

Përpara se të fillojmë me shqyrtimin e shembujve për matje, duhet të theksojmë se në kimi është me rëndësi matjet të jenë të sakta dhe precize. Gjegjësisht, rezultati ekzakt dhe i saktë, mund të fitojmë vetëm kur numërojmë. Për shembull, nëse në një kuti ka 12 flomasterë, kur do t'i numërojmë do ta fitojmë rezultatin e njëjtë. Por, gjatë çdo matjeje, nga shkaqet e ndryshme, ndodhin gabime më të vogla ose më të mëdha. Në fund të fundit, shpesh masa e ndonjë ushqimi që do të na matin në shitore nuk është i njëjtë me masën që do të matim në shtëpi, në peshoren e shtëpisë! Prandaj është e rëndësishme të njihemi me nocionet e saktësisë dhe precizitetit të cilat janë të lidhura me shkaqet e gabimeve që paraqiten gjatë matjeve.

Saktësia na tregon se sa ndërmjet veti janë të afërta vlerat e fituara të madhësisë fizike nga një seri matjesh të përsëritura.

Domethënë, saktësia i dedikohet një serie matjesh të përsëritura të të njëjtës madhësi fizike të sistemit të hulumtuar nga ana e një eksperimentuesi të njëjtë. Nga përvoja e dimë që ndonjëherë gjatë matjeve të përsëritura do të fitojmë rezultat të njëjtë ose përafërsisht të njëjtë, kurse ndonjëherë mund të fitojmë edhe dukshëm rezultat të ndryshëm. Prandaj, është e nevojshme të kryhen matje të përsëritura, a më pas nga ato të përcaktohet vlera mesatare. Në të njëjtën kohë, nëse ndonjë rezultat i matjes devijon dukshëm nga tjerat, ajo duhet merret parasysh, d.m.th. duhet të refuzohet. Nëse gjatë një serie të matjeve fitojmë vlera shumë të afërta për madhësinë fizike themi se matja është precize. Për shembull, nëse gjatë matjes së masës së ndonjë substance marrim tri vlerat e mëposhtme: 1,35 g; 1,36 g dhe 1.35 g, matja është bërë me saktësi, por nëse fitohen tri vlerat e mëposhtme: 1,35 g; 1,40 g dhe 1.28 g, atëherë matja është e pasaktë dhe mbart me vete një gabim. Natyrisht, këto lloj gabimesh burojnë nga matja e pasaktë të vetë eksperimentuesit që paraqitet ose si rezultat i matjes së pakujdesshme ose nga papërvoja. Por mund ndodh që edhe matjet të jenë shumë precize, kurse akoma të mos jenë të sakta

Saktësia na tregon se sa është vlera e fituar gjatë matjes së përafërt me vlerën e vërtetë të madhësisë fizike që matet.

Nëse matja është precize, kurse akoma vlera e matur eksperimentale për madhësinë fizike të duhur dallohet nga vlera e saktë, shkak i gabimit varet nga kualiteti i instrumentit matës dhe karakteristikat e saja. Në këtë rast, gjatë çdo matjeje do të përdoret instrumenti matës do të ketë të njëjtin devijim, i cili shpesh quhet gabim sistematik. Për shembull, shkalla e disa instrumenteve matëse janë më saktë të përpunuara nga shkalla e disa të tjerave të cilat e mesin madhësinë fizike të njëjtë. Nga ana tjetër, instrumentet matëse gjatë përdorimit amortizohen, prandaj është e nevojshme, nga koha në koha, ato të **ekuilibrohen**.

Që të fitojmë paraqitje më të artë për saktësinë dhe precizitetin gjatë matjeve ta shqyrtojmë shembullin e mëposhtëm.

Shembulli 1. Maria, Agimi dhe Jovani kanë marrë detyrë të masin masën e një cope hekuri, masa e vërtetë e së cilës ato nuk e kanë ditur, kurse e cila në fakt ka qenë 2g. Ato kanë bërë seri prej tri matjeve dhe i kanë fituar këto rezultate:

Maria	Agimi	Jovani
1. 1.95 g	1. 2.01 g	1. 1.97 g
2. 1.89 g	2. 1.98 g	2. 1.97 g
3. 1.78 g	3. 2.01 g	3. 1.98 g

Përcaktoni vlerat mesatare nga matjet e këtyre nxënësve dhe jepni koment për precizitetin dhe saktësinë e matjeve të tyre.

Zgjidhja:

Vlera mesatare nga seri matjesh llogarit ashtu që mbledhin vlerat nga matjet, kurse më pas shuma ndahet me numrin e matjeve të kryera. Vlera mesatare nga matjet e nxënësve janë në vijim:

Maria: Është e qartë se, një nga rezultatet e matjeve të Marijës dukshëm devijon nga dy të tjerat, ndaj nuk do ta marrim parasysh, por do ta llogarisim këtu e vlerën mesatare të dy matjeve: $(1.95 + 1.89) \text{ g} / 2 = 1.92 \text{ g}$.

Agimi: $(2.01 + 1.98 + 2.01) \text{ g} / 3 = 2.00 \text{ g}$

Jovani: $(1.97 + 1.97 + 1.98) \text{ g} / 3 = 1.973 \text{ g}$

Rezultatet e fituara për vlera mesatare tregojnë se Maria nuk ka punuar me precizitet dhe nuk ka fituar rezultate të sakta. Agimi ka fituar rezultat të saktë dhe preciz, ndërsa Jovan ka fituar rezultat preciz, por jo dhe të saktë, që mund të varet nga devijimet që i jep peshorja në të cilën janë kryer matjet.

Në fund le të hedhim një vështrim njësisë modulare dhe të shqyrtojmë disa shembuj për matjet e disa nga madhësitë fizike më të rëndësishme në kimi, por natyrisht të tilla të cilat mundën direkt të maten.

1. Matja e masës: Në eksperimentet kimike shumë shpesh matet masa e substancave të ndryshme. Matja e masës shpesh quhet **peshim**, sepse kryhet duke aplikuar peshore. Në laboratorë, përdoren lloje të ndryshme të peshoreve të ndryshëm në varësi nga saktësia dhe/ose ngarkesës maksimale. Më e thjeshta, por dhe më pak të sakta, janë të ashtuquajturat peshore teknike (figura 1.8. a) Saktësia e matjes të këtyre peshoreve është 0,01 g. Ata kanë dy tasa dhe komplet peshat me masa të ndryshme. Në kohën e fundit më shpesh peshoren peshoret digjitale me një tas. Te këto peshore, leximi masës është automatike, d.m.th. nuk vendosen pesha. Te disa peshore ka mundësi dhe për matje diferenciale, p.sh. nga masa totale të minusohet masa e enës në të cilën ndodhet substanca.



Figura 1.8. a) Peshorja teknike; b) peshorja digjitale.

Gjatë përdorimit të peshores e rëndësishme është të respektohen rregullat në vijim:

- Peshorja duhet po të jetë e pastër.
- Kur nuk është në përdorim, peshorja teknike duhet të jetë i frenuar, ndërsa ajo digjitale e fikur.
- Substancat nuk duhet të vendosen direkt në tas, por duhet të maten me një enë, orë qelqi ose enë për matje.
- Lënda ose substanca që matet duhet të jetë në temperaturë të dhomës.
- Peshat nga peshorja teknike nuk duhet të preken me dorë, por vetëm me piskatore nga kutia për peshat.



Eksperiment

Detyrë: Disa herë matni masën e mostrës së klorur natriumit që do t'ua japë arsimtari, kurse mandej përcaktoni vlerën e saj mesatare nga rezultatet e matjeve.

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: peshore, orë qelqi, lugë metalike, klorur natriumi, syza mbrojtëse dhe dorëza.

2. Matja e vëllimit: Zakonisht madhësia fizike matëse në kimi është edhe vëllimi. Për të matur vëllimin e lëngjeve në kimi përdoren enë të ndryshme, si për shembull: menzurë, pipetë, biretë dhe kolbë matëse (balonë), të cilat me emër të përgjithshëm quhen enë vëllimetrike. **Menzura** (Fig 1.6.) shërben për matjen e përafërt të vëllimit të lëngjeve. Nga jashtë muri i menzurës ka një shkallë vëllimi të stampuar, për shembull, 10, 25, 50, 100 ml etj.

Gjatë leximit të vëllimit të lëngut në menzurë dhe në enët tjera vëllimetrike, e rëndësishme është të vendoset në pozitë vertikale, ashtu që meniskusi i poshtëm i lëngut (linja e lakuar e lëngut) të jetë në lartësi të syve, sepse vëllimi lexohet sipas menuiskusit të poshtëm të lëngut.

Pipeta është enë e cila shërben për matjen e vëllimeve më të vogla dhe për bartjen prej një ene në enë tjetër. Ato paraqesin gypa qelqore, me qafë të ngushtë në pjesën e poshtme. Në laboratorët shkollorë shpesh përdoren të ashtuquajtura pipetat e Pasterovi, të cilat janë në fakt pakorë plastike (Fig 1.9). Deri tani do t'i përdorësh këto enë, ndërsa me të tjerat enë vëllimetrike do të njoftohesh më vonë.



Fig. 1.9 Pipeta



Eksperiment

Detyra: Me menzurë prej 100 mL disa herë peshoni 75 mL ujë.

Pajisjet e nevojshme dhe substanca: menzura, ujë.

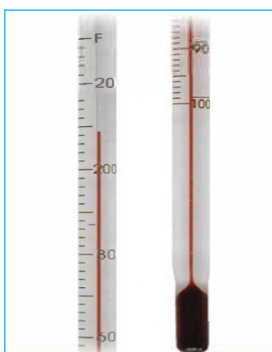


Fig 1.10. Termometri

3. Matja e temperaturës: Temperatura është, po ashtu, një nga madhësitë që shpesh matet në eksperimentet kimike. Për të matur temperaturën ne përdorim termometra. Ekzistojnë lloje të ndryshme të termometrave, por më shpesh përdoren termometra me zhivë. Kur punoni me këta termometra, është e nevojshme që të mos vijë deri në thyerje të termometrit, sepse zhiva është substancë helmuese.



Eksperiment

Detyra: Me termometër matni temperaturën e ujit të ngrohur.

Pajisje të nevojshme dhe substancat: gota, termometër, ujë.

4. Matja e kohës: Në kimi, përveç kësaj, studiohen edhe shpejtësitë e reaksioneve kimike. Edhe kur nuk është qëllimi kryesor i ndonjë kërkimi, gjatë kryerjes së disa eksperimenteve kimike ka nevojë të dihet me çfarë shpejtësie ndodh reaksioni kimik. Madje, është e nevojshme, në fakt, të matet koha për të cilën zhvillohet reaksioni kimik. Për këtë qëllim ne përdorim kronometër e cila mund të masë edhe pjesët e sekondës.

PYETJE DHE DETYRA

1. Shënoni shenjat e SI madhësive fizike themelore dhe njësitë e tyre.
2. Paraqitni njësitë për madhësitë fizike në SI:: a) vëllimi b) shpejtësia.
3. Shënoni shenjat për njësitë e lejuara jashtë SI për madhësitë fizike vijuese:
a) vëllimi b) temperatura c) masa.
4. Shkruani të dhënat e mëposhtme tekstuale me ekuacionet e duhura të madhësive:
a) Sasia e acidit nitrik është e barabartë me 7 mol; b) Vëllimi i tretjes të hidroksidit të natriumit është i barabartë me 9.5 mililitra.
5. Me barazimet e madhësisë paraqiti: a) masa prej 7kg në gram; b) vëllimi nga 300 cm³ në litra; c) sasia substancës prej 5.9 mol në milimole.
6. Në një etiketë të shishes në të cilën ka pasur një substancë e lëngët, ndërmjet tjerave të dhëna qëndron edhe e dhëna vijuese : dendësia: 1.07 kg/L. Shprehni këtë dendësi në: a) g/L dhe b) kg/cm³, shkruaj dhe barazimet e madhësive të tyre përkatëse.
7. Martini e ka kryer një reaksion kimik tri herë, ku ka matur vëllimin e tretjes së harxhuar të NaOH gjatë reaksionit. Vëllimi i tretësirës së harxhuar të NaOH kanë qenë këto: a) 17.3 mL; 17,1 ml; 17,3 ml. Llogaritni vlerën mesatare të vëllimit të tretësirës së harxhuar nga NaOH.
8. Nina dhe Filipi kanë matur masë të caktuar të klorur kaliumit e cila ka qenë e dhënë nga arsimtari. Ata kanë punuar në dy peshore të ndryshme. Ivana ka bërë tri matje dhe ka matur këto masa: 7.35 g; 7.35 g; 7.34 g. Filip, ka bërë katër matje dhe ka fituar këto rezultate: 3,59 g; 3,57 g; 4.00 g dhe 3.70 g. Nëse dihet se masa e saktë që është dashtë ta matë Nina është 7.10 g, ndërsa atë që duhet ta masë Filipi është 3,65g. Përfundoni cili prej tyre ka punuar me precizitet më të madh, kurse cili ka rezultat më të saktë. Përfundimet merrni ashtu që së pari do t'i llogarisish vlerat mesatare nga matjet e kryera.

HULUMTONI!

- ◆ Nga laborator i shkollës suaj merrni tri menzura me vëllime të ndryshme (për shembull, 10 mL, 25 mL dhe 50 mL) dhe matni nga ato nga 5 mL ujë. Jepni përfundim për se me cilën nga menzurat më saktë mate vëllimin dhe jpin sqarim për arsyet e mundshme.
- ◆ *Punë në grupe të vogla: Përcaktimi i dendësisë së një tretësire të kripës së kuzhinës.* Secila nga grupet nga arsimtari do të fitoni tretje të ndryshme të kripës së kuzhinës. Tretjen e fituar ndani në tri pjesë në gota të ndryshme. Matni masën dhe vëllimin e çdonjërës prej tyre, kurse mandej llogaritni.

REZYME

- ♦ **Kimia** është **shkencë natyrore, themelore dhe eksperimentale** që studion substancat, përbërjen, vetitë, ndryshimet dhe ligjet sipas së cilave zhvillohen ato ndryshime.
- ♦ Për të arritur tek e vërteta shkencore, në kimi zbatohet **metodë shkencore**. Ai përfshin **kërkime**, të cilat më së shpeshti përfshin **vrojtim, eksperimentim dhe matje**.
- ♦ **Eksperimenti** paraqet një veprim saktësisht të **definuar, paramenduar dhe të kontrolluar** në të cilën zhvillohen ndryshimet fiziko/kimike.
- ♦ Eksperimentet kryhen me **pajisjet laboratorike**.
- ♦ **Shenjat paralajmëruese dhe masat e kujdesit** gjatë punës në laboratorinë kimike duhet të dihen dhe të respektohen.
- ♦ **Hipoteza** është **supozim** për zgjidhje të mundshme të ndonjë problemi shkencorë
- ♦ **Teoria** paraqet **hipotezë të konfirmuar dhe të testuar në mënyrë të përsëritur** e cila jep shpjegim për problem të caktuar shkencorë.
- ♦ **Vetitë e matëse të sistemeve, d.m.th.** ata që mundën të përcaktohen në mënyrë kuantitative, quhen **madhësi fizike**.
- ♦ Matja është krahasimi i madhësisë së një madhësie me madhësinë të njëjtë që është e marrë si standard. **Madhësia e marrë si standard** quhet **njësi e madhësisë fizike**.
- ♦ **Barazimi i madhësisë** është ekuacion në të cilën madhësia fizike shprehet si **prodhim nga vlera e saj numerike dhe njësisë së asaj madhësie fizike**.
- ♦ **Preciziteti** gjatë matjes tregon se sa janë **ndërmjet veti të përafërta vlerat e fituara** për madhësinë fizike **nga një seri të matjeve të përsëritura**.
- ♦ **Saktësia** gjatë matjes tregon se sa është **vlera e fituar gjatë matjes e përafërt nga vlera e vërtetë e madhësisë fizike që matet**.

Njësia modulare 2

NDËRTIMI I MATERIES

2.1 VETITË FIZIKE DHE KIMIKE SI DHE NDRYSHIMET FIZIKE DHE KIMIKE

Që nga fillim i këtij teksti shkollor thamë se substancat janë kudo rreth nesh. Por çfarë është ajo substancë? Me termin **substancë** nënkuptojmë një nga format në të cilat paraqitet materia. Gjithë natyra e gjallë dhe jo e gjallë, e dukshme dhe e padukshme, është ndërtuar nga substancat. Me substancat ne jemi në kontakt të përhershëm, a dhe vetë përbëhemi nga substancat. Ajo që është e rëndësishme për të thënë në lidhje me substancat është se substancat zënë një vëllim të caktuar dhe kanë masë. Ato substanca ose përzierjet të substancave çfarë ata kane kuptim teknik dhe teknologjik dhe nga të cilat prodhohen lëndët të ndryshme quhen **materiale**. Ekzistojnë një numër i madh i substancave, por ekzistojnë edhe të atillë që i ka krijuar vetë njeriu.

Substancat e shumta ndërmjet veti dallohen sipas vetive të tyre. Në përgjithësi, kur flasim për vetitë, ne mendojmë për veçori të përcaktuara, gjegjësisht shenjat që janë tipike për diçka dhe ndokush. Pra, nëse dëshirojmë të përshkruajmë ndonjë personalitet, do të themi çfarë ngjyre kanë flokët dhe sytë, sa është i lartë etj., a mund edhe ta përshkruajmë edhe karakterin e tij sipas reaksioneve të tija në situata të caktuara. Sipas përshkrimit të përgjithshëm, këtë person mund ta dallojmë nga të tjerët. Në mënyrë të ngjashme veprojmë edhe kur bëhet fjalë për substancat. ne mund ta dallojmë këtë person nga disa të tjerë. Në mënyrë të ngjashme mënyrën se si veprojmë dhe kur ndodh fjalë për substancat.



Fig 2.1. Substancat të ndryshme: a) guralecët përbëhen nga substanca natyrore; b) bakri, i paraqitur në këtë foto ka kuptim teknik; c) sheqeri i paraqitur në foto e përdorim në ushqim; d) gotat plastike përbëhen nga substanca që i ka krijuar njeriu.

Çdo substancë ka shumë veti. Disa nga vetitë mund të jenë të njëjta për më shumë substanca. Për shembull, ka një numër të madh substancash në gjendje të ngurtë agregate me ngjyrë të zezë, ose një numër i madh substancash që janë gazra pangjyrë etj. Megjithatë, ajo që është e rëndësishme të theksohet se nuk mundet të gjitha vetitë e dy substancave të jetë të barabartë. Kështu që, **shuma e vetive karakterizon një substancë të caktuar**.

Natyrisht, njohja e vetive të substancave është shumë e rëndësishme, para së gjithash, në mënyrë që t'i dallojmë ato nga njëra-tjetra, por edhe që, në bazë të vetive të përbashkëta, t'i klasifikojmë në grupe të caktuara. Sidomos është e rëndësishme të dihet se përdorimi i substancave varet nga vetitë e tyre.

Vetitë e substancave ndahen në **fizike** dhe **kimike**. Vetitë fizike të substancave janë më të dukshme se ato kimike, sepse një pjesë e këtyre vetive mund t'i regjistrojmë me shqisat tona. Kështu, substancat hasen në gjendje të caktuar agregate, kanë ngjyrë të caktuar, disa kanë erë dhe shije të caktuar etj. Megjithatë, edhe pse mund t'i shohim si një substancë e ngurtë shkrihet, pika e saktë e shkrirjes së substancës nuk mund ta regjistrojmë me shqisat tona. Për këtë qëllim përdorim termometër. Ekzistojnë edhe veti të tjera fizike që mund t'i përcaktojmë me instrumente dhe jo me shqisa. Të tilla janë, për shembull, dendësia, përçueshmëria elektrike, temperatura e vlimit, viskozitetit dhe dr. Prandaj, mund të themi që:

Vetitë fizike të substancave janë ato veti që mund t'i vërejmë me shqisat tona ose t'i regjistrojmë dhe t'i matim me instrumente.



Fig. 2.2. Substancat kanë veti fizike të ndryshme: a) trëndafilat përmbajnë substanca me një erë myku; b) mjalti ka shije të ëmbël dhe viskozitet të lartë; c) këto substanca kanë ngjyra të ndryshme; d) hekuri është i lakueshëm, domethënë ka veti të farkohet.



Fig. 2.3. Dendësia e lëngjeve matet me një instrument që quhet aerometër.

Disa veti fizike të substancave të pastra (për të cilat do të diskutohet pak më vonë) quhen **vetitë fizike karakteristike**. Karakteristikat e tilla janë: dendësia, fortësia, temperatura në shkrirjes, temperatura e vlimit, tretshmëria, përçueshmëria elektrike dhe termike e të tjerët. Vetitë fizike karakteristike nuk varen nga madhësia e mostrës, domethënë nga sasia e substancës. Për shembull, kripa e kuzhinës (sipas përbërjes kimike të klorur natriumit) mund të jetë në formën të një pluhuri të imët ose, si alternativë, në formën e kristaleve të mëdha të kripës shkëmbore, kurse secili mostër e kripës së kuzhinës, në çfarëdo sasia, ka dendësi të njëjtë prej 2.163 g/cm^3 , pika e shkrirjes prej 803°C , ndërsa në temperaturën e dhomës gjithmonë treten $35,86 \text{ g}$ kripë të kuzhinës në 100 g ujë.

Ekzistojnë gjithashtu disa veti specifike që manifestohen vetëm te një numër i vogël i substancave. Për shembull, hekuri ka veti magnetike, që domethënë se mund të jetë e tërhequr nga magneti. Jodi, pa ka veti të sublimojë gjegjësisht të kalojë direkt nga gjendja agregate e ngurtë në të gaztë dhe anasjelltas.

Vetitë kimike janë më të vështira për t'u perceptuar, por megjithatë, le të përpiqemi të paraqitur përmes shembujve nga jeta e përditshme. Është e njohur këtë në prani të ajrit dhe në kontakt me lagështinë, gozhdat metalike, si dhe lëndët e tjera të hekurit, ndryshken, ku është e dukshme që pësojnë ndryshime në përbërjen e tyre kimike. Ari, po, i ekspozuar në kushte të njëjta të jashtme nuk pëson asnjë ndryshim. Pra, hekuri ka **aftësinë** për të pësuar ndryshim në kontakt me ajrin dhe lagështinë, ndërsa ari nuk ka veti të tilla.

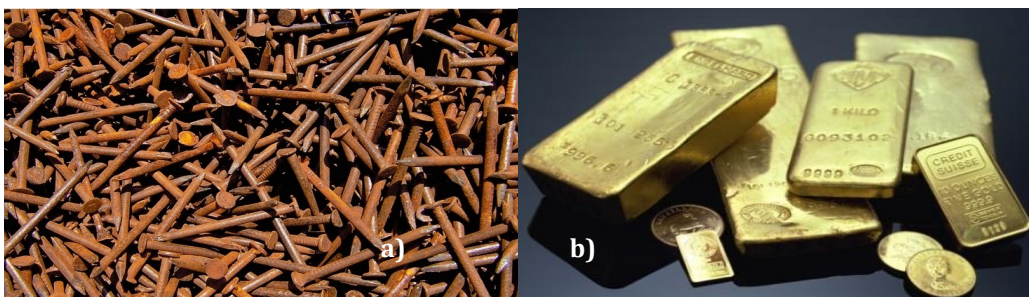


Fig. 2.4. Lëndët e hekurit në ajër ndryshken (a), por jo dhe ato nga ari (b).

Për më tepër, ne e dimë se benzina ka aftësinë të digjet, duke u fituar substanca të gazta, ndërsa nuk ka aftësi të digjet. Nëse mbi një copë shkumës derdhet acid klorhidrik sh-tëpiak, vërehet një ndryshim i dukshëm. Por, nëse hedhim acid klorhidrik në plastikë, nuk do të ndodhë asnjë ndryshim. Ekzistojnë edhe shumë shembuj të tillë, por këta mjaftojnë për ta përcaktuar nocioni veti kimike.

Veti Kimike paraqet aftësinë e substancës për të pësuar ndryshim të caktuar kimik (ndryshimi i identitetit të saj) nën veprim të substancave tjera ose nën veprim të kushteve të jashtme.

E gjithë këtë që e thamë është e përmbledhur në këtë foto:

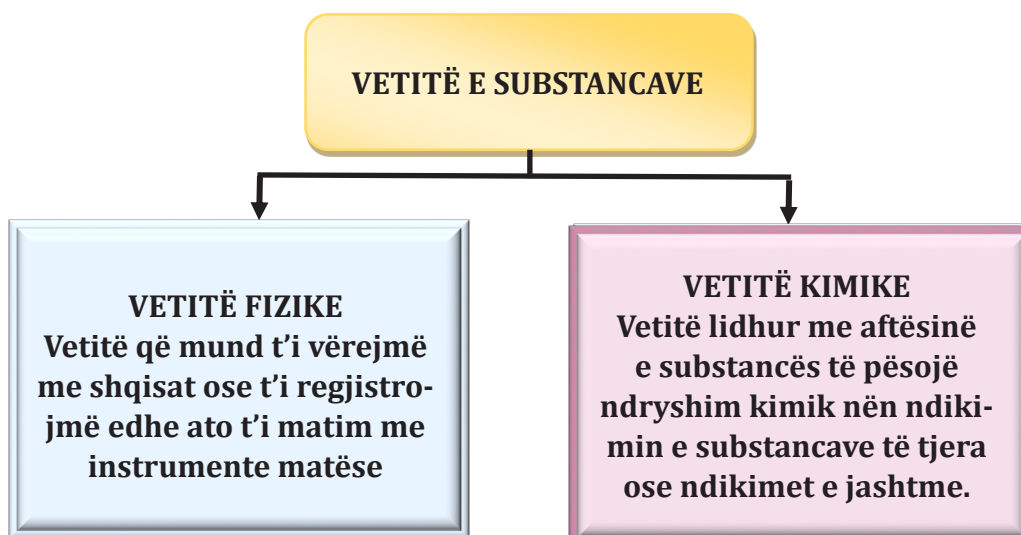


Fig. 2.5. Paraqitje skematike e ndarjes së vetive të substancave

Substancat në natyrë, si dhe ato të krijuara nga njeriu, i nënshtrohen ndryshimeve. Ndonjëherë ndryshimet ndodhin nën ndikimin e faktorëve të jashtëm ose po, njeriu i shkakton me vetëdije. Kështu shkëmbinjtë rënohen poshtë nën veprimin e forcave natyrore, por këtë e bëjnë edhe njeriu kur nga ato fiton xehe dhe minerale. Qelqi mund të thyhet, qiriri mund të digjet, sheqeri mund të shkrihet në ujë, uji të avullojë etj. Natyrisht, pasi ka një numër të madh të substancave, ekzistojnë edhe një numër i madh ndryshimesh që u nënshtrohen ato. I ngjashëm si dhe vetitë e substancave dhe ndryshimet e tyre mund të jenë **fizike** dhe **kimike**.

Pamë se në kushte të përcaktuara substancat manifestojnë veti fizike të caktuara. Kështu, për shembull, e dimë se në temperaturë të dhomës uji është lëng pa ngjyrë. Por nëse e rrisim temperaturën, ajo ndryshon dhe kalon në avull, kurse nëse e ulim temperaturën në 0 °C, ai ngrin. Domethënë, gjendja e saj agregate ka ndryshuar. Nga, jeta e përditshme e dimë se kur e tresim sheqerin në ujë, nëse e rrisim temperaturën, do të mund ta tresim sasinë më të madhe të sheqerit në vëllimin e njëjtë të ujit. Kjo do të thotë se tretshmëria e sheqerit në ujë është zmadhuar. Kjo shembuj janë ilustrim për **ndryshimet fizike**.

Për më mirë ta kuptojmë se çfarë po ndodh gjatë ndryshimeve fizike, do të kryejmë disa eksperimente:



Eksperiment

Ndryshimi i formës së substancës

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Havan dhe shtypësi, kripë e detit.

Procedura: Merrni një copë më të madhe të kripës së detit. Shijoni, dhe mandej në havan të pastër dhe shtypës të pastër imtësoni. Pasi ta imtësoni përsëri shijoni atë.



Eksperiment

Tretja e sheqerit në ujë

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Gotë laboratorike, thupër qelqi, llambë shpirtusi, kokërr sheqeri, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Merrni kokërrën e sheqerit dhe shijoni atë. Madje vendose në gotën laboratorike dhe shtoni ujë derisa të tretet. Pasi të tretet, ngrohni gotën me llambë alkooli derisa të avullojë i gjithë uji. Shijoni substancën që do të mbetet pasi uji të avullojë.

Gjatë ndryshimit të formës së kripës së detit dhe gjatë tretjes së sheqerit ndodhin ndryshime fizike. Por, sigurisht keni vënë re se pas mbarimit të ndryshimit, përsëri e fitove substancën e njëjtë. Prandaj, nga e gjithë kjo që deri tani e thamë ne mund të përfundojmë se:

Ndryshimet fizike janë ndryshime të tilla në të cilat vjen deri te ndryshimi i vetive fizike ose të vlerave të tyre, por nuk vjen deri te ndryshimi i identitetit të substancës. Gjatë ndryshimeve fizike, nuk formohen substanca të reja.

Për dallim nga ndryshimet fizike, të cilat janë shumë të dukshme, ndryshimet kimike ndonjëherë shumë lehtë vërehen, por ndonjëherë, edhe pse ndodhin, vështirë vërtetohen. Për më mirë t'i kuptojmë ndryshimet kimike, do të kryejmë disa eksperimente.



Eksperiment

Djegia e magneziumit

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Darë metalike, llambë shpirtusi “orë qelqi, shirit magnezi, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Merrni një shirit magnezi, vëzhgoni dhe vëreni vetitë e saja. Mandejm me darë metalike merrni copën e shiritit të magneziumit dhe mbani nën flakë. Çka vëreni? Substancën e bardhë të fituar mblidheni në orë qelqi.

Nga eksperimentet e kryera, sigurisht keni vënë re se pas përfundimit të procedurës janë përfituar **substancë të tjera, të ndryshme nga ato fillestare**, sepse ato ata kane veti mjaft të ndryshme nga ato të substancave fillestare. Kështu, nga pambuku i bardhë, pas djegies së tij, mbetet një substancë e zezë (në të vërtetë është karboni). Po ashtu, kurse nga shiriti i magnezit fitohet substancë që ka veti mjaft të ndryshme nga vetitë e magnezi. Prandaj, mundet po ne themi që:

Ndryshimet kimike janë ndryshime të tilla në të cilat, nën ndikimin e faktorëve të jashtëm ose gjatë ndërveprimit me substancë të tjera ndodh një ndryshim të përbërjes së substancave. Madje, nga substancat fillestare fitohen substanca të tjera.

Ndryshimet kimike quhen edhe **reaksione kimike**, si dhe **proceset kimike**. Ajo që është veçanërisht e rëndësishme të theksohet është se çdo ndryshim kimik është përcjellë me ndryshime fizike. Këtë qartë mund ta shohim duke i krahasuar vetitë fizike të substancave fillestare dhe të substancave të cilat janë fituar si rezultat i ndryshimit kimik. Përveç kësaj, gjatë tentativave që i zbatuam, duhej ngrohja, d.m.th. të sillet energji. Nga ana tjetër, gjatë djegies së magnezit lirohet një dritë të fortë. Në fakt, **gjatë çdo ndryshimi kimik duhet të vijë deri te këmbimi i energjisë**. Gjatë disa ndryshimeve kimike të substancave duhet të sillet energji, ndërsa në të tjerët lirohet energji.

2.2 TEORIA KORPUSKULARE DHE GJENDJET AGREGATE TË MATERIES

Që të fitojmë paraqitje më të qartë për substancat, duhet të zbulojmë se nga çfarë janë ndërtuar dhe në çfarë mënyre. Sipas shkencës së sotme, më saktë sipas të ashtuquajturës **teori korpuskulare**, substancat janë të ndërtuara nga thërrmija (korpuskula) ekstreme të vogla që nuk mund t'i shohim me sy të lirë, as nën mikroskop. Domethënë:

Njësitë ndërtuese të substancave, me emër të përbashkët, quhen thërrmija (korpuskula).

Varësisht nga ato se si janë të organizuara thërrmijat nga të cilat janë ndërtuar substancat, farë ndërveprimesh ekzistojnë ndërmjet tyre dhe çfarë lëvizjesh paraqesin, substancat mund të paraqiten në njërën nga të tri **gjendjet agregate**: të ngurtë, të **lëngët dhe të gaztë**. Gjendjet agregate zakonisht përfaqësohen sipas formulës ose simbolit kimik, me shenja vijuese: (s) për të ngurtë, (l) për lëng dhe (g) gjendje agregate të gaztë.

Tre gjendjet agregate mund të dallohen lehtësisht sipas vetive të tyre sipas karakteristikeve të tyre makroskopike. Kështu:

- ♦ **Substancat e gaztë** nuk kanë as formë, e as vëllim. Karakteristika kryesore e gazeve është prirja e tyre për të zënë të gjithë hapësirën në dispozicion të tyre. Nga ana tjetër, ata mund po të jenë të ngjeshur (të shtrydhura) në vëllime më të vogla.
- ♦ **Substanca të lëngshme** ata kanë vëllim vetanak, por ata nuk kanë formë, përkundrazi saj ata marrin formën e enës në të cilën ndodhen.
- ♦ **Substanca të ngurta** kanë formë dhe vëllim vetanake.



Fig 2.6. Gjendje agregate të ngurta, të lëngshme dhe të gaztë

Karakteristikat e këtilla makroskopike të substancave të gaztë, lëngje dhe gazra mund të shpjegohen me teorinë kinetike-korpuskulare për thërrmijat, gjegjësisht me sjelljen e tyre në nivel mikroskopik.

Ndërmjet thërrmijave të **substancave të gazta** ekzistojnë ndërveprime të dobëta, kurse prandaj ato ndodhen në distanca më të mëdha në hapësirë që është në dispozicionin e tyre. Gazrat lëvizin në mënyrë kaotike me shpejtësi të madhe në të gjitha drejtimet. Madje përplasen ndërmjet tyre dhe me muret e enëve në të cilën ndodhen, që manifestohet si shtypje e gazit. Në temperatura më të larta, grimcat e gazit lëvizin edhe më shpejtë, ashtu që zmadhohet numri i ndeshjeve në njësi të kohës me muret e enës, që domethënë se shtypja e gazit zmadhohet.

Megjithatë, në grimcat e **substancave të lëngshme** ekziston ndërveprime më të forta të substancat e gazta, por jo dhe aq të forta që të kenë formë vetanake si edhe substancat në gjendje agregate të ngurtë. Distanca ndërmjet thërmijave të lëngjet është dukshëm më e vogël se sa të gazrat. Për shkak të veprimit të ndërveprime më të forta sesa të gazrat, grimcat e lëngshme formojnë grupacione, gjegjësisht kllasterë, në të cilat numri i thërmijave vazhdimisht ndërrohet. Prandaj, lëngjet mund të rrjedhin.

Te substancat e ngurtë, ndërveprimet tërheqëse janë më të forta, në krahasim me lëngje dhe gazra. Në gjendje agregate të ngurtë, grimcat ndodhen më afër njëra tjetrës, ndërsa lëvizjet e tyre janë të kufizuara. Domethënë, ata vetëm vibrojnë përreth pozitës në të cilën ndodhen. Te disa substanca të ngurta, grimcat janë të radhitura në mënyrë të rregullt në të gjitha tre dimensionet në hapësirë, ku formojnë **kristal**. Ato, përsëri, substancat e ngurtë që kanë ndërtim të brendshëm të rregullt gjegjësisht të cilat ndërtim të rregullt ka vetëm në disa pjesë, kurse jo nëpër gjithë substancën, quhen **substancia amorfe**.

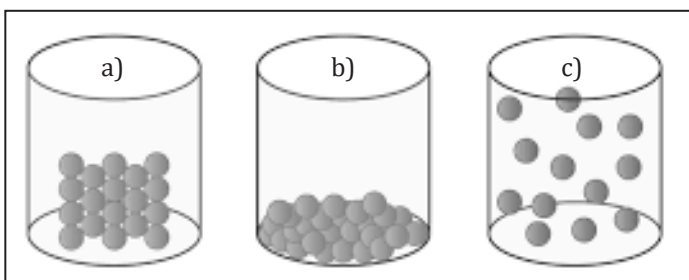


Fig 2.7. Thërmijat në gjendje: a) të ngurtë, b) lëngshme dhe c) të gaztë.



Fig 2.8. Susbtancë e ngurtë kristalore

SHTESË

KRISTALET E LËNGSHËM

Ekzistojnë substanca që i përngjasin lëngjeve dhe rrjedhin si ato, por kanë radhitje të rregullt të thërmijave gjegjësisht ndërtim të brendshëm të rregullt si substancat e ngurta kristalore. Prandaj, këto substanca quhen **kristale të lëngëta**. Substancat e këtilla anë përdorim të gjerë në praktikë, sepse nga to përpunohen ekranet e televizorëve, njehsorëve, orët e dorës etj. Dhe shënohen me shkurtesë LCD (liquid crystal display). Thërmijat e kristaleve të lëngëta kanë formë të thuprave, ndërsa në varësi nga radhitja e tyre në hapësirë, ato janë të ndarë në disa grupe të ndryshme.

2.3 NDRYSHIMET E GJENDJEVE AGREGATE

Nga përvoja në jetën e përditshme ne e dimë se në kushte të caktuara, substancat mund ta ndryshojnë gjendjen agregate. Në peiudhën e dimrit, kur temperaturat e jashtme janë nën zero, uji ngrin dhe kur përsëri rritet temperaturën, akulli shkrihet. Kur ngrohim ujin, avullon. Ndryshimet në gjendjen agregate nuk ndodhin vetëm me ujin, por edhe te substanca të tjerë, prandaj është e rëndësishme të kuptohet se si ndodhin ato. Shpjegimin për ndryshimet në gjendje agregate e jep teoria korpuskulare.

Që të kalojnë substancat e ngurta në gjendje agregate të lëngshme, a më pas edhe në të gaztë, duhet të silllet energjia e nxehtësisë. Kur substanca e ngurtë pranon nxehtësi, grimcat e saja fitojnë energji më të lartë dhe më fuqishëm vibrojnë në pozitën në të cilën ndodhet. Me zmadhimin e mëtejshëm të energjisë së tyre, ato i kapërcejnë forcat tërheqëse ndërmjet tyre, largohen në distancë më të madhe njëra tjetrës, fillojnë më lehtë të lëvizin, me çka çrregullohet radhitja e brendshme. Këto janë karakteristika mikroskopike të lëngjeve, kurse prandaj themi se në atë moment është bërë **shkrirja**. Domethënë:

Shkrirja është ndryshim në gjendjen agregate në substancave nga të fortë në të lëngshme.

Forcat tërheqëse ndërmjet grimcave të ndryshme të substancave të ngurta janë të ndryshme, pra për secilën prej tyre është e nevojshme energji të ndryshme termike që të fillojë të shkrihet. Temperatura në të cilën ajo shkrihet quhet **temperatura e shkrirjes**. Siç e përmendëm më herët, temperatura e shkrirjes është veti fizike karakteristike, që do të thotë se pothuajse të gjitha substancave kanë temperaturë të caktuar të shkrirjes.

Në gjendjen agregate të lëngët ka ende një veprim të konsiderueshëm të forcave tërheqëse, kurse prandaj lëngjet kanë vëllim vetanak. Por nëse vazhdohet të shtohet nxehtësi, grimcat aq më shpejt lëvizin, pra disa prej tyre, të cilët janë të zhveshur në sipërfaqen e lëngut, arrijnë të lirohen dhe kalojnë në gjendje agregate të gaztë. Ky proces njihet si **avullim**.

Avullimi është ndryshim i gjendjes agregate të substancave nga e lëngët në të gaztë.



Fig. 2.9. Temperatura e shkrirja së substancave të ngurta mund të përcaktohet me të ashtuquajturën “aparati i Tileov-it”.

Gazi mbi lëngun ka një presion të caktuar, i cili kur do të bëhet i barabartë me presionin atmosferik, në lëngun fillojnë të formohen fluska dhe intensivisht avullon. Atëherë themi se lëngu **vlon**. Nga ana tjetër, temperatura, në të cilën lëngu vlon quhet **pika e vlimit**. Dhe temperatura e vlimit është në mënyrë karakteristike veti e substancave. Në Tabelën 2.1. janë të dhënë temperaturat e shkrirjes dhe të vlimit të disa substancave më të rëndësishme.

Tabela 2.1. Pikat e shkrirjes dhe të vlimit të disave substancave.

Substanca	Temperatura e shkrirjes/ °C	Temperatura e vlimit/ °C
Oksigjen	- 218	-183
Uji	0	100
Etanol	-117	79
Klorur natriumi	801	1413
Acid acetik	17	118
Alumini	661	2467
Squfuri	113	445

Përveç ndryshimit të gjendjes agregate nga e ngurtë në të lëngshme dhe nga e lëngët në të gaztë, janë gjithashtu të mundshme proceset e kundërta. Procesi në të cilin substancat e gazta kalojnë në gjendje agregat të lëngshme quhet **kondensim**.

Ndryshimi i gjendjes agregate të substancave nga të gazta në lëngshme quhet kondensim.

Kondensimi ndodh kur substancat e gaztë ftohet. Në fakt, atëherë energjia e grimcave zvogëlohet, ato lëvizin më ngadalë, nuk mundet të largohen shumë nga njëri-tjetri, prandaj në to fillojnë më fortë të veprojnë forcat. Me ftohje të mëtejme të lëngut, gjegjësisht me çlirim të mëtejme të energjisë, ajo **ngrin**. Përderisa substanca është kristalore gj.gj me rregullim të rregullt të brendshëm të thërmijave ndërtuese, gjatë ngrirjes do të paraqiten kristale.

Ngrirja është ndryshim i gjendjes agregate të substancave nga e lëngët në të ngurtë.

Disa substanca, gjatë nxemjes, mund të kalojnë direkt nga gjendja e ngurtë në të gaztë, pa u lëngëzuar. Ky ndryshim i gjendjes agregate quhet **sublimim**. Procesi i kundërt, ndryshimi i gjendjes agregate nga e gaztë në të ngurtë, quhet **desublimim**.

Këto proceset janë paraqitur në Fig. 2.10.

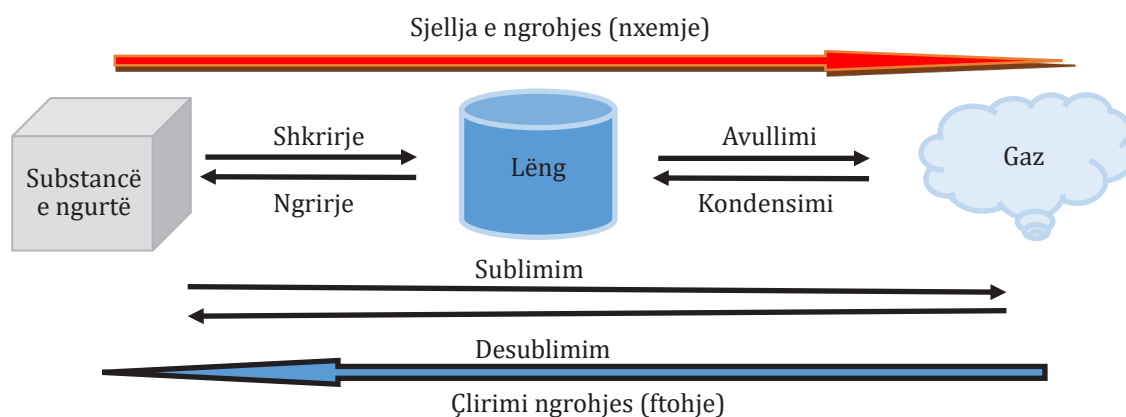


Fig. 2.10. Ndryshimet e gjendjeve agregate të ndjekur me sjellje dhe lirim të nxehtësisë

Në lidhje me ndryshimet në gjendjen agregate të substancave, është e rëndësishme të përmendet se bëhet fjalë për ndryshime fizike. Domethënë, kur ndryshon gjendja agregate e substancës, nuk ndryshon identiteti i saj. Uji mbetet ujë edhe kur ngrin edhe kur avullon, kurse e njëjta gjë vlen edhe për të gjithë substanca të tjera.

Një tjetër fakt i rëndësishëm që duhet të theksohet është se kur një substancë do të arrijë temperaturën e shkrirjes, ajo mbetet konstante derisa nuk shkrihet e gjithë sasia e substancës. Gjithashtu, pasi arrihet temperatura e vlimit, ajo nuk rritet derisa të avullojë i gjithë lëngu. Këto fakte ne mund t'i kontrollojmë me eksperimentin në vijim:



Eksperiment

Shkrirja e akullit

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Gotë e vogël laboratorike, thupër qelqi, llambë shpirtusi, trekëndëshi metalik me rrjetin e azbestit, termometër, tre katrorë akull, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Vendosni tri copë akull në gotën e vogël laboratorike, më parë e vendosur në trekëndëshin me rrjetin azbestit. Në mes të copëve të akullit vendosni termometër, ashtu që mos t'i prekë muret e enës. Lexoni temperaturën. Pritni një kohë derisa të paraqiten pikat e para të ujit dhe përsëri lexoni temperaturën. Mandej ngadalë nxeheni me llambën e shpirtusit deri sa të shkrihet akulli, mandej vazhdimisht përcillni temperaturën. Pasi që akulli të shkrihet, vazhdoni me nxemje dhe përsëri shkruani vlerën e temperaturës.

Në fillim të eksperimentit, temperatura e akullit është nën 0°C . Kur të fillon të shkrihet, temperatura është 0°C dhe mbetet konstante deri nuk shkrihet gjithë akulli. Natyrisht, në 0°C , në kushte të dhomës, njëkohësisht ekziston e dhe akulli dhe uji i lëngshëm, ndaj themi se janë në ekuilibër. Pasi të shkrihet akulli, me nxemje të mëtejme, temperatura e ujit rritet.

Së fundi, do të përmendim një tjetër transformim të gjendjes agregate që e tregojnë vetëm disa substanca. Ekzistojnë substanca të tilla që mund të kalojnë direkt nga gjendja agregate e ngurtë drejtpërdrejtë në gjendje agregate të gaztë dhe anasjelltas pa kaluar në gjendje të lëngshme.

Ndryshimi i gjendjes agregate drejtpërdrejt nga e ngurtë në të gaztë quhet sublimim dhe ndryshimi i kundërt quhet desublimim ose depozitimi.

Disa nga substancat që kanë veti të sublimohen janë: karboni i ngurtë dioksidi i karbonit (akull i thatë), kamfor, naftalinë, jod, arseniku etj.

PYETJE DHE DETYRA

1. Lexoni tekstin e mëposhtëm: *“Squfuri është lëndë e ngurtë me ngjyrë të verdhë, e cila lehtë pluhuroset. Nuk tretet në ujë. Indezur në ajër digjet. Ajo vlon temperaturë prej 445 °C. Ka aftësi të reagon me metale”*. Paraqitni vetitë fizike dhe kimike në mënyrë tabelare të sqfurit që do të keni mundësi t’i njihni nga ky tekst?
2. Cilat nga proceset e mëposhtme janë fizike dhe cilat janë kimike: a) djegia e një qiriri; b) thyerja e qelqit; c) përzierjen ujë dhe vaj; d) fermentimi i verës; e) sublimimi i jodit; d) avullimi i ujit të detit; g) shkrirja e akullores?
3. Në cilën gjendje agregate substancat kanë formën e tyre? Shpjegojini ato arsytet.
4. Nëse diçka thyhet, për shembull, një shishe me parfum, era e parfumit do të ndjehet nëpër gjithë dhomën. Jipni shpjegim për këtë.
5. Çfarë lloj lëvizjeje është prezent te grimcat në gjendje agregat të ngurtë.
6. Si quhet procesi paraqitur në vijim: $\text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l})$?
7. Lëngu etanol (alkool që përdoret për dezinfektim) kalon në avuj në temperaturë prej 78 °C. Si quhet kjo temperaturë?

Hulumtoni!

- ◆ Punoni në grupe të vogla: Hulumtoni disa nga vetitë fizike dhe kimike të substancave të mëposhtme: sheqer, kripë kuzhine, vaj gatimi, një copë qelq dhe letër. Rezultatet prezantoj në mënyrë tabelare.
- ◆ Grupi – detyrë projektuese: Përgatitni projektet në vijim me titujt: 1. *Superfluidet* dhe 2. *Plazma – dimensionit i katërt i materies*.

2.4 NDËRTIMI I ATOMIT

Siç përmendëm më parë se sipas teorisë korpuskulare, e gjithë materia përbëhet nga grimca shumë të vogla të quajtura korpuskula. Tani le të njihemi me grimcat çfarë në kimi konsiderohen për njësi themelore ndërtuese të substancave.



Fig 2.11. Gjoni Dalton, Fizikanti anglez, i cili në shkencë prezantoi teorinë atomike.

Supozimet e para rreth natyrën korpuskulare të materies kanë dhënë filozofët e lashtë grekë Leucippus dhe Demokriti, të cilët kanë menduar se e gjithë materia që ekziston në natyrë është e ndërtuar nga thërrmijat e imta dhe të pandashme – **atomet**. Ata kanë supozuar se këto thërrmija janë bartësit e vetive të substancave.

Shumë shekuj më vonë, në vitin 1808, këtë ide e ka ringjallur Daltoni, i cili hodhi tezat themelore në të ashtuquajturën **teori atomike për materien**.

Teoria atomike e Daltonit – tezat themelore:

- ◆ Thërrmijat më të vogla nga të cilat janë të ndërtuar elementet quhen atome.
- ◆ Atomet nga të cilët është i ndërtuar një element janë identik, kurse dallohen nga atomet e elementeve tjera.
- ◆ Komponimet krijohen kur atomet lidhen ndërmjet veti. Një komponim i caktuar çdo herë përmban numër të caktuar atome nga elementet e caktuara.
- ◆ Gjatë reaksioneve kimike vjen deri te rigrupimi i atomeve, por madje vetë atomet nuk pësojnë ndryshime gj.gj nuk e humbin identitetin e tyre.

Me zhvillimin e mëtejshëm të shkencës, teoria e Daltonit ka pësuar ndryshime të caktuara, por gjithsesi thelbi i saj konsiderohet si bazë për studim e ndërtimit të materies.

Ajo që as Demokriti dhe as Daltoni nuk kishin të drejtë është se atomi është thërrmijë e pandashme. Në fakt, ekzaminimet e mëtejshme kanë treguar se atomi është grimcë e ndashme dhe se përbëhet nga grimca edhe më të vogla që ndërmjet veti **dallohen sipas masës dhe ngarkesës**. Atomi është e përbërë nga **bërthama atomike** dhe **mbështjellësi elektronik**. Bërthamën atomike e përbëjnë **protonet (p^+)** dhe **neutronet (n^0)**, kurse shtresa elektronike është e ndërtuar nga **elektrone (e^-)**. Këto grimcat quhen edhe si thërrmija subatomike ose **thërrmija fundamentale**.

Protonet dhe neutronet kanë masë afërsisht të barabartë, ndërsa elektroni ka tepër masë të vogël në raport me to (më të vogla rreth 1840 herë). Kjo do të thotë se masa e atomit është e përqendruar, kryesisht në bërthamën atomike. Në ana tjetër, rrezja e bërthamës atomike është $10^4 - 10^5$ herë më e vogël se rrezja totale e atomit, domethënë ai është i papërfillshëm i vogël. Prandaj bërthama ka dendësi shumë më të madhe, e cila arrin rreth 10^{14} g/cm^3 .

Përveç masës, grimcat themelore ndryshojnë edhe për nga ngarkesa elektrike. Protonet janë grimca me ngarkesë pozitive, neutronet nuk janë të elektrizuara, kurse elektronet janë bartës të ngarkesës negative. Ngarkesa elektrike e elektroneve sipas vlerës absolute është të barabartë me ngarkesën e protoneve. Për shkak se **atomi në tërësi është grimcë elektroneutrale**, rezulton qartë se numri i protoneve në bërthamë dhe i elektroneve në mbështjellësin elektronik është të barabartë. Ndërimi i atomit dhe i grimcave fundamentale në përbërjen e tyre në mënyrë skematike është e paraqitur në foton 2.12.

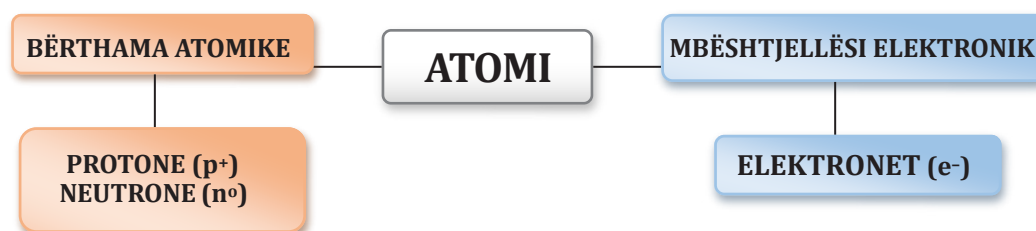


Figura 2.12. Ndërtimi i atomit dhe grimcat fundamentale në përbërjen e tij

Numri i neutroneve në bërthamën e një atomi mund të ndryshojë, kurse kështu nuk prishet elektroneutraliteti i atomit në tërësi. Nga ana tjetër, atomi mund të pranojë ose lëshojë një numër të caktuar elektronesh, për të cilën po flasim pak më vonë. Meg jithatë numri i protoneve në bërthamën të një atomi të caktuar nuk ndryshon. Kjo është arsyeja pse karakteristika më thelbësore e një atomi është **numri i protoneve në bërthamë**, gjë që e përcakton **identitetin e një atomi**. Numri i protoneve në bërthamë quhet **numër atomik** dhe shënohet me **Z**. Në fakt, numri atomik është numër i cili tregon për atomin e cilit element bëhet fjalë. Kështu që:

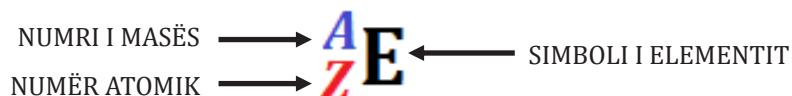
Numri i protoneve në bërthamën atomike quhet numri atomik.

Karakteristikë e rëndësishme e atomit është edhe e ashtuquajtura **numri i masës (A)**, e cila paraqet numrin e protoneve dhe neutroneve në bërthamë.

Shuma e numrit të protoneve dhe neutroneve në bërthamën atomike quhet numri i masës.

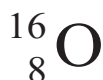
$$\begin{array}{ccccc}
 A & = & Z & + & N \\
 \text{numri i} & & \text{numri i} & & \text{numri i} \\
 \text{masës} & & \text{protoneve} & & \text{neutroneve}
 \end{array}$$

Numri atomik dhe i masës shënohen para simbolit të elementit dhe atë numri atomik poshtë, a numri i masës lartë:



Shembulli 2.1 Atomi i oksigjenit në bërthamë përmban tetë protone dhe tetë neutrone. Si do t'i shkruash atë numri atomike dhe të masës për oksigjenin?

Zgjidhja: Numri atomik është e definuar me numrin e protoneve në bërthamë. Për oksigjenin, është 8. Numri masës, nga ana tjetër, është shuma e numrit të protoneve dhe neutroneve, që do të thotë se, në këtë rast, është 16. Numri atomik shkruhet poshtë majtas, a numri masës lartë majtas ndaj simbolit të elementit.



Atomi është grimcë elektroneutrale sepse numri i elektroneve është i barabartë me numrin e protoneve. Neutronet, po, janë thërrmija me elektrizim neutral dhe numri i tyre nuk ndikon në elektroneutralitetin e atomit, prandaj nuk duhet të jetë konstant dhe e njëjtë me numrin e protoneve. Kjo është arsyeja pse, për një element të njëjtë ekzistojnë atome që kanë numra të ndryshëm të numrave të masës.

Atomet me numër atomik të njëjtë, por me numër të ndryshëm të masës quhen izotope.

Për shembull,



Disa izotopë janë stabile, kurse disa janë jostabile dhe kanë tendencë që të zbërthehen. Izotopet të tillë quhen radioaktive dhe prandaj emërtohen si **radioizotope**. Disa prej tyre, të tilla si, për shembull, kobalt-60, perdoren në mjekësi për trajtimi me radioterapi, ndërsa të tjerët, siç është uranium-235, perdoren në industrinë bërthamore.

Ekzistojnë atome (më saktë, bërthama atomike) që kanë numër të njëjtë të masës, a numër të ndryshëm atomik. Ata quhen **izobare**. Për shkak se numri atomik ndryshon, izobaret janë atome të elementeve të ndryshëm. Për shembull:

Atomet me numër të njëjtë të masës, e me numër të ndryshëm atomik quhen izobare.



Përveç numrit të protoneve, që jep identitetin e atomit të një elementi, për kimistët rëndësi të veçantë ka ndërtimi i shtresës elektronike, sepse lidhjet kimike ndërmjet atomeve krijohet me këmbim të elektroneve.

Ndërtimi i mbështjellësit elektronik i nënshtrohet ligjshmërive komplekse që do t'i studioni më tej. Megjithatë, këtu në mënyrën më të thjeshtë do të paraqesim atë që është më e rëndësishme për ndërtimin e mbështjellësit elektronik dhe në atë masë që është e domosdoshme që ta kuptojmë ajo që përcillet më tej në këtë tekst shkollor.

Elektronet lëvizin rreth bërthamës me një shpejtësi shumë të madhe dhe me largësia nga bërthama. Por a janë rregulluar ato në ndonjë mënyrë të veçantë? Në fakt, elektronet janë të renditura në atë mënyrë që ato të formojnë **shtresat elektronike** ose **nivele energjetike**. Pozicioni i saktë i secilit elektron në shtresën elektronike nuk dihet, por ajo që dihet është se ato nuk mund të gjenden ndërmjet niveleve energjetike gj.gj duhet të gjenden në ndonjërin prej shtresave.

Shtresat elektronike shënohen me numra: 1, 2, 3, 4... etj., ose me shkronja: K, L, M, N, O, P, Q, etj. Shtresa e parë (shtresa K), d.m.th. niveli i parë i energjisë, është më afër bërthamës së atomit. Ndërmjet elektroneve të kësaj shtrese dhe bërthamës ekzistojnë forca tërheqëse më të forta elektrostetike në krahasim me elektronet nga shtresat më të largëta. Domethënë, elektronet, në çdo shtresë të radhës që është më i largët nga bërthama (pra, kurse vetë shtresat) janë më të pasura me energji, sepse forcat tërheqëse në bërthamë janë më të dobëta.

Në të gjitha shtresat elektronike numri i elektroneve nuk është i njëjtë. Këtë mund ta shihni edhe atë nga Figura 2.13. Secila shtresë elektronike mund të përmbajë një numër maksimal të caktuar të elektroneve. Në shtresën e parë elektronike mund të ketë më së shumti dy elektrone. Në atomin e hidrogjenit ka vetëm një elektron dhe ai gjendet në shtresën e parë elektronike. Të dyja elektronet në atomin e heliumit, po ashtu janë të vendosura në shtresën e parë elektronike.

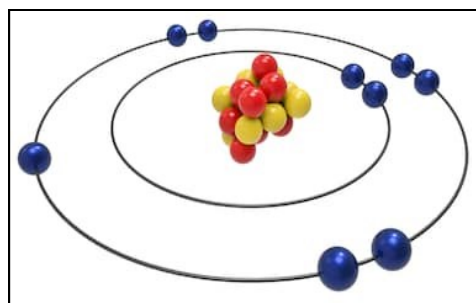


Fig 2.13. Model i thjeshtë për ndërtimin e atomit të fluorit

Megjithatë, atomi i litiumit në bërthamë ka tre protone, ndërsa në mbështjellësin elektronik ka tre elektrone. Dy nga ato gjithçka ndodhen në shtresën e parë elektronike, ndërsa i treti duhet të vendoset në shtresën e dytë elektronike. Natyrisht, elektronet i mbushin së pari shtresën elektronike që është më afër bërthamës, e cila ka energjinë më të ulët dhe që mund të pranojë maksimum dy elektrone, kështu që pasi të mbushet me elektrone, fillon shtresa tjetër të mbushet. Për shembull, atomi i fluorit i paraqitur në figurën 2.13 ka nëntë protone në bërthamën atomike dhe nëntë elektronet në mbështjellësin elektronik. Dy nga këto elektrone ndodhen në shtresën e parë, kurse shtatë në të dytin. Në shtresën e dytë, faktikisht, mund të vendosen më së shumti tetë elektrone.

Dy nga njëmbëdhjetë elektronet në atomin e natriumit vendosen në shtresën e parë, tetë të tjerat në të dytin, kurse një i fundit duhet të vendoset në shtresën e tretë.

Radhitja e elektroneve në shtresat elektronike quhet **konfigurimi elektronik**, por për arsyet e radhitjes së kështillë do t'i mësoni me tutje. Këtu, në tabelën 2.2., do të japim vetëm një pasqyrë të konfigurimeve elektronike të atomeve të njëzet elementëve të parë. Le ta themi se atomi dhe struktura e saj e brendshme nuk jemi në gjendje t'i shohim, derisa edhe nëse përdorim mikroskop më të sofistikuar. Shpesh herë, që të fitojmë ndonjë paraqitje për ndërtimin e atomit, shërbejemi me modele dhe me paraqitje vizuale. Ashtu paraqitja vizuale përmes fotove është e dhënë në fig 2.13. Modeli më i thjeshtë është ai në të cilin elektronet lëvizin rreth bërthamës përgjatë rrugëve të caktuara, siç është e paraqitur në fig 2.13.

Tabela 2.2. Radhitja e elektroneve sipas shtresave për njëzet e elementet e parë.

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

SHTESË:

IZOTOPI ^{14}C DHE PËRCAKTIMI I VJETËRSISË SË MBETURINAVE NGA ORGANIZMT E GJALLË

Në natyrë karboni haset si përzierje prej më shumë isotope të tija, prej të cilëve përveç më i njohuri ^{12}C , çdoherë është I përfshirë edhe ^{14}C . Atomet e izotopit ^{14}C zbërthehet në mënyrë radioaktive, por kjo zhvillohet shumë ngadalë. Shkencëtarët kanë vërtetuar se që të zbërthehet gjysma e sasisë së këtij izotopi (pa marrë parasysh sa është kjo) janë të nevojshëm 5700 vite.

Ky izotop karbonit gjendet edhe në organizmat e gjallë (karboni është element themelorë në përbërjen e çdo organizmi të gjallë). Derisa janë të gjallë, sasia e ^{14}C në bimë dhe te shtazët s'është konstante, sepse shtohet vetë nga mjedisi dhe zbërthehet. Por kur organizmat e gjallë vdesin atom që nuk sjellin karbon. Prandaj, sasia e ^{14}C zvogëlohet. Duke e matur sasinë të mbetur të izotopit ^{14}C mund të përcaktohet vjetërsia e mbeturinave të organizmave të gjallë. Në këtë mënyrë përcaktohet edhe vjetërsia e fosileve, eshtrave, karbon dhe gërmimeve tjera arkeologjike. Prandaj kjo metodë quhet përcaktim i vjetërsisë me ^{14}C .

Përveç kësaj, për shembull, njerëzit që kanë jetuar para erës sonë për vizatimet në shkëmbinjtë e shpellave, si ngjyrë të kuqe e kanë përdorur gjakun. Me ndihmën e kësaj metode mund të vërtetohet vjetërsia e pikturave.

2.5 MOLEKULAT DHE JONET

Përveç atomit, në ndërtimin e substancave marrin pjesë edhe dy lloje të thërmijave. Një nga këto thërmija fitohet kur elektronet nga niveli më i lartë energjetik, në kushte të caktuara, do të largohen nga atomi ose kur në këtë nivel energjetik do të bashkëngjiten një numër i vogël i elektroneve tjera. Në të dyja rastet fitohen thërmija të elektrizuara të ashtuquajtura **jone**.

Siç e cekëm më parë se elektronet në nivelin më të lartë energjetik, domethënë në shtresën më të largët elektronike nga bërthama, kanë energji më të lartë nga elektronet tjera, sepse ato më dobët mbahen me forca elektrostatike për bërthamën me elektrizim pozitiv. Këto elektrone quhen **elektronet valentore**. Ato, siç do të shohim, marrin pjesë në formimin e lidhjeve kimike.

Në kushte të caktuara, atomi i ndonjë elementi mund t'i lëshojë elektronet valentore. Në një rast të tillë, numri i protoneve në bërthamë do të jetë më i madh i madh nga numri në elektroneve në mbështjellësin elektronik, kështu që thërmija e fituar do të jetë me elektrizim pozitiv. Domethënë, në këtë mënyrë nga atomet fitohen jone me elektrizim pozitiv që quhen **katione**.

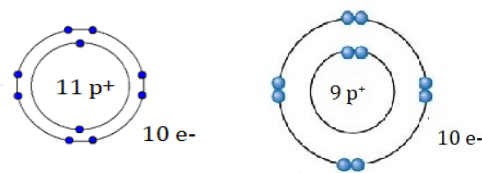


Figura 2.14. Në katione, (a) numri i protoneve është më i madh se numri i elektroneve dhe në anione, (b) numri i elektroneve është më i madh se numri i protonet.

Në raste të tjera, atomi i ndonjë elementi mund të pranojë numër të caktuar të elektroneve, prandaj numri i elektroneve në mbështjellësin elektronik do të jetë më i madh nga numri i protoneve në bërthamën atomike. Në këtë mënyrë, nga atomet fitohen jone me elektrizim negativ që quhen **anione**. Kështu që:

Kationet janë jone me elektrizim pozitiv, ndërsa anionet janë jone me elektrizim negativ.

Numri i elektroneve të liruara ose të pranuar varet nga numri i elektroneve valentore dhe nga numri maksimal i elektroneve që mund t'i përmbajë niveli më i lartë energjetik. Siç e përmendëm më herët, ky numër është 2 për shtresën e parë, 8 për të dytin dhe 8 për të tretin.

Nëse, në shembull, nga atomi i ndonjë elementi lëshohen dy elektronet, ngarkesa relative e kationit të fituar do të jetë 2^+ , kurse nëse atomi pranon, të themi, tre elektrone, ngarkesa relative e anionit të fituar është 3^- . Ngarkesat e kationeve dhe anioneve shënohen si indekse të sipërme të djathtë të simbolit të elementit, kurse atë së pari vlera numerike, kurse mandej shenja + ose -. Për shembull: Ca^{2+} , K^+ , Al^{3+} , Cl^- , O^{2-} , N^{3-} etj.

Siç keni mësuar më parë, kurse siç do të vazhdoni të mësoni, jonet lidhen ndërmjet veti dhe formojnë komponime. Komponimet e formuara nga ejonet me elektrizim të kundërt i paraqesim me të ashtuquajtur **njësitë formulare**, për të cilat do të bëhet fjalë më vonë kur do të mësohen lidhjet kimike.

Në kushte të caktuara, atomet mund të lidhen ndërmjet veti dhe të formojnë thërrmija më të ndërlikuara që janë njësi ndërtuese të një numër të madh të substancave, kurse quhen **molekula**. Për atë se si, pse dhe cila atome lidhen ndërmjet veti, do të jetë e shpjeguar kur do të shqyrtohen lidhjet kimike. Tani të konkludojmë:

Molekulat përbëhen nga dy ose më shumë atome të lidhura në mes veti me lidhje kimike.

Molekulat mund të përbëhen nga dy ose më shumë atome të njëjta, por shumë më i madh është numri i molekulave të ndërtuara nga atome të ndryshme. Përveç kësaj, ka molekula me numër të vogël atome në përbërjen e tyre, por ka edhe nga ato që përmbajnë një numër shumë i madh, madje deri në një milion e më shumë atome. Molekula të tilla janë të quajtura **makromolekula**. Ekzistojnë makromolekula natyrore, siç janë, proteinat, niseshteja, celulozën etj., por një numër i madh të makromolekulave ka sintetizuar njeriu. Materiale plastike, fibra tekstile sintetike dhe shumë të tjerët, ato të sintetizuara nga njeriu, përbëhen nga molekulat me veti specifike të cilat gjejnë përdorim të madh në jetën e përditshme dhe në teknikë.

Molekulat i shënojmë me formula kimike, kurse shpesh i paraqesim edhe me modele. Modelet molekulare më shpesh të përdorura janë të ashtuquajtur modele me topa dhe thupra si dhe modele me kallota.

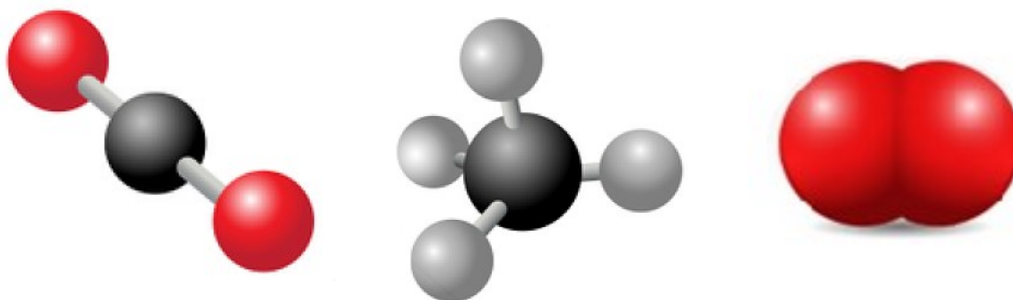


Fig 2.15. Modelet e molekulave të ndryshme me topa, thupra dhe me kallota.

Në fund mund të themi se njësitë ndërtuese të substancave janë **atomet, molekulat dhe jonet**.

PYETJE DHE DETYRA

1. Përcaktoni numrin atomik dhe të masës për elementin çfarë përmban shtatëmbëdhjetë protonet dhe tetëmbëdhjetë neutronet në bërthamën e atij atomi.
2. Nëse numri atomik i një atomi të ndonjë elementi është 12, sa elektrone ka në mbështjellësin elektronik?
3. Sa është numri i protoneve, elektroneve dhe neutroneve në atomin e bromit, nëse numri atomik i bromit është 35 dhe numri i masës është 80? Shkruaje simbolin të bromit së bashku me numrin atomik dhe të masës.
4. Sa është numri i neutroneve në bërthamë të ndonjë atomi nëse numri i tij i masës është 32, ndërsa numri atomik është 15?
5. Sa është numri atomik për elementin që në shtresën elektronike ka 5 elektrone, ndërsa numri atomik është 15? Shpjegoni përgjigjen!
6. Klori ka dy izotope: klor-35 (^{35}Cl) dhe klor-37 (^{37}Cl). Numri atomik i klori është 17. Sa protone, elektrone dhe neutrone ka në atomet e secilit nga këto izotope?
7. Mbështjellësi elektronik i një atomi të një elementi përbëhet nga dy shtresa, nga të cilat në të parën ka 2 elektrone dhe 5 në të dytën. A mundet në shtresën e dytë të vendosen ende elektrone dhe nëse mundet, sa është numri i tyre? Çka formohet mandej?
8. Në mbështjellësin elektronik në atomin e një elementi, elektronet janë të radhitura në shtresa elektronike në këtë mënyrë: 2, 8, 2. Përgjigju në pyetjet e mëposhtme: a) Sa është numri atomik i këtij atomi të elementit? b) Sa elektrone valentore përmban atomi i këtij elementi?
9. Ngarkesa relative e një kationi është $3+$. Atomi nga i cili e ka origjinën ky kation a ka pranuar apo ka liruar elektrone dhe sa?

Hulumtoni!

- ♦ Punë në grupe të vogla: Bëni një model të një atomi me numër atomik 6 dhe numër të masës 14 nga telat dhe nga topat.
- ♦ Aktivitet projektuese: Përgatitni projekte me titujt e mëposhtëm: 1. Niels Bohr dhe modeli i tij atomik 2. Ernesti Rutherford dhe zbulimi i protonit.

2.6 ELEMENTET, SUBSTANCAT ELEMENTARE DHE KOMPONIMET

Në përmbajtjet e mëparshme u njoftuam me ndërtimin themelorë të atomit, si edhe me izotope, izobaret dhe jonet. Përmendëm se numri i neutroneve në bërthamën atomike të një elementi të njëjtë mund të jetë i ndryshëm, për shkak se paraqiten izotopet. Pra, numri i neutroneve nuk është karakteristika thelbësore për një lloj atomi të caktuar. Në një atom neutral, numri i protoneve dhe elektroneve duhet të jetë i barabartë. Në fakt, ky numër është i ndryshëm për atome të ndryshme. Domethënë, numri i tyre është karakteristikë e rëndësishme për atomin, shenjë me të cilën atomet ndryshojnë nga njëri-tjetri. Atomet që kanë **numër të barabartë të protoneve dhe elektroneve** kanë karakteristika të njëjta, pra për to themi se janë **atome të të njëjtit lloj ose atome uniforme**. Megjithatë, kur i përmendëm jonet, thamë se numri i elektroneve që janë më të largëta nga bërthama atomike, në kushte të dhëna, mund të ndryshohet. Natyrisht, kur flasim për një lloj të caktuar atomi, e vetmja gjë që nuk ndryshon është numri i protoneve në bërthamë. Kështu që, **numri i protoneve, gjegjësisht numri atomik** është karakteristikë e rëndësishme që e **përcakton për çfarë lloj atom bëhet fjalë**. Prandaj mund të definohet edhe nocioni element kimik:

Shuma e atomeve me numër të njëjtë të protoneve, gjegjësisht me numër të njëjtë atomik quhet element kimik.

Për shembull, atomet e elementit kimik hidrogjen përmbajnë një proton, azoti 7 protone, oksigjeni 8 protone, kurse hekuri 26 etj. Deri tani i njihen 118 elemente kimike. Prej tyre, në substancat në natyrë gjenden 92, ndërsa tjerët njeriu i ka fituar në mënyrë artificiale.

Dihet që njësitë ndërtuese të substancave mund të jenë atomet, molekulat dhe jonet. Në fakt, substancat ndryshojnë në vetvete kryesisht sipas asaj çfarë atome, molekula ose jone marrin pjesë në përbërjen e tyre. Por edhe molekulat edhe jonet fitohen nga atomet e elementeve të caktuara. Prandaj, ndarja kryesore e substancave bëhet pikërisht sipas asaj se në përbërjen e tyre a marrin pjesë elementet e njëjta ose të ndryshme. Ekzistojnë substanca që janë të ndërtuar vetëm nga një element dhe të tilla substanca quhen **substanca elementare**. Kështu që, ato substanca elementare mund t'i definojmë në këtë mënyrë:

Substancat elementare janë ato substanca në përbërjen e së cilës marr pjesë vetëm një element. Ato mund të jenë të ndërtuar nga atomet ose, nga molekulat që janë të ndërtuar vetëm nga një lloj të atomeve.

Le t'i shqyrtojmë disa shembuj:

- ♦ Substanca elementare e bakrit është e ndërtuar nga një numri i madh i atomeve të elementit bakër.
- ♦ Substanca elementare oksigjen përbëhet nga molekulat që janë të ndërtuar nga dy atome të oksigjenit elementar.
- ♦ Substanca elementare e fosforit përbëhet nga molekulat e ndërtuar nga katër atomet në fosforit elementar.

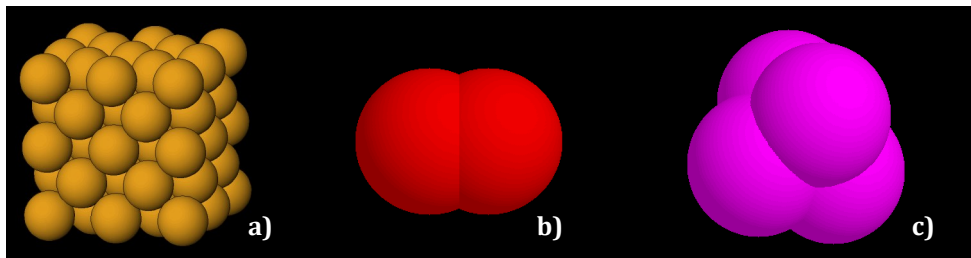


Fig. 2.17. Modele të substancave të ndryshme elementare: a) substanca elementare bakri përbëhet nga shumë atome të elementit bakër; b) oksigjen përbëhet nga molekulat të ndërtuara nga dy atome të elementit oksigjen, ndërsa fosfori (c) nga molekulat e ndërtuar nga katër atomet të elementit fosfor.

Në natyrë ka shembuj të ndryshëm të substancave elementare të një elementi të njëjtë. Ne i quajmë ato **modifikimet alotropike**. Për shembull, grafit dhe diamant janë substanca elementare të ndryshme, por të dyja janë të ndërtuar nga atomet e elementit karbon, domethënë nga elementi karbon. Këto substanca kanë veti krejtësisht të ndryshme për shkak të mënyrës së ndryshme të lidhjes së atomeve të karbonit.

Për shkak të njësive të ndryshme ndërtuese dhe për shkak të mënyrës së lidhjes së tyre, substancat elementare ndryshojnë ndërmjet veti sipas vetive të tyre. Megjithatë, substancat elementare, sipas vetive të tyre, mundën kryesisht, të ndahen në dy grupe më të mëdha, e ato janë:: **metalet** dhe **jometalet**.

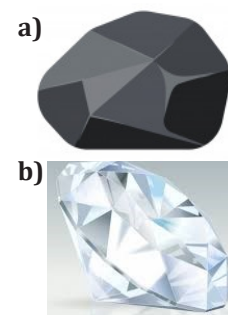


Fig. 2.18. Grafiti (a) dhe diamanti (b) janë modifikimet alotropike në karbonit.

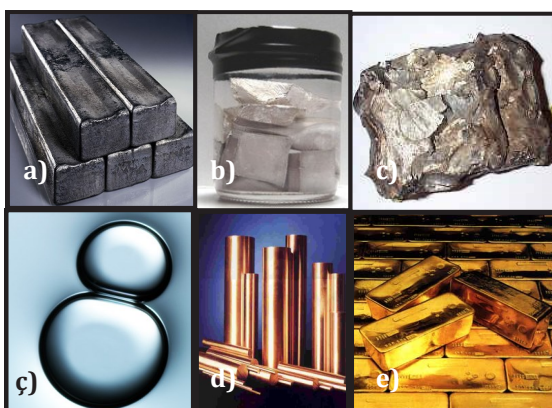


Fig. 2.19. Metale të ndryshme: a) Mg; b) Na; c) Fe; d) Cu; e) Au.

Në temperaturë të dhomës, **metalet** janë në gjendje agregate të ngurtë. Përjashtimi i vetëm është zhiva, e cila, në temperaturën e dhomës temperatura është në gjendje agregate të lëngshme. Numrin më të madh i metaleve kanë ngjyrë hiri, ndërsa në prerje tërthore ata kane shkëlqim metalik. Ata janë përcjellës të mirë të nxehtësisë dhe energjisë elektrike. Me përjashtim të një numri të vogël të metaleve që janë të butë, teprica janë të ngurtë dhe lehtë mund të farkohen.

Jometalet, nga ana tjetër, në temperaturën e dhomës gjenden në të tri gjendjet agregate, por numri me i madh nga ato janë në gjendje agregate të gaztë. Në jometalet bëjnë pjesë: oksigjeni, azoti, karboni, fosfori, klori, squfuri etj. Ato jometalet që janë në gjendje të ngurtë agregate, siç janë, për shembull, squfuri dhe jodi, janë të forta. Numri i metaleve është shumë më i madh se numri i jometaleve, por jometalet, si substanca elementare në mënyrë të konsiderueshme janë të përfaqësuar në Tokë. Mjaftë është të thuhet se komponentët kryesorë të ajrit janë azoti dhe oksigjeni.

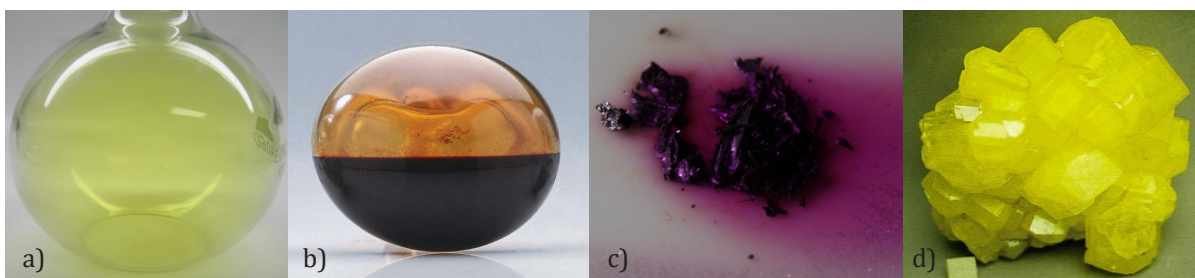


Fig. 2.20. Jometalet të ndryshme: a) klori është substancë e gaztë me ngjyrë të verdhë; b) bromi është lëng me ngjyrë të kaftë; c) jodi është substancë e ngurtë gri e errët që sublimohet në avuj vjollce; d) squfuri është substancë e ngurtë me ngjyrë të verdhë.

Disa substanca elementare kanë veti si të metaleve ashtu edhe të jometaleve. Ata quhen **gjysmëmetale** ose **semimetale**. Këtu merr pjesë siliciumi, germaniumi, arseni, antimoni etj.

Ne thamë se atomet mund të lidhen në mes veti dhe të formojnë molekula. Shqyrtoam edhe shembuj të molekulave të ndërtuara nga atome të njëjta të substancat elementare. Megjithatë, shumë shpesh molekulat janë të ndërtuara nga atome të ndryshme, mandej duke formuar komponime. Molekulat e komponimeve përbëhen më së paku nga dy atome të ndryshme. Domethënë, në përbërjen e komponimeve hyjnë të paktën dy elemente të ndryshme. Pikërisht prandaj ne themi se ata janë më komplekse se substancat elementare. Përveç nga molekulat, një numër i madh i komponimeve mund të jete e ndërtuar dhe nga jonet me ngarkesa të kundërta. Kështu që:

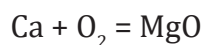
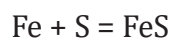
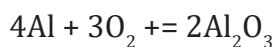
Komponimet janë substanca që mund të përbëhen nga molekula, përbërja e të cilave përfshin atome të ndryshme ose, nga jone me ngarkesë të kundërta.

Ti shqyrtojmë disa shembuj:

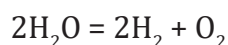
- ◆ Përbërja e kripës së kuzhinës (klorur natriumi) përfshin dy elementë: natrium dhe klor. Përbëhet nga një numër i madh jonesh natriumit dhe klorit, ku raporti në mes tyre është 1:1, ndërsa formula e klorur natriumit është NaCl.
- ◆ Uji përbëhet nga molekula, përbërja e të cilave përfshin atome të dy elementeve: hidrogjeni dhe oksigjeni.

Këtu duhet të përmendim se nga atomet e elementeve hidrogjen dhe oksigjen janë të ndërtuar edhe molekulat e një komponimi tjetër, peroksid hidrogjeni (e njohur si hidrogjen). Megjithatë, molekulat e ujit është e ndërtuar nga dy atomet hidrogjeni dhe një atom oksigjen, kështu që prandaj formula kimike e saj është H_2O , ndërsa molekula e peroksidit të hidrogjenit përbëhet nga dy atome hidrogjeni dhe dy atome oksigjeni, prandaj formula kimike e peroksidit të hidrogjenit është H_2O_2 . Në fakt, ka shumë komponime të ndryshme të përbëra nga të njëjtat elementë, por numri i atomeve të elementeve përkatës në molekulat e tyre është i ndryshëm. Për shembull, acidi acetik dhe etanoli përbëhen nga të njëjtat elementë: karbonit, hidrogjenit dhe oksigjenit. Megjithatë, në molekulën e acidit acetik ka 2 atome karboni, 4 atome hidrogjen dhe 2 atome oksigjen (CH_3COOH) dhe molekula e etanolit përbëhet nga 2 atome karboni, 6 atome hidrogjeni dhe 1 atom oksigjen (C_2H_5OH). Molekula e acidit fosforik përbëhet nga tre atome hidrogjeni, një atom fosfor dhe katër atome oksigjen, prandaj formula e tij kimike është H_3PO_4 . Prandaj, mund po të përfundojmë se **komponimet kanë përbërje të caktuar dhe konstante**.

Këtu duhet të theksojmë se në përbërjen e komponimeve marrin pjesë **elemente të caktuara, por jo substanca elementare!** Në të vërtetë, disa komponime fitohen nga bashkimi i substancave elementare të përbëra nga atome nga i cili përbëhet edhe komponimi, por përbërja e komponimit të fituar ka veti mjaftë të ndryshme nga substancat elementare nga e cila është e ndërtuar. Për shembull, në përbërjen e ujit hyjnë elementet hidrogjeni dhe oksigjenit, por uji ka mjaft veti të ndryshme nga substancat elementare hidrogjen dhe oksigjen, ato janë substanca të gazta, ndërsa uji është i lëngshëm etj. Në vijim janë disa shembuj për reaksionet e përfitimit të komponimeve nga substancat elementare përkatëse:



Meqenëse ato mund të fitohen drejtpërdrejt nga substancat e tyre elementare, ashtu **komponimet mund të zbërthehen në substanca elementare**. Për shembull, me zbërthimin e ujit nën veprimin e rrymës njëkahëse (elektrolizë), fitohet hidrogjeni i dhe oksigjeni i gaztë, por vëllimi i hidrogjenit është dyfish më i madh nga ai i oksigjenit, kurse prandaj mund ta shënojmë:



Për dallimi nga komponimet, **substancat elementare nuk mund të zbërthehen në substanca më të thjeshta**.

2.7 PËRZIERJET HOMOGJENE DHE HETEROGJENE

Nga aspekti i përbërjes kimike, substancat në natyrë mund të gjenden ose si **substancia të pastra** ose të përziera me substanca të tjera. Substancat e këtilla të përziera quhen **përzierje**. Në natyrë, substancat më shpesh hasen si përzierje, kurse më rrallë si substanca të pastra.

Ne pamë se substancat kane veti të caktuara dhe se ndërmjet tyre dallohen pikërisht sipas tyre. Prandaj, për substanca të pastra mund të themi:

Substancat e pastra, në kushte të caktuara, kanë një përbërje konstante dhe vetitë fizike dhe kimike konstante. Në substanca të pastra me asnjë procedurë nuk mund të vërtetohet praninë e një substance tjetër. Substancat e pastra përbëhen vetëm nga një specie të njësive ndërtuese.

Substancat e pastra mund të jenë substanca elementare ose komponime. Nga substancat e pastra që gjenden në natyrë, do ta përmendim arin, argjendi, bakri, squfuri, kripa e kuzhinës e të tjera. Megjithatë, për nevojat e saja, njeriu vazhdimisht sintetizon substanca të reja, të pastra me veti saktësisht të përcaktuara saktësisht që kanë përdorim të duhur. Prandaj, numri i substancave të pastra çdo ditë po zmadhohet.

Në përditshmërinë tonë vazhdimisht kemi të bëjmë me **përzierje**. Toka, ajri, uji i detit, lumit, liqenit, madje edhe uji që pimë, aq më i madh numri i lëndëve ushqyese, etj. Janë përzierje. Vetë ne çdo ditë përgatitim përzierjet, për shembull, kur përgatitim kafe, çaj, sallatë, kur përziejme vajin dhe uthullën etj. Prandaj, mjaft lehtë mund të jete konkludimi për përzierje:

Përzierjet janë përzierje fizike të dy ose më shumë substancave të pastra.

Gjatë përgatitjes së përzierjeve, perberesit nga të cilat është e përbërë përzierja më shpesh i marrim me sasi të ndryshme. Për shembull, përzierje e kafesë dhe shaqerit mund të përgatiten nëse marrim një lugë çaji nga të dyja, nga dy ose në sasi të tjera të ndryshme. Prandaj, mund të konkludojmë se, për dallimi nga substancat e pastra, **përzierjet nuk kanë përbërje të përhershme**.

Ta kontrollojmë çfarë lloj të vetive kane përzierjet përmes disa eksperimenteve:



Eksperiment

Përgatitja e përzierjes së hekurit dhe sulfurit si dhe hulumtimi i vtive të tyre.

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: letër filtruese, lugë metalike, magnet, copëza të hekurit, sulfur si pluhur, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Para se të fillosh me përgatitjen e përzierjes, vëzhgoni copëzat e hekurit dhe sulfurit. Vëreni vetitë e tyre. Kontrolloni se hekuri a ka veti magnetike. Në copë të letrës filtruese vendosni nga një lugë sulfur pluhuror dhe copëza të hekurit, ndërsa në letrën tjetër një lugë të copëzave të hekurit dhe tre lugë sulfur. Përzierjet përziejani mirë. Vëreni ngjyrën e të dyja përzierjeve. Nën letrën filtruese të të dyja përzierjeve kaloni me magnet. Çka vëreni?



Eksperiment

Përgatitja e përzierjes prej vajit dhe ujit si dhe përzierje të alkoolit dhe ujit.

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Dy gota, thupra qelqi, ujë, vaj, alkool, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Në dy gota vendosni ujë, dhe mandej në njëren vaj, ndërsa në tjetrën alkool. Të dyja përzierjet përzhini me thupër qelqi. A vëreni dallim ndërmjet dy përzierjeve?

Nga eksperimenti i parë, ju mund të vini re se hekuri dhe sulfuri në përzierje nuk e kanë ndryshuar gjendjen e tyre agregate, as ngjyrën e tyre, por hekuri edhe në përzierje i ruan vetitë e tija magnetike. Megjithatë, me siguri e vutë re se përzierja që përmban më shumë sqfur nga hekuri ka ngjyrë që më shumë është e verdhë sesa e imtë. Në bazë të kësaj, mund të përfundojmë se:

Substancat në përbërjen e përzierjeve i ruajnë vetitë e tyre. Vetitë e përzierjeve janë të ndryshme, ndërsa varen nga sasia e komponentëve të veçanta në përzierjen.

Nga vëzhgimi i përzierjeve të përgatitura të vajit dhe ujit, mund të vërehet se përzierja në ujë dhe alkooli i ngjan një substancë, sepse nuk mund të shihen pika individuale alkoolit ose ujit. Por në përzierjen e ujit dhe vajit, shumë qartë vërehet kufiri ndërmjet vajit dhe ujit. Zakonisht, bëhet fjalë për dy lloje të ndryshme të përzierjeve. Në fakt, dallojmë **përzierjet heterogjene** dhe **përzierjet homogjene**. Kështu:

Përzierjet heterogjene janë përzierje me përbërje dhe veti të pabarabarta në të gjitha pjesët e veta. Në to ka një kufi të shprehur qartë (të dukshëm) ndërmjet përbërësve të veçantë të përzierjes.

Një shembull për përzierje heterogjene, të cilat i hasim, është përzierja e ujit dhe vajit, por po ashtu. Edhe hekurit dhe sulfurit, duke formuar përzierje heterogjene. Përzierje heterogjene janë: rëra dhe uji, tymi, shkëmbinj të ndryshëm, xehe etj.

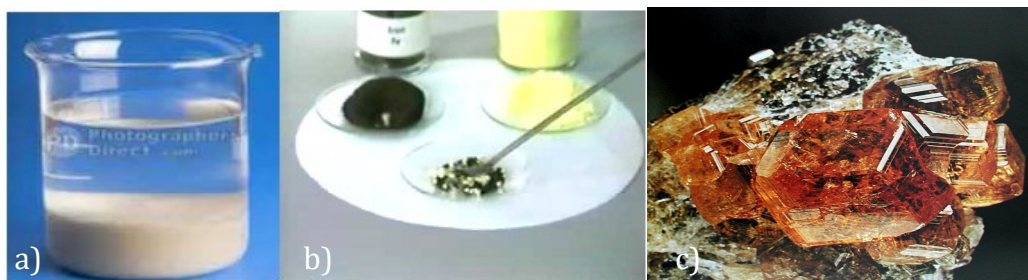


Fig 2.21. Përzierjet heterogjene: a) përzierje nga substancë e lëngshme dhe të ngurtë; b) përzierje nga dy substancave (hekur dhe squfur) të ngurta; c) shkëmbinjtë janë përzierje heterogjene nga substancat e ngurtë.

Sa i përket përzierjeve homogjene, mund të japim përfundimin në vijim:

Përzierjet homogjene janë përzierje me përbërje dhe veti uniforme në të gjitha pjesët e saja. Ndërmjet komponentët të përzierjeve homogjene nuk vërehet kufi e dukshme.

Shembuj të përzierjeve homogjene janë: ajri, si dhe numri më i madh të tjerët përzierjet në gazrat, të ndryshmet shpërndahet, legura të ndryshmet etj. Përndryshe, përzierjet heterogjene dhe ato homogjene mund të ekzistojnë në të tria gjendje agregate.

Më shpesh të hasur dhe një nga llojet më të rëndësishme të përzierjeve homogjene janë **tretjet**. Për tretjet ju keni dëgjuar në jetën e përditshme, a me siguri edhe ju keni përgatitur tretje. Tretësirat mund të fitohen me përzierjen e substancave nga të tri gjendjet agregate, si dhe vetë tretësirat gjenden në tri gjendje agregate. Për shembull, ajri është tretje e gaztë, uji i detit dhe liqenit janë tretje të lëngshëm, a po ashtu edhe uji i çezmës. Shembuj, për tretësira nga substancat e ngurta janë **legurat**. Nga të gjitha këto llojet të tretjeve, më së shpeshti hasen në tretësira të lëngëta.



Fig 2.22. Tretjet Ujore të substancave të ndryshme të ngjyrosura.

Tretja përbëhet nga tretësi dhe substancë/substanca e tretur që quhet tretës (tretës). Tretës është substanca që është në sasi më të madhe dhe që është në gjendje agregate të njëjtë me tretësirën e fituar. Më shpesh, si një tretës për më shumë substanca përdoret uji. Tretjet e saja janë më të rëndësishme në kimi, por, po ashtu edhe për jetën e njeriut. Në fakt, vetë qelizat përmbajnë ujë në të cilën janë të tretura substancat e ndryshme.

Nga jeta e përditshme e dimë se disa substanca treten në ujë, ndërsa të tjerat nuk treten në ujë, por në disa substanca tjera. Për shembull, vajrat nuk treten në ujë, por treten në disa substanca organike. Gjithashtu e dimë se disa substanca treten më lehtë në ujë, kurse disa më vështirë ose pasi tretësira të ngrohët etj.

Zakonisht, tretja varet nga më shumë faktorë. Para së gjithash, do të përmendim se substanca të caktuara treten në tretës të caktuar, por nuk do të hyjmë në arsyet për këtë. Përveç kësaj, këtu do të kufizohemi vetëm në tretësirat ujore. Uji i tret shumë substanca të ndryshme. Procesi i tretjes së substancave në ujë, mund ta shqyrtojmë përmes tretjes së substancës në ujë, për shembull, gurrkalin. Nëse gradualisht shtojmë nga gurrkali në ujë, vërejmë se ai menjëherë zhduket dhe tretja e fituar ngjyroset me ngjyrë të kaltër. Nëse vazhdojmë të shtojmë gurrkali, ai edhe më tutje do të tretet, ndërsa tretësira do të fitojë ngjyrë të kaltër intensive. Megjithatë, në sasi të caktuar të ujit mund të tretet vetëm sasi të caktuar të substancës së tretur.

Sipas sasisë së substancës së tretur në një sasi të caktuar të tretësit, tretësira mund të jetë i pangopur, i ngopur dhe i tejngopur. **Tretja e pangopur** është tretje në të cilin, në kushte të caktuara, tretësi mund të tretet nga ana e substancës së tretur. **Tretësirë e ngopur** është tretje në të cilin, në kushte të caktuara, në tretësin është tretur sasi maksimale e mundshme të substancës tretëse. Në kushte të caktuara, mund të fitohet edhe **tretje e tejngopur**. Tretja e këtillë përmban sasi më të madhe të substancës së tretur në krahasim me atë të ngopur. Nga këto tretje, teprica e substancës së tretur precipiton.

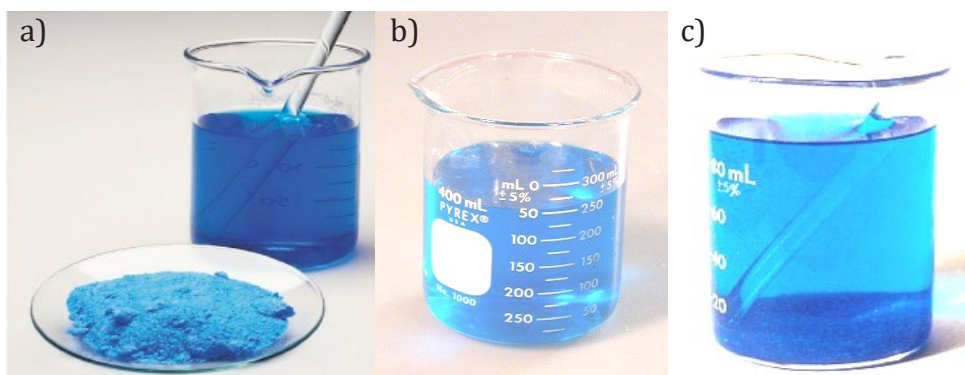


Fig. 2.23. a) Gurrkali lehtë tretet në ujë dhe fitohet tretje me ngjyrë të kaltër; b) Kjo tretësirë e gurrkalit është i pangopur; c) tretësira ka qenë e tejngopur, kurse prandaj nga kjo ka precipituar teprica e gurrkalit. Tretësira mbi precipitin është i ngopur.

Tretshmëria e substancave në ujë (dhe në tretës të tjerë) mund të ndryshojë me ndryshimin e temperaturës. Më shpesh, me rritjen e temperaturës, te shumica e substancave të ngurta tretshmëria zmadhohet. Kjo domethënë se me rritjen e temperaturës, në tretësin do të tretet sasi më të madhe të substancës së tretur. Te disa substanca, rritja është e dukshme, por te të tjerat, si për shembull, te kripa e kuzhinës, kjo është mjaft e ulët. Por ka edhe raste të kundërta. Disa substanca treten më lehtë nëse temperatura ulet. Kështu, për shembull, kur acidi sulfurik tretet në ujë, tretësirën duhet ta ftohim. Në figurën 2.24. është paraqitur ndikimi i temperaturës mbi tretshmërinë e sheqerit dhe kripës në sasi të caktuar të ujit.

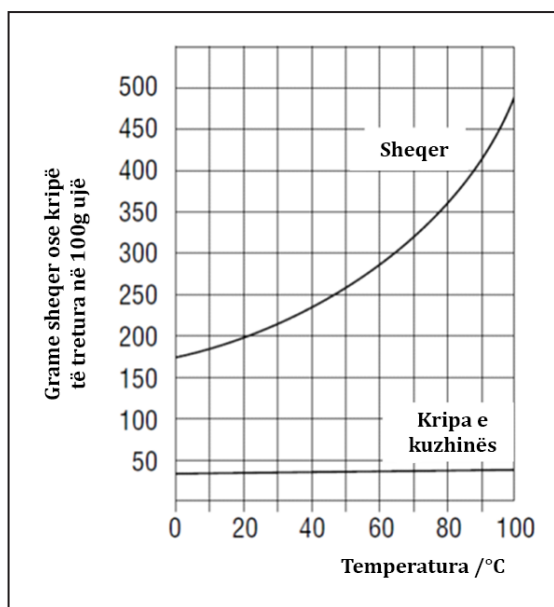


Fig. 2.24. Ndikimi i temperaturës në tretshmërinë të sheqerit dhe kripës.

Ekzistojnë mënyra të ndryshme me barazime të madhësisë që mund të shprehet sasia e substancës së tretur që është e tretur në sasi të caktuar të tretësit. Këtu do të përmendim vetëm se për tretësirat që përmbajnë një sasi të vogël substancë të tretur shpesh herë përdoret termi “tretësirë e holluar” përderisa nëse tretja përmban sasi më të madhe të substancës së tretur, përdoret termi “tretësirë e përqëndruar”.

Së fundi, do të cekim edhe për legurat ose, siç disa herë emërtohen, tretje të ngurta, për shkak të rëndësisë së saj tekniko-teknologjike. Legurat janë përzierje nga metalet ose ndonjëherë përzierje nga metalet dhe jometalet, siç është, për shembull, çeliku, i cili është legurë e hekurit dhe karbonit. Ato më shpesh fitohen nga përzierjet e metaleve të shkrira. Lidhjet mundësojnë vetitë e materialit të modifikohen për qëllime të veçanta. Për shembull, alumini përdoret për të përpunuar aeroplanë, sepse ka dendësi të vogël, por nuk ka fortësi të madhe, kurse prandaj duhet të përpunohet me metale (bakër, magnezium, mangan) të tjera, me të cilat do të formojë material dukshëm më të fortë. Bronzi, legurë e bakrit dhe kallajit, ka qenë legura e parë e zbuluar. Mesingu, po ashtu, është legurë e bakrit me zink. Këto legura kanë aplikim të madh teknik, por gjithsesi, përdorim më të madh kanë çelikët e ndryshëm, të cilat përveç hekurit dhe karbonit, përmbajnë edhe metale tjera të ndryshme, siç janë, për shembull: krom, mangan dhe nikël. Çelikët e këtillë kanë rezistencë të madhe ndaj faktorëve të jashtëm (nuk ndryshken), kanë fortësi dhe shkëlqim më të madh, kurse prandaj ato gjejnë përdorim të madh në teknikë.

2.8 METODAT E NDARJES SË PËRBËRËSVE NGA PËRZIERJA

Përmendëm se substancat e pastra në përbërjen e përzierjeve i ruajnë vetitë e tyre. Prandaj, nëse e dimë përbërjen e përzierjes dhe vetitë e përbërësve të veçantë në të, mund t'i ndajmë nga përzierja. Në fakt, mund të themi se **ndarja e përbërësve nga përzierjet bazohet në dallimet** në vetitë fizike të përbërësve të veçantë të përzierjes.

Nëse disa nga përbërësit e përzierjes ka ndonjë veti karakteristike që përbërësit tjerë nuk e kanë, është mirë të përdoret pikërisht vetia që të ndahet në përbërësit e duhur.

Për shembull, hekuri ka veti magnetike, kështu që nëse nuk ka përbërës tjerë me veti magnetike, hekuri mund të ndahet nga ajo në atë mënyrë që kah përzierja do të afrohet magneti. Ose, po, jodi i cili ka veti të sublimojë, nga përzierja në të cilën nuk ka substanca tjera që sublimojnë do ta ndajmë pikërisht në bazë të kësaj vetie.



Fig. 2.25. Hekuri mund të ndahet nga përzierja në bazë të vetive të saja magnetike.



Fig. 2.26. Në temperaturën e dhomës, jodi është substancë e ngurtë me ngjyrë gri. Ai sublimon në avuj ngjyrë vjollce, e cila në prekje me një lëndë të ftohtë kalojnë në gjendje të ngurtë. Kjo veti e jodit mund të shërben për ndarjen e saj nga përzierjet.

Shumë me shpesh në përzierjet nuk ka përbërës me ndonjë veti karakteristike. Në rast të këtillë, për ndarjen e përbërësve nga përzierja zgjidhet veti e tillë për të cilën ekzistojnë dallime të dukshme në vlerat e tyre të përbërësit kryesorë.

Në bazë të zgjedhjes së vetisë sipas së cilës do të ndahen përbërësit nga përzierja dhe nga lloji i përzierjes (homogjene ose heterogjene), janë zhvilluar metoda dhe teknika për ndarjen e përbërësve nga përzierja.

Këtu do të përmendim ato që më së shumti përdoren. **Dekantimi** është procedurë për ndarje të përbërësve nga një **përzierje heterogjene**. Kjo bazohet në **ndryshimet e dendësive** të substancave në përzierjen, kështu që sipas kësaj, mund të zbatohet vetëm në rastet kur ky dallimi është i dukshëm. Me dekantimi më shpesh veçohen përbërësit e ngurtë dhe të lëngshëm nga përzierja, por mund të përdoret edhe për ndarje të dy lëngjeve në përzierje heterogjene. Substancat me dendësi më të madhe do të fundërron në enën në të cilën ndodhet përzierja, e ajo me dendësi më të vogël do të bjerë mbi të. Substancat do të ndahen në mes veti, me derdhjen e substancës me dendësi më të vogël në enë tjetër.

Dekantimin më mirë do ta mësoni përmes eksperimentit të mëposhtëm:



Eksperiment

Dekantim

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Dy gota, thupër qelqi, rërë, ujë, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Në një gotë përziëni rërën dhe ujin. Lëreni gotën të qetësohet me qëllim që rëra të precipitojë në fundin e enës. Mandej, ujin derdhni në gotën tjetër, duke e derdhur me kujdes nëpër muret e thuprës së qelqit, pa e përzier gotën.



Fig. 2.27. Hinka ndarëse.

Për ndarjen e një përzierjeje heterogjene prej dy lëngjeve që ndryshojnë për nga dendësitë e tyre përdoret **hinka ndarëse**.

Filtrimi është operacion që përdoret për ndarje të substancës së ngurtë nga lëngu në përzierje heterogjene. Ajo bazohet në **ndryshimin në madhësinë e grimcave**. Për këtë qëllim janë të nevojshme materiale që janë poroze dhe nëpër poret e të cilit kalojnë thërrmija me madhësi më të vogël, a do të mbeten ato më të mëdha. Materialet e tilla quhen **filtra**. Lëngu që kalon përmes poreve të filtrit quhet **filtrat**, a substancat e ngurta që mbeshin në sipërfaqen e saj quhet **precipitat (fundërrinë)**. Në laborator më shpesh përdoret letra filtruese. Filtrimi mundet më mirë ta mësosh përmes eksperimentit në vijim:



Eksperiment

Filtrim

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Stativ dhe unazë metalike, gotë, hinkë, thupër qelqi, erlenmajer, letër filtruese, shkumës ujë.

Procedura: Vendose pajisjen, siç është paraqitur në Fig 2.27. Në gotë përziëni shkumësin e imtësuar dhe ujit. Përziëni me kujdes, dhe mandej nëpër muret e thuprës së qelqit me kujdes derdhni në hinkën, por vetëm në letrën filtruese.

Si është lëngu që mblidhet në erlenmajer? Çka mbetet në letrën filtruese?



Fig 2.28. Pajisjet e filtrimit. Nëpër letrën filtruese kalon lëngun e pastër gjë, a në letër filtri mbetet substanca e ngurtë.

Distilimi është procedurë me e cila përbërësit nga **tretja** ndahet në bazë të **dallimeve në temperaturat e tyre të vlimit**. Procesi përbëhet me ngrohjen e përzierjes, kështu që lëngu me temperaturë më të ulët të vlimit avullon, e mandej avujt e e saj ftohen, ku ato përsëri kalojnë në lëng. Lëngu i përfutur quhet **distilat**. Me distilim mund të ndahen substancat nga tretësirat të substancave të ngurtë në tretës të lëngët, si dhe tretje nga substancat e lëngët. Në rastin e fundit, bëhet fjalë për të ashtuquajturën **distilim fraksional**, a distilatet e ndarë quhen **fraksione**.

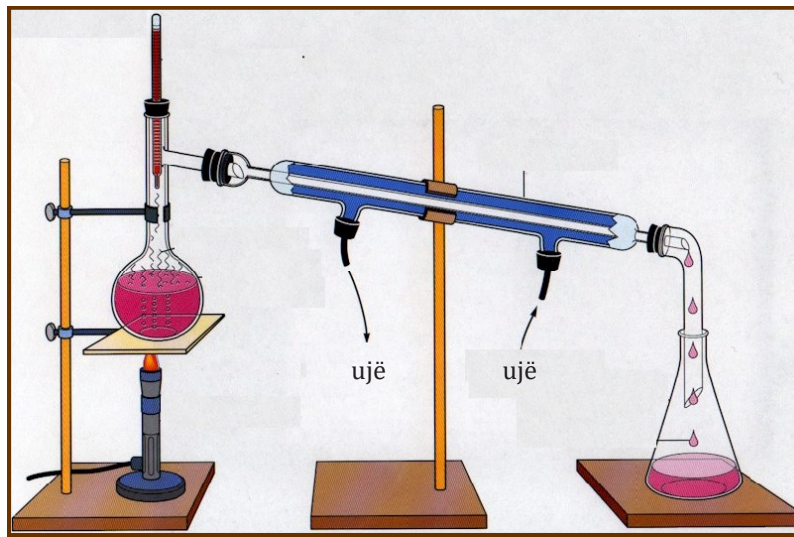


Fig. 2.29. Aparatet për distilim

Nëse një substancë e ngurtë është e tretur në lëng, ajo mund të ndahet me nxemje të tretjes dhe me avullimin e tretësirës. Pas avullimit të tretësit, në enën mbetet substanca e ngurtë. Ndarja e substancës së ngurtë mund të kryhet edhe me **zvogëlimin e tretshmërisë**, ashtu që ose do ta zvogëlojmë sasinë e tretësit, me avullim, ose do ta ndryshojmë temperaturën. Në të dyja rastet fitohet tretje e tejngopur nga e cila ndahet substanca e ngurtë. Kjo procedurë quhet **kristalizim**. (ose **kristalizimi nga tretësira**). Substanca e ngurtë (kristalet) nga lëngu ndahen me filtrim.



Fig. 2.30. Kristalizimi nga tretësira.

Paraqitje skematike për ndarjen e substancave është e dhënë në Fig. 2.31

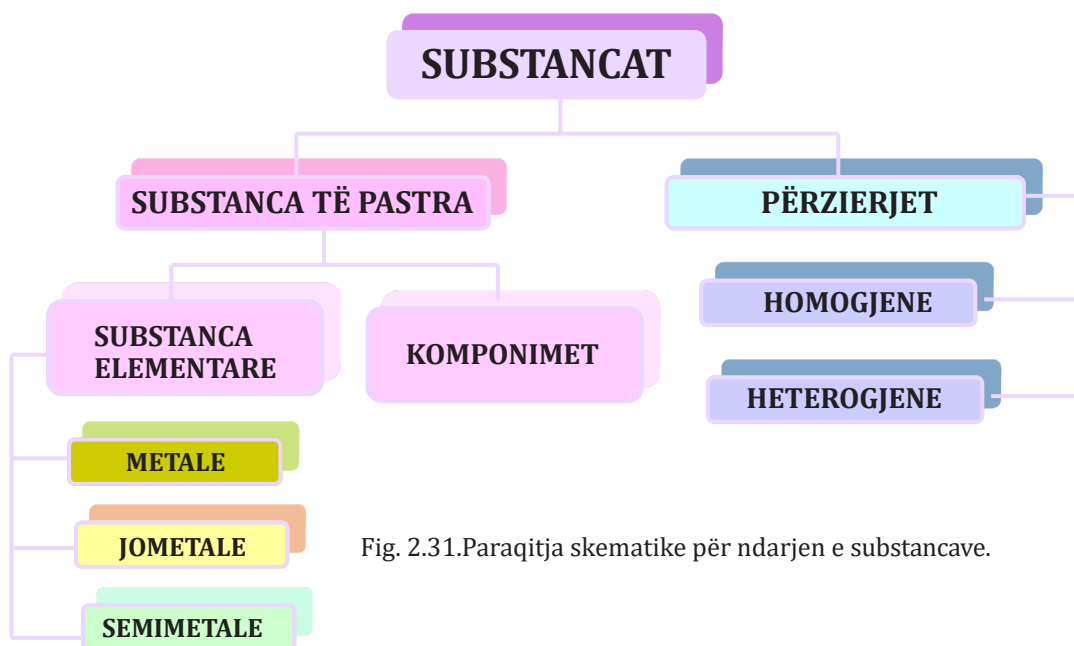


Fig. 2.31. Paraqitja skematike për ndarjen e substancave.

SHTESË:

TRETËSIRAT E TEJNGOPURA

Tretësirat e tejngopura fitohen vetëm në kushte speciale. Ata janë shumë jo stabile, kurse në ndryshimin më të vogël të kushteve vjen deri në kristalizim të substancës së tretur. Megjithatë, tretësirat e tejngopura hasen edhe në natyrë. Shembull i këtillë është mjalti. Mjalti është tretësirë e tejngopur i sheqerit glukozë (por e përmban edhe sheqerin fruktozë) më ujë. Ndonjëherë, me qëndrimin, glukozja kristalizohet ose, siç thotë populli mjalti është shndërruar në sheqer. Shumë bonbone dhe ëmbëlsira përmbajnë tretësira të tejngopura të saharezës (sheqeri i rëndomtë). Pikërisht për këtë shkak ndonjëherë mund të vërehet se nga ëmbëlsira kristalizon sheqeri.

Disa verë përmbajnë sasi të madhe të tretur nga një kripë, i ashtuquajtur gur (hidrogjentartarati i kaliumit). Kur vera ftohet, tretja nga kjo kripë bëhet i tejngopur dhe pas një kohe të gjatë mund të paraqiten kristale. Që ta mënjanojnë gurin e verës, para se ta vendosin në shishe, e ftohin deri në rreth 0 °C dhe në të shtohen disa kristale të gurit të verës. Ashtu, guri i verës do të kristalizojë e mandej vera filtrohet.

PYETJE DHE DETYRA:

1. Në bazë të pohimeve të dhëna, përcaktoni se cilat substanca janë elementare, e cilat janë komponime: a) Substanca azotit përbëhet nga molekula e ndërtuar nga dy atome të elementit azot; b) Substanca squfur përbëhet nga molekula që përbëhen nga tetë atome të sulfurit ; c) Substanca amoniak mund të zbërthehet në substanca azot dhe hidrogjen; d) Substanca diamant përbëhet nga një numër i madh i atomeve të elementit karbon; e) Substanca dioksid karboni përbëhet nga molekulat e ndërtuar nga një atom karbonit dhe dy atomet oksigjen.
2. Cilat nga vetitë e mëposhtme janë të përbashkëta për metalet: a) lehtësisht treten në ujë; b) kanë një shkëlqim metalik; c) kanë erë mbytëse; d) përçojnë rrymën elektrike.
3. Një substancë elementare gjendet në gjendje agregate të ngurtë. Nëse janë imtësohet me shtypës, menjëherë do të pluhuroset. Gjatë nxemjes së dobët shkrihet. Sipas këtyre të dhënave, kjo substancë elementare është metal apo jometal?
4. Cilat nga substancat e mëposhtme janë substanca të pastra dhe cilat janë përzierje: a) nafta; b) sheq er; c) verë; d) hidrogjen; e) avull uji; d) qumësht?
5. Cila nga përzierjet e mëposhtme është homogjene dhe cila është heterogjene: a) rëra dhe uji; b) raki; c) çaj; d) kripë dhe piper; e) uthull?
6. Rendisni disa përzierje heterogjene dhe disa tretësira që i hasni në jetën e përditshme.
7. Në cila nga rastet e vaçanta do të krijohet tretje kur do të përzihen substancat vijuese: a) ujë dhe Miell; b) kripë dhe ujë; c) vaj dhe uthull; d) ujë dhe të acidi klorhidrik?
8. Në një enë ka një substancë të ngurtë, kurse sipër saj është tretësi i saj. Si është tretësira mbi substancën e ngurtë: i pangopur, i ngopur ose i tejngopur?
9. Për dallimin në çfarë vetie bazohet ndarja e substancave nga përzierja me dekantim?
10. Cilën metodë do të përdornit për të ndarë etanolin nga përzierja e tij me ujë? Në çka bazohet kjo metodë?
11. Cila nga substancat e mëposhtme ka aftësi të sublimojë: a) kripa e kuzhinës; b) jod; c) squfuri; d) hekuri; e) klori?
12. Cila nga substancat e mëposhtme: shkumës, rërë, kripë, miell dhe sheqer mund të ndahet me procedurën e kristalizimit nëse janë në përzierje me ujin?

HULUMTONI!

- ◆ Bëni një koleksion të metaleve dhe jometaleve që janë në dispozicion për ju nga jeta e përditshme. Vëzhgoni dhe përshkruani vetitë në të cilat mund t'i vëreni te çdo metal dhe jometal në përmbledhjen. Perceptoni disa dallime të rëndësishme në vetitë e tyre. Shqyrtoni përmbledhjet nga pjesëmarrësit e t'u të klasës.
- ◆ Nga substancat në vijim përgatitni përzierje të ndryshme: ujë, vaj, Miell, alkool, kripë, sheqer, gurkali, hekur, shkumës. Cilat nga përzierjet janë heterogjene, a cilat homogjene?
- ◆ Përgatitni tretje të pangopur dhe të ngopur nga: a) ujë dhe sheqer; b) ujë dhe kripë; c) uji dhe gurkali.
- ◆ Përgatitni forma të ndryshme kristali në ngjyrë të bardhë dhe blu. *Ndihmë:* Që të fitoni kristale të kaltër, përdorni tretjen e gurkalit dhe për të fituar ato kristale të bardha, përdor tretësirën e aluminit (për këtë substancë, informacionet shtesë do t'ju jep mësuesi). Duhet të përgatisni tretje të tejngopur dhe temperaturë më të lartë, i cili mandej do ta lësh ngadalë të ftohet. Shembull për këtë se si ta realizosh këtë është e dhënë në këtë foto.
- ◆ Puna në grupe të vogla: Zgjidhni dy substanca nga të cilat do të bëni një përzierje të tillë ku nga e cila do të munden këto substanca t'i ndani me dekantim dhe me filtrim. Realizoi këto procedura
- ◆ Punë në grupe të vogla: Përgatitni një tretësirë të gurkalit në ujë, më pas kryeni distilimi e tretjes. *Ndihmë:* Distilimi mund të realizohet edhe me aparaturë të improvizuar. Tretjen vendosni në epruvetë të madhe dhe lidhni atë, në pozitë të pjerrët në stativ. Epruvetën mbylleni me tapë, nëpër të cilën kalon një gyp i lakuar i qelqtë. Fundin e gypit vendoseni në epruvetë të pastër të vendosur në gotë me ujë të ftohtë. Epruvetën e madhe me kujdes ndërroheni deri në vlim. Vëreni çfarë ngjyre kanë pikat e para nga distilati, kurse mandej ndërpreni distilimin.
- ◆ *Detyrë projektuese:* Përgatitni një përzierje rëre, jodi dhe kripës së kuzhinës, a më pas ndani përbërësit nga përzierja.



REZYME

- ♦ **Vetitë Fizike** të substancave janë ato veti që mund t'i vërehet me shqisat tona ose t'i regjistrojmë dhe t'i matim me instrumente.
- ♦ **Veti kimike** është aftësia e substancës të pësojë njëfarë ndryshimi kimik të caktuar (ndryshimi i identitetit të tij) nën veprimin e substancave të tjerët ose nën ndikimin e kushteve të jashtme.
- ♦ **Ndryshime fizike** janë ndryshime ku vjen deri te ndryshimi i vetive fizike ose të vlerave të tyre, por **nuk vjen deri te ndryshimi i identitetit të substancës**. Gjatë ndryshimeve fizike nuk formohen substanca të tjera.
- ♦ **Ndryshimet kimike** janë ndryshime të tilla gjatë të cilave nën ndikimin e faktorëve të jashtëm ose gjatë ndërveprimit me substanca të tjera vjen deri te ndryshimi i përbërjes së substancave. Madje, **substancat fillestare e humbin identitetin e tyre dhe fitohen substanca të tjera**.
- ♦ **Njësitë ndërtuese të substancave** me emër të përbashkët quhen **thërrmija (korpuskula)**.
- ♦ **Shkrirja** është ndryshim i gjendjes agregat të substancave **nga i ngurtë në të lëngët**.
- ♦ **Avullimi** është ndryshim i gjendjes agregate të substancave **nga e lëngshme në të gaztë**.
- ♦ **Kondensimi** është ndryshim gjendjes agregate të substancave **nga i gaztë në lëngshme**.
- ♦ **Ngrirja** është ndryshim i gjendjes agregate të substancave **nga e lëngët në të ngurtë**.
- ♦ **Ndryshimi i gjendjes agregate drejtpërdrejt nga e ngurtë në të gaztë quhet sublimim, kurse ndryshimi i kundërt quhet desublimim ose depozitim**.
- ♦ **Atomi është njësi ndërtuese e substancave**.
- ♦ **Numri atomik është numri i protoneve në bërthamën atomike**.
- ♦ **Numri i Masës është shuma nga numri në protoneve dhe neutroneve në bërthamën atomike**.
- ♦ **Izotopet janë atome me numër të njëjtë atomik, kurse numër të ndryshëm të masës**.
- ♦ **Izobare janë atome me numër të njëjtë të masës, a numër atomik të ndryshëm**.
- ♦ **Kationet janë jone me ngarkesë pozitive, ndërsa anionet janë jone me ngarkesë negative**.

- ♦ **Molekulat janë grimca të përbëra nga dy ose më shumë atome të lidhura ndërmjet veti me lidhje kimike.**
- ♦ **Një element kimik është grup atomesh me numër të njëjtë protonesh, gjegjësisht me numër atomik të njëjtë.**
- ♦ **Substancë elementare janë substanca të tilla në përbërjen e të cilave hyn vetëm një element. Ata mund të jenë ndërtuar nga atomet ose, përsëri, nga molekulat të cilat janë të ndërtuar vetëm nga një lloj atome. Substancat elementare janë të ndarë në: metale, jometale dhe gjysëmmetalet.**
- ♦ **Komponimet janë substanca që mund të përbëhen nga molekula të përbërë nga atome të ndryshme, ose nga jonet me ngarkesa të kundërta.**
- ♦ **Substanca të pastra, në kushtet të caktuara, kanë përbërje konstante dhe vetitë fizike dhe kimike konstante. Në substanca të pastra me asnjë procedurë nuk mund ta vërtetojmë prezencën e substancave të tjera.**
- ♦ **Përzierje përfaqësojnë përzierje fizike nga dy ose më shumë substanca të pastra. Substancat në përbërjen e përzierjeve ruajnë vetitë e tyre. Vetitë e përzierjeve janë të ndryshueshme dhe varen nga sasia e përbërësve të veçantë në përzierje.**
- ♦ **Përzierjet heterogjene janë përzierje me përbërje dhe veti të pabarabarta në të gjitha vetitë e tyre pjesët. Ku ato ekziston qartë shprehur (e dukshme) kujdestare e shtëpisë ndërmjet ato të veçanta përbërësit e përzierjes.**
- ♦ **Përzierjet homogjene janë përzierjet me përbërje të një gjeneze dhe vetitë me të gjitha vetitë e saja. Ndërmjet përbërësve të përzierjes homogjene nuk vërehet kufiri i dukshëm.**
- ♦ **Tretësirat janë përzierje homogjene të përbëra nga një tretës dhe një substancë e tretur.**
- ♦ **Përbërësit në përzierjet mund të ndahen në bazë të dallimeve në vetitë e tyre fizike.**
- ♦ **Për ndarje të përberesve nga përzierje përdoren procedura të ndryshme si: dekantimi, filtrim, distilimi, kristalizimi e të tjerët.**

Njësia modulare 3

SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE

3.1 STRUKTURA E TABELËS SË SISTEMIT PERIODIK TË ELEMENTEVE

Hulumtimi i vetive fizike dhe kimike të substancave elementare kanë treguar se ndërmjet tyre ekzistojnë dallime të shumta, por edhe ngjashmëri. Kështu, për shembull, nëse i shqyrtojmë vetitë fizike të substancave elementare, do të vërejmë se ato në natyrë hasen në gjendje të ndryshme agregate, kanë temperatura të ndryshme të shkrirjes, dendësi, ngjyra etj. Edhe në raport të vetive kimike, ndërmjet elementeve ekzistojnë dallime të konsiderueshme. Për shembull, disa janë shumë reaktive, kurse disa shumë vështirë marrin pjesë në reaksionet kimike etj.

Megjithatë, pikërisht sipas vetive kimike, substancat elementare janë të ndarë në tre grupe: metale, jometale dhe gjysmë metale. Ndërmjet vetive të metaleve, si dhe ndërmjet vetive të jometaleve ekziston ngjashmëri. Veçanërisht ngjashmëri të madhe të substancat e veçanta elementare mund të vërehet kur bëhet fjalë për vetitë kimike, sipas së cilave edhe klasifikohen më shpesh. Ekzistimi i ngjashmërive ndërmjet elementeve e lehtëson studimin e tyre. Prandaj, me rëndësi të veçantë është çështja se elementet a mund të klasifikohen sipas vetive të tyre. Këtu mund të shohim se ekziston një klasifikim i tillë dhe të mësojmë rreth kësaj se çka mund të përdorim prej saj.

Bazat e kuptimit bashkëkohorë të vetive kimike rrjedhin që nga koha e “babait të kimisë” – Antoine Lavoisier. Në këtë libër ai e ka paraqitur tabelën e thjeshtë të substancave të metaleve dhe jometaleve që nuk mund të zbërthehen në më të thjeshta dhe i ka emëruar si elemente kimike. Gjatë shekujve 18 dhe 19, shumë studiues kanë arritur të mbledhin një numër të madh të dhënash për vetitë e elementeve të atëhershëm dhe komponimet e tyre, që ka paraqitur bazë për sistematizimin e elementeve. Në vitin 1817, Doberineri e ka perceptuar ngjashmërinë ndërmjet elementeve të veçanta dhe i ka klasifikuar në të ashtuquajturën triada:

Li	Ca	S	Cl
Nr	Sr	Se	Br
K	Ba	Te	I

Ai e ka vërejtur se elementet në triadat tregojnë veti kimike të ngjashme. Kështu, litiumi, natriumi dhe kaliumi reagojnë vrullshëm me ujën dhe krijojnë baza; kalciumi, stronciumi dhe bariumi reagojnë më pak me pak vrullshëm dhe japin pak baza të dobëta; klorin, bromin dhe jodin japin komponime të ngjashëm në reaksion me litiumin, natriumin dhe kaliumi etj. Si parametër për sistematizimin e elementeve, Dobereiner e ka përdorur të ashtuquajturat pesha atomike (në fakt, masa relative atomike). Edhe hulumtuesit të tjerë janë përpjekur të bëjnë klasifikim të ngjashëm. Megjithatë, suksesi më i madh ka arritur shkencëtari rus **Dimitri Ivanovic Mendeleev**.

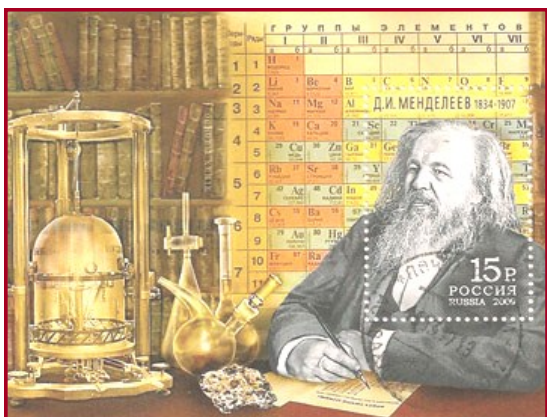


Fig. 3.1. Dimitri Ivanovich Mendeleev, krijuesi i tabelës periodike të elementeve.

Mendeleevi i pari e ka perceptuar ligjshmërinë periodike natyrale nën të cilat i nënshtrohen elementet kimike. Ai ka vënë re se me rritjen masës relative atomike të elementeve (pesha atomike, siç është emëruar më parë), periodikisht përsëriten ngjashmëritë në vetitë e tyre kimike. Prandaj, në vitin 1869, ai është përpjekur që të 63 elementët t'i radhitë në tabelën sipas zmadhimit të masës relative atomike të tyre. Madje, elementet me veti kimike të ngjashme i ka radhitur njëra nën tjetrën.

Tabelën që e përpiloi e quajti **sistem periodik të elementeve**, a rregullshmëria e ndryshimit

të vetive e ka formuluar edhe si ligji i perioditetit: **vetitë e elementeve dhe komponimet janë në varshmëri periodike nga masa relative atomike e elementeve.**

Kjo tabelë ka përmbajtur shumë vende të zbrazëta, sepse atëherë kanë qenë të njohura vetëm 63 elemente. Në bazë të vetive të elementeve rreth ndonjë vendi të zbrazët në tabelën, ai ka arrirë ta parashikojë vetinë e elementit që do të ishte gjetur në atë vend. Mendeleevi e parashikoi ekzistencën e 11 elementë të tjerë. Me ndihmën e ligjit se vetitë e elementeve ndryshojnë në mënyrë periodike, ai zbuloi se vetitë e elementeve në mënyrë periodike, ka arrirë ta përmirësojë masat relative atomike të shumë elementeve.

Edhe përveç kësaj në shumicën e rasteve masa relative atomike, si kriter për radhitje, ka dhënë rezultate të shkëlqyera, por me përjashtime. Për shembull, argoni ka masë relative atomike më të madhe nga kaliumi, por sipas vetive, argonin duhet ta vendose para kaliumit. Përjashtimet e këtilla qartë kanë treguar se për klasifikimin e elementeve duhet të ekzistojë ndonjë kriter tjetër.

Sot janë të njohura 118 elementet, nga të cilat 92 ndodhen në natyrë, ndërsa të tjerat janë artificiale të fituara në laborator. Klasifikimi modern i elementeve kimike bazohet në një madhësi që ngushtë është e lidhur me masën relative atomike, a kjo është **numri atomik** i elementit. Nga kjo varet vendi i elementit të sistemit periodik, prandaj emërtohet si numri rendorë. Domethënë:

Në sistemin periodik, elementet janë të renditura sipas rritjes së numrit atomik (rendorë).

Sistemi periodik i elementeve është klasifikimi më i përsosur që e ka bërë njeriu, sepse bazohet në strukturën e atomit. Ndërtimi i atomit, veçanërisht i shtresës së tij elektronike, siç do të shohim, mundëson ndryshimin e rregullt të shumë vetive të substancave elementare të ndërtuara nga elementet e duhura.

Prandaj, shpesh herë hasen dallime të duhura në sistemin periodik të elementeve, veçanërisht në vendosjen e lantanoideve dhe aktinoideve, si dhe në shënimin e A dhe B grupeve, duke filluar nga e treta. Panja e një sistemi periodik të elementeve është e dhënë në tabelën 3.2.

Fig 3.2. Një lloj tabelle të sistemit periodik të elementeve. Në të lantanoidet dhe aktinoidet janë të ndarë në veçanti, ndërsa grupet prej 3 deri 7 janë të shënuara si B, ndërsa ato prej 13 deri 18 si A.

Sot, sipas **Unionit ndërkombëtar** për kimi të pastër dhe aplikative (**IUPAC**), g rekomandohet tabela e sistemit periodik në vijim:

Fig. 3.3. Tabelat e sistemit periodik e rekomanduar nga IUPAC. Shënimi i grupeve prej 1 në 18 ose me numra romake nga I te VIII, ku grupet nga 3 deri 10 janë të shënuar me A, nga 13 deri 17 me B “ndërsa grupi i gazrave fisnike me VIII.

Ne do t’i respektojmë rekomandimet e IUPAC, me çka në botimin maqedonas të tabelës periodike, lantanidet dhe aktinoidet janë të veçuara posaçërisht.

Tabela e sistemit periodik përbëhet nga 118 katrorë në të cilën është i shënuar simbol i elementit. Përveç kësaj, në tabela të ndryshme periodike janë të dhënë të dhënat e ndryshme për elementin. Në pothuajse të gjitha tabela jepet numri rendor i elementit, a më shpesh edhe masa relative atomike. Në disa përmbahen edhe emrat e elementeve dhe vlerat e vetive të tjera fizike, që sillen për substancën elementare të elementit përkatës, siç janë, për shembull, temperatura e shkrirjes dhe e vlimit, dendësia etj.

Numri rendorë

25
$T_T = 1246\text{ }^{\circ}\text{C}$
$T_B = 1962\text{ }^{\circ}\text{C}$
Mn
Mangan
54, 938044

Masa relative atomike

Fig. 3.4 Në tabelën e sistemit periodik të elementeve përveç simbolit të elementit, çdo here është I dhënë numri rendorë, si dhe masa relative atomike. Shpesh here, është I dhënë edhe emri I elementit, si dhe vlerat e disa madhësie fizike.

3.2 SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE DHE NDËRTIMI I ATOMIT

Përmendëm se sistemi periodik është klasifikimi më i përsosur që e ka përpiluar njeriu, sepse **ndërtimi i sistemit periodik** është në lidhje direkt me **ndërtimin e mbështjellësit elektronik** në atomet e elementeve. Sipas kësaj, elementet në sistemin periodik janë të radhitur duke e ndjekur një ligjshmëri natyrale. Kështu që:

Numri i periodës është i barabartë me numri e shtresës së fundit (me i lartë) elektronike në atomet e elementeve nga kjo periodë.

Nga ana tjetër, çdo element i njëpasnjëshëm ka një proton shtesë në bërthamë dhe një elektron shtesë në shtresën elektronike. Por kur do të mbarojë mbushja me elektrone në një shtresë gj.gj kur do të mbarojë perioda, fillon plotësimi i shtresës së ardhshme me një, dy etj elektrone. Sipas kësaj, në grupin e parë të sistemit periodik ka elemente atomet e të cilëve në shtresën e fundit elektronike kanë vetëm nga një elektron, në të dytën nga dy etj. Kështu që:

Numri i elektroneve të valencës në atomin e elementit është i barabartë me numrin e grupit në cilën ndodhet ai.

Për arsye numrit të njëjtë të elektroneve valentore, në shumicën e rasteve, **elementet nga grupi i njëjtë kanë valencë maksimale të njëjtë**. Ajo është e barabartë me numrin e grupit kur është e shënuar me numra romakë. Kështu, për shembull, të gjithë elementet nga IIIA dhe IIIB janë trevalente; azoti, i cili është në grupin VB, mund të jetë maksimale pesë valente, a o ashtu edhe fosfori. Numri maksimal i elektroneve valentore (tetë) kanë atomet e gazrave fisnikë (përjashtim është atomi i heliumit me dy elektrone). Në atomet e këtyre elementeve, shtresa e fundit elektronike është plotësisht i plotësuar me elektronet, kështu që, për gjendje të këtillë elektronike themi se është stabile.

Ndryshimi gradual i numrit të elektroneve përgjatë grupeve dhe periodave mundëson edhe deri në ndryshim gradual të vetive të elementeve dhe të substancave elementare. Prandaj, në bazë të vendndodhjes së elementeve në sistemin periodik mund të fitojmë pasqyrë për vetitë e tyre dhe për vetitë e substancave të tyre elementare. Për këtë do të bëhet fjalë në përmbajtjen e radhës.

3.3 VETITË PERIODIKE TË METALEVE/JOMETALEVE

Çdo periode në tabelën e sistemit periodike të elementeve fillon me një metal të veçantë dhe përfundon me një gaz fisnik. Përgjatë një periode, duke shkuar nga e majta në të djathtë, vetitë e substancave elementare gradualisht ndryshojnë nga metalet deri te jometalet. Përgjatë një grupi, prej lartë e poshtë, rriten vetitë metalike (Fig 3.4 dhe 3.5) Domethënë:

Metalet më të shprehur ndodhen poshtë majtas tabelës së sistemit periodik, ndërsa jometalet e shprehura, djathtas në pjesën e sipërme.

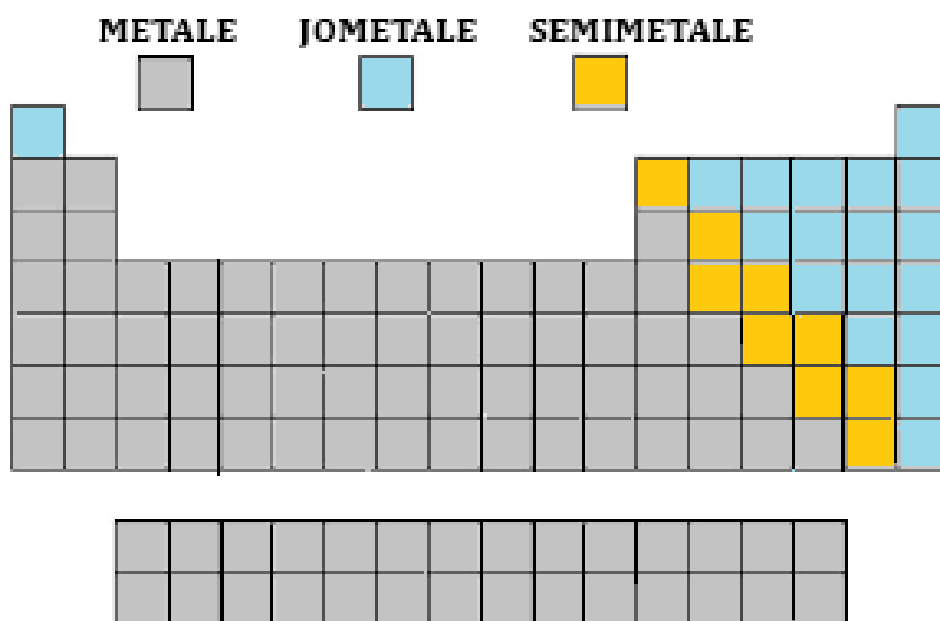


Fig 3.5. Vendndodhja e metaleve, jometaleve dhe gjysmë metaleve në sistemin periodik.

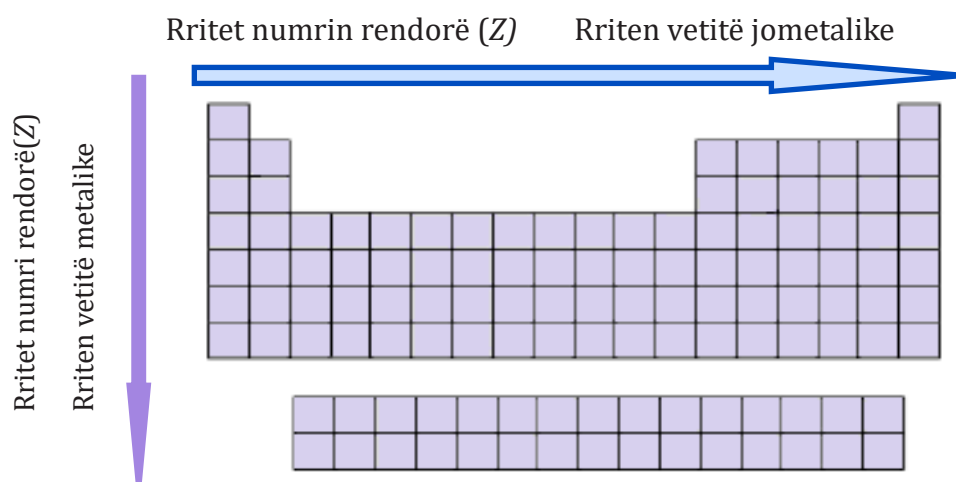


Fig 3.6. Ndryshimi i numrit rendorë dhe vetitë metalike/jometalike përgjatë grupit gj.gj periodës.

Në një grup të njëjtë është vendosur elementet të cilat, përveç metalike, gjegjësisht vetitë jometalike, kanë edhe veti të tjera të ngjashme ose veti që gradualisht ndryshojnë. Prandaj, elementet e të njëjtit grup shpesh kanë emër të përbashkët. Për shembull: Elementet e grupit 1 quhen **metale alkaline**; Elementet nga grupi i dytë quhen **metale alkaline tokësore**; elementet e grupit 17 (VIIB) quhen **elemente halogjene**.

Kështu, në shembull, elementet halogjenët kanë veti të ngjashëm kimik, a disa nga vetitë e tyre fizike ndryshojnë gradualisht. Fluori dhe klori janë gazet, bromi është i lëngët dhe jodi është i ngurtë. Ata gjithashtu po ndryshojnë gradualisht ngjyra e tyre, temperatura e vlimit etj., por edhe reaktiviteti kimik (Fig. 3.6. dhe 3.7.).

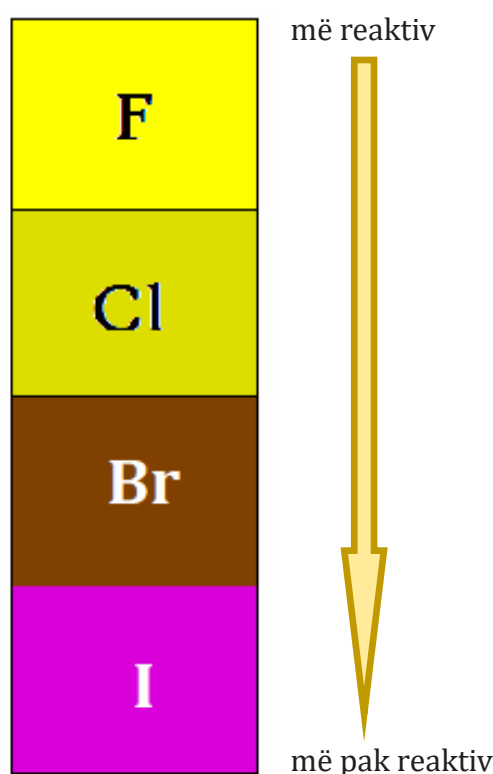


Fig. 3.7. Temperatura e vlimit të elementeve halogjenë rriten përgjatë grupit.

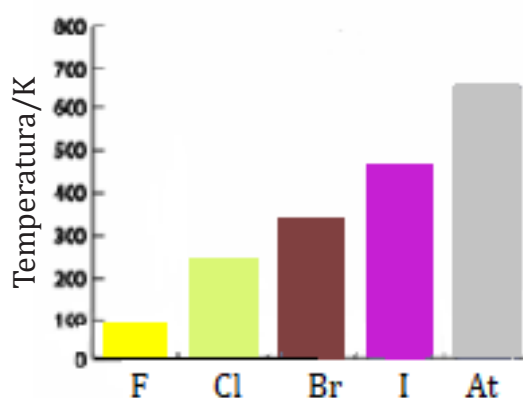


Fig. 3.6. Disa veti në grupin e elementeve halogjenë saktë ndryshojnë.

Nga kjo që thamë më parë, është e qartë se nga sistemi periodik i elementeve mund të gjenden shumë të dhëna si për elementet, ashtu edhe për substancat e tyre elementare, por edhe vetitë e tyre mund të parashikohen në bazë të pozitës së tyre në sistemin periodik. Prandaj, sistemi periodik është mjet i domosdoshëm gjatë të nxënies së kimisë, por edhe për çdokënd që merret me kimi.

SHTESË:

DIMITRI IVANOVIÇ MENDELEEV DHE VEPRA E TIJ

Tabela e sistemit periodik të elementeve është klasifikimi më i përsosur që e ka përpiluar njeriu. Ajo bazohet në vetinë më thelbësore të materies, a kjo është ndërtimi i atomit. Merita më të mëdha për këtë zbulim i përket Mendeleevit. Po kush është Mendelievi?

Dimitri Ivanovic Mendeleev lindi në 1834 vit në Tobolsk, Siberi, si fëmija i 14-të në familje. I ati i vdiq menjëherë pas lindjes së tij, kurse më vonë familja e tij u shpërngul në Moskë, në mënyrë që Dimitri i talentuar të regjistrohet në universitetin atje. Mirëpo, për shkak të vendit të lindjes, nuk ka qenë i pranuar. Falënderim i qëndrueshmërisë së nënës së tij, ka pasur sukses të regjistrohet në institutin Pedagogjik në Sankt Petersburg. Studimet i ka mbaruar me medalje të artë, kurse mandej ka vazhduar me studimet e kimisë në Odesa. Në Shën Petersburg është bërë profesor i kimisë në institutin Teknik.

Për shkak të dashurisë së madhe ndaj kimisë dhe dëshirës të mësojë më shumë, Mendeleev ka qëndruar në Gjermani dhe Francë, ku punoi me shkencëtarë të njohur, si Bunsen, Kirchhoff dhe Kanizzaro. Përveç përpilimit të tabelës së parë të sistemit periodik të elementeve, ai gjithashtu ka punuar në zgjidhjen e problemeve të ndryshme teknologjike në industri. Veçanërisht është me rëndësi puna e tij mbi zhvillimin e metodave për studimin e kimisë. Në vitin 1890, Mendeleev doli në pension të parakohshëm sepse i ka mbështetur studentët e tij në kërkesën e tyre për kushte më të mira studentore, ku haptazi ka hyr në konflikt me Qeverinë.

Mendeleev ka vdekur në vitin 1907, por puna e tij, sistemi periodik i elementeve ka vazhduar të rritet dhe të zhvillohet.

PYETJE DHE DETYRA

1. Sipas cilës vetie janë renditur elementet në sistemin periodik të elementeve?
 - a) Numri i elektroneve në atom
 - b) Numri i protoneve
 - c) Numri masës
 - ç) Masa relative atomike
2. Numri i protoneve në bërthamën e një atomi të një elementi është 14.
 - a) Sa është numri rendorë?
 - b) Në të cilën periodë dhe në cilin grup gjendet ai element?
3. Sa protone dhe elektronet ka atomi i një elementi që ndodhet në periodën e dytë dhe në grupin VB?
4. Në e cila periodë ndodhet ndonjë element nëse atomi i tij përmban tri shtresa elektrone?
5. Çfarë është e barabartë për elementët e të njëjtit grup në tabelën e sistemit periodik?
 - a) Numri i përgjithshëm i elektroneve
 - b) Numri në protoneve
 - c) Numri i elektroneve valentor
 - ç) Numri i masës
6. Në cilin grup të sistemit periodik ndodhet një element nëse atomi i tij ka katër elektrone valentore?
7. Në e cilin grup të sistemit periodik ndodhen: a) elementet halogjenë; b) gazrat fisnik; c) metalet alkaline?
8. Në cilën pjesë të sistemit periodik ndodhen metalet më të shprehura, kurse në cilat jometalet më të shprehura?

HULUMTONI!

Kur kripërat e metaleve alkaline mbahen nën flakë, vjen deri në ngjyrosjen e flakës. Kontrolloni se me çfarë ngjyre është ngjyrosur flaka nëse merr pjesë: a) klorur natriumi; b) klorur litium. Për këtë qëllim, mbi një shpatull metalik hidhni pak nga kripa dhe vendoseni shpatullën në flakë. Me çfarë ngjyre është flaka?

REZYME

- ♦ **Sistemi periodik i elementeve** është tabela në e cilën elementet janë të radhitur sipas rritjes së numrit atomik(**rendor**) të tyre.
- ♦ Vargjet **horizontale** në sistemin periodik të elementeve quhen **perioda**, a vargjet vertikale quhen **grupe**.
- ♦ **Numri i periodës** përshatet me **numrin e shtresës së fundit(më i larti) elektro-nike** në atomet e elementeve nga ajo periodë.
- ♦ Në **grupin e njëjtë** të sistemit periodik janë të vendosur elementet me **numër të njëjtë të elektroneve valentore**.
- ♦ **Valenca maksimale e elementeve të një grupi** në rastet më të madha i përgjigjet numrit të grupit.
- ♦ Në **grupin e njëjtë** të sistemit periodik ndodhen elemente ku **substancia elementare e të cilit kanë veti të ngjashme** ose, po, janë të radhitur në mënyrë të rregullt.
- ♦ Vetitë metalike janë në rënie përgjatë periodës (nga e majta në të djathtë), a rritet përgjatë grupit (nga lart -poshtë). **Metalet** më të spikatura janë të vendosura në **fund të majtë** të sistemit periodik, a **jometalet** më të shprehura, janë të vendosura në **pjesën e sipërme në të djathtë**.

Njësia modulare 4

LIDHJET KIMIKE

4.1 LIDHJET JONIKE

Gjatë reaksioneve kimike vjen deri në rigrupim i atomeve të substancave të ndryshme, me anë të të cilave fitohen substanca të tjera. Por çfarë është ajo që i mban atomet bashkë? Gjatë fitimit të substancave të reja ndërmjet atomeve vjen deri tek e ashtuquajtura **lidhja kimike** ose deri në formimin e **lidhjeve kimike**. Lidhjet kimike në fakt, janë arsyeja për të e cila atomet qëndrojnë së bashku në thërmijet ndërtuese të komponimeve të substancave elementare. Lidhja e atomeve mund të realizohet në mënyra të ndryshme, por në thelb të të gjithave shtrihet këmbim i elektroneve. Kështu që, **lidhjet kimike formohen me këmbimin e elektroneve**.

Këtu menjëherë do të pyetemi: cilat dhe sa elektrone mund po marrin pjesë në lidhje kimike? Deri te përgjigja për këtë pyetje lehtë do të arrijmë nëse kujtojmë dy gjëra të rëndësishme çfarë shëkulli kemi mësuar. Nga ndërtimi i shtresës elektronike mësuar se elektronet në shtresën e fundit elektronike (*elektronet valentore*) kanë energjinë më të lartë, prandaj më lehtë lëvizin. Ne mësuar se atomi gjendet në gjendje më stabile përderisa shtresa e fundit elektronike është plotësisht e plotësuar. Prandaj, lehtë mund të përfundojmë se në këmbimin e elektroneve do të marrin pjesë vetëm **elektronet valentore**.

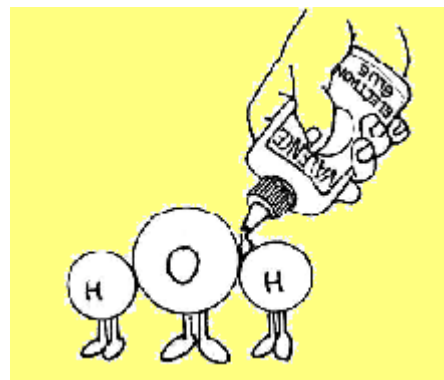


Fig. 4.1. "Ngjitësi" me të cilën lidhen atomet janë elektrone valentore, elektrone që këmbëhen ndërmjet tyre.

Në të njëjtën kohë, atomet që marrin pjesë në këmbimin e elektroneve kanë tendencë për të arrirë një konfigurim elektronik stabil në shtresën e fundit elektronike, siç ekziston te gazrat fisnikë. Nga këtu mund të nxjerrim një përfundim të rëndësishëm: atomet e lidhura, gjegjësisht thërmijet të fituara me lidhje kimike janë më stabile nga atomet e veçanta. Nga ana tjetër, për t'u shkëputur ato lidhje kimike, të nevojitet energji (Fig. 4.2.).

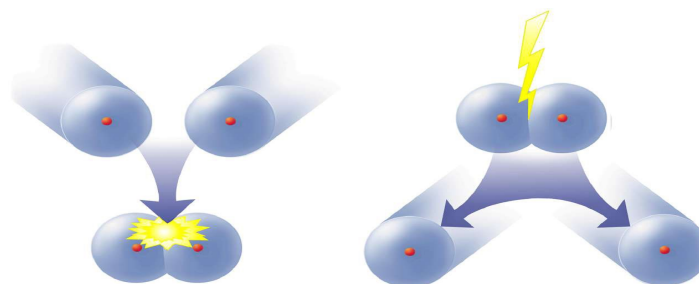


Fig. 4.2. Gjatë formimit të lidhjeve kimike lirohet energji (majtas) dhe që të shkëputen (djathtas), duhet të pranohet energji.

Për një paraqitje më të gjallë të elektroneve të valencës në atom, të ashtuquajturat simbole elektronike të propozuara nga shkencëtari Lewis, i cili ishte i angazhuar në studimin e lidhjeve kimike. Në simbole të tilla, simboli kimik i elementit tregon bërthamën e atomit dhe të gjitha elektroneve të tjera, përveç atyre valente. Elektronet e valencës shkruhen me pika pranë simbolit të elementit kimik. Në këtë rast, elektronet e çiftëzuara shkruhen me një çift pikash, a elektronet e paçiftëzuara me vetëm me një pikë. Ja si mund të paraqiten atomet e elementeve nga periudha e dytë me simbole elektronike

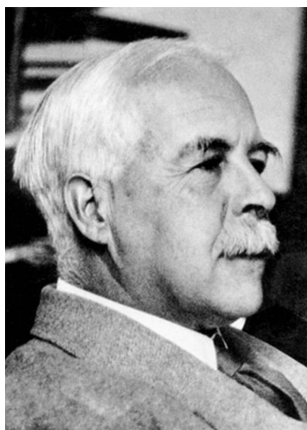


Fig 4.3. G. N. Lewis, shkencëtari që ka dhënë kontribut për zhvillimin e lidhjeve kimike.

Përveç simboleve elektronike, përdoren edhe formula elektronike që do t'i hasim më vonë gjatë të nxënimit për lidhjet kimike. Simbolet elektronike dhe formulat, për nder të shkencëtarit Luis, quhen edhe si **simbole të Luisit** ose **formula të Luisit**.

Këmbimi i elektroneve mund të zhvillohet në mënyra të ndryshme, pra ka lloje të ndryshme të lidhjeve kimike. Ekzistojnë, kryesisht, tre lloje të ndryshme të lidhjeve kimike:

- ♦ jonike
- ♦ kovalente
- ♦ metalike.

Këtu do të njoftohemi vetëm me lidhjen jonike dhe kovalente.

Mësuam se atomet e elementeve nga të cilët janë ndërtuar metalet tipike kanë një numër të vogël elektrone valentore dhe ato të jometaleve tipike kanë numër të madh të elektroneve valente. Prandaj, për të arritur një gjendje elektronike stabile gjendja e gazit inert, është më e lehtë për metalet të lëshojnë elektrone, sesa të marrin. Në të kundërt, jometalet e kanë më të lehtë të marrin sesa për të lëshuar elektrone. Lidhja jonike formohet kur atomet e metaleve i japin elektronet atomeve të jometaleve. Kështu që, lidhja jonike është prezentë te komponimet që fitohen kur lidhen **metale tipike me jometale tipike**.

Gjatë lidhjes jonike, atomet e metaleve plotësisht i lëshojnë elektronet valentore, ndërsa atomet e jometaleve i pranojnë ato elektrone. Lëshimi i elektroneve është karakteristike për elementet atomet e të cilave kanë deri në tre elektrone valentore, ndërsa pranimi i elektroneve është karakteristike për elementet e atomeve që kanë prej 5 deri elektrone valentore.

																0	
H																He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca											Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr											In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba											Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra																

Fig. 4.4. Në figurën, me ngjyrë të verdhë janë të paraqitur metalet që formojnë një lidhje tipike jonike me jometalet të paraqitur me ngjyrë të kaltër. Natyrisht, lidhje jonike formojnë edhe metale dhe metale të tjera. Me ngjyrë vjollce, janë të paraqitur gazrat fisnikë.

Me lëshimin dhe pranimin e elektroneve, atomet më nuk janë thërrmija elektroneutrale, por kalojnë në thërrmija të elektrizuara. Thërrmijat e këtilla të elektrizuara quhen **jone**. Kur atomet e metaleve i lëshojnë elektronet, kalojnë në **jone me ngarkesë pozitive të cilët quhen katione** dhe kur atomet e jometaleve pranojnë elektrone, ato kalojnë në **jone me elektrizim negativ** që quhen **anione**.

Kujdes!

Gjatë lidhjes joniike nuk krijohen molekula! Prandaj për to nuk shënohem formula molekulare dhe strukturale. Ato shënohen me të ashtuquajtur njësi formulare, të cilat paraqesin shumëfishin më të vogël të përbashkët të sasive të kationeve dhe anioneve.

Ndërmjet joneve me elektrizim të kundërt paraqiten forca tërheqëse. Prandaj kationet e metaleve dhe anioneve të jometaleve tërhiqen dhe ndërmjet veti tërhiqen me **forca elektrostatike**.

Lidhja kimike që ndodh midis një metali dhe një jometali si rezultat i dhënies dhe marrjes së plotë të elektroneve dhe tërheqjes elektrostatike të joneve të formuara quhet lidhje jonike.

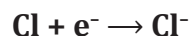
Të shqyrtojmë disa shembuj për lidhje jonike:

Shembulli 4.1. Si do të formohet një lidhje jonike midis natriumit dhe klorit?

Zgjidhja: Natriumi gjendet në 1, domethënë Grupi IA i tabelës periodike. Prandaj, atomi i tij ka një elektron valentor. Kur do ta lirojë elektronin valentor, atomi i natriumit do të formojë një kation natriumi.



Klori ndodhet në 17, domethënë grupin e VIIB të sistemit periodik. Atomi i klorit ka 7 elektrone valentore, që domethënë se i mungon edhe një elektron që të fitojnë strukturë stabile elektronike. Prandaj, ai e pranon elektronin e liruar nga atomi i natriumit dhe kalon në anion.



Kationi i natriumit dhe anioni i klorit tërhiqen ndërmjet veti.

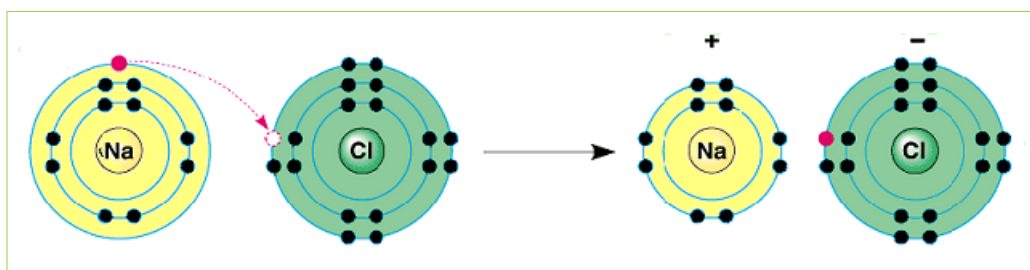


Fig. 4.5. Paraqitja skematike e formimit të joneve të natriumit dhe klorurit gjatë formimit të lidhjes së tyre kimike.

Shembulli 4.2. Si do të krijohet një lidhje jonike midis magnezit dhe fluorit?

Zgjidhja: Magnezi gjendet në 2, domethënë Grupi IIA i tabelës periodike, që do të thotë se atomi i tij ka dy elektrone valentore. Kur do t'i lëshojë këto dy elektrone valente, atomi i magnezit shndërrohet në kation magnezi.



Fluori gjendet në 17, d.m.th. Grupi VIIB i tabelës periodike, që do të thotë se atomi i tij ka 7 elektrone valentore. Ajo ka nevojë për vetëm një elektron për të arritur strukturë stabile elektronike. Kjo do të thotë se dy elektronet e lëshuara nga atomi i magnezit do të pranohen nga dy atomet e fluorit, mandej duke formuar anione fluorure.



Kationet e magnezit dhe anionet e fluorit tërhiqen ndërmjet veti. Për shkak se një kation i magnezit lih dy anione fluorure, ku formula e komponimit do të jetë MgF_2 .

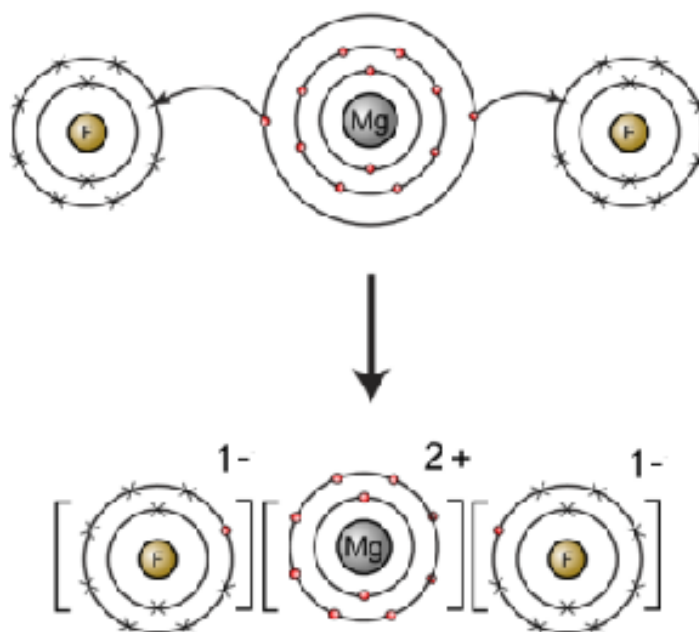


Fig 4.6. Paraqitja skematike shfaqja e formimit të fluorur magneziumit

Forcat tërheqëse ndërmjet joneve veprojnë në të gjitha drejtimet. Prandaj, rreth secilit jon pozitiv do të radhiten jonet negative, kurse anasjelltas. Ata vendosen në hapësirën rreth njëri-tjetrit në mënyrë të saktë të përcaktuar, duke formuar në këtë mënyrë substanca në gjene agregate të ngurtë, i a.sh.q **kristal**. Për shkak se njësitë ndërtuese në kristalet e këtilla janë jone, ato quhen **kristale jonike**, ndërsa rrjetat kristalore quhen **rrjetat kristalore jonike**. Për shembull, në kristalin e klorur natriumit, çdo anion klorur është i rrethuar me gjashtë kationet të natriumit, ndërsa çdo kation i natriumit, me gjashtë anione klorure.

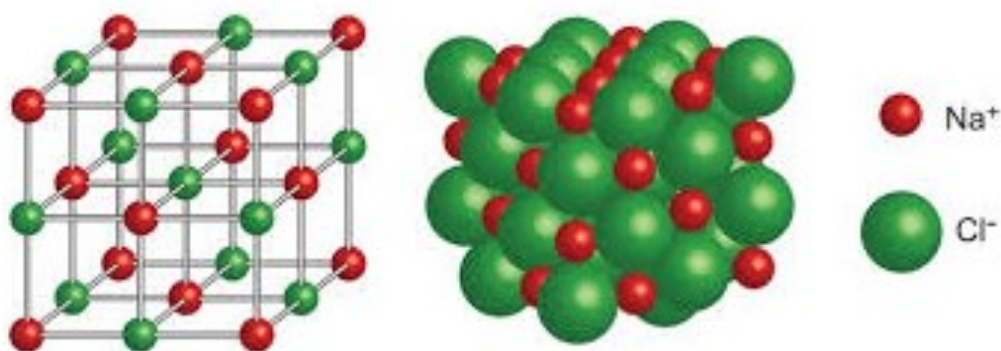


Fig 4.7. Modeli i strukturës kristalore të klorur natriumit

4.2 VETITË E PËRBËRJEVE ME NDËRTIM JONIK

Vetitë e substancave varen nga përbërja dhe mënyra e lidhjes kimike. Prandaj, përbërjet me ndërtim jonik kanë disa veti të përbashkëta. Si shembull me të cilin do t'i analizojmë vetitë e tyre, do ta marrim klorurin e natriumit, kripë e njohur si kripë e kuzhinës. Ju e dini se klorur natriumi, në temperaturë të dhomës, është substancë e ngurtë, kurse kështu janë të gjitha përbërjet me ndërtim jonik. Tretësirat dhe shkrirjet e përbërjeve jonike përçojnë elektricitetin, për shkak se fitohen/ekzistojnë jone të lira lëvizëse.



Fig. 4.8. Pjesa më e madhe e vetive të klorur natriumit janë të njohura sepse ne i përdorim në jetën e përditshme.

Përbërjet jonike tipike, më shpesh, kanë temperatura të larta të shkrirjes. Për këtë mund të siguroheni nëse fërkoni disa kokrra kripe të kuzhinës dhe sheqer. Do të vëreni se kur vëreni se sheqeri do të shkihet, por jo dhe kripa. Kripa është përbërje me ndërtim jonik, por jo dhe sheqeri.

Sipas kësaj, mund të përfundojmë që:

Përbërjet me ndërtim jonik janë në gjendje agregate të ngurtë në kushte normale, lehtë treten në ujë dhe shpesh kanë temperatura të larta të shkrirjes. Tretësirat dhe shkrirjet e tyre përçojnë rrymën elektrike.

PYETJE DHE DETYRA

1. Shkruani simbolet e Lewis për:
 - a) Alumini
 - b) Fosfori
 - c) Magnezi
2. Cilat nga grupet e paraqitura më poshtë elementet më lehtë i lëshojnë elektronet valentore?
 - a) Grupi i tretë
 - b) Grupi i parë
 - c) Grupi gjashtë
 - ç) grupi i shtatë
3. Oksigjeni gjendet në grupin 16, domethënë grupi VIB nga sistemi periodik. Atomi i tij kur formon lidhje jonike a pranon ose lëshon elektrone?
4. Atomi në kalciumit ka dy elektrone valentore. A do të formohet kation ose anion?
5. Rrethojeni shprehjet që janë të sakta.
 - a) Lidhja jonike formohet ndërmjet metalit dhe jometalit tipik.
 - b) Gjatë formimit të lidhjes jonike formohen molekula.
 - c) Lidhja jonike krijohet me këmbimin e elektroneve.
 - ç) Me lidhje jonike lidhen atomet e një elementi të njëjtë.
6. Me paraqitje skematike paraqitni lidhjen jonike të klorur kalciumi.
7. Në çfarë gjendje agregate në kushte dhome paramendoni të jenë: a) klorur bariumi (BaCl_2); b) fluorur natriumi; c) fluorur kaliumi?

HULUMTONI!

Hulumtoni formimin e lidhjeve jonike, kristalet jonike dhe vetitë e përbërjeve jonike që janë të dhëna në internet.

4.3 LIDHJA KOVALENTE JOPOLARE DHE POLARE

Lidhjen jonike e shpjeguam përmes këmbimit të elektroneve ndërmjet metalit dhe jometalit. Por, ne e dimë se ka edhe substanca elementare, si p.sh N_2 , O_2 , H_2 etj., por edhe komponimet të ndërtuara vetëm nga jometale, siç janë H_2O , SO_2 , HCl dhe shumë të tjerë. Prandaj, duhet të pyesim veten se si vjen deri te lidhja kimike ndërmjet tyre? Cili do të lirojë dhe cili do të pranojë nëse bëhet fjalë për dy atome të njëjtë? Sigurisht, nuk do të ishte e mundur që një atom të lëshonte elektrone dhe tjetri t'i pranonte ato. Natyrisht, ato nuk mund të bashkohen me një lidhje jonike, që do të thotë se duhet të ekzistojë ndonjë lidhje tjetër kimike. Ai lloj i lidhjes kimike është i ashtuquajtura **lidhje kovalente**. Kjo lidhje është **tipike për lidhjen e jometaleve**.

Edhe në rastin e lidhjes kovalente, atomet përpiqen të arrijnë konfigurimi stabil elektronik në e fundit shtresë elektronike. Ndërkohë, në këtë rast, kjo arrihet me formimin e çiftit të përbashkët elektronik, të cilat u **përkasin njëkohësisht të dy atomeve**. Në formimin e çifteve të përbashkëta marrin pjesë **elektronet valente të paçiftëzuara** të atomeve. Gjatë formimit të lidhjes kovalente, atomet lidhen në **molekula**.

Sipas kësaj, për lidhje kovalente mund ta japim definicionin që është në vijim:

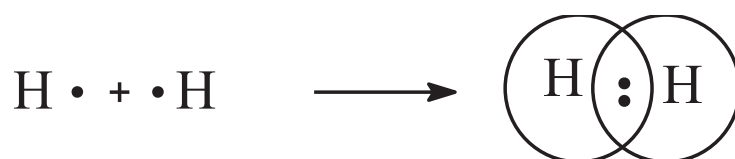
Lidhja kimike që krijohet me formimin e çiftit të përbashkët elektronik quhet lidhje kovalente.

Numri i substancave kovalente është shumë i madh, gjë që, ndër të tjera, mundëson formimin e llojeve të ndryshme të lidhjeve kovalente, të cilat do t'i shqyrtojmë më poshtë.

Lidhjen kovalente do ta shqyrtojmë përmes më shumë shembujve, duke filluar nga formimi i **molekulave të substancave elementare** më të thjeshta.

Shembull 4.3. Formimi i molekulës së hidrogjenit, H_2 .

Zgjidhja: Secili nga dy atomet e hidrogjenit ka një elektron valentor. Atomt e hidrogjenit priten të kenë gjendje stabile elektronike të atomit të heliumit me dy elektrone në shtresën e vetme të tij. Këtë mund ta arrijnë këtë nëse formojnë një çift elektronik të përbashkët që u përket të dy atomeve. Vini re se vetëm hidrogjeni, gjatë lidhjes kovalente arrin gjendje stabile elektronike me dy elektronet në shtresën e vetme të tij. Kjo mund të paraqitet me simbolet e luisit dhe formula ashtu siç vijon:



Çiftet e përbashkëta elektronike shënohen në prerjen e dy bashkësive sepse u përket të dyja atomeve.

Mënyra më e zakonshme për përfaqësimi e çifteve të përbashkëta elektronike është që ato të paraqiten me vizat valentore. Mandej, **një vizë valentore** paraqet **një çift të përbashkët elektronik**. Formulatat, nga ana tjetër, në të cilat çiftet e përbashkëta elektronike shënohen me viza valentore quhen **formula strukturale**. Sipas kësaj, formula strukturale e hidrogjenit do të shënohet si:



Siç mund të shihet nga shembulli i dhënë, në molekulën e hidrogjenit, atomet janë të lidhur me një çift elektronik, kështu që lidhjen e këtillë e quajmë **lidhje njëfishe**.

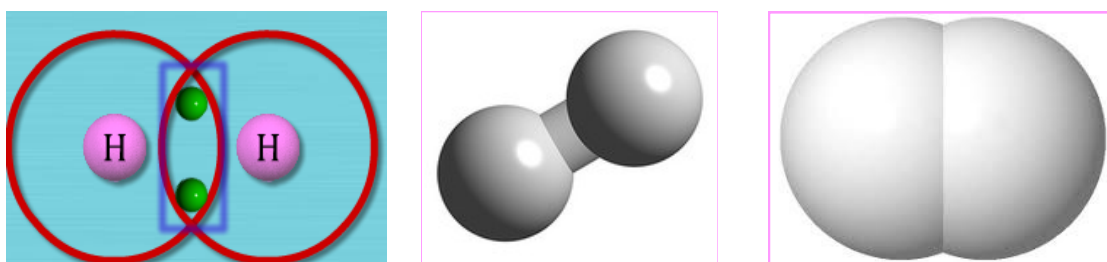
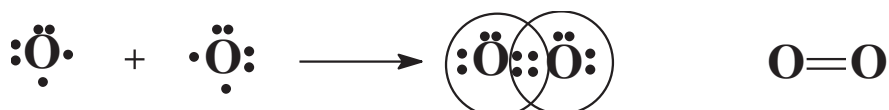


Fig 4.9. Mënyrat e ndryshme e paraqitjes së molekulave të hidrogjenit.

Shembulli 4.4. Formimi i molekulës së oksigjenit, O_2 .

Zgjidhja: Çdo atom oksigjeni ka gjashtë elektrone valente. Kjo do të thotë se i duhen edhe dy elektrone të tjera për të arritur gjendjen stabile elektronike prej tetë elektrone. Kjo mund të arrihet vetëm nëse dy atomet e oksigjenit lidhen me njëri-tjetrin me dy çifte elektronike të përbashkëta.



Lidhja që krijohet me dy çifte të përbashkëta elektronike quhet **lidhje dyfishe**. Kështu që, atomet e oksigjenit në molekulën e saj janë të lidhura me lidhje dyfishe.

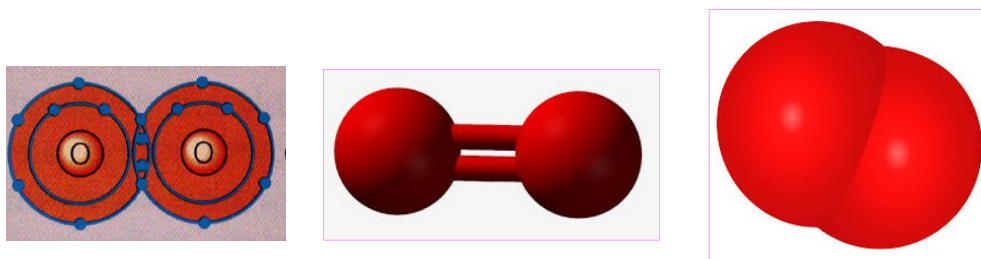


Fig. 4.10. Modeli i molekulës në oksigjenit.

Shembulli 4.5. Formimi i molekulës së azotit, N_2 .

Zgjidhja: Një atom azoti ka pesë elektrone valente, që do të thotë se i mungojnë edhe tre deri në gjendje stabile elektronike prej tetë elektronesh, më pak se një gjendje elektronike të qëndrueshme prej tetë elektronesh. Kjo mund të arrihet vetëm nëse dy atomet e azotit lidhen me ndërmjet veti me tre çifte të përbashkëta elektronike.



Lidhja që formohet nga tre çifte elektronike të përbashkëta quhet **lidhje trefishe**. Kështu që, atomet në azotit në molekulën e saj janë të lidhur me lidhje trefishe.

Në të gjithë shembujt që kemi diskutuar deri më tani, formohet lidhja kovalente ndërmjet atomeve identike. Në këtë rast, çiftet e përbashkëta të elektroneve janë të larguara në distancë nga bërthamat e të dy atomeve, sepse bërthamat janë identike dhe në mënyrë të barabartë i tërheqin elektronet. Lidhja e këtillë **quhet lidhje kovalente jopolare**.

Masa për atë se sa fort një atom i tërheq elektronet nga çiftet e përbashkëta elektronike kur janë kimikisht të lidhura quhet **elektronegativitet**. Elektronegativiteti **zvogëlohet duke shkuar përgjatë grupeve**, duke shkuar prej lartë poshtë tabelës së sistemit periodik të elementeve, kurse **rritet përgjatë periodës** duke shkuar nga e majta në të djathtë.

Për dallimi nga molekulat ndërtuar nga të afërm atomet, Numri në molekulat ndërtuar nga të ndryshme atomet është i dërrmuar. Dhe në ato atomet gjithçka lidh me kovalente marrëdhënie, në baza, në të njëjtën mënyrë si dhe mes jush atome të ngjashme. Megjithatë, ka edhe disa dallime që do të kalojmë në vijim shembuj.

Shembulli 4.6. Formimi i molekulës së klorurit të hidrogjenit, HCl.

Zgjidhja: Ne e dimë se atomi i hidrogjenit ka një elektron valentorë dhe se për të arritur një strukturë elektronike stabile, i duhet një elektron më shumë. Kurse klori që gjendet në grupin 17, d.m.th. Grupi VIIB në tabelën periodike ka shtatë elektrone valente, që do të thotë se i mungon edhe një për të plotësuar një oktet. Prandaj, një elektron i hidrogjenit dhe një elektron i paçiftëzuar i klorit do të formojnë një çift elektronik të përbashkët, domethënë atomet do të lidhen me lidhje njëfishe (Fig. 4.11.).

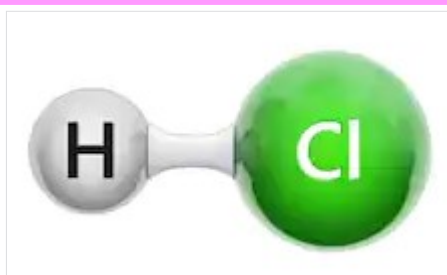


Fig. 4.11. Model i molekulës së HCl.

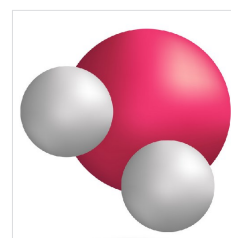
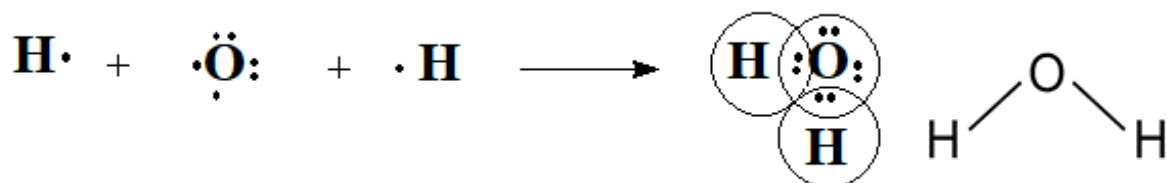


Fig. 4.12. Modelet në molekulën ujit.

Shembulli 4.7. Formimi i molekulës së ujit, H₂O.

Zgjidhja: Një atom oksigjeni ka gjashtë elektrone valente, që do të thotë se i duhen dy elektrone për ta plotësuar një oktet. Prandaj, kur formohet një molekulë uji, ajo lidhet me lidhje të vetme njëfishe me dy atomet e hidrogjenit.



Kur atome të ndryshme lidhen me një lidhje kovalente (siç është paraqitur te këto dy shembuj), çiftet e përbashkëta elektronike nuk ndodhen saktë në largësi të barabartë nga bërthamat e të dy atomeve, por më shumë janë të tërhequr nga atomi i elementit më elektronegativ dhe janë më afër saj. Mandej paraqitet polariteti dhe prandaj kjo lidhje quhet **lidhje polare kovalente**. Në formulat e Lewis-it të këtyre komponimeve, çifti elektronik shënohet më afër atomit të elementit më elektronegativ.

4.4 VETITË E SUBSTANCAVE ME NDËRTIM KOVALENT

Për dallim nga substancat me ndërtim jonik, të cilat në kushtet e dhomës ekzistojnë vetëm në gjendje agregate të ngurtë, substancat të krijuara me lidhje kovalente mund të hasen në të tria gjendje agregate. Kështu, për shembull, hidrogjeni, azoti, klorhidriku dhe shumë substanca të tjerët janë gazra. Uji është në gjendje të lëngët, ndërsa karboni m jodi dhe shumë substanca me ndërtim kovalent janë në gjendje agregate të ngurtë.

Kur janë në gjendje agregate të ngurtë, substancat kovalente mund të krijojnë kristale. Nëse njësitë ndërtuese në kristalet janë atome, atëherë kristalet e këtilla quhen **kristale (kovalente)atomike**. Kristalet, përsëri, në njësitë ndërtuese janë molekula dhe quhen **kristale molekulare**.

Një shembull tipik për një kristal atomik është diamanti. Kristalet atomike kane temperatura të dallueshme të larta të shkrirjes dhe vlimit si dhe fortësi shumë të lartë (diamanti është mineral me fortësia më të madhe!) për shkak të lidhjeve të forta kovalente ndërmjet atomeve.

Kristalet molekulare përbëhen nga molekulat që ndërmjet veti janë të lidhura me forca ndërmolekulare, të cilat mund të jenë të ndryshme për nga origjina. Shembuj për substanca të tilla janë squfuri, jodi, akulli etj. Forcat ndërmolekulare janë shumë më të dobta nga lidhja kovalente, kurse prandaj kristalet e këtilla dallohen nga ato atomike. Ata kanë temperatura të ulëta shkrirjes, disa nga ato sublimojnë, kanë të butë dhe të fortë.

Tretshmëria e komponimeve kovalente në ujë varet nëse janë polare ose jo polare. Komponimet jopolare nuk treten në ujë, a ato polare treten.

Substancat me ndërtim kovalent mund po të jenë në të gjitha tri gjendjet agregate në kushtet e dhomës. Ato në gjendje agregate të ngurtë formojnë kristale atomike ose molekulare të cilat, nga ana tjetër, ndryshojnë sipas vetive.

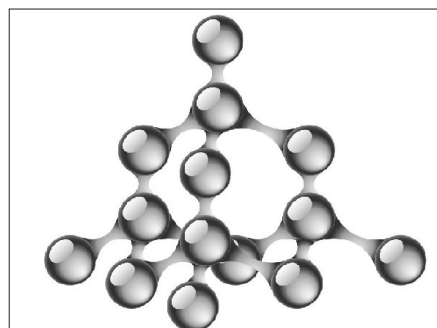


Fig. 4.13. Në strukturën e diamantit, të gjitha atomet karbonike janë të lidhura mes veti me lidhje kovalente.

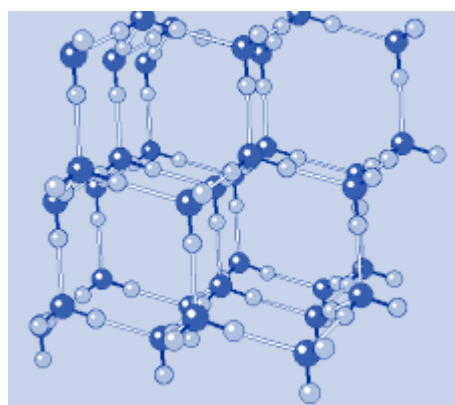


Fig 4.14. Struktura e akullit.

PYETJE DHE DETYRA

1. Me formulat Luisit paraqitni formimin e molekulës së fluorit.
2. Me çfarë lloj lidhje do të lidhet sulfuri dhe oksigjeni kur formojnë dioksid sulfurin?
3. Sa çifte të përbashkëta elektronike formohen kur ndërmjet veti lidhen atomet e bromit?
4. Në përbërjen e acidit nitrik, HNO_3 , përfshihen elementet që janë jometale. Me çfarë lloj lidhje janë të lidhur atomet e azotit, hidrogjenit dhe oksigjenit?
5. Në mënyrë skematike paraqitni formimin e lidhjes kovalente te molekula e florhidrikut. Me çfarë lidhje kovalente (polare ose jopolare) lidhen atomet e hidrogjenit dhe florit?
6. Me formula të Luisit paraqit një molekulë me lidhje kovalente jopolare dhe një me lidhje kovalente polare.
7. Fosfori është ndërtuar nga P_4 molekulat. Me çfarë lloj lidhje janë të lidhura atomet e fosforit ndërmjet veti?
8. Substancat në vijim radhitni sipas asaj se lidhjet kovalente ndërmjet atomeve a janë jopolare ose polare: Cl_2 ; H_2S ; O_2 ; HF ; N_2 ; H_2O .

HULUMTONI!

Merrni disa kristale të klorur natriumit dhe squfurit dhe provoni t'i imtësoni duke i sh-
typur ndërmjet dy copëve të letrës. Çka vëreni?

Pastaj, provo t'i tresësh në ujë. Çka vëren?

Duke i perceptuar vetitë provoni t'i shpjegoni përmes mënyrës së lidhjes kimike të tyre
për këto dy substanca.

REZYME

- ♦ **Lidhjet kimike** formohen me **këmbim e elektroneve**. Kështu që, atomet përpiqen të arrijnë strukturë elektronike stabile të gazrave fisnik.
- ♦ **Grimcat e elektrizuara** që fitohen me **pranim ose lëshim të elektroneve** quhen **jone**. Jonet me ngarkesë **pozitive** quhen **katione**, ndërsa ato me ngarkesë **negative** quhen **anione**.
- ♦ Me **lidhje jonike** lidhen **metalet dhe jometalet tipike**. Ajo arrihet me **dhënie të plotë dhe pranim të elektroneve**, e mandej jonet e fituara tërhiqen me **forca elektrostatike**.
- ♦ Lidhjet kimike që formohet me çift të përbashkët elektronik quhet **lidhje kovalente**. Ajo është tipike për lidhjen e jometaleve.
- ♦ Lidhja kovalente që krijohen ndërmjet **atomet me origjinë të njëjtë** quhet lidhje kovalente jopolare, ndërsa ajo ndërmjet **atomeve të ndryshme**, ndërmjet cilëve ekziston dhe dallim i dukshëm në elektronegativitetin e tyre, quhet **lidhje kovalente polare**.
- ♦ Substancat që formohen me **lidhje jonike** ndërtojnë **kristale jonike**. Substancat e **ndërtuara në mënyrë kovalente**, kur janë në gjendje të ngurtë agregate, mund të ndërtojnë **kristale atomike ose molekulare**.
- ♦ **Vetitë në substancave** varen nga **llojet e lidhjeve kimike dhe ndërtimi i tyre**.

Njësia modulare 5

GRUPET THEMELORE TË KOMPONIMEVE INORGANIKE

5.1 NOCIONI PËR OKSIDET DHE NOMENKLATURA E OKSIDEVE

Sipas disa vetive të zakonshme që lidhen me përbërjen, komponimet inorganike mund të ndahen në katër lloje themelore të komponimeve: **oksidet, hidroksidet, acidet dhe kripërat**. Në tekstin e mëtejshëm do të njiheni me përbërjen dhe vetitë e këtyre katër llojeve të komponimeve inorganike me nomenklaturën e tyre, si dhe me mënyrat e përfitimit të tyre.

Oksidet vazhdimisht hasen në jetën e përditshme. Okside ka në ajër, a një oksid që vazhdimisht e konsumojmë në organizimin tonë është uji. Formula e ujit siç e dini është (H_2O), si dhe të dioksidi i karbonit të ajrit është (CO_2). Nga formulat e tyre lehtë mund të vërehet se këto okside janë të përbëra nga dy elemente-uji dhe oksigjeni, ndërsa dioksidi i karbonit nga karboni dhe oksigjeni. Ashtu është edhe me okside të tjera. Ato janë komponime të ndërtuara nga dy elemente ose, siç thuhet, komponime binare.

Përveç kësaj, nga formulat e këtyre dy komponimeve mund të vërehet se në të dyja komponimet merr pjesë elementi oksigjen. Në fakt, nëse rikujtohem se emri latin i oksigjenit është *oxygenium*, bëhet fjalë se oksidet janë komponime të oksigjenit, nga të cilat edhe e ka origjinën emri i tyre. Prandaj mund të përfundojmë:

Në okside llogariten komponimet binare të oksigjenit me elemente të ndryshme.

Këtu duhet të theksojmë se të gjitha komponimet binare të oksigjenit nuk janë okside. Për shembull, peroksidi i hidrogjenit (H_2O_2), i cili në jetën e përditshme është i njohur si hidrogjen, megjithëse është përbërës binar i oksigjenit, ai nuk është oksid. Oksidi nuk është as përbërës binar i oksigjenit me fluorin, kurse ka më shumë shembuj të tillë. Me përcaktimi e saktë për oksidet do të njoftoheni më vonë.

Oksidet janë një nga përbërjet më të thjeshta, duke përfshirë edhe emërtimin e tyre (ose nomenklatura) është mjaftë e thjeshtë. Oksidet emërtohen ashtu që së pari shënohet emri i elementit që e ndërton oksidin, menjëherë pas tij (*bashkë*) në kllapa të vogla, me numër romak shënohet valenca e elementit që e ndërton oksidin dhe në fund veçantë shënohet fjala **oksid**. Për elementet që nuk kanë një valencë të ndryshueshme, domethënë kanë një valencë të vazhdueshme, kjo tejkalohet. Në rast të tillë, ai element gjinjtë ndërton vetëm një oksid.

Le t'i hedhim një sy shembujve të mëposhtëm:

Shembulli 5.1 Si emërtohen: a) Co_2O_3 **b) BaO ?****Zgjidhje:**

a) Bëhet fjalë për oksid kobaltin. Të dhënat nga sistemi periodik i elementeve për kobaltin, tregojnë se ai ka valencë të ndryshueshme. Prandaj, që ta shënojmë emrin e tij të saktë të oksidit, së pari duhet të gjejmë valencën e kobaltit. E dimë se oksigjeni është dyvalent, e poashtu edhe prodhimi nga valenca dhe indeksi i një elementi duhet të jetë e barabartë me prodhimin e indeksit dhe valencës së elementit tjetër. Domethënë:

$$\begin{aligned}2 \cdot x &= 3 \cdot 2 \\x &= 3\end{aligned}$$

Sipas kësaj, emri i oksidit është: **oksid kobalti (III)**

b) Kjo formulë është oksid barium (Ba). Bariumi nuk ka valence të ndryshueshme, kurse prandaj emri i oksidit është: **oksid barium**.

Shpesh herë, emri i oksidit do të jetë i njohur, por do të duhet ta shkruash formulën e saj. Që si duhet të veproh kur kjo kërkohet nga ju.

Shembulli 5.2 Cila është formula e: a) oksid zinkut b) oksid plumbit (IV)?**Zgjidhje:**

a) Natyrisht, zinku nuk ka një valencë të ndryshueshme, sepse nuk ka informacion për valencën e tij në emër të oksidit. Në sistemin periodik të elementeve, mund të shihni se zinku gjendet në 12, domethënë Grupi IIB, që do të thotë se është dyvalent. Prandaj, formula e oksidit të zinkut është **ZnO** .

b) Plumbi është element me valencë të ndryshueshme dhe në këtë rast është katër. Prodhimi i valencës dhe indeksit të një elementi duhet të jetë i barabartë me produktin e valencës dhe indeksit të elementit tjetër. Por meqenëse nuk i dimë indeksat as për plumbin dhe as për oksigjenin, do të kërkojmë SHVP nga valencat e tyre. Për 4 dhe për 2, SHVP është 4. Prandaj,

$$4: 4 = 1 \text{ dhe } 4: 2 = 2$$

Pra, indeksi për plumbin është 1 dhe për oksigjenin është 2. Prandaj, formula e oksidit të plumbit(IV) është **PbO_2** .

Përveç në këtë mënyrë, emrat e oksideve të jometaleve mund të formohen ashtu që para fjalës oksid dhe para emrit të elementit vendosen parashtesa që tregojnë numrin e atomeve të elementit që përbëjnë oksidin dhe numri e atomeve të oksigjenit (*mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-*, *hexa-*, etj.). Nëse në oksidin ka vetëm një atom të jometalit, parashtesa *mono-* nuk shkruhet. Parashtesa *mono-*, nga ana tjetër, shkruhet **bashkë me fjalën oksid** (monoksid) nëse ka vetëm një atom të oksigjenit.

Në Tabelë 5.1. janë dhënë formulat dhe emrat e disa oksideve .

Shembulli 5.3 Cila është formula e: a) pentaoksidi i diazotit b) trioksid sulfuri?

Zgjidhje:

a) Nga emri i përbërjes, konkludojmë se në një molekulë të oksidit, numri i atomeve të azotit është dy, kurse oksigjeni është pesë. Prandaj, formula e këtij oksidi është N_2O_5 .

b) Nëse para emrit të jometalit nuk ka parashtesë, atëherë në molekulën e oksidit ka vetëm një atom të jometalit. Pra, numri i atomeve të squfurit është një. Numri i atomeve të oksigjenit është tre, që do të thotë se formula e oksidit është SO_3 .

Emërtoni këto okside me llojin tjetër të nomenklaturës!

Tabela 5.1. Emrat dhe formulat në disa oksideve.

Formula	Emri	Formula	Emri
FeO	oksid hekuri (II)	MgO	oksid magnezi
MnO_2	oksid mangani (IV)	P_2O_5	difosfori pentoksidi
Al_2O_3	oksid alumini	SeO_2	oksid seleni (IV)
Na_2O	oksid natriumi	CaO	oksid kalciumit
Cl_2O_7	heptoksid diklori	SiO_2	oksid arseni (V)
SO_2	dioksidi i squfurit	Co_2O_3	oksid kobalti (III)
N_2O_5	pentoksidi i diazoti	Cu_2O	oksid bakri (I)
N_2O	Monoksidi i diazoti	CuO	oksid bakri (II)
JO_2	dioksidi i jodit	CO	monoksidit karbonit

5.2 NDARJA E OKSIDEVE

Nga deri tani solli deri, lehtë mund të vimë në disa përfundime në lidhje me ndarjen e oksideve. Natyrisht, siç substancat elementare i ndamë në metale dhe jometale, ashtu edhe oksidet, **sipas përbërjes së tyre**, mund t'i ndajmë në **okside metalike** dhe **okside jometalike**.

Lidhur me sjelljen kimike, domethënë **sipas vetive**, oksidet mund të ndahen në katër grupe. Domethënë, të gjitha ato okside metalike që treten në ujë dhe reagojnë me të duke dhënë baza quhen **okside bazike**.

Oksidet jometalike (dhe një numër të vogël të oksideve metalike) që me tretjen në ujë reagojnë me të duke formuar acide quhen **okside acidike**. Ekzistojnë dhe të metale të tilla që nuk treten në ujë dhe nuk reagojnë me të. Ato quhen **okside indiferente (neutrale)**. Ata janë të tillë si për shembull: **CO**, **N₂O**, **NO** e të tjerët.

Ekzistojnë gjithashtu okside metalike që kanë veti edhe veti acidike edhe bazike, kurse ato quhen **okside amfoterne**. Të tilla janë, për shembull: **ZnO**, **SnO**, **Al₂O₃** e të tjerët.

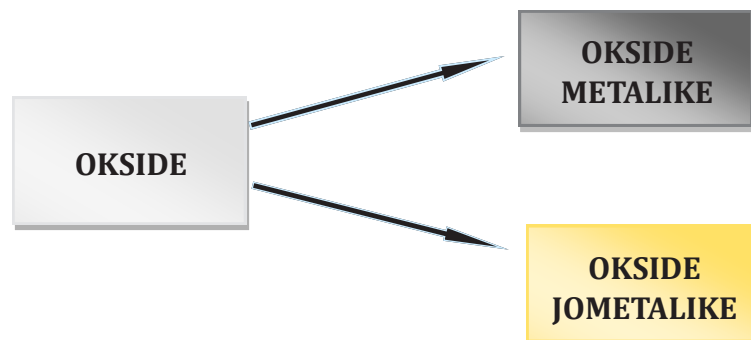


Fig. 5.1. Ndarja e oksideve sipas përbërjes.

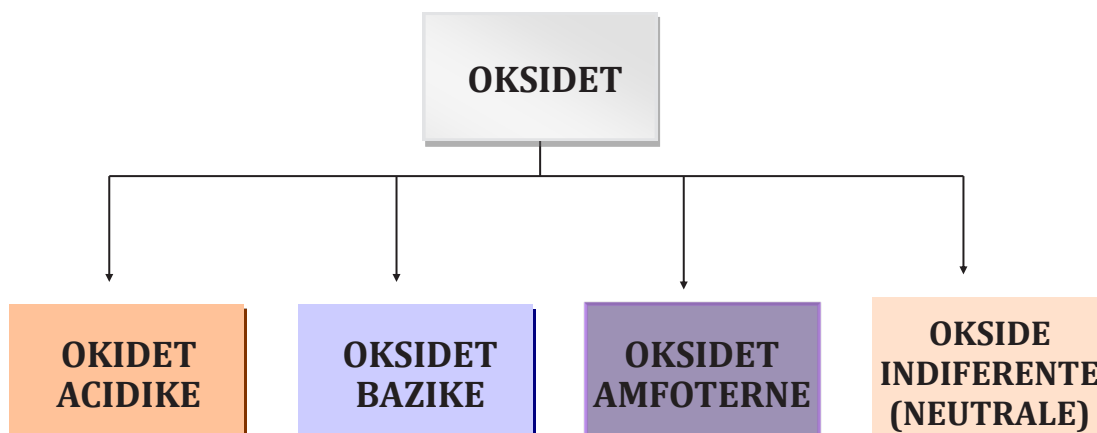


Fig. 5.2. Ndarja e oksideve sipas vetive

5.3 PËRFITIMI I OKSIDEVE

Një numër i madh i oksideve mund të fitohen në laborator. Do të shqyrtojmë vetëm dy mënyra të thjeshta për përfitimin e oksideve.

1. Përfitimi i oksideve me reagim të drejtpërdrejtë të substancës elementare me oksigjen.

Numër i madh i oksideve, si ato të metaleve, ashtu edhe ato jometalike, mund të fitohen në mënyrë të drejtpërdrejtë me sintezën e substancave elementare me oksigjen. Që ta vërteojmë këtë, do t'i realizojmë këto eksperimente:



Eksperiment

Përfitimi i oksidit të magneziumit

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Mbajtëse metalike, llambë shpirtusi, orë qelqi, shiriti i magnezit, syza mbrojtëse dhe dorëza.

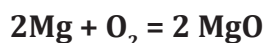
Procedura: Me mbajtëse metalike merr një copë të shiritit të magnezit dhe mbajeni nën flakë. Çka vëreni? Substanca e bardhë e fituar mblidheni në orë qelqi?

Përfitimi i dioksidit të sulfurit

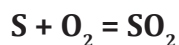
Pajisjet e nevojshme dhe substancat: lugë metalike, llambë shpirtusi, shishe qelqi, sulfuri si pluhur, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Në lugë metalike vendos pak sulfur dhe ngrohni me llambë shpirtusi deri sa të ndizet. Mandej sulfurin të ndezur vendosni në shishen e qelqit. Kur të mblidhet sasi e mjaftueshme e gazit, shishja mbyllet me tapë.

Gjatë djegies së magnezit, ai lidhet me oksigjenin nga ajri, ku formohet pluhur i bardhë i oksidit të magnezit. Reaksioni mund të paraqitet me barazimin në vijim:

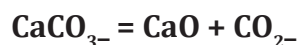


Reaksioni i sintezës së substancave me oksigjen quhet **oksidim**. Deri në oksidim vjen edhe gjatë djegies së squfurit dhe formimi i gazit të oksidit të squfurit, sipas ekuacioni:



2. Përfitimi i oksideve me zbërthimin e kripërave

Këtu do të përmendim një mënyrë tjetër përftimit të oksideve. Domethënë, me nxemje të disa kripërave fitohen okside. Një shembull i këtillë është zbërthimi i karbonatit (karbonat kalciumi) me nxemje në temperatura të larta, ku do të fitohet oksid kalciumi dhe dioksid karboni.



5.4 VETITË E OKSIDEVE

Ekzistojnë një numër i madh i oksideve dhe vetitë e tyre mundën dukshëm të dallohen në mes tyre. Ne pamë se dioksidi i squfurit është gaz, ndërsa oksidi i magnezit është substancë e bardhë e ngurtë. Ekzistojnë edhe okside me ngjyrë: dioksidi i azotit është gaz me ngjyrë të kuqe-kafe, oksidi i bakrit (II) është substancë pluhur me ngjyrë të zezë, oksidi i zhivës (II) është substancë e ngurtë me ngjyrë të kuqe etj.

Megjithatë, shumë më e rëndësishme nga ato fizike janë vetitë kimike të oksideve. Pjesë nga ato veti kimike do t'i shqyrtojmë përmes eksperimenteve që vijnë:



Eksperiment

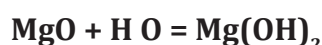
Reaksionet e oksideve me ujë

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Oksidet e fituara nga eksperimentet e mëparshme, uji i distiluar, letra e lakmusit, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Në orë qelqi me oksid magneziumi të fituar nga eksperimenti i mëparshëm shtoni ujë të distiluar, a mandej zhytni një copë letër lakmusi. Çka vëreni?

Në shishen me dioksidit sulfuri vendosni pak ujë të distiluar, shishen mbylleni me tapë, përzieni dhe në të vendosni një copë letër lakmusi. Çka vëreni?

Oksid magnezi reagon me ujë, ku fitohet komponimi hidroksid magnezi, Mg(OH)_2 . Hidroksid magnezi merr pjesë në grupin e komponimeve që quhen *bazat*. Bazat e ngjyrosin letrën e lakmusit me ngjyrë të kaltër. Reaksioni që zhvillohet do ta paraqesim me barazimin siç vijon:



Sulfur dioksidi i fituar nga eksperimenti i mëparshëm, po ashtu, tretet në ujë dhe reagon me të duke formuar acid sulfurorë H_2SO_3 . Në këtë rast, letra e lakmuesit ngjyroset në të kuqe.

Barazimi për këtë reaksion është në vijim:



Nga eksperimentet e kryera mund të përfundojmë se:

Disa okside bazike reagojnë me ujë ku fitohen baza, kurse disa okside acidike gjatë reaksionit me ujë formojnë acide.

Letra lakmusit përdoret për të kontrolluar se në tretësirën a ka acid ose bazë në bazë të ndryshimit të ngjyrës së saj. Prandaj themi se ajo është **indikator (tregues)**. Më tutje do të njiheni edhe me indikatorë të tjerë.

Me disa veti të tjera të oksideve do të njoftoheni më tej.

PYETJE DHE DETYRA

1. Çfarë janë oksidet? Numëroni disa okside.
2. Shkruani formulat e oksideve të mëposhtme:
 - a) Oksidi i kaliumit
 - b) Diazoti i tetraoksidit
 - c) Oksidi i kromit(VI).
 - ç) Oksidi i plumbit (II)
 - d) Oksidi i kallajit (IV).
 - dh) Dekaoksidi i tetrafosforit
 - e) Monoksidi i azotit
 - ë) Oksidi i argjendit
3. Emërtoni oksidet e mëposhtme: a) Cl_2O_3 b) Li_2O c) CO ç) SO_2 d) N_2O dh) Mn_2O_7
4. Klasifikoni oksidet e mëposhtme sipas vetive kimike të tyre.
 - a) CaO
 - b) CO_2
 - c) Na_2O
 - ç) N_2O
 - d) SO_3
 - dh) Al_2O_3
5. Jepni tre shembuj për okside acidike dhe bazike ashtu që do t'i shënosh formulat dhe emërtimin e tyre.
6. Si ngjyroset letra e lakmusit në tretësirën ujore të secilit prej këtyre oksideve?
 - a) Na_2O
 - b) N_2O_3
 - c) CaO
 - ç) CO_2
 - d) SO_3
 - dh) NO_2

HULUMTONI!

- ♦ Aktivitet i projektit: Përpunoni dhe prezantoni projekt në lidhje me vetitë dhe përdorimin e dy oksideve të ndryshme të caktuara nga arsimtari.

REZYME

- ♦ *Oksidet janë përbërje binare të një elementi me oksigjen.*
- ♦ *Sipas përbërjes oksidet ndahen në okside metalike dhe jometalike.*
- ♦ *Sipas vetive kimike, oksidet mund të jenë: bazike, acidike, amfoterne dhe indiferente (neutrale).*
- ♦ *Oksidet mund të përftohen nga lidhja e drejtpërdrejtë e substancës elementare me oksigjenin ose me zbërthimin e disa kripërave.*
- ♦ *Oksidet bazike reagojnë me ujin, duke formuar baza, ndërsa oksidet e acidike gjatë reaksionit me ujë formojnë acide..*
- ♦ *Lakmusi është indikator. Në tretje acidike ngjyroset në të kuqe, ndërsa në bazike, ngjyroset në të kaltër.*

5.5 NOCIONI DHE NOMENKLATURA E HIDROKSIDEVE

Hidroksidet janë një grup i madh dhe i rëndësishëm i përbërjeve inorganike. Hidroksidet i kemi përmendur shumë kohë më parë kur folëm për vetitë e oksideve bazike. Por së pari le të shohim se çfarë janë hidroksidet. Klasifikimi i një substance në grupin e hidroksideve bazohet në përbërjen e tyre. Që të shohim çka ka në përbërjen e të gjithë hidroksideve, do të shqyrtojmë disa formula të hidroksideve me të cilat më veç i përmendëm më parë:



Ajo që mund të vëreni me siguri është se në të gjitha këto formulat të hidroksideve paraqitet **grupi atomik -OH**, e cila quhet **grupi hidroksid**.

Të kujtojmë se metalet që hyjnë në përbërjen e hidroksideve të dhëna më sipër kanë valencë konstante: natriumi është gjithmonë njëvalent, magnezi dhe kalciumin janë dyvalent, ndërsa alumini është trevalent. Nga formulat e hidroksideve mund të shohim lehtësisht se numri i grupeve -OH është të barabartë me valencën e metalit. Sipas kësaj, mund të nxjerrim përfundim se grupi po kryejnë përfundimi se **-OH është njëvalent**

Hidroksidet, me disa përjashtime për të cilat do të flitet më vonë (NH_4OH), krijojnë metalet. Sipas kësaj mund të themi se:

Hidroksidet janë komponime të përbëra nga një metal dhe një grup/e hidroksid/e.

Emërtimi i hidroksideve është i thjeshtë pikërisht për arsye që grupi -OH është njëvalent. Emrat e hidroksideve janë formuar nga **fjala hidroksid dhe emri i metalit**. Nëse metali ka valencë të ndryshueshme, bashkë me emrin e metalit, në kllapa të vogla, me numër romak shënohet valenca e metalit.

Të mësojmë të emërtojmë një hidroksid në bazë të një formulë të dhënë dhe të përbëjmë një formulë të hidroksidit në bazë të emrit të njohur përmes shembujve që vijojnë:

Shembulli 5.4 Emërtoni hidroksidet që vijojnë: a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ b) KOH

Zgjidhja:

a) Është hidroksid hekuri. Për të shkruar emrin e saktë të këtij hidroksidi, fillimisht duhet të gjejmë valencën e metalit, d.m.th. hekurin. Ne e dimë se grupi $-\text{OH}$ është një-valent, kurse gjithashtu se prodhimi i valencës dhe indeksit të një elementi duhet të jetë i barabartë me prodhimin e indeksit dhe valencës së elementit tjetër, domethënë grupi atomik. Kështu që:

$$\begin{aligned} 1 \cdot x &= 3 \cdot 1 \\ x &= 3 \end{aligned}$$

Sipas kësaj, emri i hidroksidit do të jetë: **hidroksid i hekurit(III)**.

b) Është hidroksid kaliumi dhe nuk ka një valencë të ndryshueshme. Prandaj, ne e lexojmë këtë hidroksid thjesht si **hidroksid kaliumi**.

Ngjashëm mendojmë edhe në rasti kur në bazë të emrit duhet të përbëhet formula e hidroksidit.

Shembulli 5.5 Shënoni formulat e hidroksideve që vijojnë: a) hidroksid plumbi(II) b) hidroksid bariumi

Zgjidhja:

a) Nga emri i hidroksidit shihet se plumbi është dyvalent. Prandaj në këtë hidroksid, dy grupe $-\text{OH}$ janë të lidhura me plumbin. Pra, formula e hidroksidit të plumbit (II) është $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

b) Për të hartuar formulën e këtij hidroksidi, duhet të gjejmë valencën e bariumit. Ai gjendet në grupin e 2, domethënë Grupi IIA në tabelën periodike, që do të thotë se është dyvalent. Mund të shkruajmë: $2 \cdot x = 1 \cdot y$, që do të thotë se $x = 1$ dhe $y = 2$. Nga kjo rezulton se formula e hidroksidit të bariumit është $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

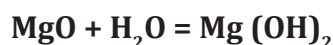
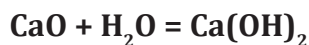
Në Tabelën 5.2. janë të dhënë emrat dhe formulat e hidroksideve të caktuara.

Tabela 5.2. Emrat dhe formulat në disa hidroksideve.

Formula	Emri	Formula	Emri
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	hidroksid hekuri(II)	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	hidroksid magnezi
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	hidroksid mangani (II)	$\text{Pb}(\text{OH})_4$	hidroksid plumbi (IV)
$\text{Al}(\text{OH})_3$	hidroksid alumini	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	hidroksid kallaj (II)
NaOH	hidroksid natriumi	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	hidroksid kalciumit
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	hidroksid kromi (III)	LiOH	hidroksid litium
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	hidroksid bakër (II)	$\text{Co}(\text{OH})_3$	hidroksid kobalt (III)
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	hidroksid zinku	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	hidroksid nikli (II)

5.6 MËNYRAT E PËRFITIMIT DHE VETITË E HIDROKSIDEVE

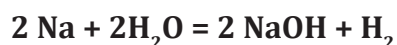
Më parë u njoftuam me një mënyrë të përfitimit të hidroksideve. Kjo është **reaksioni i oksidit bazik me ujë**. Disa shembuj siç vijojnë:



Nga ajo që kemi mësuar deri tani, është e lehtë të përfundohet se ka një lidhje të drejt-përdrejtë ndërmjet metaleve, oksideve metalike dhe hidroksideve. Mund të shënojmë:



Hidroksidet e metaleve alkaline edhe të metaleve alkalinotokësore mund të fitohen edhe gjatë reaksionit të metalit që e krijon hidroksidin në ujë (Fig. 5.3).



Si edhe grupet tjera të komponimeve, ashtu edhe hidroksidet kanë numër të madh të vetive të përbashkëta. **Bartës i vetive të përbashkëta të hidroksideve është grupi hidroksid.**

Te shumica e hidroksideve, ekziston një lidhje jonike midis metalit dhe grupit hidroksid. Me ndërtim jonik, janë për shmbull, hidroksidet e metaleve alkaline (Fig. 5.4). Ne e dimë substancat me ndërtim jonik janë në gjenjde agregate të ngurtë. Edhe hidroksidet me ndërtim jonik, por edhe ato me ndërtim kovalent janë në gjendje agregate të ngurtë.



Fig. 5.3. Natriumi reagon me ujin dhe fitohet hidroksid natriumi.

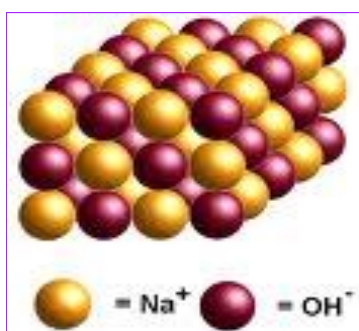


Fig. 5.4. Ndërtim kristalor jonik të Hidroksid natriumit.



Fig. 5.5. Kristal nga hidroksid natriumi.

Shumë hidrokside, veçanërisht ato që janë me ndërtim jonik, treten në ujë. Hidroksidet që treten në ujë quhen **baza**. Gjatë tretjes të disa hidroksideve në ujë lirohet nxehtësi. Përveç kësaj, kur hidroksidet do të treten në ujë, letra e lakmusit ngjyroset në të kaltër. Nga kjo mund të përfundojmë se **tretësitat e bazave ngjyrosin letrën e lakmusit në të kaltër**. Jo vetëm letra e lakmusit, por edhe disa tregues të tjerë e ndryshojnë ngjyrën në tretësitat bazike. Për shembull, treguesi fenolftaleinë në tretjen e hidroksidit të natriumit është me ngjyrë vjollcë (Fig. 5.6.).



Fig. 5.6. Në tretësitat bazike: a) letra e lakmusit ngjyroset në të kaltër; b) fenolftaleina a ngjyrë vjollcë.

Në fakt, kur hidroksidet treten në ujë, ata zbërthehen në jone. Mandej, hidroksidi zbërthehet në kationin e metalit që ndërton hidroksidin dhe anion të grupit OH^- . Për shembull:



Pikërisht grupi OH^- në tretje është bartëse e vetive bazike.

Është e rëndësishme të theksohet se, përveç hidroksideve të tretshme, grupi OH^- dhe vetitë bazike në tretje ujore tregojnë një komponim shumë të rëndësishëm të quajtur amonjak, **amoniak**, NH_3 . Zakonisht themi se gjatë reaksionit të amoniakut me ujë fitohet hidroksid amoniumi, por ai menjëherë zbërthehet (disocon) në jone, pra hidroksid amoniumi nuk mund të izolohet. Këtë mund ta paraqesim me barazimet që janë në vijim:



Pra, kur amoniaku (një gaz me një erë të mprehtë, të ashpër) tretet në ujë dhe reagon me atë, në tretje ujore janë prezentë jonet NH_4^+ (kationet) dhe OH^- jonet (anionet). Nëse tretësira pak ngrohet dhe ndaj amoniakut afrohet letër lakmusi e lagur, letra bëhet e kaltër, që do të thotë se është fituar bazë. Prandaj ne themi se amoniaku ka veti bazike.

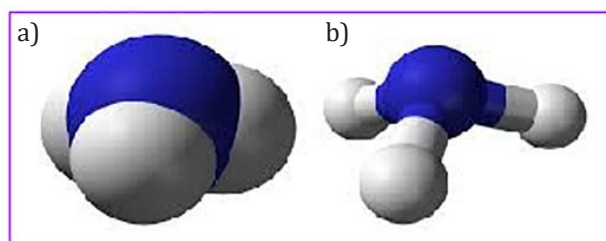


Fig. 5.7. Modelet e molekulës së amoniakut: a) me model-kalotë b) me toptha dhe shkloptha

Nga vetitë e tjera të përbashkëta, do të përmendim se disa hidrokside dhe tretjet e tyre, sidomos ato të metaleve alkaline dhe alkaline– tokësore janë substanca të forta gërryese. Domethënë, ata e irritojnë lëkurën, drurin, letrën, tekstilin e të tjera, si dhe substancat organike, flokët yndyrnat etj. Hidroksidet marrin pjesë në një numër të madh reaksionesh dhe ne do të përmendim disa këtu prej tyre.



Një nga më të rëndësishmet edhe për acidet edhe për bazat është reagimi i tyre në mes veti, e cila quhet **neutralizim**. Për këtë reaksion keni mësuar në shkollë fillore! Reaksi- oni është i emërtuar pikërisht kështu sepse gjatë këtij reaksioni acidet i humbin vetitë acidike, ndërsa bazat i humbin vetitë bazike. Te kjo mund të sigurohemi nëse e kryejmë eksperimentin në vijim.



Eksperiment

Reaksion ndërmjet acidit dhe bazës

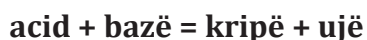
Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Epruveta, pikuese, letër lakmusi, tretje të HCl, tretje të NaOH, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Në epruvetë vendos pak acid klorhidrik dhe një copë të letrës së lakmusit .Si ngjyroset letra e lakmusit? Me pikuesen shtoni, pik pas pike, tretje të hidroksidit të natriumit deri në ndryshim të ngjyrës së letrës së lakmusit. Çfarë ngjyre ka letra e lakmusit? Çka mund të përfundosh?

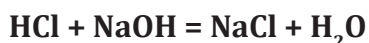
Nga eksperimenti i kryer mund të përfundohet se gjatë reaksionit të acidit dhe bazës, në një moment letra e lakmuesit nuk është as q kuqe, e as e kaltër.

Domethënë tretja është e neutralizuar.

Gjatë këtij reaksioni, fitohet kripë dhe ujë. Prandaj mund të shënojmë:



Veçanërisht, gjatë zbatimit të eksperimentit realizohet reaksioni që është i paraqitur me këtë barazim kimik:



Amoniaku, përsëri, mundet drejtpërdrejt të lidhet me HCl, me çka përfitohet kripa e klorur amonit. Barazimi i reaksionit është:



Me acidin nitrik, formon nitrat amoniumi (NH_4NO_3), e cila paraqet pleh i rëndësishëm artificial:



Përveç me acide, hidroksidet reagojnë dhe me okside acidike. Që ta vërtetojmë këtë, do ta realizojmë këtë eksperiment.



Eksperiment

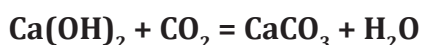
Reaksioni ndërmjet hidroksidit dhe oksidit acidik.

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Epruveta me tretje të hidroksit kalciumit, pipetë, gyp plastik, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Në epruvetë të madhe vendosni tretje të holluar të hidroksid kalciumit dhe me gyp plastik fryni ajrin në tretjen. Çka vëreni?

Përveç me acide, hidroksidet reagojnë dhe me okside acidike. Që ta vërtetojmë këtë, do ta realizojmë këtë eksperiment.

Nga eksperimenti i kryer me siguri ke vërejt që kur fryhet ajri mbi tretjen e hidroksid kalciumit vjen deri në turbullimin e tij, gj.gj deri në formimin e precipitatit të bardhë. Në fakt, gjatë kësaj vjen deri te reagimi i hidroksidit të kalciumit me dioksid karbonit që e nxjerrim gjatë frymëmarrjes, ku formohet karbonat kalciumit (substancë që është dobët i tretshëm në ujë) dhe uji:



Ky reagim është baza për të ashtuquajturat forcimi i llaçit për ndërtim. Përkatësisht, llaçi përbëhet nga përzierje nga hidroksid kalciumit (i ashtuquajtur i shuar gëlqere), rërë dhe ujë. Pikërisht gëlqerja e shuar, e kombinuar me dioksidin e karbonit nga ajri, formon karbonat kalciumi dhe shkakton forcimin e llaçit.

Hidroksid natriumi reagon me dioksid karbonit madje dhe kur është në gjendje agregate të fortë. Reaksioni mund të paraqitet me barazimin që vijon:



Kripa e fituar në jetën e përditshme është e njohur nën emrin sodë buke.

Hidroksidet kanë përdorim të madh. Përveç se si reagjentë laborator, ato përdoren në mjete për pastrim qeramikë, qelqi, pajisje sanitare, materiale plastike etj. sepse ato nuk e shkrijnë plastikën, qelqin dhe qeramikën, a i zbërthejnë materiet organike, veçanërisht yndyrnat etj. Në vetinë e fundit të tyre bazohet edhe përdorimi i tyre në prodhimtari të sapunëve. Kemi parë që hidroksidi i amonit përdoret për të përfituar plehra artificiale, ndërsa hidroksid kalciumi në industri për materialet ndërtimore.



Fig 5.9. Hidroksidet përdoren në industrinë për sapunë, mjete për ruajtjen e mjeteve shtëpiake dhe ndërtimtari.

PYETJE DHE DETYRA

1. Çka janë hidroksidet, a çfarë bazat?
2. Cili është bartës të vetive bazike të hidroksideve?
3. Emërtoni hidroksidet në vijim: a) $\text{Sr}(\text{OH})_2$ b) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ c) KOH d) $\text{Pb}(\text{OH})_2$.
4. Shkruani formulat e hidroksideve të mëposhtme: a) hidroksid cezium; b) hidroksid kallaj (II); c) hidroksid argjendi; d) hidroksid kobalti(III); e) hidroksid nikel (II).
5. Duke u nisur nga djegia e natriumit në ajër, shëno barazimet e reaksioneve që sjellin deri në formimin e hidroksidit të natriumit.
6. Çfarë përfitohet gjatë reaksionit të kaliumit në ujë? Shkruani barazimin e reaksionit.
7. Çfarë përfitohet gjatë reaksionit të neutralizimit? Paraqitni një shembull dhe shënoni barazimin e reaksionit.
8. Shëno barazimin e reaksionit ndërmjet: a) hidroksid kaliumit dhe acidit klorhidrik b) hidroksid natriumi dhe acidi sulfurik. Përdorni njohuritë tuaja nga kimia nga arsimi fillor!
9. Shëno barazimin e reaksionit ndërmjet: a) hidroksid amoniumi dhe azotit acid; b) hidroksidi i magnezit dhe dioksidi i squfurit dhe c) dioksidi i karbonit dhe hidroksid bariumi. Përdorni njohuritë tuaja të mëparshme për kiminë nga shkolla fillore arsimimi!
10. Për çfarë gjithçka përdor hidroksid kalciumit? Shkruaj barazimin e reaksionit e cila detyrohet aplikimi i saj.

HULUMTONI!

- ♦ Janë dhënë tri epruveta me tretësirë pa ngjyrë të etiketuara me numër 1, 2 dhe 3. Në njërin prej tyre ka një tretësirë të hidroksidit të kalciumit, në tjetrin një tretësirë të acid klorhidrik, kurse në të tretën hidroksid amoniumi. Përcaktoni se cila substancë ndodhet në çdonjërin prej epruvetave.

Vendos hipotezë, përpilo plan për punë, kryej eksperimentet dhe sillni përfundim.

REZYME

- ♦ *Hidroksidet janë komponime të përbëra nga metal dhe grup/e(-OH)hidroksid/e.*
- ♦ *Grupi Hidroksid është njëvalent.*
- ♦ *Tretjet ujore të hidroksideve quhen baza.*
- ♦ *Hidroksidet e tretshme në ujë shpërbëhen (disocojnë) në katione në metalit dhe anione hidroksidet.*
- ♦ *Reaksioni ndërmjet acidit dhe bazës e cila ku fitohet kripë dhe ujë quhet reaksioni i neutralizimi.*
- ♦ *Amoniaku ka veti bazike. Në tretje ujore formon kationet (NH_4^+) e amoniumit dhe anionet hidroksidet (OH^-).*
- ♦ *Hidroksid kalciumi përdoret për të përfituar llaç, amoniakun për përfitimin e plehrave artificiale, ndërsa hidroksidi i natriumit dhe hidroksidi i kaliumit në prodhimtarinë e sapunëve.*

5.7 NOCIONI, NDARJA DHE NOMENKLATURA E ACIDEVE

Ngjashëm si oksidet dhe hidroksidet, edhe acidet i hasim në jetën e përditshme. Acidi klorhidrik, e cila në jetën e përditshme e përdorim si mjet për mënjanim dhe pastrim të gëlqerorit, shumë herë deri tani e përmendëm në këtë tekst shkollor. Formula e tij është HCl. Gjithashtu ekskretohet në stomakun tonë, ku ndihmon në shpërbërjen e ushqimit. Acidi karbonik ndodhet në pijet e gazuara. Disa acide formohen në atmosferë si rezultat i ndotjes së ajrit etj.

Por, cilat substanca, në të vërtetë janë acide? Me qëllim që më shumë komponime të klasifikohen në një grup, ato duhet të kenë veti të përbashkëta. Për shembull, një nga vetitë e përbashkëta të acideve është ngjyrosja e letrës së lakmuesit në të kuqe, të cilën e pamë kur po mësonim për oksidet. Në fakt, do të shohim se acidet kanë shumë veti të përbashkëta, por dukshëm ato duhet të lidhen me përbërjen e tyre kimike. Prandaj, duhet të shohim nga nga çfarë përbëhen acidet. Për këtë qëllim, do t'i shkruajmë formulat e disa acideve dhe me kujdes do t'i shqyrtojmë.



Mund të vërehet lehtësisht se çdo formulë fillon me simbolin e hidrogjenit. Në formulën e parë dhe të fundit, hidrogjeni është i lidhur me një jometal, kurse në katër të tjerat, ajo është e lidhur me një grup atomesh në të cilat merr pjesë oksigjeni. Atomi ose grupi atomik me të cilin është lidhur hidrogjeni quhet **mbetje acidike**. Prandaj, tashmë mund të japim përkufizim për se çfarë janë acidet.

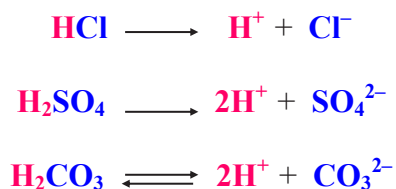
Acidet janë komponime të ndërtuar nga hidrogjeni dhe mbetja acidike.

Megjithatë, duhet të jemi shumë të kujdesshëm. E dimë se edhe molekula e ujit përbëhet nga hidrogjeni dhe oksigjeni (i cili është jometal), por ka kohë që e kemi përmendur atë se ujin e llogarisim për oksid, a jo për acid.

Këtu, vetëm shkurt, pa u thelluar në thelb, do të përmendim se në tretësira ujore, acidet kanë aftësi të shpërbëhen (disocojnë) në jone. Për jonet përmendëm dhe thamë që ato janë thërrmija të elektrizuara, të cilat munden të jenë katione ose anione. Sipas asaj, mund të themi se:

Acidet janë komponimet që në tretje ujore zbërthehen duke dhënë katione të hidrogjenit, si dhe anione të mbetjes acidike.

Disa shembuj:



Disa acide shpërbëhen plotësisht në jone në tretësirat ujore, kështu që në barazimet përdorim shigjeta në një drejtim, siç bëhet në barazimin e parë dhe të dytë. Ekzistojnë edhe acide të tilla që vetëm pjesërisht shpërbëhen në jone, prandaj, në këtë rast, përdorim dy shigjeta.

Siç pamë acidet janë të përbëra nga hidrogjeni dhe mbetja acidike. Mbetja e acidit, nga ana tjetër, mund të përbëhet nga një jometal ose prej një grupi atomik që përmban oksigjen. Prandaj, ndarja e acideve është bërë pikërisht në bazë të faktit nëse mbetja e acidit përmban apo nuk përmban oksigjen. Në bazë të kësaj acidet ndahen në: **acide oksigjenike** dhe **acide jo oksigjenike**. Në Fig. 5.10. është e dhënë ndarja e acideve dhe formulat për disa acide më të rëndësishme nga secili grup.

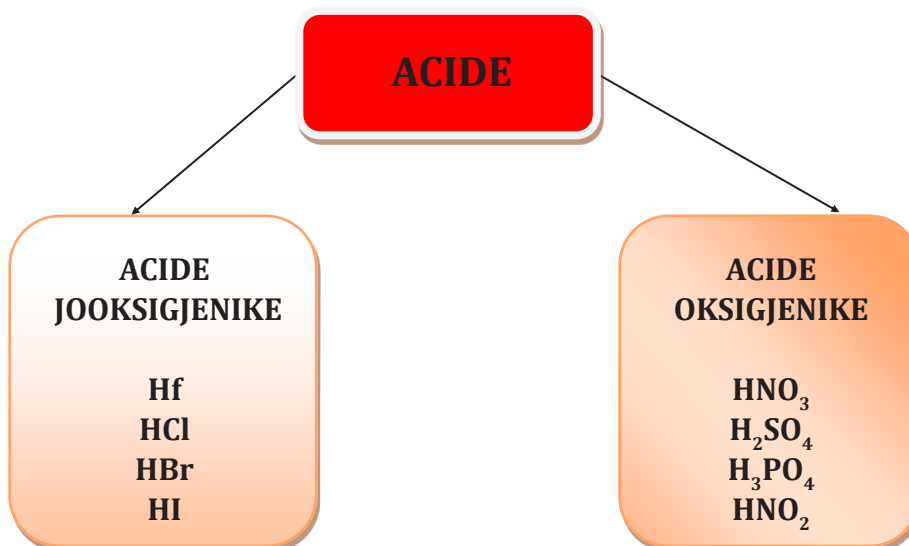


Fig. 5.10. Ndarja e acideve dhe formulat e disa acideve nga të dyja grupet.

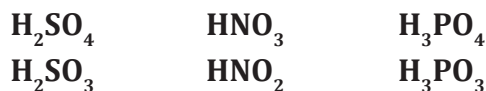
Emërtimi i acideve varet nga ajo se a bëhet fjalë për acide jooksigjenike ose për oksigjenike. **Acidet jooksigjenike** emërtohen ashtu që së pari emërtohet fjala **acid**, mandej emri i jometalit dhe bashkë me të fjala **hidrik**. Qe disa shembuj:

HI – acidi klorhidrik

H₂S – acidi sulfhidrik

Emrat e mbetjeve acidike të acideve jooksigjenike formohen ashtu që ndaj emrit ose në bazën e emrit të elementit që e formon i shtohet prapashtesa **–ur**. Për shembujt më sipër, është jodur, gjegjësisht sulfur, përkatësisht.

Një element i njëjtë mund të krijojë më shumë nga një acid oksigjenik. Për shembull:



Acidet oksigjenike me numër më të madh atomeve oksigjeni emërtohen ashtu që së pari theksohet fjala **–acid** e mandej emrit të elementit që e krijon acidin (sulfur, azot, fosfor) i shtohet prapashtesa **–ik**. Ata me numër më të vogël të atomeve të oksigjenit emërtohen ashtu që së pari theksohet fjala **–acid** e mandej emrit të elementit që e krijon acidin i shtohet prapashtesa **–or**. Për shembull:

H₂SO₄ – acid sulfurik

H₃AsO₄ – acid arsenik

H₂SO₃ – acid sulfuror

H₃AsO₃ – acid arsenor

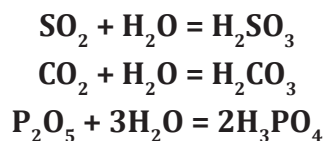
Emrat e mbetjeve acide të acideve oksigjenike me një numër më të madh të atomeve të oksigjenit formohen ashtu që ndaj emrit latin të elementit i shtohet prapashtesa **–at**, a në ato me numër më të vogël të atomeve të oksigjenit, ndaj emrit latin të elementit që e ndërton acidin i shtohet prapashtesa **–it**. Formulatat dhe emrat e disa acideve më të rëndësishme dhe të mbajtjeve acidike janë të dhëna në Tabelën 5.3.

Tabela 5.3. Formulatat dhe emrat e disa acideve më të rëndësishme dhe mbetjet e tyre acidike.

Formula	Emri i acidit	Emri i mbetjes acidike
HF	Acidi fluorhidrik	fluor ur
HCl	Acidi klorhidrik	klori ur
HBr	Acidi bromhidrik	bromin ur
H₂SO₄	Acidi sulfurik	sulf at
H₂SO₃	Acidi sulfuror	sulf it
HNO₃	Acidi nitrik	nitre at
HNO₂	Acidi nitror	nitrite it
H₃PO₄	Acidi fosforik	fosf at
H₃PO₃	Acidi fosforor	fosfit it
H₂CO₃	Acidi karbonik	karbonit at

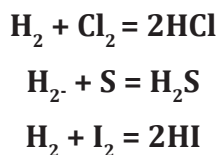
5.8 MËNYRAT E PËRFITIMIT TË ACIDEVE

Më parë u njoftuam me një nga mënyrat e përfitimit të acideve. Domethënë, ne pamë se **gjatë reaksionit të oksideve acidike me ujë përfitohen acide**. Kështu përfitohen acidet oksigjenike. Këtu janë të dhënë disa shembuj:

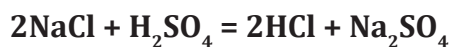


Oksidet acidike ndryshe quhen edhe **anhidride të acideve**, për shkak se kur do të lidhen me ujin formojnë acide. Në fakt, fjala anhidrid do të thotë pa ujë.

Natyrisht, **acidet jo oksigjenike** nuk mund të përfitohen në këtë mënyrë. Ata përfitohen me **sintezë direkte të jometalit me hidrogjen**. Për shembull:



Ekzistojnë edhe mënyra të tjera për përfitimin e acideve, siç janë, për shembull, përfitimi i acidit klorhidrik me reaksionin e klorur natriumit dhe acidit sulfurik.



Për lloje të këtyre të reaksioneve do të mësohen më tutje në këtë tekst shkollor.

5.9. VETITË DHE PËRDORIMI I ACIDEVE

Edhe pse çdo përbërës, kurse sipas kësaj edhe çdo acid, ka karakteristikat e veta të veçanta, megjithatë, acidet kanë edhe një numër të madh të vetive të përbashkëta. Do t'i shqyrtojmë disa prej tyre, duke e pasur parasysh, para së gjithash, acidet më të rëndësishme inorganike, të cilat janë: acidi nitrik, acidi sulfurik dhe acidi klorhidrik.

Të gjitha acidet kanë një **shije të thartë** dhe prej nga vjen edhe emri i tyre. Sigurisht, që ato **nuk duhet të shijohen**. Shumica e acideve (me disa përjashtime) janë lëngje pa ngjyrë me erë të mprehtë. Disa acide të përqëndruara, si p.sh HCl, H₂SO₄ _ dhe HNO₃, në ajër tymojnë. Acidi klorhidrik (HCl), në fakt, fitohet kur gazi i klorhidrikut (HCl) do të “tretet” në ujë.

Acidet lehtë treten në ujë. Zakonisht, në laboratorët, acidet njihen si të tretësira të përqëndruara, a pastaj, sipas nevojës mund të hollohen. Megjithatë, duhet pasur shumë kujdes gjatë hollimit të acideve, veçanërisht kur bëhet fjalë për acidin sulfurik. Prandaj Gjatë hollimit nga acidi sulfurik lirohet një sasi e madhe nxehtësie. Prandaj, **gjatë hollimit të acidit sulfurik, çdo herë me rrjedha të vogla të ujit, i shtohet acidit dhe jo anasjelltas**.

Acidi sulfurik ka dendësi shumë më të madhe nga uji, kështu që prandaj nuk lejohet të shtohet uji në acid, sepse si më të lehtë, uji mbetet në sipërfaqe, ndërsa për shkak të nxehtësisë së lirë, ajo stërpiket, bashkë me pikat e acidit sulfurik.

Kur është e përqëndruar, acidi sulfurik thith lagështinë nga mjedisi, prandaj themi se është **substancë higroskopike**. Përveç kësaj, ajo mund ta merr ujin nga substancat. Prandaj themi se ka veti **dehidratuese**. Në këtë mund të sigurohemi për këtë nëse hedhim disa pika acid sulfurik të përqëndruar në sheqer. Pas disa kohe, sheqeri do të nxihet për shkak se acidi e merr ujin dhe mbetet vetëm karboni.



Fig. 5.11. Kur sheqeri do të shtohet në acid sulfurik të përqëndruar, ajo karbonizohet për shkak të dehidratimit të formuar.



Fig. 5.12. Acidi nitrik i përqëndruar është me ngjyrë të kaftë nga NO₂ të liruar që fitohet gjatë zbërthimit të saj

Përmendëm më parë se në tretësirat e acideve, **letra e lakmuesit ngjyroset në të kuqe**. Në fakt, letra lakmuesit, por edhe të gjithë treguesit e tjerë i shërbejnë që të tregojnë nëse një tretësirë përmban një acid apo një bazë. Ndonjëherë, indikatorët mund të tregojnë nëse një tretësirë përmban më shumë acide dhe ai acid a është i fortë apo i dobët.

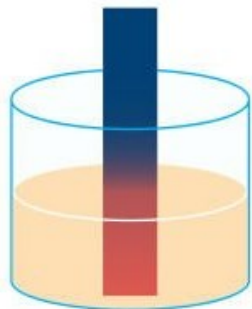


Fig. 5.13. Në tretje ujore – letra e lakmuesit ngjyroset me ngjyrë të kuqe.



Fig. 5.14. Shiritët e indikatorëve (treguesve).

Në fillim, para se të fillojmë t'i shqyrtojmë vetitë kimike të acideve, duhet ta theksojmë se acidet janë komponime me ndërtim kovalent, domethënë Se përbëhen nga molekulat. Modelet në molekulave të acidit nitrik, sulfurik dhe klorhidrik janë dhënë në Fig. 5.15. Nga figura shihet se hidrogjeni tek acidet oksigjenike është e lidhur për oksigjenin, ndërsa tek ato jooksigjenike për jometalin (në këtë rast për Cl). Pikërisht **hidrogjeni në acidet është bartëse vetive të tyre acidike**.

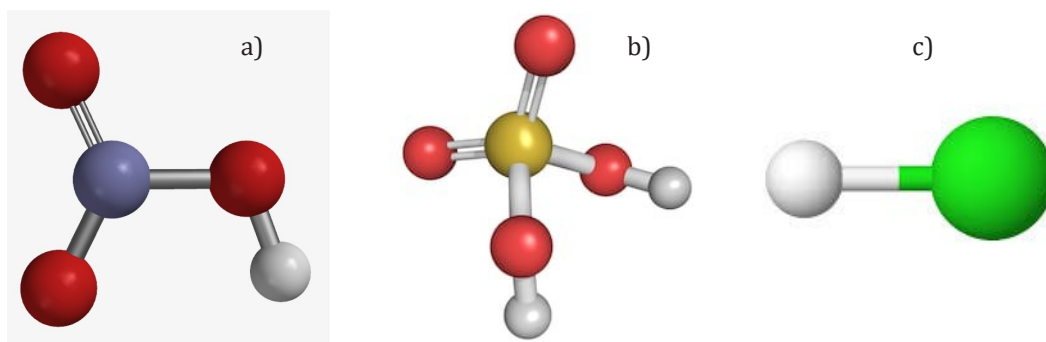


Fig. 5.15. Modelet e molekulave të: a) HNO_3 b) H_2SO_4 c) HCl .

Para së gjithash, fortësia e acideve varet nga sa më shumë jone hidrogjeni mund të jep acidit në tretje ujore.

Atomet e hidrogjenit janë ato çfarë marrin pjesë në shumicën e reaksioneve të acideve. Si reagojnë acidet me metalet mund të shohim nëse i realizojmë eksperimentet në vijim. **Kujdes! Këto acidet kane veprim të fortë gërryes(korrozive) ndaj substancave, ndërsa te lëkura shkaktajnë djegie.**



Eksperiment

Reaksionet e acideve me metale

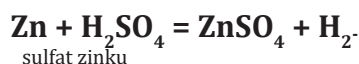
Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Gjashtë kokrra të zinkut, gjashtë kokrra bakër, gjashtë epruveta në të cilat ka tretje të holluara të: 1. HCl, 2. H_2SO_4 dhe 3. HNO_3 , në veçanti gjashtë epruveta me acide të njëjta (në tretje të përqëndruara), syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Në tre nga epruvetat e gjashta me acide të holluara vendosni nga një kokërr të zinkut, ndërsa në tre të tjerat nga një kokërr bakri. Vëreni se çka ndodh në çdonjërin e epruvetave. Madje, arsimtari do ta përsërisë të njëjtin veprim me tretjet e përqëndruara të acideve. Vëreni se çka ndodh në këtë rast. Reaksionet me acide të përqëndruara realizoni në digjestor ose në afërsi të dritares së hapur.



Fig. 5.16. Kur zinku reagon me HCl, lirohen fluska të hidrogjenit të gaztë.

Nga eksperimentet e kryera duhet të keni vënë re se zinku reagon me të gjithë tre acide, kurse kur janë të holluara, kurse kur janë të përqëndruara. Në çdonjërin nga epruvetat lirohen fluska të gazit. Gjatë reagimit të zinkun me tretje të holluar dhe të përqëndruar të acidit klorhidrik, me acid sulfurik të holluar dhe të përqëndruar, gazit që lirohet është hidrogjeni. Në fakt, gjatë këtyre reaksioneve, zinku e zëvendëson hidrogjenin nga acidi, ku fitohet kripa përkatëse dhe lirohet hidrogjeni i gaztë. Reaksionet mund t'i paraqesim me reaksionet siç vijojnë:



Produktet që përfitohen gjatë reaksionit të zinkut me acidin nitrik të holluar varet nga ajo se sa i holluar është acidi. Nëse është shumë i holluar, përfitohen produktet e mëposhtme:



Me acid nitrik të përqëndruar, zinku liron një gaz të kuq-kafe. Ky gaz është dioksidi i azotit. **Ky gaz është helmues, kështu që reaksioni kryhet në digjestor ose në afërsi të dritares së hapur.** Barazimi i reaksionit është në vijim:



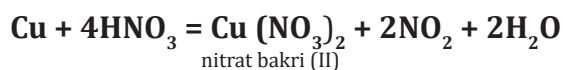
Siç mund të vëreni, bakri nuk reagon as me acid klorhidrik të holluar e as me të përqëndruar.

Po ashtu, bakrin nuk reagon me acid sulfurik të holluar. Megjithatë, reagon me acid sulfurik të përqëndruar, ku lirohet gasi i dioksid sulfuri. Barazimi i reaksionit është në vijim:



Fig. 5.17. Gjatë reagimit të metaleve me acid nitrik të përqëndruar lirohet NO_2 , i cili është gaz ngjyrë e kuqe-gafeje.

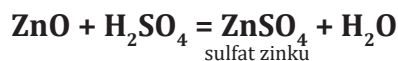
Bakri reagon edhe me acid nitrik të holluar edhe me të përqëndruar. Ai reagon me acid nitrik të përqëndruar në të njëjtën mënyrë ashtu siç reagon edhe zinku. Ekuacioni i reaksionit është:



Gjatë reagimit, të bakrit me acid nitrik të holluar, lirohet gaz monoksidi i azotit. Ekuacioni i reagimit është paraqitur më poshtë:



Përveç me metalet, acidet reagojnë dhe me oksidet metalike, ku formohet kripë përkatëse dhe lirohet ujë. Për shembull:



Acidet hyjnë në shumë reaksione të tjera me një numër të madh substancash. ci. Disa nga ato është përmendur me tutje.

Ajo që veçanërisht është e rëndësishme të përmendet është se acidet janë shumë substanca të rëndësishme që gjejnë përdorim në laboratorikë, industrinë dhe në jetën e përditshme. Përdorimet më të rëndësishme të acidit klorhidrik, sulfurik dhe nitrik janë të paraqitura në Fig. 5.18, 5.19 dhe 5.20.



Fig. 5.18. Përdorimi i acidit klorhidrik në laborator, industri dhe në amvisëri.



Fig. 5.19. Përdorimi i acidit sulfurik në laborator, industri dhe në amvisëri.



Fig. 5.20. Përdorimi i acidit nitrik në laborator, industri dhe në amvisëri

PYETJE DHE DETYRA

1. Si definoohen acidet?
2. Cili është bartësi i vetive të acideve?
3. Paraqitni disa shembuj të acideve oksigjenike dhe jooksigjenike.
4. Si emërtohen këto acide: a) HNO_2 b) H_2CO_3 c) H_2SO_4 d) HBr e) HF f) HNO_3 ?
5. Shëno formulat e acideve në vijim: a) acidi fosforor b) acidi sulfhidrik, c) acidi jodhidrik dhe d) acidi sulfuror.
6. Duke i pasur parasysh rregullat për emërtimin e acideve oksigjenike, si do t'i emërtosh këto dy acide: H_3AsO_4 dhe H_3AsO_3 ?
7. Si emërtohen mbetjet acidike të: a) acidit klorhidrik, b) acidit sulfurik, c) acidit nitror, d) acidit fosforik, e) acidit nitrik, f) acidit sulfhidrik, kurse g) acidit sulfuror?.

8. Shënoni barazimet e reaksioneve ndërmjet:
a) SO_3 dhe H_2O b) H_2 dhe Br_2 c) N_2O_5 dhe H_2O
9. Çka domethënë një substancë të jetë mjet dehidratues? Shënoni shembull.
10. Çka fitohet gjatë reaksionit të acidit sulfuror dhe oksid kalciumi? Shëno barazimin e reaksionit.
11. Cili gaz lirohet gjatë reaksionit të bakrit me acid nitrik të përqëndruar? Shëno barazimin e reaksionit.
12. Shëno barazimin e reaksionit ndërmjet hekurit dhe acidit klorhidrik.
13. Cili/a nga këto acide mund të bartet në tankerë të bakrit:
a) HNO_3 b) HCl c) H_2SO_4 ? Shpjegoni pse!
14. Acidi klorhidrik, sulfurik dhe nitrik në përgjithësi kanë përdorim të ngjashëm. Shënoni të paktën një shembull specifik.

HULUMTONI!

Për çdo një nga kërkesat vendos hipotezë, bëj plani për punë, kryej eksperimentin dhe sjellin përfundim.

- ◆ Hulumto se acidi klorhidrik a e tret plastikën!
- ◆ Në tri epruveta ndodhen tretje të tejdukshme të acidit klorhidrik, hidroksid natriumi dhe oksid natriumi, përkatësisht. Zbulo cili është tretësi i acidit!
- ◆ Në një epruvetë ka HCl të përqëndruar, ndërsa në tjetrën HNO_3 . Zbulo në cilën epruvetë cili acid ndodhet.
- ◆ Letra përpunohet nga druri. Vërteto se në përbërjen e tyre a ka karbon, hidrogjen dhe oksigjen në raport 2:1, si tek uji.

REZYME

- ◆ *Acidet janë komponime të përbëra nga hidrogjeni dhe mbetja acidike;*
- ◆ *Në tretje ujore, acidet zbërthehen në **katione të hidrogjenit** dhe **anione të mbetjes acidike**.*
- ◆ ***Acidet oksigjenike** mund të fitohen gjatë reaksioneve të **oksideve acidike me ujë**.*
- ◆ ***Acidet jooksigjenike** mund të fitohen gjatë sintezës **direkte të jometalit që e krijon acidin dhe hidrogjenit**.*
- ◆ *Acidet kanë **shije të thartë** dhe **letrën e lakmuesit** e ngjyrosin në të kuqe.*

- ♦ Acidi klorhidrik, **HCl**, acidi sulfurik, **H₂SO₄**, kurse acidi nitrik, **HNO₃**, janë **acide të forta me veprim gërryes(korroziv)**.
- ♦ H₂SO₄ e përqëndruar është **substancë higroskopike**. Ajo e tërheq ujin nga substancat të tjera. Shërben si **mjet dehidatues**.

5.10 NOCIONI PËR KRIPËRAT DHE NDARJA E KRIPËRAVE

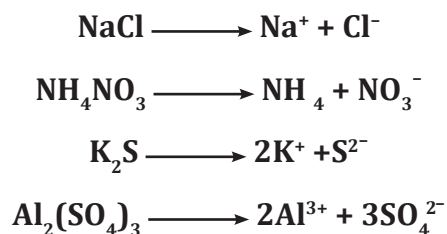
Nga katër grupet e fundit të komponimeve inorganike është grupi i kripërave. Njëkohësisht, kjo është grupi më i madh i përbërjeve inorganike, kurse përveç kësaj më e zakonshme në jetën e përditshme të njeriut. Disa kripëra i përdorim në të ushqyerit, të tjera si ilaçe, kurse një numër i madh i tyre, nga ana tjetër, gjejnë aplikim në bujqësi dhe në industri.

Ashtu si me grupet e tjera të përbërjeve, edhe në këtë grup anëtarët e tij janë të lidhur me njëri-tjetrin, d.m.th. kanë disa veti të përbashkëta. Deri tani kemi përmendur më shumë kripëra. Le të shohim formulat e disa prej tyre.



Është e qartë se kripërat përbëhen nga metali (në këta shembuj janë Na, Ca, Zn, Cu, Fe) dhe një mbetje acidike (për shembull, nga acidet HCl, H₂CO₃, H₂SO₄ dhe H₂S). Megjithatë, kur folëm për hidroksidet, përmendëm edhe kripërat e amonit, d.m.th. e përmendëm klorur amonit, NH₄Cl, kurse nitrat i amonit, NH₄NO₃.

Për t'i definuar kripërat, përveç përbërjes, do të përmendim edhe një nga vetitë e tyre të rëndësishme. Gjegjësisht, në tretësirat ujore, kripërat zbërthehen (disocojnë) në kationet e metalit (ose katione të amonit, nëse bëhet fjalë për kripërat e amonit) dhe anionet e mbetjes acidike. Mund ta paraqesim me shembujt e mëposhtëm:



Tani mund po le të japim një përkufizimi më e plotë për atë se çfarë janë kripërat. Domethënë,

Kripërat janë komponime që përbëhen nga një metal (ose grup amoniumi) dhe mbetje acidike. Në tretësirat ujore ato shpërbëhen (disocojnë) në katione të metalit ose kationeve të amonit dhe anioneve të mbetjes acidike.

Kripërat mund të ndahen në mënyra të ndryshme, por megjithatë, edhe ndarja është bazuar në përbërjen e tyre. Nëse kripërat i konsiderojmë si komponime në të cilat atomet e hidrogjenit nga acidi zëvendësohet me atomet e metalit, atëherë ato mund t'i ndajmë në të ashtuquajtura **kripërat normale** dhe **hidrogjen kripëra**.

Kripëra normale janë ato që fitohen kur të gjitha atome të hidrogjenit nga acidi do të zëvendësohet me atome të metalit. Te këto kripëra në mbetjen acidike nuk ka hidrogjen. Shembuj të **kripërave normale** janë: NaCl , CaCO_3 , ZnCl_2 , K_2SO_4 , NH_4NO_3 , $\text{Al(NO}_3)_3$, MgSO_4 dhe shumë të tjerët.

Hidrogjen kripërat janë ato që përmbajnë një ose më shumë atome hidrogjeni në mbetjen e acidit. Shembuj të kripërave të hidrogjenit janë: NaHCO_3 , $\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$, KHSO_4 , $\text{Mg(HCO}_3)_2$ e të tjerë.

Ekzistojnë dhe të ashtuquajtura **hidroksid kripëra**. Këto kripërat në përbërjen e tij përmbajnë grup/grupe hidroksid/e. Kripëra të tilla janë, për shembull: Ca(OH)Cl , Mg(OH) e të tjerët.

Ndonjëherë në përbërjen e kripërave mund të përfshihen dy metale të ndryshme (domethënë katione) ose dy mbetje të ndryshme acidike (anione). Kripëra të tilla janë të quajtura kripëra të **dyfishta** ose **të përziera**. Këtu janë disa kripëra të tilla: KNaSO_4 , NH_4MgPO_4 e të tjerë.

Një numër i madh i kripërave të përfituara nga tretësirat ujore në përbërjen e tyre përmbajnë një ose më shumë molekula uji. Kripërat e tilla quhen **kristalohidrate**. Ka shumë shembuj të kristalohidrateve. Këtu janë disa: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, kurse të tjerët.

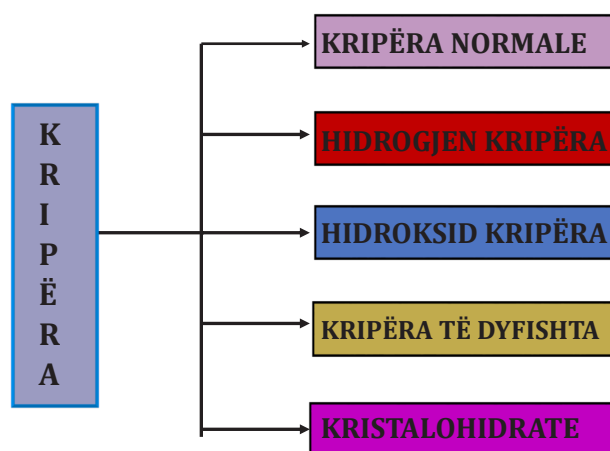
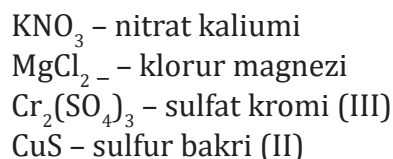


Fig. 5.21. Ndarja e kripërave.

5.11 NOMENKLATURA E KRIPËRAVE

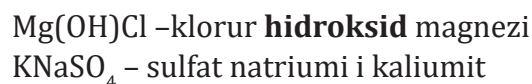
Emrat e kripërave janë formuar nga emri i metalit dhe emri i mbetjes acidike. Nëse metali ka një valencë të ndryshueshme, ai shkruhet në kllapa të vogla me numër romak, të bashkuara me emri e metalin. Për shembull:



Në të njëjtën mënyrë janë formuar edhe emrat e **hidrogjen kripëra**, me atë ndryshim që në emrin e mbetjes acidike (anion), si parashtesë shton fjalën “hidrogjen”. Nëse në mbetjen acidike ka më shumë se një atom hidrogjeni, numri i atomeve të hidrogjenit shënohet me një parashtesë në gjuhën greke përpara fjalës hidrogjen. Për shembull:



Emrat e **hidroksid kripërave** formohen me shtimin e fjalës “hidroksid”, ndërsa numri i grupeve hidrokside theksohet gjithashtu me parashtesa. Te këto kripëra, fjala hidroksid nuk shkruhet bashkë me mbetjen acidike, sepse grupi hidroksidi sillet si anion i veçantë. Në fakt, këto kripërat mund të konsiderohen si kripëra të dyfishta. Edhe kripërat e tjera të dyfishta lexohen në mënyrë që emrat në të dyja kationet ose të dyja anionet shkruhen veçmas. Për shembull:



Emrat në **kristalhidratet** formohen ashtu që pas emrit të kripës së pa ujë, në gjuhën greke theksohet numri i molekulave të ujit dhe ndaj saj shtohet fjala “hidrat”. Për shembull:



Në Tabelën 5.4. janë dhënë emrat më të rëndësishme të acideve, mbetjet e tyre acidike dhe valenca e mbetjeve acidike.

Tabela 5.4. Emrat dhe formulat e acideve më të rëndësishmet dhe mbetjet e tyre acidike si dhe valencat e mbetjeve acidike.

Acidi	Mbetje Acidike
acid hidrofluorik (HF)	fluorur (F ⁻)
klorhidrik (HCl)	klorur (Cl ⁻)
brom hidrik (HBr)	bromur (Br ⁻)
jodidhidrik (HI)	jodur (I ⁻)
Sulfidrik (H ₂ S)	hidrogjen sulfur (HS ⁻) sulfur (S ²⁻)
karbonit (H ₂ CO ₃)	hidrogjen karbonat (HCO ₃ ⁻) -karbonat (CO ₃ ²⁻)
azotit (HNO ₃)	nitрати (NO ₃ ⁻)
azotike (HNO ₂)	nitriti (NO ₂ ⁻)
sulfurik (H ₂ SO ₄)	sulfat hidrogjeni (HSO ₄ ⁻) sulfat (SO ₄ ²⁻)
sulfurore (H ₂ SO ₃)	sulfit hidrogjeni (HSO ₃ ⁻) sulfit (SO ₃ ²⁻)
fosfor (H ₃ PO ₄)	dihidrogjen fosfat (H ₂ PO ₄ ⁻) hidrogjen fosfat (HPO ₄ ²⁻) fosfat (PO ₄ ³⁻)

Vërejtje: Ekziston edhe acid fosforor (H₃PO₃), por megjithëse përmban tre atome hidrogjeni, ai nuk formon mbetje acidike trevalente. Prandaj, ne nuk do ta konsiderojmë kripërat e këtilla.

Nëpërmjet disa shembuj do t'i shqyrtojmë emërtimin e kripërave në bazë të formulës së dhënë dhe do të formulojmë formulë të kripës në bazë të emrit të njohur.

Shembull 5.6. Cili është emri i kripës, formula e së cilës është e dhënë më poshtë : a) (NH₄)₂CO₃ b) Ni(H₂PO₄)₂

Zgjidhje:

a) Kjo është një kripë e acidit karbonik (H₂CO₃). Emri i mbetjes së acidit dyvalent të acidit karbonik është karbonat. Kationi, nga ana tjetër, (NH₄⁺) quhet amonium. Prandaj, emri i kësaj kripe është **karbonat amoniumi**.

b) Me zëvendësimin e mëvonshëm të atomeve të hidrogjenit në acidin fosforik, mund të formohen tre lloje kripërash: dihidrogjenfosfatet, hidrogjenfosfatet dhe fosfatet. Kjo kripë është dihidrogjen fosfat sepse mbetja e acidit është -H₂PO₄⁻. Është njëvalent sepse nga molekula e acidit fosforik mungon vetëm një atom hidrogjeni. Nëse për niklin janë të lidhur dy mbetje të tilla njëvalente, do të thotë se në këtë kripë ai është dyvalent. Prandaj, emri i kësaj kripe është **dihidrogjenfosfat nikeli(II)**.

Shembull 5.7. Paraqitni formulat e kripërave në vijim:

a) sulfur kromi (III)

b) hidrogjen sulfat kalciumit

c) nitrati kobalti (II) heksahidrat

Zgjidhje:

a) Emri i mbetjes acidike mbaron me **-ur**, që do të thotë se është kripë e acid jooksigjenik. Acid jooksigjenik është acidi sulfhidrik H_2S . Për shkak se në këtë acid dy atomet e hidrogjenit zëvendësohen me metal, do të thotë se mbetja e acidit është dyvalente. Valenca e kromit në këtë kripë është III (është dhënë në kllapa pranë emrit të metalit). Prodhimi i valencës dhe indeksi të njërit element, kjo është Metali (x), duhet të jetë të barabartë me prodhimin e indeksit dhe valencës së elementit tjetër, domethënë mbetja acidike (y). Por, meqenëse nuk i dimë indeksat as për kromin dhe as për squfurin, do të kërkojmë SHVP të valencave të tyre. Për 3 dhe për 2, SHVP është 6. Prandaj,

$$6: 3 = 2 \text{ dhe } 6: 2 = 3$$

Pra, indeksi për kromin është 2, kurse për squfurin është 3. Prandaj, formula e kromit(III) është sulfur **Cr_2S_3** .

b) Kalciumi nuk ka valencë të ndryshueshme, por është gjithmonë dyvalent. Anioni hidrogjensulfat është njëvalente, pse vetëm njëri atom i hidrogjenit nga molekula e acidit sulfurik është i zëvendësuar me metal. Sipas kësaj, me kalciumin do të lidhen dy grupe hidrogjensulfate, kështu që prandaj formula e kësaj kripë është **$Ca(HSO_4)_2$** .

c) Ky është kripë, kristalhidrat i acidit nitrik. Anion nitrat është njëvalent, ndërsa kobalti në këtë kripë është dyvalent (valenca është dhënë në kllapa pranë emrit të metalit). Për kobaltin, pra, do të lidhen dy grupe nitrate. Përveç kësaj, për shkak se kripa është heksahidrat, në formulë duhet të shkruhen formula e ujit dhe numrin e molekulave të ujit. Heksa është parashtesa për numrin gjashtë, kështu që sipas asaj, formula e kësaj kripa është **$Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$** .

5.12 PËRFITIMI I KRIPËRAVE DHE REAKSIONET KIMIKE TË KRIPËRAVE

Ekzistojnë një numër i madh i mënyrave për përfitimin e kripërave. Me disa nga ato u njoftuam kur folëm për vetitë e oksideve, hidroksideve dhe acideve. Përveç kësaj, gjatë disa metodave të përfitimit të kripërave, fitohen komponime të grupeve të tjera. Më poshtë është dhënë paraqitja e metodave për përfitimin e kripërave.

1. **metal + acid = kripë + hidrogjeni**
2. **oksid metalik + acid = kripë + ujë**
3. **oksid jometalik + bazë = kripë + ujë**
4. **bazë + acid = kripë + ujë (reaksioni i neutralizimit)**
5. **oksid metalik + oksid jometalik = kripë**
6. **metal + jometal = kripë**
7. **kripë (1) + acid (1) = kripë (2) + acid (2)**
8. **kripë (1) + bazë (1) = kripë (2) + bazë (2)**
9. **kripë (1) + kripë (2) = kripë (3) + kripë (4)**
10. **metal (1) + kripë (1) = metal (2) + kripë (2)**

Katër metodat e para nga këto dhjetë mënyra të përfitimit të kripërave më veç i shqyrtuam te grupet tjera të komponimeve. Prandaj, këtu do të shqyrtojmë vetëm ato gjashtë të mbetura. Në katër mënyrat e fundit të përfitimit të kripërave, te reaktantët haset kripë, prandaj këto llogariten për reaksione kimike të kripërave.

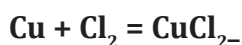
1. Reagimi ndërmjet oksidit metalik dhe oksidit në jometalik.

Oksidet e metaleve dhe oksidet e jometaleve reagojnë ndërmjet veti duke formuar kripëra. Për shembull:



2. Reaksioni i bashkimit(sintezës) ndërmjet metalit dhe jometalit.

Me këtë lloji reagimi përfitohen kripëra të një numri të madh të acideve jooksigjenike. Për shembull:



3. Reaksioni ndërmjet kripës dhe acidit.

Kjo mënyrë e përfitimit të kripërave mund të shqyrtohet nëse e realizojmë këtë eksperiment:



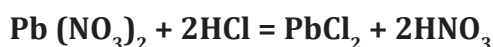
Eksperiment

Reaksioni ndërmjet kripës dhe acidit

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Epruveta, pipeta, tretje nitrat plumbit(II), tretje e holluar e HCl, syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Në një epruvetë vendos tretje të nitrat plumbit(II). Mandej, me kujdes shtoj tretje të holluar të HCl. Çka vëreni?

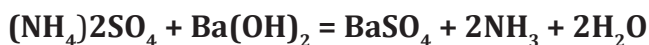
Kur shtohet HCl në tretësirën e nitrati plumbit (II) vërehet formimi i precipitatit të bardhë. Ai precipitat është klorur plumbi (II). Reaksioni që e realizuam mund ta paraqesim barazimin në vijim:



Kështu që, gjatë reaksionit të kripës dhe acidit fitohet kripë tjetër dhe acid. Prandaj, lloji i këtillë i reaksioneve mund të llogariten edhe si reaksion për përfitimin e acideve. Në të njëjtën kohë, këto reaksione i përshkruajnë vetitë kimike të kripërave.

4. Reaksioni ndërmjet kripërave dhe bazës.

Në këtë lloj reaksioni, një kripë dhe bazë prodhojnë një kripë dhe bazë tjetër. Këto reagime shpesh konsiderohen si reagime të fitimit të bazës. Përveç kësaj, këto reaksione përshkruajnë vetitë kimike të kripërave. Për shembull, amoniaku merret në laborator me këtë lloj reaksioni



5. Reagimi ndërmjet dy kripërave.

Një numër i madh i kripërave mund të merret me këtë lloj reaksioni. Le të bëjmë disa përpjekje për të marrë kripëra në këtë mënyrë:



Eksperiment

Reaksioni ndërmjet dy kripërave

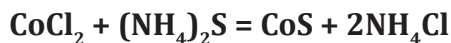
Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Epruveta, pipeta, tretje të: sulfur amoniumit klorur kobalti (II), nitrat argjendi, dhe jodur natriumi, si mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura:

a) Në epruvetë vendosni klorur kobalti(II). Mandej me kujdes, shtoni tretje të sulfur amonit. Çka vëreni?

b) Në epruvetë vendosni tretje të nitrat argjendi. Mandej, në epruvetë shtoni tretje të jodur natriumi. Çka vëreni?

Precipitati i zi i përftuar në përpyjekjen e parë është një nga sulfuri i kobaltit (II), kurse precipitati i verdhë në përpyjekjen e dytë është një nga jodidi i argjendit. Ekuacionet e reagimit janë si më poshtë



6. Reagimi midis metalit dhe kripë

Disa metale, të vendosura në një tretësirë të një kripe metalike, mund të reagojnë me kripën. Duke vepruar kështu, formohet një kripë e metalit të shtuar, kurse ndahet metali tjetër. Do të mësoni më shumë se cilat metale mund të reagojnë me cilat kripëra. Kjo mënyrë e përfitimit të kripës do ta shqyrtojmë përmes eksperimentit vijues:



Eksperiment

Reagimi midis metalit dhe kripës

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Gota, solucionin e sulfatit të bakrit (II) pllakë zink, syze sigurie dhe doreza.

Procedura: Vendosni një tretësirë të sulfatit të bakrit (II) në një gotë laboratorike. Më pas, një pjatë zinku zhytet në tretësirë. Vëzhgoni ndryshimet që ndodhin. Çfarë vini re?.

Vërehet se pasi të zhytet pllaka e zinkut në sulfat bakri(II), ngjyra e tretjes fillon të zbehet, ndërsa nëse lehet reaksioni të rrjedhë më gjatë kohë plotësisht do të çngjyroset. Në të njëjtën kohë, në sipërfaqen e pllakës së zinkut fillon të ndahet mbetje e errët.

Në fakt, kjo është e ashtuquajtura reaksioni i zëvendësimit, në të cilat zinku zëvendëson bakrin nga kripa e saj dhe lirohet bakri elementar. Tretja e sulfatit të zinkut është e pangjyrë, kështu që prandaj tretja në sulfat bakri(II), i cili është me ngjyrë blu, gradualisht çngjyroset.

Mbetje e fituar është bakri amorf. Kështu që, për këtë reaksion mund të shkruajmë ekuacionin në vijim:



Pas ato kemi studiuar të katërt grupe komponimet: oksidet, hidroksidet, acidet dhe kripërat, mund të shohim qartë se ka një lidhje mes tyre, pra çfarë nga një grup mund po gjithçka marr një tjetër grup komponimet. Lidhjet meg ju ato të veçanta grupe komponimet në mënyrë skematike gjithçka të paraqitur në vijim në figurë:

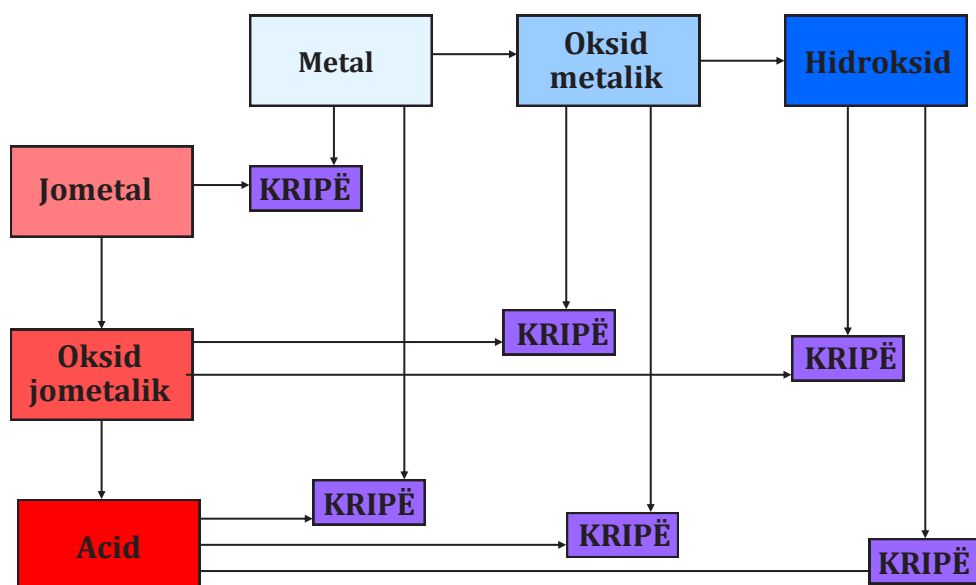


Fig 5.22. Paraqitja skematike e lidhjeve ndërmjet grupeve të ndryshme të komponimeve inorganike.

5.13 DISA KRIPËRA MË TË RËNDËSISHME DHE PËRDORIMI I TYRE

Ne kemi thënë se vazhdimisht hasim një numër të madh kripërash në jetën tonë. Madje disa prej tyre i hamë në dietën tonë. Një nga kripërat më të rëndësishme është sigurisht kloruri i natriumit, i njohur si kripa e tryezës. Ju gjithashtu e dini se kloruri i natriumit është substancë kristalore e bardhë me një shije të kripur. Kjo kripë është e nevojshme për funksionimin normal të organizmave të gjallë, kështu që njerëzit e konsumojnë atë përmes ushqimit.

Në natyrë, kloruri i natriumit tretet në ujin e detit dhe gjendet gjithashtu si mineral në depozitat mbi dhe nën tokë. Për shkak se është substancë lehtësisht e disponueshme dhe e lirë, kloruri i natriumit përdoret si lëndë e parë e rëndësishme në industrinë kimike. Prej tij përftohen natriumi, klori, hidroksidi i natriumit, karbonati i natriumit, acidi klorhidrik etj. Në mjekësi përdoret si tretësirë e njohur me emrin *tretësirë fiziologjike*.

Një kripë tjetër që e përdorim shpesh në shtëpi bën pjesë në grupin e kripërave të hidrogjenit. Është **hidrogjen karbonat natriumi (NaHCO_3)**. Kjo substancë njihet si **sodë buke**. Është substancë kristalore e bardhë që dekompozohet në temperaturë të rritur duke çliruar dioksid karboni. Është pikërisht për shkak të kësaj vetie që hidrogjen karbonati i natriumit përdoret për të prodhuar pluhur pjekjeje që përdoret për të rritur brumin në amvisëri dhe në industrinë e pjekjes.

Një numër i madh kripërash gjejnë aplikim në ndërtim dhe skulpturë. Kripërat më të famshme të tilla janë **dihidrati sulfat kalciumi ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)**, i njohur me emrin gips, si dhe **karbonati i kalciumit (CaCO_3)**, i njohur me emrat gëlqeror dhe mermer. Të dyja kripërat janë të patretshme në ujë, gjë që është vetëm një nga arsyet e përdorimit të tyre. Në afërsi të Prilepit ka gurore të mëdha të mermerit.



Figura 5.23. klorUR natriumi përdoret si ushqim me emrin kripa e kuzhinës



Figura 5.24. Kristali nga haliti, një mineral i Klorur natriumi.



Figura 5.25. NaHCO_3 përdoren në amvisëri si pluhur për përgatitje.

Një kripë tjetër që gjendet në jetën e përditshme është pentahidrati **sulfat i bakrit (II)** ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Është substancë kristalore me ngjyrë blu, për këtë arsye njihet edhe me emrin guri blu. Tretësirat e kësaj kripe përdoren në bujqësi për të mbrojtur vreshtat nga dëmtuesit. Përveç kësaj, përdoret gjithashtu në industrinë e tekstilit për ngjyrosjen e pëlhurave dhe për aplikimin e bakrit në objekte metalike (pallakë bakri).



Fig 5.26. Kristali i guralit.



Eksperiment

Dehidratimi i gurit blu

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: Avan me shtypës, epruvetë, lugë çaji, llambë shpirtusi, kunj druri, pikatore, gurali, ujë, syze mbrojtëse dhe doreza.

Procedura: Në havan me shtypës imtësoni guralin. Më pas, vendosni pak nga gurali i pluhurit në epruvetë dhe ngrohni me një llambë shpirtusi. Vëzhgoni me kujdes ndryshimin e ngjyrës! Kur ngjyra blu të jetë zhdukur plotësisht, shtoni disa pika ujë në substancën që rezulton. Çfarë vini re?

Hidratet e kristalit humbasin ujë kur nxehen. Mund të shihet nga eksperimenti i kryer. Kështu, kur nxehet, guri i kaltër kalon në sulfat anhidrik të bakrit (II), CuSO_4 . Por nëse kripës anhidër i shtohet ujë, hidrati i kristalit do të fitohet përsëri.



Figura 5.27. Kristal gurali dhe nga kripa anhidër.

SHTESË

SULFAT BARIUM DHE X RREZE INCIZIMI I STOMAKU

Ju mund të keni dëgjuar se gjatë incizimit me rreze X të organit – për tretje, njerëzit e sëmurë duhet së pari të pinë të ashtuquajturat “përzierjen e bariumit”. Çfarë është “pureja e bariumit” dhe cili është roli i saj gjatë incizimeve? Si mund të pini ndonjë përbërje të bariumi kur dihet se bariumi dhe komponimet e tij janë jashtëzakonisht helmuese?

Lluri i bariumit është përzierje e ujit, sulfatit të natriumit dhe sulfat bariumit. Komponenti më i rëndësishëm i kësaj përzierjeje është sulfati i bariumit. Roli i tij përbëhet në atë se sulfat barium nuk i lëshon rrezet e rendgenit, kurse prandaj mund të bëhet incizimi i lukthit dhe të zorrëve. Barium dhe komponimet e tij janë jashtëzakonisht helmuese, por pureja me barium është plotësisht e padëmshme për shëndetin e njeriut. Domethënë, bëhet fjalë për atë që sulfati barium është pothuajse plotësisht i patretshëm në ujë, a në prania të sulfat natriumit, tretshmëria e tij është ende më e vogël. Përveç kësaj, ai nuk reagon as me acidin klorhidrik në stomak kështu që mjaft e pandryshuar mund të kalojnë nëpër organet e tretjes. Kur përdorni këtë metodë, derisa edhe ndikimi i dëmshëm i rrezeve rendgen është i minimizuar.



PYETJE DHE DETYRA

1. Çfarë janë kripërat?
2. Jepni shembuj të kripërave të amonit duke shkruar formulat e tyre dhe duke i emërtuar ato!
3. Klasifikoni në grupe kripërat e mëposhtme sipas përbërjes: Cu_2S ; Na_2SO_4 ; AlCl_3 ; KHSO_4 ; $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$; $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; FeSO_4 ; $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; Na_3PO_4 ; ZnS ; NaH_2PO_4 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; ZnCl_2 ; K_2CO_3 ; AgNO_3 ; NaH_2PO_4 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; FeS .
4. Klasifikimi është paraqitur në një tabelë!
5. Emërtoni kripërat nga pyetja e mëparshme.
6. Përbëni formulat e kripërave të mëposhtme: klorur bariumi; sulfur alumini; fosfat bakri(I); bikarbonat natriumi; klorur hidroksid kaliumi; heptahidrat sulfat hekuri(II); karbonat mangani(II); sulfur kallaji(IV); nitrit natriumi; klorur plumbi(II).
7. Emërtoni të gjitha substancat që janë dhënë në barazimet për fitimin e kripërave.
8. Për secilën mënyrë të përfitimit të kripës, shkruani një ekuacion, balanconi atë dhe emërtoni të gjithë pjesëmarrësit në reaksion.

HULUMTONI!

- ♦ Vendosni një tretësirë të klorurit të bariumit në një provëz dhe më pas shtoni një tretësirë të sulfatit të natriumit në tretësirë. Çfarë vini re? Shkruani ekuacionin e reaksionit dhe emërtoni përbërjet që rezultojnë. Ndhmë: sulfati i bariumit është substancë e bardhë, e vështirë për t'u tretur.
- ♦ Për secilën nga kërkesat e mëposhtme, formuloni një hipotezë, bëni një plan pune, bëni një eksperiment, shkruani një ekuacion kimik dhe balanconi atë dhe nxirrni një përfundim.

REZYME

- ♦ **Kripërat** janë komponime i përbërë nga **metali (ose grupi i amonit) dhe acidike mbetje**. Në ujore Zgjidhjet ata gjithçka **dekompozohen (shkëput)** te **metalike ose amonit kationet dhe anionet nga atë acid mbetje**.
- ♦ **Kripërat normale** janë ato që përftohen kur hyjnë të gjithë atomet e **hidrogjenit** acidin do **gjithçka zëvendësimin me atomet nga metal**.
- ♦ **Hidrogjeni kripërat** në atë acid pushoni përmbajtje në **hidrogjeni**. **Kripërat e hidroksidit** në e tij përbërjen përmbajtje në grup(et) **hidroksid, a kristalhidratet** përmbajnë **ujë**.
- ♦ Ka një sërë mënyrash për të **marrë kripëra**, më të rëndësishmet prej të cilave janë: **reagimi të neutralizimit, reaksionit të zëvendësimit të dyfishtë, reaksionit të metalit dhe acid, Reaksioni ndërmjet metalit dhe jometal dhe Dr. _**

Ndërmjet **oksidet, hidroksidet, acidet dhe kripërat** ekziston **reciproke lidhje**. Ato mund të merren nga njëri-tjetri dhe për të hyrë reagimet me njëri-tjetrin.

Njësia modulare 6

BAZAT E LLOGARITJES KIMIKE

6.1 MASA REALTIVE ATOMIKE DHE MASA REALTIVE MOLEKULARE

Përmendëm se atomet, sipas teorisë atomike, janë grimca të vogla, por që përsëri posedojnë masë. Po ashtu përmendëm edhe për numrin e masës si shumë e masës së protoneve dhe neutroneve. Por, masa e atomeve ne nuk mundemi t'i matim. Prandaj, shkencëtarët gjeten mënyrë më të thjeshtuar për paraqitjen e masës së atomeve, duke i krahasuar me masën e atomit të ndonjë elementi të zgjedhur, të marrë si standard. Në këtë mënyrë fitohet një madhësi jodimensionale, e cila quhet **masa relative atomike**.

Gjatë zhvillimit të shkencës, për krahasim, kanë qenë të zgjedhur masat e atomeve të elementeve të ndryshme. Sot është pranuar **njësia e unifikuar për masë** ose e a.sh.q njësia karbonike (ndonjëherë quhet njësia atomike për masë). Kjo njësi definohet në këtë mënyrë:

Njësia e unifikuar për masë paraqet 1/12 nga masa e izotopit të karbonit ^{12}C dhe shënohet me shkronjë latine u .

$$u = \frac{m(^{12}\text{C})}{12}$$

Vlera e njësisë së masës së unifikuar është $1.66 \cdot 10^{-27}$ kg. Përkufizimi i këtillë i njësisë së unifikuar për masë mund ta interpretojmë në këtë mënyrë. Numri i masës të izotopit ^{12}C tregon se në bërthamën e këtij izotopi ka 6 protone dhe 6 neutrone. Nëse kjo masë pjesëtohet me 12, në të vërtetë do ta fitojmë masën mesatare të një nukleoni, gjegjësisht të një protoni ose neutroni.

Pra, në vend të masave aktuale të atomeve, ne përdorim masat relative atomike. Masa atomike relative shënohet me A_r dhe përcaktohet në këtë mënyrë:

Masa relative atomike është raport ndërmjet masës mesatare të elementit dhe njësisë të unifikuar për masë.

$$A_r = \frac{\overline{m}(E)}{u}$$

$$A_r = \frac{\overline{m}(E)}{m(^{12}\text{C})/12}$$

Masa relative atomike tregon se sa herë masa mesatare e një atomi është më i madh nga njësia karbonike dhe paraqet numër të jo emëruar. Masa e vërtetë, e atomit, do ta fitojmë nëse masën relative atomike e shumëzojmë me njësinë të unifikuar për masë. Për këtë do të bëhet fjalë pak më vonë.

Masat relative atomike janë dhënë në tabelën e sistemit periodik të elementeve. Por siç mund ta shihni, pothuajse të gjitha masat relative atomike janë numra decimale. Pse është kjo kështu?

Siç u tha më herët, numri më i madh i elementeve paraqitet si përzierje të izotopeve. Në këtë rast, masa relative atomike e elementit natyral është shumë e prodhimeve të masave relative atomike të izotopeve të veçanta dhe pjesëmarrjet molare(sasiore) të tyre. Më shumë për këtë do të bëhet fjalë në studimin tuaj të mëtejme të kimisë.

Edhe molekulat, si atomet, janë grimca shumë të vogla, kështu që është mirë gjithashtu edhe masa e tyre ta paraqesim njëloj si edhe masa e atomeve. Për molekulat është e paraqitur madhësia **masa relative molekulare**, M_r . Por përveç komponimeve të përbëra nga molekula, thamë se ka edhe komponime të ndërtuara prej joneve, pra, në një rast të tillë nuk po flasim për molekula, por për njësi formule. Prandaj, Përveç masës relative molekulare, është prezantuar edhe termi **masa relative formulare**. Në fakt, në shumicën e rasteve, këto dy termet reduktohen në termin masa relative molekulare, por sigurisht, duhet të kemi parasysh se ekzistojnë edhe komponime të tilla që nuk janë të ndërtuara nga molekulat.

Ngjashëm ashtu siç përcaktohet masa relative atomike, po ashtu mund të përcaktohet edhe **masa relative molekulare (gj.gj njësi formule)**. Kështu që:

Masa relative molekulare (formulare) paraqet raport ndërmjet masës së molekulës (njësisë formulare) dhe njësisë së unifikuar për masë.

$$M_r = \frac{m_f}{u}$$

Në këtë barazim, me m_f është paraqitur masa formulare e komponimit.

Nga vetë shprehjet për masë relative atomike dhe masën relative molekulare, rrjedh që ato janë madhësi jodimensionale, siç janë, edhe të gjitha të ashtuquajtur madhësitë relative.

6.2 LLOGARITJA E MASAVE REALTIVE MOLEKULARE

Molekulat përbëhen nga atomet, kështu që masa e molekulës do të jetë shuma e masave të atomeve nga e cila përbëhet. Substancat me ndërtim jonik janë të përbërë nga jonet, ndërsa për masën formulare të komponimit jonik mund të themi se do të jetë shumë e masave atomike të atomeve nga të cilët janë fituar jonet. Këtë mund ta bëjmë sepse jonet fitohen me pranim ose lëshim të elektroneve, kurse thamë që elektroni ka masë të pakrahasueshëm të vogël në krahasim me masën e protonit dhe neutronit.

Pra, nëse dimë formulën e saktë të një përbërjeje dhe ato masa relative atomike të elementeve në përbërjen e tij, lehtë mund ta llogarisim masën relative molekulare, gjegjësisht masën relative formulare.

Për çfarëdo substance, pavarësisht nga struktura e saj, domethënë pavarësisht nëse ajo përbëhet nga atomet ose nga jonet, masa relative molekulare mund ta llogarisim si shumë të masave relative atomike të atomeve gj. gj jonet që marrin pjesë në përbërjen e atij komponimi të shumëzuara me indeksin e elementit me formulën:

$$M_r = i(A) \cdot A_r(A) + i(B) \cdot A_r(B) + \dots$$

Në këtë formulë, me i është e shënuar indeksi përkatës për çdonjërin prej atomeve (ose joneve) në formulën.

Të shqyrtojmë disa shembuj për llogaritjen e masës relative molekulare:

Shembulli 6.1 Sa është masa relative molekulare e acidit sulfurik?

Zgjidhje: Fillimisht duhet të shkruajmë formulën e acidit sulfurik: H_2SO_4 . Shohim se molekula e acidit sulfurik përbëhet nga dy atome hidrogjeni, një atom squfuri dhe katër atome oksigjen. Për të llogaritur masën molekulare relative, na duhen masat atomike relative të secilit prej elementeve që hyjnë në përbërjen e këtij komponimi. Ne i raportojmë ato nga tabela e sistemit periodik të elementeve:

$$A_r(\text{H}) = 1,01$$

$$A_r(\text{S}) = 32,06$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O})$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,01 + 32,06 + 4 \cdot 16 = 98,07$$

Përgjigje: Masa molekulare relative e acidit sulfurik është 98.07.

Shembulli 6.2 Sa është masa relative formulare e sulfat aluminit?

Zgjidhje: Së pari duhet të shkruajmë formulën e kësaj kripe: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dhe të gjejmë masat atomike relative të elementeve në tabelën periodike:

$$A_r(\text{Al}) = 26,98$$

$$A_r(\text{S}) = 32,06$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00$$

Nëse në formulën e një përbërjeje një grup i caktuar përsëritet më shumë se një herë, siç është, për shembull, në sulfat alumini, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, numri i përgjithshëm i atomeve dhe/ose joneve të secilit prej elementeve në grup, është prodhimi i dy indekseve, brenda dhe jashtë kllapës.

$$M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3A_r(\text{S}) + 12 \cdot A_r(\text{O})$$

$$M_r[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 32,06 + 12 \cdot 16 = 53,96 + 96,18 + 192 = 342,13$$

Përgjigje: Masa e formulës relative të sulfatit të aluminit është 342.13.

Shembulli 6.3 Sa është masa relative formulare e nitrat kobalti(II) heksahidrat?

Zgjidhje: Fillimisht do të shkruajmë formulën e këtij hidrati kristal. Është: $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Në tabelën periodike gjejmë masat atomike relative të elementeve:

$$A_r(\text{Co}) = 58,93$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00$$

$$A_r(\text{N}) = 14,07$$

$$A_r(\text{H}) = 1,01$$

Llogaritja e masës së formulës relative mund të kryhet në dy mënyra:

$$M_r[\text{NO}_3]_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = A_r(\text{Co}) + 2A_r(\text{N}) + 12 \cdot A_r(\text{O}) + 12A_r(\text{H})$$

ose

$$M_r[\text{NO}_3]_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = A_r(\text{Co}) + 2A_r(\text{N}) + 6 \cdot A_r(\text{O}) + 6M_r(\text{H}_2\text{O})$$

Ajo që është e rëndësishme të dini është se pika në formulë nuk do të thotë shumëzim. Pra, si për të gjitha përbërjet e tjera, edhe për hidratet kristalore, masat atomike relative të elementeve shtohen, duke udhëhequr dhe duke llogaritur numrin e tyre në njësinë e formulës. Me të dyja metodat e llogaritjes, për masën e formulës relative të këtij hidrati kristal fitohet vlera 291.19.

Përgjigje: Masa molekulare relative e heksahidratit të nitratit kobalt(II) është 291,19.

PYETJE DHE DETYRA:

1. Përcaktoni njësinë e unifikuar të masës.
2. Shkruani shprehjet për masën atomike relative dhe masën molekulare relative.
3. Duke përdorur tabelën periodike të elementeve, lexoni numrat atomik dhe masat atomike relative të elementeve: natrium, neoni, fluor, plumb, kalcium dhe merkur. Bëni një tabelë në të cilën futni numrin atomik të elementit, emrin, simbolin kimik dhe masën atomike relative.
4. Cilin numër të çdo atomi ose joni duhet të kemi parasysh gjatë llogaritjes së masës relative molekulare (formulës) të përbërjeve të mëposhtme: a) karbonat kalciumi; b) sulfat amonit; c) heksahidrat sulfat nikel(II); ç) hidroksid hekuri (III); d) acid fosforik; dh) oksid mangani(IV).
5. Njihsoni masat molekulare relative (formula) të përbërjeve të mëposhtme: a) Fe_2S_3 ; b) H_3AsO_3 ; c) $\text{Pb}(\text{OH})_2$; ç) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; d) Co_2O_3 ; dh) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; e) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

HULUMTONI!

- ♦ Punoni në grupe të vogla. Gjeni të dhëna për formulat molekulare të kafeinës (përbërësi kryesor i kafesë) dhe nikotinës (një helm që gjendet në cigare), më pas llogaritni masat molekulare të tyre relative.

6.3 SASIA E SUBSTANCËS DHE MOLI

Substancat janë të ndërtuar nga grimca, kështu që prandaj mund të flasim për një numër të caktuar grimcash të një substance të caktuar. Që të mundet në gjendje të përshtatshme ta paraqesim numrin e thërmijave në një substancë, është shprehur madhësia **sasia e substancës**, e cila shënohet me **n**. Madhësia e sasisë së substancës është një nga të shtatë madhësitë themelore të SI. Por këtë madhësi më e rëndësishme për kiminë është sepse është **lidhur me numrin e njësive ndërtuese të substancave**, a siç pamë më parë, ajo lehtë mund të lidhet me madhësi matëse tjera eksperimentale të rëndësishme.

Madhësia sasia e substancës shprehet në një njësi të quajtur **mol**, e cila shënohet me **mol** dhe definohet si:

Mol është sasia e substancës, e cila përmban numër të njëjtë njësish sa ka në 0,012 kg nga izotopi i karbonit ^{12}C .

Për shembull, në një mol hekur, magnez, azot, oksigjen, ujë, sulfat mangani(II), dioksid karboni, acid nitrik ose çfarëdo substance tjetër ka numër të njëjtë të grimcave me numrin e grimcave në 12 gram nga izotopi ^{12}C .



Fig. 6.1. Amadeo Avogadro (1776–1856).

Sa është numri i thërmijave në 12 gram të izotopit ^{12}C ? Me procedura të ndryshme eksperimentale dhe procedurat llogaritëse është arritur në vlerën **$6.022 \cdot 10^{23}$** . Ky numër e ka marrë emrin si **numri i Avogadros për** nder të shkencëtarit Italian Amadeo Avogadro, i cili ka qenë ndër më të merituarit për llogaritjet e tija. Në fakt, nga shembujt e dhënë më sipër mundet lehtë të përfundohet se aq numër të njësive përmbahet edhe në një mol prej çdo substance, prandaj, në vend për numrin e Avogadros, mund të flasim për **konstantën e Avogadros N_A** , e cila ka vlerë **$6,022 \cdot 10^{23} / \text{mol}$** .

Konstanta e Avogadros është universale, që do të thotë se zbatohet për çdo substancë, domethënë për çdo njësi të përcaktuar.

Për shembull, në një mol nga acidisulfurik, hidroksid kalciumit, atomet e bakrit, jonet e natriumit etj. përmbajnë $6,022 \cdot 10^{23}$ njësi përkatëse.

Nëse e dimë numrin e njësive në 1 mol substancë (numri molar i njësive), atëherë numri i njësive në cila do qoftë sasi substance tjetër do të jetë prodhim i sasisë së substancës dhe numri molar i njësive. Për shembull: nëse në një mol ka $6.022 \cdot 10^{23}$ njësi, në dy mole do të ketë dy herë më shumë, ndërsa në dhjetë mole do të ketë dhjetë herë më shumë etj. Matematikisht, këtë mund ta paraqesim në këtë mënyrë:

$$N(B) = n(B) \cdot N_A$$

Konstanta e Avogadros paraqet herësin ndërmjet numrit të njësive të substancës dhe sasisë së saj. Këtë mund ta paraqesim me këtë barazim:

$$N_A = \frac{N(B)}{n(B)}$$

$N(B)$ – numri i njësive

N_A – konstanta e Avogadros: $N_A = 6.022 \cdot 10^{23} / \text{mol} = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$n(B)$ – sasia e substancës

B – shenjë për substancat

Ky barazim madhësinorë mund ta rirregullojmë ashtu që do ta shprehim sasinë e substancës si raport i numrit të njësive dhe konstantës së Avogadros:

$$n(B) = \frac{N(B)}{N_A}$$

Domethënë, në bazë të këtyre barazimeve mund t'i llogarisim numrin e njësive (atomet, molekulat, jonet) duke e ditur sasinë e substancës, kurse anasjelltas. Ata qartë na tregojnë se madhësia e sasisë së substancës është e lidhur në mënyrë drektë me numrin e njësive ndërtuese. Ta shqyrtojmë këtë përmes disa shembujve.

Shembulli 6.4 Sa është numri i molekulave që përmbahen në sasinë ujë prej 5 mol?

Zgjidhja:

Shtë e dhënë:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 5 \text{ mol}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} / \text{mol}$$

Kërkohet:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Numri i molekulave të ujit k përfaqësohet nga ekuacioni sasior i mëposhtëm:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A$$

Prandaj,

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 5 \cancel{\text{mol}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \cancel{\text{mol}^{-1}} = 30,11 \cdot 10^{23} = 3,011 \cdot 10^{24}$$

Përgjigje: Numri i molekulave të ujit që përmbahen në 5 mol ujë është $3.011 \cdot 10^{24}$.

Shembulli 6.5. Kafeina, $C_8H_{10}N_4O_2$, është substancë që përdoret si analgjezik (lehtësues i dhimbjes). Sa kafeinë, e shprehur në milimole, është $1,8 \cdot 10^{20}$ molekula kafeine?

Zgjidhja:

Është e dhënë:

$$N(C_8H_{10}N_4O_2) = 1,8 \cdot 10^{20}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} / \text{mol}$$

Kërkohet:

$$n(C_8H_{10}N_4O_2) = ?$$

Ne paraqesim sasinë e kafeinës me ekuacionin sasior të mëposhtëm:

$$n(C_8H_{10}N_4O_2) = \frac{N(C_8H_{10}N_4O_2)}{N_A}$$

Prandaj,

$$n(C_8H_{10}N_4O_2) = \frac{N(C_8H_{10}N_4O_2)}{N_A} = \frac{1,8 \cdot 10^{20}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 0,299 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Vlera e përftuar për sasinë e kafeinës është në nishane dhe problemi kërkon që ajo të shprehet në milimole, ndaj duhet të bëjmë një konvertim njësi.

$$n(C_8H_{10}N_4O_2) = 0,299 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,299 \cdot 10^{-3} \cdot 10^3 \text{ mmol} = 0,299 \text{ mmol}$$

Përgjigje: Sasia e kafeinës që përmban $1,8 \cdot 10^{20}$ molekula kafeinë është 0,299 mmol.

PYETJE DHE DETYRA

1. Sa molekula të dioksidit të squfurit ka në 2,5 mol të kësaj përbërje?
2. Sa atome merkuri përmban një pikë merkur, sasia e së cilës është 3,39 mmol?
3. Në plazmën e gjakut të një të rrituri të shëndetshëm ka 0,142 mol jone natriumi. Sa jone natriumi përmbahen në këtë sasi?
4. Sa sheqer (saharozë, $C_{12}H_{22}O_{11}$) përmban një lugë gjelle sheqer në të cilën numri i molekulave të sahharozës është $2 \cdot 10^{22}$?
5. Një kub alumini përmban $5,7 \cdot 10^{29}$ atome alumini. Sa kilomole alumini përmban ky kub?
6. Është vlerësuar se numri i përgjithshëm i joneve të kaliumit në trupin e një të rrituri me një masë prej 60 kg është $1,85 \cdot 10^{24}$. Llogaritni sasinë e joneve të kaliumit në trupin e një të rrituri.

6.4 MADHËSITË MOLARE

Ne pamë se madhësia sasia e substancës është në lidhje të drejtpërdrejtë me numrin e njësive të substancave. Por ajo nuk është drejtpërdrejt e matshme, sepse nuk ekziston mënyrë që t'i numërojmë thërrmijat nga të cilat janë të ndërtuara substancat! Megjithatë, madhësia e sasisë së substancës zë vend qendrorë në kimi, sepse mund të lidhet me numër të madh të madhësive tjera të cilat janë të rëndësishme për kiminë, a mund të maten.

Vlera e një numri të madh varet nga sasia e substancës, d.m.th. nga numri i njësive nga të cilat është e përbërë substanca. Këto madhësi quhen **madhësi ekstensive**. Madhësi të tilla janë, për shembull, masa dhe vëllimi. Kështu, për shembull, sa më i madh të jetë numri i njësive, aq do të jetë më i madh edhe masa e substancës, sepse vetë njësitë kanë masë.

Madhësitë, të cilat nuk varen nga sasia e substancës quhen **madhësi intensive**. Të tilla janë për shembull, temperatura, dendësia, pika e shkrirjes, e vlimit etj. Madhësitë e këtilla më i përmendëm si madhësi karakteristike që janë në lidhje me vetitë fizike karakteristike të substancave. Temperatura e shkrirjes ose e vlimit të ndonjë substance çdo herë ka vlerë të njëjtë pavarësisht nga sasia e saj. Në 100 °C do të vlon cila do qoftë sasi e ujit.

Megjithatë, në shkencë për ne çdo herë është me rëndësi t'i krahasojmë sistemet që i studiojmë. Prandaj, e rëndësishme është që madhësitë ekstensive të mund t'i shprehim me madhësitë përkatëse intensive dhe t'i lidhim ndërmjet veti. Dukshëm, lidhje e këtillë mund të vendoset përmes sasisë së substancës. Kështu, madhësinë ekstensive mund ta shndërrojmë në intensive nëse madhësinë e ndajmë me sasi të substancës. Mandej fitohen të ashtuquajtur. **madhësi molare**.

Më u njoftuam me një madhësi molare. Natyrisht, konstanta e Avogadros është madhësi molare sepse e shpreh numrin e njësive molare. Madhësitë tjera të rëndësishme molare për kiminë janë **masa molare** dhe **vëllimi molar**.

Masa molare paraqet masën e sasisë së substancës nga një mol.

$$M(B) = \frac{m(B)}{n(B)}$$

Prandaj,

$$m(B) = n(B) \cdot M(B)$$

Prandaj, rrjedh që:

$n(B)$ – sasi e substancës

$m(B)$ – masa e substancës

$M(B)$ – masa molare e substancës

Masa molare është konstantë për njësitë e definuar të llojit të caktuar. Njësia në SI të masës molare është kg/mol, por shumë me shpesh përdoret njësia g/mol. Kur masa molare e një substance shprehet në njësi g/mol, *vlera e saj numerike* është e barabartë me masën relative atomike, gjegjësisht me masën (në varësi se për çfarë substance bëhet fjalë) relative molekulare (formulare). Pra, masa molare mund të përfaqësohet si vijon:

$$M(B) = A_r(B) \cdot \text{g/mol}$$

$$M(B) = M_r(B) \cdot \text{g/mol}$$

Gjithmonë duhet pasur parasysh se masat relative atomike dhe masat relative molekulare si dhe masat molare përkatëse nuk janë madhësi të njëjta, por të njëjta janë vetëm vlerat e tyre numerike, nëse masa molare shprehet në g/mol. t'i shqyrtojmë disa shembuj:

Shembulli 6.6. Sa është masa molare e: a) P dhe b) P_4 , e shprehur në g/mol dhe në kg/mol?

Zgjidhja:

a) Masa molare e P, e shprehur në g/mol, ka të njëjtën vlerë numerike me masën atomike relative të P. Nga tabela periodike e elementeve, lexojmë masën atomike relative të fosforit: $A_r(P) = 30,97$. Sipas asaj:

$$M(P) = 30,97 \text{ g/mol}$$

Nëse masa molare shprehet në kg/mol, vlera e saj numerike nuk do të korrespondojë me masën relative atomike.

$$M(P) = 0,03097 \text{ kg/mol}$$

b) Masa molare e P_4 , e shprehur në g/mol, ka të njëjtën vlerë numerike me masën molekulare relative të P_4 . Kështu që:

$$M_r(P_4) = 4 \cdot A_r(P) = 4 \cdot 30,97 = 123,88$$

$$M(P_4) = 123,88 \text{ g/mol} \approx 0,124 \text{ kg/mol}$$

Shembulli 6.7. Sa është masa molare e sulfurit të kaliumit, e shprehur në g/mol?

Zgjidhja: Masa molare e sulfurit të kaliumit (K_2S), e shprehur në g/mol, ka të njëjtën vlerë numerike si masa e formulës relative të këtij përbërësi. Sipas asaj:

$$M_r(K_2S) = 2 \cdot A_r(K) + A_r(S) = 2 \cdot 39,10 + 32,06 = 110,26$$

$$M(K_2S) = 110,26 \text{ g/mol}$$

Madhësi tjetër e rëndësishme molare është vëllimi molar, e definuar si:

Vëllimi molar paraqet vëllimin e një mol substance.

$$V_m(B) = \frac{V(B)}{n(B)}$$

Prandaj:

$$V(B) = n(B) \cdot V_m(B)$$

ku:

$V(B)$ – vëllimi i substancës

$V_m(B)$ – vëllimi molar i substancës

$n(B)$ – sasia e substancës

Nëse bëhet fjalë për një e mol të substancës së gaztë (dhe atë për të ashtuquajturin gaz ideal) dhe nëse ajo ndodhet në të ashtuquajturën **kushte standarde** (temperatura nga 0 °C dhe shtypja atmosferike, 1 atm, përfshin përafërsisht 101325 Pa), atëherë vlera për vëllimin molar është e njohur dhe ajo është: $V_m = 22.4 \text{ dm}^3 / \text{mol}$. Kjo vlerë për vëllimin molar i dedikohet **vetëm** për substancat e gazta që ndodhen në kushte standarde!

Në fakt, kjo rrjedh nga një ligj i cili e ka formuluar Avogadro, kurse kjo vijon:

Vëllime të barabarta të gazrave të ndryshëm në kushte të njëjta (temperaturë dhe presion) përmbajnë të njëjtin numër të njësive.

ose

Sasi të barabartë nga gazrat e ndryshëm gjatë kushteve të njëjta (temperatura dhe presion) zënë vëllime të barabartë.

6.5 LLOGRITJA NË BAZË TË SASISË SË SUBSTANCËS DHE MADHËSISË MOLARE

I paraqitëm barazimet e madhësive për lidhjen ndërmjet sasisë së substancës dhe madhësitë molare. Për t'i kuptuar më mirë, por edhe për t'i perceptuar përdorimin e tyre praktik, do t'i shqyrtojmë disa shembuj:

Shembulli 6.8. 50 g çokollatë zakonisht përmban 25 g sheqer (saharozë, $C_{12}H_{22}O_{11}$). Sa milimole saharozë përmbajnë 50 g çokollatë?

Zgjidhja:

Është e dhënë:

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 25 \text{ g}$$

Kërkohet:

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = ?$$

Për të llogaritur sasinë e substancës, duke e ditur masën, duhet ta llogarisim masën molare. Prandaj, së pari do ta llogarisim masën relative molekulare të saharozës (sheqerit), kurse mandej, duke e shprehur në g/mol do ta fitojmë masën molare.

$$M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot A_r(C) + 22 \cdot A_r(H) + 11 \cdot A_r(O)$$

$$M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot 12,01 + 22 \cdot 1,01 + 11 \cdot 16,00 = 342,34$$

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342,34 \text{ g/mol}$$

Sasinë të saharozës do ta llogarisim duke e përdorur shprehjen:

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})}$$

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{25 \text{ g}}{342,34 \text{ g/mol}}$$

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = 0,073 \text{ mol}$$

Në detyrë kërkohet rezultati të shprehet në milimole. Konvertimin do ta bëjmë duke e ditur se $1 \text{ mol} = 10^3 \text{ mmol}$. Kështu që:

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = 0,073 \text{ mol} = 0,073 \cdot 10^3 \text{ mmol} = 73 \text{ mmol}$$

Përgjigje: 50 g çokollatë përmban 73 mmol saharozë.

Shembulli 6.9. Sa masë uji, e shprehur në gram, paraqesin 0,5 mol e kësaj substance?

Zgjedhje:

Është e dhënë:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ mol}$$

Kërkohet:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Për të llogaritur masën e një substance dhe sasinë e një substance, së pari duhet të gjejmë edhe masën molare. Kjo do të thotë që ne llogarisim masën molekulare relative, kurse më pas përcaktojmë masën molare, në mënyrë që masën molekulare relative ta shprehim në g/mol.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O})$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,01 + 16,00 = 18,02$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$$

Masën e ujit do ta llogarisim sipas barazimit të madhësisë:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ mol} \cdot 18,02 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 9,01 \text{ g}$$

Përgjigje: Masa e 0,5 mol të ujit paraqet 9,01 g.

Shembulli 6.10. Freoni, ($\text{C}_2\text{Cl}_2\text{F}_2$), përdoret si ftohës në pajisjet ftohëse. Kjo substancë është gjithashtu një nga substancat që shkatërron shtresën e ozonit të atmosferës. Sa freon përmban një vëllim prej $1,53 \text{ m}^3$ i matur në kushte standarde?

Zgjedhje:

Është e dhënë:

$$V(\text{C}_2\text{Cl}_2\text{F}_2) = 1,53 \text{ m}^3$$

Kërkohet:

$$n(\text{C}_2\text{Cl}_2\text{F}_2) = ?$$

Në detyrën kërkohet sasia e freonit, ndërsa është e njohur vëllimi i matur gjatë kushteve standarde. Për shkak se bëhet fjalë për substancë të gaztë në kushte standarde, vëllimi molar e dimë, kështu që mund ta përdorim barazimin:

$$n(\text{B}) = \frac{V(\text{B})}{V_m}$$

Prandaj, vlera e vëllimit molar është $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$, kurse vëllimi i freonit është dhënë në m^3 , kështu që duhet të shprehet në dm^3 .

$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{C}_2\text{Cl}_2\text{F}_2) = 1,53 \text{ m}^3 = 1,53 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 = 1530 \text{ dm}^3$$

$$n(\text{C}_2\text{Cl}_2\text{F}_2) = \frac{V(\text{C}_2\text{Cl}_2\text{F}_2)}{V_m} = \frac{1530 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 68,3 \text{ mol}$$

Përgjigje: Në $1,53 \text{ m}^3$ freon të matur në kushte standarde, përmbahen $68,3 \text{ mol}$ freon.

Shembulli 6.11. Çfarë vëllimi të amoniakut, i matur në kushte standarde, do të zërë $9,7 \text{ mol}$ të këtij gazi?

Zgjedhje:

Është e dhënë:

$$n(\text{NH}_3) = 9,7 \text{ mol}$$

Kërkohet:

$$V(\text{NH}_3)_{\text{s.u.}} = ?$$

Vëllimin e amoniakut do ta llogarisim sipas ekuacionit:

$$V(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_m$$

Vëllimi molar i amoniakut (si dhe i çdo gazi tjetër) në kushte standarde është $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

$$V(\text{NH}_3) = 9,7 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 217,28 \text{ dm}^3$$

Përgjigje: Vëllimi i $9,7 \text{ mol}$ amonjak, i matur në kushte standarde është $217,28 \text{ dm}^3$.

6.6 LLOGARITJET ME LIDHJE NDËRMJET NUMRIT TË NJËSIVE, MASËS DHE VËLLIMIT PËRMES SASISË SË SUBSTANCËS

Pamë se sasinë të substancës mund ta paraqesim me barazimet e madhësisë në vijim i:

$$n(\text{B}) = \frac{N(\text{B})}{N_A} \quad n(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} \quad n(\text{B}) = \frac{V(\text{B})}{V_m}$$

Këto barazime janë barazime themelore në llogaritjet kimike. Siç mund ta vëreni, ndërmjet këtyre tre barazimeve ekziston ngjashmëri të madhe. Në të gjitha tre rastet, sasia e substancës është e paraqitur raport ndërmjet një madhësi ekstensive dhe madhësia e saj molare. Por nëse anët e majta të këtyre tre barazimeve janë të barabarta, atëherë duhet të jenë të barabartë edhe anët e tyre të djathta. Prandaj, këto tre barazime mund t'i paraqesim edhe në këtë mënyrë:

$$\frac{N(\text{B})}{N_A} = \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})} = \frac{V(\text{B})}{V_m}$$

Domethënë, madhësitë matëse eksperimentale të masës dhe vëllimit mund t'i lidhim ndërmjet veti përmes sasisë së substancës (a me këtë edhe me numri e njësive), domethënë përmes madhësive molare përkatëse. Këtë do ta shqyrtojmë përmes disa shembujve, a në disa nga ato do ta përfshijmë gjithashtu dendësinë. Të përkujtohem:

$$\rho(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{V(\text{B})} \quad \text{përkatësisht} \quad \rho(\text{B}) = \frac{M(\text{B})}{V_m}$$

Shembulli 6.12. Një çip i bërë nga siliciumi që përdoret në qarqet integrale të kompjuterëve përçues ka masë prej 5.68 mg. Sa atome siliciumi janë të pranishme në çip?

Zgjidhja:

Është e dhënë:

$m(\text{Si}) = 5,68 \text{ mg}$

Kërkohet:

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

Në këtë detyrë kërkohet numri i atomeve të siliciumit që përmbahen në masën prej 5.68 mg. Domethënë, numrin e njësive duhet ta lidhim me masën e substancës. Këtë mund ta bëjmë në dy mënyra:

I. Detyra mund të zgjidhet në dy hapa. Në hapin e parë, në bazë të masës së njohur, mund ta llogarisim sasinë e siliciumit. Që ta llogarisim sasinë e siliciumit duhet ta përdorim masën molare të siliciumit, të cilën e shprehim në g/mol, por masa në SI është e dhënë në miligramë, prandaj së pari këtë masë do ta shndërrojmë në gram.

$$m(\text{Si}) = 5.68 \text{ mg} = 5,68 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 0,00568 \text{ g}$$

$$n(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} = \frac{5,68 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{28,08 \text{ g/mol}} = 0,2023 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2,023 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Pastaj, në hapin e dytë, sipas sasisë së njohur të substancës dhe konstantën e Avogadros, do ta llogarisim numrin e atomeve të siliciumit.

$$N(\text{Si}) = n(\text{Si}) \cdot N_A = 2.023 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 12.2 \cdot 10^{19} = 1,22 \cdot 10^{20}$$

II. Mënyra e dytë është më e thjeshtë, sepse detyra zgjidhet në një hap, ashtu që direkt lidhen me numrin e njësive dhe masës sipas barazimit që vijon:

$$\frac{N(\text{Si})}{N_A} = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} \Rightarrow N(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} \cdot N_A$$

$$N(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} \cdot N_A = \frac{5,68 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{28,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,22 \cdot 10^{20}$$

Përgjigje: Në masë prej 5.68 mg siliciumi përmbajnë $1,22 \cdot 10^{20}$ atome silicium.

Vërejtje: Gjatë zgjidhjes së detyrave, nxënësit mundën ta përdorin edhe njërën edhe tjetrën mënyrë të zgjedhjes. Këtu, në detyrat e mëtejshme, do të jetë e përdorur vetëm mënyra e dytë

Shembull 6.13. Sa grame është masa e atomit të kalciumit?

Zgjidhja:

E dhënë është:

$$N(\text{Ca}) = 1$$

Kërkohet:

$$m(\text{Ca}) = ?$$

Në këtë detyrë kërkohet masa e atomit të kalciumit. Kjo dom të thotë se numri i atomeve është 1 (një atom i kalciumit). Pra, do ta përdorim relacionin që i lidh masat dhe numrin e njësive:

$$\frac{m(\text{Ca})}{M(\text{Ca})} = \frac{N(\text{Ca})}{N_A}$$

$$m(\text{Ca}) = \frac{N(\text{Ca})}{N_A} \cdot M(\text{Ca}) = \frac{1 \cdot 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Kjo detyrë është shembull i mirë edhe një herë të rikujtohem se masat relative atomike dhe molekulare nuk janë masat e vërteta të atomeve, molekulave dhe njësitë formulare. Masa relative atomike të kalciumit do ta fitojmë nëse masa e një atomi kalcium e ndajmë me njësi të unifikuar për masë. Nga ana tjetër, këtë detyrë thjeshtë më thjeshtë do ta zgjedhim nëse masa relative atomike e shumëzojmë me vlerën e njësisë së unifikuar të masë

$$m(\text{Ca}) = 40 \text{ u} = 40 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 66,4 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Fituam rezultatin e njëjtë, por detyrën e zgjedhim edhe me mënyrë më të “gjatë”, me qëllim që edhe një herë ta paraqesim lidhjen e të gjitha këtyre madhësive.

Përgjigje Masa e një atomi të kalciumit është $6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

Shembulli 6.14. Sa molekula acetoni ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) përmbahen në një vëllim prej 24.48 mL? Dendësia e acetinit është 0,7908 g/mL.

Zgjidhja:

E dhënë është:

$$V(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 24,48 \text{ mL}$$

$$\rho(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 0,7908 \text{ g/mL}$$

Kërkohet:

$$N(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = ?$$

Numrin e njësive mund ta gjejmë vetëm nëse e lidhim me sasinë të substancës ose me madhësi të tjera të cilat, po ashtu, janë të lidhura me sasinë të substancës. Në detyrën janë të dhënë të dhëna për dendësinë dhe vëllimin e acetinit, që do të thotë se këto të dhëna mund ta gjejmë masën e acetinit. Duke e ditur masën, lehtë do ta gjejmë sasinë e substancës.

$$m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = \rho(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) \cdot V(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 0,7908 \text{ g/mL} \cdot 24,48 \text{ mL} = 19,36 \text{ g}$$

Numri i molekulave të acetinit do ta llogarisim sipas barazimit të mëposhtëm:

$$N(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})}{M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})} \cdot N_A$$

$$\text{Masa molare e acetinit: } M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = (3 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,01 + 16) \text{ g/mol} = 58,09 \text{ g/mol}$$

$$N(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})}{M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})} \cdot N_A = \frac{19,36 \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{58,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2 \cdot 10^{23}$$

Përgjigje: Numri i molekulave të acetinit, në 24.48 ml, arrin në $2 \cdot 10^{23}$

Shembulli 6.15. Sulfhidriku është helm shumë i fortë i gjakut. Sa është masa në 1 m³ sulfhidrik, të matur gjatë kushteve standarde?

Zgjidhje:

Është e dhënë:

$$V(\text{H}_2\text{S})_{\text{s.u.}} = 1 \text{ m}^3$$

Kërkohet

$$m(\text{H}_2\text{S}) = ?$$

Vëllimin dhe masa mund t'i lidhim përmes masës molare dhe vëllimit molar (pasi është gaz në kushte standarde), sipas barazimit të mëposhtëm:

$$\frac{m(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2\text{S})} = \frac{V(\text{H}_2\text{S})}{V_m} \Rightarrow m(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S})}{V_m}$$

Para se të fillojmë me llogaritjen duhet ta bëjmë shndërrimin e vëllimit prej m³ në dm³, sepse vlera për vëllim molar të gazrave, në kushte standarde, zakonisht shprehet si: $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

$$(1\text{m})^3 = (10\text{dm})^3 \Rightarrow 1\text{m}^3 = 10^3\text{dm}^3$$

Masa molare e H₂S është 34,08 g/mol.

$$m(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S})}{V_m} = \frac{1 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 \cdot 34,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,52 \cdot 10^3 \text{ g} = 1,52 \text{ kg}$$

Përgjigje: Masa në 1m³ H₂S paraqet 1,52 · 10³ g = 1,52 kg

Shembulli 6.16. Masa maksimale e lejuar e amoniakut në 100 g ajër është 2.8 mg. Çfarë vëllimi të amoniakut, i matur në kushte standarde, e përfaqëson këtë masë?

Zgjedhje:

Është e dhënë:

$$m(\text{NH}_3) = 2,8 \text{ mg}$$

Kërkohet

$$V(\text{NH}_3)_{\text{s.u.}} = ?$$

Vëllimi i amoniakut, të matur gjatë kushteve standarde, duke e ditur edhe masën e saj, do ta llogarisim sipas barazimit siç vijon:

$$\frac{V(\text{NH}_3)}{V_m} = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)}$$

Masa molare e NH₃ është 17,03 g/mol. Masa e amonjakut, të shprehur në grame është 2,8 · 10⁻³ g.

$$V(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3) \cdot V_m}{M(\text{NH}_3)} = \frac{2,8 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}{17,03 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3,68 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 3,68 \text{ cm}^3$$

Përgjigje: Vëllimi në 2,8 mg amoniak është 3,68 cm³.

Shembull 6.17. Sa është numri i molekulave të CO₂ që përmbahen në 44,8 mL të këtij gazi, të matur në kushte standarde?

Zgjedhje:

Është e dhënë:

$$V(\text{CO}_2)_{\text{s.u.}} = 44,8 \text{ mL}$$

Kërkohet:

$$N(\text{CO}_2) = ?$$

Numri i molekulave dhe vëllimi i dioksidit të karbonit mund t'i lidhim përmes konstantës së Avogadros dhe vëllimit molar për CO₂ në kushte standarde, sipas barazimit të mëposhtëm:

$$N(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} \cdot N_A$$

Para se të fillojmë llogaritjen, duhet të shndërrojmë vëllimin nga mL në dm³, sepse vlera për vëllimin molar të gazeve, në kushte standarde, zakonisht shprehet si: $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

$$(1 \text{ cm})^3 = (10^{-1} \text{ dm})^3 \Rightarrow 1 \text{ cm}^3 = 10^{-3} \text{ dm}^3$$

$$V(\text{CO}_2)_{\text{s.u.}} = 44,8 \text{ mL} = 44,8 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$$

$$N(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} \cdot N_A = \frac{44,8 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 12,044 \cdot 10^{20} = 1,2044 \cdot 10^{21}$$

Përgjigje: Në 44,8 mL CO₂ përmbahen $1,2044 \cdot 10^{21}$ molekula të këtij gazi.

Shembull 6.18. Gjatë frymëmarrjes së thellë, mesatarisht marrim $6,022 \cdot 10^{21}$ molekula oksigjen. Sa vëllim, të matur gjatë kushteve standarde, do të zënë këto molekula të oksigjenit?

Zgjidhje:

Është e dhënë:

$$N(\text{O}_2) = 6,022 \cdot 10^{21}$$

Kërkohet:

$$V(\text{O}_2)_{\text{s.u.}} = ?$$

Vëllimi i oksigjenit, të matur në kushte standarde dhe numri i molekulave mund t'i lidhim përmes barazimit që vijon:

$$V(\text{O}_2) = \frac{N(\text{O}_2) \cdot V_m}{N}$$

Me zëvendësimin e vlerave për N , N_A dhe V_m , fitojmë:

$$V(\text{O}_2) = \frac{N(\text{O}_2) \cdot V_m}{N_A} = \frac{6,022 \cdot 10^{21} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 22,4 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3 = 224 \text{ cm}^3$$

Përgjigje: $6,022 \cdot 10^{21}$ molekula të oksigjenit zënë vëllim prej 224 cm^3 (224 mL).

PYETJE DHE DETYRA

1. Sa numër të molekulave të bromit përmbahen në 1.56 mol nga kjo substancë?
2. Në një enë gjenden $1,4 \cdot 10^{20}$ molekulat hidrogjeni. Sa është sasia e hidrogjenit, të shprehur në milimole, paraqet ky numër molekulash?
3. Sa sasi, të shprehur në mole, paraqet një kilogram nga substanca $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?
4. Nevoja minimale ditore e një substance(aminoacidi leucin) të këtillë të rëndësishme biologjike, $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{NO}_2$, është $1,1 \text{ g}$. Sa sasi është e nevojshme të këtij acidi të shprehur në milimole?
5. Sa sasi, e shprehur në mole, përfaqëson $89,2 \text{ L SO}_2$, e matur në kushte standarde?
6. Dendësia e acidit sulfurik të koncentruar është 1.8 g/mL . Sa molekulat të acidit sulfurik përmbahen në 55 mL acid sulfurik të koncentruar?
7. Sa është masa e $7.3 \cdot 10^{19}$ njësive formulare të klorur natriumit?
8. Supozohet se në trupin e njeriut me masë prej 65 kg ka 45 kg ujë. Sa është numri i molekulave të ujit që përmban trupi i njeriut prej 65 kg ?
9. Vëllimi i azotit, të matur në kushte standarde, në një shishe është 5.3 L . Sa është numri i molekulave të azotit përmbahen në këtë vëllim?
10. Masa e metanit (CH_4) në një enë është $3,9 \text{ kg}$. Çfarë vëllimi të metanit, të matur në kushtet standarde, do ta përfshijë kjo masë e metanit?
11. Monoksidi i karbonit është helm gjaku, kurse doza vdekjeprurëse të monoksidit të karbonit është $2,38 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ për litër gjak. a) Sa molekula monoksid karboni përmbahet në këtë masë? b) Çfarë vëllimi të monoksidit të karbonit, të matur në kushte standarde, e përfshijnë këtë masë?

REZYME

- ♦ *Njësia e unifikuar për masë paraqet $1/12$ nga masa e izotopit të karbonit ^{12}C dhe shënohet me shkronjë latine u.*
- ♦ *Masa relative atomike është raporti ndërmjet masës mesatare të atomit të elementin dhe njësia e unifikuar e masës.*
- ♦ *Masa molekulare (formularë) relative paraqet raportin ndërmjet masës së molekulës (d.m.th. njësia formularë) dhe njësia e unifikuar për masë.*
- ♦ *Sasia e substancës është fizike që është e lidhur me numrin e njësive ndërtuese të substancës.*
- ♦ *Mali është sasi e substancës që përmban numër të njëjtë të njësive sa ka në $0,012\text{ kg}$ nga izotopi i karbonit ^{12}C .*
- ♦ *Madhësia ekstensive është madhësi që varet nga numri i njësive, gjegjësisht nga sasia e substancës.*
- ♦ *Madhësia intensive është madhësi që nuk varet nga numri i njësive, gjegjësisht nga sasia e substancës.*
- ♦ *Madhësia molare është madhësi intensive e cila është raport ndërmjet një madhësie ekstensive dhe sasisë së substancës.*
- ♦ *Masa molare paraqet masën e sasisë së substancës prej një moli.*
- ♦ *Vëllimi molar paraqet vëllimin e një moli substance.*
- ♦ *Ligji i Avogadro: Sasi të barabartë të gazrave të ndryshme në kushte (temperatura dhe presion) të njëjta, zënë vëllime të barabartë*

Njësia modulare 7

KIMIA DHE MJEDISI JETËSOR

7.1 VETITË E UJIT RËNDËSIA E SAJ DHE PËRDORIMI

Uji është substancë e njohur për ne. Është përbërësi më i rëndësishëm për jetën e njeriut. Ujin e pimë, e përdorim për larje, në të notojmë, me të lajmë dhe pastrojmë etj. Përveç kësaj që është komponim më i rëndësishëm, ajo është edhe komponim më i përfshirë në Tokë, por edhe në trupin e njeriut, ku është e përfaqësuar me 60-70 %.

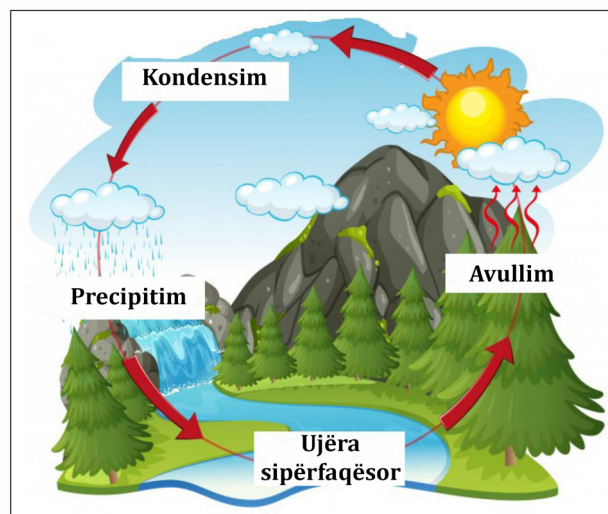


Fig 7.1. Cikli rrethorë i ujit.

Më e dini se uji në natyrë ekziston në gjendje të lëngët, të ngurtë dhe në gjendje agregate të gaztë. Në Tokë ndodhet në oqeane, detra, liqene, lumenj dhe ujërat nëntokësore, ngricat etj. Domethënë, rreth 2/3 nga sipërfaqja e planetit tonë është e mbuluar me ujë, ndërsa sasi të mëdha të ujit ka në atmosferë në formë të avullit të ujit, mjegullës dhe re. Nxehtësia nga Dielli shkakton avullim të ujit nga oqeanet, detet, liqenet dhe lumenjtë, ku formohen avujt e ujit që në pjesët e larta në atmosferë kondensojnë në pika të imta.

Kur pikat bëhen mjaft të mëdha, uji bie në tokë si shi, breshër, borë, shi, mjegull ose vesë. Një pjesë e ujit shkon nën sipërfaqen e tokës duke formuar ujëra nëntokësore që në disa vende burojnë nga toka e të tjerat derdhen në ujërat sipërfaqësore. Ky cikël rrethor zhvillohet vazhdimisht dhe me të sigurohet sasia e nevojshme e ujit në Tokë (Fig. 7.1.).

Për të kuptuar pse uji është kaq i rëndësishëm, duhet t'i dimë vetitë e saja. Siç do të shohim, ajo është komponim me veti më të jashtëzakonshme dhe unike nga të gjithë komponimet që i ka njohur njeriu.

Sipas përbërjes së tij kimik, uji është komponim i thjeshtë i ndërtuar nga elementet hidrogjen dhe oksigjen, formula kimike e së cilës H_2O . Siç ishte thënë më parë, përbërja e ujit mund të vërtetohet me elektrolizë të ujit, ku fitohen dy substanca të gazta: oksigjen dhe hidrogjen. Hidrogjeni lirohet me vëllim të dyfishtë nga ai i oksigjenit. Nga një tjetër anë, uji mund të fitohet me sintezë direkte nga hidrogjeni dhe oksigjeni, sipas barazimit që vijon:

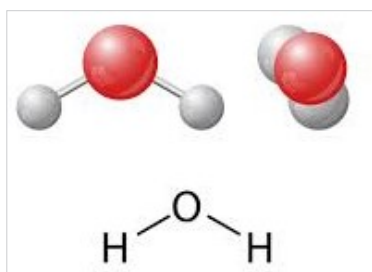
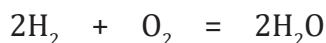


Fig. 7.2. Modelet për molekulën e ujit dhe formula strukturale.

Uji i pastër është i kthjellët, pa ngjyrë, lehtë e lëvizshme, pa erë dhe pa shije, me dendësi prej 1 kg/dm^3 d.m.th. 1 g/cm^3 . Më parë thamë se nën shtypje (rreth 10^5 Pa) atmosferike, uji ngrin në 0°C dhe vlon në 100°C . Në fakt, kjo pikë vlimit është jashtëzakonisht e lartë për një përbërje me një masë molekulare relative kaq të vogël ($M_r = 18$). Pika e vlimit varret nga masa molekulare dhe nga ndërveprimet ndërmjet grimcave, të cilat, sa anë më të fortë.

Aq është më e lartë temperatura e vlimit. Kjo domethënë se qëllimi kryesorë për temperaturë të lartë të vlimit janë ndërveprimet e forta ndërmjet molekulave të tyre. Përkatesisht, ndërmjet molekulave polare të ujit, ndikon një lloj i veçantë i ndërveprimit të njohur si *lidhje hidrogjenike*, për e cila me tutje do të mësoni.

Përveç temperaturës së lartë të vlimit, uji ka dhe kapacitet termik shumë të lartë. Pa ndërhyrë në shumë detaje në lidhje me këtë madhësi, do të përmendim vetëm se ajo tregon se sa ndryshon temperatura e sistemit gjatë këmbimit të nxehtësisë së mjedisit. Kapaciteti i lartë i nxehtësisë së ujit tregon se mund të shkëmbejë një sasi të madhe nxehtësie me mjedisin pa ndryshuar në mënyrë drastike temperaturën e tij. Duke e pasur parasysh se trupi i njeriut përbëhet nga 60-70 % ujë, pikërisht kapaciteti termik është arsyeja për temperaturën trupore konstante edhe kur jemi të ekspozuar në temperatura më të larta nga ajo trupore, por edhe kur ne jemi të ekspozuar në temperatura më të ulta nga ajo. Përveç kësaj, kapaciteti termik i lartë i ujit është shkaku për ndryshimet e vogla të temperaturës ndërmjet asaj ditore dhe të natës në vendet në afërsi të pellgjeve të mëdha ujore.

Sigurisht vetia më e zakonshme e ujit është e a.sh.q **anomali e ujit**. Në temperaturë prej $+4^\circ\text{C}$, uji ka dendësi më të madhe (1 g/mL). Në temperaturë më të ulët, vëllimi i ujit zmadhohet, ndërsa dendësia zvogëlohet. Kështu, akulli ka vëllim më të madh nga masa e njëjtë e ujit të lëngshëm, që do të thotë dendësi më të vogël. Molekulat në uji në akull janë në distancë më të madhe sesa në ujin e lëngshëm.



Fig 7.3. Për shkak të dendësisë më të vogël të akullit nga uji i nxehtë, cope të mëdha të akullit lundrojnë në sipërfaqen e deteve dhe oqeanëve.

Të gjitha substancat e tjera sillen në mënyrë të kundërt (në gjendje të ngurtë agregate, substancat kane dendësi më të madhe se sa kur janë në gjendje të lëngshme). Prandaj kjo veti quhet anomali e ujit. Si “më i lehtë” (më pak i dendur), akulli noton në sipërfaqen e ujit dhe nuk lejon uji nën të të ngrijë. Kjo veti e ujit është shumë e rëndësishme për ruajtjen e jetës në ujërat natyrore në temperatura të ulëta. Nga ana tjetër, kjo veti e ujit është shkak për erozionin (erozionin) e shkëmbinjve dhe plasaritjen e tubacioneve për furnizim, a në të kaluarën edhe për fatkeqësitë gjatë përplasjeve të anijeve në ajsberg që notojnë në sipërfaqen e detit, siç është, për shembull, anija e fundosur “Titanik”.



Fig. 7.4. Paraqitja fotografike për atë se si anija “Titanik” përplasët në akull.

Vetia e ujit për të tretur substanca të ndryshme në të tri gjendjet agregat është mirë e njohur për njeriun. Uji është një nga tretësit më të mirë. Në të njëjtën kohë, është tretësi më i sigurt për të punuar. Për shkak se tret një numër të madh të substancave të ndryshme, ndonjëherë për ujin thuhet se është “tretës universal”. Megjithatë, nuk ekziston substancë që mund t’i tretë të gjitha llojet e substancave. Në fakt, vetëm substancat që janë të ngjashëm sipas strukturës së tyre kimike (lloji i lidhjeve kimike nga të cilat përbëhen) ato mund të treten në njëra-tjetrën. Kështu, për shkak se vetë molekula e ujit është polare, uji i tret substancat jonike dhe substancat e

ndërtuara nga molekula polare. Domethënë:

Uji është një nga tretësit më të mirë në të cilat treten substancat jonike dhe substancat që janë të përbëra nga molekula polare.

Si **tretës**, uji ka një rëndësi të madhe në laboratorin kimik, por është i rëndësishëm edhe për funksionimin e organizmave të gjallë dhe reaksionet në trupin e njeriut, kryesisht, kryhen në tretësirat ujore. Në mungesë të tretësirave ujore, pjesa më e madhe e kimisë së mjedisit nuk do të mund të zhvillohet.

Ekzistojnë gjithashtu një sërë substancash që nuk treten në ujë. Tretshmëria/ jotretshmëria e substancave të ndryshme në ujë mundën më mirë ta shqyrtohen nëse e realizoni eksperimentin e mëposhtëm.



Eksperiment

Tretshmëria e substancave të ndryshme në ujë

Pajisjet e nevojshme dhe substancat: gjashtë gota të vogla laboratorike, thupër qelqi, sheqer, kripë, rërë, vaj për ushqim, alkool (shpirtus), acetoni (mjet për mënjanimin e llakut nga thonjtë), syza mbrojtëse dhe dorëza.

Procedura: Mbushni gjashtë gota të vogla laboratorike me ujë. Në gotat e veçanta vendos nga një nga substancat e sipërme. Nga substancat në gjendje agregate të ngurtë vendosni 1 lugë të vogël, ndërsa ato në gjendje të lëngët nga 20ml. Me thupër qelqi të pastër përziejeni përbërjen në çdonjërin prej gotave. Vëzhgoni se cilat nga substancat treten në ujë dhe përbëni tabelën në të cilën do t'i vendosësh përfundimet.

Substancat çfarë treten në ujë nuk janë të tretshëm në mënyrë të barabartë në sasi të barabarta të ujit. Disa treten më shumë, ndërsa tjerat më pak. Në Tabelën 7.1. është e dhënë tretshmëria e substancave në 100 g ujë.

Tabela 7.1. Tretshmëria e substancave të ndryshme në 100 g ujë.

Substanca	Gramë substancë të tretur në 100 g ujë në 20 °C
Sheqer	200
Kripë	36
Sulfat bakri (II)	20
Hidroksid Kalciumi	0.2
Karbonat kalciumi	0,006

Përveç që varet nga natyra kimike e substancave, tretshmëria varet dhe nga temperatura, a për substanca të gazta varet dhe nga presioni. Për numrin më të madh të substancave të ngurta, tretshmëria në një masë të caktuar uji rritet me rritjen e temperaturës, por në një shkallë të ndryshme. Për shembull, një sasi shumë më të madhe sheqeri mund të tretet në të njëjtën masë uji nëse rritet temperatura, gjë që nuk ndodh me kripën, ku, me rritjen e temperaturës tretet vetëm sasi më të madhe. Përveç kësaj, ekzistojnë edhe substanca në të cilat, me rritjen e temperaturës, tretshmëria në ujë zvogëlohet. Te gazrat, tretshmëria rritet me zvogëlimin e temperaturës dhe me zmadhimin e shtypjes.

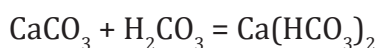
Disa substanca kanë aftësinë të thithin ujin ("lagështinë") nga mjedisi. Për ato themi se paraqesin **higroskopinë**, a vetë substancat quhen **substanca higroskopike**. Ekzistojnë edhe substanca që e thithin ujin nga substancat e tjera dhe substancat e këtilla quhen **mjete dehidratuese**. Përkujtoni se këto veti, më i përmendëm tek acidi sulfurik. Disa nga këto substanca gjejnë zbatim praktik në laborator kimike për dehidratim substancave të ndryshme.

Substancat e tjera reagojnë me ujin, duke ndryshuar ngjyrën e tyre. Të tillë janë shembujt e përfitimit të kristalohidrateve nga kripërat e benzenit. Për shembull, nëse pikohen disa pika ujë në anhidridin e CuSO_4 e cila ka ngjyrë të bardhë, ku përfitohet $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ me ngjyrë të kaltër. CoCl_2 pa ujë me ujin krijon komponim me ngjyrë roze, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, kurse NiCl_2 i pa ujë formon $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ me ngjyrë të gjelbër, etj. Reaksionet e tillë mund të shërbejnë për vërtetimin e ujit në lëngje të ndryshme.

7.2 GËLQERORI I UJIT DHE MËNJANIMI I GËLQERORIT

Uji i pijshëm ka një shije të veçantë që jepet nga substancat e tretura brenda saj. Në ujë natyral mund të treten një sasi më të vogël ose më të madhe të substancave të ndryshme. Në varësi të sasisë së substancave të tretura, uji mund të jetë gëlqeror (ose “i fortë”), “i butë” dhe i demineralizuar.

Ekzistojnë dy lloje të ujit gëlqeror: **i përkohshëm** (i përkohshëm ose shkallë karbonate) **dhe i përhershëm**. Gëlqerimi i përkohshëm është për shkak të prezencës së hidrogjen-karbonateve të kalciumit dhe/ose magnezit të tretur në të. Një nga arsyet për paraqitjen e këtij lloji të gëlqerimit të ujit është prezenca e gazit të dioksidit të karbonit në ajër. Përkatësisht, dioksidi i karbonit nga atmosfera mund të reagojë me ujin në atmosferë (shiu), ku formohet acidi karbonik, i cili, siç e pamë, është acid i dobët. Megjithatë, kur ky acid do vijë në kontakt me shkëmbinj të ndryshëm që përmbajnë karbonate (për shembull, gur gëlqeror, CaCO_3), disa prej tyre kalojnë në hidrogjenkarbonate të tretshëm. Për shembull:



Kjo formë e gëlqerimit është i përkohshëm sepse lehtë mund të mënjanohet me nxemje ose me vlimin e ujit. Madje, në fakt, precipitojnë karbonatet dobët të tretshëm. Për shembull:



Hidrogjenkarbonatet të tretur (edhe kripëra të tjera) të kalciumit dhe magnezit, ujin për pirje e bëjnë të shijshme, por, nga një tjetër anë, kur janë prezentë në ujin e çezmës, gjatë nxemjes së saj dhe vlimit formojnë shtresa të bardha (të ashtuquajtur bigor) nga karbonatet e patretshme që formohen në gypat, bojlerët, lavatriçe dhe makina për larje të enëve që i përdorim. Prandaj, uji gëlqeror mund të shkaktojë probleme në amvisëri, por më shumë në industri.



Fig. 7.5. Një tub në të cilën është precipituar një sasi të madhe të karbonateve.

Karbonatet reagojnë me acidet të cilat janë më të fortë se acidi karbonik, ku fitohen: kripë e metalit përkatës, dioksid karboni dhe ujë. Për shembull:



Prandaj, në amvisëri, për heqjen e precipitateve të gëlqerorit përdorim uthull (tretësirë e acidit acetik) ose disa mjete të tjerë që përmbajnë disa acide.



Fig. 7.6. Sapun i lëngshëm i tretur në: a) ujë gëlqeror ("i fortë") dhe b) ujë i "i butë".

Problem tjetër me ujin gëlqerorë në jetën e përditshme është ajo se sapuni (i ngurtë ose i lëngshëm) në ujin gëlqerorë më dobët shkumon, kurse prandaj është e nevojshme sasi më të madhe të sapunit që të formohet shkumë. Uji gëlqerorë me sapunin e tëra bëhet i turbullt (Fig. 7.6. a), kurse në të butë formohet shkumë dhe tretje të kthjellët. Në jetën e përditshme ekzistojnë detergjente për shkumbim të teshave që mundet në mënyrë të suksesshme t'i lajnë edhe në ujë të "butë" edhe në "të fortë", por sidoqoftë në etiketat e tyre çdo herë është e theksuar se sasia e nevojshme e detergjentit është më i madh gjatë larjes me ujin e "fortë".

Përveç formimit të ujit gëlqeror të përkohshëm, thamë se ekziston një lloj gëlqerimi i të ashtuquajtur gëlqerimit të përhershëm. Ky lloj gëlqerimi rrejdhet, para së gjithash, nga sulfatet e kalcium dhe magneziumit të tretshëm dhe nga disa kripëra tjera, kurse quhet si e përhershme sepse nuk mund të mënjanohet me nxemje, gjegjësisht me vlim të ujit. Prandaj, për mënjanimin e kësaj, por edhe gëlqerimit të përgjithshëm (shumë e asaj të përkohshme dhe të përhershme), përdoren metoda të tjera.

Një nga procedurat e mundshmet është distilimi i ujit, por kjo është procedurë e shtrenjtë dhe nuk është e përshtatshme për aplikim më të gjerë. Një tjetër procedurë që ka rëndësi të madhe në industri dhe në laboratorë për përfitimin e ujit të demineralizuar është ai në të cilin zbatohet **këmbimi i joneve, gjegjësisht rrëshirat me këmbim të joneve**. Në këtë procedurë, uji kalon nëpër një enë të mbushur me rrëshirë që përmban jone të natriumit. Jonet e kalciumi ose magnezit që e shkaktojnë gëlqerimin e ujit këmben me jonet e natriumit nga rrëshira. Në ujë do të ekzistojnë jonet e natriumit, por ato me anionet sulfat dhe karbonat nuk formojnë rrëshira të patretshme (Fig. 7.8). Përparësia tjetër nga përdorimi i rrëshirave jono këmbuese është ajo që ato mund të rigjenerohen. Rigjenerimi kryhet duke lëshuar kripën e natriumit përkatës nëpër rrëshirën.

7.3 NDOTJA E UJËRAVE NATYRORE DHE PASTRIMI I UJIT

Për zhvillimin e mënyrës së sotme të jetesës së njerëzve në planetin tonë, nevojiten sasi të mëdha të ujit. moderne në vendin tonë planet, nevojiten sasi të mëdha uji. Para së gjithash, konsumi i pastër, uji i freskët është i domosdoshëm për shëndetin e njeriut. Në shumë vende të Botës, mungesa e ujit të pijshëm shkakton një numër të madh sëmundjesh, siç janë kolera dhe tifoja. Përveç kësaj, për prodhimin e ushqimit, bujqësia ka nevojë për sasi të mëdha ujit që ende duhet të plotësojë karakteristikat e nevojshme. Për zbatimin e proceseve teknologjike në industri harxhohet sasi e madhe e ujit, e cila edhe pse nuk duhet të jetë mjaftë e pastër po të jetë e “zbutur”.

Për shkak të aftësisë së ujit për të tretur një numër të madh të substancave të ndryshme, ujërat natyrore mund të jenë më pak ose më shumë të ndotura. Nga ana tjetër, uji përfaqëson edhe mjedisin natyror për zhvillimin dhe jetën e mikroorganizmave të ndryshëm. Përveç ndotjes së ujit nga burimet natyrore, ajo edhe më shumë ndotet për shkak të aktivitetit të njeriut bashkëkohorë. Kështu, konsumatorët më të mëdhenj të ujit, industria dhe qytetet e mëdha, janë në të njëjtën kohë edhe ndotësit më të mëdhenj të tij.

Në ujërat e zeza nga amvisëritë ka mbeturina ushqimore dhe fekale, pra uji përveç mbeturinave përmban edhe sasi të madha të mikroorganizmave. Përveç kësaj, në ujin e vendbanimeve të urbanizuara hasen edhe sasi të mëdha të detergjenteve të tretura të cilat përmbajnë komponime që nuk zbërthehen, kurse kanë ndikim të dëmshëm mbi jetesën në ujëra.

Uji i përdorur në industri shpesh herë e pa pastruar lëshohet në ujërat natyrale. Nga përbërja e lëndëve të para dhe proceseve kimike në vendet industriale varet me cila substanca do të jetë e ndotur uji. Shkretoret e metaleve të rënda ujin e ndotin me substanca që më së shpeshti janë helme të forta. Mënjanimi i këtyre substancave nga uji është e shtrenjtë dhe më shpesh uji mbetet vazhdimisht i ndotur dhe në të gradualisht shkatërrohet bota e gjallë. Për shkak të prezencës së madhe të komponimeve të azotit dhe të fosforit, në ujërat e zeza nga fabrikat për plehrat artificiale vjen deri te rritja e bimëve dhe shumimi i algave.

E gjithë kjo është e lidhur me harxhimin e oksigjenit për shkak se është i rrezikuar bota e gjallë në ujin e ndotur.



Fig. 7.7. Ujërat e zeza nga amvisëria dhe industria shpesh lëshohen në ujërat natyrale pa u pastruar paraprakisht.

Industria kimike, industriale dhe të naftës në ujërat e zeza lëshojnë komponime organike. Shpërthimet, nga tankerët me naftë janë shkak për shkatërrimin e botës së gjallë në ujë dhe në bregdet. Pasojat nga kjo janë jetëgjatë dhe katastrofale.

Në fund të përmendim edhe se shumë shpesh njerëzit e papërgjegjshëm hedhin në ujë mbeturina të ndryshme që nuk janë biodegradueshme, siç janë materialet plastike.

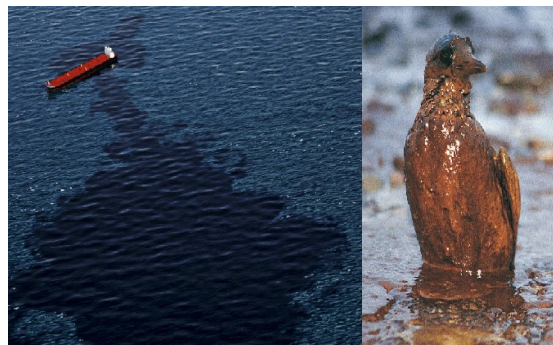


Fig. 7.8. Derdhja e naftës në dete dhe oqeanë shkakton katastrofa ekologjike.



Fig. 7.9. Njeriu i ndot ujërat dhe e ndryshon ujin eko-mjedis duke i hedhur në to mbeturinat e ndryshme.

Për arsye të rreziqeve pas shëndetin e njerëzve që me vete i përmban uji i ndotur, para se të përdoret, ajo mund të pastrohet. Edhe pse ujërat (përrenjtë dhe lumenjtë malorë) e shpejta janë më pak të ndotura nga ato me rrjedhje të ngadaltë, si edhe nga liqenet, sidoqoftë çdo ujë për pirje duhet t'i plotësojë standardet e përshkruara për sasi të lejuar maksimale të substancave të caktuara dhe prandaj duhet të pastrohet.

Para së gjithash, nga uji hiqen papastërtitë e mëdha që notojnë në sipërfaqen e ujit, ashtu që ajo lëshohet përmes ndarjeve në pishinat e mëdha. Pastaj bëhet filtrimi përmes rërës së trashë për t'i mënjeluar thërrmijat më të mëdha të patretshme. Në kohët e fundit, biologët kanë zhvilluar metoda për pastrimi biologjik të ujit, ashtu që në rërën për filtrim vendosen mikroorganizmat të mirëmbajtur që i mënjanojnë disa nga këto baktere. Në rezervuarët për sedimentim (precipitim) shtohet sulfat alumini, i cili shkakton koagulimin e thërrmijave nga argjili prezentë, ashtu që ato fundërojnë. Hapi tjetër është filtrimi përmes rërës së imët, ku mënjanohen edhe thërrmijat më të vogla prezentë në ujë.

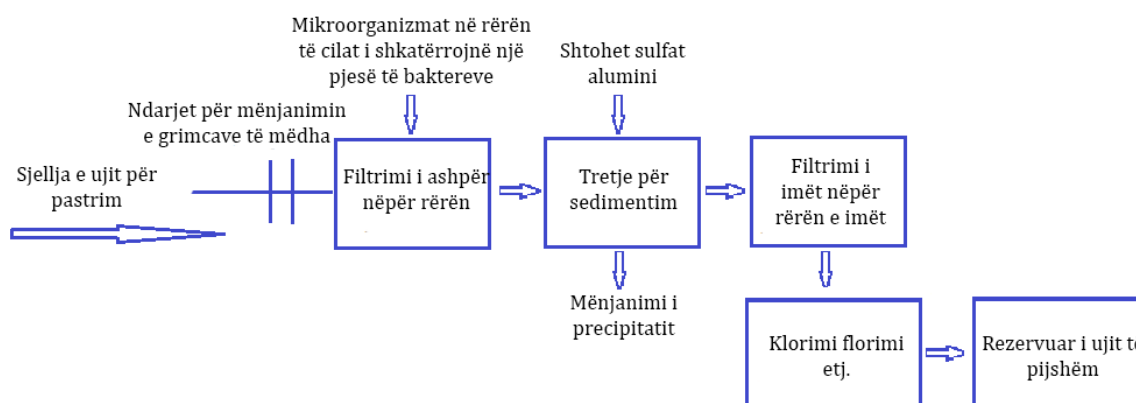


Fig. 7.10. Paraqitja skematike e vendeve për pastrimin e ujërave për pirje.

E nevojshme është që nga disa ujëra të mënjanohej shija dhe era e padëshiruar, për çfarë përdoret karboni dhe/ ose të zvogëlohet aciditeti me qull gëlqerorë. Në fund uji « **klorinohej** » duke shtuar sasi të vogla gazi klori, ku shkatërrohen të gjitha bakteret dhe mikroorganizmat tjera të dëmshme, gjegjësisht uji sterilizohet. Shtimi i gazit të klorit e bën ujin më acidik, prandaj shtohet edhe sasi të caktuar të hidroksid natriumit. Uji me përmbajtje të vogël të fluorureve pasurohet me ato.

Para se të lëshohet në lumenj, liqene dhe dete, uji i përdorur nga amvisëritë dhe industria duhet të pastrohen sërish. Procesi i pastrimit është i ngjashëm me të përshkruarën. Trajtim i veçantë është i nevojshëm në rastet kur ujërat e zeza nga industria janë të ndotura me kimikate të caktuara. Fatkeqësisht, siç thamë, pavarësisht nga rregullat e përshkruara për trajtimin e ujërave të zeza, një numër i madh i shteteve në botë nuk i respektojnë këto rregulla, ndësa e njëjta vlen edhe për objektet industriale.

Në fund, mund të konkludojmë se uji është burim i rinovueshëm, por duhet të merren masa mbrojtëse për të shmangur ndotjen e tepërt të ujit, që njerëzimi të furnizohet me ujë të pijshëm. Për shkak se burimet natyrore të ujit të pastër më shumë ndoten, parashikohet që uji i pijshëm në të ardhmen do të jetë substanca më e shtrenjtë. Prandaj, uji duhet me kujdes të harxhohet, kurse po ashtu të rinovohet.

PYETJE DHE DETYRA

1. Disa ujëra gëlqerorë përmbajnë një sasi më të madhe të hidrogjen karbonati i magneziumit. Çfarë ndodh kur gjatë nxemjes së ujit në të cilën është tretur kjo kripë? Shkruaj barazimin e reaksionit.
2. Ena që përmban 200 mL ujë është vendosur në ngrirës. Sa do të jetë vëllimi i akullit që është fituar me ngrirjen e ujit:: 200 mL, më shumë nga 200 mL ose më pak nga 200 mL?
3. Pse uji i pijshëm duhet të klorohet? Çfarë lloj procesi është: fizik ose kimik?

HULUMTONI!

- ♦ Zgjidhni dy shishe me ujë të ndryshme të gazuara minerale. Shqyrtoni etiketat dhe vendosni të dhënat në tabelë. Krahasoni dhe përgjigjuni se cili ujë është më e gëlqeruar. Hape shishen. Cili është gazi që është i tretur në ujë?
- ♦ Punë në grupe: Vërtetoni praninë e ujit në: a) lëngun e gazuar; b) në raki.

7.4 PËRBËRJA E AJRIT, NDOTJA E AJRIT DHE MBROJTJA NGA NDOTJA

Për një kohë të gjatë, kimistët e konsideronin ajrin si një substancë elementare. Por me zhvillimin e shkencës, shumica e shkencëtarëve në hulumtimet e tyre ka marrë rezultate sipas të cilave ajri është përzierje e substancave të ndryshme. Megjithatë, për zgjidhjen e problemit të përbërjes së ajrit, me një rëndësi të veçantë kanë qenë rezultatet e arritura nga kimisti francez Antoine Lavoisier. Ai e vërtetoi atë se ajri përbëhet kryesisht nga azoti dhe oksigjeni, bazuar në eksperiment që vijon:

Në një replikë lidhur me një enë të mbyllur me ajër (këmbanë), Lavoisier 12 ditë ka ngrohur sasi të caktuar të zhivës deri në vlim. Duke vepruar kështu, ai përfitoi pluhur të kuq, por vuri re se sasia e ajrit të enën është zvogëluar. Në gazin e mbetur në zilen ai vuri qiririn e ndezur. Qiriri është shuar. Lavoazjer këtë az e ka emëruar si “gaz frymëzënës”. Pastaj pluhurin e kuq e ka ngrohur. Përsëri ka përfituar zhivë dhe gaz ku qiriri është ndezur edhe më shumë.

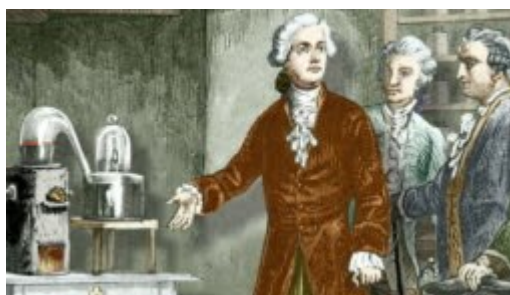


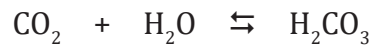
Fig. 7.11. Eksperimenti me të cilin Lavoazjer ka vërtetuar se ajri është përzierje e gazrave.

Sipas eksperimentit të kryer, Lavoisier arriti në përfundimin se ajri nuk është substancë elementare, por përzierje e substancave të gazta. Gazi në të cilin qiriri nuk ndizet është azoti, ndërsa gazi në të cilin digjet është oksigjeni. Ai ka vlerësuar se ajri është i përbërë nga përafërsisht 4/5 azotit dhe 1/5 oksigjen.

Sot dihet mirë se **ajri** është përzierje homogjene e gazrave. Ai përmban shumë substanca të ndryshme, disa prej të cilave janë vazhdimisht të pranishme në ajër me një pjesë pothuajse konstante. Kështu, substanca me sasi më të lartë në ajër është azoti me afërsisht 78%, e pas saj oksigjeni me afërsisht 21%. Përveç azotit dhe oksigjenit, ajri përmban dhe gazra inerte (nga të cilët më së shumti radoni), sasi të ndryshueshme të dioksidit të karbonit dhe avullit të ujit, por edhe disa gazra të tjerë që lirohen në ajër si rezultat i aktiviteteve njerëzore. Përbërësit e ajrit, kryesisht azoti dhe oksigjeni, mund të fitohen me distilim fraksional të ajrit të lëngshëm. Ajri lëngëzohet nga zvogëlimi i temperaturës dhe me presion alternativ dhe ekspansion.

Ajri është i domosdoshëm për jetën e pothuajse të gjitha organizmave të gjallë, a njëkohësisht është edhe mjedisi i tyre jetësor. Ajri i pastër me përbërjen e saj natyrale është me rëndësi thelbësore për shëndetin e njeriut. Megjithatë, aktivitetet e njeriut në sasi të madhe ndikojnë shumë në përbërjen e ajrit. Gazrat lëshuese nga automjetet motorike dhe nga ato industriale e ndryshojnë përbërjen e ajrit dhe në të vendosen komponentë të atilla, që edhe natyrshëm nuk i ka ose, i ka në sasi të vogla.

Një nga problemet kryesore që ndodh për shkak të ndryshimit përbërjen natyrale të ajrit është shfaqja e të ashtuquajturit **shirat tharët(acidik)**. Ky fenomen është për shkak të rritjes së nivelit, mbi të gjitha, të dioksidit të karbonit, por edhe të disa gazeve të tjera (të tilla si dioksidi i squfurit dhe disa okside të azotit) në ajër. Këto komponime përmbahen në gazrat liruese nga automjetet motorike, gazrat e liruara nga mbeturinat industriale, si dhe gazrat që lirohen nga djegia e karburanteve fosile në termoelektranat dhe në amvisëritë. Gazrat e liruara lidhen me avullin e ujit duke formuar acide, Për shembull:



Shiu në të cilën janë tretur këto ose acide të tjera kanë aciditet të lartë, kurse prandaj emërtohet si **shiu i tharët**. Domethënë:

Shirat e thartë janë shira që përmbajnë acide të fituara me reaksionin e ujit atmosferik me oksidet që janë ndotësit e ajrit.

Përveç acidit karbonik dhe sulfurik, nga oksidet e azotit mund të formohet acidi nitror (HNO_2) dhe acidi nitrik (HNO_3), a nëse dioksidi i squfurit kalon në trioksid squfuri (SO_3), me avullin e ujit mund të formohet acidi sulfurik (H_2SO_4).

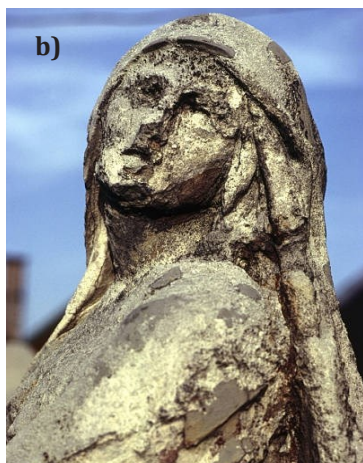
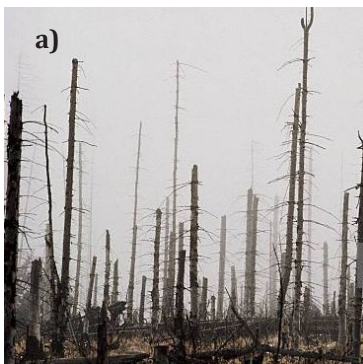


Fig. 7.12. Pasojat e shirave të thartë: a) në pyjet; b) në objektet.

Pasojat e dëmshme të shiut acid janë të ndryshme dhe të mëdha. Shirat e tharta e ndryshojnë përbërjen kimike natyrore të tokës në të cilën i përkasin (bëhet më acidike), si dhe ujërat nëntokësore, më shumë për shkak të të cilave rezervat e ujit të pijshëm janë duke u zvogëluar. Ata dëmtojnë gjethet e pemëve, kurse ndonjëherë edhe të gjithë pyjet mbeten pa gjethë. Për shkak të rritjes së aciditetit të tokës, disa bimë ndalojnë së rrituri. Shiu acidik gjithashtu e ndryshojnë përbërjen e përrenjve, lumenjtë dhe liqeneve, a për arsye të këtyre ndryshimeve në ekosistemet ujore, një numër i madh peshqish dhe kafshësh të tjera zhduken. Përveç asaj se shkaktojnë dëme të mëdha të ekosistemeve, shirat e thartë bëjnë edhe dëme ekonomike, sepse i shkatërrojnë objektet dhe monumentet.

Përmbajtja e rritur e dioksidit të karbonit në ajër shkakton edhe të ashtuquajturën **efektin e kopshtit të qelqtë** më të shprehur. Domethënë, molekulat në disa komponimet që janë prezentë në ajër, si dioksidi i karbonit, avulli i ujit, metani e të tjerët, kane aftësi ta thithin një pjesë nga rrezatimi infra të kuq që arrin nga Dielli deri te Toka. Madje, rrezatimi i absorbuar emitohet në atmosferë dhe në këtë mënyrë e ngrohin atë.

Kështu që:

Efekti i kopshtit të qelqtë është proces në të cilin rrezatimi i emetuar nga disa gazra nga atmosfera e ngrohin sipërfaqen e Tokës, e cila pa ato nuk do të mund të mundeshin të ngrohen deri në temperaturën e përshtatshëm për jetë.

Kjo ngrohje e Tokës njihet si **efekti i kopshtit qelqorë**, sepse edhe në kopshtet qelqorë në mënyrë të ngjashme vjen deri te ruajtja e nxehtësisë. Kur nuk do të ekzistonte efekti kopshtit qelqorë, temperatura në planetin tonë do të ishte përrreth -75°C . Kjo do të thotë se efekti kopshtit qelqorë ka ndikim pozitiv dhe se është e domosdoshme për jetë. Megjithatë, nëse niveli i të ashtuquajturës gazra qelqore, nga të cilët CO_2 është më i rëndësishëm, dukshëm do të rritet për shkak të lëshimit të tyre nga amvisëritë, industrisë dhe automjete, do të vijë deri në ngrohje më të madhe sesa ajo e zakonshme. Në raste të këtilla, efekti i kopshtit të qelqtë bashkë me disa dukuri të tjera mund të shkaktojë **ngrohjen globale**. Pasoja më e rrezikshme e ngrohjes globale është zmadhimi i nivelit të detrave, si pasojë e shkrirjes së akullit në rajonet polare.

Një arsye tjetër që mund të sjellë në pasoja shumë më të dëmshme për organizmat e gjallë në Tokë është **shkatërrimi i shtresës së ozonit** në atmosferë. **Ozoni (O_3)** është modifikim alotropik i oksigjenit. Në një nga pjesët më të larta të atmosferës, e cila quhet stratosferë, ekziston një shtresë ozoni. Ozoni ka aftësi për të thithur rrezet ultravjollcë nga Dielli dhe kështu mbron planetin tonë nga efektet e dëmshme nga veprimi i tyre. Proceset natyrore mundësojnë formimin dhe shkatërrimin e ozonit të jetë në baraspeshë dinamike, kurse me këtë të mbahet konstante sasia e ozonit në stratosferë. Megjithatë, me lirimin e të ashtuquajturit **freonet (hidrokarburet floroklorure)** në ajër, të cilat gjenden në deodorantët dhe në pajisjet ftohëse, ky ekuilibër natyrorë shkatërrohet. Nën ndikimin e rrezatimit ultravjollcë, këto substanca zbërthehen duke liruar shumë thërmija reaktive me jetëgjatësi të shkurtër, të ashtuquajtura **radikalet**. Radikalet reagojnë me ozonin, i cili zbërthehet, ku formohen radikale të lira, gjegjësisht zhvillohen të ashtuquajturat reaksionet e zinxhirit.

Është vënë re se në dekadat e fundit, shtresa e ozonit mbi Antarktikun është i shkatërruar, ku janë formuar **vrime të ozonit**. Shkatërrimi i shtresës së ozonit ka pasoja serioze në shëndetin e njeriut sepse sasia e zmadhuar e rrezeve ultravjollce në ajër shkakton kancer të lëkurës dhe sëmundje të syve. Përveç kësaj, për arsye të ndikimit të dëmshëm të ozonit, zvogëlohet rritja e një numri të madh të bimëve, a ndodhin edhe ndryshime klimatike.



Fig. 7.13. Paraqitja e vrimës së ozonit mbi Antarktikun.

Kur bëhet fjalë për ndotjen e ajrit duhet të përmendet edhe smogu, e cila paraqet një problem i madh për banorët në qytetet e mëdha dhe në rajonet industriale.

Smogu është ajri i ndotur me përzierje të tymit dhe mjegullës.

Termi **smog** u prezantua për të përshkruar kombinimin e tymit dhe mjegullës që mbuloi Londrën në vitet 1950. Arsyeja kryesore për këtë shtresë të dëmshëm ka qenë dioksidi i sulfurit. Në vitin 1952, si pasojë e smogut që ka zgjatur disa ditë kanë vdekur 4000 persona në Londër për shkak të problemeve me frymëmarrjen! Që atëherë, ndaj problemit me smogun kanë filluar të merren masa serioze me masa të ndryshme ligjore që e kufizon lëshimin e gazrave të dëmshëm që kanë prejardhje industriale dhe nga amvisëritë.

Një nga probleme më serioze për qytetet, veçanërisht por ata që gjenden në luginë, është paraqitja e **smogut fotokimik**. Ai formohet gjatë reaksioneve të gazrave lëshuese të automjeteve nën ndikimin e dritës së diellit, kurse përmban oksidet e azotit, ozon, dioksid karboni, komponime organike dhe avull uji.



Fig. 7.14. Smogu fotokimik formohet nga gazrat lëshuese të automjeteve. Ai shkakton problemet serioze shëndetësore të njerëzit.

Gazrat lëshuese nga automjetet kryesisht përbëhen nga NO, CO dhe hidrokarbure të ndryshme e të pa djegura. Këto gazra njihen si ndotës primar sepse e fillojnë serinë e reaksioneve fotokimike ku fitohen ndotësit sekondar. Ndotësit sekondar, kryesisht NO₂ dhe O₃ janë përgjegjëse për rritjen e smogut. Dioksidi i azotit (NO₂) është gaz jashtëzakonisht helmues me ngjyrë të kuqe-kafe, prandaj ngjyrë të këtillë ka edhe smogu fotokimik.

Në lidhje me ndikimin e gazrave lëshues nga automjetet në mjedisin jetësor, duhet të përmendet lëshimi i thërmijave të plumbit, të cilat, po ashtu janë jashtëzakonisht helmuese. Kjo është për shkak të shtimit të komponimeve organike të plumbit në benzinë për të përmirësuar efikasitetin e djegies së tyre.

Lidhje bazë të gjithë kësaj mund të përfundohet se mënyra moderne e jetesës dhe aktiviteti i njeriut mundësojnë ndotjen serioze të ajrit. Për të mbrojtur mjedisin jetësor dhe shëndetin e njerëzve, në shumë vende, kurse në nivel botëror, përmes Kombeve të Bashkuara, janë përcaktuar një numër i madh ligjesh masat për mbrojtjen e atmosferës. Kështu, për shembull, ka rregulla të përcaktuara për lartësinë e oxhaqeve, termocentralet dhe impiantet e ngrohjes, kurse në disa rastet gazrat të liruar mbledhen edhe me transformimet kimike në substanca të tjera që janë të dëmshme.

Për të ruajtur shtresën e ozonit, përdorimi i deodorantëve është i ndaluar, llaqet për flokët të cilat përmbajnë freone, a freonet në aparatet për ftohje zëvendësohen me mjete të tjera.

Ndotja e ajrit nga automjetet reduktohet me atë që automjetet e reja duhet detyrimisht të kenë konvertorë katalitikë të cilat gazrat(CO , NO , NO_2) lëshuese të dëmshme dhe të helmueshme i shndërrojnë në më pak të dëmshme dhe të pahelmueshme, siç janë CO_2 dhe N_2 . Benzina me plumb është e ndaluar për përdorim në një numër të madh të vendeve të ndryshme ose kanë çmim më të lartë nga benzina pa plumb.

Megjithatë, mbrojtja e ajrit dhe e mjedisit jetësor në përgjithësi varet nga ndërgjegjësimi i çdo njeriu për pasojat nga ndotja dhe nga e përgjegjësia ndaj vetes, ndaj njerëzve të afërm dhe ndaj brezave të ardhshëm. Prandaj, çdo individ duhet në mënyrë racionale të përdorin energjinë dhe mjetet e transportit. Çdonjëri duhet t'i kushtojë vëmendje në mbledhjen dhe përzgjedhje në mbeturinave, ndërsa institucionet përgjegjëse duket të sigurojnë riciklimin e tij. Duhet pasur kujdes dhe me përdorimin e lëndëve djegëse të ndryshme gjatë dimrit, gjegjësisht të përdoren mjete që nuk janë për atë qëllim. Dhe, sigurisht, gjëja më e rëndësishme është të kujdesen për pyjet e gjelbërta dhe sipërfaqet e gjelbërta, sepse ata janë mushkëritë e bardha të planetit tonë. Vazhdimisht duhet të mbillen dhe të mbrohen drunjtë, ndërsa më ato ekzistuese të mbrohen nga zjarret dhe nga prerja e pakontrolluar.

PYETJE DHE DETYRA:

1. Përpiloni tabela në të cilat do t'i vendosni ndotësit kryesorë të ajrit, burimet nga të cilat rrjedhin dhe efektet që i shkaktojnë.
2. Shkruani ekuacione të barazuara të reaksioneve për përfitimin e acideve të tharta nga dioksid sulfuri dhe trioksid sulfuri.
3. Shpjegoni si ndodh smogu fotokimik.

HULUMTONI!

Punojeni dhe prezantoni projektet për:

- ◆ Arsyet dhe dukurinë të shirave të tharët dhe mbrojtjen nga ato.
- ◆ Efekti në kopshtit qelqorë në nxemje globale të Tokës dhe masat për mbrojtjen nga ai.
- ◆ Arsyet për shkatërrimi e shtresës së ozonit, pasojat nga kjo dhe masat për mbrojtjen.
- ◆ Arsyet dhe dukuritë të smogut fotokimik dhe mbrojtja nga kjo dukuri.

7.5 RËNDËSIA E AZOTIT PËR ORGANIZMAT E GJALLË DHE CIKLI I TIJ NË NATYRË

Siç thamë më parë gazi më i përfshirë në ajër është azoti, me rreth 78%. Azoti është element që bën pjesë në një numër të madh përbërjesh biologjike të rëndësishme, si p.sh proteinat dhe acidet nukleike, që do të thotë se ai është një nga elementët themelore për jetën. Por edhe pse ekziston në sasi të mëdha në atmosferë, numri më i madh i llojeve të ndryshme të bimëve dhe kafshëve nuk mundën në mënyrë të drejtpërdrejtë ta përdorin azotin për sintezën e biokomponimeve, sepse azoti elementar N_2 , përbëhet nga molekula të formuara nga një lidhje e trefishtë që është shume e fortë. Prandaj, azoti duhet së pari të shndërrohet në komponime që organizmat e gjalla mund t'i transformojnë në biokomponime. Ky konvertim azotit atmosferik në komponimet azotike quhet **fiksimi I azotit**.

Bakteret që jetojnë në rrënjët e bimëve bishtajore (sojë, bizele etj.), si dhe algat blu-jeshile, të cilat jetojnë në ujë, janë të aftë ta përdorin azotin atmosferik dhe të formojnë amoniak. Bimë të tjera, po ashtu, arrijnë të formojnë jone nitrate. Nitratet mund të fitohen nga azoti i gaztë dhe nën ndikimin e energjisë së çliruar nga rrufeja. Kjo energji është e mjaftueshme për të thyer lidhjen e trefishtë në molekulat e azotit, kurse më pas azoti të reagon me oksigjenin nga ajri dhe të formon NO dhe NO_2 . Dioksid azoti me avullin e ujit formon acid nitrik nga e cila mandej fitohen nitrate.

Për më tepër, komponimet e azotit të fituara nga fiksimi i azotit kombinohen me përbërjet e karbonit të fituara nga fotosinteza dhe formojnë aminoacide, të cilat paraqesin njësitë ndërtuese të proteinave. Kafshët i përdorin lëndë ushqyese nga bimët për të bërë proteina dhe biomolekulat të nevojshme.

Gjatë zhdukjes së bimëve dhe kafshëve, nën ndikimin e baktereve që i zbërthejnë proteinat dhe përbërjet tjera azotike, azoti kthehet përsëri në mjedis jetësor në formën e nitrateve dhe amoniakut (amonifikimi). Nitratet dhe amoniaku veprojnë në të ashtuquajturat bakteret dentrifikuese që transformojnë azotit (N_2), i cili kthehet në atmosferë. Pjesë e azotit të këtyllë atmosferik, nën ndikimin e rrufeve, përsëri shndërrohet në okside të azotit, acidit nitrik dhe nitratet. Acidi nitrik, nga ana tjetër, i cili gjendet në shiun e tharët, depërton në dete dhe në tokë, duke rritur sasinë nitrateve të disponueshme në to. Në këtë mënyrë, azoti (gjegjesisht, sasia e përgjithshme e atomeve të azotit) vazhdimisht riciklohet. Ky proces është i njohur si **cikël azotik**. Kështu që:

Cikli i azotit është seri procesesh natyrore në të cilat azoti dhe komponimet tij kalojnë në njëra-tjetrën, nga mjedisi jetësor në organizmat të gjallë, kurse anasjelltas, me fiksimi në azotit dhe me zbërthimin e komponimeve natyrore azotike.

Në figurën e mëposhtme janë të paraqitura fazat e ciklit azotik.

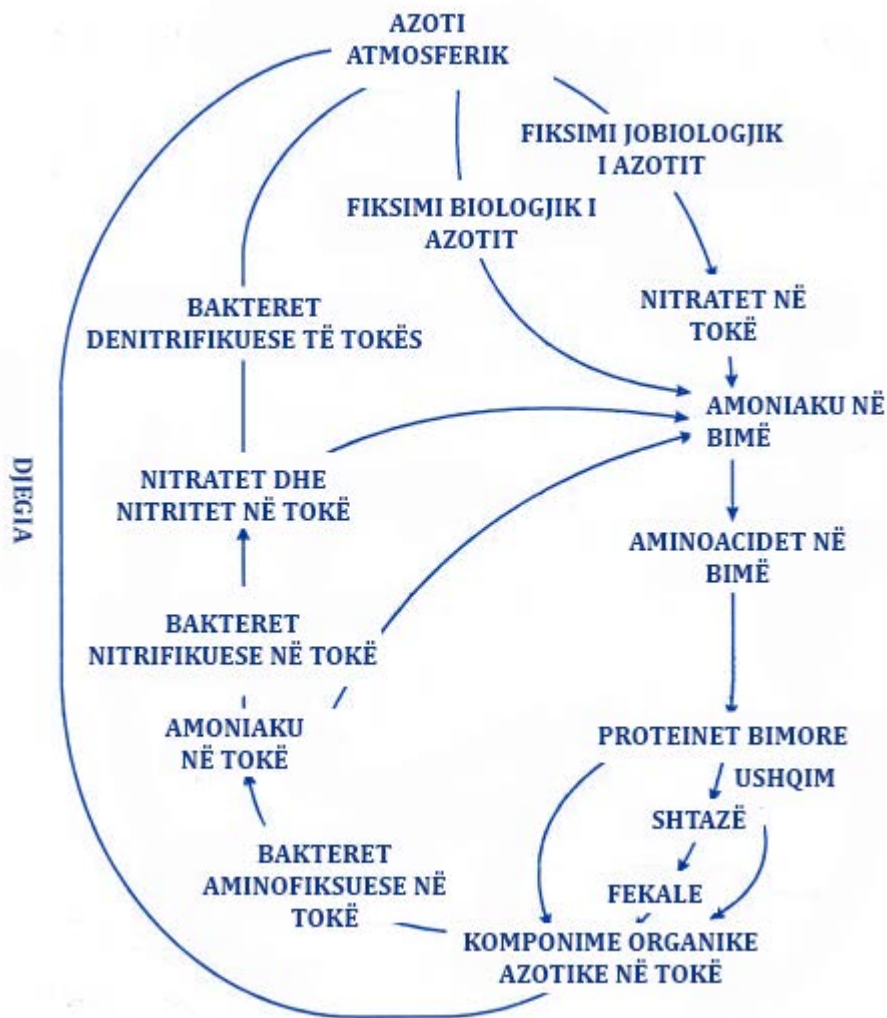


Fig. 7.16. Cikli azotik.

Me aktivitetet e tija, njeriu e liron azotin (më saktësisht komponimet e tij) në mjedisin jetësor në dy mënyra kryesore: djegia e fosileve dhe me përdorimin e plehrave artificiale në bujqësi. Me këtë rritet dhe përmbajtja e komponimeve azotike në atmosferë. Efektet e dëmshme nga sasia e zmadhuar i oksideve të azotit dhe acidit nitrik në atmosferë i përmendëm te shirat e tharët dhe te smogu fotokimik. Për efektet pozitive dhe negative nga përdorimi i plehrave natyrale dhe artificiale do të bëhet fjalë më poshtë.

7.6 NOCIONI PËR PLEHËRAT, KLSAIFIKIMI I PLEHËRAVE SI DHE RËNDËSIA DHE PËRDORIMI

Popullsia e zmadhuar në planetin tonë në shekullin e fundit e imponon nevojën për zgjidhjen e problemit me ushqimin. Siç dihet, në masë të madhe një numër vendesh në botë kanë mungesë ushqimi. Një nga mënyrat për të zgjidhur këtë problem është përdorimi i plehrave natyrore dhe artificiale si dhe pesticideve të ndryshme.

Bimët i shfrytëzojnë materiet ushqyese që ndodhen në tokë, a me këtë zvogëlohet përmbajtja e azotit, fosforit dhe kalium, të tre elementet themelore të nevojshme për rritjen dhe zhvillimin e tyre. Për të kompensuar këto, si dhe materiet të tjera ushqyese, në tokën shtohen **plehrrat**.

Plehrrat janë substanca që në bujqësi përdoren për përmirësimin e rritjes dhe zhvillimit të bimëve.

Plehrrat ndahen në plehrra **natyralë (ose organikë)** dhe **plehrrat joorganike (ose artificiale)**. Ndarja e plehrave natyrore dhe artificiale mund të bëhet sipas prejardhjes së tyre, gjegjësisht mënyrës së përfitimit. Për shembull, plehu i oborrit ose plehu i ahurit është pleh organik i fituar nga jashtëqitja e kafshëve në mënyrë natyrore. Plehrrat artificiale fitohen me përdorimin e metodave të ndryshme kimike për prodhimtarinë të tyre. Ndarja mund të bëhen dhe sipas përbërjes. Kështu, plehrrat mund të jenë organike, të cilat janë përbërë nga materiet organike të pasuruar me origjinë bimore ose shtazore, kurse plehrra minerale inorganike, të cilat përbëhen nga substanca artificiale dhe/ose minerale.

Tabela e mëposhtme tregon përbërjen e zakonshme cilësore të plehrave.

Tabela 7.2. Përbërja cilësore e plehrave në raport të rëndësisë nutritive të elementeve të veçanta.

Makronutrientët primar	Makronutrientët sekondar	Mikronutrientët
Azoti	Kalciumi	Metalet: hekur, mangani, zink, bakri, molibden dhe
Fosfori	Squfuri	Jo metale: klori,
Kaliumi	Magnezi	

Plehrat që përmbajnë tri materie ushqyese kryesore (azoti, N, fosfori, P dhe kalium, K) quhen **plehra NPK**. Ato përmbajnë **nitrat amoni**, NH_4NO_3 , **fosfat amoni**, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ dhe **klorur kaliumi**, KCl , në përmasa të ndryshme. Kështu që, plehrat pothuajse gjithmonë aplikohen si përzierje ngamë shumë komponentë.

Përveç këtyre tre plehrave më të rëndësishme do të përmendim disa plehra tjera më të rëndësishme.

- Ureja, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, është lloj plehu që përmban sasinë më të madhe të azotit nga çdo pleh tjetër në gjendje agregate të ngurtë. Ureja përdoret shpesh në formë të ngurtë ose në tretësirë së bashku me amoniak dhe nitrat amonit. Urea përdoret edhe si suplement në ushqimin e bagëtive.
- Një tjetër pleh azotik që përdoret shpesh është sulfati i amonit, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Ky pleh përmban vetëm 21% azot, por është i lehtë për t'u përdorur. Sulfati i amonit nuk është shumë i tretshëm në ujë, kështu që është në dispozicion për bimët në interval më gjatë kohor dhe nuk "lahet" lehtë nga ujërat nëntokësore. Gjithashtu, siguron gjithashtu squfurin (pleh i dyfishtë), i cili është komponent tjetër ushqyes për bimët.
- Fosfatet e amoniumi janë po ashtu plehra sekondare, të cilat bimëve u sigurojnë edhe azot edhe fosfor. Dy komponentët kryesorë janë dihidrogjen fosfati i amoniumit, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, i njohur si monoamoniumi fosfat (MAP), kurse hidrogjen fosfat amonit, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, i njohur si fosfat diamoniumi (DAP). Këto dy substanca së bashku janë plehra më të prodhuarat në botë.

Përveç efekteve pozitive nga aplikimi i plehrave natyrale dhe ato artificiale, duhet theksuar se aplikimi i gabuar i tyre mund të çojë në deri te pasoja të dëmshme. Nëse aplikohet shumë pleh në tokë, nën ndikimin e shirave, plehrat do të derdhen në lumenjtë dhe në përrenjtë, kurse përsëri shkakton të ashtuquajturën eutrofikim. Gjatë eutrofikimit, ndodhin disa efektet negative reciprokisht të lidhura në ekosistem. Zhvillimi intensiv i algave nga sipërfaqja, çon në një ndryshim të kushteve të dritës për algat nga fundi i cili po shuhet duke siguruar substanca toksike. Arsyeja për zhdukja e algave, por edhe të peshqve dhe të banorëve tjerë ujorë është sasia e reduktuar e oksigjenit në ujë. Në këtë mënyrë përkeqësohet dhe kualiteti i ujit – ajo nuk është më i përshtatshëm për pirje. Gjithashtu, me depozitimin e materialit biologjik të vdekur në fund dhe me rritjen e sedimentimi, pellgu ujor shndërrohet gradualisht në një ligatinë dhe më pas në një ekosistem tokësor. Përveç kësaj, ekziston shqetësimi për efektin e plehrave artificiale, veçanërisht nitrateve, në burimet ujore që furnizohet nga ujësjellësit publike. Ekzistojnë vërtetime se plehu nitrat natriumi shkakton dëme në trurin e vogël, kurse gjithashtu edhe së është substancë kancerogjene.

PYETJE DHE DETYRA:

1. Shpjegoni pse organizmat e gjallë nuk mund ta përdorin azotin nga ajri për sintezë të biokomponimeve të nevojshëm..
2. Shkurtimisht shpjegoni mënyrat e ndryshme të fiksimit të azotit.
3. Shënoni ekuacionet e barazuara të reaksioneve për përfitimin e nitrat amoniumit dhe sulfat amoniumit.

HULUMTONI!

Përpunoni dhe prezantoni projekt për:

- ♦ Rëndësinë e azotit për organizmat e gjallë dhe biokomponimet që përmbajnë azot.
- ♦ Rëndësia e azotit, fosforit dhe kaliumit për rritjen dhe zhvillimin e bimëve.
- ♦ Eksperimento në grupe të vogla: Përgatitje të plehut artificial në masa të caktuara nga nitrat amoniumit , fosfat amoniumit dhe klorur kaliumit të dhëna nga ana e arsimtarit.

REZYME

- ♦ **Anomali e ujit** është veti e ujit që paraqitet me **dendësi më të madhe të ujit të lëngshëm sesa akulli**.
- ♦ **Uji është tretës polar dhe në të treten substanca me ndërtim jonik dhe substanca polare**.
- ♦ **Higroskopia** është aftësia e disa substancave për ta **përthithur ujin nga mjedisi**. Substancat e këtilla quhen **substanca higroskope**.
- ♦ **Agjentët dehidratues** janë substanca që largojnë **ujin nga të substanca të tjerë**.
- ♦ **Gëlqerorja e ujit** paraqet praninë **substancave mineralore të ndryshme në ujin**.
- ♦ **Gëlqerimi i përkohshme (temporaleose karbonate)** është gëlqerim që paraqitet në praninë e **hidrogjen karbonateve të kalciumit dhe/ose magnezit të tretura**, e cila mund të **mënjahet me vlim të ujit**.
- ♦ **Gëlqerimi i përhershëm (i përhershëm)** është gëlqerim që i përket pranisë së **sulfateve të kalciumit dhe/ose magnezit të tretur e të tjera kripëra**, e cila **nuk mundet të mënjahet me vlimin e ujit**.

- ♦ *Klorifikimi është procedurë e shtimit të klorit elementar (Cl_2) në ujë që të pas-trohet nga bakteret.*
- ♦ *Shirat e tharët janë shira të tilla që përmban acide të fituara gjatë reagimit të ujit atmosferik me okside që janë ndotësit e ajrit.*
- ♦ *Efekti i kopshtit qelqorë është proces në të cilin rrezatimi i emetuar nga disa gazra nga atmosfera ngrohin sipërfaqen e Tokës, të cilat pa ato nuk mund do të mund të ngrohet deri në temperaturat të përshtatshëm për jetë.*
- ♦ *Ngrohja globale është rritje e temperaturës mesatare të Tokës për arsye të efektit të shprehur të kopshtit qelqorë nga prezenca e zmadhuar të gazrave qelqorë në atmosferë. xhami kopsht nga rritur prania në serë gazrat në atmo-sfera.*
- ♦ *Shtresa e ozonit është shtresë e ozonit në stratosferë që e mbron Tokën nga rrezet ultravjollce nga Dielli.*
- ♦ *Vrimë e ozonit është vrimë në shtresën e ozonit të shkaktuar nga shkatërrimi i ozonit si pasojë e reagimit të tij me radikalet e lira nga disa substanca.*
- ♦ *Smogu është ajri i ndotur me përzierje nga tymi dhe mjegulla.*
- ♦ *Smogu fotokimik është smogu i prodhuar nga reaksioni i komponimeve nga gazra të liruar nga automjetet nën ndikimin e dritës së diellit.*
- ♦ *Fiksimi i azotit është përdorimi i azotit nga atmosfera nga ana e disa bakte-reve dhe algave si dhe shndërrimin e saj në amoniak ose në acid nitrik.*
- ♦ *Cikli i azotit është seri procesesh natyrore në të cilat azoti dhe komponimet e tij kalojnë në njërë- tjetrën, nga mjedisi jetësor në organizmat e gjallë, kurse anasjelltas. Me funksion të azotit dhe me zbërthimin e komponimeve natyrale azotike.*
- ♦ *Plehrat janë substanca që në bujqësi përdoren për përmirësimin e rritjes dhe zhvillimit të bimëve.*

Fjalori terminologjik

Acidet – komponime të përbëra nga hidrogjeni dhe mbetje acidi.

Acidet jo oksigjenike – acide inorganike që nuk përmbajnë oksigjen në mbetjet e acidit.

Acidet oksigjenike – acide inorganike që përmbajnë oksigjen në mbetjet e acidit.

Aliazh – përzierje homogjene e metaleve ose e metaleve dhe jometaleve

Anion – jon i ngarkuar negativisht.

Anomalia e ujit – veti e ujit që manifestohet me densitet më të ulët të ujit të lëngshëm sesa të akullit.

Atomi – blloku themelor i ndërtimit të elementeve

Avullimi – ndryshimi i gjendjes fizike të substancës nga lëngu në gaz.

Barazimi madhësinor – ekuacion në të cilin sasia fizike shprehet si produkt i vlerës së saj numerike dhe njësisë së sasisë fizike.

Bazat – hidroksidet që treten në ujë.

Cikli i azotit – seri procesesh natyrore gjatë të cilave azoti dhe disa komponime jo azotike kalojnë në njëri-tjetrin, nga mjediset e organizmat të gjallë dhe anasjelltas, me fiksimin e azotit dhe dekompozimin e përbërjeve natyrore të azotit.

Dehidratim – proces në të cilin uji largohet nga substancë.

Dekantimi – procedurë për ndarjen e përbërësve të përzierjeve heterogjene bazuar në ndryshimet në densitetin e tyre.

Deuteriumi – izotopi i hidrogjenit me masën numër 2.

Distilimi – procedurë për ndarjen e përbërësve nga tretësirë, e cila bazohet në ndryshimet në temperaturat e tyre të vlimit.

Efekti i kopshtit të qelqit – proces në të cilin rrezatimi i emetuar nga disa gazra nga atmosfera ngroh sipërfaqen e Tokës.

Eksperiment – procedurë e përcaktuar saktësisht dhe e kontrolluar në të cilën bëhen vëzhgime dhe matje për të testuar hipotezë ose teori.

Elektron – grimcë nga e cila është ndërtuar shtresa elektronike e atomit dhe e cila është e ngarkuar negativisht.

Elektronegativiteti – masë e aftësisë së atomi për të tërhequr elektrone nga çiftet e përbashkëta elektronike me të cilat është i lidhur kimikisht.

Elektronet e valencës – elektronet nga shtresa e fundit elektronike. Këto elektrone marrin pjesë në formimin e lidhjeve kimike.

Elementet alkaline – emër i zakonshëm për elementët e 1, domethënë Grupi IA në sistemin periodik të elementeve (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr).

Elementet alkaline tokësore – emër i zakonshëm për elementët e 2, domethënë Grupi IIA i tabelës periodike (Be, Mg, Ca, Sr, Ba dhe Ra).

Elementet halogjene – emër i zakonshëm për 17 elementët, d.m.th. Grupi VIIB në sistemin periodik të elementeve (F, Cl, Br, I, At, Ts).

Elementi – grup atome me të njëjtin numër atomik

Fiksimi i azotit – shfrytëzimi i azotit nga atmosfera nga disa baktere dhe alga dhe

shndërrimi i tij në amoniak ose acid nitrik.

Filtrimi – procedurë për ndarjen e përbërësve nga përzierje heterogjene e ngurtë-lëngshme, bazuar në dallimet në madhësinë e grimcave nga të cilat ato përbëhen.

Forcat elektrostاتيke – forcat që ndodhin midis grimcave të ngarkuara.

Formulat Lewis – formula kimike në të cilat çiftet e përbashkëta të elektroneve, elektronet e paçiftuara dhe çiftet elektronike të pandarë shkruhen me pika.

Gazet fisnike – emër i zakonshëm për elementet e 18 grupeve në tabelën periodike të elementeve (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Në këto elemente, shtresa elektronike me energjinë më të madhe është e mbushur plotësisht.

Gëlqeror – prania e substancave të ndryshme minerale në ujë.

Grimca – emër për çdo njësi ndërtuese të substancave (atome, molekula, jone, etj.).

Grupet – rreshtat vertikale në tabelën periodike të elementeve.

Gjendja agregate – veti fizike e substancave që lidhet me forcën e forcave tërheqëse që veprojnë midis grimcave të saj dhe mënyrën e lëvizjes së tyre. Mund të jetë i ngurtë, i lëngët ose i gaztë.

Hidratet kristalore – kripëra që përmbajnë ujë në përbërjen e tyre.

Hidroksidet – komponime inorganike që përmbajnë atom metal (ose grup amoniumi) dhe ose më shumë grupe hidroksid.

Higroskopia – aftësia e disa substancave për të thithur ujin nga mjedisi

Hipoteza – shpjegim (supozim) jo i plotë dhe i paprovuar për fenomen

Izobaret – atome me numër masiv të njëjtë, por numër atomik të ndryshëm.

Izotopet – atome me të njëjtin numër atomik, por numër masiv të ndryshëm.

Jometal – lloj lënde elementare që ka veti jometalike.

Jonet – grimca të ngarkuara që mund të jenë grupe monoatomike ose poliatomike.

Kation – jon i ngarkuar pozitivisht.

Kimia është shkencë natyrore që studion substancat: përbërjen, strukturën, vetitë, prodhimin e tyre, si dhe ndryshimet e tyre dhe ligjet me të cilat ndodhin ato ndryshime.

Klorifikimi – shtimi i klorit elementar (Cl_2) në ujë për ta pastruar atë nga bakteret.

Komponim – substancë e pastër e formuluar nga atomet e elementeve të ndryshëm në raport sasior të përcaktuar saktësisht. Nga proceset kimike, komponimet mund të ndahen në substanca elementare dhe/ose komponime të tjera.

Kondensimi – ndryshimi i gjendjes fizike të substancës nga e gaztë në të lëngshme.

Konstanta e Avogadros (Na) – numri i njërive (atomeve, molekulave, joneve, etj.) në mol të substancës.

Kripërat – komponime që përbëhen nga metal (ose grup amoniumi) dhe mbetje acidi. Në tretësirat ujore, ato shpërndahen në katione të metalit ose kationeve të amonit dhe anioneve nga mbetjet e acidit.

Kripërat e dyfishta (të përziera) – kripërat që përmbajnë dy ose më shumë katione dhe/ose anione.

Kripërat hidrogjenike – kripërat që përmbajnë hidrogjen në mbetjet e acidit.

Kripërat hidrokside – kripëra të dyfishta që përmbajnë grup/et hidroksid në përbërjen e tyre.

Kripërat normale – kripërat që përftohen

kur të gjithë atomet e hidrogjenit në acid zëvendësohen me metal ose katione të tjera.

Kristal – substancë në gjendje të ngurtë me rregullim të brendshëm të saktë të njësive të ndërtimit.

Kristal atomik – kristal, blloqet ndërtuese të të cilit janë atomet, të ndërlidhura me lidhje kovalente.

Kristal jonik – kristal, blloqet ndërtuese të të cilit janë jonet.

Kristalet kovalente – shih kristalet atomike.

Kristalet molekulare – kristale, blloqet ndërtuese të të cilave janë molekulat.

Kristalizimi – procesi i ndarjes së lëndës së ngurtë nga tretësira ose nga shkrirja.

Kushtet standarde – temperatura 0 °C dhe presioni atmosferik, 1 atm, afërsisht 101325 Pa.

Lidhja e dyfishtë – lidhje kovalente e formuar nga dy çifte elektrone të përbashkëta.

Lidhja e njëfishtë – lidhje kovalente e formuar nga vetëm çift elektronik i përbashkët.

Lidhja jonike – lidhje kimike që ndodh si rezultat i tërheqjes elektrostатike të joneve me ngarkesa të kundërta.

Lidhja kovalente – lidhje kimike e formuar nga ose më shumë çifte elektrone të përbashkëta midis atomeve të lidhjes.

Lidhja kovalente jopolare – lidhje kovalente në të cilën çifti/et e përbashkëta të elektroneve janë në distancë të barabartë nga bërthamat e të dy atomeve

Lidhja kovalente polare – lidhje kovalente në të cilën çifti/et e përbashkëta të elektroneve ndodhen më afër njërit prej atomeve.

Lidhja trefishtë – lidhje kovalente e formuar nga tre çifte elektrone të përbashkëta.

Madhësi ekstensive – madhësi vlera e së cilës varet nga sasia e substancës.

Madhësi fizike – vetitë që mund të maten, pra të shprehen në mënyrë sasiore.

Madhësi intensive – sasi vlera e së cilës nuk varet nga sasia e substancës.

Madhësi molare – sasi intensive e cila fitohet kur sasia ekstensive përkatëse pjesëtohet me sasinë e substancës.

Masa molare (M) – masa e sasi lënde prej moli.

Masa për njësinë karbonike – shih njësinë e masës atomike.

Masa relative atomike (Ar) – raporti ndërmjet masës mesatare të atomi të elementi dhe njësisë së masës së unifikuar.

Masa relative molekulare (Mr) – raporti ndërmjet masës së molekulës (domethënë njësisë së formulës) dhe njësisë së masës së unifikuar

Matja – krahasimi i madhësisë së sasi fizike me njësinë e sasi fizike.

Metal – lloj lënde elementare me veti karakteristike metalike: përçueshmëri të lartë elektrike dhe termike, shkëlqim metalik, lakueshmëri, etj.

Metalet alkaline – shih elementet alkaline.

Model – paraqitje e thjeshtuar e objekteve, proceseve dhe fenomeneve reale.

Modelet molekulare – modele të ndryshme për paraqitjen e strukturës së molekulave. Ka modele calotte, modele topi dhe shkop, modele teli etj.

Modifikimet alotropike – substanca të ndryshme elementare të të njëjtit element.

Mol (mol) – njësi e sasi së substancës,

sasia e substancës që përmban të njëjtin numër njësisht sa ka në 0,012 kg të izotopit të karbonit ^{12}C .

Molekulë – grimcë e përbërë nga atome që janë të lidhura së bashku me lidhje kovalente.

Ndryshimi fizik – ndryshim në substancë që nuk ndryshon përbërjen e saj kimike.

Neutralizimi – reagim midis acidi dhe baze, që rezulton në formimin e kripës dhe ujit.

Neutron – grimcë në bërthamën atomike, e cila ka masë afërsisht të barabartë me masën e protoni, por nuk është e ngarkuar

Ngrirja (kristalizimi) – ndryshimi i gjendjes fizike të substancës nga e lëngët në të ngurtë.

Numri atomik – numri i protoneve në bërthamën e atomi të elementi.

Numri i Avogadros – numri i grimcave në 12 g të izotopit ^{12}C , kjo është 6,022·10²³.

Numri i masës – shuma e numrit të protoneve dhe neutroneve në bërthamën e atomi.

Njësia atomike e masës – e dymbëdhjetë (1/12) e masës së izotopit të karbonit ^{12}C . Është shënuar me shkronjën latine u.

Njësia e madhësisë fizike – madhësia e marrë si standard.

Njësia e unifikuar e masës – shih njësinë e masës atomike.

Njësia formulare – raporti më i vogël i numrit të plotë të sasive të kationeve dhe anioneve në përbërje jonike

Oksid – përbërje binar e oksigjenit dhe e ndonjë elementi tjetër në të cilin oksigjeni është dyvalent.

Oksid acid – oksid që formon acid gjatë reagimit me ujin dhe formon kripë pas re-

agimit me hidroksidet.

Oksid amfoterik – oksid që mund të reagojë si me acidet ashtu edhe me bazat.

Oksid bazik – oksid që formon bazë kur reagon me ujin dhe kur reagon me acide formon kripë.

Oksid indiferent (oksid neutral) – oksid që nuk reagon me ujë, acide ose baza.

Oksid jometalik – përbërje binar e oksigjenit dhe jometalit

Oksidi metalik – komponim binar i oksigjenit dhe metalit.

Ozoni – modifikim alotropik i oksigjenit (O_3).

Pajisje laboratorike – pajisje që përdoren në laboratorët kimikë për të kryer eksperimente.

Periodat – sekuencat horizontale në tabelën periodike të elementeve.

Përzierje – përzierje fizike e substancave të ndryshme, e cila mund të përmbajë sasi të ndryshme të përbërësve individualë

Përzierje heterogjene – përzierje në të cilën ekzistojnë kufij të përcaktuar qartë midis përbërësve individualë.

Përzierje homogjene – përzierje që ka të njëjtën përbërje në të gjitha pjesët e saj.

Plehrat – substanca që përdoren në bujqësi për të përmirësuar rritjen dhe zhvillimin e bimëve

Proton – grimcë në bërthamën atomike, e cila mbart ngarkesë elektrike elementare pozitive.

Reaksion kimik (proces, ndryshim) – proces gjatë të cilit nga substancë/substanca fitohet/substancë/substancë tjetër.

Reaksioni i bashkimit – lloj reaksioni në të cilin dy ose më shumë substanca for-

mojnë më kompleks. Numri rendor – shih numrin atomik

Reaksioni i zbërthimit – reaksion në të cilin përbërje ndahet në dy ose më shumë substanca (substanca elementare dhe/ose komponime).

Sasia e substancës (n) – madhësi fizike që lidhet me numrin e njësive ndërtuese të substancës.

Semimetal (gjysmëmetal) – lloj lënde elementare që shfaq veti metalike dhe jo-metalike.

Simbolet e Lewis – simbolet kimike në të cilat elektronet e valencës përfaqësohen me pika.

Sistemi Ndërkombëtar i Njësive (SI) – sistem ndërkombëtar i njësive matëse.

Smog – ajër i ndenjtur me përzierje tymi dhe mjegull.

Smogu fotokimik – smogu që krijohet gjatë reaksionit të përbërjeve nga gazrat e shkarkimit të automjeteve nën ndikimin e dritës së diellit.

Sublimimi – proces fizik gjatë të cilit substanca ndryshon drejtpërdrejt nga gjendje e ngurtë në gjendje të gaztë, pa lëngëzim.

Substanca elementare – substancë e përbërë nga vetëm element, d.m.th. vetëm nga lloj atomesh. Substancat elementare nuk mund të zbërthehen në substanca edhe më të thjeshta me anë të proceseve kimike.

Substancat e pastra – substancat (substancat dhe komponimet elementare) me përbërje konstante, të cilat në kushte të caktuara kanë veti fizike dhe kimike konstante.

Shiu acidik – shi që përmban acide të marra nga reaksioni i ujit atmosferik me oksidet që janë ndotës të ajrit.

Shkrirja – ndryshimi i gjendjes fizike të

substancës nga e ngurtë në të lëngshme.

Tabela periodike e elementeve – tabelë në të cilën elementët janë të renditur sipas numrit të tyre atomik në rritje.

Teori – hipotezë që është konfirmuar dhe testuar gjatë viteve dhe ofron shpjegim të problemi të caktuar shkencor.

Tretës – substancë e tretur në tretësirë.

Tretës – substanca që përfaqësohet në sasinë më të madhe në tretësirë dhe e cila, kur është e pastër, është në të njëjtën gjendje të përbërjes me tretësirën

Tretësirë – përzierje homogjene e përbërë nga tretës dhe substancë/substanca të tretura.

Tretësirë e ngopur – tretësirë në të cilën, në temperaturë të caktuar, në masë të caktuar tretësi, tretet sasia maksimale e mundshme e substancës së tretur.

Tretësirë e pangopur – tretësirë në të cilën në temperaturë të caktuar, në masën e caktuar të tretësit, tretet sasi më e vogël e substancës së tretur sesa në tretësirën e ngopur.

Tretësirë e tejngopur – tretësirë në të cilën në temperaturë të caktuar, në masë të caktuar tretësi, përmban sasi pak më të madhe të substancës së tretur sesa në tretësirë të ngopur.

Valenca – numri i lidhjeve kimike të formuara nga atom me atome të tjera.

Veti fizike – veti e substancës që mund të regjistrohet (me shqisa ose me matje).

Vetitë kimike – aftësia e substancave për t'iu nënshtruar ndryshimeve kimike, nën ndikimin e substancave të tjera dhe/ose ndikimet e jashtme.

Vëllimi molar (Vm) – vëllimi i mol substancë. Në kushte standarde, vlera molare e vëllimit për gazrat është $22.4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE

SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE

1																	18			
2																	2			
He																	4.00			
10																	17			
Ne																	20.18			
18																	17			
Ar																	39.95			
36																	35			
Kr																	83.80			
54																	53			
Xe																	131.29			
86																	85			
Rn																	222.02			
118																	117			
Og																	[294]			
13																	14	15	16	17
5																	6	7	8	9
B																	C	N	O	F
10.81																	12.01	14.01	16.00	19.00
13																	14	15	16	17
Al																	Si	P	S	Cl
26.98																	28.09	30.97	32.07	35.45
31																	32	33	34	35
Ga																	Ge	As	Se	Br
69.72																	72.63	74.92	78.97	79.90
49																	50	51	52	53
In																	Sn	Sb	Te	I
114.82																	118.71	121.76	127.6	126.90
81																	82	83	84	85
Tl																	Pb	Bi	Po	At
204.38																	207.2	208.98	[208.98]	209.99
112																	113	114	115	116
Cn																	Nh	Fl	Mc	Lv
[285]																	[286]	[289]	[289]	[293]
111																	112	113	114	115
Rg																	Cn	Nh	Fl	Mc
[280]																	[285]	[286]	[289]	[293]
110																	111	112	113	114
Ds																	Rg	Nh	Fl	Mc
[281]																	[280]	[286]	[289]	[293]
109																	110	111	112	113
Mt																	Rg	Nh	Fl	Mc
[278]																	[280]	[286]	[289]	[293]
108																	109	110	111	112
Hs																	Mt	Nh	Fl	Mc
[269]																	[278]	[280]	[286]	[293]
107																	108	109	110	111
Bh																	Mt	Nh	Fl	Mc
[264]																	[278]	[280]	[286]	[293]
106																	107	108	109	110
Sg																	Mt	Nh	Fl	Mc
[266]																	[278]	[280]	[286]	[293]
105																	106	107	108	109
Db																	Mt	Nh	Fl	Mc
[262]																	[278]	[280]	[286]	[293]
104																	105	106	107	108
Rf																	Mt	Nh	Fl	Mc
[261]																	[278]	[280]	[286]	[293]
103																	104	105	106	107
Lu																	Mt	Nh	Fl	Mc
[262]																	[278]	[280]	[286]	[293]
102																	103	104	105	106
No																	Mt	Nh	Fl	Mc
259.10																	[278]	[280]	[286]	[293]
101																	102	103	104	105
Md																	Mt	Nh	Fl	Mc
258.1																	[278]	[280]	[286]	[293]
100																	101	102	103	104
Fm																	Mt	Nh	Fl	Mc
257.10																	[278]	[280]	[286]	[293]
99																	100	101	102	103
Es																	Mt	Nh	Fl	Mc
[254]																	[278]	[280]	[286]	[293]
98																	99	100	101	102
Cf																	Mt	Nh	Fl	Mc
251.08																	[278]	[280]	[286]	[293]
97																	98	99	100	101
Bk																	Mt	Nh	Fl	Mc
247.07																	[278]	[280]	[286]	[293]
96																	97	98	99	100
Cm																	Mt	Nh	Fl	Mc
247.07																	[278]	[280]	[286]	[293]
95																	96	97	98	99
Am																	Mt	Nh	Fl	Mc
243.06																	[278]	[280]	[286]	[293]
94																	95	96	97	98
Pu																	Mt	Nh	Fl	Mc
244.06																	[278]	[280]	[286]	[293]
93																	94	95	96	97
Np																	Mt	Nh	Fl	Mc
237.05																	[278]	[280]	[286]	[293]
92																	93	94	95	96
U																	Mt	Nh	Fl	Mc
238.03																	[278]	[280]	[286]	[293]
91																	92	93	94	95
Pa																	Mt	Nh	Fl	Mc
231.04																	[278]	[280]	[286]	[293]
90																	91	92	93	94
Th																	Mt	Nh	Fl	Mc
232.04																	[278]	[280]	[286]	[293]
89																	90	91	92	93
Ac																	Mt	Nh	Fl	Mc
227.03																	[278]	[280]	[286]	[293]
88																	89	90	91	92
Ra																	Mt	Nh	Fl	Mc
226.03																	[278]	[280]	[286]	[293]
87																	88	89	90	91
Fr																	Mt	Nh	Fl	Mc
223.02																	[278]	[280]	[286]	[293]
56																	57	58	59	60
Ba																	Lu	Yb	Tm	Er
137.33																	174.97	173.06	168.93	167.26
55																	71	70	69	68
Cs																	Lu	Yb	Tm	Er
132.91																	174.97	173.06	168.93	167.26
54																	103	102	101	100
Xe																	Lr	No	Md	Fm
131.29																	[262]	259.10	258.1	257.10
85																	84	83	82	81
Rb																	Po	Bi	Pb	Tl
85.47																	[208.98]	208.98	207.2	204.38
39																	86	85	84	83
Y																	Rn	At	Po	Bi
88.91																	222.02	209.99	[208.98]	208.98
40																	118	117	116	115
Zr																	Og	Ts	Lv	Mc
91.22																	[294]	[294]	[293]	[289]
72																	87	86	85	84
Hf																	Fr	Ra	Ac	Th
178.49																	223.02	226.03	227.03	232.04
73																	88	87	86	85
Ta																	Ra	Fr	Ac	Th
180.95																	226.03	223.02	227.03	232.04
74																	89	88	87	86
W																	Ac	Th	Pa	U
183.84																	227.03	227.03	231.04	238.03
75																	90	89	88	87
Re																	Th	Pa	U	Np
186.21																	232.04	231.04	238.03	237.05
76																	91	90	89	88
Os																	Pa	Th	Ac	Ra
190.23																	231.04	232.04	227.03	226.03
77																	92	91	90	89
Ir																	U	Th	Pa	Ac
192.22																	238.03	232.04	231.04	227.03
78																	93	92	91	90
Pt																	Np	Th	Pa	Ac
195.09																	237.05	232.04	231.04	227.03
79																	94	93	92	91
Au																	Pu	Th	Pa	Ac
196.97																	244.06	237.05	231.04	227.03
80																	95	94	93	92
Hg																	Am	Th	Pa	Ac
200.59																	243.06	237.05	231.04	227.03
81																	96	95	94	93
Tl																	Cm	Th	Pa	Ac
204.38																	247.07	237.05	231.04	227.03
82																	97	96	95	94
Pb																	Bk	Th	Pa	Ac
207.2																	247.07	237.05	231.04	227.03
83																	98	97	96	95
Bi																	Cf	Th	Pa	Ac
208.98																	251.08	237.05	231.04	227.03
84																	99	98	97	96
Po																	Es	Th	Pa	Ac
[208.98]																	[254]	237.05	231.04	227.03
85																	100	99	98	97
At																	Fm	Th	Pa	Ac
209.99																	257.10	237.05	231.04	227.03
86																	101	100	99	98
Rn																	Md	Th	Pa	Ac
222.02																	258.1	237.05	231.04	227.03
87																	102	101	100	99
Ts																	No	Th	Pa	Ac
[294]																	259.10	237.05	231.04	227.03
116																	103	102	101	100
Lv																	Lr	No	Md	Fm
[293]																	[262]	259.10	258.1	257.10
117																	104	103	102	101
Og																	Lu	No	Md	Fm
[294]																	174.97	259.10	258.1	257.10
118																	105	104	103	102
																		Lr	No	Md
																		[262]	259.10	258.1

LITERATURA E PËRDORUR

1. M. Sikirica, *Metodika nastave kemije*, S kolska knjiga, Zagreb, 2003.
2. T. L. Brown, H. E. LeMay, B. E. Bursten, C. J. Murphy, P. M. Woodward, M. W. Stoltzfus, M. W. Lufaso, *Chemistry - The Central Science*, 14th Edition, Pearson Prentice Hall, Boston, 2014.
3. J. Brencić, F. Lazarini, *Splošna in anorganska kemija za gimnazije*, strokovne in tehniške šole, DZS, Ljubljana, 1996.
3. M. Silberberg, *Principles of General Chemistry*, 3rd Edition, The McGraw-Hill Companies, New York, 2013.
4. I. Filipović, S. Lipanović, *Opća i anorganska kemija* (I i II dio), Školska knjiga, Zagreb, 1995.
5. Xh. C. Hill, R. H. Petrucci, T. C. McCreary dhe S. S. Perry, botimi i 4-të, *Kimia e përgjithshme* (përkthyer nga anglishtja), Tabernalul, Shkup, 2455.
6. R. Çengj, *Kimia*, (përkthim nga anglishtja), botimi i 10-të, Shtypi Akademik, Shkup, 2011.

PËRMBAJTJA

1. KIMIA SI SHKENCË EKSPERIMENTALE	5
1.1. Kimia si shkencë eksperimentale	6
1.2. Pajisjet laboratorike dhe masat paraprake	9
1.3. Eksperimentimi në kimi	13
1.4. Madhësitë dhe njësitë fizike dhe sistemi ndërkombëtar i njësive.....	17
1.5. Matja	22
 2. STRUKTURA E MATERIES	 29
2.1. Vetitë fizike dhe kimike dhe ndryshimet fizike dhe kimike	30
2.2 Teoria korpuskulare dhe gjendjet agregate të materies.....	35
2.3. Ndryshimet në gjendjet agregate	37
2.4. Struktura e atomit.....	41
2.5 Molekulat dhe jonet.....	47
2. 6. Elementet, substancat dhe komponimet elementare	49
2.7. Përzierjet homogjene dhe heterogjene.....	54
2.8. Procedurat për ndarjen e përbërësve nga një përzierje	59
 3. SISTEMI PERIODIK I ELEMENTEVE.....	 67
3.1. Struktura e tabelës periodike të elementet.....	68
3. 2. Sistemi periodik i elementeve dhe struktura e atomit	72
3.3. Periodiciteti i vetive metalike/jometalike	73
 4. LIDHJET KIMIKE	 79
4.1. Lidhja jonike	80
4.2. Vetitë e përbërjeve jonike.....	85
4. 3. Lidhja kovalente jopolare dhe polare	87

34.4. Vetitë e substancave të ndërtuara në mënyrë kovalente	91
5. GRUPET THEMELORE TË PËRBËRJEVE INORGANIKE.....	95
5.1. Koncepti i oksideve dhe nomenklatura e oksideve	96
5.2. Ndarja e oksideve	99
5.3. Mënyrat për përfitimin e oksideve	100
5.4. Vetitë e oksideve	101
5.5. Nocioni dhe nomenklatura e hidroksideve	104
5.6. Mënyrat e përftimit të hidroksideve dhe vetitë e hidroksideve	106
5.7. Nocioni, ndarja dhe nomenklatura e acideve	112
5.8. Mënyrat për përfitimin e acideve.....	115
5.9. Vetitë dhe aplikimi i acideve.....	116
5.10. Nocioni i kripërave dhe ndarja e kripërave	124
5.11. Nomenklatura e kripërave.....	126
5.12. Mënyrat e përftimit të kripërave dhe reaksionet kimike të kripërat	129
5.14. Disa kripëra më të rëndësishme dhe aplikimi i tyre	133
6. BAZAT E LLOGARITJES KIMIKE.....	139
6.1. Masa atomike relative dhe masa molekulare relative	140
6.2. Llogaritja e masave molekulare relative	142
6.3. Sasia e substancës dhe moli	145
6.4. Sasitë molare.....	148
6.5. Llogaritja në bazë të sasisë së substancës dhe sasi molare.....	151
6.6. Llogaritja duke ndërlidhur numrin e njësive, masës dhe vëllimit përmes sasisë së substancës	154
7. KIMIA DHE MJEDISI	161
7.1. Vetitë e ujit, kuptimi dhe zbatimi i tij	162
7.2. Gëlqerori i ujit dhe mënjanimi i gëlqerorit nga uji	167

7.3. Ndotja e ujërave natyrore dhe pastrimi i ujit	169
7.4. Përbërja e ajrit, ndotja e ajrit dhe mbrojtja nga ndotja	172
7.5. Rëndësia e azotit për organizmat e gjallë dhe qarkullimi i tij në natyrë.....	177
7.6. Koncepti i plehrave, klasifikimi i plehrave dhe kuptimi dhe aplikimi i tyre	179
Fjalori i terminologjik.....	185