

Marina Stojanovska

KIMIA

PËR VITIN II

arsimi i gjimnazit

KIMIA

PËR VITIN II (e dytë)

arsimi i gjimnazit

Miratuar nga Ministria e Arsimit dhe Shkencës,
në bazë të Vendimit nr. 26-642/1, datë 21.5.2026.

Titulli original

ХЕМИЈА ЗА II (втора) ГОДИНА гимназиско образование

Botues

Litera Group, Shkup, 2026

Autore

Marina Stojanovska

Kryeredaktore

Ajnure Selmani

Redaktore

Samije Limani Musliu

Komisioni recensues nga MASH

Prof. dr. Natasha Ristovska

Prof. dr. Shemsedin Abduli

Nada Jankoviq

Përktheu nga maqedonishtja në shqip

Ahmed Jashari

Redaktim profesional

Ahmed Jashari

Redaktim gjuhësor

Gjylsime Zenuni Jashari

Fexhide Zeqiri

Dizajni

Litera Group - Rina Adili

Redaktim grafik dhe teknik

Litera Group

Shtypi

Polyesterday - Shkup

Tirazhi

2000

© 2026 Litera Group. Të gjitha të drejtat janë të rezervuara.

Ndalohet kopjimi, riprodhimi, regjistrimi, shpërndarja, vënia në dispozicion të publikut ose transmetimi i çfarëdo pjese të këtij libri shkollor, në çfarëdo forme ose me çfarëdo mjeti elektronik ose mekanik, pa autorizimin paraprak me shkrim të botuesit.

CIP - Каталогизација во публикација

Национална и универзитетска библиотека "Св. Климент Охридски", Скопје

373.5.016:54(075.3)=18

STOJANOVSKA, Marina

Kimia : për vitin ii (e dytë) arsimi i gjimnazit / Marina

Stojanovska ; përktheu nga maqedonishtja në shqip Ahmed Jashari. - Shkup

: Litera Group, 2026. - 208 стр. : илустр. ; 24 см

Превод на делото: ХЕМИЈА ЗА II (втора) ГОДИНА гимназиско образование. -

Речник на термини: 198-203. - Библиографија: стр. 206. - Регистри

ISBN 978-608-4855-93-4

COBISS.MK-ID 69275397

PËRMBAJTJA

PARATHËNIE	5
SI TA PËRDORNI KËTË LIBËR SHKOLLOR	6

1. SISTEMET DISPERSE

1.1. LLOJET E SISTEMEVE DISPERSE	10
SISTEMET HOMOGENE DHE HETEROGENE.....	10
LLOJET E SISTEMEVE DISPERSE	12
1.2. TRETËSIRAT DHE SHPREHJA E PËRBËRJES SË TRETËSIRAVE	15
TRETËSIRAT	15
MËNYRAT E SHREHJES SË PËRBËRJES SË TRETËSIRAVE	17
Përbërja cilësore dhe sasiore	17
Si shprehet përbërja sasiore?	17
PERGADITJA E TRETËSIRAVE	22
Përgatitja e tretësirës me pjesëmarrje të caktuar masore të substancës së ngurtë të tretur në tretës të caktuar	23
Përgatitja e tretësirës me përqendrim të caktuar sasiore ose masor të substancës së ngurtë të tretur në tretës.....	25
1.3. LLOJET E TRETËSIRAVE DHE TRETSHMËRIA.....	27
LLOJET E TRETËSIRAVE DHE TRETSHMËRIA..	27
FAKTORËT NGA TË CILËT VARET TRETSHMËRIA.....	30
1.4. ELEKTROLITET DHE DISOCIMI ELEKTROLITIK	35
TRETËSIRAT E ELEKTROLITEVE.....	35
DISOCIMI I ELEKTROLITEVE.....	38
Disocimi elektrolitik.....	38
Acidet dhe bazat sipas teorisë së disocimit elektrolitik	40
Shkalla e disocimit elektrolitik.....	41
DISOCIMI ELEKTROLITIK I UJIT DHE pH	44
1.5. REAKSIONET JONIKE	48
REAKSIONET JONIKE.....	48
Reaksionet jonike gjatë të cilave formohet komponim me tretshmëri të dobët (precipitat).....	48
Reaksionet jonike gjatë të cilave fitohet komponim me disocim të dobët	50
Reaksionet jonike gjatë të cilave krijohet gaz.....	50
EKUACIONET JONIKE	51
Test tematik	53
PËRMBLEDHJE.....	55

2. REAKSIONET DHE BARAZIMET KIMIKE

2.1 KLASIFIKIMI I REAKSIONEVE KIMIKE	58
REAKSIONET KIMIKE TË KTHYESHME DHE TË PAKTHYESHME	58
MUNDËSI TË TJERA PËR KLASIFIKIMIN E REAKSIONEVE KIMIKE	60
Reaksionet e sintezës (bashkimit)	60
Reaksionet e analizës	62
Reaksionet e zëvendësimit	64
Reaksionet e zëvendësimit të dyfishtë.....	65
Reaksionet e kondensimit	65
2.2 LLOGARITJET NË BAZË TË EKUACIONEVE KIMIKE	67
EKUACIONET KIMIKE.....	67
ARRITJA E REAKSIONIT KIMIK	69
LLOGARITJET KIMIKE NË BAZË TË EKUACIONEVE KIMIKE.....	73
Test tematik	78
PËRMBLEDHJE.....	79

3. NDRYSHIMET ENERGJETIKE GJATË PROCESEVE

3.1 ENERGJIA DHE SHKËMBIMI I ENERGJISË	82
ENERGJIA.....	82
SHKËMBIMI I ENERGJISË.....	85
3.2 EFEKTET TERMIKE NË PROCESET FIZIKE DHE KIMIKE	90
ENTALPIA DHE EFEKTET TERMIKE NË PROCESET FIZIKE DHE KIMIKE	90
LLOGARITJET KIMIKE QË PËRFSHIN EFEKTET TERMIKE	93
3.3 BARAZIMET TERMOKIMIKE	97
BRAZIMET TERMOKIMIKE	97
LLOGARITJA E EFEKTEVE TERMIKE TË REAKSIONEVE NË BAZË TË BARAZIMT TË DHËNË TERMOKIMIK	101
Test tematik	103
PËRMBLEDHJE.....	105

4. KINETIKA E REAKSIONEVE KIMIKE

4.1 SHPEJTËSIA E REAKSIONEVE

KIMIKE108

SHPEJTËSIA E REAKSIONEVE KIMIKE 108

Çka është shpejtësia e reaksionit kimik?..... 108

Si mund të matet në mënyrë eksperimentale shpejtësia e reaksionit? 113

FAKTORËT QË NDIKOJNË NË SHPEJTËSINË E REAKSIONEVE KIMIKE 116

Ndikimi i natyrës së substancave në shpejtësinë e reaksionit..... 116

Ndikimi i madhësisë së sipërfaqes së reaktantit në gjendje agregate të ngurtë në shpejtësinë e reaksioneve kimike..... 116

Ndikimi i përqendrimit të reaktantëve në shpejtësinë e reaksioneve kimike..... 118

Ndikimi i temperaturës në shpejtësinë e reaksioneve kimike..... 120

Ndikimi i katalizatorit në shpejtësinë e reaksioneve kimike..... 122

4.2 TEORIA E PËRPLASJES DHE TEORIA E KOMPLEKSIT TË AKTIVIZUAR124

TEORIA E PËRPLASJEVE 124

TEORIA E KOMPLEKSIT TË AKTIVIZUAR ... 126

4.3 KATALIZA130

KATALIZATORËT DHE REAKSIONET

KATALITIKE 130

Katalizatorët dhe inhibitorët 130

Reaksionet katalitike dhe kataliza 132

Mekanizmi i veprimit të katalizatorëve 132

RËNDËSIA DHE ZBATIMI I

KATALIZATORËVE 135

Katalizatorët në industri 136

Biokatalizatorët 138

Reaksionet fotokatalitike..... 139

Test tematik 141

PËRMBLEDHJE..... 143

5. EKUILIBRI KIMIK

5.1 EKUILIBRI KIMIK.....146

EKUILIBRI KIMIK 146

PARAQITJA E REAKSIONEVE KIMIKE

NË GJENDJE TË EKUILIBRIT KIMIK..... 149

5.2 KONSTANTA E EKUILIBRIT KIMIK154

KONSTANTA E EKUILIBRIT KIMIK 154

LLOGARITJET KIMIKE NË BAZË TË

KONSTANTËS SË EKUILIBRIT KIMIK..... 157

5.3 ZHVENDOSJA E EKUILIBRIT KIMIK...160

FAKTORËT QË NDIKOJNË NË 160

EKUILIBRIN KIMIK 160

Ndikimi i ndryshimit të përqendrimit të substancave pjesëmarrëse në ekuilibrin kimik 160

Ndikimi i ndryshimit të presionit ndaj ekuilibrin kimik..... 161

Ndikimi i ndryshimit të temperaturës në ekuilibrin kimik..... 163

PARIMI I LE SHATELIESE DHE TË

BRAUNIT 165

Test tematik 169

PËRMBLEDHJE..... 171

6. REAKSIONET OKSIDO-REDUKTUESE

6.1 NUMRAT OKSIDUES174

NUMRAT OKSIDUES 174

PËRCAKTIMI I NUMRAVE TË OKSIDIMIT ... 175

6.2 REAKSIONET E OKSIDO-REDUKTIMIT178

REAKSIONET REDOKS..... 178

Oksidimi dhe reduktimi..... 178

Mjetet oksiduese dhe reduktuese 179

BARAZIMI I REAKSIONEVE REDOKS 184

6.3 VARGU ELEKTROKIMIK I METALEVE188

VARGU ELEKTROKIMIK I METALEVE 188

TESTIMI I VARGUT ELEKTROKIMIK TË

METALEVE..... 191

Test tematik 195

PËRMBLEDHJE..... 197

FJALOR TERMINOLOGJIK198

INDEKSI ALFABETIK204

LITERATURA E SHFRYTËZUAR206

PARATHËNIE

Ky libër shkollor i Kimisë është kushtuar kryesisht për nxënësit e vitit të dytë të shkollës së mesme, dhe gjithashtu përfaqëson një mbështetje të rëndësishme për profesorët e kimisë, duke mundësuar mësimdhënie interaktive dhe kërkimore të orientuar drejt nxënësve. Qëllimi i tij kryesor është të stimulojë kuriozitetin dhe të kuptuarit e kimisë si një shkencë kyçe me një rol të rëndësishëm në jetën e përditshme dhe zhvillimin e qëndrueshëm. Libri shkollor është zhvilluar në përputhje me kurrikulën e kimisë për vitin e dytë të shkollës së mesme dhe mbi konceptin e shkrimit të teksteve shkollore, dhe ndjek qasjet moderne pedagogjike dhe njohuritë më të fundit shkencore. Përmbajtja e tij përfshin parimet e përfshirjes, barazisë dhe arsimit cilësor, me qëllim promovimin e të nxënësve aktiv dhe mësimi gjatë gjithë jetës.

Përmbajtja është e organizuar në njësi tematike logjike që përshtaten me moshën dhe njohuritë e mëparshme të nxënësve, duke përdorur terminologji që është e përshtatshme për zhvillimin e tyre kognitiv dhe nivelin e të kuptuarit. Në temën e parë *Sistemet Disperse*, nxënësit njihen me llojet e ndryshme të sistemeve disperse, duke i kushtuar vëmendje të veçantë tretësirave dhe ndikimit të faktorëve të ndryshëm në tretshmërinë e substancave. Një pjesë integrale të kësaj teme janë edhe konceptet që lidhen me elektrolitet dhe disocimin e elektroliteve. Nxënësit kuptojnë si të shkruajnë ekuacionet jonike dhe të kryejnë llogaritje që lidhen me shprehjen e përbërjes së tretësirave. Tema e dytë, *Reaksionet Kimike dhe Ekuacionet Kimike*, mbulon klasifikimin e reaksioneve kimike dhe llogaritjet e bazuara në ekuacionet kimike. Tema e tretë, *Ndryshimet e Energjisë në Procese*, shpjegon llojet e ndryshme të sistemeve dhe këmbimin e energjisë, d.m.th. efektet termike në proceset fizike dhe kimike. Përmes shembujve, nxënësit mësojnë të paraqesin dhe interpretojnë ekuacionet termokimike të reaksioneve të ndryshme ekzotermike dhe endotermike dhe të kryejnë llogaritjet e duhura. Tema e katërt, *Kinetika e Reaksioneve Kimike*, u referohet koncepteve që lidhen me shpejtësinë e reaksioneve dhe shpjegimit të faktorëve që ndikojnë në shpejtësinë e reaksioneve kimike duke përdorur teorinë e përplasjes dhe teorinë e kompleksit të aktivizuar. Nxënësit fitojnë njohuri bazë rreth katalizatorëve, kuptimit dhe zbatimit të tyre. Në temën e pestë, *Ekuilibri Kimik*, nxënësit njihen me natyrën dinamike të ekuilibrit kimik, me theks të veçantë në ndikimin e ndryshimeve në përqendrimin e pjesëmarrësve, temperaturës dhe presionit në ekuilibrin kimik dhe parimin e Le Chatelier-it (Le Chatelier) dhe Braun-it (Brown). Tema e fundit, *Proceset e Oksidimit-Reduktimit*, mbulon rregullat për përcaktimin e numrave të oksidimit, reaksionet redoks dhe lidhshmëria e tyre me vargun elektrokimik të metaleve.

Në librin shkollor, konceptet dhe proceset kryesore kimike trajtohen përmes ilustrimeve dhe shembujve nga jeta e përditshme dhe përmes aktiviteteve praktike, duke e bërë të nxënësve më të kuptueshëm dhe më të afërt me nxënësit. Theks i veçantë i vihet zhvillimit të aftësive kërkimore dhe të menduarit analitik, me aktivitete që synojnë zbatimin praktik të njohurive. Këto aktivitete inkurajojnë shpirtin kërkimor dhe kuriozitetin e nxënësve përmes të nxënësve nga përvoja, ku ata inkurajohen të vëzhgojnë, të eksperimentojnë dhe të nxjerrin përfundime.

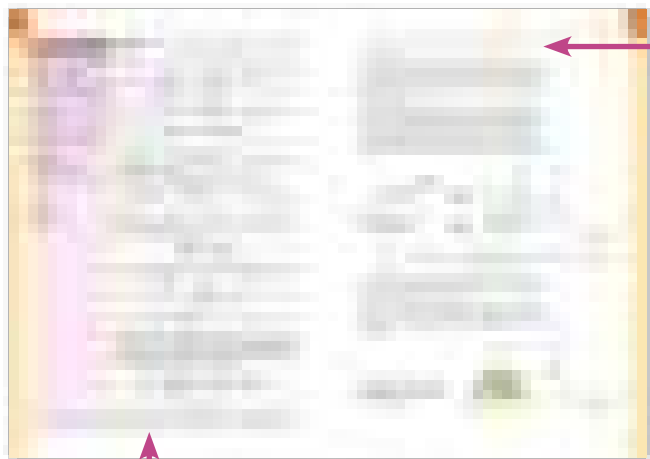
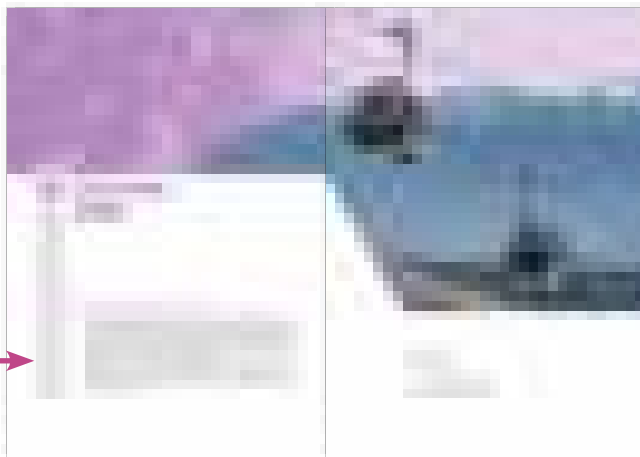
Në fund të çdo njësie mësimore dhe kapitulli tematik, përfshihen pyetje për të testuar njohuritë, të hartuara në përputhje me nivelet e Taksonomisë së Bllum-it (Bloom). Përmes aktiviteteve kërkimore, analizës dhe zbatimit praktik, nxënësit zhvillojnë në mënyrë aktive njohuritë dhe aftësitë e tyre. Në fund, teksti shkollor përmban: një fjalor termesh, një indeks alfabetik dhe një listë të literaturës së përdorur.

Mirënjohje e singertë u drejtohet recensentëve dhe redaktorit për kontributin e tyre të rëndësishëm në përmirësimin e cilësisë së tekstit shkollor.

SI TA PËRDORNI KËTË LIBËR SHKOLLOR

Ky libër shkollor përmban disa elemente strukturore që dallohen vizualisht nga njëri-tjetri. Ky udhëzues i shkurtër do t'ju ndihmojë të orientoheni më lehtë në librin shkollor, ta kuptoni atë dhe të përdorni në mënyrë efektive pjesët e ndryshme që përmban, duke lehtësuar kështu procesin e të nxënës dhe zbatimin e njohurive të fituara.

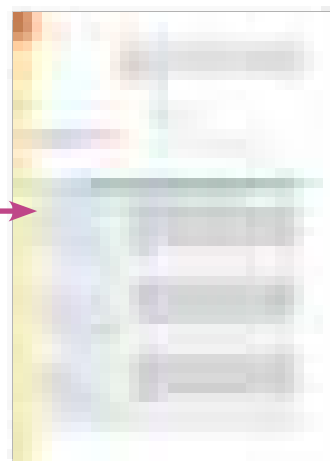
Faqet hyrëse të secilës temë ofrojnë përmbajtje që është në përputhje me kurrikulat dhe standardet, si dhe me rezultatet e pritura të të nxënës.

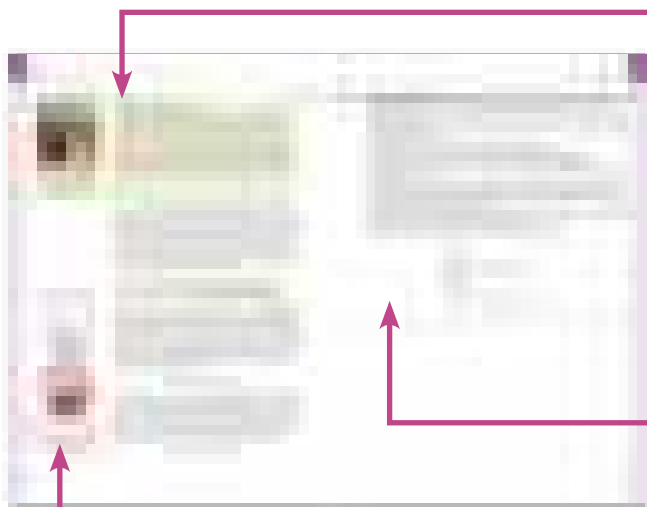


Teksti kryesor trajton idetë kryesore dhe lidh konceptet në një mënyrë të qartë, duke kontribuar kështu në një përvetësim më të qartë dhe më efikas të përmbajtjes së re. Njësitë mësimore janë të ndara në njësi më të vogla, të strukturuar logjikisht me nëntituj të përshtatshëm, gjë që lehtëson të kuptuarit dhe ndihmon në organizimin e informacionit. Në të gjithë tekstin shkollor, termat dhe përkufizimet më të rëndësishme janë theksuar vizualisht me shkronja të trasha. Përveç kësaj, teksti kryesor përfshin **shembuj të zgjidhur**, të shënuar qartë për ta bërë më të lehtë për ju të ndiqni përmbajtjen dhe të kontribuoni në një kuptim më të thellë të temave të trajtuara.

Përveç tekstit kryesor, libri shkollor përfshin edhe **tekste shpesh** që plotësojnë dhe pasurojnë temën. Ato do t'ju ofrojnë një kuptim më të detajuar të materialit, do të nxisin kuriozitetin tuaj dhe do t'ju inkurajojnë të eksploronë më tej.

Në pjesët **Mëso më shumë** janë përfshirë informacione shpesh, fakte interesante, biografi dhe shembuj nga jeta e përditshme që do t'ju ndihmojnë të zgjeroni njohuritë tuaja dhe të shihni zbatimin e kimisë në botën reale. Kjo përmbajtje nuk është e detyrueshme për t'u përvetësuar, por shërben si një shpesh nëse doni të eksploronë më shumë.



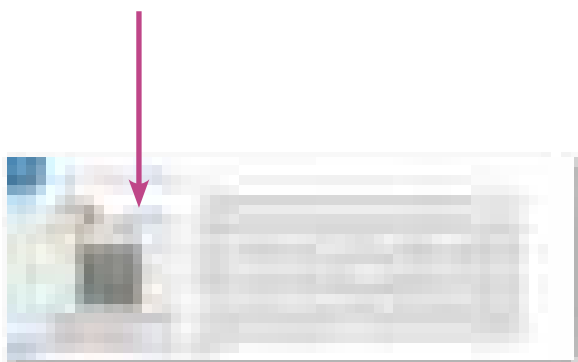


Në pjesën ***Eja të hulumtojmë*** ofrohen eksperimente për punë individuale ose në grup. Përpara se të filloni eksperimentet, është e rëndësishme të njiheni me substancat dhe pajisjet dhe të ndiqni gjithmonë masat paraprake të sigurisë. Ju duhet të shënoni rregullisht vëzhgimet, rezultatet dhe përfundimet tuaja në ditarin tuaj laboratorik.

Ky libër shkollor përmban:

Elemente vizuale dhe ilustrime grafike të përzgjedhura me kujdes dhe të përshtatura për mënyra të ndryshme të të kuptuarit dhe përvetësimit të njohurive. Ato do t'ju ndihmojnë të kuptoni përmbajtjen abstrakte më lehtë dhe do t'ju inkurajojnë të mendoni logjikisht.

Programe simuluese që e bëjnë mësimdhënien më dinamike dhe interaktive dhe e përshtatin përmbajtjen me ritmin dhe nevojat tuaja arsimore.



Pyetje dhe aktivitete për punë të pavarur, të hartuara për të inkurajuar mendimin kritik dhe zbatimin praktik të njohurive në situata të përditshme. Ato do t'ju udhëheqin drejt një kuptimi më të thellë përmes analizës, lidhjeve dhe të menduarit nga perspektiva të ndryshme.

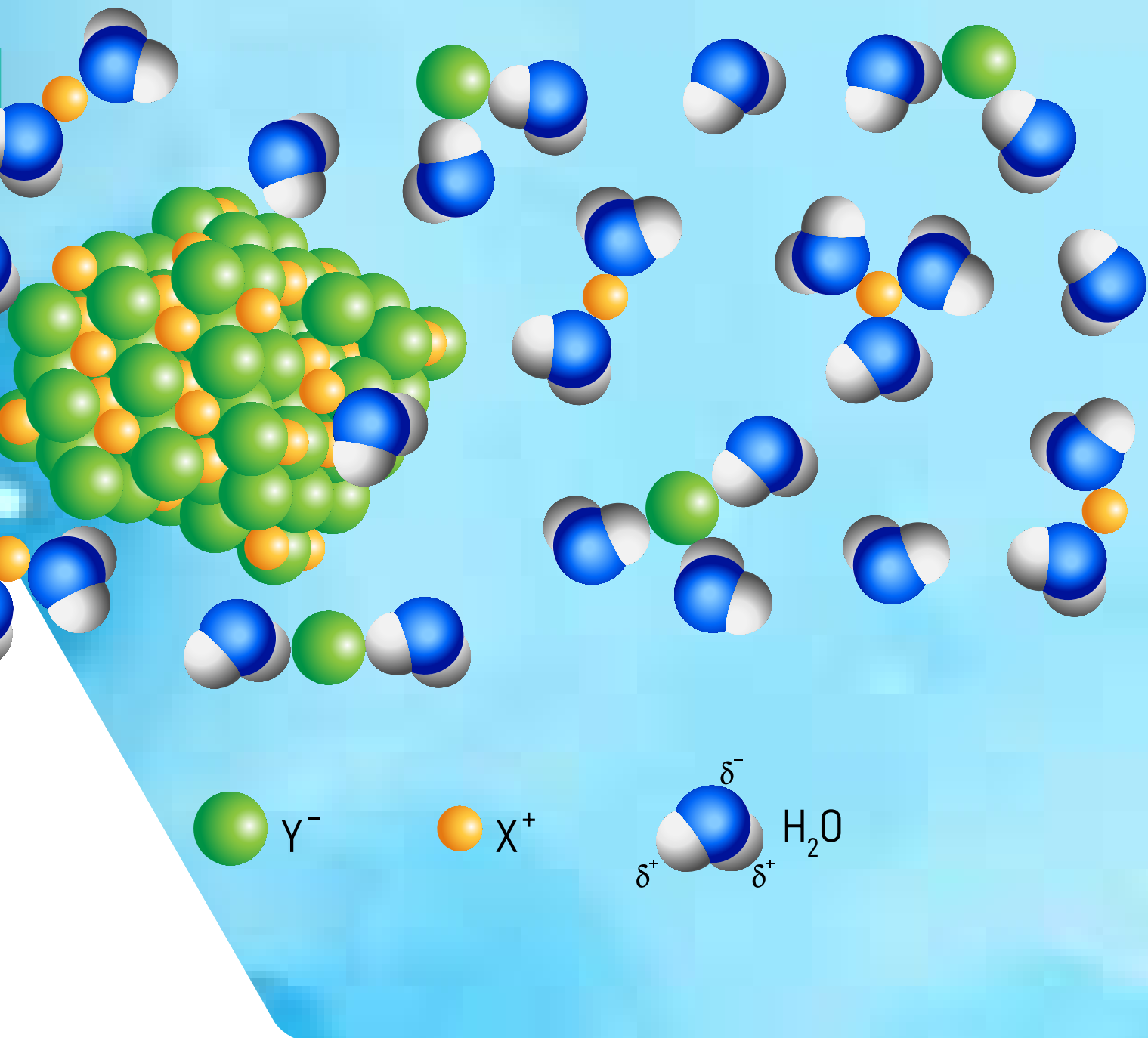


Në pjesën **Përmbledhje** nxjerr në pah konceptet, përkufizimet dhe rregullat më të rëndësishme që do t'ju ndihmojnë ta kuptoni dhe ta përsërisni përmbajtjen më lehtë.

1. SISTEMET DISPERSE

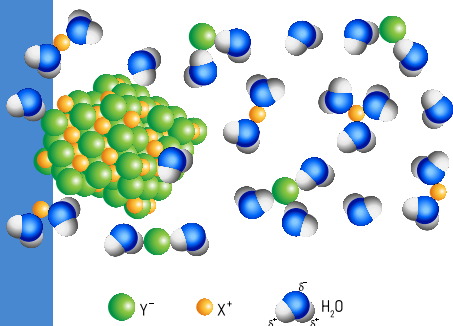
Pas mësimit të kësaj teme, do të jeni në gjendje të:

- klasifikoni sistemet disperse, të dalloni komponentet në sistemet disperse dhe të jepni shembuj të llojeve të ndryshme të sistemeve disperse;
- dalloni përbërësit në një tretësirë, të shprehni dhe të llogaritni përbërjen sasiore të tretësirave nëpërmjet raporteve, pjesëmarjeve dhe përqendrimeve, si dhe të përgatitni tretësira me pjesëmarje të caktuar të masës, ose me një përqendrim të caktuar sasiar/masor të substancave të ngurta të tretura në një tretësirë;
- dalloni tretësirat e pangopura, të ngopura dhe të tejngopura, të shpjegoni tretshmërinë dhe ndikimin e faktorëve të ndryshëm në tretshmërinë e substancave, të interpretoni dhe paraqitni lakoret e tretshmërisë dhe të zgjidhni probleme që lidhen me tretshmërinë duke përdorur të dhëna nga lakoret e tretshmërisë;
- dalloni elektrolitet nga joelektrolitet, të shpjegoni shkaqet dhe procesin e disocimit elektrolitik dhe përcjellshmërinë e rrymës elektrike, të paraqitni disocimin elektrolitik të elektroliteve me ekuacione kimike dhe të bëni dallimin midis elektroliteve të forta dhe të dobëta dhe acideve e bazave sipas teorisë së disocimit elektrolitik;
- përcaktoni një reaksion jonik, ti përcaktoni kushtet për të ndodhur një reaksion jonik dhe ti paraqitni reaksionet jonike me ekuacione.



PËRMBAJTJA:

- 1.1. Llojet e sistemeve disperse
- 1.2. Tretësirat dhe shprehjet e përbërjes së tretësirave
- 1.3. Llojet e tretësirave dhe tretëshmëria
- 1.4. Elektrolitet dhe disocimi elektrolitik
- 1.5. Reaksionet jonike



Nocionet:

sistem, sistem homogjen, sistem heterogjen, sistem dispers, substanca e dispersuar/faza e dispersuar, mjedis dispers, sistem dispers i vrazhdë, sistem dispers koloidal, sistem/tretësirë disperse molekulare, aerosol, emulsion, suspnzion, shkumë.

1.1. LLOJET E SISTEMEVE DISPERSE

SISTEMET HOMOGENE DHE HETEROGENE

Në jetën e përditshme, hasim vazhdimisht përzierje të ndryshme: ajër, shkëmbinj, aliaze, uthull, qumësht etj. Këto dhe lloje të tjera sistemesh janë gjithashtu objekt kërkimi në laboratorët kimik, siç është tretësira e hidrosidit të natriumit, përzierja e hekurit dhe sqfurit etj.

Kur vëzhgohet një sistem, shpesh mund të vërehen sipërfaqe kufitare midis komponentëve individual. Sisteme të tilla quhen **sisteme heterogjene**. Shembuj të sistemeve të tilla janë xehet, toka, tymi në ajër, përzierja e vajit dhe ujit, etj. Nga ana tjetër, sistemet homogjene janë ato në të cilat nuk ka kufij midis komponentëve individual, siç janë uthulla, uji i detit, ajri, stolitë prej ari, etj.



Figura 1.1 Sistemet heterogjene në mjedisin tonë

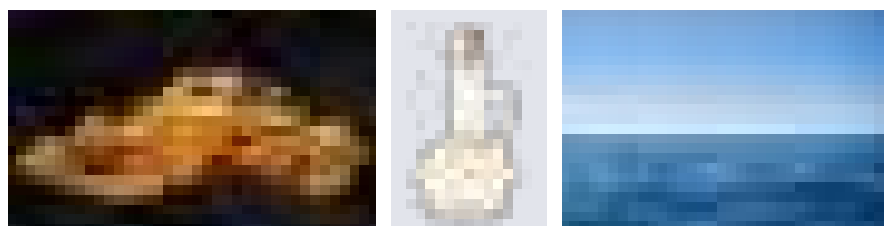


Figura 1.2 Sistemet homogjene në mjedisin tonë

Aktivitet

Mendoni dhe jepni një shembull të një sistemi heterogjen të përbërë vetëm nga një substancë e pastër!

Në sistemet heterogjene, mund të dallohen pjesë që janë homogjene në vetvete. Një pjesë e tillë homogjene e një sistemi heterogjen që është në kontakt me një pjesë tjetër, por është e ndarë nga kufij të përcaktuar në mënyrë të qartë, quhet **fazë**. Kështu, përzierja e vajit dhe ujit është një sistem heterogjen, i përbërë nga dy faza që në të vërtetë përfaqësojnë përbërësit e veçantë (uji dhe vaji).



Figura 1.3 Sistem heterogjen: vaj dhe ujë



EJA TË HULUMTOJMË

Përgatitja e sistemeve homogjene dhe heterogjene

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: tre gota laboratorike 100 mL, ujë i distiluar, sheqer, qumësht pluhur, miell, lazer diodë, dy lugë çaji, tre shufra qelqi, mantel, syze mbrojtëse, doreza.

Ecuria: Vendosni 40-50 mL ujë të distiluar në secilën gotë laboratorike. Shtoni pak sheqer në gotën e parë, pak qumësht pluhur në të dytën dhe pak miell në të tretën. Përzieni përzierjet me shufrat e qelqit. Drejtoni rrezen e dritës nga lazeri drejt anës së secilës gotë! Çfarë ndodh me rrezen e lazerit në secilin prej tre rasteve? Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Nga eksperimenti mund të konkludohet se rrezja e lazerit mund të vërehet vetëm në sistemet heterogjene (përzierja e ujit me qumësht dhe uji me miell). Kjo ndodh si rezultat i shpërndarjes së dritës që kalon nëpër sisteme të tilla. Ky fenomen quhet **efekti i Tindall-it** (Tyndall) dhe është një nga treguesit më të rëndësishëm që sistemi është heterogjen, domethënë që në të ka grimca më të mëdha të cilat mund të shpërndajnë dritën.



Figura 1.4 Xhon Tindall
(John Tyndall, 1820 – 1893)

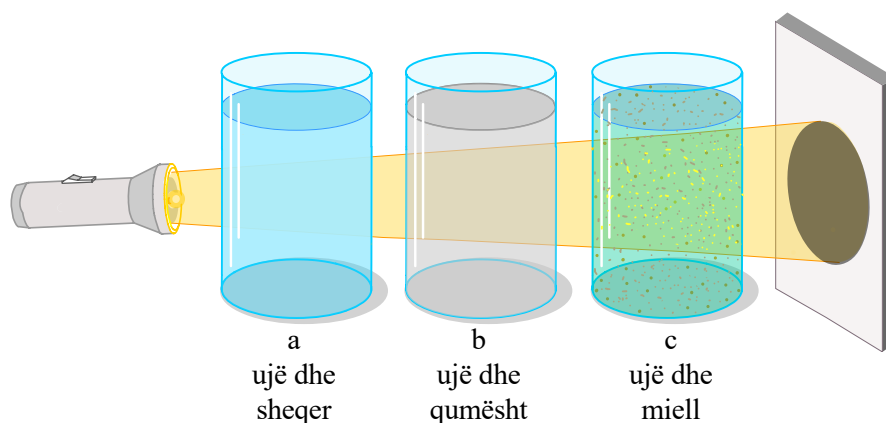


Figura 1.5 Rrezja e dritës është e dukshme nëse sistemi është heterogjen



Figura 1.6 Shpërndarja e dritës si rezultat i efektit të Tindall-it

**Mendo dhe përgjigju:**

1. Cili është dallimi midis sistemeve homogjene dhe heterogjene?
2. Klasifikoni sistemet e mëposhtme si homogjene ose heterogjene:
 - a) rërë dhe ujë
 - b) bronzë
 - c) krip dhe sheqer
 - d) gjak
 - e) tretësirë e acidit sulfurik

LLOJET E SISTEMEVE DISPERSE

Kur një ose më shumë faza të një sistemi shpërndahen në të gjithë fazën tjetër, kemi të bëjmë me një sistem dispers. Përkufizimi i përgjithshëm i sistemeve disperse është:

Sistemet disperse janë sisteme në të cilat grimcat e një ose më shumë substancave janë të shpërndara (të dispersuara) nëpër grimcat e një substance tjetër.

Substanca që shpërndahet në një substancë tjetër quhet **substanca e dispersuar** ose **faza e dispersuar**, ndërsa substanca nëpër të cilën shpërndahen grimcat quhet **mjedis dispersiv**.

Sistemet disperse mund të klasifikohen në mënyra të ndryshme. Për shembull, në bazë të gjendjes agregate të substancës së shpërndarë (fazës së dispersuar) dhe mjedisit dispersiv, flasim për emulsion, suspension, shkumë, aerosol, etj.

Tabela 1.1. Klasifikimi i sistemeve disperse sipas gjendjes agregate të fazës së dispersuar dhe mjedisit dispersiv

Sistemi dispers	Faza e dispersuar	Mjedis dispersiv	Shembuj
Emulsion	E lëngët	E lëngët	Vaj në ujë, majonezë
Suspension	E ngurtë	E lëngët	Ujë i turbullt, lëng i trashë, shkumës në ujë
Shkuma	E gaztë	E lëngët	Krem
Aerosol	E lëngët	E gaztë	Mjegull
	E ngurtë	E gaztë	Tymi, pluhuri i çimentos

Megjithatë, më shpesh klasifikimi i sistemeve disperse bëhet sipas madhësisë së grimcave të substancës së dispersuar. Në varësi të madhësisë së tyre, **sistemet disperse ndahen në: sisteme me dispersim të vrazhdë, sisteme koloide-disperse dhe sisteme (tretësira) molekulare-disperse.**

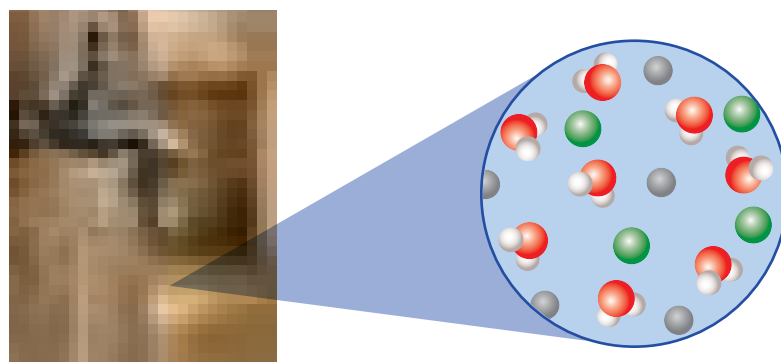


Figura 1.7 Uji i rubinetit nuk është substancë e pastër, por tretësirë

Tabela 1.2. Uji i rubinetit nuk është substancë e pastër, por tretësirë.

Lloji i sistemit dispers	Sistemi dispers i vrazhdë	Sistemi dispers koloidal	Sistemi dispers molekular
Madhësia e grimcave të substancës së dispersuar	$> 1000 \text{ nm}$	$1 - 1000 \text{ nm}$	$< 1 \text{ nm}$
Pamja e sistemit	jo-uniform; grimcat mund të shihen me mikroskop ose edhe me sy të lirë	duket uniform; grimcat nuk janë të dukshme me sy të lirë ose me mikroskop të zakonshëm, por janë mjaftueshëm të mëdha për të shpërndarë dritën	uniform; grimcat nuk janë të dukshme sepse janë shumë të vogla (molekula ose jone)
Shembuj	rërë në ujë, argjilë në ujë, vaj dhe ujë	qumësht, majonezë, xhelatinë, të bardhë veze	një tretësirë sheqeri ose kripë në ujë, ajër
Lloji i sistemit	heterogjen	heterogjen	homogjen

Vlerat për madhësinë e grimcave të substancës së shpërndarë janë të përafërta dhe nuk mund të nxirren kufij të mprehtë. Sipas rekomandimeve të IUPAC, ka përjashtime dhe përkufizimi nuk duhet të konsiderohet si një rregull i rreptë. Ajo që është e qartë është se sistemet disperse të vrazhda dhe ato koloidale ndryshojnë nga tretësirat (sistemet disperse molekulare), ku faza e dispersuar dhe mjedisi dispers formojnë një sistem homogjen.

Sistemet disperse të vrazhda janë të paqëndrueshme dhe fazat homogjene ndahen shpejt prej tyre. Kështu, gjatë përzierjes intensive të vajit dhe ujit, formohet një sistem dispers i vrazhdë (**emulsion**), në të cilin pikat e vajit shpërndahen nëpër pikat e ujit. Nëse ky emulsion lihet të qëndrojë në një kohë të caktuar, vaji dhe uji do të ndahen në dy faza homogjene me kufi të qartë dhe të dukshëm. Për të parandaluar ndarjen, në sistem mund të shtohet një emulgator - një substancë që stabilizon sistemin dispers të vrazhdë.

Një shembull tjetër i një sistemi dispers të vrazhdë është **suspension**. Kur balta përzihet në ujë, fitohet suspension, në të cilin grimcat e substancës së ngurtë shpërndahen në tërë ujin (mjedis dispers i lëngshëm). Kur sistemi qëndron për një kohë, grimcat e ngurta bien (sedimentojnë) në fund të enës. Faza e ngurtë mund të ndahet nga faza e lëngshme me anë të filtrimit për shkak të ndryshimit të madhësisë së grimcave të përbërësve.

Organizata shkencore ndërkombëtare IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry / Bashkimi Ndërkombëtar i Kimisë së Pastër dhe të Aplikuar) standardizon nomenklaturën kimike, terminologjinë dhe njësitë e matjes, në mënyrë që kimistët në të gjithë botën të përdorin të njëjtën gjuhë, të qartë dhe të saktë.

Aktivitet



Hulumtoni më shumë rreth kimisë së emulgatorëve! Në cilën mënyrë këto substanca u mundësojnë lëngjeve të patretshme, siç janë vaji dhe uji, të përzihen? Zbuloni gjithashtu pse vezët përdoren si emulgator në përgatitjen e brumit dhe përzierjeve të tjera për pjekje!



Figura 1.8 Baltë në ujë - një shembull i sistemit dispers të vrazhdë (suspension)

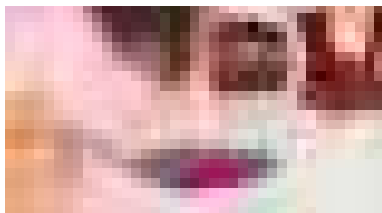


Figura 1.9 Suspension farmaceutik: shurup për përdorim oral që duhet të përzihet para përdorimit

Sistemet disperse koloidale hasen edhe në jetën e përditshme. Disa shembuj janë renditur në Tabelën 1.3.

Tabela 1.3. Shembuj të sistemeve disperse koloidale

Faza e dispersuar	Mjedisi dispers	Shembull
Gaz	I lëngët	Krem, shkumë rroje
Gaz	I ngurtë	Polistiren-stiropor, tapë (shkumë e ngurtë)
Lëng	I gaztë	Mjegull (aerosol)
Lëng	I lëngët	Qumësht, kremra, majonezë (emulsion)
Lëng	I ngurtë	Gjalp
Ngurtë	I lëngët	Xhelatinë, argjend koloidal në ujë



Aktivitet

Hulumtoni se çfarë lloj i sistemit dispersiv është gjaku!

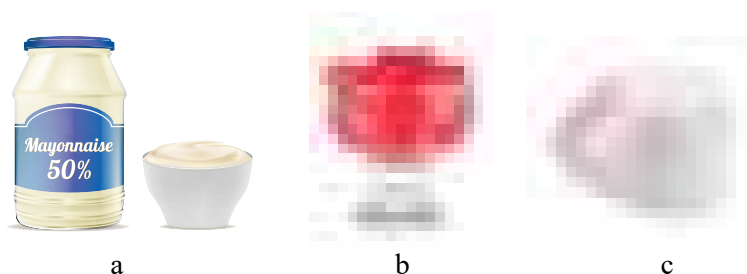


Figura 1.10 Sistemet koloidale-disperse në jetën e përditshme: majonezë (a), xhelatinë (b) dhe kremra (c)

Mendo dhe përgjigju:

- Si mund të klasifikohen sistemet disperse?
- A mund të ketë sistem heterogjen në të cilin substanca e gaztë është e shpërndarë në mes të gaztë? Shpjegoni!
- Ajshe dhe Marko shqyrtuan tre mostra. Ata vëzhguan vetitë e tre sistemeve në aspektin e pamjes, tendencës për të precipituar dhe shpërndarjes së dritës (efekti Tindall). Ata i përmbledhën rezultatet e paraqitura në tabelën e mëposhtme:

Mostra	Ngjyra	Pamja	Prirja për sedimentim	Efekti Tindall
1.	e gjelbër	uniforme	jo	jo
2.	e bardhë	jo uniforme	po	po
3.	e hirtë	uniforme	jo	po

Bazuar në rezultatet e tyre, përcaktoni:

- cila mostër është suspension
- cila mostër është tretësirë
- cila mostër është koloidale

Shpjegoni përgjigjen tuaj!



1.2. TRETËSIRAT DHE SHPREHJA E PËRBËRJES SË TRETËSIRAVE

TRETËSIRAT

Tretësirat janë një pjesë e rëndësishme e jetës sonë dhe përdoren çdo ditë. Për shembull, një tretësirë fitohet nëse granulat Cedevita treten në ujë, nëse në çaj shtohet sheqer etj. Uji i detit është një shembull tjetër i një tretësire. Tretësirat përdoren edhe në mjekësi, siç është tretësira fiziologjike dhe tretësira për infuzion.

Kur një substancë tretet në ujë, mund të duket sikur është zhdukur, por në fakt grimcat nga të cilat është ndërtuar janë shpërndarë midis grimcave të ujit dhe kanë formuar një lëng të qartë (transparent ose me ngjyrë) të quajtur tretësirë. Në fakt, sistemet disperse-molekulare ndryshe quhen tretësira.

Tretësirat janë përzierje homogjene në të cilat një ose më shumë substanca shpërndahen në mënyrë të barabartë në të gjithë substancën tjetër.

Meqenëse tretësirat janë përzierje homogjene, mund të konkludohet se ato përbëhen nga një fazë e vetme. Megjithatë, në një tretësirë zakonisht ka dy përbërës kryesorë:

- Substanca që tretet quhet **substancë e tretur** dhe grimcat e saj janë më të vogla se 1 nm.
- Substanca në të cilën treten substanca tjera njihet si **tretës**. Tretësi është një substancë që, kur është e pastër, ka të njëjtën gjendje agregate si tretësira që rezulton, dhe zakonisht është e pranishme në sasi më të mëdha.

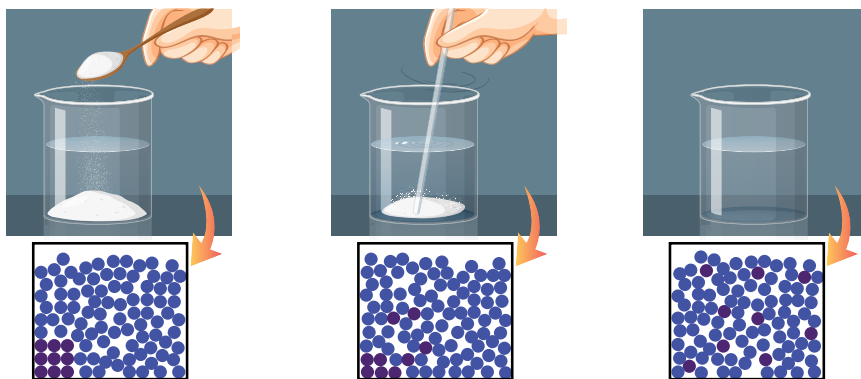
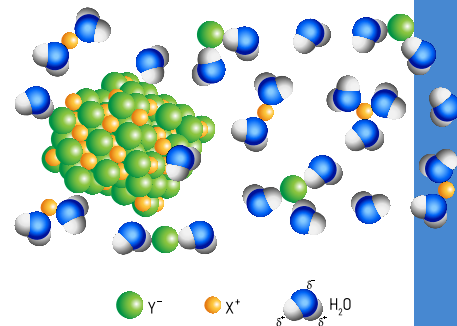


Figura 1.11 Tretja e sheqerit (substancë e tretur) në ujë (tretës)

Uji është tretësi më i sigurt dhe më i përdorur. Ai ka një rëndësi të madhe në laboratorët e kimisë, i cili gjithashtu luan një rol vendimtar në organizmat e gjallë, meqenëse qelizat përbëhen kryesisht nga uji. Edhe pse tretësi më i zakonshëm është uji, megjithatë ndonjëherë si tretës përdoret edhe alkooli, acetoni dhe shumë substanca të tjera.



Nocionet:

tretës, substancë e tretur, tretësirë, raport sasi/molar, raport numerik, raport mase, raport vëllimor, raport sasi/molar, pjesëmarrje numerike, pjesëmarrje mase, pjesëmarrje vëllimore, përqendrim sasi/molar, përqendrim numerik, përqendrim masor, përqendrim vëllimor, molalitet.

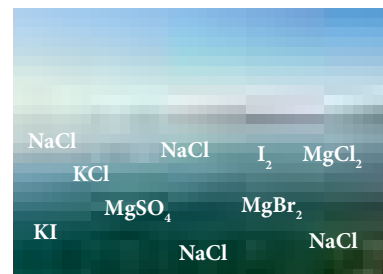


Figura 1.12 Uji i detit parqet një tretësirë

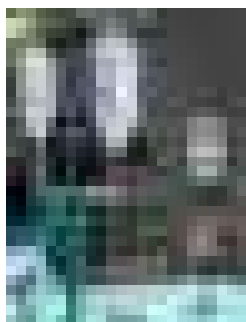


Figura 1.13 Tretësitat kanë përdorim të gjërë

Disa substanca treten kur përzihen me ujë. Substancat e tilla i quajmë të tretshme në ujë, dhe aftësia e tyre për t'u tretur quhet *tretshmëri*. Disa substanca treten në disa tretës, ndërsa në tretës të tjerë ato nuk treten. Nëse një substancë do të tretet në një tretës të caktuar varet kryesisht nga natyra e tretësit dhe e substancës që tretet. Shpesh thuhet se **"e ngjashmja tretet në të ngjajshme"**, që do të thotë se ekziston një ngjashmëri në lidhjet kimike ose bashkëveprimet që ekzistojnë midis grimcave që përbëjnë tretësin dhe substancën e tretur. Kështu, komponimet jopolare treten në tretës jopolarë, dhe komponimet polare dhe jonike në tretës polarë. Për shembull, kripa e tryezës (një komponim jonik) tretet në ujë (tretës polar), por jo në vaj (tretës jopolar).

Në procesin e tretjes, më shpesh nuk ndodh asnjë ndryshim kimik, kështu që substanca e tretur mund të ndahet nga tretësi relativisht thjesht me anë të metodave fizike.

Tretësitat e lëngshme hasen më shpesh, por ka tretësira në gjendje të gaztë (si ajri) dhe në gjendje të ngurtë (si, për shembull, një unazë ari, e cila është një përzierje ari dhe një metal tjetër). Tabela 1.4 jep lloje të ndryshme të tretësirave në lidhje me gjendjen agregate të substancës së tretur dhe tretësit.

Tabela 1.4. Lloje të ndryshme të tretësirave në lidhje me gjendjen agregate të substancës së tretur dhe tretësit

Gjendja agregate		Shembull i tretësirës
Substanca e tretur	Tretësi	
Gaz	Gaz	ajër
Gaz	Lëng	ujë mineral - ujë
Lëng	Lëng	etanol në ujë
Ngurtë	Lëng	uji i detit
Gaz	Ngurtë	hidrogjeni në paladium
Lëng	Ngurtë	amalgam dhëmbi
Ngurtë	Ngurtë	bronzi

Mendo dhe përgjigju:

1. Me cilin emër njihet substanca e dispersuar dhe me cilin emër njihet mjedisi dispers në sistemet molekulare-disperse?
2. Në çfarë gjendjeje agregate është secila prej tretësirave të listuara në Tabelën 1.4?
3. Analizoni dhe përcaktoni se cili është tretësi dhe cila është substanca e tretur në tretësitat e mëposhtme:
 - a) tretësirë fiziologjike
 - b) tinktura e jodit
 - c) ujë i thartë (ujë me gaz)
 - d) uthull
 - e) antifriz



MËNYRAT E SHREHJES SË PËRBËRJES SË TRETËSIRAVE

Përbërja cilësore dhe sasiore

Substancat ndahen në substanca të pastra dhe përzierje. Pavarësisht nga lloji i substancës, është e rëndësishme të dihet përbërja e tyre, sepse vetitë dhe zbatimi i tyre varen prej saj. Njohja e përbërjes është e rëndësishme për përgatitjen e tretësirave, për të kuptuar përbërjen e ushqimit, barnave dhe shumë përzierjeve të tjera që përdorim çdo ditë.

Kur përcaktojmë se cilat substanca përfshihen në përbërjen e një përzierjeje, pa i kushtuar vëmendje sasisë së tyre, atëherë flasim për përbërje cilësore. Kështu, mund të thuhet se uji i detit përmban ujë dhe kripë, ajri përmban oksigjen, azot dhe dioksid karboni, uthulla përmban ujë dhe acid acetik, dhe barnat duhet të përmbajnë një përbërës aktiv të caktuar. Për të marrë informacion në lidhje me përbërjen cilësore, duhet të përgjigjemi në pyetjet *çfarë* ose *cili/cilët*.

Megjithatë, shpesh nuk mjafton të dihet vetëm se çfarë përmban një sistem, por edhe **sa ka prej secilit përbërës. Kur përcaktohet sasia, atëherë flasim për përbërjen sasiore.** Për shembull, një ilaç jo vetëm që duhet të përmbajë një përbërës aktiv, por duhet të jetë i pranishëm në një sasi të caktuar që të jetë efektiv. Pra, përgjigjja e pyetjes *sa* jep informacion për përbërjen sasiore. Përbërja sasiore përcaktohet me matje të ndryshme (për shembull, sipas masës ose vëllimit). Ajo mund të llogaritet vetëm nëse përbërja cilësore është e njohur më parë.



Figura 1.14 Etiketa e një shishe uji minerali tregon sasinë e përbërësve në produkt.

Si shprehet përbërja sasiore?

Në kimi, përcaktimi i përbërjes sasiore të sistemeve është shumë më i rëndësishëm. Për të përcaktuar se sa prej secilit përbërës ka në përzierje, mund të përdoren disa mënyra dhe sasi të ndryshme fizike për të shprehur përbërjen sasiore, siç janë: raportet, pjesëmarrjet dhe përqendrimet.

1) Raportet

Nëse një përbërës në tretësirë e shënojmë me A dhe tjetrin me B, raporti i tyre në një sistem mund të shprehet si*:

raporti sasiar/molar: raporti midis sasive të dy përbërësve

$$r(B, A) = \frac{n(B)}{n(A)}$$

raporti numerik: raporti në mes numrit të grimcave të dy përbërësve

$$r(B, A) = \frac{N(B)}{N(A)}$$

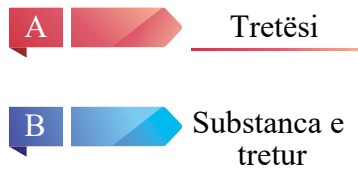
raporti i masës: raporti midis masave të dy përbërësve

$$\zeta(B, A) = \frac{m(B)}{m(A)}$$

raporti vëllimor: raporti midis vëllimeve të dy përbërësve

$$\psi(B, C) = \frac{V(B)}{V(A)}$$

* Shkronjat/shenjat e madhësive janë latine ose greke dhe lexohen: r - "er", ζ - "zeta", ψ - "psi"



Sasia e substancës është proporcionale me numrin e grimcave (këto dy madhësi lidhen me konstanten e Avogadros), prandaj raporti i sasive është i barabartë me raportin e numrit të grimcave, d.m.th. raporti sasior është i barabartë me raportin numerik.

Të gjitha raportet janë madhësi jodimensionale. Ato mund të shprehen si numër ose si raport i numrave të plotë të vegjël.

Shembulli 1.1.

Bronzi është një aliazh bakri dhe kallaji. Në një copë bronzi, masa e bakrit është 90 g dhe masa e kallajit është 10 g. Cili është raporti masor dhe sasior i bakrit dhe kallajit në aliazh?

Është dhënë:

$$m(\text{Cu}) = 90 \text{ g}$$

$$m(\text{Sn}) = 10 \text{ g}$$

Kërkohet:

$$\zeta(\text{Cu, Sn}) = ?$$

$$r(\text{Cu, Sn}) = ?$$

Zgjidhje:

Raporti masor i bakrit dhe kallajit në aliazh llogaritet sipas shprehjes:

$$\zeta(\text{Cu, Sn}) = \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{Sn})} = \frac{90 \text{ g}}{10 \text{ g}} = 9$$

Pra, raporti masor është 9, ose 9:1.

Për të gjetur raportin sasior të bakrit dhe kallajit në aliazh, së pari duhet të gjejmë sasinë e tyre. Për këtë qëllim, masat e tyre atomike relative duhet të lexohen nga tabela e Sistemit Periodik.

$$A_r(\text{Cu}) = 63,55 \quad A_r(\text{Sn}) = 118,71$$

Prandaj, $M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g/mol}$ dhe $M(\text{Sn}) = 118,71 \text{ g/mol}$. Duke aplikuar shprehjet e duhura, kemi:

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{90 \text{ g}}{63,55 \text{ g/mol}} = 1,42 \text{ mol}$$

$$\text{dhe } n(\text{Sn}) = \frac{m(\text{Sn})}{M(\text{Sn})} = \frac{10 \text{ g}}{118,71 \text{ g/mol}} = 0,08 \text{ mol}$$

Raporti sasior i bakrit dhe kallajit në aliazh mund të llogaritet si:

$$r(\text{Cu, Sn}) = \frac{n(\text{Cu})}{n(\text{Sn})} = \frac{1,42 \text{ mol}}{0,08 \text{ mol}} = 17,75$$

2) Pjesëmarrjet

Pjesëmarrjet tregojnë se sa është i pranishëm një përbërës në të gjithë sistemin, domethënë, sa zë një përbërës i caktuar nga tërësia. Pavarësisht nga lloji i pjesëmarrjes, ai është gjithmonë një numër midis 0 dhe 1. Shpesh shprehet në përqindje ($1\% = 1/100$), kështu që pjesëmarrjet në përqindje bëhen duke shumëzuar numrin me 100%. Shuma e të gjithë pjesëmarrësve në sistem është gjithmonë e barabartë me 1 (ose 100%). Ndonjëherë, pjesëmarrjet shprehen edhe në promil (pjesë për njëmijë), në të cilin rast vlera numerike duhet të shumëzohet me 1000‰.

Ngjashëm me raportet, pjesëmarrjet mund të jenë sasiore (molare), numerike, masore dhe vëllimore*.

pjesëmarrja sasiore/molare: raporti midis sasisë së përbërësit B dhe sasisë të përgjithshme të të gjithë përbërësve

$$x(B) = \frac{n(B)}{\sum n_i}$$

pjesëmarrja numerike: raporti midis numrit të grimcave të përbërësit B dhe numrit të përgjithshëm të grimcave të të gjithë përbërësve

$$x(B) = \frac{N(B)}{\sum N_i}$$

pjesëmarrja masore: raporti midis masës së përbërësit B dhe masës së përgjithshme të të gjithë përbërësve

$$w(B) = \frac{m(B)}{\sum m_i}$$

pjesëmarrja vëllimore: raporti midis vëllimit të përbërësit B dhe shumës së vëllimeve të të gjithë përbërësve

$$\varphi(B) = \frac{V(B)}{\sum V_i}$$

Shembulli 1.2.

Llogaritni pjesëmarrjen masore të lëngut të limonit në tretësirën e përgatitur prej 5 g limon në 120 g ujë.

Është dhënë:

$$m(\text{limon}) = 5 \text{ g}$$

$$m(\text{ujë}) = 120 \text{ g}$$

Kërkohet:

$$w(\text{limon}) = ?$$

Zgjidhje:

$$w(\text{limon}) = \frac{m(\text{limon})}{\sum m_i}$$

Masa e përgjithshme është në fakt masa e tretësirës dhe merret si

$$m(\text{tretësirës}) = m(\text{limonit}) + m(\text{ujit})$$

$$m(\text{tretësirës}) = 5 \text{ g} + 120 \text{ g} = 125 \text{ g}$$

$$w(\text{limonit}) = \frac{5 \text{ g}}{125 \text{ g}} = 0,04$$

Nëse është e nevojshme të shprehet pjesëmarrja masore në përqindje, ajo duhet të shumëzohet me 100%. Kështu, pjesëmarrja masore e lëngut të limonit në këtë shembull është 4%.

Shembulli 1.3.

Sa mililitra etanol dhe sa mililitra ujë nevojiten për të përgatitur 1 litër tretësirë etanoli në të cilën pjesëmarrja vëllimore e etanolit është 70%?

Është dhënë:

$$\varphi(\text{etanol}) = 70\% = 0,7$$

$$V(\text{tretësirës}) = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

Kërkohet:

$$V(\text{etanol}) = ?$$

$$V(\text{ujë}) = ?$$

Zgjidhje:

$$\varphi(\text{etanol}) = \frac{V(\text{etanol})}{V(\text{tretësirë})}$$

$$V(\text{etanol}) = \varphi(\text{etanol}) \cdot V(\text{tretësirë})$$

$$V(\text{etanol}) = 0,7 \cdot 1000 \text{ mL} = 700 \text{ mL}$$

$$V(\text{ujë}) = V(\text{tretësirë}) - V(\text{etanol})$$

$$V(\text{ujë}) = 1000 \text{ mL} - 700 \text{ mL} = 300 \text{ mL}$$

Prandaj, nëse përzihen 700 mL etanol dhe 300 mL ujë, do të fitohet tretësira e kërkuar e etanolit me pjesëmarrje vëllimore të etanolit 70%.

* Shkronjat/shenjat e madhësive janë latine dhe greke dhe lexohen: x - "iks", φ - "fi", ndërsa për pjesëmarrjen e masës shenja vjen nga anglishtja dhe lexohet: w - "dabël ve".

3) Përqendrimet

Një mënyrë tjetër për të shprehur përbërjen e tretësirave është nëpërmjet: përqendrimit sasiar/molar, përqendrimit numerik, përqendrimit masor dhe përqendrimit vëllimor të një substance të tretur në tretësirë. Ndryshe nga raportet dhe pjesëmarrjet, përqendrimet nuk janë madhësi jodimensionale (përveç përqendrimit vëllimor)*.

përqendrimi sasiar/molar: raporti në mes sasisë së përbërësit B dhe vëllimit total të tretësirës

$$c(B) = \frac{n(B)}{V(\text{tretësirë})}$$

përqendrimi numerik: raporti midis numrit të njësive të përbërësit B dhe vëllimit total të tretësirës

$$C(B) = \frac{N(B)}{V(\text{tretësirë})}$$

përqendrimi masor: raporti midis masës së përbërësit B dhe vëllimit total të tretësirës

$$\gamma(B) = \frac{m(B)}{V(\text{tretësirë})}$$

përqendrimi vëllimor: raporti midis vëllimit të përbërësit B dhe vëllimit total të tretësirës

$$\sigma(B) = \frac{V(B)}{V(\text{tretësirë})}$$

Nga të gjitha mënyrat e shprehjeve sasiore të përbërjes së tretësirave, më e përdorur është përqendrimi sasiar, i cili në kimi shpesh quhet thjesht vetëm përqendrim.

Përqendrimi sasiar zakonisht shprehet në mol/dm³, përqendrimi numerik në 1/dm³ dhe përqendrimi masor në g/dm³, por mund të përdoren edhe njësi më të mëdha ose më të vogla.

Shembulli 1.4.

Sa është përqendrimi masor i sulfatit të natriumit nëse 42,3 g të kësaj kripe janë të pranishme në 500 mL tretësirë ujore? Shprehni përqendrimin masor në g/dm³.

Është dhënë:

$$V(\text{tretësirë}) = 500 \text{ mL}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 42,3 \text{ g}$$

Kërkohet:

$$\gamma(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$$

Zgjidhje:

Meqenëse rezultati duhet të shprehet në g/dm³, është mirë që së pari të konvertohen njësitë (mililitra në decimetra kub). Duke ditur që 1 L = 1 dm³, 1 mL = 1 cm³ dhe 1 L = 1000 mL, mund të shkruajmë

$$V(\text{tretësirë}) = 500 \text{ mL} = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$$

Nga shprehja për përqendrimin masor kemi

$$\gamma(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V(\text{tretësirë})} = \frac{42,3 \text{ g}}{0,5 \text{ dm}^3} = 84,6 \text{ g/dm}^3$$

* Shkronjat/shenjat e madhësive janë latine ose greke dhe lexohen: C/c - "ce", γ - "gama", σ - "sigma"

Shembulli 1.5.

Sa gram permanganat kaliumi duhen matur për të përgatitur 100 mL tretësirë ujore në të cilën përqendrimi sasior i permanganatit të kaliumit është $0,2 \text{ mol/dm}^3$?

Është dhënë:

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,2 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{tretësirë}) = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ dm}^3$$

Kërkohet:

$$m(\text{KMnO}_4) = ?$$

Zgjidhje:

Nga formula e përqendrimit $c(\text{KMnO}_4) = \frac{n(\text{KMnO}_4)}{V(\text{tretësirë})}$ sasia e permanganatit të kaliumit llogaritet sipas:

$$n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{tretësirë}) = 0,2 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 = 0,02 \text{ mol}$$

Masa e permanganatit të kaliumit paraqitet si prodhim i sasisë dhe masës molare të permanganatit të kaliumit.

$$M_r(\text{KMnO}_4) = A_r(\text{K}) + A_r(\text{Mn}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 39,1 + 54,9 + 4 \cdot 16 = 158$$

$$m(\text{KMnO}_4) = n(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol} \cdot 158 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = 3,16 \text{ g}$$

Problemi mund të zgjidhet edhe me një hap të vetëm si më poshtë:

$$m(\text{KMnO}_4) = n(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{tretësirë}) \cdot M(\text{KMnO}_4)$$

4) Molaliteti

Një madhësi tjetër e përdorur për të shprehur përbërjen e tretësirave është molaliteti, i cili është raporti midis sasisë së substancës së tretur (B) dhe masës së tretësit (A). Molaliteti zakonisht shprehet në mol/kg.

$$b(\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{m(\text{A})}$$

Shembulli 1.6.

42 g nitrat kaliumi treten në ujë, me ç'rast fitohet tretësirë me vëllim prej 500 mL me dendësi prej $1,08 \text{ g/cm}^3$. Llogaritni molalitetin e nitratit të kaliumit në tretësirë!

Është dhënë:

$$V(\text{tretësirë}) = 500 \text{ mL} = 500 \text{ cm}^3$$

$$m(\text{KNO}_3) = 42 \text{ g}$$

$$\rho(\text{tretësirë}) = 1,08 \text{ g/cm}^3$$

Kërkohet:

$$b(\text{KNO}_3) = ?$$

Zgjidhje:

Për të llogaritur molalitetin e nitratit të kaliumit në tretësirë, së pari duhet të përcaktohet sasia e nitratit të kaliumit (substancia e tretur) dhe masa e ujit (tretësit). Për këtë qëllim, përdoren shprehjet e mëposhtme:

$$n(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{M(\text{KNO}_3)} = \frac{42 \text{ g}}{(39,1 + 14 + 3 \cdot 16) \text{ g/mol}} = \frac{42 \text{ g}}{101,1 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{KNO}_3) = 0,415 \text{ mol}$$

$$m(\text{tretësirë}) = \rho(\text{tretësirë}) \cdot V(\text{tretësirë}) = 1,08 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3 = 540 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{tretësirë}) - m(\text{KNO}_3) = 540 \text{ g} - 42 \text{ g} = 498 \text{ g} = 0,498 \text{ kg}$$

Tani, vlerat e fituara për sasinë e nitratit të kaliumit dhe masën e ujit zëvendësohen në shprehjen për molalitetin.

$$b(\text{KNO}_3) = \frac{n(\text{KNO}_3)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,415 \text{ mol}}{0,498 \text{ kg}} = 0,83 \text{ mol/kg}$$



Mendo dhe përgjigju:

- Me rastin e përzierjes së 95 mL etanol dhe 100 mL ujë, fitohet tretësirë me vëllim prej 190 mL, jo 195 mL për shkak të fenomenit të quajtur tkurrje vëllimore. Llogaritni:
 - raportin vëllimor të etanolit dhe ujit në këtë tretësirë
 - pjesëmarrjen vëllimore të etanolit në tretësirë (Mos harroni se pjesëmarrja vëllimore është një raport (koeficient) midis vëllimit të përbërësit të dhënë dhe shumës së vëllimeve të të gjithë përbërësve, jo vëllimit të përgjithshëm të sistemit)
- Tretësira fiziologjike është tretësirë e klorurit të natriumit në ujë dhe përdoret në mjekësi. Pjesëmarrja masore e klorurit të natriumit në këtë tretësirë është 0,85%, dhe dendësia e tretësirës është $1,0042 \text{ g/cm}^3$. Llogaritni:
 - Sa ujë dhe sa klorur natriumi nevojiten për të përgatitur 5 kg tretësirë fiziologjike?
 - Sa është përqendrimi sasior i klorurit të natriumit në tretësirën fiziologjike?
 - Sa është përqendrimi masor i klorurit të natriumit në tretësirën fiziologjike?
- Një tretësirë ujore përgatitet duke shtuar 3,3 mL aceton (dendësia e të cilit është $0,789 \text{ g/mL}$), në ujë deri në një vëllim përfundimtar prej 75 mL. Dendësia e tretësirës së fituar është $0,993 \text{ g/mL}$. Llogaritni:
 - përqendrimin sasior të acetoneit në tretësirë
 - molalitetin e acetoneit në tretësirë
 - pjesëmarrjen molare të acetoneit në tretësirë
- * Përpikuni ta zgjidhni problemin!* Një tretësirë ujore e jodurit të kaliumit, në të cilën pjesëmarrja masore e jodurit të kaliumit është 20%, ka një dendësi prej $1,17 \text{ g/cm}^3$. Përcaktoni përqendrimin sasior dhe masor të jodurit të kaliumit në tretësirë!

PERGADITJA E TRETËSIRAVE

Në laboratorët e kimisë, shpesh përgatiten tretësira me përbërje saktë të përcaktuar. Tretësirat mund të përgatiten në dy mënyra kryesore: duke matur masën e substancës së ngurtë, e cila më pas tretet në një vëllim të caktuar uji, ose duke matur vëllimin e një substance të lëngshme dhe duke e holluar atë me një vëllim të përcaktuar të saktë të ujit. Në këtë pjesë, do të shpjegohet përgatitja e tretësirave sipas metodës së parë. Për këtë qëllim, duhet të ndiqen disa hapa bazë:

- 1) llogarisni masën e kërkuar të substancës që tretet
- 2) peshoni atë në një peshore
- 3) shtoni një vëllim të caktuar të tretësit (zakonisht ujë)
- 4) përziereni derisa të tretet plotësisht

Për ti përgatitur tretësirat, kërkohen pajisjet e mëposhtme laboratorike: enë për matje (nëse nuk ka një enë të tillë në laboratorin shkollor, mund të përdoret edhe qelq ore), lugë, gotë laboratorike, shufër qelqi, enë normale me vëllim prej 100 mL, menzurë, hinkë, shishe për shpërlarje ose shishe të thjesht me ujë të distiluar, pipetë ose pikatore plastike Paster-i (Pasteur).

Përgatitja e tretësirës me pjesëmarrje të caktuar masore të substancës së ngurtë të tretur në tretës të caktuar

Nëse duhet të përgatitet tretësirë ujore me një pjesëmarrje masore të njohur të substancës së tretur në tretës, masat e substancës së tretur dhe ujit duhet së pari të llogariten, pastaj të peshohen dhe të përzihen. Kjo ilustron me një shembull.

Ecuria për përgatitjen e 100 g tretësirë të kripës së kuzhinës në të cilën pjesëmarrja masore e kripës së kuzhines është 12%.

Para se të fillohet përgatitja e tretësirës, duhet të kryhen llogaritjet e nevojshme, d.m.th. duhet të llogaritet masa e kripës së kuzhines dhe vëllimi i ujit.

Është dhënë:

$$m(\text{tretësirë}) = 100 \text{ g}$$

$$w(\text{NaCl}) = 12\% = 0,12$$

Kërkohet:

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

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

Zgjidhje:

$$\text{Nga shprehja } w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{\sum m_i} = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{tretësirë})} \text{ mund të llogaritet}$$

masa e kripës:

$$m(\text{NaCl}) = w(\text{NaCl}) \cdot m(\text{tretësirë}) = 0,12 \cdot 100 \text{ g} = 12 \text{ g}$$

Masa e ujit të nevojshëm për të përgatitur tretësirën mund të llogaritet si ndryshim në mes masës së tretësirës dhe masës së kripës.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{tretësirë}) - m(\text{NaCl}) = 100 \text{ g} - 12 \text{ g} = 88 \text{ g}$$

$$\text{Vëllimi i ujit fitohet nga shprehja } V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}.$$

Dendësia e ujit të distiluar, në temperaturë dhome, është 1 g/cm^3 , pra

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{88 \text{ g}}{1 \text{ g/cm}^3} = 88 \text{ cm}^3 = 88 \text{ mL}$$



enë për matje



lugë



gotë laboratorike



shkop qelqi



enë normale



menzurë



hink



shishe për shpërlarje



pipet plastike e Paster-it

Figura 1.15 Pajisjet laboratorike të nevojshme për përgatitjen e tretësirave

Ecuria laboratorike për përgatitjen e kësaj tretësire fillon me peshimin e masës së kërkuar të kripës. Në peshore maten 12 g. Mënyra e peshimit varet nga lloji i peshores. Nëse përdoret një peshore teknike digjitale, qelqi i orës mund të vendoset në peshore dhe pasi të shfaqet vlera e masës, shtypni butonin "tare" (tani vlera e lexuar në peshore është 0,00 g). Më pas hidhet kripë me lugë deri në masën e dëshiruar dhe kripa kalohet në një gotë laboratorike prej 200 mL. Me kujdes, shpërlani enën e matjes me pak ujë të distiluar (të matur më parë me menzurë) në mënyrë që të mbledhim kripën e mbetur. Mënyra e dytë për të peshuar masën e kripës është vendosja e qelqit të orës në peshore dhe shtimi i 12 g kripë. Fillimisht lexohet masa e përgjithshme e enës dhe kripës. Pastaj kripa nga qelqi i orës bartet në gotë laboratorike prej 200 mL dhe matet masa e zbratur e qelqit të orës. Masa e kripës llogaritet si ndryshim i masave të marra gjatë dy matjeve.

Pjesa tjetër e ecurisë laboratorike tregohet përmes paraqitjes figurative të mëposhtme.

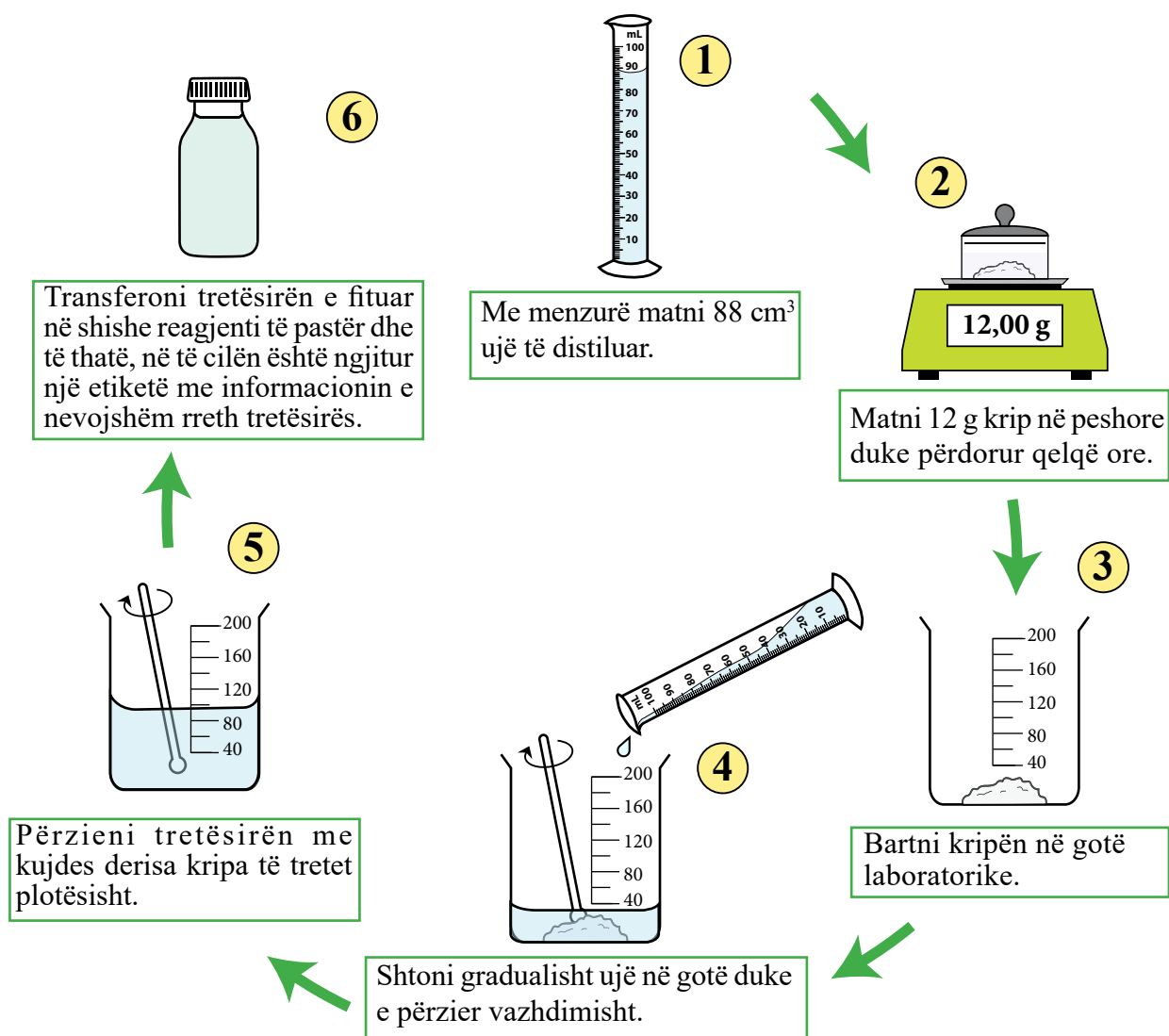


Figura 1.16 Paraqitje figurative e përgatitjes së tretësirës me pjesëmarrje të caktuar masore të substancës së ngurtë të tretur në tretës

Puna laboratorike kërkon një nivel të lartë kujdesi, saktësie dhe përgjegjësie. Çdo tretësirë e përgatitur, si të gjitha kimikatet e tjera, duhet të etiketohet qartë dhe saktë. Etiketa duhet të përfshijë: emrin e tretësirës, raportin ose përqendrimin e tretësirës, datën e përgatitjes dhe emrin e personit që e përgatiti atë.

NaCl(aq)
 $w(\text{NaCl}) = 12\%$
 07.11.2025
 Bojana Petkovska

Figura 1.17 Shembull i një etikete të një tretësire

Përgatitja e tretësirës me përqendrim të caktuar sasior ose masor të substancës së ngurtë të tretur në tretës

Nëse duhet të përgatitet një tretësirë ujore me një përqendrim sasior ose masor të njohur të substancës së tretur në tretës, mjafton thjesht të llogaritet masa e substancës së tretur. Kjo është paraqitur me një shembull.

Ecuria për përgatitjen e 100 mL tretësirë e kripës së zakonshme në të cilën përqendrimi sasior i kripës së zakonshme është $0,2 \text{ mol/dm}^3$.

Për të përgatitur këtë tretësirë më parë duhet të llogaritet masa e kripës së zakonshme të nevojshme, pra veproni si më poshtë.

Është dhënë:

$$V(\text{tretësirë}) = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{NaCl}) = 0,2 \text{ mol/dm}^3$$

Kërkohet:

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

Zgjidhje:

Nga shprehja $c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V(\text{tretësirë})}$ mund të gjejmë sasinë

e kripës sipas: $n(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot V(\text{tretësirë})$.

Kjo shprehje zëvendësohet në shprehjen për llogaritjen e masës, dhe fitojmë:

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot V(\text{tretësirë}) \cdot M(\text{NaCl})$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,2 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 \cdot (23+35,45) \text{ g/mol} = 1,17 \text{ g}$$

Ngjashëm si ecuria e mëparshme, ecuria fillon me peshimin e masës së kripës. Ecuria e plotë tregohet në paraqitjen figurative të mëposhtme.

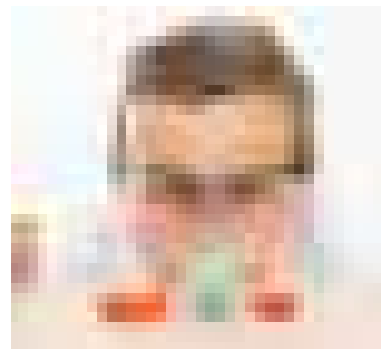


Figura 1.18 Një pjesë e rëndësishme e ecurisë së përgatitjes së tretësirës është mbushja e enës normale volumetrike deri në shenjë, duke vëzhguar nivelin e lëngut me nivelin e syve.

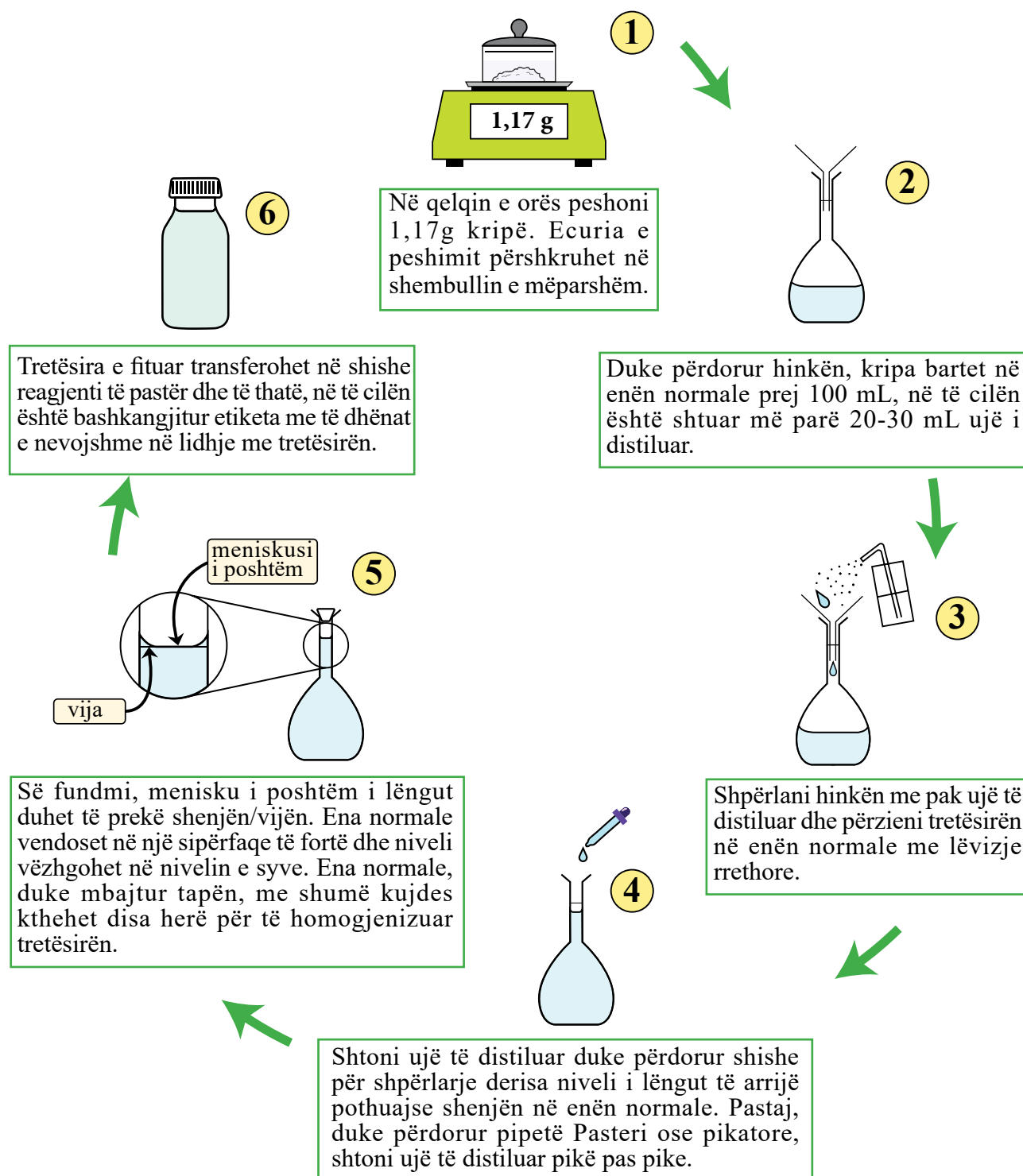


Figura 1.19 Paraqitja figurative e përgatitjes së tretësirës me përqendrim të caktuar sasior/masor të substancës së ngurtë të tretur në tretës të caktuar

Mendo dhe përgjigju:

1. Përshkruani ecurinë për përgatitjen e tretësirës prej 100 g saharozë (sheqerit, $C_{12}H_{22}O_{11}$) në të cilën pjesëmarrja masore e saharozës është 6%!
2. Përshkruani ecurinë për përgatitjen e tretësirës prej 100 mL saharozë (sheqerit, $C_{12}H_{22}O_{11}$) në të cilën përqendrimi sasior i saharozës është $0,25 \text{ mol/dm}^3$!
3. Përshkruani ecurinë për përgatitjen e tretësirës prej 250 mL saharozë (sheqerit, $C_{12}H_{22}O_{11}$) në të cilën përqendrimi masor i saharozës është 20 mg/cm^3 !

1.3. LLOJET E TRETËSIRAVE DHE TRETSHMËRIA

LLOJET E TRETËSIRAVE DHE TRETSHMËRIA

Në varësi të sasisë së substancës së tretur që tretet në vëllim të caktuar të tretësit dhe në temperaturë të caktuar, **dallohen tre lloje tretësirash: tretësira të pangopura, të ngopura dhe të tejngopura.**



EJA TË HULUMTOJMË

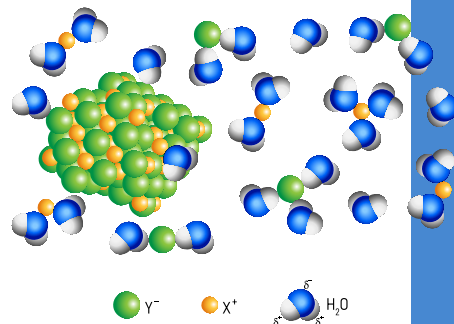
Përgatitja e tretësirës së pangopur dhe të ngopur

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: gotë laboratorike 150 ose 200 mL, ujë i distiluar, kripë kuzhine, lugë, shufër qelqi, mantel pune, syze sigurie, doreza.

Ecuria: Vendosni rreth 100 mL ujë të distiluar në gotën laboratorike. Shtoni një lugë kripë kuzhine dhe përzieri! Çfarë vëreni? Shtoni edhe një lugë tjetër kripë dhe përzieri. Përsëritni këtë ecuri derisa të vini re se kemi pak kripë në fund të gotës! Shkruani rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Tretësirë e pangopur është ajo në të cilën, në temperaturë të caktuar, mund të tretë akoma prej substancës së tretur. Kjo do të thotë që sasia e substancës së tretur është më e vogël se sasia maksimale që mund të tretet në atë temperaturë. Në eksperiment, kur shtohet një lugë kripë kuzhine, vërehet se kripa është tretur plotësisht. Pra, është formuar një tretësirë e pangopur e kripës së kuzhines, sepse në këtë tretësirë akoma kemi molekula të ujit që mund të tretin kripën e kuzhinës (Figura 1.20). Nëse vazhdojmë të shtojmë kripë, atëherë në një moment do të vërehen në fund të gotës kristale të patretura. Kjo do të thotë që, në këto kushte, molekulat e ujit janë të ngopura me substancën që tretet. **Një tretësirë në të cilën, në temperaturë të caktuar, sasia maksimale e mundshme e substancës së tretur është e tretur në sasi të caktuar të tretësit quhet tretësirë e ngopur.**

Përqendrimi i substancës së tretur në tretësirën e ngopur quhet tretshmëri. E përcaktuar në këtë mënyrë, kjo madhësi shënohet me s dhe shprehet në mol/dm^3 . Tretshmëria mund të shprehet edhe si raport i masës në mes substancës së tretur dhe tretësit. Për arsye praktike, me qëllim krahasimin e tretshmërisë së substancave të ndryshme, tretshmëria i referohet masës së substancës në 100 g tretës. Kështu, masa e substancës së tretur në 100 g tretës mund të merret si një masë e tretshmërisë. Përfundimisht, mund të thuhet se tretshmëria lidhet me përbërjen sasiore të tretësirës së ngopur në temperaturë të caktuar.



Nocionet:

tretësirë e pangopur, tretësirë e ngopur, tretësirë e tejngopur, tretshmëri, lakore e tretshmërisë

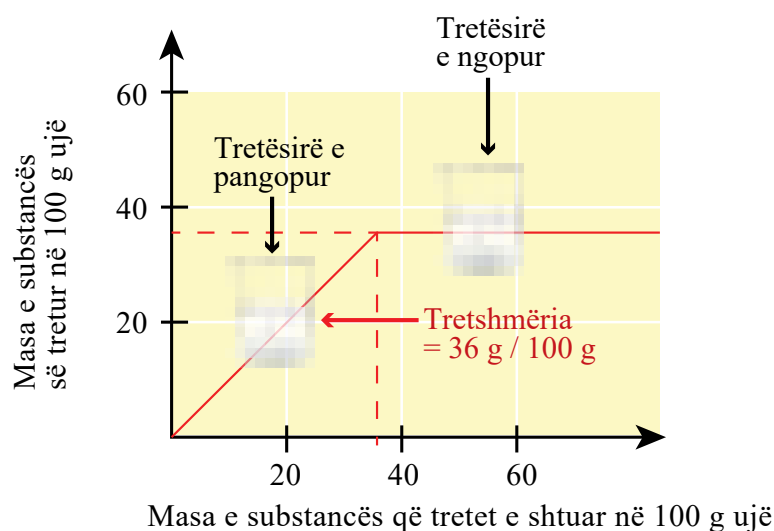


Figura 1.20 Varësia midis masës së shtuar dhe asaj të tretur të substancës së tretur në 100 g ujë

Nëse tretësira përmban më shumë substancë të tretur sesa mund të tretet në vëllim të caktuar të tretësit dhe në temperaturë të caktuar, atëherë kemi të bëjmë me tretësirë të tejngopur. Nëse tretshmëria e substancës së tretur rritet me rritjen e temperaturës, atëherë tretësira e tejngopur mund të fitohet nëse tretja kryhet në temperaturë më të lartë, dhe pastaj tretësira të ftohet. E njëjta gjë mund të arrihet nëse e ndajmë tretësirën e ngopur nga kristalet e pranishme dhe e ftohim atë. Me zvogëlimin e temperaturës, tretshmëria gjithashtu zvogëlohet, dhe substanca e tepërt ndahet, pra kristalizohet. Nëse ftohja kryhet me kujdes dhe ngadalë, temperatura e tretësirës mund të ulet, por kristalizimi të mos ndodh. Tretësira përmban më shumë sasi të substancës së tretur se sa që mund të tretet në atë temperaturë, pra tretësira është e tejngopur. Tretësira të tilla janë të paqëndrueshme. Substanca e tepërt mund të kristalizohet nëse shtohet një kristal i vetëm i substancës që tretet ose nëse muri i enës fërkohet me një shufër qelqi.

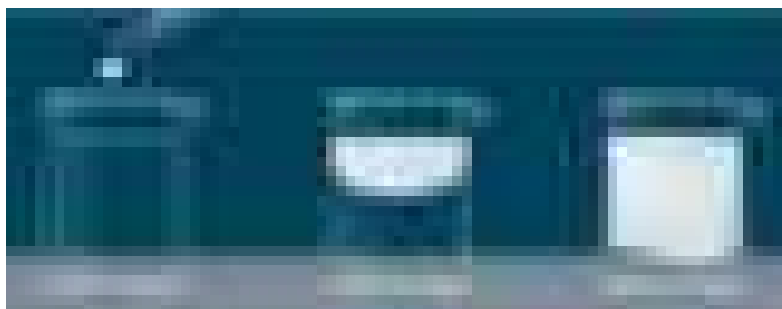


Figura 1.21 Kristalizimi i tretësirës së tejngopur

MËSO MË SHUMË



Tretësirat e tejngopura nuk janë të rëndësishme vetëm në kimi, por kanë edhe zbatime praktike në jetën e përditshme. Një nga shembujt më të famshëm është ngrohësi i duarve, i cili funksionon në parimin e kristalizimit të shpejtë të tretësirës së tejngopur (për shembull, tretësirë e tejngopur e acetatit të natriumit). Këta ngrohës përmbajnë tretësirë të tejngopur dhe pllakë të vogël metalike. Duke e përkulur ose shtypur këtë pllakë, krijohen qendra kristalizimi i cili fillon menjëherë si një proces që shoqërohet me çlirimin e nxehtësisë.

Për t'i ripërdorur ato, ngrohësit vendosen në ujë të vluar. Temperatura e lartë rrit tretshmërinë e acetatit të natriumit, kristalet treten përsëri dhe në temperaturë të lartë tretësira ngopet. Kur tretësira hiqet nga uji i nxehtë dhe ftohet, fitohet përsëri tretësirë e tejngopur, gati për përdorimin tjetër.

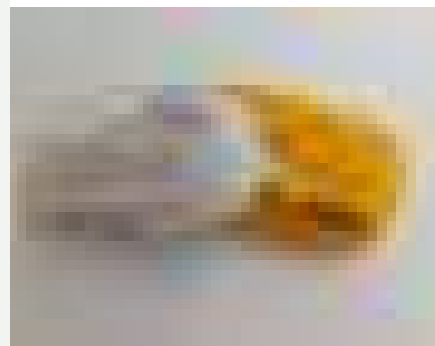
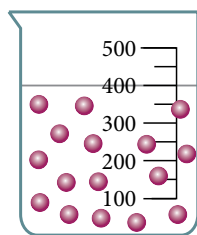


Figura 1.22 Ngrhës duarsh që përmban tretësirë të tejngopur

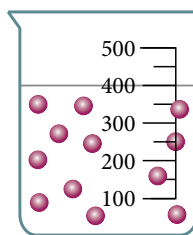


Mendo dhe përgjigju:

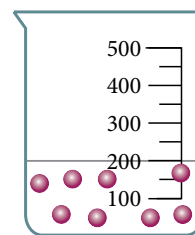
1. Përshkruani se si mund të përcaktoni eksperimentalisht nëse një tretësirë është e ngopur!
2. Tre gota laboratorike prej 500 mL përmbajnë tre tretësira të substancës X në temperaturë prej 25 °C. Tretësira në gotën A është e ngopur. Kjo është skicuar në figurën e mëposhtme.



A



B



C

- a) Tregoni nëse është tretësira në gotën B e pangopur, e ngopur apo e tejngopur?
 - b) Tregoni nëse është tretësira në gotën C e pangopur, e ngopur apo e tejngopur?
 - c) Nëse e dini që 32 g X janë tretur në gotën A, llogaritni masën e X në tretësirat e gotave B dhe C!
3. Kërkoni në internet video-eksperimente që lidhen me tretësirat e tejngopura! Shkruani formulat kimike të disa substancave nga të cilat mund të përgatitet lehtësisht tretësirë e tejngopur!



Video eksperiment "Akull i nxehtë"

FAKTORËT NGA TË CILËT VARET TRETSHMËRIA

Sasia e substancës që mund të tretet në tretës të caktuar varet nga disa faktorë, kryesisht nga **natyra kimike e substancës që tretet dhe tretësit**. Kështu, disa substanca janë më të tretshme, të tjera më pak të tretshme, dhe disa janë praktikisht të patretshme në tretës të caktuar. Shpesh vlen rregulli "e ngjashme tretet në të ngjashme", kështu që substancat polare dhe jonike treten mirë në tretës polar, dhe substancat jopolare në tretës jopolare. Kjo do të thotë që tretja është më e lehtë kur ka lidhje kimike të ngjashme ose bashkëveprime midis grimcave të substancës së tretur dhe tretësit. Prandaj, NaCl (një substancë jonike) dhe HCl (një substancë polare) treten lehtë në ujë (tretës polar). Nga ana tjetër, metani (CH_4) dhe oktani (C_8H_{18}) janë substanca jopolare, kështu që ato janë të patretshme në ujë, por të tretshme në tretës jopolare, siç janë tolueni dhe heksani.

Jo të gjitha komponimet jonike janë të tretshme në ujë. Shembuj të komponimeve të tilla janë AgCl , BaSO_4 , CaCO_3 , PbI_2 dhe të tjera. Për substancat jonike të tretshme, shpejtësia e tretshmërisë do të varet nga sipërfaqja kontaktuese dhe nëse tretësira përzihet gjatë tretjes. Në përgjithësi, sa më e madhe të jetë sipërfaqja e kontaktit, aq më e shpejtë do të jetë tretja.

Ndryshimi i **shtypjes** nuk ka pothuajse asnjë efekt në tretshmërinë e substancave të ngurta dhe të lëngjeve në tretës të lëngshëm. Megjithatë, tretshmëria e gazrave në lëngje varet dukshëm nga shtypja: **me rritjen e presionit, rritet edhe tretshmëria e gazrave në lëngje**.

Kjo mund të ilustruhet me një shembull nga jeta e përditshme. Kur e hapim shishen me pije "të gazuar", vërehen fluska që dalin. Në fakt, këto fluska përmbajnë dioksid karboni të gaztë që është tretur në lëng nën ndikimin e shtypjes. Pra, në shishen e mbyllur, shtypja është më e lartë se shtypja atmosferike. Duke hapur kapakun, shtypja zvogëlohet (ai tenton të barazohet me shtypjen atmosferike), dhe kështu tretshmëria e gazit në lëng gjithashtu zvogëlohet.

Tretshmëria e substancave të ngurta dhe të gazta në lëng varet nga **temperatura**. Kështu, në temperatura të ndryshme, në të njëjtën masë të tretësit mund të treten masa të ndryshme të substancës që tretet. Për shembull, në $0\text{ }^\circ\text{C}$ në 100 g ujë, mund të treten 13,3 g nitrati kaliumi, në $20\text{ }^\circ\text{C}$ - 31,6 g dhe në $40\text{ }^\circ\text{C}$ - 63,9 g. **Më shpesh, tretshmëria e substancave të ngurta në tretësirë rritet me rritjen e temperaturës**. Megjithatë, ka substanca tretshmëria e të cilave nuk varet shumë nga temperatura (për shembull, NaCl), por ka edhe substanca tretshmëria e të cilave zvogëlohet nëse temperatura rritet (për shembull, $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$). **Nga ana tjetër, me rritjen e temperaturës, tretshmëria e gazrave në tretësirë zvogëlohet**.

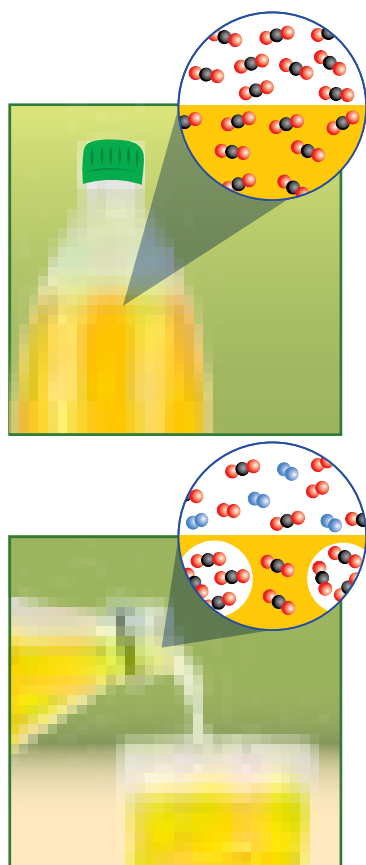


Figura 1.23 Shtypja ndikon në tretshmërinë e CO_2 në lëng



Aktivitet

Hulumtoni se si ndikon rritja e temperaturës në tretshmërinë e oksigjenit në ujin e liqenit, e shkaktuar nga derdhja e ujërave të nxehta të objekteve industriale!

Tabela 1.5. Tretshmëria e disa substancave të ngurta në temperatura të ndryshme

Substanca	0 °C	20 °C	40 °C	60 °C	80 °C	100 °C
Nitrat kaliumi (KNO_3)	13,3	31,6	63,9	110,0	169,0	246,0
Klorur natriumi (NaCl)	35,6	35,9	36,4	37,0	37,9	39,0
Klorat kaliumi (KClO_3)	3,3	7,3	13,9	23,8	37,5	56,3
Sulfat ceriumi(III) ($\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$)	21,4	9,84	5,63	3,87	/	/
Saharozë/sheqer ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)	181,9	201,9	235,6	288,8	365,1	476,0

* Tretshmëria shprehet si masa e substancës së tretur në 100 g ujë.

Varësia e tretshmërisë nga temperatura mund të tregohet grafikisht duke përdorur të ashtuquajturat **lakore të tretshmërisë**, të cilat tregojnë se sa substancë e caktuar mund të tretet në masë të caktuar tretësi (zakonisht 100 g) në temperatura të ndryshme. Forma dhe drejtimi i lakoreve mund të përdoren për të përcaktuar nëse tretshmëria rritet apo zvogëlohet me rritjen e temperaturës, dhe vlera e tretshmërisë së substancës në çdo temperaturë të caktuar mund të lexohet drejtpërdrejt nga paraqitja grafike.

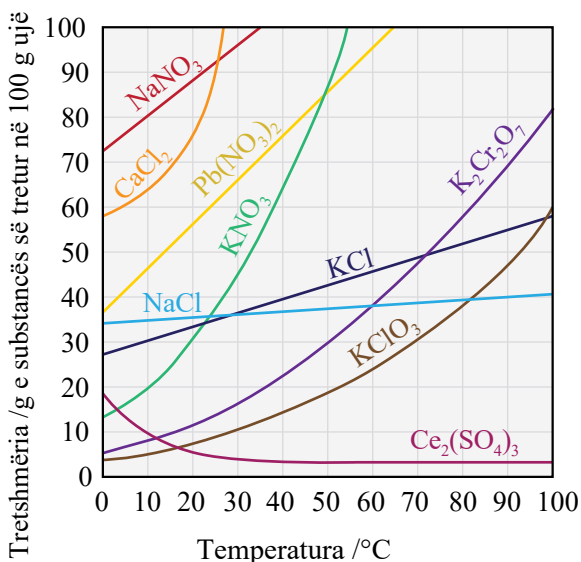


Figura 1.24 Lakoret e tretshmërisë së substancave të ndryshme të ngurta në ujë

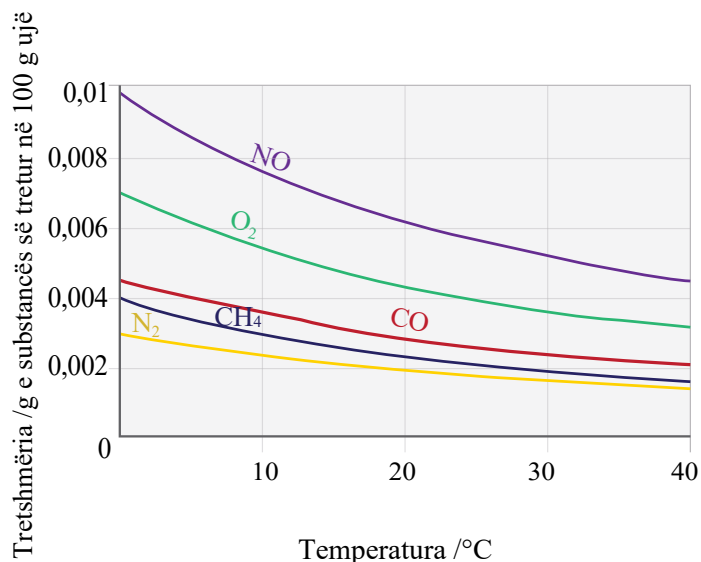


Figura 1.25 Lakoret e tretshmërisë së gazrave të ndryshëm në ujë

Shembulli 1.7.

Cila krip është më pak e tretshme në 10 °C?

Zgjidhje:

Në boshtin e abshisës të grafikut në Figurën 1.24 është pika që tregon temperaturën prej 10 °C dhe është vizatuar paralelë me boshtin e ordinatës. Lakorja e parë e tretshmërisë që pret këtë paralele është lakorja e KClO_3 , që do të thotë se kjo krip është më pak e tretshme në temperaturën e dhënë.

Shembulli 1.8.

Sa gram $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ mund të treten në 200 g ujë në 25°C ?

Zgjidhje:

Ngjashëm me shembullin e mëparshëm, nga pika që korrespondon në temperaturën prej 25°C në abshisë, vizatohet vija paralele me ordinatën derisa ajo të presë lakoren e tretshmërisë së $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Nga kjo prerje, vizatohet vija paralele në abshisën dhe vlera për masën e kripës lexohet në ordinatë. Në këtë rast, shifet se në 100 g ujë, mund të treten maksimum 60 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Prandaj, është e qartë se dyfishi i masës së kripës do të tretet në dyfishin e ujit, d.m.th. 120 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ mund të tretet në 200 g ujë në 25°C . Përndryshe, kjo mund të paraqitet si:

$$\frac{m_1(\text{krip})}{m_1(\text{ujë})} = \frac{m_2(\text{krip})}{m_2(\text{ujë})}, \text{ gjegjësisht}$$

$$m_2(\text{krip}) = \frac{m_1(\text{krip}) \cdot m_2(\text{ujë})}{m_1(\text{ujë})} = \frac{60 \text{ g} \cdot 200 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 120 \text{ g}$$

Shembulli 1.9.

Si ndryshon tretshmëria e KCl dhe O_2 me rritjen e temperaturës?

Zgjidhje:

Nga paraqitja grafike në Figurën 1.24 mund të shihet se me rritjen e temperaturës, masa e KCl që tretet në 100 g ujë rritet. Kështu, në 10°C tretësira e ngopur e KCl përmban rreth 30 g, dhe në 40°C rreth 40 g kripë. Mund të konkludohet se me rritjen e temperaturës, tretshmëria e KCl në ujë rritet. Në mënyrë të ngjashme, nga paraqitja grafike në Figurën 1.25 mund të konkludohet se tretshmëria e oksigjenit në ujë zvogëlohet me rritjen e temperaturës (5,8 g në 10°C , dhe 3,2 g në 40°C).

Shembulli 1.10.

Cila krip tregon ndryshimin më të vogël të tretshmërisë me rritjen e temperaturës?

Zgjidhje:

Ndryshimi më i vogël në tretshmëri me rritjen e temperaturës tregohet nga NaCl sepse lakorja e tretshmërisë së kësaj kripe rritet më ngadalë ose është më si e drejtë. Për krahasim, sasia më e madhe e NaCl që mund të tretet në 10°C në 100 g ujë është rreth 35 g, dhe në 40°C është rreth 36 g.

Shembulli 1.11.

Në 30°C , 90 g NaNO_3 treten në 100 g ujë. A është tretësira e pangopur, e ngopur apo e tejngopur?

Zgjidhje:

Ashtu si në shembujt e mëparshëm, tretshmëria e NaNO_3 në një temperaturë të caktuar mund të përcaktohet. Kështu, nga paraqitja grafike në Figurën 1.24, shifet se 95 g NaNO_3 janë tretur në 100 g ujë. Kjo tregon se tretësira është e pangopur. Për të përfutur tretësirë të ngopur në këtë temperaturë, duhet të treten edhe 5 g të tjera të kripës.

MËSO MË SHUMË



Kur njeriu zhytet në thellësi të mëdha, trupi i tij ekspozohet ndaj një presioni dukshëm më të lartë sesa në sipërfaqe. Ndërsa presioni rritet, më shumë azot, (një gaz që përndryshe tretet shumë dobët në lëng në presion normal atmosferik), tretet në lëngjet e trupit. Një problem mund të lind nëse zhytësi ngjitet shumë shpejt. Nëse zhytësi kthehet papritmas në sipërfaqe, presioni bie me shpejtësi dhe azoti i tretur menjëherë ndryshon në gjendje të gaztë dhe formon fluska në gjak dhe në inde, fenomen i ngjashëm është kur hapim shishen me lëng të gazuar. Kjo gjendje mund të shkaktojë dhimbje të kyçeve dhe muskujve, marramendje, të përziera, vështirësi në frymëmarrje dhe madje edhe gjendje kërcënuese për jetën. Prandaj, zhytësit duhet të ngjiten ngadalë dhe gradualisht, duke bërë pushime në thellësi të caktuara për të lejuar trupin të eliminojë në mënyrë të sigurt azotin e tepërt.

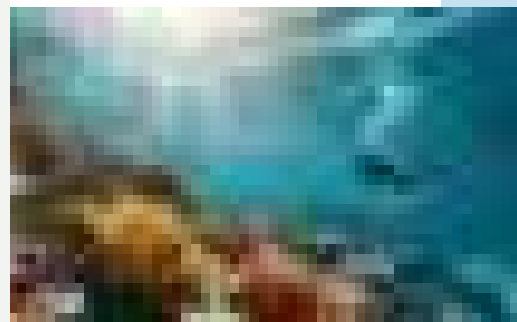


Figura 1.26 Efekti i presionit në tretshmërinë e gazeve në lëng është shumë i rëndësishëm për zhytësit



Mendo dhe përgjigju:

- Çfarë ndodh me tretshmërinë e azotit në ujë nëse:
 - rritet shtypja?
 - ulet temperatura?
- Sa është tretshmëria e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ në 50°C ?
- Në 50°C , 15 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ treten në 50 g ujë. A është tretësira e pangopur, e ngopur apo e tejngopur?
- Nëse e dini që tretshmëria e KI në 10°C është 136 g kripë në 100 g ujë, përcaktoni:
 - Sa gram KI mund të treten në 300 g ujë në 10°C ?
 - Sa gram ujë nevojiten për të fituar tretësirë të ngopur duke tretur 204 g KI në 10°C ?
- Sa gram të substancës së tretur do të precipitojnë nëse 100 g tretësirë e ngopur e KNO_3 të tretur në ujë në 50°C ftohet në 20°C ?
- Ana dhe Lulzimi kryen disa eksperimente për të përcaktuar tretshmërinë e CdI_2 në ujë. Në secilin eksperiment, ata matën masë të caktuar të kripës dhe e shtuan atë në 100 g ujë në 25°C , pastaj e përzier tretësirën. Nëse ndonjë substancë e patretur mbetet në fund të gotës, ata e filtruan përzierjen. Pastaj, ata e thanë substancën e mbetur në letër filtruese dhe përcaktuan masën e saj. Bazuar në rezultatet e tyre të paraqitura në tabelë, përcaktoni tretshmërinë e CdI_2 në ujë në këtë temperaturë!

Masa e dhënë e CdI_2	Masa e patretur e CdI_2
17,9	0,0
38,2	0,0
53,6	0,0
79,3	0,0
93,6	7,4
104,3	18,1

7. Vizatoni lakoren e tretshmërisë për AgNO_3 bazuar në të dhënat e tretshmërisë së kësaj kripe në temperatura të ndryshme të dhëna në tabelë dhe më pas përgjigjuni pyetjeve të bëra!

Temperatura / °C	Masa (në gram) e AgNO_3 në 100 g ujë
0	122
20	216
40	311
60	440
80	585
100	733

- a) Si ndryshon tretshmëria e AgNO_3 me rritjen e temperaturës?
- c) Vlerësoni temperaturën në të cilën tretshmëria e AgNO_3 do të jetë 280 g AgNO_3 në 100 g ujë!
- d) A do të jetë tretësira e pangopur, e ngopur apo e tejngopur nëse 100 g AgNO_3 i shtohet 100 g ujë në 10 °C?
- e) Çfarë do të ndodhë nëse 300 g AgNO_3 i shtohet 100 g ujë në 20 °C?

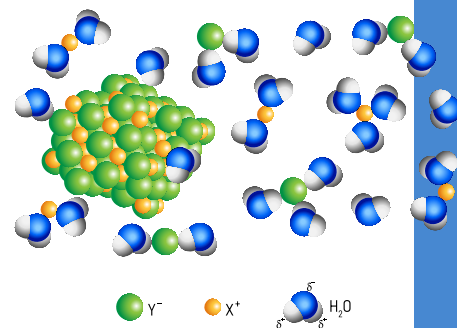
1.4. ELEKTROLITET DHE DISOCIMI ELEKTROLITIK

TRETËSIRAT E ELEKTROLITEVE

Substancat mund të përçojnë rrymën elektrike në mënyra të ndryshme, varësisht nga mënyra se si lëvizin grimcat e ngarkuara në strukturën e tyre. Sipas natyrës së bartësve dhe metodës së përçimit të rrymës elektrike, dallohen përçuesit e llojit të parë dhe përçuesit e llojit të dytë.

Metalet dhe alijazhet metalike janë **përçues të llojit të parë**. Tek to, bartësit e rrymës elektrike janë *elektronet e lira* në rrjetin kristalor metalik. Rryma elektrike përçohet falë lëvizjes së drejtuar të elektroneve të lira, të cilat lëvizin nën ndikimin e një fushe elektrike dhe krijojnë një rrjedhje të vazhdueshme të rrymës elektrike. Për shembull, instalimi elektrik në shtëpitë dhe shkollat tona është bërë nga tela metalik (zakonisht nga bakri).

Elektrolitet janë **përçues të llojit të dytë**. Ata përçojnë rrymë elektrike vetëm nëse substanca është në tretësirë ose nëse është e shkrirë. Te elektrolitet ka *jone të lëvizshme* që përçojnë rrymën elektrike (kationet lëvizin drejt katodës, dhe anionet drejt anodës).



Nocionet:

përçues i llojit të parë, përçues i llojit të dytë, elektrolit, joelektrolit, disocim elektrolitik, elektrolit i fortë, elektrolit i dobët, teoria e Arenius-it (Arrheniusit), indikator, shkalla e disocimit elektrolitik

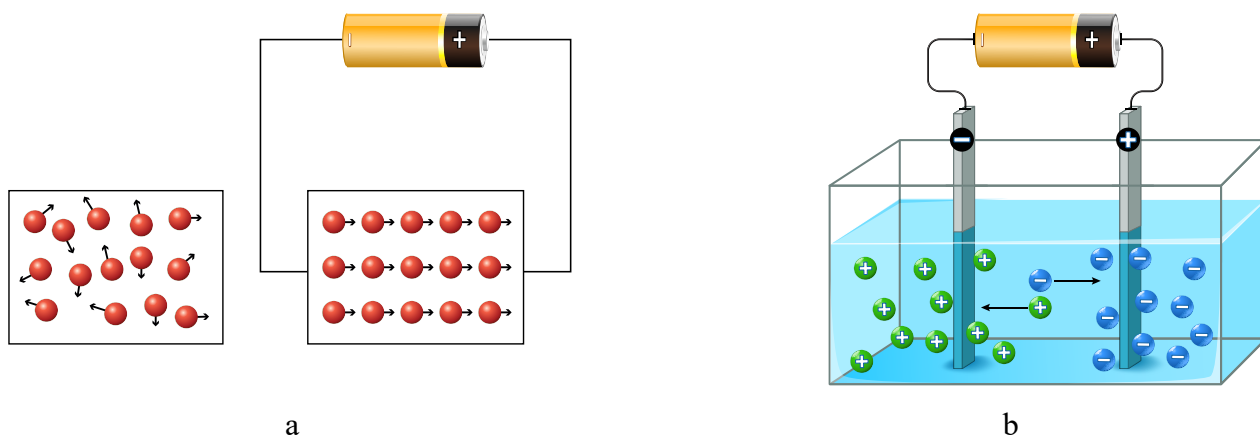


Figura 1.27 Përçimi i rrymës elektrike në përçuesit e llojit të parë ndodh si rezultat i lëvizjes së drejtuar të elektroneve (a), dhe në përçuesit e llojit të dytë për shkak të lëvizjes së drejtuar të joneve (b)

Elektrolitet mund të jenë **tretësira** ose **shkrirje** të acideve, bazave dhe kripërave. Në gjendje të ngurtë, përbërjet jonike nuk përçojnë energji elektrike sepse jonet janë të lidhura fort në rrjetin kristalor dhe nuk mund të lëvizin lirshëm.

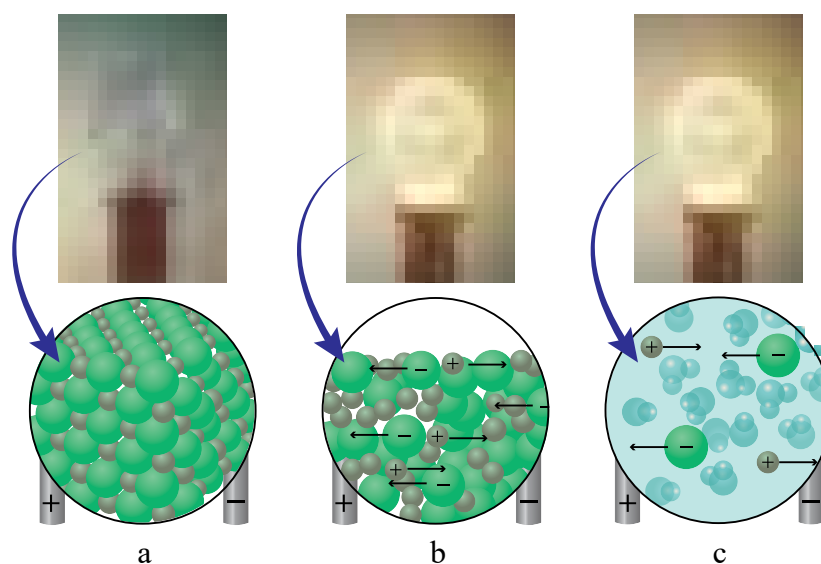


Figura 1.28 Komponimet jonike në gjendje të ngurtë (a) nuk përçojnë energji elektrike, por shkriret e tyre (b) dhe tretësirat ujore (c) shfaqin përçueshmëri të mirë.

Prandaj, **shkriret e substancave ose tretësirat e tyre, që përmbajnë jone të lëvizshme dhe përçojnë rrymë elektrike quhen elektrolite**. Nga ana tjetër, substancat, ku shkriret ose tretësirat e tyre nuk përçojnë rrymë elektrike, quhen **joelektrolite**. Kjo mund të tregohet edhe eksperimentalisht.

EJA TË HULUMTOJMË



Testimi i përçueshmërisë elektrike të substancave të ndryshme

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: dhjetë gota laboratorike prej 100 mL, ujë i distiluar, tretësirë saharoze (sheqer i zakonshëm), kripë e imët kuzhine (klorur natriumi), alkool, tretësira të: sulfatit të bakrit (II), klorurit të natriumit, hidroksidit të natriumit, acidit klorhidrik dhe acidit acetik (mundësisht të gjitha me të njëjtin përqendrim, për shembull 1 mol/dm^3), lugë, dy elektroda (për shembull, shufra grafiti), llambë me tela të lidhur, burim energjie (për shembull, një bateri), mantel pune, syze sigurie, doreza.

Ecuria: Vendosni, tretësirën që dëshironi të testoni për përçueshmërinë elektrike, në një gotë laboratorike. Pastaj, vendosni shufrat e grafitit që janë të lidhura në seri me burimin e energjisë dhe llambën. Lidhni qarkun! A ndizet llamba?

Shpërlani elektrodën me ujë të distiluar dhe përsëritni ecurinë me tretësirat e tjera dhe ujin e distiluar! Së fundmi, fshini elektrodën dhe kontrolloni përçueshmërinë elektrike të klorurit të natriumit të ngurtë duke përdorur gotë të thatë! Përfshini rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

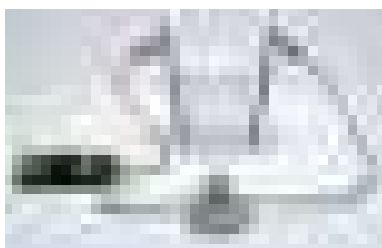


Figura 1.29 Aparatura për testimin e përçueshmërisë elektrike të substancave të ndryshme

Nga eksperimenti i kryer, mund të shihet se llamba nuk ndizet kur shufrat e grafitit zhyten në ujë të distiluar, alkool, tretësirë saharoze dhe klorur natriumi të ngurtë, që do të thotë se ato nuk përçojnë rrymë elektrike dhe konsiderohen jo-elektrolitë.

Në rastet tjera, llamba ndizet, që do të thotë se tretësirat e këtyre substancave janë elektrolitë. Megjithatë, mund të vërehen intensitete të ndryshme të dritës në tretësira të ndryshme. Kështu, llamba shëndrit më fort në tretësirë të sulfatit të bakrit(II), klorurit të natriumit, hidroksidit të natriumit dhe acidit klorhidrik, dhe pak më dobët në tretësirën e acidit acetik. Pra, tretësira e acidit acetik përçon rrymën elektrike por pak më dobët.

Elektrolitet në bazë të asaj se sa mirë e përçojnë rrymën elektrike ndahen në elektrolite të forta dhe të dobëta.

Elektrolitet e forta janë përçues të mirë të rrymës elektrike. Këto përfshijnë tretësira ujore pothuajse të të gjitha kripërave (sulfat bakri(II), klorur natriumi, sulfat kaliumi, etj.), acide të forta (acid klorhidrik, acid sulfurik, acid nitrik, etj.) dhe baza të forta (hidroksid natriumi, hidroksid kaliumi, hidroksid bariumi, etj.).

Elektrolitet e dobëta e përçojnë më pak elektricitetin. Këto përfshijnë acide të dobëta dhe baza të dobëta (acid acetik, acid cianhidrik, acid sulfhidrik, hidroksid amoniumi, etj.). Shumica e acideve dhe bazave organike janë elektrolite të dobëta. Uji është gjithashtu elektrolit shumë i dobët.

Aktivitet

Hulumtoni pse pijet sportive përmbajnë elektrolite! Më pas, merrni disa pije të ndryshme sportive dhe lexoni me kujdes etiketat e tyre ose gjeni informacione në internet. Përgatitni një prezantim ose poster të shkurtër në të cilin do ti prezantoni rezultatet!

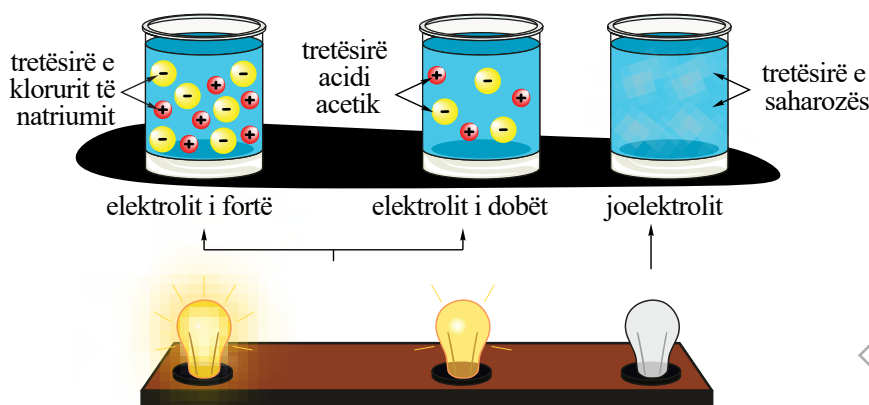


Figura 1.30 Elektrolitet përçojnë rrymën elektrike



Mendo dhe përgjigju:

1. Cili është ndryshimi themelor në mënyrën se si përçohet rryma elektrike midis përçuesve të llojit të parë dhe përçuesve të llojit të dytë?
2. Analizoni dhe përcaktoni se cilat nga acidet dhe bazat e mëposhtme në tretësirë ujore mund të formojnë elektrolit të fortë: H_2SO_4 , HCN , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH , HNO_2 , HNO_3 , NH_4OH , HI dhe HF .

DISOCIMI I ELEKTROLITEVE

Disocimi elektrolitik

Që elektrolitet të përçojnë energji elektrike, duhet të ketë jone të lëvizshme. Kur një substancë jonike është në gjendje të ngurtë, jone të tilla të lëvizshme nuk ekzistojnë për shkak të lëvizjes së kufizuar të joneve në rrjetet kristalore jonike. Nëse substanca shkrihet (kalon në gjendje të lëngshme), jonet lirohen dhe mund të lëvizin lirshëm.

Jone të lëvizshme fitohen gjithashtu kur substancat jonike tretet në një **tretës polar** (për shembull, ujë). Jonet në shkrirje janë të barabarta me ato të substancës së ngurtë, por në tretësirë ujore këto jone janë të rrethuara nga molekulat e tretësit. Thuhet se jonet janë të solvatizuara, dhe nëse tretësi është uji - të hidratizuara. Vetë procesi quhet **solvatizim**, ose **hidratim** në rastin kur tretësi është uji.

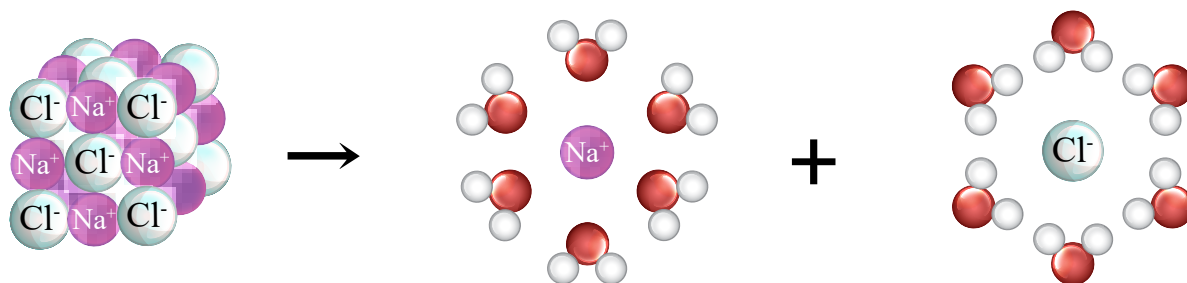


Figura 1.31 Tretja e klorurit të natriumit në ujë

Jone të solvatizuara formohen gjithashtu kur substancat e përbëra nga molekula polare (molekula atomet e të cilave janë të lidhura me lidhje kovalente polare) treten në ujë. Për shembull, kur klorhidriku i gaztë tretet në ujë, formohet acidi klorhidrik. Në një tretësirë të tillë, ka jone hidrogjeni dhe kloruri të solvatizuar (domethënë të hidratizuar).

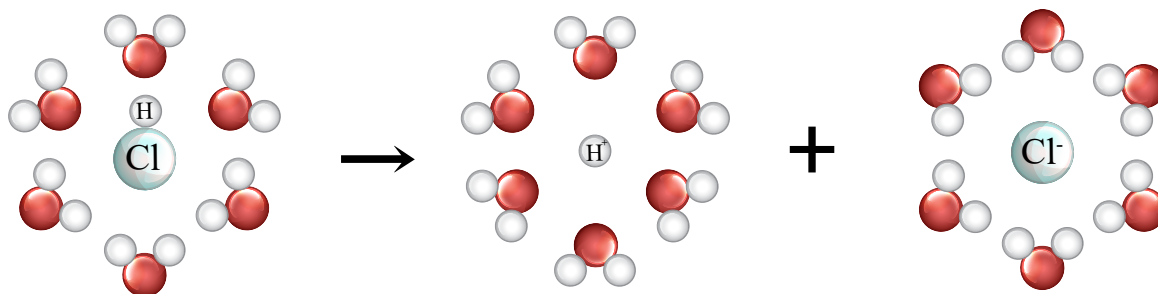


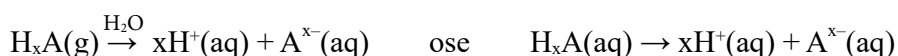
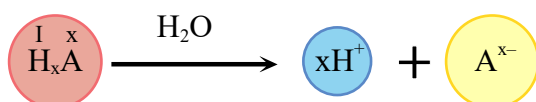
Figura 1.32 Tretja e klorhidrikut në ujë

Formimi i joneve të lëvizshëm në tretësirë të substancave të përbëra nga jone ose molekula polare nën veprimin e molekulave polare të tretësit quhet disocim elektrolitik.

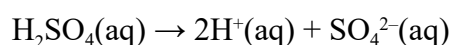
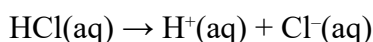
Disocimi elektrolitik mund të paraqitet edhe simbolikisht, duke përdorur ekuacione kimike. Duhet të theksohet se ngarkesa e përgjithshme në anën e majtë dhe të djathtë të ekuacionit duhet të jetë e barabartë me zero.

(s) – i ngurtë
(l) – i lëngshëm
(g) – i gaztë
(aq) – tretësirë ujore

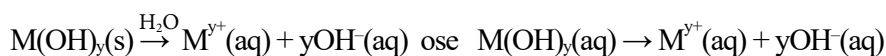
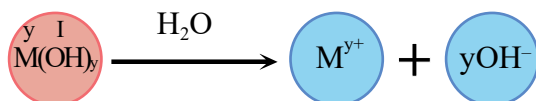
Disocimi elektrolitik i komponimeve polare të tretura në ujë



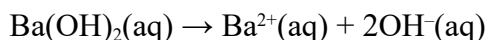
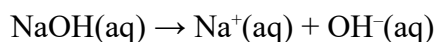
Shembuj:



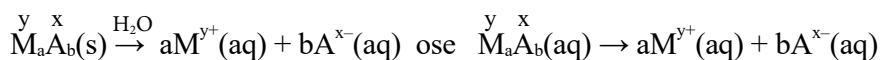
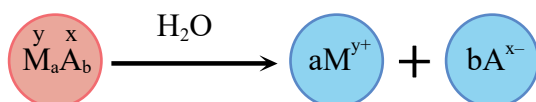
Disocimi elektrolitik i hidroksideve të tretura në ujë



Shembuj:



Disocimi elektrolitik i kripërave të tretura në ujë



Shembuj:

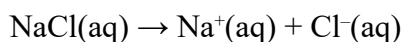




Figura 1.33 Svante Arrhenius (Svante Arrhenius, 1859 – 1927)

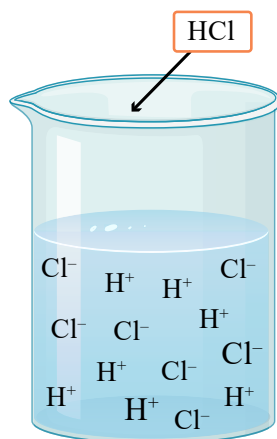


Figura 1.34 Elektrolitet e forta disociohen plotësisht në tretësirë ujore.

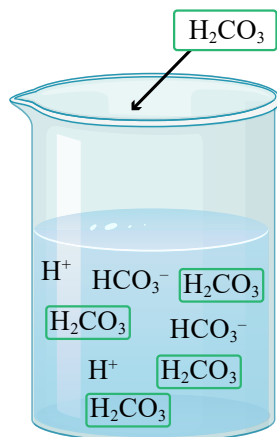
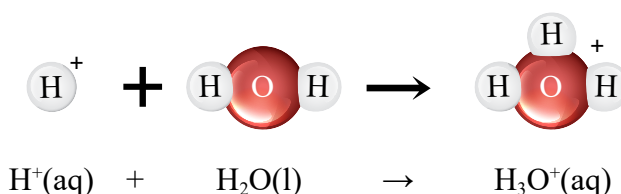


Figura 1.35 Elektrolitet e dobëta disociohen pjesërisht në tretësirë ujore.

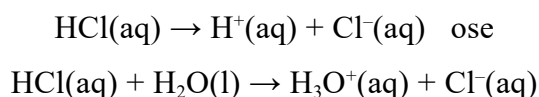
Acidet dhe bazat sipas teorisë së disocimit elektrolitik

Në gjysmën e dytë të shekullit të 19-të, shkencëtari suedez Arrhenius (Arrhenius) shpjegoi disocimin elektrolitik të kripërave, bazave dhe acideve në tretësira ujore. **Sipas teorisë së Arrhenius-it, acidet janë substanca që përmbajnë hidrogjen dhe, pas disocimit në ujë, japin jone hidrogjeni (H^+), dhe bazat janë substanca që përmbajnë grupin hidroksid dhe, pas disocimit në ujë, japin jone hidrokside (OH^-).** Prandaj, mund të konsiderohet se jonet e hidrogjenit (H^+) janë bartës të vetive acidike, dhe jonet hidrokside (OH^-) të vetive bazike.

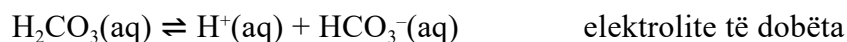
Joni i hidrogjenit (H^+) lidhet me molekulat e ujit, duke ndërtuar grimca të ndryshme më komplekse, prej të cilave më e rëndësishme është H_3O^+ (një molekulë e ujit lidhet me një jon të hidrogjenit). Pra, nuk ka jone të lira H^+ në tretësirën ujore, dhe grimca më e vogël që mund të konsiderohet se ekziston në tretësirë ujore është H_3O^+ .



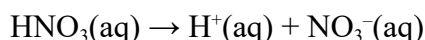
Megjithatë, për hir të thjeshtësisë, në ekuacionet që paraqesin procesin e disocimit elektrolitik shpesh përdoret shënimi më i thjeshtë i grimcave. Kështu, disocimi elektrolitik i acidit klorhidrik mund të paraqitet me ekuacionet e mëposhtme:



Elektrolitet ndahen në elektrolite të forta dhe të dobëta bazuar në mënyrën se sa e përçojnë elektricitetin. Kjo mund të lidhet me disocimin e tyre në tretësira ujore. Sa më shumë jone të lira të ketë në tretësirë, aq më mirë do të përçohet rrymën elektrike. Konkretisht, elektrolitet e forta disociohen plotësisht në tretësirën ujore, dhe kjo në ekuacione paraqitet me shigjetë që tregojnë vetëm një drejtim. Nga ana tjetër, elektrolitet e dobëta disociohen vetëm pjesërisht në tretësira ujore dhe në ekuacione paraqiten me gjysmëshigjetë të dyfishtë. Për shembull:



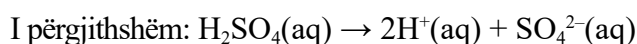
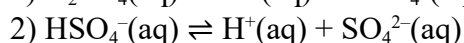
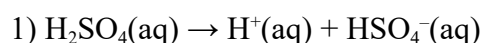
Acidet mund të klasifikohen edhe sipas numrit të atomeve të hidrogjenit në molekulë. Nëse acidi përmban një atom hidrogjeni në molekulën e tij, ai quhet **acid monobazik**. Acide të tilla janë, për shembull, HCl, HNO₃ dhe CH₃COOH. Disocimi i acideve monobazike mund të paraqitet me një hap të vetëm.



Ekzistojnë acide të cilët jo të gjithë atomet e hidrogjenit mund të ndahen si H⁺. Për të cilët do të mesoni më vonë.

Ekuacionet kimike që paraqesin disocimin e **acideve polibazike** përfshijnë më shumë hapa ose shkallë. Për shembull:

Disocimi i acidit sulfurik



Disocimi i acidit fosforik

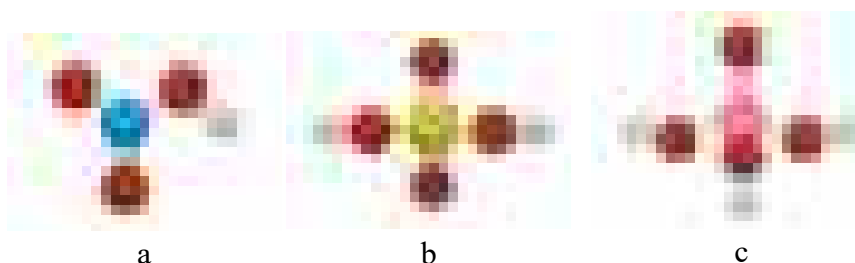
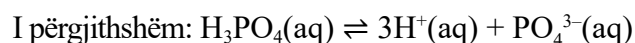
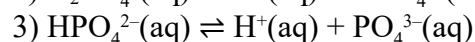
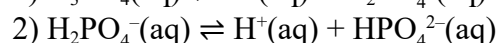
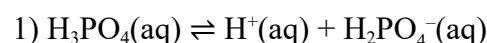


Figura 1.36 Modele molekulare të acidit nitrik (a), acidit sulfurik (b) dhe acidit fosforik (c)

Shkalla e disocimit elektrolitik

Në tretësirat ujore të elektrolitëve të forta, ekzistojnë vetëm jone dhe praktikisht nuk ka molekula të padisocuara. Në të kundërtën, në tretësirat ujore të elektroliteve të dobëta, ekziston i ashtuquajtur ekuilibër midis molekulave të padisocuara dhe joneve.

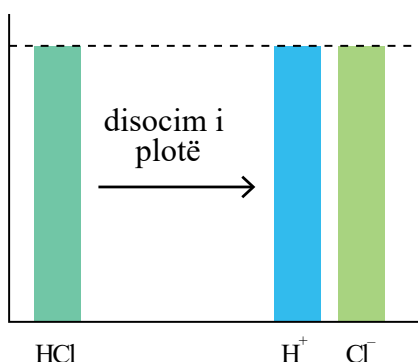


Figura 1.37 Në tretësirë ujore të HCl (acid i fortë), ekzistojnë vetëm jonet H⁺ dhe Cl⁻.

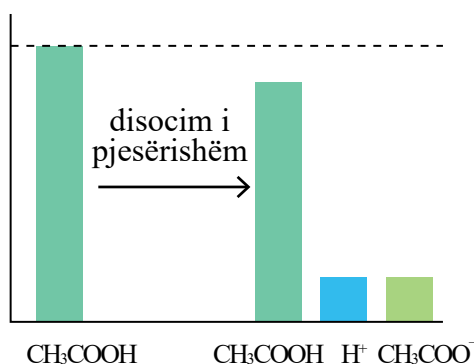


Figura 1.38 Në tretësirë ujore të CH₃COOH (acid i dobët), ka molekula CH₃COOH të padisociuara dhe numër i vogël i joneve H⁺ dhe CH₃COO⁻.

Fortësia e elektrolitëve mund të përcaktohet duke përcaktuar **shkallën e disocimit elektrolitik** (ndonjëherë të quajtur shkalla e jonizimit), e cila shënohet me shkronjën greke α (alfa). Është raporti i numrit të molekulave të disociuara ndaj numrin të përgjithshëm të molekulave të tretura.

$$\alpha = \frac{N(\text{molekula të disociuara})}{N(\text{molekula të tretura})}$$

Shkalla e disocimit elektrolitik mund të ketë një vlerë nga 0 në 1, dhe mund të shprehet edhe si përqindje. Acidet e forta, të cilat disociohen plotësisht në tretësirë ujore, kanë shkallë disocimi elektrolitik afër 1, ose 100%. Nga ana tjetër, uji është elektrolit shumë i dobët dhe shkalla e disocimit elektrolitik të tij është $2 \cdot 10^{-9}$, që do të thotë se vetëm një molekulë uji nga afërsisht 500 milionë molekula disociojnë. Pra, **sa më e lartë vlera e α , aq më i fortë është elektroliti, d.m.th., aq më shumë molekula disociohen.**

Tabela 1.6. Shkalla e disocimit të elektrolitëve të ndryshme me përqendrim elektrolitik prej 0.1 mol/L

H ₂ SO ₄ (shkalla e parë)	1 (100%)	HCN	0,00007 (0,007%)
H ₂ SO ₄ (shkalla e dytë)	0,26 (26%)	HNO ₂	0,067 (6,7%)
CH ₃ COOH	0,013 (1,3%)	NH ₃ (NH ₄ OH)	0,013 (1,3%)
HF	0,081 (8,1%)	CH ₃ NH ₂	0,066 (6,6%)

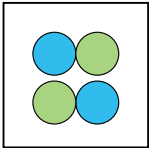
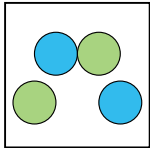
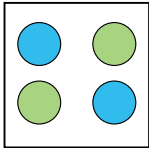
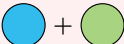
			
N(dis.) 	0	1	2
N(jodis.) 	2	1	0
N(përgj.)	2	2	2
α	$\frac{0}{2} = 0 = 0\%$	$\frac{1}{2} = 0,5 = 50\%$	$\frac{2}{2} = 1 = 100\%$

Figura 1.39 Ilustrim i shkallës së disocimit të elektroliteve

Shembulli 1.12.

Në tretësirë ka gjithsej 0,5 mol acid acetik, nga të cilët 0,015 mole janë të disociuar. Llogaritni shkallën e disocimit elektrolitik!

Zgjidhje:

Duke përdorur shprehjen për shkallën e disocimit të elektroliteve dhe shprehjen e përdorur më parë që lidh sasinë e substancës dhe numrin e grimcave, fitojmë:

$$\alpha = \frac{N(\text{dis.})}{N(\text{i përgj.})} = \frac{n(\text{dis.}) \cdot N_A}{n(\text{i përgj.}) \cdot N_A} = \frac{n(\text{dis.})}{n(\text{i përgj.})}$$

$$\alpha = \frac{0,015 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} = 0,03$$

Pra, shkalla e disocimit elektrolitik të acidit acetik është 0,03 ose 3%.

Shkalla e disocimit elektrolitik varet nga temperatura. Për elektrolitet e dobëta, ajo rritet me rritjen e temperaturës. Në temperatura më të larta, energjia kinetike e lidhur me lëvizjen e grimcave është më e madhe, kështu që grimcat e komponimeve molekulare jonike ose polare ndahen më lehtë në jone. E gjithë kjo bën që acidet dhe bazat e dobëta të disociohen në masë më të madhe. Në elektrolitet e forta, shkalla e disocimit elektrolitik është 1 dhe nuk ndryshon ndjeshëm me ndryshimin e temperaturës.

Përveç temperaturës, shkalla e disocimit elektrolitik varet edhe nga natyra e substancës që tretet dhe përqendrimi i saj. Për elektrolitet e dobëta, shkalla e disocimit elektrolitik rritet ndjeshëm me uljen e përqendrimit (domethënë, me hollimin e tretësirës). Në tretësirat e holluara të elektroliteve të dobëta, numër më i madh i molekulave të tretësit rrethojnë grimcat që përbëjnë elektrolitin, gjë që përshpejton disocimin, dhe shkalla e disocimit elektrolitik është gjithashtu më e madhe. Kjo nuk do të thotë që një elektrolit i tillë do të jetë i fortë dhe do të përçojë mirë energjinë elektrike, sepse numri i joneve në tretësirë është relativisht i vogël në përqendrim kaq të ulët. Disocimi të elektrolitet e forta është i plotë, pavarësisht nga përqendrimi i tyre në tretësirë.

Nocionet *elektrolit i fortë dhe i dobët* nuk duhet të ngatërrohen me nocionet *tretësirë e përqendruar dhe e holluar*. Elektrolitet e forta dhe të dobëta ndryshojnë në shkallën e disocimit, dhe tretësirat e përqendruara dhe të holluara ndryshojnë në sasinë e substancës së tretur në sasi të caktuar tretësi. Kështu, si në tretësirat e përqendruara ashtu edhe në ato të holluara, HCl është acid i fortë, dhe CH₃COOH është acid i dobët.

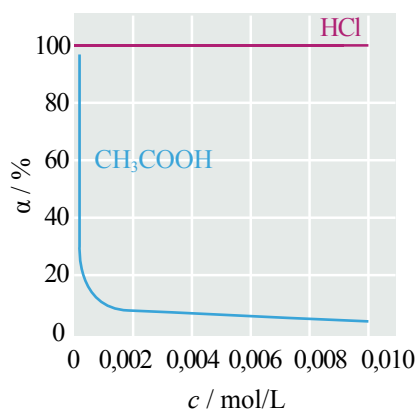


Figura 1.40 Paraqitja grafike e varësisë së α nga përqendrimi i tretësirës

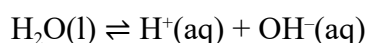


Mendo dhe përgjigju:

1. Paraqitni vizualisht disocimin e acidit sulfurik në ujë!
2. Duke përdorur ekuacionin kimik, paraqisni disocimin e fosfatit të amonit dhe hidroksidit të stronciumit në ujë!
3. Duke përdorur ekuacionin kimik, paraqisni disocimin e acidit karbonik në dy shkallë!
4. Acidet HA, HB, HC, HD dhe HE kanë shkallë disocimi prej 2,8%, 6,1%, 11,3%, 6,6% dhe 7,9%, përkatësisht. Cili nga këto acide është përçuesi më i mirë i rrymës elektrike?
5. Cila tretësirë ka numrin më të madh të përgjithshëm të joneve? Supozoni se vëllimet janë të barabarta.
 - a) Tretësirë HCl me $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$ ose tretësirë HCl me $c(\text{HCl}) = 0,05 \text{ mol/L}$
 - b) Tretësirë HCl me $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$ ose tretësirë HF me $c(\text{HF}) = 0,10 \text{ mol/L}$
 - c) Tretësirë HCl me $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$ ose tretësirë CaCl_2 me $c(\text{CaCl}_2) = 0,10 \text{ mol/L}$
6. Numri i përgjithshëm i molekulave të acidi monobazik të dobët në tretësirë ujore është 30 milionë, dhe shkalla e disocimit elektrolitik është 5%. Llogaritni numrin e:
 - a) molekulave të disociuara të acidit
 - b) molekulave të padisociuara të acidit
 - c) joneve të hidrogjenit
 - d) joneve të mbetjes acidike

DISOCIMI ELEKTROLITIK I UJIT DHE pH

Uji është elektrolit shumë i dobët dhe disocimi i tij mund të paraqitet nga ekuacioni kimik i mëposhtëm:



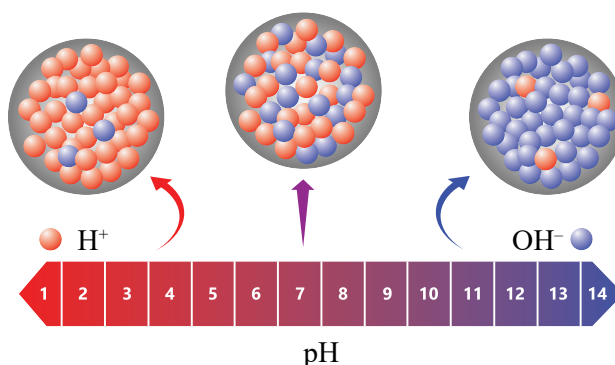
Përqendrimi i joneve H^+ (bartës të vetive acidike) në ujë është i barabartë me përqendrimin e joneve OH^- (bartës të vetive bazike). Prandaj, vlera e pH-së së ujit është neutrale dhe kjo vlerë e pH është 7 në temperaturë prej 25 °C.

Nëse përqendrimi i joneve H^+ është më i madh se përqendrimi i joneve OH^- , tretësira është acidike, me vlerë të pH-së më të vogël se 7. Anasjelltas, nëse përqendrimi i joneve H^+ është më i vogël se përqendrimi i joneve OH^- , tretësira është bazike dhe ka vlerë të pH-së më të madhe se 7. Sa më e ulët të jetë vlera e pH-së, aq më acidike është tretësira. Sa më e lartë të jetë vlera e pH-së, aq më bazike është tretësira.

Në temperaturë prej 25 °C

Mjedis acidik	$c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ $\text{pH} < 7$
Mjedis neutral	$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ $\text{pH} = 7$
Mjedis bazik	$c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$ $\text{pH} > 7$

Figura 1.41 Lidhëshmëria midis vlerës së pH-së dhe përqendrimit të joneve H^+ dhe OH^-



Për caktimin e vlerës së përqendrimit të joneve të hidrogjenit në tretësirë është vlera e pH-së. Prandaj, quhet *tregues hidrogjenor*. Sa më i lartë të jetë përqendrimi i joneve H^+ , aq më e ulët është vlera e pH-së. Anasjelltas, sa më i ulët të jetë përqendrimi i joneve H^+ , aq më e lartë është vlera e pH-së.

Në laboratorë, për të përcaktuar llojin e mjedisit, zakonisht përdoren **indiktorët** d.m.th. substancat që ndryshojnë ngjyrën në tretësira acidike, neutrale ose bazike. Indiktorët mund të jenë në formën e shiritave ose në formën e tretësirave. Shiritat tregues më të përdorur janë *letra e lakmusit e kuqe dhe blu dhe letra treguese universale*.



Figura 1.43 Letra e kuqe e lakmusit bëhet **blu** në tretësirë **bazike**.



Figura 1.44 Letra blu e lakmusit kthehet në të **kuqe** në tretësirë **acidike**.

Me letër lakmusi, nuk është e mundur të merren informacione më të detajuara rreth shkallës së aciditetit ose alkalinitetit të një tretësire. Kjo është e mundur nëse përdoret treguesi universal (letër lakmusi universal ose tretësirë treguesi universal), i cili ndryshon ngjyrën në vlera të ndryshme të pH-së. Në përqendrime të barabarta dhe në të njëjtat kushte, acidet e forta kanë një vlerë të pH-së më të ulët se acidet e dobëta, kështu që treguesi universal tregon një ngjyrë të kuqe më intensive. Në acidet e dobëta, ngjyra është e portokalltë ose e verdhë, gjë që tregon një vlerë më të lartë të pH-së. Megjithatë, duhet treguar kujdes, sepse tretësirat e të njëjtit acid me përqendrime të ndryshme do të tregojnë vlera të ndryshme të pH-së: tretësirat më të përqendruara kanë një vlerë të pH-së më të ulët, dhe ato të holluara kanë vlerë më të lartë. Arsyetim i ngjashëm mund të zbatohet për tretësirat bazike.

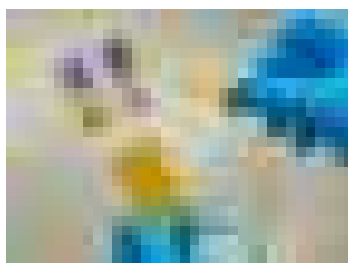
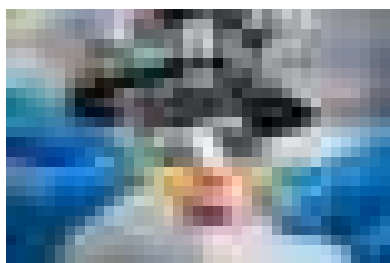


Figura 1.45 Vërtetimi i mjedisit acidik me letër treguese universale

Një rritje dhjetëfish e përqendrimit të joneve H^+ çon në ulje të vlerës së pH-it në 1.



Figura 1.42 Letër me indikator universal

$$c(HCl) = 0,1 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 1$$

$$c(HCl) = 0,01 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 2$$

$$c(CH_3COOH) = 0,1 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 2,9$$

$$c(CH_3COOH) = 0,01 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 3,4$$



Aktivitet

Skanoni kodin QR



dhe testoni vlerën e pH-së së tretësirave të treguara.

Indikator të tjerë të përdorur në laboratorët kimik janë *tretësirat e fenolftaleinës, metili i kuq, metil oranzhi, bromthimoli blu*, etj. Secili prej këtyre treguesve ka interval specifik të ndryshimit të ngjyrës në vlera të ndryshme të pH-së, kështu që indikator i përshtatshëm zgjidhet në varësi të vlerës së pritur të pH-së ose llojit të reaksionit. Indikator i universal është përzierje e disa indikatorëve individual, ku secili në veçanti reagon në interval të ndryshëm të pH-së. Përparësia e tij kryesor është se siguron shkallë të vazhdueshme ngjyrash dhe e jep vlerën e përafërt të pH-së së tretësirës, ndryshe nga treguesit individual që ndryshojnë ngjyrën vetëm në interval të ngushtë të pH-së.

Tabela 1.7. Ngjyra e disa treguesve në ambient acidik dhe bazik

Indikatori	Ngjyra në ambient acidik	Ngjyra në ambient bazik
Letër lakmusi	e kuqe	blu
Fenolftaleina	pa ngjyrë	rozë
Metili i kuq	e kuqe	e verdhë
Metil oranzhi	e kuqe	e verdhë
Bromthimoli blu	e verdhë	blu

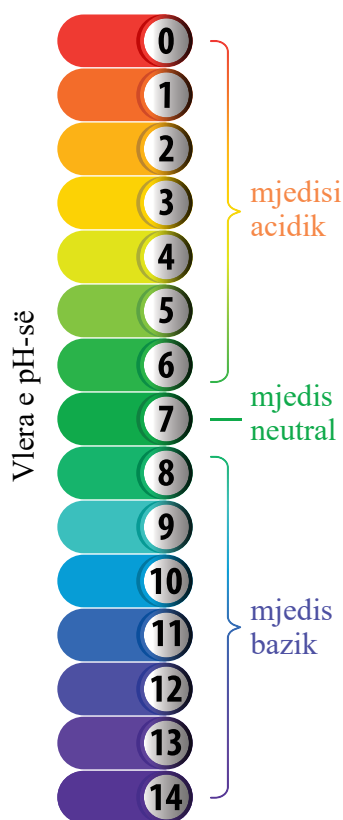


Figura 1.46 Shkalla e pH-së për përcaktimin e llojit të mjedisit

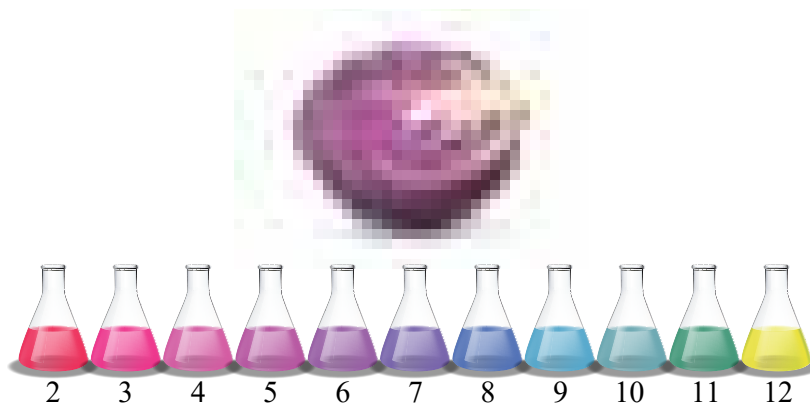


Figura 1.47 Tretësira e lakrës së kuqe mund të përdoret si indikator.

Duke përdorur indikator, është e mundur vetëm të përcaktohet përafërsisht vlera e pH-së së tretësirave. Për matje më të sakta, përdoret instrument i veçantë i quajtur **pH-metër**. Pasi të përgatitet për përdorim, elektroda e pH-metrit thjesht zhytet në tretësirë dhe vlera numerike e pH-së shfaqet në ekran.

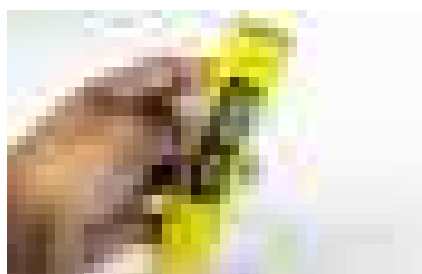


Figura 1.48 pH-metër digjital



EJA TË HULUMTOJMË

Përcaktimi i aciditetit dhe bazicitetit të mjedisit bazuar në vlerën e pH-së

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: 10 epruveta, mbajtëse epruvetash, pincetë, 5 qelqa ore, tre pikatore (ose pipeta Pasteri), letër treguese universale, ujë i distiluar, tretësira e: metilit të kuq, fenollftaleinës, HCl ($c = 0,1 \text{ mol/L}$), CH_3COOH ($c = 0,1 \text{ mol/L}$), NH_4OH ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) dhe NaOH ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) mantel pune, syze mbrojtëse, doreza.

Ecuria: Në pesë epruveta, vendosni përafërsisht 3-4 mL të tretësirave HCl, CH_3COOH , NH_4OH dhe NaOH dhe po aq ujë të distiluar. Duke përdorur pincetën, zhytni shiritin e indikatorit universal në tretësirën e parë dhe më pas lëreni atë në qelqin e orës. Zhytni shiritin tjetër të indikatorit universal në tretësirën e dytë dhe lëreni mbi qelq ore të pastër dhe të thatë. Përsëriteni këtë me tretësirat e tjera. Vini re ngjyrën në secilin rast.

Pastaj, duke përdorur pikatore, shtoni dy pika të tretësirës së metilit të kuq në secilën provë. Vini re ndryshimin e ngjyrës.

Në pesë epruvetat tjera, shtoni 3-4 mL të secilës prej tretësirave dhe pastaj dy pika të tretësirës së fenollftaleinës. Vini re ndryshimin e ngjyrës. Tregoni rezultatet në tabelë! Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Aktivitet

Bëni kërkime se cila është vlera e pH-së së gjakut dhe çfarë ndodh nëse kjo vlerë është jashtë atij intervali.

Aktivitet

Hulumtoni vlerën e pH-së së ujit të shiut dhe shiut acidik! Cilat janë efektet negative të shiut acidik?

**Mendo dhe përgjigju:**

- Përgjigjuni pyetjeve të mëposhtme në lidhje me eksperimentin e kryer për të përcaktuar aciditetin dhe bazicitetin e mjedisit:
 - Ç'farë është mjedisi (acidik, bazik apo neutral) në secilën prej tretësirave ujore?
 - Renditni tretësirat sipas aciditetit të tyre, duke filluar nga tretësira më bazike!
 - Në bazë të ngjyrës të indikatorit universal, përcaktoni vlerën e pH-së të tretësirave ujore!
 - Cila është përparsia e indikatorit universal ndaj indikatorëve të tjerë?
- Maja testoi pesë mostra duke përdorur letrën e indikatorit universal. Ajo i paraqiti rezultatet e hulumtimit në tabelë. Përcaktoni se cila nga tretësirat mund të përmbajë tretësirë acidike!

Tretësira nr.	1	2	3	4	5
Ngjyra e indikatorit universal	e verdhë	blu e çelët	e kuqe	jeshile	vjollcë

- Lindita testoi pH-në e disa tretësirave dhe fitoi rezultatet e mëposhtme:

tretësira A: pH = 0,5

tretësira D: pH = 3

tretësira B: pH = 10

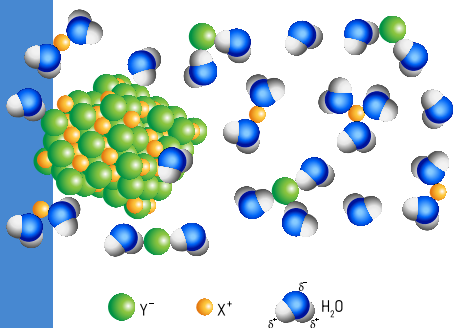
tretësira E: pH = 13,5

tretësira C: pH = 6

tretësira F: pH = 8,5

a) Renditni tretësirat sipas rritjes së aciditetit, duke filluar nga tretësira më bazike!

b) Për secilën tretësirë, tregoni ngjyrën që do të kishte indikatorit universal dhe indikatorët e shënuar në Tabelën 1.7 nëse do të përdoreshin për të testuar aciditetin!



Nocionet:

reaksion jonik, ekuacion jonik, ekuacion i përgjithshëm jonik, ekuacion jonik i shkurtuar/efektiv, jonet "vëzhguese"

1.5. REAKSIONET JONIKE

REAKSIONET JONIKE

Për shkak të disocimit të acideve, bazave dhe kripërave të tretura, midis joneve në tretësira ujore ndodhin numër i madh reaksionesh. Reaksione të tilla quhen **reaksione jonike**. Këto reaksione janë praktikisht të pakthyeshme (ose, siç thuhet, shkojnë deri në fund) nëse të paktën një nga produktet e reaksionit është komponim që tretet dobët (precipitat), komponim që disocon dobët ose gaz.

Reaksionet jonike gjatë të cilave formohet komponim me tretshmëri të dobët (precipitat)

Reaksionet jonike gjatë të cilave formohet komponim me tretshmëri të dobët njihen edhe si *reaksione të precipitimit*. Kripërat janë elektrolite të forta dhe disociohen plotësisht në tretësirë ujore. Disa kripëra janë shumë të tretshme në ujë dhe, për shkak të disocimit të plotë, shumë jone janë të pranishme në tretësirë. Të gjitha nitratat dhe të gjitha kripërat e natriumit, kaliumit dhe amonit janë të tretshme. Megjithatë, ka kripëra që janë dobët ose praktikisht të patretshme në ujë, kështu që ka shumë pak jone të kripës në tretësirë. Përveç kësaj, disa hidrokside ekzistojnë edhe si precipitate. Tabela 1.8 paraqet pasqyrën e tretshmërisë së disa kripërave dhe hidroksideve.

Tabela 1.8. Tretshmëria e disa kripërave dhe hidroksideve në temperaturën e dhomës

ANIONE

KATIONE													
Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ³⁺	
OH ⁻	T	T	T	T	D	P	P	P	—	—	P	P	P
Cl ⁻	T	T	T	T	T	T	T	T	P	T	T	D	T
Br ⁻	T	T	T	T	T	T	T	T	P	D	T	D	T
I ⁻	T	T	T	T	T	T	T	T	P	P	—	P	T
S ²⁻	T	T	T	T	—	—	—	P	P	P	P	P	—
SO ₄ ²⁻	T	T	T	P	D	T	T	T	D	T	T	P	T
PO ₄ ³⁻	T	T	T	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	T	T	T	P	P	P	—	P	P	—	P	P	P
NO ₃ ⁻	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
CH ₃ COO ⁻	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T

T

 e tretshme

P

 e patretshme

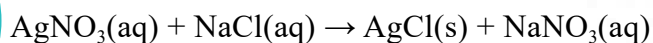
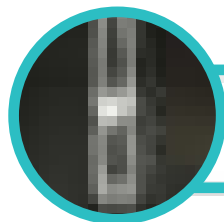
D

 dobët e tretshme

—

 nuk ekziston ose zbërthehet në ujë

Gjatë përzierjes së tretësirës së nitratit të argjendit dhe klorurit të natriumit, menjëherë vërehet precipitat i bardhë i klorurit të argjendit. Në ekuacionet kimike, simboli (s) shkruhet pas formulës së precipitatit.



Nëse reaktantët merren në raporte stekiometrike, vetëm jonet Na^+ dhe NO_3^- do të jenë të pranishme në sasi të konsiderueshme në tretësirë. Pothuajse të gjithë jonet Ag^+ dhe Cl^- do të lidhen (reagojnë) dhe do të ndahen nga tretësira si fundërinë. AgCl është komponim dobët i tretshëm në ujë, dhe për këtë arsye ky reaksion vazhdon deri në fund.

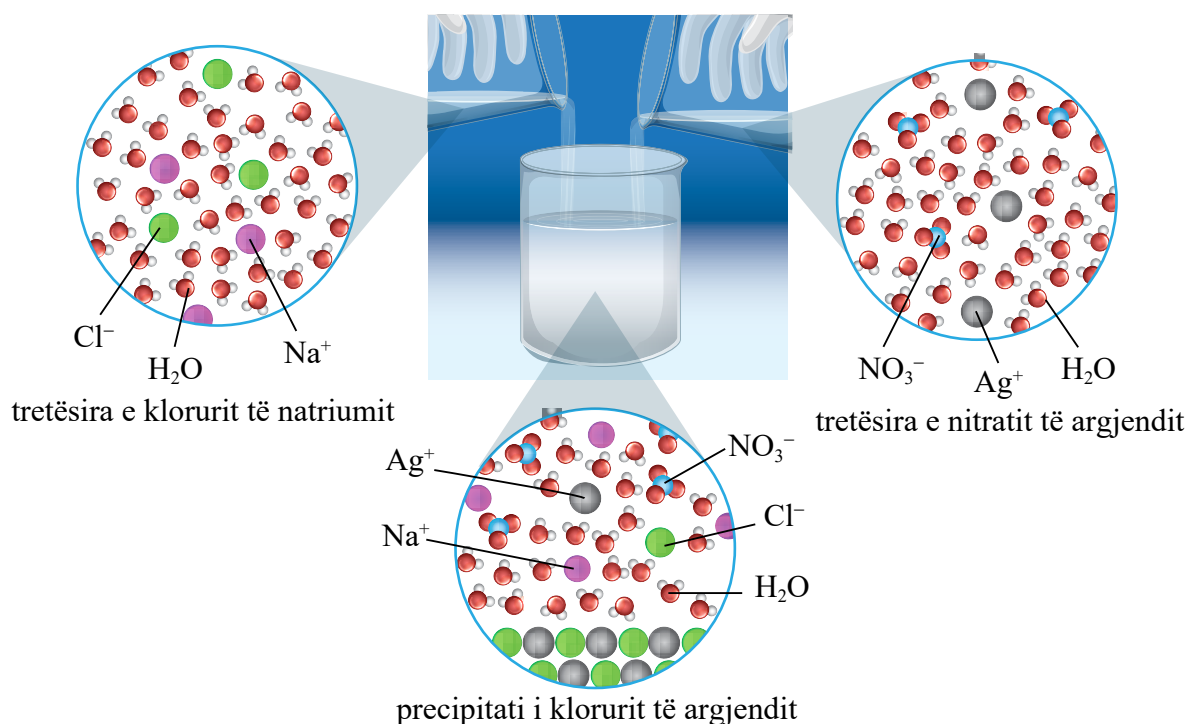
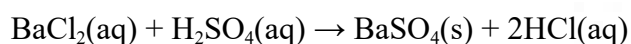
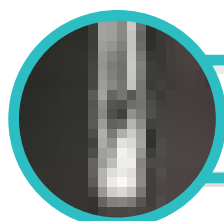


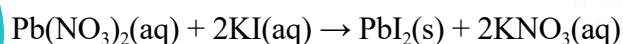
Figura 1.49 Paraqitje mikroskopike e reaksionit ku formohet kloruri i argjendit

Një shembull tjetër i reaksionit jonik ku fitohet fundërinë është reaksioni midis klorurit të bariumit dhe acidit sulfurik. Precipitati i formuar është sulfati i bariumit, dhe jonet e hidrogjenit dhe klorit mbeten në tretësirë. Ekuacioni i përgjithshëm për këtë reaksion mund të shkruhet si:



Nëse përzihen dy tretësira të nitratis të plumbit(II) dhe jodurit të kaliumit, formohet precipitat i jodurit të plumbit(II) me ngjyrë të verdhë intensive. Kur përzierja nxehet, precipitati tretet dhe, pas ftohjes, përsëri ndahen kristale të shndritshme me ngjyrë të verdhë të artë.

Ky eksperiment njihet si "shiu i artë".

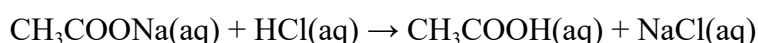


Reaksionet jonike gjatë të cilave fitohet komponim me disocim të dobët

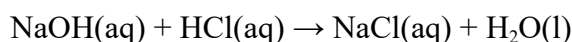
Disa acide dhe baza të dobëta



Komponimet që disociojnë dobët (elektrolitët e dobët) janë uji, acidet e dobëta dhe bazat e dobëta. Reaksionet jonike që formojnë komponime me disocim të dobët gjithashtu shkojnë deri në fund. Një shembull i një reaksioni të tillë është reaksioni midis tretësirave të acetatit të natriumit dhe acidit klorhidrik.



Gjatë reaksionit të neutralizimit (reaksionet midis acideve dhe bazave), një nga produktet që disocion dobët është uji, Për shembull:



Reaksionet jonike gjatë të cilave krijohet gaz

Nëse lirohet gaz gjatë një reaksioni, ai do të largohet nga sistemi, që do të thotë se reaksionet e tilla do të jenë të pakthyeshme, domethënë, ato do të shkojnë deri në fund. Pra edhe në këtë rast kemi të bëjmë me reaksione jonike. Një substancë e gaztë tregohet duke shënuar simbolin (g) pranë formulës së saj në ekuacionin kimik.

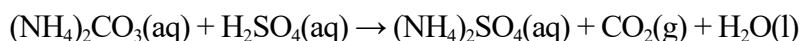
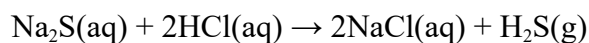


Figura 1.50 Reaksioni jonik gjatë të cilit krijohet gaz

Mendo dhe përgjigju:

- Shënoni ekuacionet kimike të barazuara për reaksionet midis tretësirave të:
 - nitratis të kalciumit dhe karbonatit të kaliumit
 - hidrogen karbonatit të natriumit dhe acidit sulfurik
 - klorurit të bakrit(II) dhe hidroksidit të natriumit
 - cianurit të amonit dhe acidit klorhidrik
 - nitratis të kaliumit dhe klorurit të natriumit
- Cilat nga këto reaksione shkojnë deri në fund? Shpjegoni përgjigjen tuaj!



EKUACIONET JONIKE

Reaksionet kimike, duke përfshirë edhe reaksionet jonike, zakonisht shkruhen me të ashtuquajturat **ekuacione molekulare kimike**. Kështu edhe kemi vepruar deri më tani. Megjithatë, kjo mënyrë shkrimi nuk na lejon të shohim se cilat substanca disociohen në jone, kështu që nuk mund të kemi pamje të vërtetë të asaj që po ndodh në nivel mikroskopik.

Prandaj, përdoren **ekuacione të përgjithshme jonike**. Në ekuacionet e përgjithshme jonike, substancat që disociohen plotësisht në tretësirë shkruhen në formë jonike, por kjo nuk vlen për substancat që treten dobët, që disocojnë dobët dhe substancat e gazta.

Në ekuacionet e përgjithshme jonike, shkruhen të gjithë jonet që formohen nga disocimi i substancave (reaktantëve ose produkteve). Megjithatë, mund të vërehet se disa jone nga reaktantët janë produkte dobët të tretshëm, dobët të disociuar ose të gaztë, ndërsa të tjerët kanë mbetur në tretësirë. Jonet që mbeten në tretësirë, në fakt, nuk janë të përfshira fare në ndryshimin kimik. Jonet që nuk marrin pjesë në reaksion njihen si "**jone vëzhguese**".

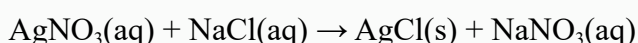
Nëse "jonet vëzhguese" lihen jashtë ekuacionit të përgjithshëm jonik, fitohet **ekuacioni jonik efektiv (i shkurtuar)**. Ai përfshin vetëm ato jone që marrin pjesë në mënyrë efektive në reaksionin kimik.

Shembulli 1.13.

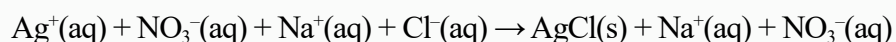
Shkruani ekuacionin molekular, jonik të përgjithshëm dhe jonik efektiv për reaksionin midis tretësirave të nitratit të argjendit dhe klorurit të natriumit dhe tregoni "jonet vëzhguese"!

Zgjidhje:

Së pari, duhen parashikuar produktet e reaksionit. Kur nitrati i argjendit reagon me klorurin e natriumit, formohet kloruri i argjendit dhe nitrati i natriumit. Nga Tabela 1.8. konkludohet se kloruri i argjendit është një precipitat. Ekuacioni i reaksionit mund të shkruhet si:

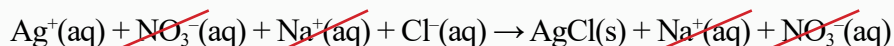


Ky është një ekuacion molekular. Ekuacioni tani duhet të barazohet. Në këtë rast, veç është i barazuar, kështu që mund ta shkruajmë ekuacionin jonik të përgjithshëm duke renditur jonet e komponimeve që janë të disociuara plotësisht.

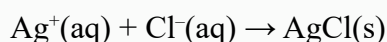


Në ekuacionin jonik të përgjithshëm, ngarkesa e përgjithshme në anën e majtë duhet të jetë e barabartë me ngarkesën e përgjithshme në anën e djathtë (majtas: $+1-1+1-1=0$, djathtas: $0+1-1=0$). Ky rast është vetëm nëse ekuacioni është barazuar më parë.

Vini re se jonet Na^+ dhe NO_3^- gjenden në të dyja anët e ekuacionit jonik të përgjithshëm. Kjo do të thotë se ato nuk marrin pjesë në reaksion dhe konsiderohen "jone vëzhguese".



Nëse ekuacioni shkruhet pa këto jone, fitohet ekuacioni jonik efektiv.

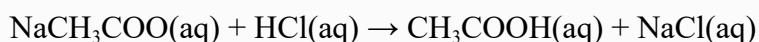


Shembulli 1.14.

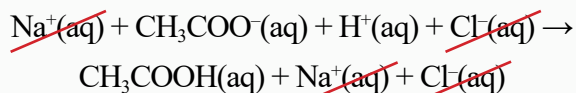
Shënoni ekuacionin molekular, jonik të përgjithshëm dhe jonik efektiv për reaksionin midis tretësirave të acetatit të natriumit dhe acidit klorhidrik dhe shënoni "jonet vëzhguese"!

Zgjidhje:

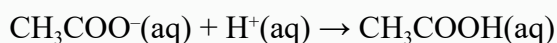
Ekuacioni molekular i barazuar i reaksionit shkruhet si:



Acidi acetik që përftohet si produkt është acid i dobët, që do të thotë se është pjesërisht i disociuar në jone. Ai mbetet në formë molekulare, dhe substancat e mbetura shkruhen në formë jonike. Kjo jep ekuacionin e përgjithshëm jonik.



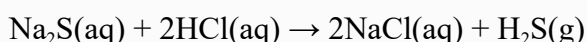
Na^+ dhe Cl^- janë "jone vëzhguese" sepse shfaqen në të dyja anët e ekuacionit jonik të përgjithshëm. Nëse lihen jashtë, ekuacioni jonik efektiv mund të shkruhet si:

**Shembulli 1.15.**

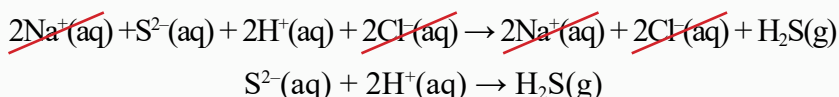
Shënoni ekuacionin molekular, jonik të përgjithshëm dhe jonik efektiv për reaksionin midis tretësirave të sulfurit të natriumit dhe acidit klorhidrik dhe shënoni "jonet vëzhguese"!

Zgjidhje:

Ekuacioni molekular i barazuar për këtë reaksion është:



Në këtë reaksion përfitohet gazi i sulfhidrikut. Duke vepruar si më parë, ekuacioni i përgjithshëm jonik dhe ekuacioni efektiv jonik mund të shkruhen si më poshtë:



Jonet Na^+ dhe Cl^- janë "jone vëzhguese".

**Aktivitet**

Hulumtoni pse klori shtohet në trajtimin e ujit të pijshëm dhe si merret mostra për analizë. Pastaj, merrni mostra uji nga burime të ndryshme (çezme, pus, shatërvan) dhe në laborator kryeni reaksionin jonik për të vërtetuar kloruret në ujin e pijshëm. Shkruani ekuacionet molekulare, jonike të përgjithshme dhe efektive jonike. Së fundmi, përgatitni një prezantim të shkurtër dhe shpjegoni rëndësinë e reaksioneve jonike në analizën e cilësisë së ujit.

Mendo dhe përgjigju:

- Shënoni ekuacionet molekulare, jonike të përgjithshme dhe jonike efektive dhe shënoni "jonet vëzhguese" për reaksionet midis tretësirave të:
 - klorurit të zinkut dhe fosfatit të kaliumit
 - cianurit të kalciumit dhe acidit klorhidrik
 - karbonatit të natriumit dhe acidit sulfurik
 - nitratit të merkurit(II) dhe sulfurit të amonit
- Shkruani ekuacionet jonike efektive për reaksionet e mëposhtme të neutralizimit:
 - hidroksid natriumi dhe acid sulfurik
 - hidroksid kaliumi dhe acid klorhidrik
 - hidroksid bariumi dhe acid klorhidrik
 Çfarë vëzhgoni?
- Shënoni ekuacionin jonik efektiv për reaksionin gjatë të cilit do të fitohet precipitat i sulfurit të argjendit.



Test tematik

1. Përcaktoni fazën disperse dhe mjedisin dispersiv në sistemet e mëposhtme disperse:

- a) vaj në ujë
- b) mjegull
- c) ujë deti
- d) ajër
- e) xhelatinë

10 p.

2. Llogaritni masën e dikromatit të kaliumit ($K_2Cr_2O_7$) të nevojshme për të përgatitur 250 g tretësirë në të cilën pjesëmarrja masore e kripës është 5%!

10 p.

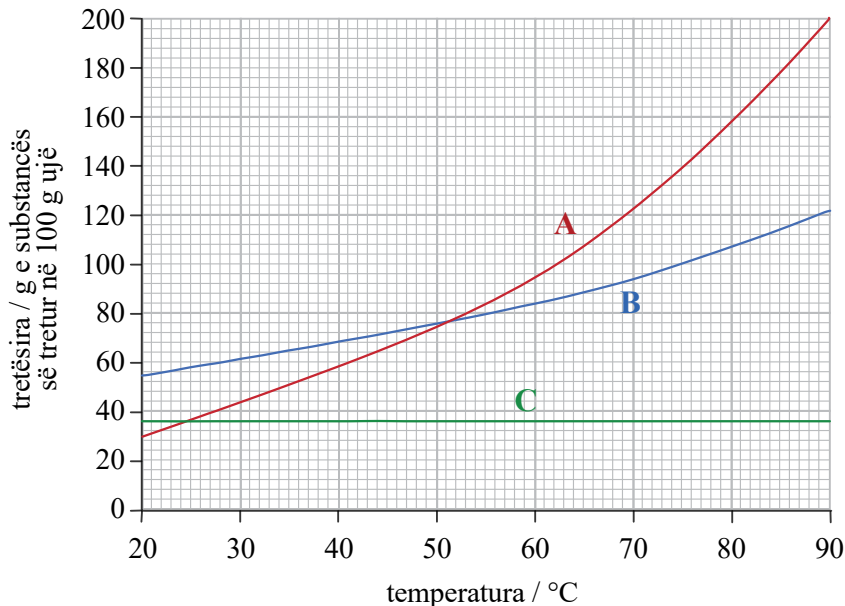
3. Sa është përqendrimi sasior i klorurit të amonit, i shprehur në mol/dm^3 , nëse 25 mL e tretësirës përmban 650 mg kripë? Përkthyeri ecurinë për përgatitjen e kësaj tretësire!

20 p.

4. Një tretësirë prej 250 cm^3 përmban 18 g glukozë ($C_6H_{12}O_6$). Dendësia e tretësirës është 1,03 g/cm^3 . Llogaritni molalitetin e glukozës në tretësirë!

10 p.

5. Bazuar në lakoret e tretshmërisë së substancave A, B dhe C të dhëna në figurën e mëposhtme, përgjigjuni pyetjeve të mëposhtme!



- a) Sa është tretshmëria e B në 40 °C?
- b) Në çfarë temperature tretshmëria e A është e barabartë me tretshmërinë e B?
- c) Sa gram A mund të treten në 50 g ujë në 75 °C?
- d) Në 50 °C, 35 g B treten në 100 g ujë. A është tretësira e pangopur, e ngopur apo e tejngopur?

20 p.

6. Paraqitni disocimin e acidit karbonik! Shkruani ekuacionin e përgjithshëm të disocimit për këtë acid!

10 p.

7. Nëse shkalla e disocimit elektrolitik është 3%, atëherë ka shumë të ngjarë të jetë një tretësirë e:

- a) acidit sulfurik
- b) hidroksidit të natriumit
- c) acidit nitrik
- d) hidroksidit të amonit

5 p.

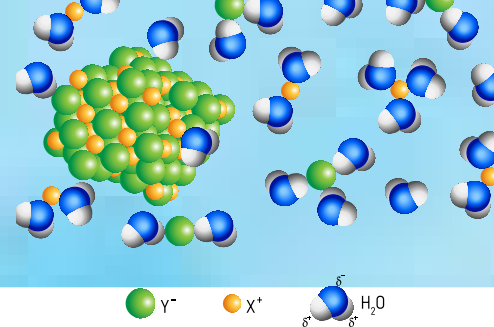
8. Nëse vlera e pH është 4,5, atëherë ka shumë të ngjarë të jetë një tretësirë e:

- a) acidit klorhidrik
- b) acidit acetik
- c) hidroksidit të natriumit
- d) hidroksidit të amonit

5 p.

9. Shkruani ekuacionet molekulare, jonike të përgjithshme dhe jonike efektive dhe shënoni "jonet vëzhguese" për reaksionet midis tretësirave të klorurit të bakrit(II) dhe karbonatit të natriumit (një nga produktet është precipitat)!

10 p.



PËRMBLEDHJE

- Sistemet heterogjene janë sisteme në të cilat mund të vërehen sipërfaqe kufitare në mes përbërësve individual.
- Sistemet homogjene janë ato sisteme në të cilat nuk ka kufij midis përbërësve individual.
- Faza paraqet pjesën homogjene të sistemit heterogjen që është në kontakt me pjesën tjetër, por është e ndarë me kufij qartë të përcaktuar.
- Efekti Tindall paraqet fenomenin e shpërndarjes së dritës dhe është tregues se sistemi është heterogjen.
- Sistemet disperse janë sisteme në të cilat grimcat e një ose më shumë substanca shpërndahen (dispersohen) përmes grimcave të substancës tjetër.
- Substanca që shpërndahet përmes substancës tjetër quhet substancë e dispersuar ose fazë disperse, dhe ajo përmes së cilës kryhet shpërndarja e grimcave quhet mjedis dispersiv.
- Sipas madhësisë së grimcave të substancës së dispersuar, sistemet dispersive ndahen në: sisteme disperse të vrazhda, sisteme disperse koloidale dhe sisteme disperse molekulare (tretësira).
- Tretësirat janë përzierje homogjene në të cilat një ose më shumë substanca shpërndahen në mënyrë të barabartë në një substancë tjetër. Substanca që tretet quhet substancë e tretur, dhe tretësi është substanca që ka veti tretëse.
- Për të shprehur përbërjen sasiore përdoren disa metoda dhe shprehje të ndryshme fizike, më të rëndësishmet prej të cilave janë: raportet, pjesëmarrjet dhe përqendrimit.
- Në varësi të sasisë së substancës të tretur në vëllim të caktuar të tretësit dhe në temperaturë të caktuar, dallohen tre lloje tretësirash: tretësira të pangopura, të ngopura dhe të tejngopura.
- Tretësirë e pangopur është ajo tretësirë në të cilën në temperaturë të caktuar mund të tretet ende substancë.
- Tretësirë e ngopur është tretësira në të cilën, në temperaturë të caktuar, është tretë sasia maksimale e substancës në tretës të caktuar.
- Tretshmëria paraqet përqendrimi e substancës së tretëshme në tretësirën e ngopur.
- Tretësirë e tejngopur është tretësira që në temperaturë të caktuar përmban sasi më të madhe të substancës që tretet sesa mund të tretet në vëllim të caktuar të tretësit.
- Sasia e substancës që mund të tretet në tretës të caktuar varet nga disa faktorë: natyra kimike e substancës dhe tretësit, presionit, temperaturës, etj.
- Gjatë rritjes së shtypjes, tretshmëria e gazrave në lëngje rritet.
- Më shpesh, tretshmëria e substancave të ngurta në lëngje rritet me rritjen e temperaturës.
- Gjatë rritjes së temperaturës, tretshmëria e gazrave në lëngje zvogëlohet.
- Elektrolitet janë substanca, tretësirat e të cilave përmbajnë jone të lira dhe përçojnë rrymë elektrike.
- Disocimi elektrolitik është formimi i joneve të lira në tretësirë të substancave të përbëra nga jone ose molekula polare nën veprimin e molekulave polare të tretësit.
- Sipas teorisë së Arenius-it, acidet janë substanca që përmbajnë hidrogjen në përbërjen e tyre dhe, kur disociohen në ujë, japin jone hidrogjeni (H^+), dhe bazat janë substanca që përmbajnë grupin hidroksid dhe, kur disociohen në ujë, japin jone hidroksidi (OH^-).
- Shkalla e disocimit elektrolitik është raporti midis numrit të molekulave të disociuara dhe numrit të molekulave të përgjithshme të tretura.
- Sasia e përqendrimit të joneve të hidrogjenit në tretësirë paraqet vlerën e pH-së.
- Indikatorët janë substanca që ndryshojnë ngjyrën në tretësirë acidike, neutrale ose bazike.
- Reaksionet jonike janë reaksione që ndodhin midis joneve në tretësira ujore.
- Reaksionet jonike do të shkojnë deri në fund nëse të paktën njëri nga produktet e reaksionit është substancë (precipitat) që tretet dobët, ose substancë që disocion dobët ose një gaz.
- Reaksionet jonike mund të paraqiten me ekuacionet kimike molekulare, ekuacionet e përgjithshme jonike dhe ekuacionet jonike efektive (të shkurtuara).
- "Jonet vëzhguese" janë jone që nuk marrin pjesë në reaksion.



2. REAKSIONET DHE BARAZIMET KIMIKE

Pas mësimit të kësaj teme, do të jeni në gjendje të:

- klasifikoni reaksionet kimike, të paraqitni reaksione të ndryshme kimike me barazime kimike dhe të përcaktoni llojin e reaksionit;
- shpjegoni kuptimin cilësor dhe sasior të barazimeve kimike dhe kryeni llogaritje në bazë të barazimeve kimike të reaksioneve ku reaktantët merren në raporte stekiometrike.



PËRMBAJTJA:

2.1 Klasifikimi i reaksioneve kimike

2.2 Llogaritjet në bazë të barazimeve kimike



Nocionet:

reaksion i pakthyeshëm, reaksion i kthyeshëm, reaksion i drejtë, reaksion i kundërt, reaksion i sintezës (bashkimit), reaksion i analizës (zbërthimit), pirolizë, elektrolizë, fotolizë, reaksion zëvendësimi, reaksion i zëvendësimit të dyfishtë, reaksion kondensimi

2.1. KLASIFIKIMI I REAKSIONEVE KIMIKE

REAKSIONET KIMIKE TË KTHYESHME DHE TË PAKTHYESHME

Reaksionet kimike ndodhin vazhdimisht në jetën e përditshme, megjithëse shpesh nuk i vërejmë. Kur hekuri ndryshket, ai reagon me oksigjenin në ajër. Ngrohja me gaz në familje është reaksion kimik, ashtu si edhe proceset e frymëmarrjes dhe fotosintezës, të cilat janë thelbësore për jetën. Vera prodhohet nga rrushi përmes procesit të fermentimit, i cili gjithashtu është reaksion kimik. Ngjyrosja e enëve prej argjendi, gatimi dhe prishja e ushqimit janë gjithashtu reaksione kimike.

Në përgjithësi, **mund të thuhet se gjatë reaksioneve kimike, ndodh ndryshim në identitetin kimik të substancave dhe formohen substanca të reja që ndryshojnë nga ato fillestare.** Për të shndërruar një substancë në një tjetër, është e nevojshëm bartja e grimcave të tyre. Kalimet e tilla nga një grimcë në një tjetër njihet si **akt elementar i kalimit ose transformimit kimik.**

Nëse ka ndodhur ndryshimi kimik mund të konkludohet në mënyrë indirekte, sipas ndryshimeve të vetive fizike të substancave fillestare dhe përfundimtare. Ndonjëherë ndryshimet janë të dukshme, siç është formimi i precipitatit, çlirimi i gazit, ndryshimi i ngjyrës së substancave, përfitimi i substancave me erë karakteristike, çlirimi i energjisë në formën e nxehtësisë ose dritës, etj. Megjithatë, ndonjëherë ndryshimet janë më të vështira për t'u vënë re dhe nevojitet analizë më e detajuar për të arritur në përfundimin se ka ndodhur ndryshimi kimik. Edhe kur ndryshimet kimike nuk mund të vërehen drejtpërdrejt, kjo nuk do të thotë se reaksioni kimik nuk ndodh në sistem.

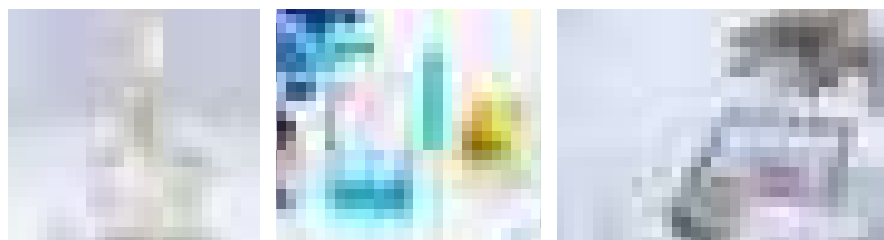


Figura 2.1 Shembuj të reaksioneve kimike

Në reaksionet kimike, formohen substanca të reja, të ndryshme nga ato fillestare. Substancat e pranishme në fillim të reaksionit quhen **reaktantë**, dhe sasia e tyre zvogëlohet gjatë reaksionit. Pjesëmarrësit në reaksionin kimik që fitohen në fund quhen **produkte**, dhe sasia e tyre rritet. Prandaj, kriteri se do të zhvillohet reaksioni kimik është ndryshimi në sasinë e pjesëmarrësve në reaksion.

Sipas drejtimit të rrjedhës, reaksionet klasifikohen si reaksione të kthyeshme dhe të pakthyeshme.

Reaksionet e pakthyeshme janë ato reaksione që vazhdojnë derisa të paktën njëri prej reaktantëve të zhduket nga sistemi i reaksionit, domethënë, ato vazhdojnë në një drejtim - nga reaktantët në produkte. Në këto reaksione, ndodhin vetëm akte elementare të transformimit kimik në të cilat grimcat e reaktantëve shndërrohen në grimca të produkteve. Kur paraqiten reaksionet e pakthyeshme në ekuacionet kimike, përdoret një shigjetë njëkahëse ($\rightarrow$), e cila tregon drejtimin e rrjedhës së reaksionit nga reaktantët në produkte.

Ekzistojnë gjithashtu reaksione të kthyeshme, në të cilat reaktantët shndërrohen në produkte (*reaksioni i drejtë*) dhe njëkohësisht produktet shndërrohen në reaktantë (*reaksion i kundërt*). Në fund të reaksionit të kthyeshëm, në sistemin e reaksionit janë të pranishme sasi të matshme të të gjithë reaktantëve dhe produkteve. Kur shkruhen ekuacione kimike për reaksione të kthyeshme, përdoret një shigjetë e dyfishtë ($\rightleftharpoons$) ose, zakonisht, gjysmëshigjetë e dyfishtë ($\rightleftharpoons$), e cila paraqet ekuilibrin që vendoset midis grimcave të reaktantëve dhe atyre të produkteve.

Në Tabelën 2.1 është dhënë përmbledhje e sqarimeve të mësipërme.

Reaksion i pakthyeshëm

reaktant $\rightarrow$ produkt

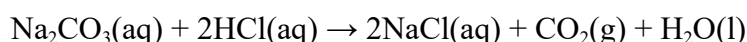
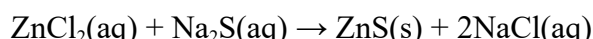
Reaksion i kthyeshëm

reaktant $\xrightleftharpoons[\text{i kundërt}]{\text{i drejtë}}$ produkt

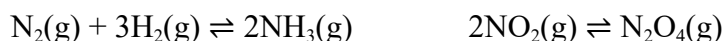
Tabela 2.1. Klasifikimi i reaksioneve të kthyeshme dhe të pakthyeshme

	Reaksion i pakthyeshëm	Reaksion i kthyeshëm
Përshkrimi	reaktant $\rightarrow$ produkt	reaktant $\rightleftharpoons$ produkt
Akti elementar i reaksionit kimik	vetëm reaktantët shndërrohen në produkte	në të njëjtën kohë reaktantët shndërrohen në produkte dhe e kundërta
Përfundimi i reaksionit	të paktën një nga reaktantët mungon	janë të pranishme sasi të matshme të të gjithë reaktantëve dhe produkteve

Reaksionet që çlirojnë sasi të madhe të nxehtësisë zakonisht janë të pakthyeshme. Reaksionet e pakthyeshme përfshijnë gjithashtu reaksione jonike ku përfitohen komponime dobët të tretëshme, komponime me disociim të dobët ose gaz. Për shembull:



Ekuacionet kimike të mëposhtme tregojnë reaksionet e kthyeshme:



Mendo dhe përgjigju:

- Cilat janë ndryshimet themelore midis reaksioneve të kthyeshme dhe të pakthyeshme?
- Cili nga ekuacionet e mëposhtme paraqet reaksionin e pakthyeshëm dhe cili paraqet reaksionin e kthyeshëm:
 - $2\text{KOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - $2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g})$
 - $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
 - $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$
- Reaksioni që ndodh midis gazit të hidrogjenit dhe avullit të jodit në temperaturë të lartë është i kthyeshëm. Shkruani ekuacionin kimik për këtë reaksion!

MUNDËSI TË TJERA PËR KLASIFIKIMIN E REAKSIONEVE KIMIKE

Në natyrë janë të njohura një numër i madh substancash, dhe numri i reaksioneve kimike midis tyre është edhe më i madh. Studimi në veçanti i secilit reaksion kërkon shumë kohë dhe mjete, kështu që është i nevojshëm studimi sistematik i reaksioneve kimike. Ashtu siç ndihmojnë rregullat e nomenklaturës në emërtimin sistematik të substancave në vend që të mësohen përmendësh emrat e tyre, klasifikimi i reaksioneve kimike ju lejon të parashikoni produktet e një numri të madh të reaksioneve.

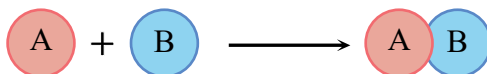
Sipas njërës prej mënyrave të ndarjes së reaksioneve kimike (domethënë, sipas drejtimit që zhvillohen reaksionet kimike), dallohen reaksionet e kthyeshme dhe të pakthyeshme. Megjithatë, ekzistojnë mundësi të tjera për klasifikimin e reaksioneve kimike. Kështu, sipas asaj që ndodh gjatë reaksionit, ekzistojnë:

- reaksione të sintezës (bashkimit)
- reaksione të analizës (shpërbërjes)
- reaksione të zëvendësimit
- reaksione të zëvendësimit të dyfishtë
- reaksione të kondensimit
- reaksione të polimerizimit
- reaksione protonike
- reaksione të shkëmbimit të elektroneve

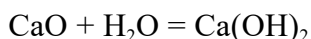
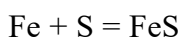
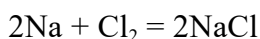
Megjithatë, i njëjti reaksion mund të përfshihet në dy ose më shumë grupe, kështu që kjo është një ndarje e kushtëzuar. Kjo temë do të mbulojë pesë llojet e para të reaksioneve, ndërsa për pjesën tjetër do të mësoni më vonë.

Reaksionet e sintezës (bashkimit)

Siç mund të vërehet edhe nga vetë emri, **reaksionet e bashkimit janë reaksione në të cilin dy ose më shumë substanca bashkohen për të formuar një ose më tepër substanca të përbëra**. Reaktantët mund të jenë substanca të thjeshta ose komponime, dhe produkti zakonisht është komponim.



Ekzistojnë shumë reaksione të sintezës. Paraqitja e tyre me ekuacione kimike është relativisht e thjeshtë.



Reaksionet e sintezës mund të kryhen edhe në kushte laboratorike.



a



b



c

Figura 2.2 Kur natriumi (a) dhe klori (b) bashkohen, formohet kloruri i natriumit (c), komponim me veti krejtësisht të ndryshme nga ato të substancave të thjeshta fillestare.



EJA TË HULUMTOJMË

Bashkimi i magnezit dhe oksigjenit

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: shirit magnezi, kapëse metalike, flakëdhënës ose llambë gazi, shkrepës, kroxhol porcelani, mantel pune, syze sigurie, doreza.

Ecuria: Me kapëse metalike, merrni shiritin e magnezit, 2-3 cm të gjatë, dhe ndizeni atë duke përdorur flakëdhënisin ose llambën e gazit. Bartni produktin që fitohet në kroxhol porcelani dhe ruajeni për orën tjetër. Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Masat paraprake: Magnezi digjet me dritë intensive, kështu që nuk rekomandohet të shikohet drejtpërdrejt në flakë. Këshillohet që ky eksperiment të kryhet nga profesori.

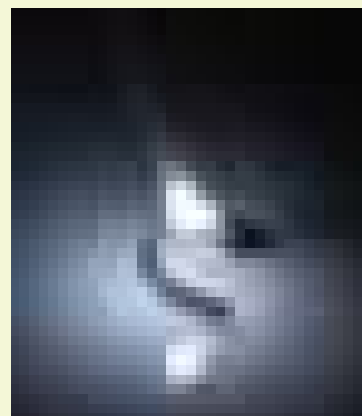


Figura 2.3 Djegia e shiritit të magnezit



EJA TË HULUMTOJMË

Bashkimi i amoniakut dhe klorurit të hidrogjenit

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: tretësirë e amoniakut të përqendruar (hidroksid amoni), tretësirë e acidi klorhidrik të përqendruar, dy shufra qelqi, mantel, syze sigurie, doreza.

Ecuria: a) Zhytni shufrën e qelqit në tretësirë të amoniakut të përqendruar dhe tjetrën në tretësirë të acidit klorhidrik të përqendruar. Pastaj, afroni shufrat me njëra-tjetrën. Çfarë vini re?

b) Afroni shishet me tretësirat e përqendruara te grykat e tyre. Çfarë vini re? Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

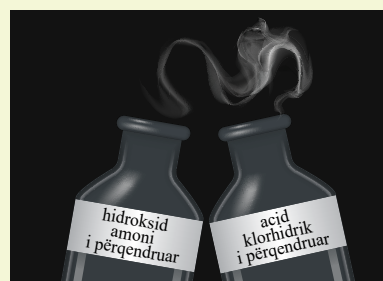
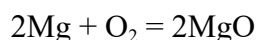


Figura 2.4 Reaksioni midis gazit të klorurit të hidrogjenit dhe gazit të amoniakut

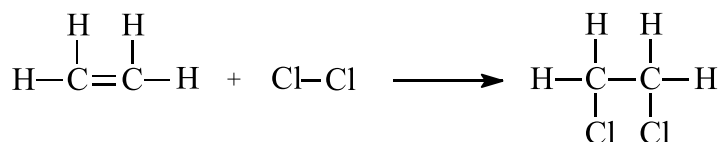
Në eksperimentin e parë, mund të vërehet se magnezi digjet në ajër dhe përfitohet substancë pluhurore e bardhë. Në fakt, gjatë djegies, magnezi bashkohet me oksigjenin nga ajri dhe formohet oksidi i magnezit. Ekuacioni për këtë reaksion bashkimi është:



Në eksperimentin e dytë kemi reaksionin e bashkimit në mes klorurit të hidrogjenit të gaztë dhe amoniakut të gaztë, që lirohen nga shishet e reagjentit ku kemi tretësirat e përqendruara të tyre. Vihet re tym i bardhë, i cili, sipas përbërjes kimike, është klorur amoni i ngurtë i shpërndarë në ajër. Ky reaksion mund të paraqitet me ekuacionin kimik të mëposhtëm:

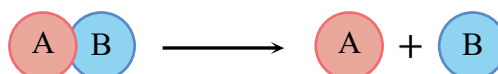


Në reaksionet e bashkimit marrin pjesë edhe **reaksionet e adicionimit**, të cilat janë karakteristike për komponimet organike të pangopura.



Reaksionet e analizës

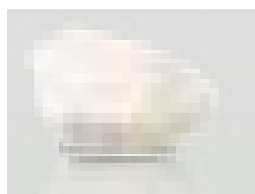
Reaksionet e analizës (zbërthimit) janë ato reaksione në të cilat dy ose më shumë substanca fitohen nga një substancë e vetme. Substancat që fitohen janë më të thjeshta se substanca e pazbërthyer. Produktet e këtij lloji reaksioni mund të jenë bashkime të ndryshme të substancave dhe komponimeve të thjeshta, kështu që ndonjëherë janë më të vështira për t'u parashikuar.



Disa substanca zbërthehen spontanisht, vetë. Në këtë rast, thuhet se substanca është e paqëndrueshme. Më shpesh, zbërthimi ndodh nën ndikimin e disa faktorëve të jashtëm, kështu që reaksionet e analizës (zbërthimit) kanë emra të veçantë. Për shembull:

- **piroliza** – reaksioni i zbërthimit nën ndikimin e nxehtësisë
- **elektroliza** – reaksioni i zbërthimit nën ndikimin e rrymës elektrike
- **fotoliza** – reaksioni i zbërthimit nën ndikimin e dritës
- **radioliza** – reaksioni i zbërthimit nën ndikimin e rrezatimit jonizues

Ndonjëherë, për të theksuar ndikimin e njërit prej këtyre faktorëve, në ekuacionin kimik sipër shigjetës shkruhet simbol i veçantë ose shënohet emri i faktorit. Për shembull, nëse reaksioni i zbërthimit ndodh nën ndikimin e nxehtësisë, ai mund të shkruhet si:



a



b



EJA TË HULUMTOJMË

Zbërthimi i mermerit

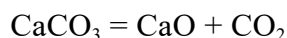
Pajisjet dhe substancat e nevojshme: dy copa mermeri, kapëse metalike, flakëdhënës ose llambë alkoolike, shkrepse, mantel, syze sigurie, doreza.

Ecuria: Ngrohni një copë mermeri mbi flakë, në fillim gradualisht, pastaj më fortë. Pas 2 minutash, e largoni nga flaka, lëreni të ftohet dhe krahasoni me copën e pa ngrohur të mermerit. Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Figura 2.5 Gjatë pirolizës së mermerit (a), formohet oksidi i kalciumit (b).



Copa para pjekjes ka sipërfaqe të lëmuar dhe me shkëlqim, ndërsa pas pjekjes është e zbehtë dhe e thërmueshme. Gjatë këtij reaksioni, karbonati i kalciumit zbërthehet dhe formohet oksidi i kalciumit, i njohur edhe si gëlqere e pushuar. Ekuacioni për këtë reaksion paraqitet si:



Uji mund të zbërthehet në hidrogjen të gaztë dhe oksigjen të gaztë nën veprimin e rrymës elektrike. Kjo mund të demonstrohet nga eksperimenti i mëposhtëm.



EJA TË HULUMTOJMË

Elektroliza e ujit

- 1) Mbushni aparatin e Hofman-it (Hoffman) me ujë të distiluar në të cilin është shtuar sasi e vogël acidi sulfurik! Lëngu duhet të mbushë të dy tubat anësorë dhe të mos ketë fluska ajri.
- 2) Lidhni dy elektrodën e aparatit të Hofman-it me burimin e energjisë!
- 3) Lëshoni burimin e energjisë dhe vëzhgoni se çfarë ndodh në tubat anësorë!
- 4) Pasi të keni mbledhur mjaftueshëm nga dy gazrat në tubat anësorë, provoni natyrën e substancave të sapo fituara! Përfshini rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Masat paraprake: Trajtoni gazrat me kujdes, pasi njëri prej tyre, hidrogjeni, është i ndezshëm! Sigurohuni që elektrodën të jenë të lidhura saktë para se të lëshoni energjinë!

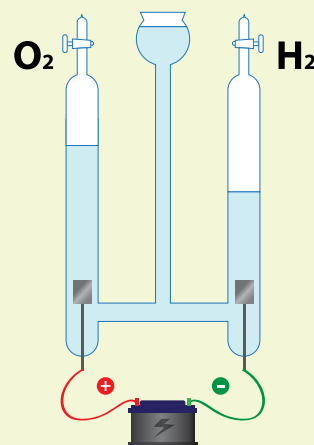
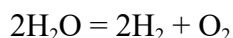


Figura 2.6 Elektroliza e ujit në aparatin e Hofman-it

Natyrë e gazrave të fituara mund të demonstrohet duke hapur rubinetin në tubat anësorë. Pas ndezjes së Hidrogjenit (dëgjohet një tingull i lehtë kërcitjeje) dhe digjet me flakë pothuajse pa ngjyrë. Oksigjeni mund të demonstrohet duke afruar shklop që është në djegie pranë tij, i cili ndizet menjëherë.



Në reaksionet e analizës përfshihen edhe të ashtuquajturat **reaksione të eliminimit**, të cilat studiohen në kiminë organike.

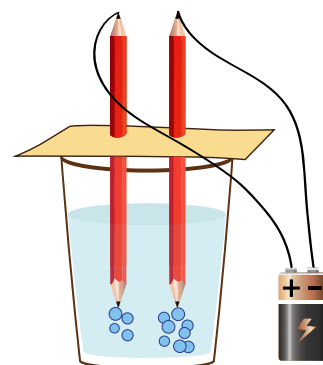
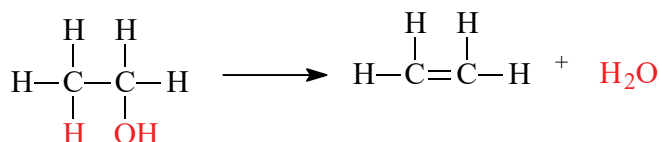
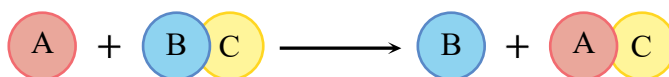


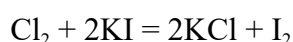
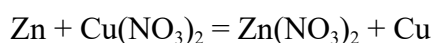
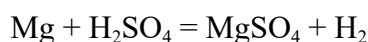
Figura 2.7 Aparatura e thjeshtë e elektrolizës së ujit

Reaksionet e zëvendësimit

Reaksionet në të cilat atomet e një substance zëvendësojnë atomet ose jonet që përbëjnë një substancë tjetër njihen si reaksione zëvendësimi.



Ka shumë shembuj të reaksioneve të tilla. Këto përfshijnë reaksionet e shumicës së metaleve me acide, metaleve me kripëra, metaleve reaktive me ujë dhe të tjera.



EJA TË HULUMTOJMË

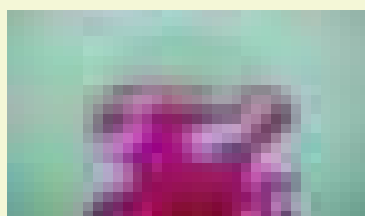


Figura 2.8 Reaksioni i natriumit me ujë

Reaksioni i natriumit me ujë

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: natrium, ujë i distiluar, fenollftalein, detergjent i lëngshëm, gotë, shufër qelqi, kapëse metalike ose pincetë, thikë, letër filtruese, mantel pune, syze sigurie, doreza.

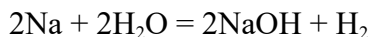
Ecuria: Mbushni gotën e qelqit me ujë të distiluar deri në një të katërtën ose një të tretën e vëllimit të saj. Shtoni një pikë të tretësirës alkoolike të fenollftaleinës. Pastaj, shtoni pak detergjent të lëngshëm dhe përziemi me kujdes pa krijuar shkumë (detergjenti është i nevojshëm për të parandaluar që copa e natriumit të përplasët me muret e gotës dhe për të lejuar që copa të ndryshojë drejtimin e lëvizjes së saj). Me letër filtruese merni një copë natriumi nga shishja. Me thikë pritini një copë të vogël natriumi (sa madhësia e një kokrrë orizi!) dhe thajeni atë nga petroleumi (nafta), duke përdorur letrën filtruese (për shkak të reaktivitetit të tyre të lartë, metalet alkaline ruhen në vaj nafte ose parafine).

Kthejeni menjëherë copën e mbetur të natriumit në shishe dhe lëreni shishen mënjanë. Me mashë metalike ose pincetë, vendosni copën e vogël në gotë. Çfarë vini re? Shkruani rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

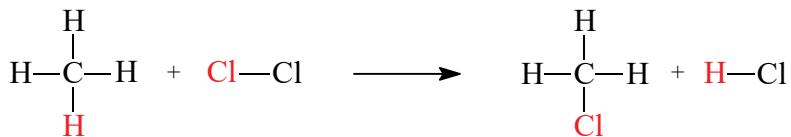
Masat paraprake: Ky reaksion ndodh shumë shpejt, duke çliruar nxehtësi.

Këshillohet që profesori ta kryejë këtë eksperiment.

Pas kontaktit me ujin, fillon reaksion i vullshëm, në të cilin natriumi zëvendëson hidrogjenin. Ekuacioni kimik i mëposhtëm e paraqet këtë reaksion:

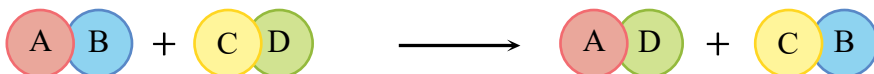


Në kiminë organike, reaksionet e zëvendësimit njihen si **reaksione të substituimit**.

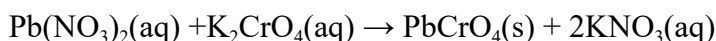


Reaksionet e zëvendësimit të dyfishtë

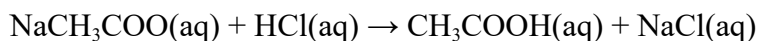
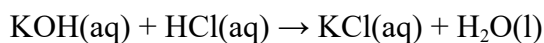
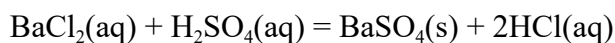
Një lloj i veçantë i reaksionit të zëvendësimit është i ashtuquajtur i reaksionit të zëvendësimit të dyfishtë. Nëse reaksionet përfshijnë shkëmbimin e ndërsjellë të atomeve, joneve ose grupeve atomike që janë pjesë e reaktantëve, atëherë kemi të bëjmë me reaksione të zëvendësimit të dyfishtë.



Për shembull, kur dy kripëra reagojnë me njëra-tjetrën, fitohen kripëra të reja, njëra prej të cilave zakonisht është precipitat (komponim dobët i tretshëm). Kështu, nëse në tretësirë e nitrat plumbi(II) shtohet tretësirë e kromatit të kaliumit, fitohet fundërinë e verdhë e kromatit të plumbit(II) ndërsa në tretësirë mbeten jonet e nitratit të kaliumit.



Kemi edhe reaksionet të tjera jonike që shkojnë deri në fund që janë reaksione të zëvendësimit të dyfishtë. Për shembull:



Reaksionet e kondensimit

Gjatë reaksioneve të kondensimit, në nivel mikroskopik, bashkohen dy (ose më shumë) molekula të të njëjtit komponim në një molekulë të vetme, gjatë së cilës lirohet një molekulë e vogël (kryesisht molekulë e ujit ose amoniakut).

Një shembull i reaksionit të tillë është formimi i acidit difosforik.



Figura 2.9 Formimi i fundërinës të kromatit të plumbit(II)



Aktivitet

Kërkoni shembuj të reaksioneve kimike që ndodhin në natyrë! Për shembull, merrni në konsideratë reaksionet që çojnë në shkatërrimin dhe rigjenerimin e shtresës së ozonit, reaksionet që lidhen me fotosintezën, frymëmarrjen, ndryshkjen, shiun acidik, etj. Përgatitni një prezantim të shkurtër dhe ndani përfundimet tuaja me shokët e klasës!

Klasifikimet e ndryshme të reaksioneve kimike ndihmojnë që ato të jenë më të lehta për t'u shqyrtuar dhe studiuar. Megjithatë, duhet theksuar se ndarje të tilla janë të kushtëzuara dhe se reaksionet mund t'i përkasin disa grupeve. Për shembull, reaksioni midis tretësirave të hidroksidit të natriumit dhe acidit klorhidrik, gjatë së cilës formohet kloruri i natriumit dhe uji, mund të konsiderohet si reaksion i pakthyeshëm, reaksion i zëvendësimit të dyfishtë ose reaksion i neutralizimit.

Mendo dhe përgjigju:



- Klasifikoni reaksionet, të paraqitura nga ekuacionet kimike të mëposhtme, sipas asaj që ndodh gjatë reaksionit!
 - $2\text{KOH} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{Zn}(\text{OH})_2$
 - $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
 - $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
 - $2\text{H}_2\text{CrO}_4 = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
- Shënoni shembujt e mëposhtëm në fletore dhe shkruani formulat kimike të përshtatshme në vendet e zbrazura, pastaj barazoni ekuacionet dhe përcaktoni se cilit grup i përkasin ato reaksione duke u bazuar në atë që ndodh gjatë reaksionit!
 - $\text{NaCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
 - $\underline{\hspace{2cm}} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$
 - $\text{Mg} + \underline{\hspace{2cm}} = \text{MgO}$
 - $\text{K} + \text{H}_2\text{O} = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
 - $2\text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$

2.2. LLOGARITJET NË BAZË TË EKUACIONEVE KIMIKE

EKUACIONET KIMIKE

Gjatë **reaksioneve kimike** ndodhin ndryshime kimike dhe formimi i substancave (produkteve) të reja që janë të ndryshme nga substancat fillestare (reaktantët). Reaksionet kimike paraqiten me **ekuacione kimike**, të cilat paraqesin vetëm elementet të cilat marrin pjesë gjatë reaksioneve kimike. Nga ekuacioni kimik, mund të konkludohet se kush janë pjesëmarrësit në reaksion, domethënë, cilët janë reaktantët (të shkruar në të majtë) dhe produktet (të shkruara në të djathtë).

Substancat përdoren në prodhimin e pothuajse të gjitha materialeve që përdoren në jetën e përditshme. Që produktet të jenë fitimprurëse, kostot e prodhimit të tyre nuk duhet të jenë më të larta se çmimet me të cilat shiten. Prandaj, proceset kimike në industri duhet të kryhen ekonomikisht dhe racionalisht. Ekuacionet kimike të barazuara luajnë rol të rëndësishëm në këtë aspekt. Ato tregojnë se sa është sasia e reaktantëve dhe në çfarë raporti duhet të merren, por edhe sa do të jetë sasia e produkteve që përfitohen.

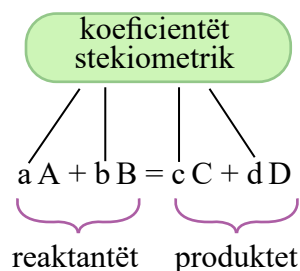
Sipas ligjit të ruajtjes së masës, masa e përgjithshme e të gjithë pjesëmarrësve në reaksionin kimik nuk ndryshon, që do të thotë se numri i përgjithshëm i atomeve të secilit element para fillimit dhe pas përfundimit të reaksionit kimik duhet të jetë i barabartë. Me fjalë të tjera, numri i atomeve të secilit element në të majtë të shigjetës duhet të jetë i barabartë me numrin e atomeve të secilit element në të djathtë të shigjetës, domethënë, ekuacioni kimik duhet të jetë i barazuar. Kjo arrihet duke shënuar **koeficientët stekiometrik** para simboleve dhe formulave kimike në ekuacionin kimik.

Ekuacioni kimik i barazuar jo vetëm që tregon se cilat substanca reagojnë dhe cilat fitohen, por gjithashtu ofron informacion të saktë në lidhje me raportet sasiore midis tyre. Prandaj, çdo ekuacion kimik ka kuptim si cilësor ashtu edhe sasior. Kështu, nëse paraqiten vetëm substancat që marrin pjesë në reaksionin kimik, jepet informacion në lidhje me kuptimin cilësor të ekuacionit kimik. Nga simbolet kimike dhe formulat kimike të shkruara në ekuacion, mund të zbulohet se cilat substanca janë reaktantë dhe cilat janë produkte, ndërsa në kllapa shënohet gjendja përkatëse e substancës, ku mund të merret informacion nëse substanca e dhënë është në gjendje të ngurtë, të lëngët, të gaztë apo tretësirë.



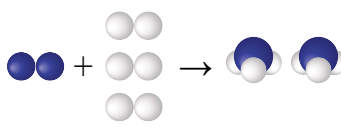
Nocionet:

koeficienti stekiometrik, arritja e reaksionit kimik



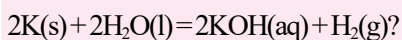
Ekuacioni kimik	$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$
Kuptimi cilësor	Azoti i gaztë reagon me gazin e hidrogjenit për të formuar amoniak.

Kuptimi sasior i ekuacionit kimik lidhet me koeficientët stekiometrik. Në *nivelin makroskopik*, ekuacionet kimike tregojnë reaksionet kimike, ndërsa simbolet dhe formulat kimike tregojnë substancat. Në këtë rast, raporti i koeficientëve stekiometrik të përbërësve të reaksionit përcakton raportin e sasive të reaktantëve të reaguara, përkatësisht të produkteve të formuara. Kur ekuacionet kimike shiqohen në *nivelin mikroskopik*, atëherë kemi të bëjmë me shëndrimet kimike, ndërsa simbolet dhe formulat kimike tregojnë grimcat elementare. Pra, raporti i koeficientëve stekiometrik tregon raportin e numrit të molekulave të reaktantëve ose produkteve. Zakonisht, me koeficientë stekiometrik paraqitet raporti më i vogël i mundshëm i numrave të plotë.

Ekuacioni kimik	$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$	
Kuptimi sasior	<u>Niveli makroskopik</u> Një mol azot dhe tre mole hidrogjen reagojnë për të formuar dy mole amoniak.	<u>Niveli mikroskopik</u> Një molekulë azot dhe tre molekula hidrogjen kombinohen, gjatë së cilës fitohen dy molekula amoniak. 
Raporti i koeficientëve stekiometrik	1 : 3 : 2	1 : 3 : 2

Shembulli 2.1.

Trego kuptimin cilësor dhe sasior të ekuacionit kimik



Zgjidhje:

Kuptimi cilësor: Kur kaliumi reagon me ujin, formohet tretësirë e hidroksidit të kaliumit dhe çlirohet hidrogjeni.

Kuptimi sasior: Dy mole kalium reagojnë me dy mole ujë, duke përfituar dy mole hidroksid kaliumi dhe një mol hidrogjen (pamje makroskopike). Dy atome kaliumi dhe dy molekula uji kombinohen dhe japin dy molekula të hidroksidit të kaliumit dhe një molekulë hidrogjeni (pamje mikroskopike).

Nëse e dimë se sa mol të një substance reagojnë, mund të përdorim koeficientët stekiometrik për të llogaritur se sa produkte do të fitohet ose harxhohet. Këto llogaritje stekiometrike janë me rëndësi të veçantë si në praktikën laboratorike ashtu edhe në industrinë kimike.



Mendo dhe përgjigju:

- Barazoni secilën prej ekuacioneve kimike dhe më pas shpjegoni kuptimin cilësor dhe sasior të ekuacionit kimik!
 - $\text{Zn(s)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + \text{C(s)} \rightarrow \text{Fe(s)} + \text{CO(g)}$
 - $\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
- Për secilin nga përshkrimet, shkruani ekuacionin kimik të barazuar dhe më pas shkruani raportin sasior të të gjithë pjesëmarrësve në reaksion!
 - Kur karbonati i kalciumit zbërthehet, formohet oksidi i kalciumit dhe dioksidi i karbonit.
 - Oksidi i magnezit fitohet kur magnezi digjet në prani të oksigjenit.
 - Kur tretësirat e hidroksidit të natriumit dhe acidit sulfurik neutralizohen, formohet tretësirë e sulfatit të natriumit dhe ujit.

ARRITJA E REAKSIONIT KIMIK

Gjatë rrjedhës së reaksionit kimik, sasitë e pjesëmarrësve në reaksion ndryshojnë. Sasia e reaktantëve zvogëlohet, dhe ajo e produkteve rritet me kalimin e kohës. Reaksioni do të shkojë më tej nëse më shumë reaktantë shndërrohen në produkte. Për t'ju përgjigjur pyetjes se sa është zhvilluar një reaksion kimik (ose *deri ku ka mbërritur* reaksioni), futet nocioni *arritja e reaksionit kimik*.

Nëse ekuacioni $2\text{A}_2 + \text{B}_2 = 2\text{A}_2\text{B}$ paraqet një hap elementar të reaksionit kimik, atëherë gjatë këtij hapi dy molekula A_2 dhe një molekulë B_2 shndërrohen në dy molekula A_2B . Duke pasur parasysh se numri i molekulave ose grimcave është shumë i madh, është më e përshtatshme të përdoret sasia e substancës në ekuacion. Kështu, nga fillimi i reaksionit deri në një moment të caktuar, kanë reaguar dy mole A_2 dhe një mol B_2 dhe janë formuar dy mole A_2B . Nëse n_0 tregon sasinë fillestare, dhe n sasinë në një moment të caktuar të një pjesëmarrësi në reaksion, mund të shkruhet:

$$n_0(\text{A}_2) - n(\text{A}_2) = 2 \text{ mol}$$

$$n_0(\text{B}_2) - n(\text{B}_2) = 1 \text{ mol}$$

$$n(\text{A}_2\text{B}) - n_0(\text{A}_2\text{B}) = 2 \text{ mol}$$

Më shpesh, ndryshimi shprehet si diferenca midis vlerave përfundimtare dhe fillestare. Nëse kjo zbatohet në shprehjet e mësipërme, fitojmë:

$$n(\text{A}_2) - n_0(\text{A}_2) = -2 \text{ mol}$$

$$n(\text{B}_2) - n_0(\text{B}_2) = -1 \text{ mol}$$

$$n(\text{A}_2\text{B}) - n_0(\text{A}_2\text{B}) = 2 \text{ mol}$$

Diferenca në sasitë e reaktantëve ka vlerë negative, sepse sasia e reaktantëve zvogëlohet, kështu që vlera më e madhe zbritet nga vlera më e vogël.

Anasjelltas, diferenca në sasi të produkteve ka vlerë pozitive sepse sasia e produkteve rritet gjatë zhvillimit të reaksionit. Megjithatë, këto ndryshime në sasi nuk mund të jenë masë se sa është zhvilluar reaksioni sepse ato janë të ndryshme për secilin pjesëmarrës në reaksion. Nëse këto vlera pjestohen me koeficientët përkatës stekiometrik (të shënuar me ν), të cilët, sipas konventës, konsiderohen negativ për reaktantët dhe pozitiv për produktet, fitohet shprehja për arritjen e reaksionit*.

$$\xi = \frac{n(X) - n_0(X)}{\nu(X)} = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$$

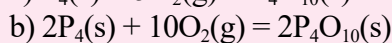
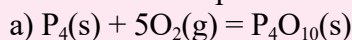
Në fillim të reaksionit, arritja e reaksionit është 0, prandaj $\Delta\xi = \xi - 0$, gjegjësisht $\Delta\xi = \xi$. Si rrjedhojë, vlera e llogaritur për ξ mund të konsiderohet si ndryshimi i shkallës së arritjes (zhvillimit) të reaksionit nga fillimi i reaksionit deri në momentin e dhënë. Prandaj,

$$\Delta\xi = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$$

Zhvillimi i një reaksioni paraqet raportin në mes ndryshimit të sasisë së substancës për ndonjë pjesëmarrës në reaksion (reaktant ose produkt) nga fillimi i reaksionit deri në një moment dhe koeficientit stekiometrik të atij pjesëmarrësi në ekuacionin kimik. Duke vepruar kështu, duhet të tregohet kujdes në mënyrën se si shkruhet ekuacioni i reaksionit. Nga shprehja e mësipërme, mund të konkludohet se njësia SI për arritjen e reaksionit është mol.

Shembulli 2.2.

Sa është arritja e reaksionit nëse digjen 0,57 g fosfor sipas ekuacionit të mëposhtëm:



Është dhënë:

$$\Delta m(\text{P}_4) = -0,57 \text{ g}$$

Kërkohet:

$$\Delta\xi = ?$$

Zgjidhje:

Për t'ju përgjigjur pyetjes, së pari duhet të llogarisim sasinë e fosforit.

$$\Delta n(\text{P}_4) = \frac{\Delta m(\text{P}_4)}{M(\text{P}_4)} = \frac{-0,57 \text{ g}}{4 \cdot 30,97 \text{ g/mol}} = -0,0046 \text{ mol}$$

$$\text{a) } \Delta\xi = \frac{\Delta n(\text{P}_4)}{\nu(\text{P}_4)} = \frac{-0,0046 \text{ mol}}{-1} = 0,0046 \text{ mol}$$

$$\text{b) } \Delta\xi = \frac{\Delta n(\text{P}_4)}{\nu(\text{P}_4)} = \frac{-0,0046 \text{ mol}}{-2} = 0,0023 \text{ mol}$$

Nga zgjidhja e detyrës vërehet se, nëse reaksioni paraqitet në mënyra të ndryshme, i njëjti ndryshim në sasinë e një substance pjesëmarrëse të caktuar i përgjigjet një ndryshimi të ndryshëm të arritjes së reaksionit. Edhe pse është i njëjti reaksion kimik dhe e njëjta masë fillestare e reaktantit, vlera numerike e arritjes së reaksionit është e ndryshme, sepse zhvillimi i reaksionit varet nga koeficientët stekiometrik me të cilët është shkruar ekuacioni kimik dhe është masë se sa herë është zhvilluar reaksioni në atë formë.

* Shkronja greke " ξ " lexohet "ksi".

Për sa kohë që reaksioni vazhdon, arritja e reaksionit rritet. Reaksionet e pakthyeshme zhvillohen derisa sasia e të paktën një prej reaktantëve të bëhet zero. Në atë moment, arritja e reaksionit nuk mund të rritet më, domethënë arrin vlerën maksimale $\xi_{\max}$. Nga ana tjetër, në reaksionet kthyes, asnjë nga reaktantët nuk harxhohet, kështu që arritja e reaksionit nuk mund të arrijë vlerën e saj maksimale. Në fund të reaksioneve kthyes, shkalla e arritjes ka vlerë ξ_c , e cila është më e vogël se $\xi_{\max}$.

Arritja e reaksionit është ajo që karakterizon reaksionin, jo pjesëmarrësit e veçantë. Prandaj, vlera e ndryshimit të shkallës së arritjes do të jetë e njëjtë pavarësisht se cili pjesëmarrës merret parasysh. Për shembull, për reaksionin e paraqitur nga ekuacioni $2A_2 + B_2 = 2A_2B$, fitojmë:

$$\Delta \xi = \frac{n(A_2) - n_0(A_2)}{\nu(A_2)} = \frac{-2 \text{ mol}}{-2} = 1 \text{ mol}$$

$$\Delta \xi = \frac{n(B_2) - n_0(B_2)}{\nu(B_2)} = \frac{-1 \text{ mol}}{-1} = 1 \text{ mol}$$

$$\Delta \xi = \frac{n(A_2B) - n_0(A_2B)}{\nu(A_2B)} = \frac{2 \text{ mol}}{2} = 1 \text{ mol}$$

Si **njësi e arritjes së reaksionit** merret ndryshimi i sasisë së një substance pjesëmarrëse në reaksion (reaktant ose produkt), i cili është numerikisht i barabartë me koeficientin stekiometrik të shënuar para asaj substance në ekuacionin e shkruar në formë të caktuar.

Anallogji: Transporti i pasagjerëve

40 pasagjerë duhen transportuar nga pika A në pikën B. Nëse autobusi ka një kapacitet për 20 pasagjerë, atëherë të gjithë pasagjerët do të transportohen në dy udhëtime. Nëse autobusi mund të transportojë 10 pasagjerë, do të kërkohej katër udhëtime.

Edhe pse numri i përgjithshëm i pasagjerëve është i njëjtë (i njëjti reaksion kimik), numri i udhëtimeve (vargu) është i ndryshëm sepse kapaciteti i autobusit është i ndryshëm (koeficientët stekiometrik, pra mënyra e shkrimit të ekuacionit kimik).

Anallogji: Paketimi i çokollatave

Duhet paketuar 24 çokollata. Nëse një pako përmban tre çokollata, mund të formohen tetë pako. Por nëse një pako përmban gjashtë çokollata, numri i pakove do të jetë katër.

Numri i çokollatave është i njëjtë në të dy rastet (i njëjti reaksion kimik), por numri i paketave (zhvillimi) ndryshon sepse ajo që përbën një pako përcaktohet ndryshe (koeficientët stekiometrik, d.m.th. mënyra se si shkruhet ekuacioni kimik).

Edhe në kimi, mund të punohet me të njëjtën sasi substance (e ngjashme me pasagjerët ose çokollatat në të dy analogjitë), por me një fushëveprim të ndryshëm të reaksionit, varësisht nga sa herë "realizohet" reaksioni sipas ekuacionit kimik të dhënë.

Duke pasur parasysh shprehjen për arritjen e reaksionit $\Delta \xi = \frac{\Delta n(X)}{v(X)}$ për koeficientin stekiometrik mund të shkruhet shprehja përkatëse $v(X) = \frac{\Delta n(X)}{\Delta \xi}$. Në rast të ndryshimit për një shkallë të zhvillimit të reaksionit ($\Delta \xi = 1$), koeficientët stekiometrik do të jenë numerikisht të barabartë me ndryshimin e sasisë së substancës për secilën substancë pjesëmarrëse në reaksion. Prandaj, ekuacioni $2A_2 + B_2 = 2A_2B$ mund të lexohet si vijon: “Në rast të ndryshimit për një shkallë të zhvillimit të reaksionit, të paraqitur në këtë mënyrë, dy mole A_2 reagojnë me një mol B_2 dhe formojnë dy mole A_2B ”.

Nëse krahasojmë koeficientët stekiometrik për dy pjesëmarrës në reaksion (për shembull, X dhe Y), fitojmë:

$$\frac{v(X)}{v(Y)} = \frac{\frac{\Delta n(X)}{\Delta \xi}}{\frac{\Delta n(Y)}{\Delta \xi}} = \frac{\Delta n(X)}{\Delta n(Y)}$$

Pra, raporti i ndryshimeve në sasi të pjesëmarrësve të shëndruar (të reaguara ose të formuar) në reaksion është i barabartë me raportin e koeficientëve përkatës stekiometrik. Kjo shprehje është e vlefshme pavarësisht nga mënyra se si është shkruar ekuacioni kimik dhe sa ndryshon arritja e reaksionit. Kjo shprehje është shumë e rëndësishme për llogaritjet e bazuara në ekuacione kimike. Zakonisht, në llogaritje të tilla, shenja e ndryshimit të sasive dhe koeficientëve stekiometrik nuk merret parasysh, kështu që mund të konsiderohet se **raporti i sasive të pjesëmarrësve në reaksion është i barabartë me raportin e koeficientëve të tyre stekiometrik**.

Shembulli 2.3.

Gjeni raportin e sasive të azotit dhe amoniakut, nëse reaksioni i përfitimit të amoniakut paraqitet si:

- a) $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g)$
 b) $2N_2(g) + 6H_2(g) = 4NH_3(g)$
 c) $\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}H_2(g) = NH_3(g)$

Zgjidhje:

- a) $\frac{\Delta n(N_2)}{\Delta n(NH_3)} = \frac{1}{2}$
 b) $\frac{\Delta n(N_2)}{\Delta n(NH_3)} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2}$
 c) $\frac{\Delta n(N_2)}{\Delta n(NH_3)} = \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$

Mendo dhe përgjigju:

- Gjeni pohimet e sakta:
 - Shkalla e zhvillimit në fund të reaksionit është 0.
 - Vlera e shkallës së zhvillimit të reaksionit varet nga mënyra se si është shkruar ekuacioni i reaksionit.
 - Ndryshimi për një shkallë të zhvillimit të reaksionit është ndryshimi në sasinë e secilit pjesëmarrës, koeficienti stekiometrik i të cilit është 1.
- Reaksioni i zbërthimit të peroksidit të hidrogjenit mund të paraqitet nga ekuacioni kimik i më poshtëm: $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$. Sa do të jetë arritja e reaksionit nëse sasia e peroksidit të hidrogjenit zvogëlohet nga 2 mol në 0,5 mol?



LLOGARITJET KIMIKE NË BAZË TË EKUACIONEVE KIMIKE

Për llogaritjet kimike të bazuara në reaksionet kimike, gjëja më e rëndësishme është raporti i sasive të pjesëmarrësve në reaksion, i cili mund të shifet nga koeficientët e tyre stekiometrik. Prandaj, në llogaritje të tilla, ekuacioni kimik duhet të jetë gjithmonë i barazuar.

Në disa raste, në fillim të reaksionit, merren reaktantë, sasitë e të cilëve janë në të njëjtin raport me raportin e koeficientëve stekiometrik në ekuacionin kimik të barazuar. Sasitë e reaktantëve thuhet se merren në **raport stekiometrik**. Nëse reaksioni është i pakthyeshëm, përfundimisht nuk do të ketë reaktantë të pranishëm në sistem, por vetëm produkte të reaksionit. Në rast se sasitë e reaktantëve nuk janë në raport stekiometrik, të paktën njëri prej reaktantëve do të mbetet i tepërt, domethënë sasia e tij nuk do të reagojë plotësisht. Në këtë njësi do të diskutohen vetëm llogaritjet kimike në të cilat sasitë e reaktantëve merren në raport stekiometrik.

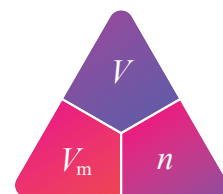
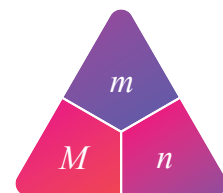
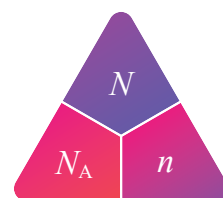
Pra, në ekuacionet kimike të barazuara, raporti i sasive të dy pjesëmarrësve është i barabartë me raportin e koeficientëve të tyre stekiometrikë, d.m.th.

$$\frac{n(X)}{n(Y)} = \frac{v(X)}{v(Y)}$$

Sasia e substancës mund të lidhet me madhësi të tjera fizike, për shembull, numrin e grimcave, masën dhe vëllimin, sipas shprehjeve të mëposhtme:

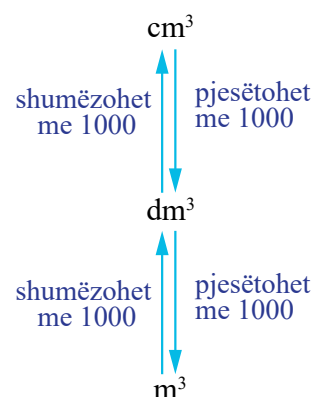
$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A} \quad n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad n(X) = \frac{V(X)}{V_m}$$

Nëse këto shprehje përfshihen në interpretimin e ekuacioneve kimike, mund të merren shumë informacione të dobishme. Për shembull:



$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$



$\text{N}_2(\text{g})$	+	$3\text{H}_2(\text{g})$	=	$2\text{NH}_3(\text{g})$	
	+		=		
2 atome N	+	6 atome H	=	2 atome N dhe 6 atome H	← Numri i atomeve në të dyja anët e ekuacionit duhet të jetë i barabartë
1 molekulë N_2	+	3 molekula H_2	=	2 molekula NH_3	← 1:3:2
$1 \cdot 6,022 \cdot 10^{-23}$ molekula N_2	+	$3 \cdot 6,022 \cdot 10^{-23}$ molekula H_2	=	$2 \cdot 6,022 \cdot 10^{-23}$ molekula NH_3	← 1:3:2
1 mol N_2	+	3 mol H_2	=	2 mol NH_3	← 1:3:2
28 g N_2	+	3·2 g H_2	=	2·17 g NH_3	← ligji i ruajtjes së masës
<u>34 g</u>		<u>34 g</u>			
1·22,4 L N_2	+	3·22,4 L H_2	=	2·22,4 L NH_3	← 1:3:2

Kur kryeni llogaritje kimike duke u bazuar në reaksione kimike, është e rëndësishme:

- 1) të shkruani dhe barazoni ekuacionin kimik
- 2) të vendosni raportet në mes sasive të pjesëmarrësve përkatës
- 3) të bëni lidhëshmërinë në mes sasisë së substancës dhe madhësisë tjetër fizike (numrit të grimcave, masës ose vëllimit)
- 4) të zëvendësoni vlerat numerike të madhësive fizike me njësitë e tyre dhe të llogaritni rezultatin e kërkuar

Shembulli 2.4.

Sa do të jetë masa e dioksidit të karbonit që fitohet gjatë djegies së plotë të 1 kg propan?

Është dhënë:

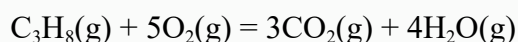
$$m(\text{C}_3\text{H}_8) = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

Kërkohet:

$$m(\text{CO}_2) = ?$$

Zgjidhje:

Së pari, duhet të shkruani ekuacionin kimik për këtë reaksion dhe ta barazoni atë.



Pastaj, shkruhet raporti sasior i dioksidit të karbonit dhe propanit në bazë të koeficientëve stekiometrikë të reaksionit.

$$\frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{C}_3\text{H}_8)} = \frac{3}{1} \quad \text{ose} \quad n(\text{CO}_2) = 3 \cdot n(\text{C}_3\text{H}_8)$$

Nga kjo rrjedh se sasia e dioksidit të karbonit është tre herë më e madhe se sasia e propanit. Në shprehjen e fundit, sasi të substancave mund të shprehen si herës i masës së tyre dhe masës molare.

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{3 \cdot m(\text{C}_3\text{H}_8)}{M(\text{C}_3\text{H}_8)} \quad \text{ose} \quad m(\text{CO}_2) = \frac{3 \cdot m(\text{C}_3\text{H}_8) \cdot M(\text{CO}_2)}{M(\text{C}_3\text{H}_8)}$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$$

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 16 = 44$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44 \text{ g/mol}$$

Nëse në shprehjen e fundit zëvendësohen vlerat e masës dhe masës molare, fitohet:

$$m(\text{CO}_2) = \frac{3 \cdot 1000 \text{ g} \cdot 44 \text{ g/mol}}{44 \text{ g/mol}} = 3000 \text{ g} = 3 \text{ kg}$$

Shembulli 2.5.

Sa mole dhe sa molekula oksigjen përfitohen gjatë zbërthimit të 45 g ujë?

Është dhënë:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ g}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

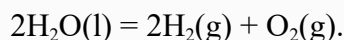
Kërkohet:

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

$$n(\text{O}_2) = ?$$

Zgjidhje:

Ekuacioni i barazuar i këtij reaksioni është:



Sipas ekuacionit të barazuar kimik, përcaktohet raporti i sasisë të oksigjenit ndaj ujit.

$$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1}{2} \quad \text{ose} \quad n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{2}$$

Nga kjo konkludohet se sasia e oksigjenit është dy herë më e vogël se sasia e ujit. Në këtë shprehje, zëvendësohen shprehjet përkatëse që lidhin sasinë e substancës me masën dhe sasinë e substancës me numrin e grimcave, dhe më pas zëvendësohen vlerat e dhëna dhe njësitë e tyre.

$$\frac{N(\text{O}_2)}{N_A} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{2 \cdot M(\text{H}_2\text{O})}, \text{ gjegjësisht } N(\text{O}_2) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A}{2 \cdot M(\text{H}_2\text{O})}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

Në fund, zëvendësohen vlerat numerike dhe njësitë në formulën e fituar.

$$N(\text{O}_2) = \frac{45 \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{2 \cdot 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{23}$$

Sasia e oksigjenit llogaritet si raport në mes të numrit të molekulave të oksigjenit dhe konstantës së Avogadros.

$$n(\text{O}_2) = \frac{N(\text{O}_2)}{N_A} = \frac{7,5 \cdot 10^{23}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1,25 \text{ mol}$$

Shembulli 2.6.

Gjatë djegies së kloratit të kaliumit, fitohet kloruri i kaliumit dhe çlirohet oksigjeni. Sa mililitra oksigjen, të matura në kushte standarde, përfitohen nga zbërthimi i 2 g klorat kaliumi?

Është dhënë:

$$m(\text{KClO}_3) = 2 \text{ g}$$

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Kërkohet:

$$V(\text{O}_2) = ?$$

Zgjidhje:

Ekuacioni i reaksionit kimik është $2\text{KClO}_3(\text{s}) = 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$, nga i cili rrjedh

$$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{KClO}_3)} = \frac{3}{2} \quad \text{ose} \quad n(\text{O}_2) = \frac{3 \cdot n(\text{KClO}_3)}{2}$$

$$\frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{3 \cdot m(\text{KClO}_3)}{2 \cdot M(\text{KClO}_3)}, \text{ gjegjësisht } V(\text{O}_2) = \frac{3 \cdot m(\text{KClO}_3) \cdot V_m}{2 \cdot M(\text{KClO}_3)}$$

Tani, në këtë shprehje, vlerat numerike dhe njësitë e dhëna të madhësive fizike zëvendësohen në kushtet e dhëna. Vëllimi molar për gazrat në kushte standarde është $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$ dhe masa molare relative e KClO_3 llogaritet si $39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,6$.

$$V(\text{O}_2) = \frac{3 \cdot 2 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 122,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,55 \text{ dm}^3$$

Për të paraqitur rezultatin në mililitra (që nënkupton centimetra kub), duhet të shumëzojmë me 1000.

$$V(\text{O}_2) = 0,55 \text{ dm}^3 = 550 \text{ cm}^3 = 550 \text{ mL}$$

Në realitet, gjatë reaksioneve kimike jo gjithmonë fillohet nga substancat e pastra si reaktantë, por nga përzierjet e këtyre substancave. Kur kemi raste të këtilla, fillimisht duhet të llogaritet sasia ose ndonjë sasi tjetër fizike që lidhet me substancën e pastër dhe vetëm atëherë të kryhen llogaritjet e duhura në të cilat do të zbatohen raportet sasiore.

Shembulli 2.7.

Karbonati i kalciumit reagon me tretësirën e acidit klorhidrik sipas ekuacionit $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) = \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Sa gram gëlqere me pjesëmarje masore 90%, duhet të merren për të përftuar $33,6 \text{ dm}^3$ dioksid karboni, në kushte standarde?

Është dhënë:

$$w(\text{CaCO}_3) = 90\% = 0,9$$

$$V(\text{CO}_2) = 33,6 \text{ dm}^3$$

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Kërkohet:

$$m(\text{gëlqeres}) = ?$$

Zgjidhje:

Në këtë reaksion kimik merr pjesë substancë e pastër e karbonatit të kalciumit me acidin klorhidrik. Megjithatë, kushti i detyrës thotë se substanca fillestare është gëlqere, që është përzierje e karbonatit të kalciumit dhe substancave të tjera. Raporti në mes masës së gëlqeres dhe masës së karbonatit të kalciumit të pastër jepet nga pjesëmarja masore e substancës së pastër.

$$w(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{gëlqere})}$$

Pra, për të përcaktuar masën e gëlqeres, së pari duhet të dihet masa e karbonatit të kalciumit. Kjo masë mund të gjendet duke krahasuar sasinë e dioksidit të karbonit dhe karbonatit të kalciumit, nga koeficientët stekiometrikë të ekuacionit të barazuar.

$$\frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{CaCO}_3)} = \frac{1}{1} \quad \text{ose} \quad n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3)$$

Duke vepruar në mënyrë të ngjashme si në detyrat e mëparshme, zëvendësohet shprehja që lidh sasinë dhe masën, ose sasinë dhe vëllimin, përkatësisht, për të dy substancat.

$$\frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)}, \text{ gjeqjesisht } m(\text{CaCO}_3) = \frac{V(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CaCO}_3)}{V_m}$$

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \quad M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$$

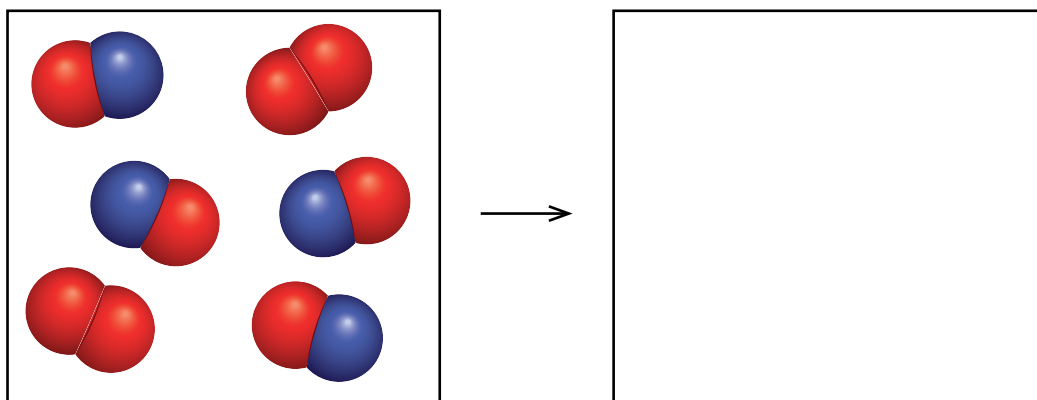
$$m(\text{CaCO}_3) = \frac{33,6 \text{ dm}^3 \cdot 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 150 \text{ g}$$

Tani pasi që dihet masa e karbonatit të kalciumit të pastër, masa e gëlqeres mund të gjendet duke zbatuar formulën e pjesëmarjes masore të dhënë në fillim.

$$m(\text{gëlqeres}) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{w(\text{CaCO}_3)} = \frac{150 \text{ g}}{0,9} = 166,67 \text{ g}$$


Mendo dhe përgjigju:

1. Plotësoni diagramin e mëposhtëm korpuskular nëse e dini që në reaksionin midis monoksidit të azotit dhe oksigjenit fitohet dioksidi i azotit, reaktantët merren në raport stekiometrik! Topi i kaltër paraqet atomin e azotit, dhe ai i kuq atomin e oksigjenit.



2. Llogaritni vëllimin e nevojshëm të metanit, në kushte standarde, në mënyrë që të përfitohet 4,5 g bakër sipas ekuacionit kimik të mëposhtëm:

$$\text{CH}_4(\text{g}) + 3\text{CuO}(\text{s}) = \text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 3\text{Cu}(\text{s})$$
3. Sa molekula amoniak përfitohen kur 10 cm³ azot reagojnë me hidrogjenin në kushte standarde?
4. Çfarë mase e jodit është e nevojshme për të përfituar 25 g klorur jodi? Ekuacioni kimik për këtë reaksion është: $2\text{I}_2(\text{s}) + \text{KIO}_3(\text{s}) + 6\text{HCl}(\text{aq}) = 5\text{ICl}(\text{aq}) + \text{KCl}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
5. Gëlqerja është kryesisht karbonat kalciumi, por përmban edhe papastërti të tjera. Kur nxehet, karbonati i kalciumit zbërthehet në oksid kalciumi dhe dioksid karboni. Nëse 0,7 g dioksid karboni u përfituan gjatë pirolizës së 2 g gëlqere, përgjigjuni pyetjeve të mëposhtme:
 - a) Shkruani ekuacionin për reaksionin e pirolizës së karbonatit të kalciumit!
 - b) Sa është pjesëmarja masore e karbonatit të kalciumit në gëlqeren e përdorur si reaktantë?
 - c) Sa gram oksid kalciumi u përfituan gjatë këtij reaksioni?

Test tematik

- Substancat, sasia e të cilave zvogëlohet gjatë një reaksioni quhen:
a) reaktantë c) papastërti
b) produkt d) reagjentë
5 p.
- Zbërthimi i karbonatit të magnezit ndodh nën ndikimin e nxehtësisë. Ky lloj zbërthimi njihet si:
a) fotolizë c) pirolizë
b) elektrolizë d) jonolizë
5 p.
- Nga reaksioni i paraqitur sipas ekuacionit të mëposhtëm $\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{ZnSO}_4\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$ përgjigjuni pyetjeve të mëposhtme:
a) Cilat janë reaktantët dhe cilat janë produktet e reaksionit?
b) Cila nga substancat është në gjendje të ngurtë?
c) Klasifikoni reaksionin sipas drejtimit të zhvillimit të reaksionit!
d) Klasifikoni reaksionin sipas asaj që ndodh gjatë reaksionit!
10 p.
- Barazoni ekuacionin kimik për reaksionin e djegies së metanit dhe më pas shpjegoni kuptimin cilësor dhe sasior të ekuacionit kimik!
 $\text{CH}_4\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
15 p.
- Reaksioni i zbërthimit të trioksidit të squfurit në dioksid squfuri dhe oksigjen në një sistem të mbyllur është i kthyeshëm. Shkruani ekuacionin kimik të barazuar për këtë reaksion!
5 p.
- Klasifikoni reaksionet e paraqitura nga ekuacionet e mëposhtme kimike, sipas asaj që ndodh gjatë reaksionit!
a) $2\text{NaOH} + \text{Cu(NO}_3)_2 = 2\text{NaNO}_3 + \text{Cu(OH)}_2$
b) $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
c) $\text{Mg} + \text{CuCl}_2 = \text{MgCl}_2 + \text{Cu}$
d) $2\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$
e) $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}$
15 p.
- Magnezi reagon me oksigjenin nga ajri sipas ekuacionit $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$. Nëse digjen 1,5 mol magnez, llogaritni shkallën e zhvillimit të reaksionit!
15 p.
- Kur amoniaku reagon me oksigjenin, fitohet monoksidi i azotit dhe uji. Nëse përfitohen $3.5 \cdot 10^{24}$ molekula monoksid azoti, sa gram amoniak dhe sa gram oksigjen duhet të fitohen që reaktantët të reagojnë stekiometrikisht?
15 p.
- Sa vëllim të oksigjenit do të fitohen, në kushte standarde, nëse 500 mg CO_2 marrin pjesë në procesin e fotosintezës të paraqitur nga ekuacioni: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$?
15 p.



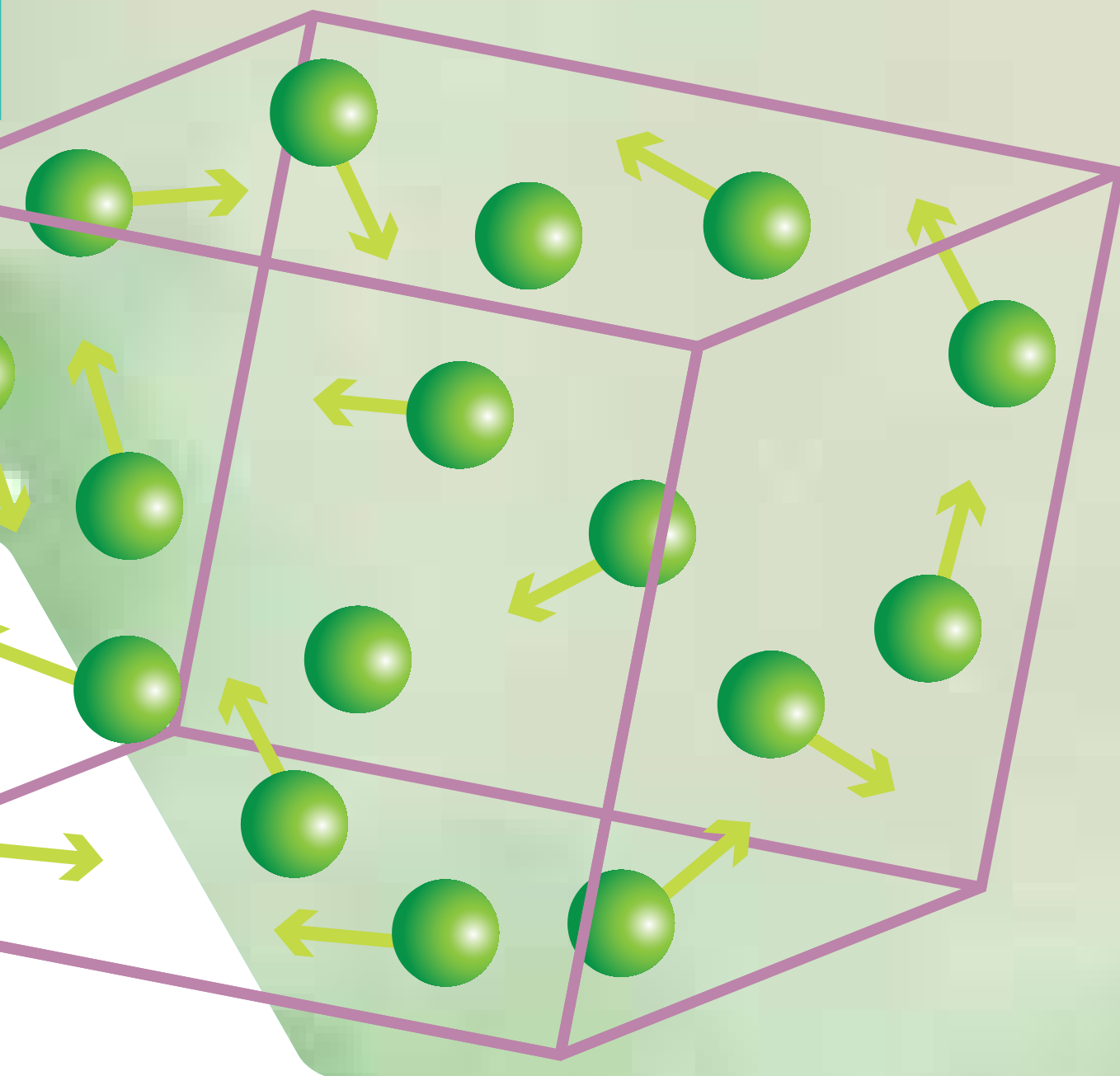
PËRMBLEDHJE

- Gjatë reaksioneve kimike, identiteti kimik i substancave ndryshon dhe formohen substanca të reja që ndryshojnë nga ato fillestare.
- Kushti elementar i shëndrimeve kimike është shëndrimi i një grimce në një tjetër.
- Reaksionet e pakthyeshme janë ato reaksione që vazhdojnë derisa të paktën njëri prej reaktantëve të zhduket nga sistemi i reaksionit, domethënë, ato vazhdojnë në një drejtim - nga reaktantët në produkte.
- Reaksionet e kthyeshme janë reaksione në të cilat ndodhin njëkohësisht procese në të cilat reaktantët shndërrohen në produkte (reaksion i drejtpërdrejtë) dhe produktet shndërrohen në reaktantë (reaksion i zhdrejtë).
- Në varësi të asaj që ndodh gjatë reaksionit, ekzistojnë reaksione të sintezës, analizës, zëvendësimit, zëvendësimit të dyfishtë, kondensimit, etj.
- Në reaksionet e sintezës, dy ose më shumë substanca bashkohen dhe formojnë një substancë më komplekse.
- Reaksionet e analizës janë ato reaksione në të cilat dy ose më shumë substanca fitohen nga një substancë.
- Reaksionet e zëvendësimit janë reaksione në të cilat atomet e një substance zëvendësojnë atome ose jone që janë pjesë e një substance tjetër.
- Reaksionet e zëvendësimit të dyfishtë janë një lloj i veçantë i reaksionit të zëvendësimit në të cilin atomet ose grupet atomike, që janë pjesë e reaktantëve, shkëmbehen.
- Reaksionet e kondensimit, në nivel mikroskopik, përfshijnë bashkimin e dy (ose më shumë) grimcave në një të vetme, me ndarjen e një grimce të vogël (zakonisht një molekulë uji ose amoniaku).
- Kuptimi cilësor i një ekuacioni kimik jep informacion në lidhje me substancat që janë të përfshira në reaksionin kimik.
- Kuptimi sasior i ekuacionit kimik lidhet me koeficientët stekiometrik. Në nivel makroskopik, raporti i koeficientëve stekiometrik të substancave elementare në reaksion jep raportin e sasive të reaktantëve që kanë reaguar, d.m.th. produktet e formuara. Kur ekuacioni kimik merret në konsideratë në aspektin e nivelit mikroskopik, raporti i koeficientëve stekiometrikë jep raportin e numrit të grimcave të reaktantëve ose produkteve.
- Arritja e reaksionit është raporti midis ndryshimit të sasisë së një substance të një pjesëmarrësi në reaksion (reaktant ose produkt) nga fillimi i reaksionit deri në një moment të caktuar si dhe koeficientit stekiometrik të asaj substance në ekuacionin kimik.
- Ndryshimi i një njësie në masë konsiderohet të jetë ndryshimi në sasinë e një substance të caktuar në reaksion (reaktant ose produkt) që është numerikisht i barabartë me koeficientin stekiometrik të shënuar në ekuacion.
- Raporti i sasive të substancave në reaksion është i barabartë me raportin e koeficientëve të tyre stekiometrik.

3. NDRYSHIMET ENERGJETIKE GJATË PROCESEVE

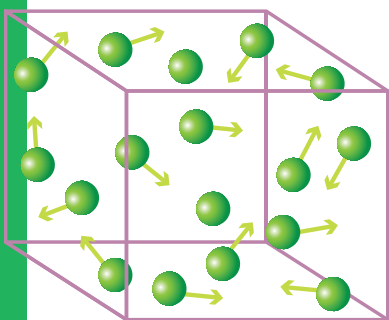
Pasi të mësoni këtë temë, do të mund të:

- klasifikoni sistemet sipas shkëmbimit të substancës dhe energjisë midis sistemit dhe mjedisit, të dalloni energjinë kinetike, potenciale dhe të brendshme të sistemit dhe të dalloni reaksionet ekzotermike, endotermike si dhe proceset fizike dhe kimike duke dhënë shembuj të përshtatshëm;
- përkufizoni entalpinë, të shpjegoni dhe të paraqitni me diagram ndryshimin e entalpisë në reaksionin endotermik, pra ekzotermik, të paraqitni nëpërmjet shprehjes përkufizimit të ndryshimit të entalpisë molare dhe entalpisë së reaksionit dhe të kryeni llogaritje termokimike;
- interpretoni ekuacionet termokimike, të paraqitni reaksionet kimike me ekuacione termokimike dhe të kryeni llogaritje termokimike duke u bazuar në ekuacione të dhëna termokimike.



PËRMBAJTJA:

- 3.1 Energjia dhe shkëmbimi i energjisë
- 3.2 Efektet termike në proceset fizike dhe kimike
- 3.3 Ekuacionet termokimike



Nocionet:

sistem, rrethina e sistemit, sistem i izoluar, sistem i mbyllur, sistem i hapur, energji, energji kinetike, energji potenciale, energji e brendshme, proces ekzoenergjetik, proces endo-energjetik, proces ekzo-termik, proces endotermik

3.1 ENERGJIA DHE SHKËMBIMI I ENERGJISË

ENERGJIA

Energjia është një koncept që haset shpesh në jetën e përditshme dhe është një nga vetitë themelore të materies. Është një madhësi fizike që përshkruan aftësinë e një sistemi për të kryer punë dhe/ose për të shkëmbyer nxehtësi. Xhul (J) dhe kiloxhul (kJ) përdoren më së shpeshti si njësi energjie. Njësia më e vjetër e kalorive (1 kal = 4,184 J), sot përdoret ende për të shprehur vlerën energjetike të ushqimit.

Energjia vjen në forma të ndryshme: termike, rrezatuese, mekanike, elektrike, bërthamore, kimike, etj. Sot, pjesa më e madhe e energjisë fitohet duke djegur lëndë djegëse fosile, por përdorimi i burimeve të rinovueshme të energjisë është gjithnjë e më i zakonshëm dhe, në planin afatgjatë, më i rëndësishëm.



Aktivitet

Llogaritni vlerën energjetike të produkteve ushqimore që konsumoni gjatë një dite! Tregoni nëse ushqimi që hani çdo ditë siguron energji të mjaftueshme për funksionimin normal të trupit tuaj?



Aktivitet

Hulumtoni se si mund të përdoret energjia e erës, energjia e ujit dhe energjia diellore! Gjeni shembuj të zbatimit të energjisë së tyre në jetën e përditshme dhe në prodhimin e energjisë elektrike! Shpjegoni në cilat forma të energjisë shndërrohet energjia kur përdoren këto burime të rinovueshme të energjisë dhe renditni avantazhet e përdorimit të tyre!



Figura 3.1 Përfitmi i biokarburantëve

Energjia e përgjithshme e sistemit përbëhet nga energjia kinetike (E_k), energjia potenciale (E_p) dhe energjia e brendshme (U). Energjia e lidhur me lëvizjen e një trupi (ose grimce) quhet **energji kinetike**. Energjia kinetike varet nga masa dhe shpejtësia e trupit. Për shembull, energjia kinetike e një elektroni në një atom do të varet nga masa e tij dhe shpejtësia me të cilën lëviz rreth bërthamës.

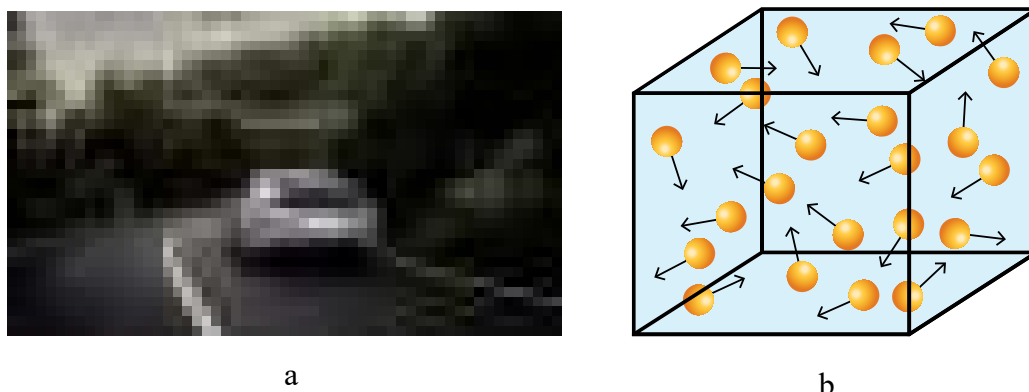


Figura 3.2 Makina në lëvizje (a) dhe grimcat e gazit (b) posedojnë një sasi të energjie kinetike.

Energjia potenciale është energjia që ka një trup për shkak të pozicionit të tij në hapësirë dhe lidhet me bashkëveprimet (veprimet reciproke) midis trupave që përbëjnë sistemin dhe mjedisit të tyre ose midis grimcave që përbëjnë sistemin. Sa më e madhe të jetë masa e sistemit dhe sa më lartë të jetë e vendosur, aq më e lartë është energjia e saj potenciale. Energjia potenciale është më e madhe kur bashkëveprimi midis grimcave është më i fortë.

$$E_k = \frac{m \cdot v^2}{2}$$

$$E_p = m \cdot g \cdot h$$

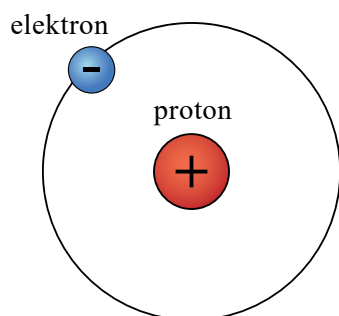


Figura 3.3 Elektroni në atom posedon energji të caktuar potenciale.

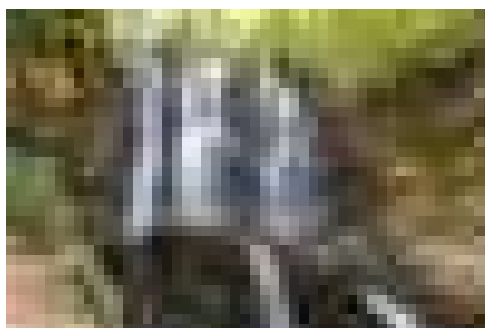


Figura 3.4 Ujëvara e Koleshinos pranë Strumicës. Në majë të ujëvarës, uji ka energjinë më të madhe potenciale (është në lartësinë e tij më të madhe). Kur fillon të rrjedhë poshtë, kjo energji shndërrohet në energji kinetike.

Sipas ligjit të ruajtjes së energjisë, energjia nuk mund të krijohet e as të zhduket, por mund të shndërrohet nga një formë në tjetrën. Për shembull, në hidrocentralet, lëvizja e ujit vë në lëvizje një turbinë, ku energjia kinetike e ujit shndërrohet në energji mekanike nga rrotullimi i turbinës. Me ndihmën e një gjeneratori, energjia mekanike shndërrohet në energji elektrike, e cila transmetohet në shtëpi. Energjia elektrike më pas në amvisëri shndërrohet në energji drite ose nxehtësie, gjë që tregon se energjia nuk zhduket, por shndërrohet nga një formë në tjetrën dhe transmetohet nga një vend në tjetrin.

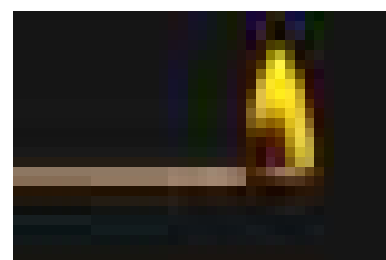


Figura 3.5 Gjatë djegies së flijës të shkrepësës, energjia kimike shndërrohet në energji drite dhe nxehtësie.

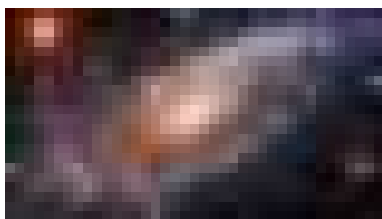


Figura 3.6 Përkufizimi i sistemit varet nga lënda e hulumtimit - për një astronom, një sistem mund të jetë një galaktikë e vetme, kurse rrethina - galaktikat fqinje; për një biolog të interesuar në studimin e qelizës, pra qeliza do të paraqiste sistem, dhe lëngu ndërqelizor rrethina, etj.

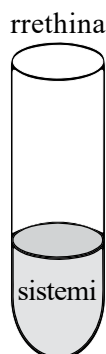


Figura 3.7 Sistemi dhe rrethina (mjedisi) e tij

Nga energjia e përgjithshme që posedon një sistem i caktuar, një pjesë është energjia potenciale e sistemit *në tërësi*, kur sistemi është në lëvizje, një pjesë tjetër do t'i referohet energjisë kinetike të sistemit në tërësi. Pjesa e mbetur e energjisë së përgjithshme është e ashtuquajtura energji e brendshme. Për kimistët, më e rëndësishmja është energjia e brendshme sepse përfshin energjinë kinetike të lidhur me lëvizjen *e secilës prej grimcave* të sistemit dhe energjinë potenciale që rezulton nga bashkëveprimet *midis grimcave*. Pra, energjia e brendshme është shuma e energjisë kinetike dhe potenciale e të gjitha grimcave në sistem.

$$U = E_{k(\text{grimecave})} + E_{p(\text{grimecave})}$$

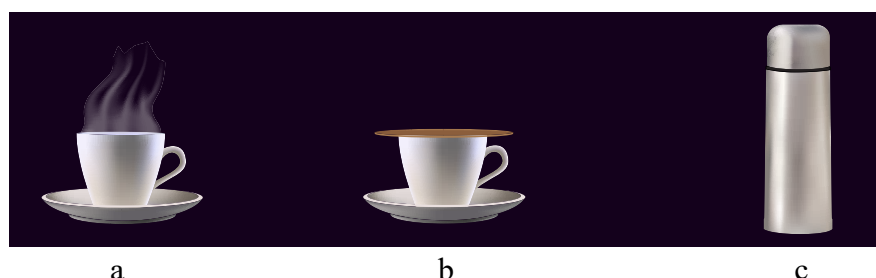
Vlera e energjisë së brendshme nuk mund të përcaktohet drejtpërdrejt, por ndryshimi i saj mund të përcaktohet. Ndryshimi në energjinë e brendshme të një sistemi ndodh për shkak të shkëmbimit të nxehtësisë ose për shkak të kryerjes së punës me mjedisin. Prandaj, së pari duhet të përcaktohen nocionet sistem dhe mjedis (rrethina e sistemit).

Sistemi është pjesë e natyrës që neve na intereson. Për shembull, një sistem mund të jetë një epruvetë në të cilën kryhet reaksioni kimik. Pjesa tjetër e ambientit konsiderohet si **rrethinë** (mjedisi). Në praktikë, rrethina merret si pjesa e ambientit që është e rëndësishme për sistemin, domethënë ajo që është në afërsi të menjëhershme të sistemit.

Në varësi të mundësisë së shkëmbimit të substancave dhe energjisë me rrethinën, sistemet mund të jenë **të hapura**, **të mbyllura** dhe **të izoluara**. Në një sistem të hapur, si substancat ashtu edhe energjia mund të shkëmbehen me rrethinën, në një sistem të mbyllur, vetëm energjia mund të shkëmbehet, dhe në një sistem të izoluar, as substancat dhe as energjia nuk mund të shkëmbehen.



Figura 3.8 Llojet e sistemeve në jetën e përditshme: sistem i hapur (a), i mbyllur (b) dhe i izoluar (c)





Mendo dhe përgjigju:

1. Nga cilët lloje të energjisë përbëhet energjia e përgjithshme e një sistemi?
2. Çfarë kuptoni me sistem dhe çfarë me mjedis? Jepni disa shembuj!
3. Disa granula të hidrosidit të natriumit shtohen në një gotë me ujë? Përcaktoni se çfarë është sistem dhe çfarë është rrethinë! A është sistemi i tillë i hapur, i mbyllur apo i izoluar? Shpjegoni!

SHKËMBIMI I ENERGJISË

Ndryshimi i energjisë së brendshme mund të ndodhë si rezultat i shkëmbimit të nxehtësisë ose punës së kryer ndaj rrethinës. Nxehtësia është një formë e energjisë që sistemi shkëmben me mjedisin përreth, duke rezultuar në ndryshimin e temperaturës. Nxehtësia zakonisht shënohet me Q^* , dhe matet në xhul (J). Dega e kimisë që studion shkëmbimin e nxehtësisë gjatë reaksioneve kimike dhe proceseve fizike quhet *termokimi*.

Energjia e brendshme është funksion i gjendjes së sistemit, që do të thotë se vlera e saj varet vetëm nga gjendja e sistemit (si temperatura, presioni dhe gjendja agregate), dhe jo nga mënyra se si sistemi e arrinë atë gjendje. Nëse sistemi kalon nga një gjendje në tjetrën, ndryshimi në energjinë e brendshme do të jetë i njëjtë pavarësisht nëse ndryshimi ka ndodhur shpejt apo ngadalë, përmes një ose më shumë hapave të ndërmjetëm. Ndryshimi në vlerën e madhësive të tilla përcaktohet si ndryshimi midis gjendjes përfundimtare dhe asaj fillestare.

$$\Delta U = U_{(\text{përfundimtare})} - U_{(\text{fillestare})}$$

Nxehtësia nuk është gjë e njëjtë si temperatura. Temperatura përshkruan gjendjen e një sistemi dhe paraqet masën e energjisë kinetike mesatare të grimcave në të, ndërsa nxehtësia është energjia e shkëmbyer midis sistemit dhe mjedisit përreth tij për shkak të ndryshimit të temperaturës. Nxehtësia gjithmonë kalon nga një trup me temperaturë më të lartë në një trup me temperaturë më të ulët. Kur sistemi dhe rrethina arrijnë të njëjtën temperaturë, shkëmbimi i nxehtësisë ndalon.

Temperatura është gjithashtu një funksion i gjendjes së sistemit. Prandaj, temperatura përshkruan gjendjen e sistemit në një moment të caktuar dhe nuk varet nga rruga që sistemi ndoqi për të arritur atë gjendje. Kështu, energjia e brendshme e një mase të caktuar uji në 30 °C do të jetë e njëjtë pavarësisht nëse uji ngrohet nga 20 në 30 °C ose ftohet nga 50 në 30 °C.

Ndryshimi i energjisë së brendshme mund të tregohet në mënyrë grafike si në Figurën 3.12, ku vijat horizontale shënojnë gjendjet fillestare dhe përfundimtare të sistemit.

Ekzistojnë gjithashtu përkufizime më të rrepta të nxehtësisë, të cilat do t'i mësoni më vonë.

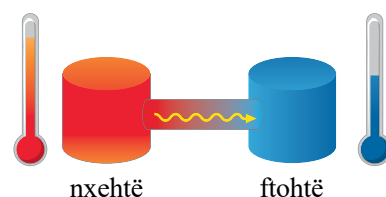


Figura 3.9 Nxehtësia gjithmonë kalon nga trupi më i ngrohtë në trupin më të ftohtë

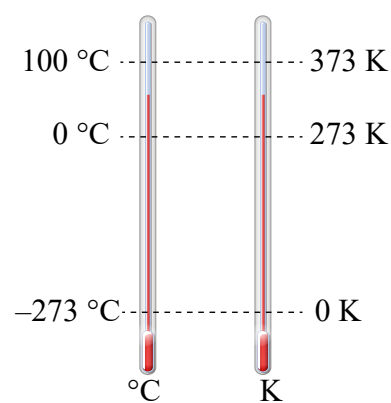
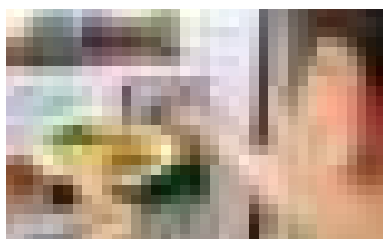
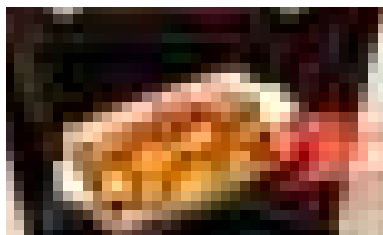


Figura 3.10 Krahasimi i shkallëve të temperaturës së Celsius-it dhe Kelvin-it

* Shpesh shënohet edhe me të njëjtën shkronjë por të vogël, pra me “q”! Vini re: kjo është shkronjë latine dhe prandaj lexohet “ku”!



a



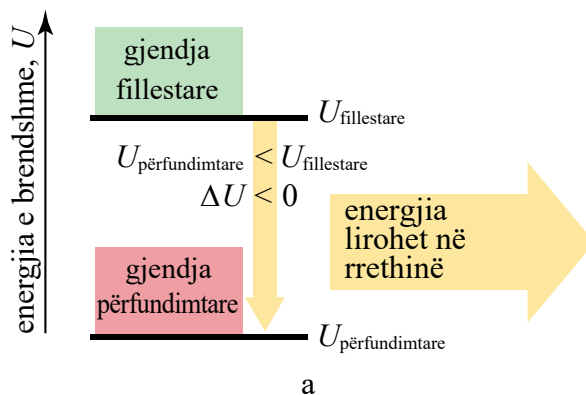
b

Figura 3.11 Transferimi i nxehtësisë në kuzhinë: a) ajri në frigorifer (rrethinë) ka një temperaturë më të ulët se ajo e perimeve (sistemi), kështu që perimet lëshojnë energji termike në ajrin përreth; b) temperatura e ajrit në furë (rrethinë) është më e lartë se ajo e ushqimit (sistemi), kështu që nxehtësia transferohet nga ajri i ngrohur në ushqim.

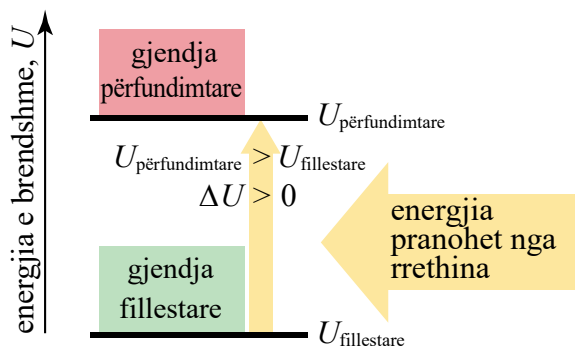
Ndryshimi i energjisë së brendshme korrespondon me ndryshimin në lartësi midis këtyre dy vijave. Një sistem mund ta ndryshojë energjinë e tij të brendshme në dy mënyra:

- 1) Kur energjia shkëmbehet nga *sistemi në rrethinë* (Figura 3.12 a), energjia e brendshme e sistemit zvogëlohet ($\Delta U < 0$) dhe $U_{\text{përfundimtare}} < U_{\text{filltare}}$.
- 2) Kur energjia shkëmbehet nga *rrethina në sistem* (Figura 3.12 b), energjia e brendshme e sistemit rritet ($\Delta U > 0$). Tani $U_{\text{përfundimtare}} > U_{\text{filltare}}$.

Edhe pse në rastin e parë energjia largohet nga sistemi dhe në rastin e dytë energjia pranohet nga sistemi, energjia e përgjithshme nuk ndryshon: energjia që lirohet nga sistemi pranohet nga rrethina dhe anasjelltas.



a



b

Figura 3.12 Ndryshimi në energjinë e brendshme të sistemit në varësi të shkëmbimit të energjisë midis sistemit dhe rrethës: a) energjia e sistemit zvogëlohet; b) energjia e sistemit rritet

Të gjitha proceset fizike dhe kimike ndodhin me shkëmbimin e energjisë në mes sistemit dhe rrethës së tij. Në disa procese, energjia lirohet nga sistemi në rrethinë, ndërsa në të tjera, energjia duhet të sillet në sistem që të ndodhë procesi. Proceset në të cilat sistemi liron energji quhen **procese ekzoenergjetike**, dhe ato në të cilat pranohet energjia quhen **procese endoenergjetike**. Kur shkëmbimi i energjisë midis sistemit dhe rrethës ndodh në formën e *nxehtësisë*, proceset përcaktohen si **ekzotermike** ose **endotermike**, varësisht nga drejtimi i shkëmbimit të nxehtësisë.

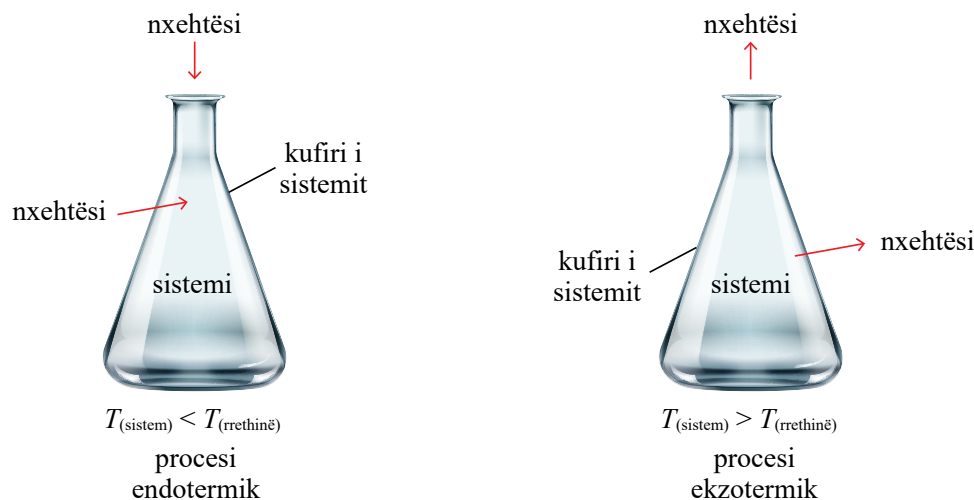


Figura 3.13 Dallimi në mes procesit ekzotermik dhe endotermik

Pothuajse çdo reaksion kimik shoqërohet me shkëmbim të energjisë. Më shpesh, gjatë reaksioneve kimike, sistemi merr ose lëshon energji në formën e nxehtësisë. Për shembull, djegia e karburanteve është proces ekzotermik, sepse çliron energji në formën e nxehtësisë. Reaksionet e neutralizimit janë ekzotermike, pasi temperatura e sistemit rritet pas reaksionit. Gjithashtu, shumë reaksione zëvendësimi janë ekzotermike. Gjatë pirolizës, është e nevojshme të jepet nxehtësi, kështu që ky reaksion përfshihet në proceset kimike endotermike.

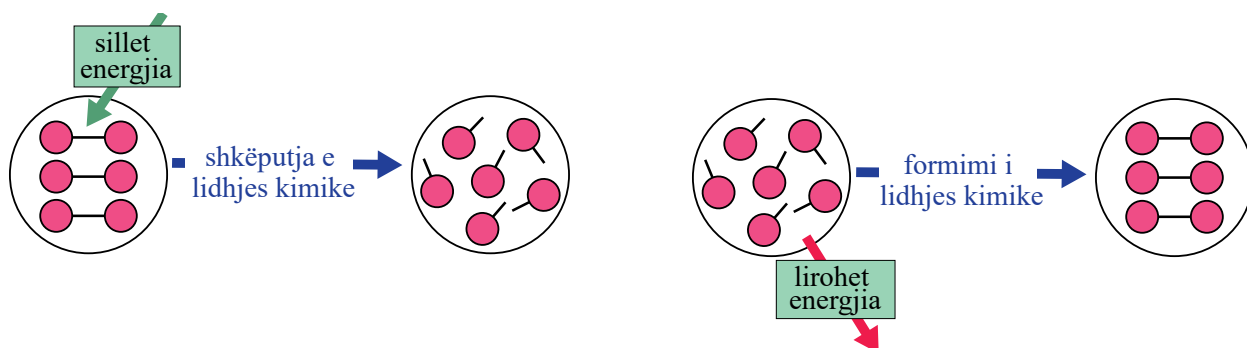


Figura 3.14 Gjatë shkëputjes së lidhjes kimike, është e nevojshme të furnizohet me energji, ndërsa kur formohet, lirohet energji



EJA TË HULUMTOJMË

Ndryshim ekzotermik apo endotermik

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: gotë laboratorike 100 mL, tretësirë e sulfatit të bakrit(II), zink, termometër, pincetë, shufër qelqi, mantel, syze sigurie, doreza.

Ecuria: Vendosni 40-50 mL tretësirë të sulfatit të bakrit(II) në një gotë laboratorike. Matni temperaturën e tretësirës me termometër dhe shënoni atë në ditarin tuaj laboratorik! Pastaj, shtoni disa granula zinku me pincetë! Çfarë ndryshimesh ndodhin në sistem? Pasi të përfundojë reaksioni, matni përsëri temperaturën! Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Kryej edhe eksperimente të tjera gjatë së cilës do ta vëzhgosh ndryshimin e temperaturës dhe përfundo se reaksioni është ekzotermik apo endotermik!



Aktivitet

Mbushni dy epruveta përgjysmë me ujë! Në epruvetën e parë vendosni pak klorur kalciumi dhe në tjetrin pak klorur amoniumi! Mbyllini epruvetat me tapë dhe përzi-jeini derisa kripa të tretet! Prekni muret e jashtme të epruvetave dhe përfundoni nëse procesi i tretjes është ekzotermik apo endotermik!

Ndryshimi i ngjyrës së tretësirës së sulfatit të bakrit(II) dhe shfaqja e substancës së ngurtë me ngjyrë të kuqe qeramike tregojnë se është duke ndodhur reaksioni kimik. Temperatura e përzierjes reaksionale është rritur, duke treguar reaksion ekzotermik.

Kalimi i nxehtësisë është gjithashtu i mundur edhe në proceset fizike. Kështu, për të kaluar nga një gjendje e materies në një tjetër, duhet të jepet nxehtësi (gjatë shkrirjes ose avullimit) ose duhet të lirohet nxehtësi (gjatë kondensimit ose ngrirjes). Në mënyrë të ngjashme, tretja e disa substancave në ujë mund të jetë proces ekzotermik ose endotermik, varësisht nga substancat që treten. Për shembull, tretja e klorurit të kalciumit në ujë është ekzotermik, dhe tretja e klorurit të amonit në ujë është proces endotermik.

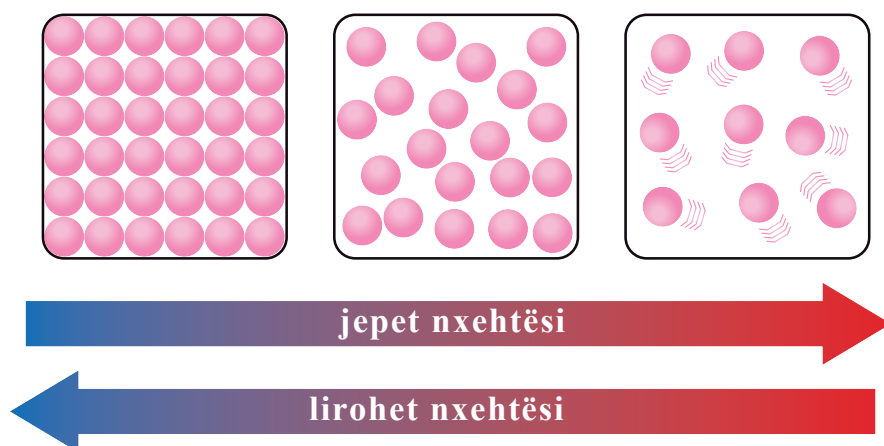
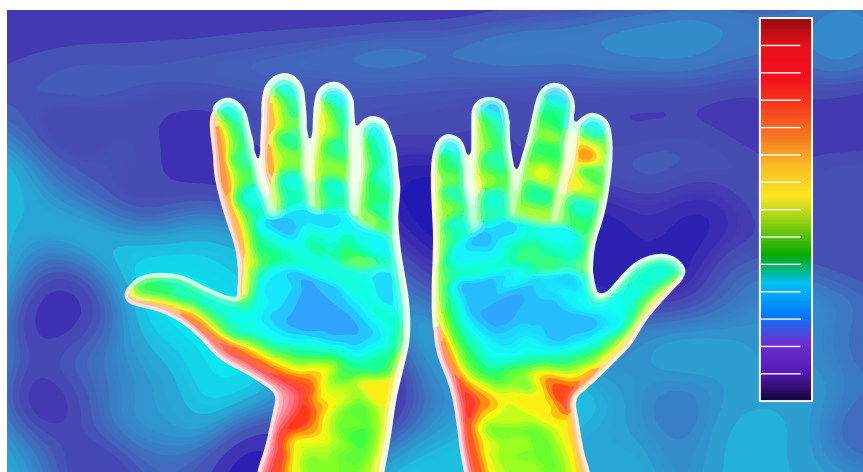
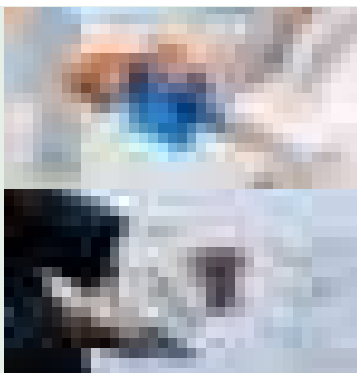


Figura 3.15 Kalimet fazore shoqërohen me shkëmbimin e energjisë në formë të nxehtësisë.

Figura 3.16 Termogram i dorës së njeriut i kapur me kamerë termike. Termogrami tregon ndryshimin e temperaturës në sipërfaqen e objektit dhe përdoret në mjekësi dhe mjekësi veterinare për të diagnostikuar sëmundje të ndryshme.





Aktivitet

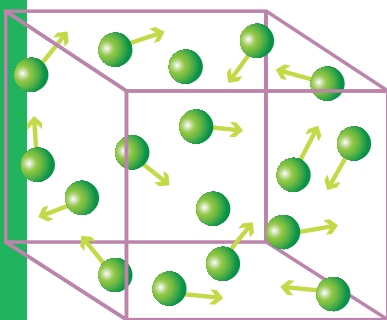


Paketat e akullit përdoren për të lehtësuar dhimbjet nga lëndimet sportive, ënjtjet dhe mavijosjet. Duke shtypur mbi pako, ajo ftohet. Paketat e nxehta përdoren për të lehtësuar dhimbjet e muskujve. Duke shtypur mbi pako, ajo ngrohet. Mësoni më shumë rreth proceseve që ndodhin gjatë aktivizimit të tyre, d.m.th. cilat procese fizike ose kimike çojnë në thithjen ose çlirimin e nxehtësisë.



Mendo dhe përgjigju:

1. Shpjegoni dallimin në mes nocioneve nxehtësi dhe temperaturë!
2. Nëse ndryshimi i temperaturës është 10 °C, sa do të jetë ky ndryshim në K (kelvin)?
3. A do të rritet apo ulet temperatura e sistemit nëse reaksionit kimik i jepet nxehtësi?
4. Vlerësoni saktësinë e pohimeve të mëposhtme:
 - a) Që të ketë kalim të nxehtësisë, duhet të ketë një ndryshim temperature midis sistemit dhe rrethinës.
 - b) Tretja e acidit sulfurik të përqendruar në ujë është një proces monotermik.
 - c) Proceset kimike janë ekzotermike, dhe proceset fizike janë endotermike.
5. Cilat nga barazimet e mëposhtme janë ekzotermike dhe cilat janë endotermike:
 - a) $\text{KOH(aq)} + \text{HCl(aq)} = \text{KCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
 - b) $\text{Cu(s)} + 2\text{AgNO}_3\text{(aq)} = 2\text{Ag(s)} + \text{Cu(NO}_3)_2\text{(aq)}$
 - c) $\text{H}_2\text{O(l)} = \text{H}_2\text{O(g)}$



Nocionet:

entalpi, ndryshim i entalpisë, ndryshim i entalpisë molare, entalpia e reaksionit

3.2 EFEKTET TERMIKE NË PROCESET FIZIKE DHE KIMIKE

ENTALPIA DHE EFEKTET TERMIKE NË PROCESET FIZIKE DHE KIMIKE

Energjia lidhet gjithashtu me madhësinë fizike të **entalpisë**. Ajo shënohet me H dhe matet me xhul (J) ose kiloxhul (kJ).

Nga shprehja:

$$H = U + P \cdot V$$

mund të konkludohet se **entalpia e sistemit është shuma e energjisë së brendshme dhe prodhimit të vëllimit të atij sistemi dhe presionit që mbizotëron në të**.

Entalpia është një funksion i gjendjes së sistemit, që do të thotë se varet nga kushtet në të cilat ndodhet sistemi. Vlera absolute e entalpisë nuk mund të përcaktohet eksperimentalisht, por përcaktohet **ndryshimi në entalpi**, që është ndryshimi midis gjendjes përfundimtare dhe asaj fillestare.

$$\Delta H = H_{(\text{përfundimtare})} - H_{(\text{fillestare})}$$

Sasia e nxehtësisë (Q) e shkëmbyer gjatë proceseve fizike ose kimike, në presion konstant, është e barabartë me ndryshimin e entalpisë së sistemit.

$$Q = \Delta H \quad P = \text{const.} \quad \text{ose} \quad Q_p = \Delta H$$

Gjatë zhvillimit të proceseve, përveç informacionit cilësor nëse nxehtësia merret apo lirohet nga sistemi, gjithashtu është e mundur të matet në mënyrë sasiore se sa nxehtësi është shkëmbyer me rrethinin. Pajisjet që përdoren për të matur efektet termike që ndodhin në presion konstant (zakonisht atmosferik) quhen **kalorimetra**. Këto pajisje janë një lloj sistemi i izoluar dhe janë ndërtuar në mënyrë të tillë që zvogëlojnë shkëmbimin e nxehtësisë me rrethinën, gjë që lejon monitorim më të saktë të ndryshimit të temperaturës së sistemit. Bazuar në ndryshimin e matur të temperaturës dhe vetitë e njohura të substancave (masa dhe kapaciteti specifik i nxehtësisë), mund të llogaritet edhe sasia e nxehtësisë së pranuar ose të lëshuar gjatë procesit.

Për proceset ekzotermike, shenja e ndryshimit të entalpisë paraqitet si $\Delta H < 0$, d.m.th. vlera përfundimtare e entalpisë është më e vogël se ajo fillestare. Në proceset endotermike, entalpia rritet prandaj shënohet si $\Delta H > 0$.

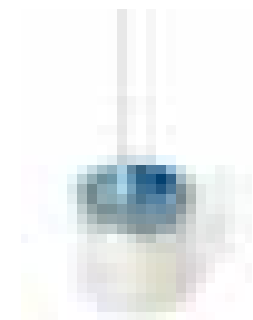
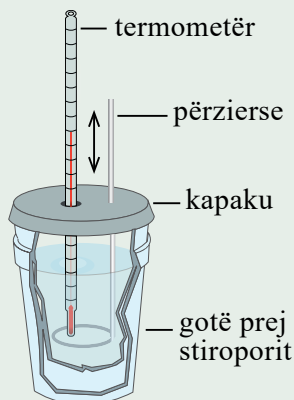


Figura 3.17 Kalorimetri laboratorik

Aktivitet

Hulumtoni se si mund të bëhet një kalorimetër duke përdorur materiale të improvizuara (për shembull, stiropor, gota plastike dhe karton), pastaj provoni të ndërtoni një të tillë!



Për të dy proceset si ekzotermike ashtu edhe endotermike, sasia e nxehtësisë së shkëmbyer varet nga sasia e substancës. Prandaj, ndryshimi në entalpi është veti ekstensive. Kështu, nëse sasia e reaktantëve dyfishohet, në të njëjtat kushte dhe për të njëjtin proces, sasia e nxehtësisë së shkëmbyer gjithashtu do të dyfishohet.

Nëse e lidhim ndryshimin në entalpi të sistemit me sasinë e substancës, kemi sasi intensive të quajtur **ndryshimi i entalpisë molare, ΔH_m** .

$$\Delta H_m = \frac{\Delta H}{n}$$

Efekti i nxehtësisë për një proces fizik, d.m.th. procesi në të cilin nuk ka ndryshim në përbërje, shprehet si ndryshim i entalpisë molare të sistemit. Njësia për ndryshimin e entalpisë molare është J/mol ose kJ/mol. Në proceset fizike ekzotermike, $\Delta H_m < 0$, dhe në proceset endotermike, $\Delta H_m > 0$.

Tretja e një numri të madh të kripërave në ujë është proces fizik dhe mund të shoqërohet me lirim ose pranim të nxehtësisë. Për më tepër, ndryshimet e fazës, d.m.th. ndryshimet në gjendjen agregate, paraqesin gjithashtu ndryshime fizike. Kështu, kur shkrihet një mol akulli në 0 °C dhe shtypje atmosferike, 6.01 kJ nxehtësi thithen (pranohen) nga rrethina. Kjo paraqet proces endotermik. Proces i kundërt, ngrirja, është ekzotermik. Mund të shkruhet:

Ngrohje $\text{H}_2\text{O(s)} = \text{H}_2\text{O(l)} \quad \Delta H_m > 0 \text{ ose } \Delta H_m = +6,01 \text{ kJ/mol}$

Ftohje $\text{H}_2\text{O(l)} = \text{H}_2\text{O(s)} \quad \Delta H_m < 0 \text{ ose } \Delta H_m = -6,01 \text{ kJ/mol}$

Nga ekuacionet vërehet se për të njëjtën sasi substance, sasia e nxehtësisë së shkëmbyer në një proces është e barabartë në vlerë absolute me sasinë e nxehtësisë së shkëmbyer në procesin e kundërt. Nëse një proces është ekzotermik, procesi i kundërt do të jetë endotermik.

Kur bëhet fjalë për proceset kimike, flasim për **entalpinë e reaksionit, $\Delta_r H$** , që shprehet si raporti midis ndryshimit të entalpisë së sistemit dhe ndryshimit të arritjes së reaksionit. Entalpia e reaksionit është *numerikisht* e barabartë me ndryshimin e entalpisë për ndryshim njësie prej një shkallë. Njësitë në të cilat matet entalpia e reaksionit janë të njëjta me ato për ndryshimin e entalpisë molare, d.m.th. J/mol ose kJ/mol.

$$\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi}$$

Gjithashtu, entalpia e reaksionit paraqet ndryshimin në mes vlerës përfundimtare (kur janë të pranishme produktet) dhe vlerës fillestare për entalpinë e sistemit (kur janë të pranishëm reaktantët), kështu që mund të shkruhet:

$$\Delta_r H = H_{(\text{produkteve})} - H_{(\text{reaktantëve})}$$



Aktivitet

Hulumtoni se si proceset natyrore (p.sh. frymëmarrja dhe shpërthimet vullkanike) dhe proceset antropogjene ekzotermike (p.sh. djegia e lëndëve djegëse fosile) ndikojnë në ndryshimin e klimës!

Nëse reaksionit kimik i jepet nxehtësi, atëherë ky është reaksion endotermik dhe $\Delta_r H$ është pozitive, por nëse nga reaksioni lirohet nxehtësi, kemi të bëjmë me reaksion ekzotermik dhe $\Delta_r H$ është negative.

$\Delta_r H > 0$ për reaksione endotermike $H_{(\text{produkteve})} > H_{(\text{reaktantëve})}$

$\Delta_r H < 0$ për reaksione ekzotermike $H_{(\text{produkteve})} < H_{(\text{reaktantëve})}$

Ndryshimi i entalpisë së reaksionit mund të paraqitet grafikisht:

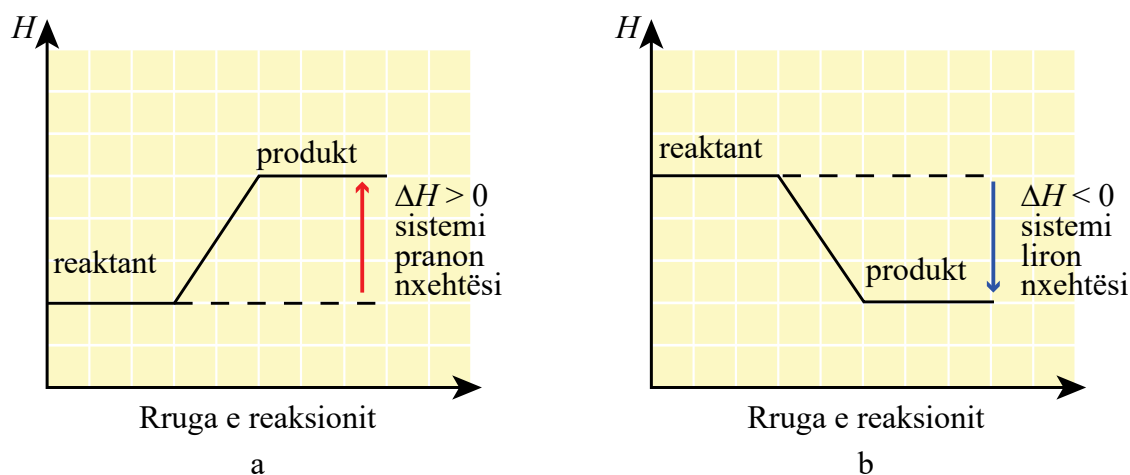


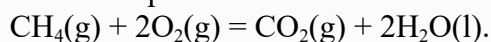
Figura 3.18 Paraqitje grafike e ndryshimit të entalpisë në reaksionin endotermik (a) dhe ekzotermik (b)

Shembulli 3.1.

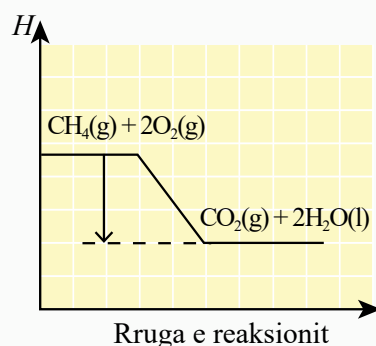
Praqitni me diagram ndryshimin e entalpisë për reaksionin e djegies së metanit! Shënoni saktë boshtet, $H_{(\text{produktet})}$, $H_{(\text{reaktantët})}$ dhe tregoni nëse $\Delta_r H$ është vlerë pozitive apo negative!

Zgjidhje:

Ekuacioni për këtë reaksion është:

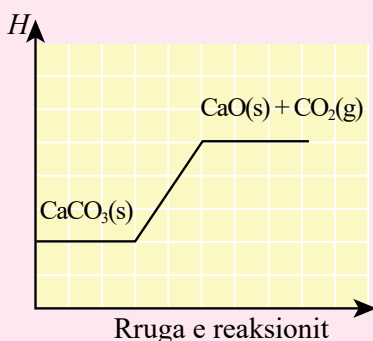


Kur gazi natyror, përbërësi kryesor i të cilit është metani, digjet, nxehtësia lirohet në rrethin. Prandaj, ky është reaksion ekzotermik, kështu që $\Delta_r H$ ka shenjë negative. Kjo do të thotë që entalpia e reaktantëve është më e madhe se ajo e produkteve, kështu që grafiku do të jetë si vijon:



Shembulli 3.2.

Bazuar në paraqitjen grafike të ndryshimit të entalpisë së reaksionit të zbërthimit të karbonatit të kalciumit, përcaktoni nëse është reaksion endotermik apo ekzotermik. Shpjegoni përgjigjen tuaj!



Zgjidhje:

Nga paraqitja grafike, mund të shihet se entalpia e reaktantit është më e vogël se entalpia e produkteve, d.m.th. $H_{(\text{produktet})} - H_{(\text{reaktantët})}$ është madhësi pozitive. Me fjalë të tjera, $\Delta_r H > 0$, që do të thotë se sistemi duhet të pranojë nxehtësi që të ndodhë ky reaksion. Kjo korrespondon me reaksion endotermik.



Mendo dhe përgjigju:

- Për secilin nga fjalit e mëposhtme, përcaktoni nëse procesi është ekzotermik apo endotermik:
 - Kur uji formohet nga hidrogjeni i gaztë dhe oksigjeni i gaztë, lirohet 285,83 kJ nxehtësi.
 - Kur një mol avull uji kalon në lëngë, sistemi dhe rrethina shkëmbejnë 44,02 kJ nxehtësi.
 - Për reaksionin $\text{CaO(s)} + 3\text{C(s)} = \text{CaC}_2\text{(s)} + \text{CO(g)}$, entalpia e produkteve është më e madhe se entalpia e reaktantëve.
- Reaksioni kimik zhvillohet në kalorimetër. Temperatura e sistemit para eksperimentit ishte 25 °C, dhe pasi reaksioni përfundoi, vlera e temperaturës u rrit në 43 °C. A është vlera e entalpisë së reaksionit pozitive apo negative?
- Paraqitni me diagram ndryshimin e entalpisë për reaksionin e zbërthimit të oksidit të merkurit(II) për të përfituar merkur elementar dhe oksigjen!

LLOGARITJET KIMIKE QË PËRFSHIN EFEKTET TERMIKE

Efektet termike për proceset fizike shprehen përmes ndryshimit të entalpisë molare të sistemit.

$$\Delta H_m = \frac{\Delta H}{n}$$

Prandaj, nxehtësia e shkëmbyer gjatë procesit fizik mund të llogaritet si

$$\Delta H = \Delta H_m \cdot n$$

Për proceset kimike, entalpia e reaksionit përdoret për të shprehur efektet termike.

$$\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \zeta}$$

Nxehtësia e shkëmbyer paraqet prodhimin në mes entalpisë së reaksionit dhe ndryshimit të arritjes së reaksionit.

$$\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \zeta$$

Arritja e reaksionit paraqitet sipas:

$$\Delta \zeta = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$$

Si rrjedhojë:

$$\Delta n(X) = \nu(X) \cdot \Delta \zeta$$

Sasia e substancës lidhet me madhësi të tjera fizike, të tilla si masa dhe vëllimi, kështu që duke përdorur raporte të përshtatshme, mund të llogaritet masa ose vëllimi i pjesëmarrësve në proceset fizike dhe kimike, si dhe nxehtësia e shkëmbyer.

Shembulli 3.3.

Entalpia e reaksionit për reaksionin e neutralizimit midis acidit klorhidrik dhe hidroksidit të natriumit është $-57,3 \text{ kJ/mol}$. Llogaritni se sa nxehtësi është çliruar nëse në këtë reaksion formohen 9 g ujë.

Është dhënë:

$$\Delta_r H = -57,3 \text{ kJ/mol}$$

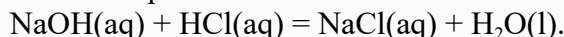
$$\Delta m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ g}$$

Kërkohet:

$$\Delta H = ?$$

Zgjidhje:

Ekuacioni për këtë reaksion është:



Fillimisht, përpara se të fillonte reaksioni, nuk kishte produkte të pranishme në sistem, kështu që $n_0(\text{H}_2\text{O}) = 0 \text{ mol}$.

Meqenëse ky është reaksion kimik, nxehtësia e çliruar llogaritet sipas shprehjes $\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \zeta$. Për ta bërë këtë, së pari duhet të llogarisim sasinë e ujit të fituar dhe shkallën e reaksionit. Uji është produkt i reaksionit, kështu që në shprehjen për ndryshimin në shkallën e reaksionit, koeficienti stekiometrik merret me shenjë pozitive.

$$\Delta n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{\Delta m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{9 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\Delta \zeta = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O})}{\nu(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,5 \text{ mol}}{1} = 0,5 \text{ mol}$$

Prandaj, nxehtësia e çliruar do të jetë:

$$\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \zeta = -57,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 0,5 \text{ mol} = -28,65 \text{ kJ}$$

Shembulli 3.4.

Gjatë prodhimit të amoniakut nga substanca të thjeshta, u çliruan 192,5 kJ nxehtësi. Sasia e hidrogjenit fillimisht ishte 30 mol, dhe pas një kohe u ul në 23,75 mol. Llogaritni entalpinë e reaksionit!

Ekuacioni i reaksionit është $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$.

Është dhënë:

$$\Delta H = -192,5 \text{ kJ}$$

$$n_0(\text{H}_2) = 30 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2) = 23,75 \text{ mol}$$

Kërkohet:

$$\Delta_r H = ?$$

Zgjidhje:

Nga shprehja $\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi}$ mund të konkludohet se për të llogaritur vlerën e entalpisë së reaksionit, duhet të dihet ndryshimi në shkallën e reaksionit. Ai llogaritet si më poshtë:

$$\Delta \xi = \frac{\Delta n(\text{H}_2)}{\nu(\text{H}_2)} = \frac{n(\text{H}_2) - n_0(\text{H}_2)}{\nu(\text{H}_2)} = \frac{23,75 \text{ mol} - 30 \text{ mol}}{-3} = \frac{-6,25 \text{ mol}}{-3}$$

$$\Delta \xi = 2,08 \text{ mol}$$

Në këtë shprehje, koeficienti stekiometrik i hidrogjenit ka shenjë negative sepse hidrogjeni është reaktant. Pas zëvendësimit në shprehje për entalpinë e reaksionit kemi:

$$\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi} = \frac{-192,5 \text{ kJ}}{2,08 \text{ mol}} = -92,55 \text{ kJ/mol}$$

Sipas kësaj, entalpia e reaksionit do të jetë: $\Delta_r H = -92,55 \text{ kJ/mol}$.

Shembulli 3.5.

Dihet që për reaksionin e paraqitur me ekuacionin kimik $\text{CaCO}_3(\text{s}) = \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ entalpia e reaksionit është +178 kJ/mol. Nëse në sistem jepen 106,8 kJ nxehtësi, llogaritni:

a) ndryshimin në arritjen e reaksionit

b) masën e karbonatit të kalciumit të dekompozuar

c) vëllimin e dioksidit të karbonit, të matur në kushte standarde

Është dhënë:

$$\Delta_r H = +178 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H = +106,8 \text{ kJ}$$

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Kërkohet:

$$\text{a) } \Delta \xi = ?$$

$$\text{b) } \Delta m(\text{CaCO}_3) = ?$$

$$\text{c) } \Delta V(\text{CO}_2) = ?$$

Zgjidhje:

a) Duke shfrytëzuar shprehjen $\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi}$, mund të llogaritet shkalla e zhvillimit të reaksionit sipas:

$$\Delta \xi = \frac{\Delta H}{\Delta_r H} = \frac{106,8 \text{ kJ}}{178 \text{ kJ/mol}} = 0,6 \text{ mol}$$

b) Për të llogaritur masën e karbonatit të kalciumit, së pari duhet të dihet sasia e tij. Kjo mund të llogaritet duke zëvendësuar vlerën e fituar në ndryshimin e shkallës së reaksionit.

$$\Delta n(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaCO}_3) \cdot \Delta \xi = -1 \cdot 0,6 \text{ mol} = -0,6 \text{ mol}$$

Në këtë reaksion, karbonati i kalciumit zbërthehet, që do të thotë se në fund të reaksionit sasia e tij është 0 mol. Pra, u zbërthyen 0.6 mol karbonat kalciumi.

$$\Delta m(\text{CaCO}_3) = \Delta n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = -0,6 \text{ mol} \cdot 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = -60 \text{ g}$$

c) Vëllimi i dioksidit të karbonit mund të llogaritet nëse dihet sasia e tij. Prandaj, së pari përdoret ndryshimi i arritjes së reaksionit për të llogaritur sasinë e dioksidit të karbonit dhe më pas përdoret vlera e vëllimit molar për të llogaritur vëllimin e gazit të çliruar në këtë reaksion.

$$\Delta n(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot \Delta \xi = 1 \cdot 0,6 \text{ mol} = 0,6 \text{ mol}$$

$$\Delta V(\text{CO}_2) = \Delta n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 0,6 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 13,44 \text{ dm}^3$$

Pra, në kushtet e dhëna në këtë detyrë, 60 g karbonat kalciumi zbërthehen dhe formohen 13,44 dm³ dioksid karboni.

Shembulli 3.6.

Ndryshimi i entalpisë molare gjatë avullimit të një moli uji në 100 °C është 40,7 kJ/mol.

a) Llogaritni sasinë e nxehtësisë së nevojshme për të avulluar 45 g ujë!

b) Sa do të jetë vëllimi i avullit të ujit në kushte standarde?

Është dhënë:

$$\Delta H_m = +40,7 \text{ kJ/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ g}$$

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Kërkohet:

a) $\Delta H = ?$

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

Zgjidhje:

a) Për të llogaritur sasinë e nxehtësisë së shkëmbyer, së pari llogaritet sasia e ujit dhe më pas zëvendësohet kjo vlerë në shprehjen:

$$\Delta H = \Delta H_m \cdot n.$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{45 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol}$$

$$\Delta H = \Delta H_m \cdot n(\text{H}_2\text{O}) = 40,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 2,5 \text{ mol} = 101,75 \text{ kJ}$$

Shenja e ΔH është pozitive, që do të thotë se gjatë procesit të avullimit jepet nxehtësi, kështu që procesi është endotermik.

b) Vëllimi i avullit të ujit të përfituar llogaritet si më poshtë:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot V_m = 2,5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 56 \text{ dm}^3$$

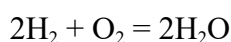
Mendo dhe përgjigju:

- Sa nxehtësi lirohet gjatë djegies së 5 mol metan sipas ekuacionit $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Nëse dihet se entalpia e reaksionit është -890 kJ/mol .
- Për reaksionin e paraqitur me ekuacioni kimik të mëposhtëm $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ entalpia e reaksionit është -572 kJ/mol . Nëse reagojnë 4 g hidrogjen, llogaritni:
 - arritjen e reaksionit
 - sasinë e nxehtësisë së shkëmbyer
 - masën e ujit të përfituar
- Përfitimi i trioksidit të squfurit nga dioksidi i squfurit mund të paraqitet sipas ekuacioni kimik të mëposhtëm: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{SO}_3(\text{g})$. Entalpia e reaksionit është -198 kJ/mol . Llogaritni sasinë e nxehtësisë së shkëmbyer nëse fitohen $8,96 \text{ dm}^3$ trioksid squfuri!
- Kur shkrihet një mol akulli në temperaturë prej 0 °C, ndryshimi i entalpisë molare është $+6,01 \text{ kJ/mol}$. Llogaritni:
 - sa akull do të shkrihet nëse do të absorbohen 3340 J nxehtësi
 - sa është masa e akullit të shkrirë
- Kur ftohet uji nga 80 °C në 20 °C, ndryshimi në entalpinë molare është $-4,51 \text{ kJ/mol}$. Përcaktoni:
 - sa nxehtësi lirohet kur ftohen 250 g ujë
 - tregoni, nëse procesi është ekzotermik apo endotermik

3.3 BARAZIMET TERMOKIMIKE

BRAZIMET TERMOKIMIKE

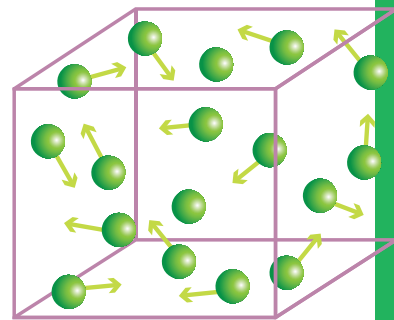
Reaksionet kimike janë procese në të cilat substanca të reja (produkt/e) me veti të ndryshme formohen nga një ose më tepër substanca fillestare (reaktantë). Për shembull, nëse bashkojmë hidrogjenin dhe oksigjenin, formohet ujë. Reaksionet kimike paraqiten nga ekuacionet kimike. Reaksioni i përfitimit të ujit mund të paraqitet nga ekuacioni kimik të mëposhtëm:



Ky është një **ekuacion i thjeshtë kimik (stekiometrik)**, nga i cili është e mundur të konkludohet se cilët janë reaktantët dhe produktet e reaksionit, dhe koeficientët stekiometrikë tregojnë raportin midis tyre. Kështu, kur digjen dy mol hidrogjen, harxhohet një mol oksigjen dhe formohen dy mol ujë, d.m.th. raporti stekiometrik i pjesëmarrësve në reaksion është 2:1:2. Megjithatë, nga ekuacionet stekiometrike nuk është e mundur të konkludohet nëse reaksioni është ekzotermik apo endotermik, d.m.th. nuk mund të merret asnjë informacion në lidhje me sasinë e nxehtësisë së shkëmbyer. Është vërtetuar në mënyrë eksperimentale se 483,6 kJ energji lirohen kur fitohen dy mol ujë nga substanca të thjeshta në 25 °C (298,15 K). Nëse është e rëndësishme të tregohet se cili është efekti i nxehtësisë, atëherë përdorim të ashtuquajturat *ekuacione termokimike*.

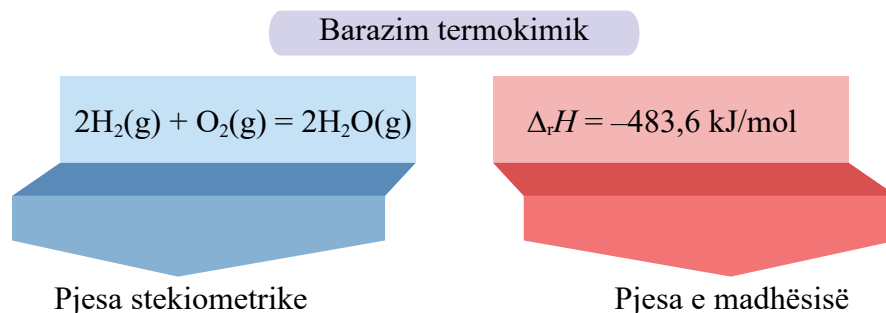


Barazimet termokimike janë të përbërë prej pjesës stekiometrike dhe pjesës së madhësisë. Pjesa e parë e ekuacionit është **pjesa stekiometrike**, në të cilën, në një mënyrë të ngjashme si në ekuacionet stekiometrike, paraqitet ndryshimi në përbërjen kimike të sistemit të reaksionit dhe mund të nxirret përfundimi rreth natyrës kimike të reaktantëve dhe produkteve në reaksion, si dhe rreth raportit të tyre stekiometrik. Në këtë pjesë, gjendjet agregate të pjesëmarrësve në reaksion janë gjithashtu të detyrueshme (s - i ngurtë, l - i lëngshëm, g - i gaztë, aq - tretësirë ujore). Në vazhdim të pjesës stekiometrike të barazimit termokimik, shkruhet **pjesa e madhësisë**, në të cilën jepet madhësia e entalpisë së reaksionit, e cila, në fakt, paraqet efektin termik të reaksionit ashtu siç është shkruar ekuacioni. Nga barazimi i mësipërm, vihet re se pjesa sasiore është $\Delta_r H = -483,6 \text{ kJ/mol}$. Sipas shenjës së entalpisë së reaksionit, konkludohet se ky reaksion është ekzotermik, dhe merret gjithashtu informacion të saktë rreth sasisë së energjisë së shkëmbyer në formën e nxehtësisë.

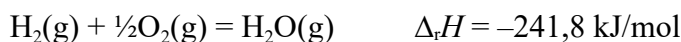
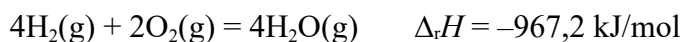


Nocionet:

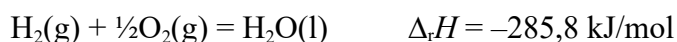
barazim termokimik,
pjesa stekiometrike,
pjesa e madhësisë



Sasia e nxehtësisë së shkëmbyer në këtë dhe në çdo reaksion tjetër varet nga sasi të reaktantëve dhe produkteve. Në mënyrë specifike, sasia e nxehtësisë së çliruar kur fitohet uji nga hidrogjeni dhe oksigjeni është proporcionale me sasinë e ujit të përfituar. Përkatësisht, për të përfituar dy herë më shumë ujë, kërkohet dy herë më shumë reaktantë, por çlirohet dy herë më shumë nxehtësi. Nëse sasia e ujit të fituar është dy herë më e vogël, në reaksion do të çlirohet dy herë më pak nxehtësi.



Gjendjet agregate të pjesëmarrësve në reaksion duhet të përfshihen gjithmonë në barazimet termokimike, sepse sasia e përgjithshme e nxehtësisë që do të shkëmbehet me rrethinën, varet prej tyre. Për shembull, nëse formohet ujë i lëngshëm në vend të avullit të ujit, sasia e nxehtësisë së çliruar do të jetë më e madhe, sepse gjatë kalimit nga gjendja e gaztë në gjendjen e lëngët çlirohet nxehtësi shtesë (e ashtuquajtura nxehtësi e kondensimit ose entalpi e kondensimit).



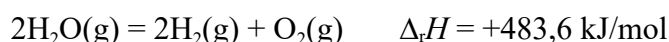
Kalimi nga uji i gaztë në të lëngshëm mund të paraqitet me barazimin e më poshtëm termokimik:



Pra, kur formohet ujë i lëngshëm lirohet më shumë nxehtësi sesa kur formohen avujt e ujit. Prandaj, gjendja agregate e reaktantëve dhe produkteve duhet të shprehet gjithmonë qartë në barazimet termokimike.

Në përputhje me rrethanat, barazimet termokimike mund të shkruhen edhe për proceset fizike, domethënë për proceset në të cilat përbërja kimike e substancave nuk ndryshon.

Procesi i kundërt, zbërthimi i avullit të ujit në hidrogjen dhe oksigjen, është një reaksion endotermik. Sasia e nxehtësisë së nevojshme që të ndodhë ky reaksion, në vlerë absolute, është e barabartë me sasinë e nxehtësisë së liruar gjatë formimit të avullit të ujit.



Në përgjithësi, kur shkruhen dhe interpretohen barazimet termokimike, duhet t'i kushtohet vëmendje rregullave të mëposhtme:

- 1) Raporti i koeficientëve në barazim paraqet raportin e sasive të pjesëmarrësve përkatës në reaksion.
- 2) Koeficientët stekiometrikë mund të jenë edhe numra dhjetorë (thyesa). Kjo rrjedh nga konventa që koeficienti stekiometrik ka vlerën 1 përpara pjesëmarrësit që na intereson.
- 3) Sasia e nxehtësisë së shkëmbyer është proporcionale me sasinë e substancave që pësojnë një ndryshim.
- 4) Ekuacioni termokimik duhet të tregojë shenjat e gjendjes agregate të substancave.
- 5) Procesi i kundërt ka të njëjtën vlerë për $\Delta_r H$ ose ΔH_m , por shenjën e kundërt.

Shembulli 3.7.

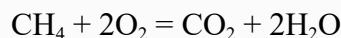
Sipas fjalive të mëposhtme, shënoni barazimet termokimike dhe përfundoni se cili reaksion është ekzotermik ose endotermik:

a) Kur një mol metan digjet në prani të oksigjenit (duke formuar dioksid karboni dhe ujë të lëngshëm), çlirohet nxehtësi vlera absolute e së cilës është 890,3 kJ.

b) Për shkrirjen e një mol akulli, është e nevojshme të jepet nxehtësi vlera absolute e së cilës është 6,01 kJ.

Zgjidhje:

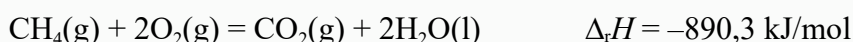
Në shembullin e dhënë thuhet se përfshihet një mol metan, që do të thotë se koeficienti stekiometrik përpara metanit në ekuacion duhet të jetë 1. Meqenëse *çlirohet* nxehtësi, ΔH është sasi negative. Ekuacioni i zakonshëm (stekiometrik) mund të shkruhet si:



Gjatë djegies së një mol metan, arritja e reaksionit ndryshon 1 mol, gjegjësisht $\Delta \zeta = \frac{\Delta n(\text{CH}_4)}{\nu(\text{CH}_4)} = \frac{-1 \text{ mol}}{-1} = 1 \text{ mol}$.

Sipas asaj, $\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \zeta} = \frac{-890,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -890,3 \text{ kJ/mol}$.

Pra, barazimi termokimik do të jetë:



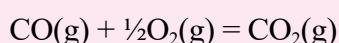
Mund të përfundohet se djegia e metanit është një reaksion kimik ekzotermik.

b) Në këtë rast, po flasim për një proces fizik (shkrirje) për të cilin kërkohet nxehtësi. Prandaj, ΔH është madhësi pozitive dhe reaksioni është endotermik. Barazimi termokimik do të jetë:



Shembulli 3.8.

Çfarë do të thotë barazimi termokimik i mëposhtëm:



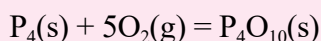
$$\Delta_r H = -283 \text{ kJ/mol}$$

Zgjidhje:

Ky barazim termokimik paraqet reaksionin për përfitimin e dioksidit të karbonit nga monoksidi i karbonit, siç mund të shihet edhe nga pjesa stekiometrike e barazimit. Pjesa e madhësisë tregon se djegia e një moli të monoksidit të karbonit çliron nxehtësi (shenjë negative) prej 283 kJ.

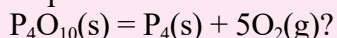
Shembulli 3.9.

Djegia e fosforit mund të paraqitet nga barazimi termokimik i mëposhtëm:

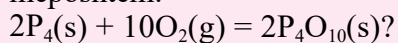


$$\Delta_r H = -2967,3 \text{ kJ/mol}$$

a) Sa është $\Delta_r H$ për reaksionin e paraqitur nga ekuacioni i mëposhtëm:



b) Sa është $\Delta_r H$ për reaksionin e paraqitur nga ekuacioni i mëposhtëm:

**Zgjidhje:**

a) Ky barazim tregon procesin e kundërt të atij që është dhënë në detyrë. Prandaj, rrjedh se sipas vlerës absolute, sasia e nxehtësisë së shkëmbyer në këtë reaksion është e barabartë me sasinë e nxehtësisë së shkëmbyer në reaksion për të fituar oksid fosfori(V), por ka shenjë të kundërt. Pra, $\Delta_r H = +2967,3 \text{ kJ/mol}$.

b) Koeficientët stekiometrikë në këtë barazim janë dy herë më të mëdhenj se ato në barazimin e dhënë në detyrë. Prandaj, vlera për $\Delta_r H$ është gjithashtu dy herë më e madhe, kështu që mund të shkruhet se $\Delta_r H = -5934,6 \text{ kJ/mol}$.

Mendo dhe përgjigju:

- Paraqitni proceset, të cilët janë shënuar më poshtë, me barazime termokimike dhe përfundoni nëse reaksioni është ekzotermik apo endotermik:
 - Kur një mol magnezi digjet në prani të oksigjenit, çlirohet nxehtësi vlera absolute e së cilës është 601 kJ.
 - Për të formuar një mol glukozë në procesin e fotosintezës, duke filluar nga dioksidi i karbonit në gjendje të gaztë dhe uji i lëngshëm, është e nevojshme të jepet nxehtësi vlera absolute e së cilës është 2800 kJ.
 - Për të sublimuar një mol dioksid karboni, është e nevojshme të jepet nxehtësi vlera absolute e së cilës është 25 kJ.
 - Kur amoniaku dhe kloruri i hidrogjenit bashkohen, vërehet tym (kloruri i amonit shpërndahehet në ajër) dhe çlirohet nxehtësi vlera absolute e së cilës është 175,3 kJ.
- Interpretoni barazimet termokimike të mëposhtme:
 - $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{SO}_2(\text{g})$ $\Delta_r H = -296,9 \text{ kJ/mol}$
 - $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$ $\Delta_r H = -91,8 \text{ kJ/mol}$
 - $2\text{NH}_3(\text{g}) = \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ $\Delta_r H = +91,8 \text{ kJ/mol}$
 - $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H_m = +44,0 \text{ kJ/mol}$
- Sipas barazimeve termokimike:

$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta_r H = -890,3 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_m = -44,0 \text{ kJ/mol}$$

Llogaritni $\Delta_r H$ për reaksionin e paraqitur me barazimin e mëposhtëm:

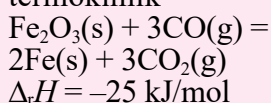
$$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})?$$

LLOGARITJA E EFEKTEVE TERMIKE TË REAKSIONEVE NË BAZË TË BARAZIMIT TË DHËNË TERMOKIMIK

Në mësimet e mëparshme, u diskutuan llogaritjet kimike që përfshijnë efektet termike, si dhe mënyra e shkrimit dhe interpretimit të barazimeve termokimike. Bazuar në këtë njohuri, *konceptet e sasisë së substancës, entalpisë së reaksionit dhe nxehtësisë së shkëmbyer* do të përdoren me qëllim që të mund të llogaritim efektet termike të reaksioneve duke u bazuar në barazimin e caktuar termokimik.

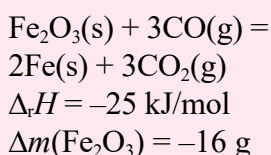
Shembulli 3.10.

Në bazë të barazimit termokimik



llogaritni sasinë e nxehtësisë që do të çlirohet nëse reagojnë 16 g Fe_2O_3 dhe masa e fituar e hekurit!

Është dhënë:



Kërkohet:

$$\Delta H = ?$$

$$\Delta m(\text{Fe}) = ?$$

Zgjidhje:

Në detyrë është dhënë masa e Fe_2O_3 . Meqenëse masa nuk mund të lidhet drejtpërdrejt me sasinë e nxehtësisë së shkëmbyer, së pari duhet të llogaritet sasia e Fe_2O_3 , dhe më pas kjo vlerë duhet të zëvendësohet në shprehjen për ΔH .

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16 = 159,7 \quad M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$\Delta n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{\Delta m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{-16 \text{ g}}{159,7 \text{ g/mol}} = -0,1 \text{ mol}$$

$$\Delta \zeta = \frac{\Delta n(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{-0,1 \text{ mol}}{-1} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \zeta = -25 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 0,1 \text{ mol} = -2,5 \text{ kJ}$$

Për të llogaritur masën e hekurit, veprojmë si më poshtë:

$$\Delta \zeta = \frac{\Delta n(\text{Fe})}{\nu(\text{Fe})}$$

$$\Delta n(\text{Fe}) = \nu(\text{Fe}) \cdot \Delta \zeta = 2 \cdot 0,1 \text{ mol} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\Delta m(\text{Fe}) = \Delta n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,2 \text{ mol} \cdot 55,85 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 11,17 \text{ g}$$

Shembulli 3.11.

Magnezi digjet në prani të oksigjenit sipas ekuacionit $\text{Mg}(\text{s}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) = \text{MgO}(\text{s})$. Kur digjen 9 g magnez, në rrethin çlirohen 222,6 kJ nxehtësi. Llogaritni entalpinë e reaksionit!

Është dhënë:

$$\Delta m(\text{Mg}) = -9 \text{ g}$$

$$\Delta H = -222,6 \text{ kJ}$$

Kërkohet:

$$\Delta_r H = ?$$

Zgjidhje:

Duke përdorur masën dhe masën molare e magnezit, mund të llogaritet sasia e tij, dhe rrjedhimisht edhe arritja e reaksionit.

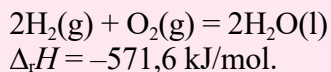
$$\Delta n(\text{Mg}) = \frac{\Delta m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{-9 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}} = -0,37 \text{ mol}$$

$$\Delta \zeta = \frac{\Delta n(\text{Mg})}{\nu(\text{Mg})} = \frac{-0,37 \text{ mol}}{-1} = 0,37 \text{ mol}$$

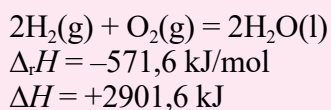
$$\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \zeta} = \frac{-222,6 \text{ kJ}}{0,37 \text{ mol}} = -601,6 \text{ kJ/mol}$$

Shembulli 3.12.

Barazimi termokimik për reaksionin e formimit të ujit është:



Llogaritni vëllimin e hidrogjenit që do të fitohet nëse 2901,6 kJ nxehtësi i jepet sistemit në të cilin zhvillohet reaksioni i shpërbashkimit të ujit!

Është dhënë:**Kërkohet:**

$$\Delta V(\text{H}_2) = ?$$

Zgjidhje:

Në detyrë është dhënë barazimi termokimik për përfitimin e ujit, por sasia e nxehtësisë së shkëmbyer i referohet reaksionit të kundërt - shpërbashkimit të ujit. Prandaj, për këtë reaksion mund të shkruhet barazimi termokimik i mëposhtëm:



Zgjidhja e detyrës fillon me llogaritjen e ndryshimit të shkallës së zhvillimit të reaksionit. Kjo sasi më pas mund të lidhet me sasinë dhe vëllimin e hidrogjenit.

$$\Delta \xi = \frac{\Delta H}{\Delta_r H} = \frac{2901,6 \text{ kJ}}{571,6 \text{ kJ/mol}} = 5,08 \text{ mol}$$

$$\Delta n(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot \Delta \xi = 2 \cdot 5,08 \text{ mol} = 10,16 \text{ mol}$$

$$\Delta V(\text{H}_2) = \Delta n(\text{H}_2) \cdot V_m = 10,16 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 227,6 \text{ dm}^3$$

Mendo dhe përgjigju:

1. Kur 1,34 g zink reagon plotësisht me tretësirën e acidit klorhidrik, lirohet 3,14 kJ nxehtësi. Llogaritni entalpinë e reaksionit për reaksionin e paraqitur nga barazimi $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) = \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$!
2. Gjatë kryerjes së reaksionit të neutralizimit në mes tretësirave të acidit klorhidrik dhe hidroksidit të natriumit, lirohen 11,46 kJ nxehtësi. Llogaritni ndryshimin e arritjes së reaksionit dhe masën e hidroksidit të natriumit që ka reaguar në reaksion! Barazimi termokimik është $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) = \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta_r H = -57,3 \text{ kJ/mol}$.
3. Është dhënë barazimi termokimik $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta_r H = -890 \text{ kJ/mol}$. Llogaritni ndryshimin e arritjes së reaksionit dhe sasinë e nxehtësisë që çlirohet nëse digjen 8 g metan!

Test tematik

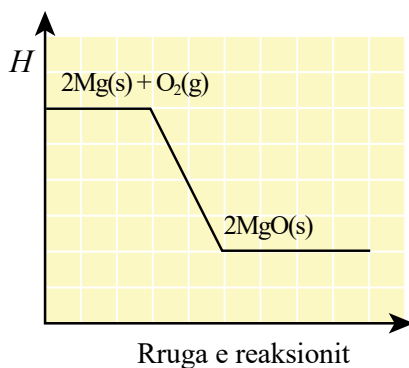
- Në një reaksion endotermik, tregoni nëse:
 - nxehtësia pranohet nga rrethina ndërsa temperatura e ambientit rritet
 - nxehtësia lirohet në rrethinën dhe temperatura e ambientit rritet
 - nxehtësia pranohet nga rrethina dhe temperatura e ambientit ulet
 - nxehtësia lirohet nga rrethina dhe temperatura e ambientit ulet

5 p.
- Për secilin nga proceset e mëposhtme fizike ose kimike, tregoni nëse është ekzotermik apo endotermik.
 - piroliza e karbonatit të magnezit
 - neutralizimi i KOH dhe HCl
 - djegia e alkoolit
 - fotosinteza
 - shkrirja e akullit

15 p.
- Kur tretet kloruri i amonit në ujë, ndodh reaksioni _____ dhe temperatura e përzierjes _____.
 - endotermik; zvogëlohet
 - endotermik; rritet
 - ekzotermik; zvogëlohet
 - ekzotermik; rritet

5 p.
- Temperatura e sistemit para fillimit të reaksionit kimik ishte 25 °C, dhe pas përfundimit rritet në 35 °C. Si do të jetë vlera e entalpisë së reaksionit?
 - $\Delta_r H = 0$
 - $\Delta_r H > 0$
 - $\Delta_r H < 0$
 - nuk ka të dhëna të mjaftueshme për të përcaktuar vlerën

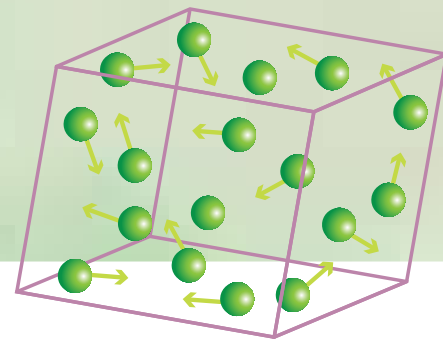
5 p.
- Bazuar në paraqitjen grafike të ndryshimit të entalpisë gjatë reaksionit të bashkimit të magnezit dhe oksigjenit, përcaktoni:
 - nëse reaksioni është endotermik apo ekzotermik
 - nëse nxehtësia rritet në sistem apo zvogëlohet
 - nëse $\Delta_r H$ është pozitive apo negative



15 p.

6. Duke u bazuar në fjalitë e mëposhtme, Shënoni barazimet termokimike të proceseve.
- Që të zhvillohet reaksioni në mes një moli tretësirë të hidrogjenkarbonat natriumit dhe tretësirës së acidit klorhidrik, duhet të jepen 11,8 kJ nxehtësi në sistem.
 - Kur digjet një mol metanol ($\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$), në ambient lirohen 726 kJ nxehtësi.
- 10 p.*
7. Kur 0,05 mol tretësirë e HCl reagon me 0,05 mol tretësirë të NaOH, lirohet 2,9 kJ nxehtësi. Shënoni barazimin termokimik për neutralizimin e 1 mol tretësirë të HCl me tretësirën e NaOH.
- 15 p.*
8. Entalpia e reaksionit për reaksionin e shpërbashkimit të hidrogjenkarbonatit të natriumit (i njohur gjithashtu si sodë buke), gjatë së cilës përfitohet karbonat natriumi, dioksid karboni dhe ujë, është 85,66 kJ/mol.
- Shënoni barazimin termokimik të këtij reaksioni! (5 p.)
 - Paraqitni me diagram skemën e ndryshimit të entalpisë për reaksionin e shpërbashkimit të hidrogjenkarbonatit të natriumit. Shënoni saktë boshtet, $H_{(\text{produktet})}$, $H_{(\text{reaktantët})}$ dhe tregoni nëse $\Delta_r H$ ka vlerë pozitive apo negative! (10 p.)
 - Llogaritni sa nxehtësi nevojitet për të shpërbashkuar 200 g NaHCO_3 ! (5 p.)
 - Njihsoni sa është masa e Na_2CO_3 që fitohet gjatë shpërbashkimit të 200 g NaHCO_3 ! (5 p.)
 - Njihsoni vëllimin e CO_2 që fitohet nga shpërbashkimi i 200 g NaHCO_3 ! (5 p.)

30 p.



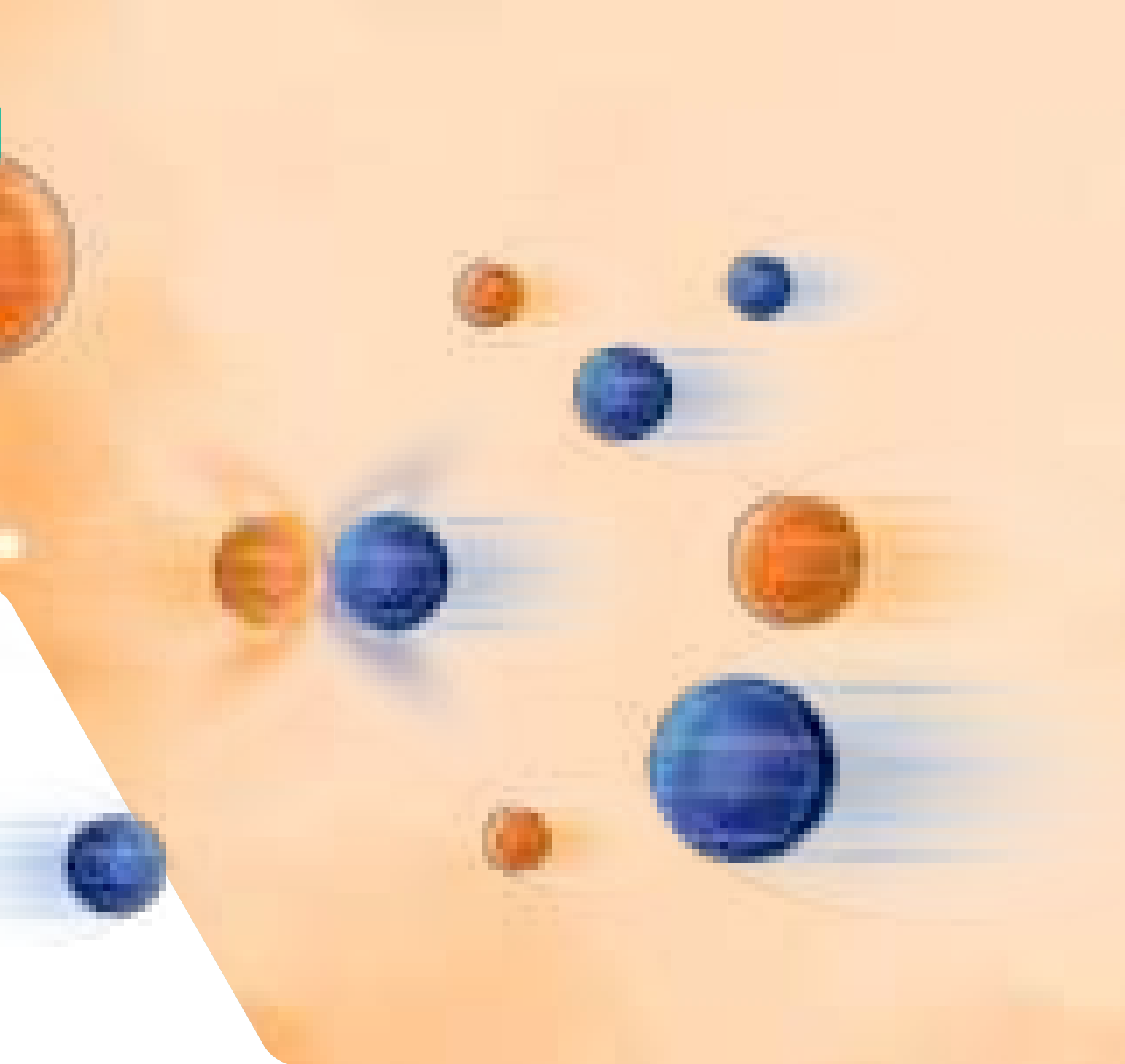
PËRMBLEDHJE

- Energjia e përgjithshme e sistemit përbëhet nga energjia kinetike dhe potenciale e sistemit në tërësi dhe energjia e brendshme
- Energjia kinetike është energjia e lidhur me lëvizjen e një trupi (ose grimce).
- Energjia potenciale është energjia që një trup ka për shkak të pozicionit të tij në hapësirë dhe lidhet me bashkëveprimet (veprimet reciproke) midis trupave që përbëjnë një sistem dhe rrethinit të tyre ose midis grimcave që përbëjnë sistemin.
- Energjia e brendshme është shuma e energjisë kinetike dhe potenciale të të gjitha grimcave në sistem.
- Një sistem është një pjesë e natyrës për të cilën jemi të interesuar. Pjesa tjetër e universit konsiderohet rrethina.
- Sistemet mund të jenë të hapura, të mbyllura dhe të izoluara. Në një sistem të hapur, si substancat ashtu edhe energjia mund të shkëmbehen me rrethinën, në një sistem të mbyllur, vetëm energjia mund të shkëmbehet, dhe në një sistem të izoluar, as substancat dhe as energjia nuk mund të shkëmbehen.
- Nxehtësia nuk është e njëjtë me temperaturën.
- Kur energjia shkëmbehet nga sistemi në rrethinën, energjia e brendshme e sistemit zvogëlohet ($\Delta U < 0$), dhe kur energjia shkëmbehet nga rrethina në sistem, energjia e brendshme e sistemit rritet ($\Delta U > 0$).
- Proceset ekzoenergjetike janë ato në të cilat sistemi çliron energji, dhe proceset endoenergjetike janë ato, ku jepet energji. Nëse energjia është në formën e nxehtësisë, proceset quhen reaksione ekzotermike ose endotermike.
- Entalpia e një sistemi është shuma e energjisë së brendshme dhe produktit të vëllimit të atij sistemi dhe presionit që mbizotëron në të.
- Kalorimetrat janë pajisje që përdoren për të matur efektet termike që ndodhin nën presion konstant.
- Ndryshimi në entalpinë molare, ΔH_m , është madhësi që paraqet raportin në mes ndryshimit të entalpisë së sistemit dhe sasisë së substancës.
- Entalpia e reaksionit, $\Delta_r H$, është një madhësi e shprehur si raporti midis ndryshimit të entalpisë së sistemit dhe ndryshimit të shkallës së zhvillimit të reaksionit.
- Për reaksionet endotermike $\Delta H_m > 0$ d.m.th $\Delta_r H > 0$ dhe për reaksionet ekzotermike $\Delta H_m < 0$ d.m.th. $\Delta_r H < 0$.
- Ndryshimi në entalpinë e reaksionit mund të paraqitet grafikisht me të ashtuquajturin diagram entalpie.
- Barazimet termokimike përbëhen nga pjesa stekiometrike dhe pjesa e madhësisë. Pjesa stekiometrike jep ndryshimin në përbërjen kimike të sistemit të reaksionit, dhe pjesa e madhësisë paraqet efektin e nxehtësisë së reaksionit.

4. KINETIKA E REAKSIONEVE KIMIKE

Pasi ta mësoni këtë temë, do të jeni në gjendje të:

- paraqitni definicionin për shpejtësinë e reaksionit kimik, shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të substancave pjesëmarëse në reaksionin kimik dhe të paraqitni raportin në mes tyre, të zgjidhni detyra mbi llogaritjen e shpejtësisë së reaksioneve kimike dhe shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të substancave pjesëmarrëse në reaksionin kimik dhe të shpjegoni ndikimin e faktorëve në shpejtësinë e reaksioneve kimike;
- shpjegoni teorinë e përplasjes dhe teorinë e kompleksit të aktivizuar dhe të shpjegoni ndikimin e përqendrimit të reaktantëve dhe temperaturës në shpejtësinë e reaksionit kimik nëpërmjet teorive në kinetikën kimike;
- definoni katalizatorët dhe reaksionet katalitike, të shpjegoni mekanizmin e veprimit të katalizatorëve nëpërmjet teorisë së kompleksit aktiv dhe të jepni shembuj të kuptimit dhe zbatimit të katalizatorëve



PËRMBAJTJA:

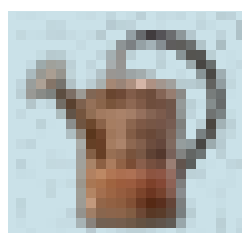
- 4.1 Shpejtësia e reaksioneve kimike
- 4.2 Teoria e përplasjes dhe teoria e kompleksit të aktivizuar
- 4.3 Kataliza

4.1 SHPEJTËSIA E REAKSIONEVE KIMIKE

SHPEJTËSIA E REAKSIONEVE KIMIKE

Nocionet:

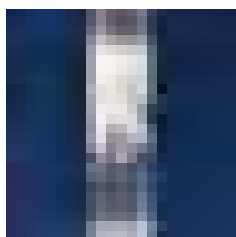
shpejtësia e reaksionit kimik, shpejtësia e shndërrimit (konvertimit), shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të një substance pjesëmarrëse në reaksion, koeficienti i temperaturës



a



b



c



d

Gjërat në natyrë ndodhin me shpejtësi të ndryshme. Për shembull, kafshët lëvizin me shpejtësi të ndryshme - kërmilli lëviz shumë ngadalë, ndërsa gepardi mund të arrijë shpejtësi jashtëzakonisht të lartë. Zemra rreh me shpejtësi të ndryshme tek njerëz të ndryshëm, dhe te i njëjti person zemra mund të rrahë më shpejt gjatë aktivitetit fizik dhe më ngadalë kur është në qetësi. Bimët rriten me shpejtësi të ndryshme, shpejtësia e lëvizjes e një këmbësori dhe një çiklisti është e ndryshme, trupa të ndryshëm qiellorë lëvizin me shpejtësi të ndryshme, etj.

Reaksionet kimike ndodhin gjithashtu me shpejtësi të ndryshme. Për shembull, hekuri ka aftësinë të ndryshket nën ndikimin e oksigjenit nga ajri dhe uji. Ky proces është shumë i ngadaltë. Nga ana tjetër, nëse leshi i hekurit futet në flakë, vërehen menjëherë shkëndija, gjë që tregon një reaksion të shpejtë. Reaksionet kimike në trup mund të zgjasin një pjesë të sekondës ose për vite me radhë.

Studimi i shpejtësisë së reaksioneve kimike është me rëndësi të madhe në industri, sepse na lejon të përcaktojmë se sa shpejt krijohen produktet dhe cilat kushte ofrojnë rendimentin më efikas dhe ekonomik. Kjo njohuri është gjithashtu e dobishme në situata ku është e nevojshme të ngadalësohen reaksionet, siç janë reaksionet që çojnë në shkatërrimin e ozonit në stratosferë ose reaksionet në të cilat ndotësit në ajër kombinohen për të formuar tym. Në raste të tjera, është e rëndësishme të dihet se sa kohë do të zgjasë një reaksion i caktuar, siç është veprimi radioaktiv i mbetjeve radioaktive. Dega e kimisë që merret me studimin e shpejtësisë së reaksioneve kimike dhe faktorëve që ndikojnë në shkallën e reaksioneve kimike quhet **kinetikë kimike**.

Çka është shpejtësia e reaksionit kimik?

Në fizikë, shpejtësia përcaktohet si raporti midis distancës së përshkuar dhe kohës që nevojitet për të përshkuar atë distancë. Edhe në kimi, veprohet ngjashëm. Madhësia që tregon se sa është zhvilluar një reaksion është arritja e reaksionit. Prandaj, raporti midis ndryshimit të arritjes së reaksionit dhe kohës për të ndodhë ndryshimi i tillë mund të merret si një masë e shpejtësisë me të cilën zhvillohet një reaksion kimik.

$$J = \frac{\Delta \xi}{\Delta t}$$

Figura 4.1 Disa reaksione kimike janë të ngadalshme (a, b), e disa të shpejta (c, d)

Në fakt, kjo madhësi quhet **shpejtësia e shndërrimit (konvertimit)** dhe matet me mol/s, ose mol·s⁻¹.

Shpejtësia e reaksionit i referohet madhësisë që paraqitet si më poshtë:

$$v = \frac{J}{V} = \frac{\Delta \zeta}{V \cdot \Delta t}$$

ku V paraqet vëllimin e sistemit.

Për shumë reaksione (veçanërisht në fazat e lëngshme dhe të ngurta) vëllimi mund të konsiderohet konstant. Nëse formula për ndryshimin e shpejtësisë së reaksionit $\Delta \zeta = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$ zëvendësohet në formulën për shpejtësinë e reaksionit, kjo formulë mund të shprehet edhe si:

$$v = \frac{\Delta \zeta}{V \cdot \Delta t} = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X) \cdot V \cdot \Delta t} = \frac{\Delta c(X)}{\nu(X) \cdot \Delta t}$$

Shpejtësia e reaksionit është një madhësi që përshkruan reaksionin në tërësi dhe nuk varet nga reaktanti ose produkti në reaksion për të cilin llogaritet. Prandaj, njësia e shpejtësisë së reaksionit është mol/(dm³·s) ose mol·dm⁻³·s⁻¹. Shpejtësia e reaksionit duhet të ketë vlerë pozitive, kështu që sipas konventës, koeficientët stekiometrikë të reaktantëve merren me shenjë negative (përqendrimi i reaktantëve zvogëlohet me kalimin e kohës dhe $\Delta c < 0$) dhe koeficientët stekiometrikë të produkteve merren me shenjë pozitive (përqendrimi i produkteve rritet me kalimin e kohës dhe $\Delta c > 0$).

Në kimi, është shumë më e rëndësishme të dihet se sa shpejt shndërrohen reaktantët në produkte, domethënë, sa shpejt formohen produktet. Arritja e reaksionit nuk mund të matet drejtpërdrejt, kështu që sipas konventës, më shpesh përdoret madhësia **shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të një pjesëmarrësi në reaksionin kimik**, e cila përkufizohet si raporti midis ndryshimit të përqendrimit të një reaktanti të caktuar dhe kohës së nevojshme që të ndodhë një ndryshim i tillë i përqendrimit. Njësia për shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të pjesëmarrësit në reaksionin kimik është mol/(dm³·s) ose mol·dm⁻³·s⁻¹.

Shpejtësia e shndërrimit	$J = \frac{\Delta \zeta}{\Delta t}$
--------------------------	-------------------------------------

Shpejtësia e reaksionit	$v = \frac{\Delta c(X)}{\nu(X) \cdot \Delta t}$
-------------------------	---

Shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të një pjesëmarrësit të dhënë	$v(X) = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t}$
---	---

$$v(X) = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t}$$

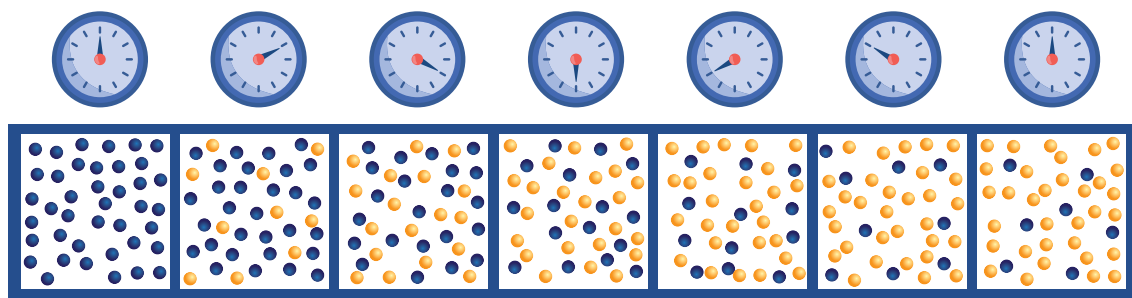


Figura 4.2 Zhvillimi i reaksionit i praqitur me ekuacionin $X \rightarrow Y$. Në fillim janë të pranishme vetëm grimca të reaktantit X (topat e kaltër), me kalimin e kohës fitohen grimca të produktit Y (topat e verdhë).

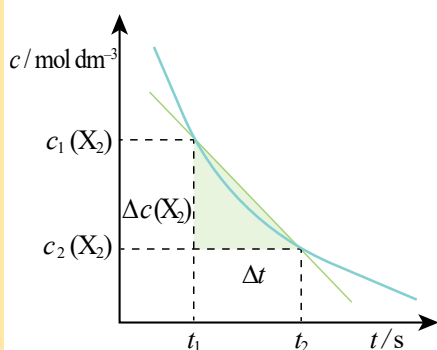


Figura 4.3 Ndryshimi i përqendrimit të reaktantit X gjatë intervalit të caktuar kohor

Sipas marrëveshjes, shenja negative merret kur X është reaktant, sepse përqendrimi i reaktantëve zvogëlohet me kalimin e kohës, kështu që $\Delta c < 0$. Nëse X paraqet produktin, përqendrimi i tij rritet dhe $\Delta c > 0$, kështu që kemi shenjë pozitive. Kjo bëhet në mënyrë që shpejtësia të jetë gjithmonë madhësi pozitive.

Shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të pjesëmarrësve të ndryshëm në reaksion zakonisht nuk është e barabartë. Në fakt, ato do të jenë të barabarta vetëm nëse të gjithë koeficientët stekimetricë janë të barabartë me njëri-tjetrin. Prandaj, kur flasim për shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit, patjetër duhet theksuar se për cilën substancë pjesëmarrëse bëhet fjalë.

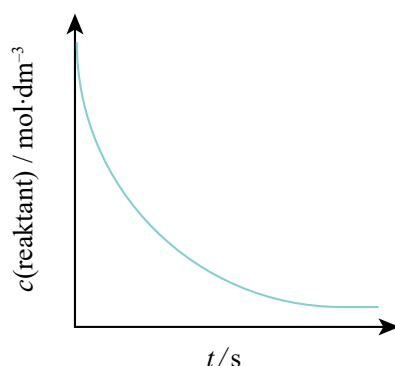


Figura 4.4 Përqendrimi i reaktantëve zvogëlohet me kalimin e kohës.

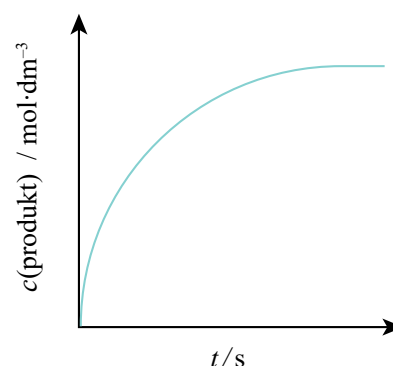


Figura 4.5 Përqendrimi i produkteve rritet me kalimin e kohës.

Nga formulat e mësipërme, mund të vërehet se nëse shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të substancës pjesëmarrëse në një reaksion kimik pjesëtohet me vlerën absolute të koeficientit stekimetric të substancës pjesëmarrëse të dhënë, fitohet formula për shpejtësinë e reaksionit.

$$v = \frac{v(X)}{\nu(X)}$$

Shembulli 4.1.

Reaksioni i përfitimit të dioksidit të azotit nga monoksidi i azotit, i paraqitur me barazimin kimik të mëposhtëm

$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{NO}_2(\text{g})$, është testuar eksperimentalisht dhe janë fituar rezultatet e mëposhtme:

t/s	0	50	100
$c(\text{NO})/\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	0,10	0,08	0,06
$c(\text{O}_2)/\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	0,05	0,04	0,03
$c(\text{NO}_2)/\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	0,00	0,02	0,04

Llogaritni:

a) shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të monoksidit të azotit, oksigjenit dhe dioksidit të azotit nga sekonda e 50-të deri të 100-ta.

b) shpejtësinë e reaksionit nga sekonda e 50-të deri në të 100-tën.

Është dhënë:

$$t_1 = 50 \text{ s}$$

$$t_2 = 100 \text{ s}$$

Kërkohet:

a) $v(\text{NO}) = ?$

$$v(\text{O}_2) = ?$$

$$v(\text{NO}_2) = ?$$

b) $v = ?$

Zgjidhje:

a) Në formulën $v(X) = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t}$ zëvendësohen vlerat e përqendrimit të substancave pjesëmarrëse në reaksion që janë të dhëna në tabelë, ku duhet të kemi parasyshë se NO dhe O₂ janë reaktantë.

$$\Delta t = t_2 - t_1 = 100 \text{ s} - 50 \text{ s} = 50 \text{ s}$$

$$v(\text{NO}) = - \frac{\Delta c(\text{NO})}{\Delta t} = - \frac{(0,06 - 0,08) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = - \frac{-0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = 0,0004 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v(\text{O}_2) = - \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t} = - \frac{(0,03 - 0,04) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = - \frac{-0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v(\text{NO}_2) = + \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{\Delta t} = \frac{(0,04 - 0,02) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = \frac{0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = 0,0004 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

Vërehet se shkallët e ndryshimit të përqendrimit të substancave të ndryshme pjesëmarrëse në reaksion janë të ndryshme. Këto shkallë janë të barabarta për NO dhe NO₂ sepse koeficientët stekiometrikë para këtyre pjesëmarrësve në reaksion janë të barabartë. Shpejtësi e ndryshimit të përqendrimit të oksigjenit është gjysma e asaj të NO ose NO₂.

b) Shpejtësia e një reaksioni në një interval të caktuar kohor mund të llogaritet duke marrë parasysh ndryshimin e përqendrimit të çdo pjesëmarrësi në reaksion. Sido që të jetë, vlera që fitohet do të jetë e njëjtë.

$$v = \frac{\Delta c(\text{NO})}{v(\text{NO}) \cdot \Delta t} = \frac{(0,06 - 0,08) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-2 \cdot 50 \text{ s}} = \frac{-0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-100 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v = \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{v(\text{O}_2) \cdot \Delta t} = \frac{(0,03 - 0,04) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-1 \cdot 50 \text{ s}} = \frac{-0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-50 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v = \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{v(\text{NO}_2) \cdot \Delta t} = \frac{(0,04 - 0,02) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{2 \cdot 50 \text{ s}} = \frac{0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{100 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

Shembulli 4.2.

Shpërbashkimi i peroksidit të hidrogjenit jepet nga barazimi kimik i mëposhtëm:

$2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$.
Në një enë prej 250 mL në fillim kishte 0,680 g H_2O_2 , dhe pas 120 s, mbetën 0,612 g. Llogaritni:

a) shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të peroksidit të hidrogjenit.

b) shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të oksigjenit

Është dhënë:

$$m_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,680 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,612 \text{ g}$$

$$V = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L} = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$t = 120 \text{ s}$$

$$t_0 = 0 \text{ s}$$

Kërkohet:

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

b) $v(\text{O}_2) = ?$

Zgjidhje:

$$\Delta t = t - t_0 = 120 \text{ s} - 0 \text{ s} = 120 \text{ s}$$

$$a) \Delta m(\text{H}_2\text{O}_2) = m(\text{H}_2\text{O}_2) - m_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,612 \text{ g} - 0,680 \text{ g} = -0,068 \text{ g}$$

$$\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{\Delta m(\text{H}_2\text{O}_2)}{M(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{-0,068 \text{ g}}{34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = -0,002 \text{ mol}$$

$$\Delta c(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)}{V} = \frac{-0,002 \text{ mol}}{0,25 \text{ dm}^3} = -0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}_2) = -\frac{\Delta c(\text{H}_2\text{O}_2)}{\Delta t} = -\frac{-0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{120 \text{ s}}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}_2) = 6,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

b) Shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të oksigjenit mund të llogaritet në dy mënyra.

Mënyra e parë – duke llogaritur shpejtësinë e reaksionit:

$$v = \frac{\Delta c(\text{H}_2\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot \Delta t} = \frac{-0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{-2 \cdot 120 \text{ s}} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot v = 1 \cdot 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Mënyra e dytë – duke llogaritur raportin në mes sasive të oksigjenit dhe peroksidit të hidrogjenit:

$$\frac{\Delta n(\text{O}_2)}{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)}$$

$$\Delta n(\text{O}_2) = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot 1}{-2} = \frac{-0,002 \text{ mol} \cdot 1}{-2} = 0,001 \text{ mol}$$

$$\Delta c(\text{O}_2) = \frac{\Delta n(\text{O}_2)}{V} = \frac{0,001 \text{ mol}}{0,25 \text{ dm}^3} = 0,004 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$v(\text{O}_2) = \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t} = \frac{0,004 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{120 \text{ s}} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Prandaj, mund të konkludohet se raporti midis shpejtësisë së ndryshimit të përqendrimit të substancës pjesëmarrëse dhe shpejtësisë së ndryshimit të përqendrimit të pjesëmarrësit tjetër në reaksion është i barabartë me raportin midis koeficientëve të tyre stekiometrikë, të marrë në vlerë absolute.

$$\frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{\frac{\Delta n(\text{O}_2)}{V \cdot \Delta t}}{\frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)}{V \cdot \Delta t}} = \frac{\Delta n(\text{O}_2)}{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{1}{2}$$

$$v(\text{O}_2) = \frac{v(\text{H}_2\text{O}_2)}{2} = \frac{6,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}}{2} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Si mund të matet në mënyrë eksperimentale shpejtësia e reaksionit?

Edhe pse ndryshimi i përqendrimit përdoret shpesh në detyra, ai nuk mund të matet drejtpërdrejt gjatë reaksionit. Në vend të kësaj, madhësi të tjera që lidhen me përqendrimit maten eksperimentalisht, siç janë masa e substancës, vëllimi i gazit, vlera e pH-së, përçueshmëria elektrike, presioni, etj.

Për shembull, nëse një nga produktet e reaksionit kimik është gaz, ai mund të mbledhet duke përdorur një shiringë dhe ndryshimi i vëllimit të matet në intervale të caktuara kohore, dhe më pas ndryshimi i vëllimit të gazit mund të paraqitet grafikisht si një funksion i kohës. Gazi mund të mbledhet edhe nën ujë, duke shtypur ujin nga menzura. Për të aplikuar këtë metodë, gazi duhet të jetë i patretshëm në ujë.

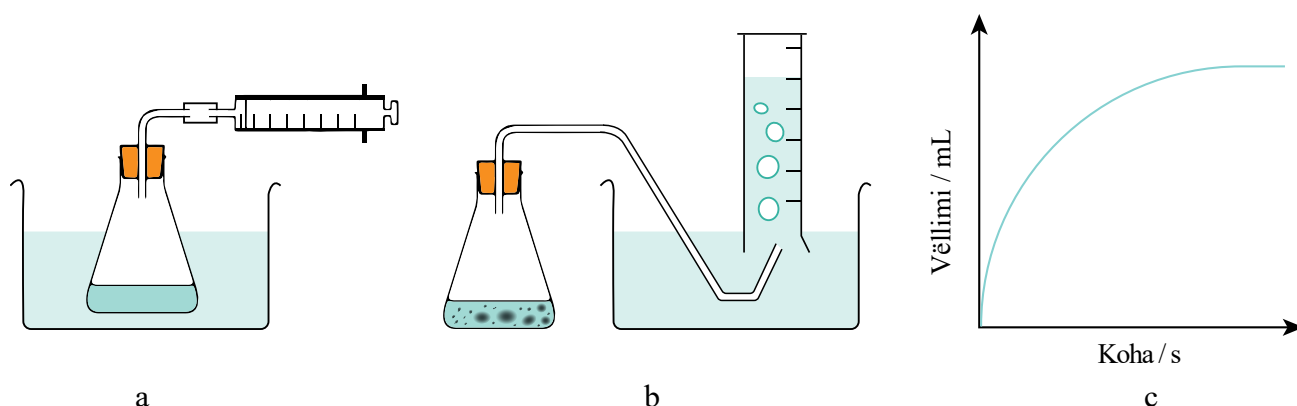
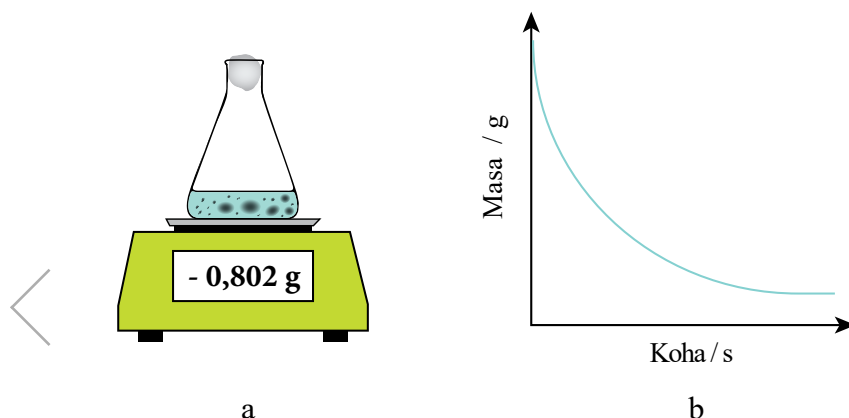


Figura 4.6 Mbledhja dhe matja e vëllimit të gazit (a, b) dhe paraqitja grafike e varësisë së vëllimit të gazit nga koha (c)

Nga grafiku, mund të konkludohet se shpejtësia e reaksionit është më e madhe në fillim. Në fakt, sa më e pjerrët të jetë pjerrësia e lakores, aq më shpejt zhvillohet reaksioni.

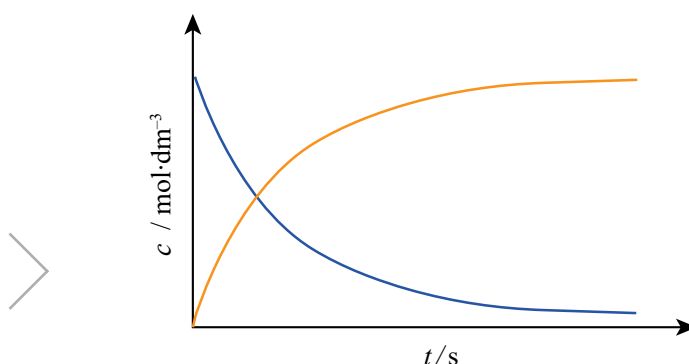
Shpejtësia e reaksionit mund të përcjellet edhe përmes ndryshimit të masës. Nëse merret një produkt i gaztë, atëherë masa e sistemit të reaksionit do të ulet me kalimin e kohës sepse gazi do të lirohet nga sistemi.

Figura 4.7 Matja e ndryshimit të masës së sistemit të reaksionit (a) dhe paraqitja grafike e varësisë së masës së gazit nga koha (b)



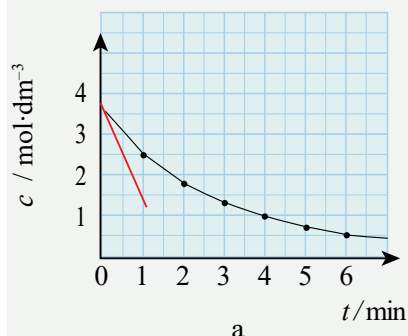
Nëse e paraqesim në mënyrë grafike varësinë e përqendrimit të reaktantëve dhe produkteve nga koha, do të kemi një paraqitje të ngjashme me atë në Figurën 4.8, nga e cila mund të vërehet se përqendrimi i reaktantëve zvogëlohet dhe ai i produkteve rritet me kalimin e kohës.

Figura 4.8 Paraqitja grafike e varësisë së përqendrimit të reaktantëve dhe produkteve nga koha

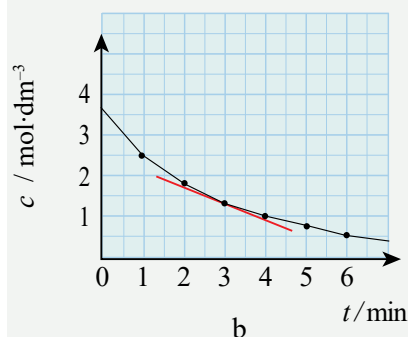


MËSO MË SHUMË

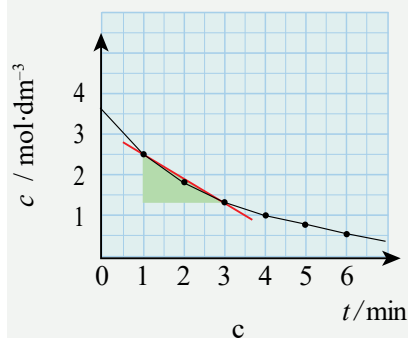
Cili është ndryshimi midis shpejtësisë fillestare, momentale dhe mesatare?



Shpejtësia fillestare e reaksionit kimik është shpejtësia në fillim të reaksionit. Është më e madhe sepse në fillim përqendrimit e reaktantëve janë më të larta. Përdorimi i tangjentës ndaj lakores në një pikë të zgjedhur. Sa më e madhe (në vlerë absolute) të jetë pjerrësia e tangjentës, aq më e madhe është shpejtësia fillestare e reaksionit.



Shpejtësia e momentale e reaksionit kimik është shpejtësia e reaksionit në një moment të caktuar të kohës. Ajo përcaktohet si pjerrësia e tangjentës ndaj lakores në një pikë të zgjedhur. Sa më e madhe (në vlerë absolute) të jetë pjerrësia e tangjentës, aq më e madhe është shpejtësia momentale e reaksionit.



Shpejtësia mesatare e reaksionit kimik përcaktohet gjatë një intervali të caktuar kohor dhe është raporti i ndryshimit të përqendrimit të reaktantëve ose produkteve në raport me kohën gjatë atij intervali. Grafiku tregon pjerrësinë e vijës prerëse që lidh pikat e fillimit dhe të mbarimit të intervalit.



Mendo dhe përgjigju:

- Cilët nga proceset e mëposhtme konsiderohen të shpejta dhe cilët janë të ngadalta?
 - kalbja e frutave
 - djegia e drurit
 - shpërthimi i gazit
 - erozioni kimik i shkëmbinjve
 - dekompozimi i materialeve plastike
 - shndërrimi i diamantit në grafit
- Sa është shpejtësi e ndryshimit të përqendrimit të azotit nëse shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të amoniakut është $0,7 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$? Barazimi i reaksionit është $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$.
- Gjatë oksidimit të amoniakut në prani të oksigjenit, përqendrimi i amoniakut zvogëlohet nga $0,120 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ në $0,084 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ në 300 s. Sa është shpejtësia e reaksionit? Barazimi i reaksionit kimik është $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) = 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.
- Reaksioni i shpërbashkimit të klorurit të kaliumit jepet nga barazimi kimik i mëposhtëm: $2\text{KClO}_3(\text{s}) = 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$. Nëse shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të klorurit të kaliumit është $0,48 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$, llogaritni shpejtësinë e reaksionit, shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të oksigjenit dhe shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të klorurit të kaliumit!
- Shpërbashkimi i dioksidit të azotit jepet me barazimin kimik të mëposhtëm: $2\text{NO}_2(\text{g}) = 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. Në një enë me vëllim prej 200 mL, në fillim kishte 0,150 g NO_2 , dhe pas 40 s mbetën 0,126 g. Llogaritni shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të dioksidit të azotit dhe shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të oksigjenit!
- Biljana dhe Zulejha kryen një reaksion midis karbonatit të kalciumit dhe tretësirës së holluar të acidit klorhidrik në tepriçë, në temperaturë ambienti. Për të marrë informacion në lidhje me shpejtësinë e reaksionit, ata matën masën e sistemit të reaksionit me kalimin e kohës. Pastaj, bazuar në të dhënat e fituara, ata llogaritën shpejtësinë mesatare të formimit të CO_2 si raport të $\Delta m(\text{CO}_2)/\Delta t$ për secilin interval kohor. Ata i paraqitën rezultatet në një tabelë si më poshtë:

t/min	E mbetur $m(\text{sistemit})/\text{g}$	$\Delta m(\text{sistemit})/\text{g}$	$m(\text{CO}_2)/\text{g}$	$\Delta m(\text{CO}_2)/\text{g}$	$\Delta t/\text{min}$	$v(\text{CO}_2)/\text{g} \cdot \text{min}^{-1}$
0	5,00	—	0,00	—	—	—
1	3,98	-1,02	0,45	0,45	1	0,45
2	3,52	-0,46	0,65	0,20	1	0,20
3	3,18		0,80			
4	2,95		0,90			
5	2,82		0,96			
6	2,75		0,99			
7	2,73		1,00			
8	2,73		1,00			

- Shënoni ecurinë e detajuar për kryerjen e këtij eksperimenti! Renditni pajisjet laboratorike dhe substancat e nevojshme!
- Kopjoni tabelën në fletore dhe plotësoni boshllëqet!
- Paraqitni grafikisht varësinë e masës së dioksidit të karbonit nga koha!
- Sa zgjati reaksioni? Shpjegoni përgjigjen tuaj!
- Sa gramë dioksid karboni u përfituan? Shpjegoni përgjigjen tuaj!
- Në cilin interval kohor ishte reaksioni më i shpejtë?

FAKTORËT QË NDIKOJNË NË SHPEJTËSINË E REAKSIONEVE KIMIKE

Reaksionet kimike nuk ndodhin me të njëjtin ritëm. Në mënyrë që të ndodhë një reaksion kimik, grimcat që përbëjnë reaktantët duhet të afrohen me njëra-tjetrën dhe të përplasen në një mënyrë të përshtatshme. Lëvizja e grimcave është më e madhe në substancat e gazta, kështu që reaksionet ndërmjet gazeve pritet të jenë të shpejta. Reaksionet jonike që zhvillohen ndërmjet joneve në tretësirë janë gjithashtu të shpejta.

Shpejtësia e reaksionit varet nga sistemi i reaksionit. Çdo ndryshim në kushtet që ndikon në frekuencën dhe efikasitetin e përplasjeve midis grimcave do të ndikojë gjithashtu në shpejtësinë me të cilën zhvillohet reaksioni. Ka disa faktorë që ndikojnë në shpejtësinë e reaksioneve kimike, ndër të cilët më të rëndësishmit janë:

- natyra e substancave
- madhësia e sipërfaqes së reaktantit në gjendje agregate të ngurtë
- përqendrimi i reaktantëve
- temperatura
- katalizatorët

Ndikimi i natyrës së substancave në shpejtësinë e reaksionit

Një nga faktorët bazë nga i cili varet shpejtësia e reaksionit është vetë natyra e substancave që hyjnë në reaksion. Kështu, hidrogjeni reagon vrullshëm me klorin dhe në të njëjtat kushte reaksioni i tij me azotin është i ngadalshëm. Reaksioni i natriumit me oksigjenin është shumë më i shpejtë se reaksioni ndërmjet hekurit dhe oksigjenit në të njëjtat kushte, reaksionet e metaleve të ndryshme me tretësirën e acidit klorhidrik zhvillohen me shpejtësi të ndryshme etj.

Ndikimi i madhësisë së sipërfaqes së reaktantit në gjendje agregate të ngurtë në shpejtësinë e reaksioneve kimike

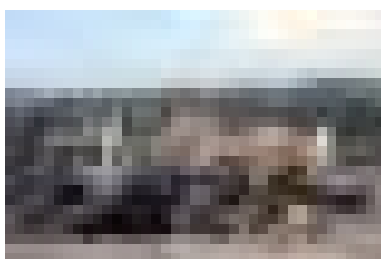


Figura 4.9 Shpërthim i shkaktuar nga pluhuri i qymyrit

Kur reaktantët janë në gjendje agregate të gaztë ose të lëngët, grimcat lëvizin lehtë dhe përplasjet efektive midis tyre ndodhin më shpesh, kështu që reaksionet e tilla janë të shpejta. Megjithatë, nëse njëri prej reaktantëve është në gjendje agregate të ngurtë, shpejtësia e reaksionit do të varet nga sipërfaqja e kontaktit të tij. Sipërfaqja e kontaktit është masë se sa është pjesa e sipërfaqes së lëndës së ngurtë që është në kontakt me reaktantin tjetër. Sa më e imët të jetë substanca, aq më e madhe është sipërfaqja e kontaktit të saj.

Kështu, një copë qymyri digjet ngadalë kur ndizet në ajër. Shpejtësi e djegies mund të rritet nëse qymyri ndahet në copa më të vogla, pasi më shumë sipërfaqe e qymyrit ekspozohet ndaj ajrit. Nëse qymyri pluhurohet dhe dispersohet në ajër dhe më pas ndizet, ai digjet në mënyrë shpërthyes. Ky është shkaku i shpërthimeve në minierat e qymyrit.

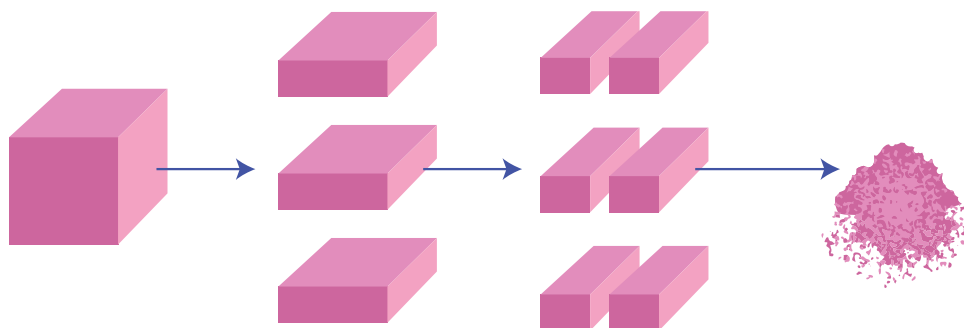


Figura 4.10 Me bluarjen e substancës së ngurtë rritet sipërfaqja e saj.

Rritja e sipërfaqes së kontaktit çon në rritje të shpejtësisë së reaksionit. Kjo mund të demonstronhet nga eksperimenti i mëposhtëm.



EJA TË HULUMTOJMË

Ndikimi i sipërfaqes së reaktantit të ngurtë në shpejtësinë e reaksionit

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: dy gota laboratorike 100 mL, lugë, karbonat kalciumi i ngurtë (gur gëlqeror), tretësirë e holluar e acidit klorhidrik, havan porcelani me shtypës, peshore, menzurë, mantel, syze sigurie, doreza.

Ecuria: Në dy gota, vendosni vëllime të barabarta të tretësirës së holluar të acidit klorhidrik (për shembull, 30 mL). Thërrmoni gurin gëlqeror duke përdorur havanin e porcelanit me shtypësin. Në peshore, peshoni një copë të gurit gëlqeror dhe po aq gurë gëlqeror të pluhurosur. Shtoni copën e gurit gëlqeror në gotën e parë, dhe gurin gëlqeror të pluhurosur në të dytën. Çfarë vini re? Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Nga eksperimenti, mund të konkludohet se një çlirim më intensiv i fluskave vërehet në gotën në të cilën vendoset pluhuri i gurit gëlqeror. Sipërfaqja e kontaktit të gurit gëlqeror është shumë më e madhe në këtë rast, kështu që një pjesë më e madhe e sipërfaqes është në kontakt me acidin. Kjo çon në përplasje më të shpeshta midis grimcave të gurit gëlqeror dhe grimcave të acidit, dhe në këtë mënyrë kemi reaksion më të shpejtë. Nga ana tjetër, në gotën e parë, grimcat e acidit mund të reagojnë vetëm me grimcat e gurit gëlqeror në shtresën sipërfaqësore të copës, ndërsa grimcat brenda copës nuk janë fare në kontakt me grimcat e acidit. Prandaj, në këtë rast reaksioni është më i ngadaltë. Barazimi për këtë reaksion paraqitet sipas:



Ndikimi i përqendrimit të reaktantëve në shpejtësinë e reaksioneve kimike

Djegia e substancave në oksigjen të pastër është shumë më intensive sesa në ajër, sepse në oksigjen të pastër përqendrimi i tij është rreth pesë herë më i lartë se ai në ajër (ka rreth 21% oksigjen në ajër). Për shembull, djegia e qymyrit do të varet jo vetëm nga sipërfaqja e kontaktit të substancës së ngurtë, por edhe nga përqendrimi i substancës së gaztë.

Në një sistem homogjen, shpejtësia e reaksionit varet nga përqendrimi i reaktantëve. Në përgjithësi, ***me rritjen e përqendrimit të reaktantëve, rritet edhe shpejtësia e reaksionit***. Nëse përqendrimi i një ose më shumë reaktantëve rritet, në vëllim të caktuar do të jetë i pranishëm numër më i madh i grimcave, kështu që edhe probabiliteti i përplasjeve midis tyre rritet. Kjo gjithashtu rrit shpejtësinë e reaksionit.

Nëse reaksioni është i pakthyeshëm, shpejtësia e reaksionit ndikohet vetëm nga përqendrimi i reaktantëve, ndërsa në rastin e reaksioneve të kthyeshme, ndikon si përqendrimi i reaktantëve ashtu edhe ai i produkteve. Megjithatë, në disa raste është e vështirë të parashikohet varësia e shpejtësisë së reaksionit nga përqendrimi, sepse reaksioni mund të ndodhë në disa faza, dhe vetëm njëra prej tyre përcakton shpejtësinë e reaksionit. Prandaj, ajo duhet të përcaktohet eksperimentalisht.

Për reaksionet që ndodhin midis gazeve, presioni ka të njëjtin efekt, domethënë, rritja e presionit të sistemit shkakton rritje të shpejtësisë së reaksionit.

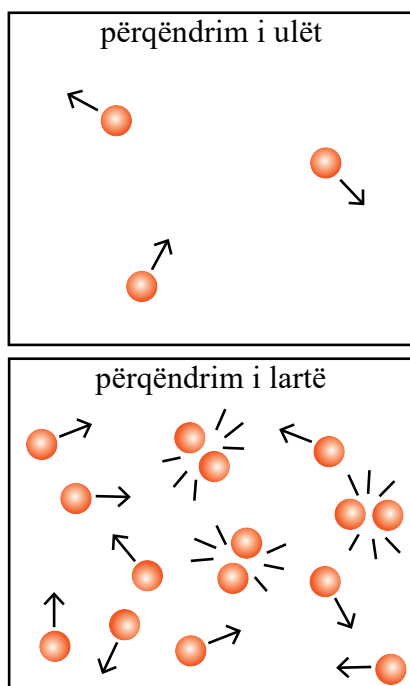


Figura 4.11 Kur përqendrimi i reaktantëve është më i lartë, ka më shumë grimca të pranishme dhe ato janë më afër njëra-tjetrës, kështu që ka më shumë gjasa të përplasen.



EJA TË HULUMTOJMË

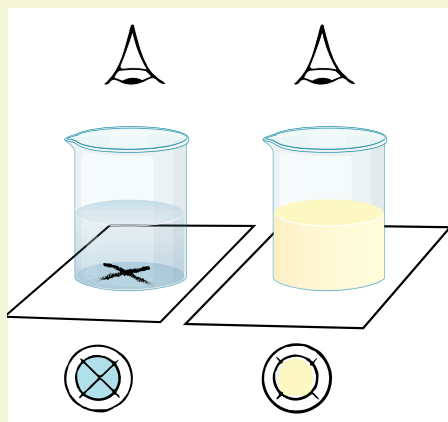
Ndikimi i përqendrimit në shpejtësinë e reaksionit

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: pesë gota prej 100 mL, dy gota prej 50 mL, shiringë, marker, pesë shufra qelqi, kronometër, ujë i distiluar, tretësirë e tiosulfatit të natriumit ($c = 0,15 \text{ mol/L}$), tretësirë e acidit klorhidrik ($c = 2 \text{ mol/L}$), mantel, syze mbrojtëse, doreza.

Ecuria: Në fund të secilës gotë, në pjesën e jashtme, me marker, shënoni shenjë "X" dhe më pas shënoni gotat nga 1-5. Vendosni fletë të bardhë letre nën gota. Duke përdorur dy gota të veçanta, shtoni tretësirën e tiosulfatit të natriumit dhe ujin e distiluar në gota si më poshtë:

Gota	1	2	3	4	5
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$	10 mL	20 mL	30 mL	40 mL	50 mL
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	40 mL	30 mL	20 mL	10 mL	0 mL

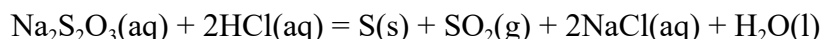
Llogaritni përqendrimin e tiosulfatit të natriumit në secilën prej gotave! Me një shiringë (pa gjilpërë), matni 10 mL të tretësirës së HCl dhe shtojeni atë në gotën e parë! Ndizni kronometrin kur tretësira HCl të jetë shtuar plotësisht. Përzieni 3-4 herë me shufër qelqi! Mos e përzieni më tej tretësirën gjatë reaksionit. Matni kohën derisa shenja "X" të bëhet e padukshme! Bëni vëzhgime duke shikuar nga lart përmes tretësirës në gotë drejt shenjës "X". Përsëritni ecurinë me gotat e mbetura! Pasi të keni përfunduar reaksionin në secilën prej gotave, lani menjëherë pajisjet e përdorura laboratorike!



Paraqitni grafikisht: a) varësinë e kohës (në sekonda) nga përqendrimi i $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dhe b) varësinë e reciprocitetit të kohës nga përqendrimi i $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Masat paraprake: Gjatë këtij reaksioni përfitohet dioksidi i squfurit, prandaj kryeni eksperimentin në hapsirë të ajrosur mirë.

Rezultatet e fituara nga ky eksperiment konfirmojnë pohimin se me rritjen e përqendrimit të reaktantit rritet edhe shpejtësia e reaksionit. Prandaj, koha e matur deri sa e bën të pamundur shikimin e shenjës "X" është më e vogla (koha më e vogël korrespondon me shpejtësinë më të madhe) në gotën në të cilën përqendrimi i $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ është më i lartë. Turbullira është rezultat i çlirimit të squfurit koloidal. Barazimi i reaksionit paraqitet si:



Ndikimi i temperaturës në shpejtësinë e reaksioneve kimike

Temperatura ka ndikim të rëndësishëm në shpejtësinë e reaksioneve kimike që ndodhin në jetën e përditshme. Në temperatura më të larta, ushqimi priset më shpejt, sepse reaksionet kimike që lidhen me shpërbashkimin e përbërësve të tij ndodhin më shpejt. Kjo është arsyeja pse ushqimi ruhet në frigorifer, ku temperatura më e ulët i ngadalëson këto reaksione dhe zgjat freskinë e ushqimeve. Në mënyrë të ngjashme, brumi fryhet më shpejt në kushte të ngrohta, hekuri ndryshket më shpejt në kushte të nxehta dhe me lagështi, etj.

Në përputhje me rrethanat, temperatura është një faktor tjetër që ndikon në shpejtësinë e reaksioneve. Rritja e temperaturës çon në rritjen e energjisë kinetike mesatare të grimcave. Prandaj, grimcat lëvizin më shpejt dhe përplasen me njëra-tjetrën më shpesh. Si rezultat i përplasjeve më të shpeshta, reaksioni kimik ndodh më shpejt, domethënë, shpejtësia e tij rritet. Pra, ***në shumë reaksione kimike, rritja e temperaturës shkakton rritjen e shpejtësisë së reaksionit.***

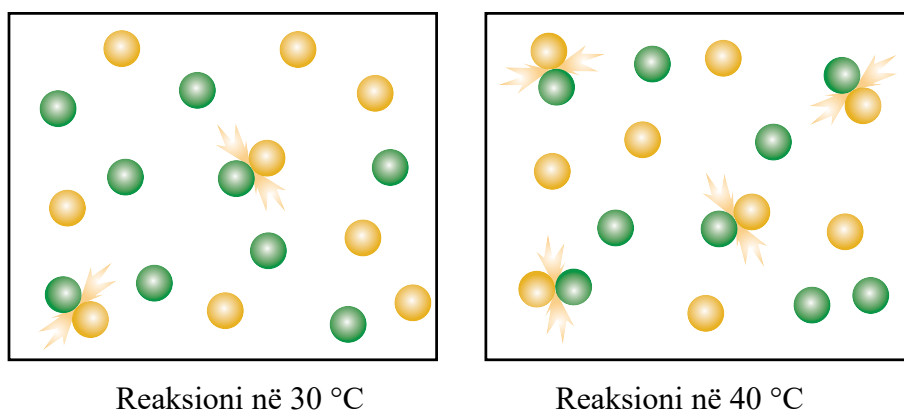


Figura 4.12 Përplasjet midis grimcave janë më të shpeshta në temperatura më të larta.

EJA TË HULUMTOJMË

Ndikimi i temperaturës në shpejtësinë e reaksionit

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: katër gota laboratorike prej 100 mL, menzurë prej 50 mL, shiringë, termometër, marker, katër shufra qelqi, kronometër, rresho, tretësirë e tiosulfatit të natriumit ($c = 0,15 \text{ mol/L}$), tretësirë e acidit klorhidrik ($c = 2 \text{ mol/L}$), mantel, syze mbrojtëse, doreza.



Ecuria: Në fund të secilës gotë, në pjesën e jashtme, Shënoni një "X" me marker dhe më pas shënoni gotat nga 1-4! Vendosni fletë të bardhë nën gota. Duke përdorur menzurën, shtoni 50 mL tretësirë të tiosulfatit të natriumit në gotën e parë! Matni temperaturën e tretësirës. Duke përdorur shiringën (pa gjilpërë), matni 10 mL tretësirë të HCl dhe shtoni atë në gotën e parë! Ndiqni ecurin e përshkruar në eksperimentin në të cilin shqyrtuat ndikimin e përqendrimit në shpejtësinë e këtij reaksioni. Pastaj, ngrohni tretësirat e tiosulfatit të natriumit dhe acidit klorhidrik në banjo ujore në temperaturë prej 10 °C më të lartë se temperatura e matur më parë! Nëse temperatura ishte, për shembull, 25 °C (temperatura e dhomës), tretësirat tani duhet të ngrohen në 35 °C. Kryeni reaksionin në këtë temperaturë, dhe pastaj në temperaturë prej 20 dhe 30 °C më të lartë se temperatura e dhomës! Matni temperaturën e përzierjes menjëherë pas shtimit të tretësirës HCl. Ngrohja mbi 55–60 °C nuk rekomandohet. Paraqitni me grafik: a) varësinë e kohës (në sekonda) nga temperatura dhe b) varësinë e vlerës reciproke së kohës nga temperatura. Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Eksperimenti i reaksionit në mes tiosulfatit të natriumit dhe acidit klorhidrik tregon qartë se me rritjen e temperaturës, koha e nevojshme që shenja "X" të zhduket zvogëlohet, d.m.th. reaksioni zhvillohet më shpejt. Kjo do të thotë që shpejtësia e reaksionit rritet me rritjen e temperaturës.

Për të përshkruar në mënyrë sasiore ndikimin e temperaturës në shpejtësinë e reaksioneve, është futur madhësia **konstanta e shpejtësisë së reaksionit (k)**, madhësi që karakterizon shpejtësinë e reaksionit të caktuar në temperaturë të caktuar. Sa më të lartë të jetë vlera e k , aq më i shpejtë është reaksioni. Meqenëse konstantja e shpejtësisë rritet me rritjen e temperaturës, futet edhe **koeficienti i temperaturës së reaksionit**, i cili shprehet si raporti i shpejtësive për të njëjtin reaksion të përcaktuar në dy temperatura që ndryshojnë për 10 °C (ose 10 K). Koeficienti i temperaturës tregon se sa herë rritet shpejtësia e reaksionit (ose konstantja e shpejtësisë) kur temperatura rritet për 10 °C, me kushte të tjera (përqendrim, presion, katalizator, etj.) të pandryshuara. Zakonisht shënohet me γ (gama).

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T}$$

Në eksperimentin me tiosulfat natriumi dhe acid klorhidrik, shpejtësia e reaksionit nuk matet drejtpërdrejt, por tërthorazi, përmes kohës së nevojshme që shenja "X" të zhduket. Meqenëse në eksperiment përqendrimet e substancave janë të pandryshuara në temperatura të ndryshme, mund të konsiderohet se shpejtësia e reaksionit është në përpjesëtim të zhdrejtë me kohën e matur, d.m.th. $k \sim \frac{1}{t}$.

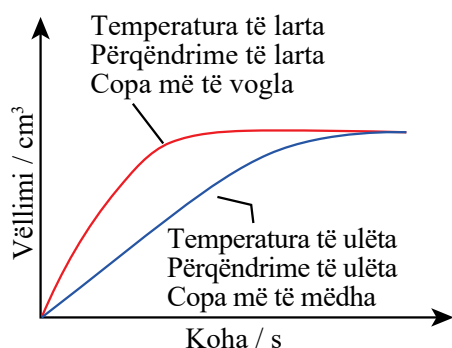


Figura 4.13 Ndryshimi i faktorëve që ndikojnë në shpejtësinë e reaksionit ndryshon edhe formën e lakores.

Nëse reaksioni kryhet në dy temperatura të ndryshme T dhe $T+10$ dhe matet koha t_T dhe t_{T+10} për zhdukjen e shenjës "X", atëherë formula për koeficientin e temperaturës mund të shkruhet:

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T} = \frac{\frac{1}{t_{T+10}}}{\frac{1}{t_T}} = \frac{t_T}{t_{T+10}}$$

Është vërtetuar me eksperiment se për një numër të madh reaksionesh, shpejtësia rritet dy deri në katër herë me rritje të temperaturës prej 10 °C. Nëse koeficienti i temperaturës ka vlerën prej γ , atëherë kur temperatura rritet për 10 °C, shpejtësia e reaksionit bëhet γ fish më e lartë. Për shembull, nëse $\gamma = 2$, kjo do të thotë që për çdo rritje të temperaturës prej 10 °C, shpejtësia e reaksionit dyfishohet; nëse $\gamma = 3$, shpejtësia trefishohet. Kur temperatura rritet me më shumë se 10 °C, rritja e shpejtësisë llogaritet si fuqia e γ , varësisht nga numri i intervaleve prej 10 °C.

Shembulli 4.5.

Për një reaksion të caktuar, përcaktohet se rritja e temperaturës nga 25 deri në 35 °C dyfishon shpejtësinë e reaksionit. Në 30 °C reaksioni përfundon për 10 minuta. Për sa kohë do të përfundojë ky reaksion nëse kryhet në temperaturë prej 60 °C?

Është dhënë:

$$\gamma = 2$$

$$t_{30} = 10 \text{ min} = 600 \text{ s}$$

Kërkohet:

$$t_{60} = ?$$

Zgjidhje:

Koeficienti i temperaturës mund të shkruhet si:

$$\gamma = \frac{t_{30}}{t_{40}} = \frac{t_{40}}{t_{50}} = \frac{t_{50}}{t_{60}}$$

prej ku rrjedh:

$$t_{30} = \gamma t_{40} = \gamma \cdot \gamma t_{50} = \gamma \cdot \gamma \cdot \gamma t_{60} = \gamma^3 \cdot t_{60}$$

Sipas kësaj,

$$t_{60} = \frac{600 \text{ s}}{2^3} = 75 \text{ s} = 1,25 \text{ min.}$$

Ndikimi i katalizatorit në shpejtësinë e reaksioneve kimike

Shumë reaksione kimike mund të përshpejtohen duke shtuar sasi të vogla të substancave të caktuara që nuk marrin pjesë në reaksionin kimik. Këto substanca quhen **katalizatorë**. Pra, shpejtësia e reaksionit kimik varet edhe nga prania e katalizatorëve. Ata lejojnë që reaksioni të zhvillohet më shpejt edhe në temperatura më të ulëta. Roli dhe mënyra e veprimit të tyre do të diskutohen më hollësisht më vonë.



Mendo dhe përgjigju:

- Lidhur me reaksionin në mes tiosulfatit të natriumit dhe acidit klorhidrik të përdorur për të testuar ndikimin e përqendrimit dhe temperaturës në shpejtësinë e reaksionit, hulumtoni dhe përgjigjuni pyetjeve të mëposhtme:
 - Pse pajisjet laboratorike duhet të lahen menjëherë pas përfundimit të reaksionit?
 - Pse është e rëndësishme që i njëjti person të kryejë vëzhgimin në eksperimente të ndryshme?
 - Pse shenja "X" nuk duhet të zhytet?
 - Pse nuk rekomandohet të kryhet reaksioni në temperaturë më të lartë se 60 °C?
 - Cilat janë variablat e varura, të pavarura dhe të kontrollit për secilin prej eksperimenteve?
- Për secilin rast, përcaktoni se kur shpejtësia e reaksionit do të jetë më e lartë!
 - 1 g Zn me 1 mol/L HCl ose 1 g Zn me 1 mol/L CH₃COOH
 - 1 g Zn me 1 mol/L HCl ose 1 g Zn me 2 mol/L HCl
 - 1 g Mg me ujë të ftohtë ose 1 g Mg me ujë të nxehtë
 - 1 g S me oksigjen të pastër ose 1 g S me oksigjen nga ajri
 - 1 g granula Zn me 1 mol/L HCl ose 1 g pluhur Zn me 1 mol/L HCl
- Në cilin rast do të jetë reaksioni midis dy gazeve më i shpejtë?
 - 0,5 g hidrogjen dhe 0,5 g klor në një enë me vëllim 5 dm³
 - 1,0 g hidrogjen dhe 1,0 g klor në një enë me vëllim 5 dm³
 - 2,0 g hidrogjen dhe 2,0 g klor në një enë me vëllim 15 dm³
- Nëse një reaksion përfundon për 24 minuta në 30 °C. Plotësoni këtë tabelë në fletoren tuaj me vlera për kohën e nevojshme që ky reaksion të përfundojë në temperaturat e dhëna (koeficienti i temperaturës është 2).

T / °C	10	20	30	40	50	60
t / min			24			

- Matej kreu një eksperiment për të hulumtuar shpejtësinë e reaksionit në mes gurit gëlqeror dhe tretësirës të acidit klorhidrik duke matur vëllimin e gazit të çliruar gjatë reaksionit. Ai fitoi rezultatet e mëposhtme:

t / min	0,0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0
V(CO ₂) / cm ³	0	15	24	28	31	33	35	35	35	35	35

- Tregoni pajisjet laboratorike që i duhen Matejit!
- Paraqitni grafikisht varësinë e vëllimit të dioksidit të karbonit nga koha!
- Në cilën moment është reaksioni më i shpejtë?
- Sa mililitra dioksid karboni u fituan në sekondën e 45-të?
- Sa kohë u desh për të fituar 30 cm³ dioksid karboni?
- Si do të duket lakorja nëse në eksperiment përdoret acid më i holluar? Vizatoni këtë lakore në të njëjtin sistem koordinativ!
- Si do të duket lakorja nëse në eksperiment përdoret karbonat kalciumi pluhur? Vizatoni edhe këtë lakore në të njëjtin sistem koordinativ!

4.2 TEORIA E PËRPLASJES DHE TEORIA E KOMPLEKSIT TË AKTIVIZUAR

TEORIA E PËRPLASJEVE

Nocionet:

përplasje efektive, përplasje joefektive, kompleks i aktivizuar, energji e aktivizimit

Ndikimi i përqendrimit dhe temperaturës në shpejtësinë e reaksioneve kimike mund të shpjegohet me teoritë e kinetikës kimike: *teoria e përplasjes* dhe *teoria e kompleksit të aktivizuar*. Këto teori gjithashtu ndihmojnë për të kuptuar zhvillimin e reaksioneve në nivel mikroskopik (molekular).

Në nivel mikroskopik, barazimi kimik tregon aktin elementar të transformimit kimik. Gjatë aktit elementar të transformimit kimik, ndodh rigrupimin e atomeve dhe elektroneve që marrin pjesë në lidhjen kimike. Ky rigrupim përfshin shkëputjen e një (ose më tepër) lidhjeve ekzistuese dhe formimin e një (ose më tepër) lidhjeve të reja. Që kjo të jetë e mundur, grimcat e reaktantëve duhet të jenë afër njëra-tjetrës. Në atë rast, është e mundur përplasja midis tyre.

Në përgjithësi, reaksionet kimike ndodhin si rezultat i **përplasjeve** midis grimcave, kështu që dikush do të priste që shpejtësia e reaksionit të jetë në përpjestim të drejtë me numrin e përplasjeve për sekondë. **Numër më i madh i grimcave të reaktantëve në vëllim të caktuar, gjegjësisht përqendrim më i lartë i reaktantëve, do të thotë numër më i madh përplasjesh dhe reaksion më të shpejtë.**

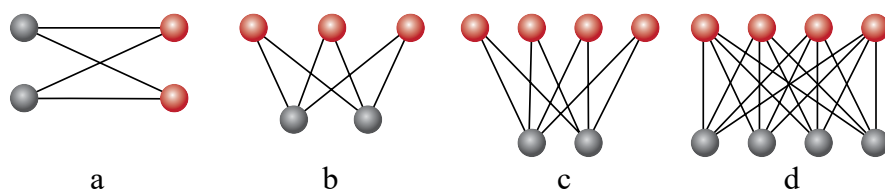


Figura 4.14 Probabiliteti i përplasjeve midis grimcave të dy substancave X dhe Y rritet me rritjen e numrit të grimcave në sistem: katër përplasje midis dy grimcave X dhe dy Y (a), gjashtë përplasje midis tre grimcave X dhe dy Y (b), tetë përplasje midis katër grimcave X dhe dy Y (c) dhe gjashtëmbëdhjetë përplasje midis katër grimcave X dhe katër Y.

Megjithatë, marrëdhënia midis shpejtësisë së reaksionit dhe numrit të përplasjeve nuk është aq e thjeshtë, sepse jo çdo përplasje çon deri në reaksion. **Që një përplasje të jetë efektive, grimcat e reaktantëve duhet të jenë të orientuara saktë drejt njëra-tjetrës dhe të kenë energji të mjaftueshme.** Domethënë, përplasja duhet të ndodhë në "mënyrën e duhur", domethënë, grimcat e reaktantëve duhet të afrohen me njëra-tjetrën në mënyrë që atomet midis të cilave do të formohet lidhje kimike të jenë të orientuara drejt njëri-tjetrit dhe të vijnë në kontakt. Përplasjet në të cilat nuk ndodh asnjë transformim quhen **përplasje joefektive**.

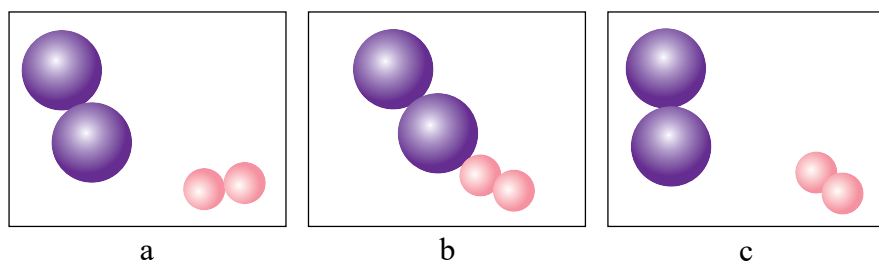


Figura 4.15 Përplasje joefektive: grimcat e reaktantëve afrohen më shumë (a), por nuk janë të orientuara siç duhet dhe përplasja është joefektive (b), kështuqë grimcat e reaktantëve largohen (c) dhe nuk formohen grimca të produkteve.

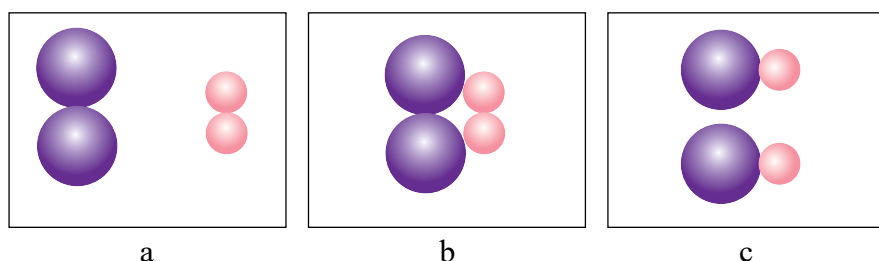
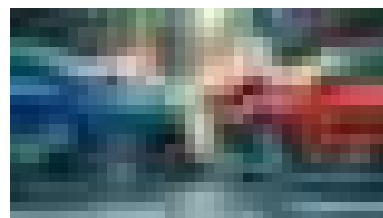


Figura 4.16 Përplasje efektive: grimcat e reaktantëve afrohen (a) me orientimin e saktë që lejon përplasje efektive (b), kështu që grimcat e reaktantëve shndërrohen në grimca të produktit (c).

Çdo grimcë në lëvizje ka energji kinetike, dhe sa më shpejt lëviz, aq më e madhe është ajo energji. Grimcat e çdo substance janë në lëvizje të vazhdueshme dhe kanë vlera të ndryshme për energjinë kinetike. Zakonisht, merret energjia kinetike mesatare e grimcave, e cila lidhet drejtpërdrejt me temperaturën e matur në kelvin. Gjatë përplasjeve, një pjesë e energjisë kinetike të grimcave shndërrohet në energji potenciale dhe, nëse energjitë kinetike fillestare janë mjaft të mëdha, disa lidhje shpëputen dhe formohen lidhje të tjera, që është hapi i parë drejt formimit të produkteve. Nëse energjitë kinetike fillestare janë të vogla, grimcat do të shtynë njëra-tjetrën dhe do të mbeten të pandryshuara. Kjo do të thotë që grimcat duhet të kenë energji minimale të caktuar që të ndodhë përplasje efektive.

Rritja e temperaturës rrit energjinë kinetike mesatare të grimcave, gjë që çon në një numër më të madh të përplasjeve efektive, dhe për këtë arsye edhe shpejtësi më të lartë të reaksionit.

Prandaj, që një përplasje të jetë efektive, duhet të përmbushen dy parakushte themelore: grimcat duhet të kenë energji të mjaftueshme në kohën e përplasjes dhe ato duhet të përplasen me orientimin e duhur. Nëse përmbushet vetëm një nga parakushtet, reaksioni nuk do të ndodhë.



a



b

Figura 4.17 Përplasjet që çojnë në ndryshim (a) dhe përplasjet pa efekt (b)



Mendo dhe përgjigju:

1. Cila nga pohimet e mëposhtme përcakton nëse do të ndodhë një reaksion kimik:
 - i. Orientimi i grimcave të reaktantëve
 - ii. Energjia e grimcave të reaktantëve
 - iii. Vëllimi i enës
 - a) vetëm iii
 - b) i dhe ii
 - c) i dhe iii
 - d) i, ii dhe iii
2. Vlerësoni saktësinë e pohimeve të mëposhtme:
 - a) Me rritjen e përqendrimit të reaktantëve, ka më shumë grimca në të njëjtin vëllim. Prandaj, grimcat përplasen më shpesh. Kur numri i përplasjeve është më i madh, rritet edhe numri i përplasjeve efektive, kështu që shpejtësia e reaksionit rritet.
 - b) Me rritjen e temperaturës, grimcat lëvizin më shpejt. Lëvizja më e shpejtë çon në rritjen e distancës midis grimcave, kështu që numri i përplasjeve zvogëlohet. Kjo rezulton në shpejtësi më të ulët të reaksionit.

TEORIA E KOMPLEKSIT TË AKTIVIZUAR

Sipas njohurive të fundit, mjafton që grimcat e reaktantëve të vijnë shumë afër njëra-tjetrës për të qenë në gjendje të shkëmbejnë elektrone. Në atë moment, fillon shkëputja e lidhjeve ekzistuese dhe formimi i lidhjeve të reja, duke formuar grup atomelesh të quajtur **kompleks i aktivizuar**. Kompleksi i aktivizuar është një lloj i gjendjes kalimtare dhe përmban të gjitha grimcat nga të cilat janë ndërtuar reaktantët dhe të cilat marrin pjesë në aktin elementar të transformimit kimik. Kur distanca midis grimcave zvogëlohet, energjia e sistemit rritet dhe arrin vlerën e saj maksimale në momentin e formimit të kompleksit të aktivizuar. Prandaj, ky grup është i paqëndrueshëm dhe shndërrohet shpejt në grimca të produktit. Kur grimcat e produktit fillojnë të largohen nga njëra-tjetra, energjia zvogëlohet.

Që të formohet një kompleks i aktivizuar, grimcat duhet të kalojnë të ashtuquajturën **barrierë energjetike**. Që kjo të ndodhë, grimcat duhet të kenë energji të mjaftueshme për të qenë në gjendje të kalojnë barrierën. Kjo sasi minimale e energjisë, e nevojshme për të filluar reaksioni kimik, quhet **energji e aktivizimit**. Më konkretisht, energjia e aktivizimit është energjia që duhet t'u shtohet reaktantëve për të rritur arritjen e reaksionit për një mol. Kjo sasi shënohet me E_a dhe matet me njësinë matëse J/mol ose kJ/mol. Madhësia e energjisë së aktivizimit ndryshon ndjeshëm nga një reaksion në tjetrin dhe është një faktor i rëndësishëm në përcaktimin e shpejtësisë së reaksionit. Në përgjithësi, reaksionet e karakterizuara me energji të lartë të aktivizimit zhvillohen më ngadalë, sepse vetëm një numër i vogël grimcash zotërojnë energjinë e nevojshme për të arritur një përplasje efektive.

Pra, që të ndodhë transformimi i grimcave të reaktantëve, ato duhet të kenë energji kinetike të përgjithshme që është e barabartë ose më e madhe se energjia e aktivizimit. Grimcat që përplasen me energji më të ulët nuk do të reagojnë me njëra-tjetrën. Prandaj, vetëm një pjesë e grimcave, ato që lëvizin më shpejt, kanë energji të mjaftueshme për të kaluar barrierën e energjisë. Në temperaturë më të lartë, numri i grimcave që kanë energji të mjaftueshme të lartë është më i madh, kështu që formimi i kompleksit të aktivizuar është më i mundshëm. Si pasojë, shpejtësia e reaksionit është më e lartë në temperaturë më të lartë. Anasjelltas, nëse temperatura e sistemit zvogëlohet, energjia kinetike mesatare e grimcave zvogëlohet, ato përplasen më rrallë dhe me energji më të ulët, kështu që numri i përplasjeve efektive është më i ulët, dhe për këtë arsye edhe shpejtësia e reaksionit është më e ulët.

Në fakt, me rritjen e temperaturës, numri i grimcave që kanë energji të mjaftueshme për të shkaktuar përplasje efektive rritet ndjeshëm (Figura 4.19). Sipërfaqja nën dy lakoret është e njëjtë, sepse paraqet numrin e përgjithshëm të grimcave në mostër. Megjithatë, në temperatura më të larta, një pjesë më e madhe e grimcave kanë energji më të larta kinetike, kështu që shpërndarja zhvendoset në të djathtë. Kjo gjithashtu rrit pjesën e grimcave, energjitë kinetike të cilave janë mjaft të mëdha për të lejuar përplasje efektive.

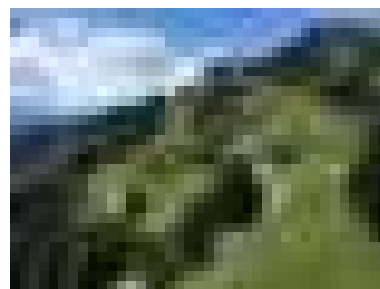


Figura 4.18 Duhet sasi e mjaftueshme e energjisë për të arritur në majë të malit.

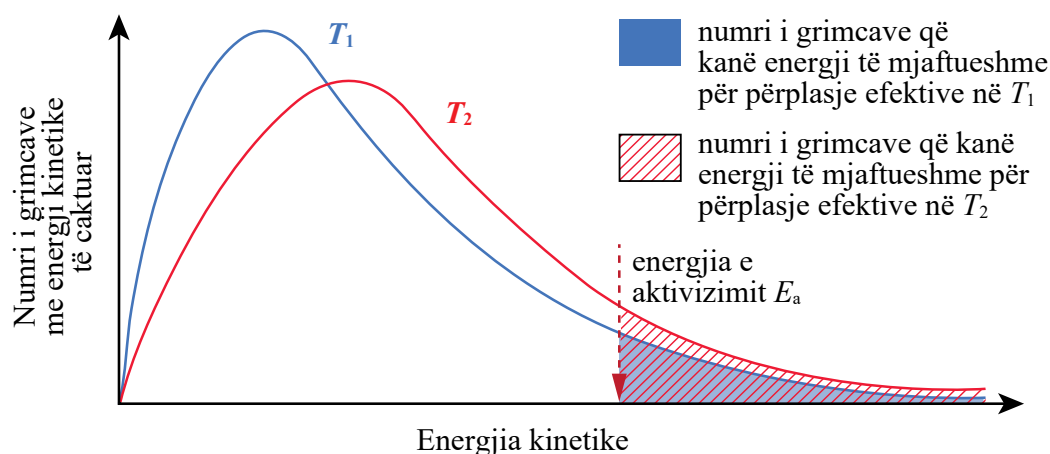


Figura 4.19 Paraqitje grafike e shpërndarjes së energjisë kinetike të grimcave në temperatura më të ulëta (T_1) dhe më të larta (T_2).

Për një reaksion kimik mund të paraqitet në mënyrë grafike të ashtuquajturin **profil i reaksionit**. Profili i reaksionit për reaksionin e paraqitur me barazimin $A_2 + B_2 = 2AB$ është dhënë në Figurën 4.20 a, kur është ekzotermik, dhe në Figurën 4.20 b, kur është endotermik.

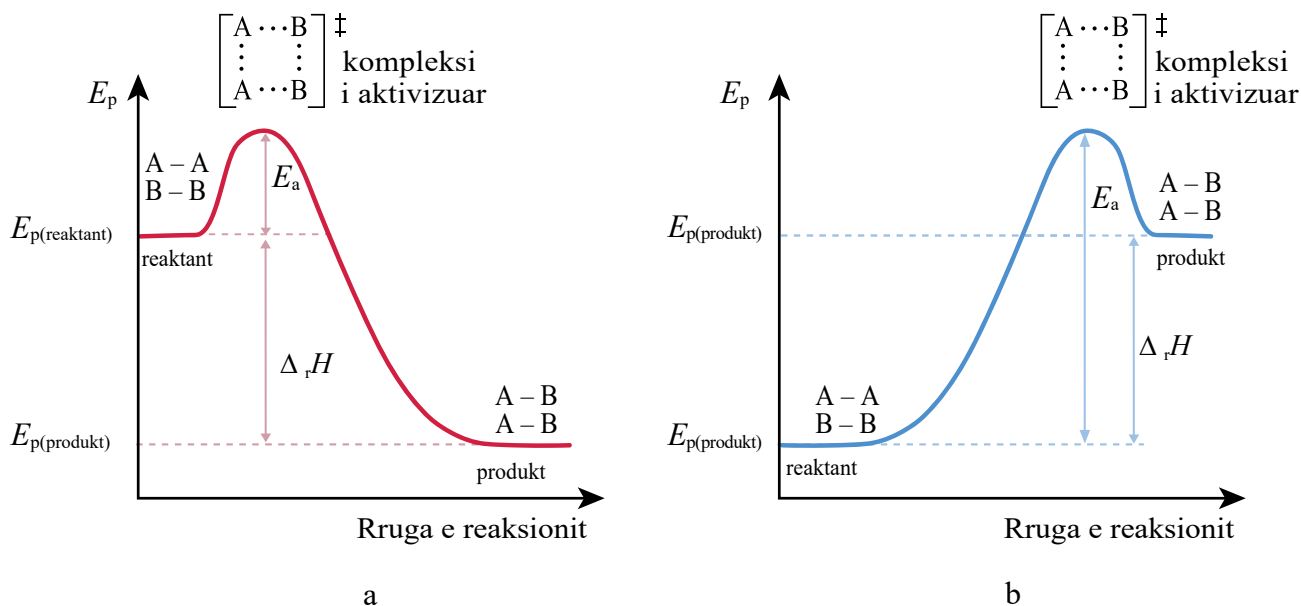


Figura 4.20 Profili i reaksionit kur reaksioni është ekzotermik (a) dhe endotermik (b)

Profili i reaksionit kimik ofron një pamje cilësore të ndryshimeve në energjinë potenciale gjatë shndërrimit të reaktantëve në produkte. Në fillim të reaksionit, afrimi i grimcave të reaktantëve rrit energjinë potenciale (lakorja shkon lartë). Grimcat që kanë orientimin e saktë dhe energji të mjaftueshme arrijnë të kalojnë barrierën energjetike. Lartësia e barrierës energjetike, në fakt, paraqet energjinë e aktivizimit (në lakore, është ndryshimi midis energjive të kompleksit të aktivizuar dhe reaktantëve). Pastaj, këto grimca të reaktantëve formojnë kompleks të aktivizuar (maja e lakores). Në këtë pikë, lidhjet A–A dhe B–B fillojnë të shpëputen dhe në të njëjtën kohë, lidhjet A–B fillojnë të formohen. Grimcat e sapoformuara AB largohen nga njëra-tjetra, gjë që çon në ulje të energjisë potenciale (lakorja shkon poshtë). Nëse grimcat e reaktantëve nuk kanë energji të mjaftueshme ose nuk janë të orientuara saktë, nuk do të formohen lidhje të reja dhe nuk do të formohen produkte. Lakorja në Figurën 4.20 a i referohet reaksionit ekzotermik sepse energjia potenciale e reaktantëve (A_2 dhe B_2) është më e madhe se ajo e produktit (AB). Energji lirohet drejt rrethinës dhe ndryshimi i entalpisë së reaksionit është negativ ($\Delta_r H < 0$). Në Figurën 4.20 b, energjia e produktit (AB) është më e madhe se ajo e reaktantëve (A_2 dhe B_2), kështu që $\Delta_r H > 0$, që do të thotë se ky profil i reaksionit i referohet reaksionit endotermik (sistemi pranon nxehtësi nga rrethina).

Kur shpëputen lidhjet kimike, duhet të jepet energji (proces endotermik), dhe kur formohen lidhjet, lirohet energji (proces ekzotermik).

Teoritë në kinetikën kimike na lejojnë të kuptojmë pse dhe si ndodhin reaksionet kimike me shpejtësi të ndryshme. Sipas këtyre teorive, jo çdo përplasje midis grimcave çon në një reaksion, por vetëm ato përplasje në të cilat grimcat kanë energji të mjaftueshme dhe orientimin e duhur për të kaluar barrierën energjetike të reaksionit. Prandaj, edhe reaksionet që janë termodinamikisht të favorshme (spontane) mund të vazhdojnë shumë ngadalë ose pothuajse të mos vërehen në temperaturën e dhomës, nëse energjia e aktivizimit është e lartë. Për shembull, reaksioni midis karbonit dhe oksigjenit është termodinamikisht i mundshëm dhe ekzotermik, por në temperaturën e dhomës është jashtëzakonisht i ngadaltë, praktikisht i pahetueshëm. Arsyeja për këtë është se ky reaksion ka energji të lartë të aktivizimit. Në temperaturën e dhomës, grimcat e oksigjenit dhe karbonit nuk kanë energji të mjaftueshme për të shkëputur lidhjet dhe për të formuar një kompleks të aktivizuar. Prandaj, megjithëse reaksioni është energjikisht i mundshëm, përplasjet midis grimcave nuk janë energjikisht efikase për të filluar reaksionin. Kur karboni nxehet (për shembull gjatë djegies), sigurohet energjia e nevojshme, kështu që reaksioni me oksigjenin fillon dhe vazhdon me shpejtësi si djegie.

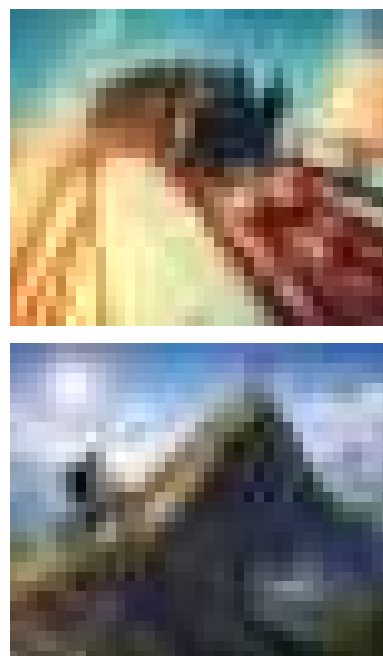


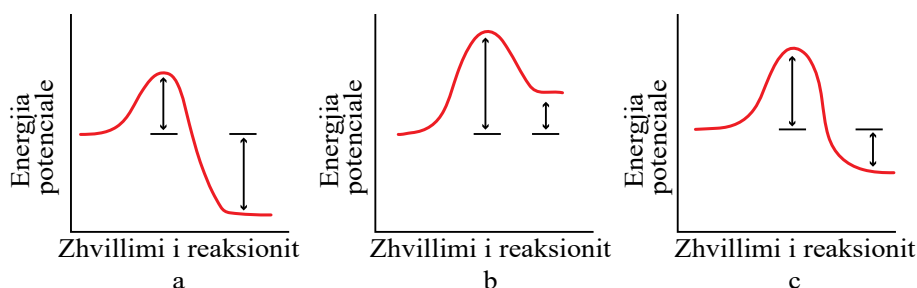
Figura 4.21 Për të kaluar një pengesë të caktuar, kërkohet energji e mjaftueshme.



Mendo dhe përgjigju:

- Vlerësoni saktësinë e pohimeve të mëposhtme:
 - Pas përplasjes efektive, formohet kompleks i aktivizuar.
 - Kompleksi i aktivizuar ka energjinë më të lartë në diagramin eneregjetik të reaksionit.
 - Kur grimcat e reaktantëve përplasen, formohen grimcat e produktit.
 - Energjia e aktivizimit është sasia më e madhe e energjisë që grimcat duhet të posedojnë në mënyrë që të ndodhë përplasja efikase.
- Barazimi termokimik për reaksionin e formimit të ujit është:

$$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta_r H = -571,6 \text{ kJ/mol në } 298,15 \text{ K.}$$
 - Shpjegoni pse nuk ndodh reaksion momental kur hidrogjeni dhe oksigjeni përzihen në temperaturën e dhomës!
 - Vizatoni dhe plotësoni profilin e reaksionit për këtë reaksion!
 - Vizatoni dhe plotësoni profilin e reaksionit për reaksionin e kundërt (shpërbashkimi i ujit në hidrogjen dhe oksigjen)!
- Në një reaksion kimik, grimcat e reaktantëve përplasen me energji më të madhe se energjia e aktivizimit, por nuk formohet kompleks i aktivizuar ose produkt. Cila mund të jetë arsyeja për këtë?
- Shqyrtoni grafikonet e mëposhtme dhe përgjigjuni pyetjeve të vijuese:
 - Renditni reaksionet sipas shpejtësisë së tyre, duke filluar nga më i ngadalti!
 - Për secilin reaksion, tregoni nëse është ekzotermik apo endotermik!



4.3 KATALIZA

KATALIZATORËT DHE REAKSIONET KATALITIKE

Katalizatorët dhe inhibitorët

Nocionet:

katalizator, reaksion katalitik, katalizë, inhibitor, katalizë homogjene, katalizë heterogjene, gjendje kalimtare, gjendje e ndërmjetme (intermediare), produkt i ndërmjetëm (intermedier), reaksion autokatalitik, biokatalizator, reaksion fotokatalitik

Ndonjëherë reaksioni duhet të përshpejtohet që të jetë i dobishëm. Në industri, shpejtësia e reaksionit shpesh përcakton nëse prodhimi i një produkti është ekonomik. Ndonjëherë, përshpejtimi i reaksioneve arrihet duke rritur temperaturën, por kjo mund të jetë e kushtueshme. Prandaj, është e përshtatshme të futen substanca, të quajtura **katalizatorë**, në sistemin e reaksionit që të mund ta përshpejtojnë reaksionin. **Katalizatorët janë substanca që përshpejtojnë një reaksion kimik, dhe njëkohësisht dalin prej reaksionet pa ndryshuar as në aspekt kimik dhe as nga aspekti sasiore.**

Kështu, hekuri përdoret si katalizator në sintezën e amoniakut, oksidi i vanadiumit(V) përdoret në prodhimin e acidit sulfurik, platini ose rodiumi në konvertuesit katalitikë të makinat, nikeli në hidrogjenizimin e vajrave bimorë në prodhimin e margarinës, etj.

Çdo katalizator ka mënyrë të veçantë të veprimi. Megjithatë, katalizatorët kanë disa karakteristika të përbashkëta:

- Pasi reaksioni të përfundojë, katalizatorët mbeten kimikisht dhe me sasi të pandryshuar; ata mund të ndryshohen vetëm fizikisht.
- Katalizatorët mund të përshpejtojnë reaksionet që zhvillohen ngadalë, por nuk mund të përshpejtojnë reaksionet që janë të pamundura.
- Sasi të vogla katalizatorësh mund të katalizojnë reaksione në sasi të mëdha reaktantësh dhe të shkaktojnë ndryshime të mëdha në shpejtësinë e reaksionit.
- Katalizatorët karakterizohen me *specificitet*. Disa katalizatorë mund të katalizojnë një numër të madh reaksionesh me reaktantë të ndryshëm, ndërsa katalizatorë të tjerë katalizojnë vetëm një reaksion të veçantë ose një lloj të caktuar reaksionesh.
- Katalizatorët nuk mund ta ndryshojnë gjendjen e ekuilibrit të reaksioneve të kthyeshme, por lejojnë që kjo gjendje të arrihet më shpejt.
- Katalizatorët nuk shkaktojnë rendiment më të lartë të produkteve, por vetëm prodhimin e tyre më të shpejtë.

EJA TË HULUMTOJMË

Ndikimi i katalizatorit në shpejtësinë e reaksionit

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: dy gota laboratorike prej 100 mL, tretësirë ujore e peroksidit të hidrogjenit (3–6%), oksid mangani(IV), pipetë, lugë, fije druri, ngrohës me gaz ose llambë alkooli, shkrepse, mantel, syze sigurie, doreza.



Ecuria: Në dy gota laboratorike, nëpermjet pipetës, futni rreth 10–15 mL tretësirë të peroksidit të hidrogjenit. Afroni fijen e drurit të skuqur pranë hapjes së gotës së parë. Çfarë vini re? Pastaj, në gotën e dytë, shtoni oksid mangani(IV) me maje të lugës dhe afroni përsëri fijen e drurit të skuqur në të njëjtën mënyrë. Çfarë vini re? Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

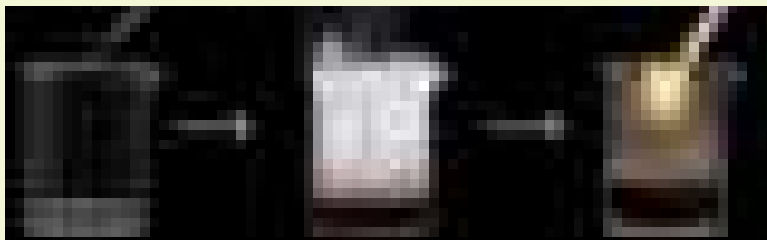


Figura 4.22 Shpërbashkimi katalitik i peroksidit të hidrogjenit

Shpërbashkimi i peroksidit të hidrogjenit është reaksion shumë i ngadaltë, kështu që në rastin e parë nuk vërehet asgjë kur e afrojmë fijen e drurit të skuqur. Në rastin e dytë, oksidi i manganit(IV) është katalizator dhe e përshpejton këtë reaksion, kështu që çlirimi i oksigjenit është më intensiv. Natyra e gazit mund të vërtetohet me intenzitetin e djegjes së fijes së drurit të skuqur. Pasi reaksioni të përfundojë, në fund të gotës laboratorike mbetet substancë e zezë e ngurtë, e cila është oksidi i manganit(IV) dhe mund të përdoret përsëri për të shpërbashkuar sasi të re të peroksidit të hidrogjenit. Barazimi i reaksionit është:



Përveç substancave që përshpejtojnë reaksionin, ekzistojnë edhe substanca të quajtura **inhibitor**, të cilët ngadalësojnë reaksionin kimik, madje në disa raste mund ta ndalojnë atë plotësisht. Ato veprojnë duke ndërhyrë në zhvillimin normal të reaksionit, për shembull duke u lidhur me grimcat e reaktantëve ose duke bllokuar vendet aktive (të ashtuquajturat qendra aktive) të katalizatorëve. Ndryshe nga katalizatorët, të cilët përshpejtojnë reaksionin, inhibitorët kanë efekt të kundërt, domethënë ngadalësojnë reaksionin.

Inhibitorët kanë rëndësi të madhe praktike. Përdoren për të mbrojtur nga korrozioni, për të ngadalësuar prishjen e ushqimit, si dhe në mjekësi, ku shumë barna veprojnë pikërisht si inhibitor të disa proceseve në organizëm.

Në disa raste, inhibitori vepron drejtpërdrejt mbi katalizatorin, në vend që të veprojë mbi reagentët. Kjo njihet si *helmim i katalizatorit*. Një shembull klasik është helmimi i katalizatorëve metalikë (si platini ose nikeli) nga komponimet e squfurit, të cilat lidhen me sipërfaqen e tyre dhe bllokojnë vendet aktive. Ky fenomen është veçanërisht i rëndësishëm në proceset industriale, ku pastërtia e reagentëve është thelbësore për përdorimin efikas dhe afatgjatë të katalizatorëve.

Aktivitet

Gjeni informacione në internet rreth eksperimenteve të njohura si "Pasta e dhembëve për elefantët" dhe "Xhindi në shishe"! Cili është reaksioni që zhvillohet në secilin prej këtyre eksperimenteve dhe cili është katalizatori i përdorur për ta përshpejtuar atë?

Reaksionet katalitike dhe kataliza

Reaksionet që ndodhin në prani të katalizatorëve quhen **reaksione katalitike**, dhe vetë fenomeni quhet **katalizë**. Në varësi të faktit nëse katalizatori dhe reaktantët janë në të njëjtën fazë apo jo, reaksionet katalitike mund të klasifikohen në katalizë heterogjene dhe katalizë homogjene.

Në **katalizën heterogjene**, katalizatori dhe reaktantët janë në faza të ndryshme, domethënë, ata formojnë sistem heterogjen. Më shpesh, katalizatori është në gjendje të ngurtë, dhe reaktantët janë në gjendje të gaztë ose të lëngët ose tretësirë. Kataliza heterogjene është e rëndësishme për sintezën e një numri të madh substancash në industri. Reaksioni i shpërbashkimit të peroksidit të hidrogjenit në prani të oksidit të manganit(IV) përfshihet në katalizën heterogjene.

Në **katalizën homogjene**, katalizatori dhe reaktantët janë në të njëjtën fazë, zakonisht në fazë të gaztë ose në tretësirë. Reaksionet që katalizohen nga një acid ose bazë janë një nga reaksionet më të rëndësishme të katalizës homogjene në tretësirë. Një shembull i katalizës homogjene në fazën e gaztë është reaksioni i oksidimit të dioksidit të squfurit në trioksid squfuri, i cili zhvillohet në mënyrë shumë më efikase në prani të dioksidit të azotit, i cili vepron si katalizator..

Në katalizën homogjene, rritja e përqendrimit të katalizatorit zakonisht çon në një rritje të shpejtësisë së reaksionit, pasi numri i grimcave që marrin pjesë në procesin katalitik rritet. Në **katalizën heterogjene**, ndikimi më të madh në shpejtësinë e reaksionit ka sipërfaqja e kontaktit të katalizatorit, d.m.th. numri i qendrave aktive të disponueshme në sipërfaqen e tij. Kur qendrat aktive të katalizatorit janë të zëna nga grimcat e reaktantëve, rritja e mëtejshme e përqendrimit të reaktantit nuk çon në rritje të shpejtësisë së reaksionit, sepse procesi kufizohet nga sipërfaqja e katalizatorit.

Ekzistojnë gjithashtu **reaksione autokatalitike**, në të cilat njëri nga produktet e reaksionit vepron si katalizator dhe përshpejton të njëjtin reaksion. Prandaj, shpejtësia e reaksionit fillimisht është e ulët, por pasi përfitohet një sasi e konsiderueshme e produktit, ai tani vepron si katalizator dhe rjedhimisht edhe reaksioni përshpejtohet.

Mekanizmi i veprimit të katalizatorëve

Katalizatori e përshpejton reaksionin duke ndryshuar rrugën e reaksionit. Barrierë e energjisë e kësaj rruge alternative është më e ulët, ose me fjalë tjera, energjia e aktivizimit është më e ulët. Kjo do të thotë se, pa e rritur temperaturën, numër më i madh i grimcave reaguese kanë energji të mjaftueshme për të kaluar barrierën e energjisë dhe për t'u shndërruar në produkte. Don të thotë se, katalizatori mundëson numër më të madh përplasjesh në mes grimcave të reaktantëve të jenë efektive, duke rritur kështu shpejtësinë e reaksionit.

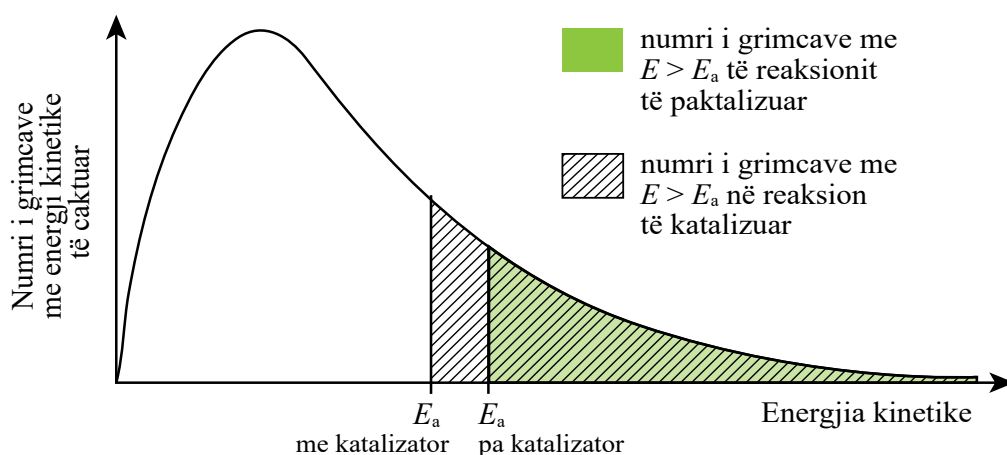
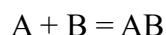
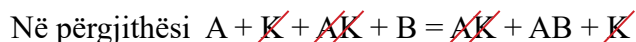


Figura 4.23 Efekti i katalizatorit në rritjen e numrit të grimcave me energji të mjaftueshme për përplasje efektive

Në katalizën homogjene, katalizatori zakonisht bashkëvepron me një nga reaktantët dhe formon një intermedier (hapi 1). Reaktanti që reagon me katalizatorin quhet *substrat*, dhe produkti njihet edhe *si komponim i ndërmjetëm ose intermedier*. Pastaj, intermedieri reagon me reaktantin e dytë dhe formon produktin e reaksionit, ndërsa katalizatori rigjenerohet (hapi 2). Prandaj, katalizatori nuk harxhohet gjatë reaksionit kimik, por lirohet prej tij pa ndryshime kimike dhe ndryshime në sasinë e tij.

Për reaksionin e paraqitur me barazimin $A + B = AB$ që zhvillohet në prani të katalizatorit K, mund të shkruajmë:



Në katalizën heterogjene, reaktantët adsorbohen në sipërfaqen e katalizatorit të ngurtë. Edhe këtu mund të formohen intermedier. Katalizatorët e ngurtë janë më efikasë nëse sipërfaqja e tyre e kontaktit është më e madhe, kështu që ato përdoren në formë pluhuri ose aplikohen në të ashtuquajturat bartëse. Katalizatorët metalik të ngurtë mund të përdoren gjithashtu si rrjet sepse kjo rrit sipërfaqen e tyre duke e mbajtur masën e njëjtë. Sipërfaqja më e madhe e kontaktit të katalizatorit lehtëson kontaktin midis reaktantëve, gjë që rrit shpejtësinë e reaksionit.

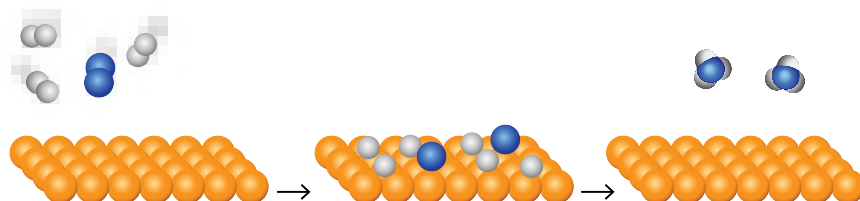


Figura 4.24 Kataliza heterogjene: mekanizmi i veprimit të katalizatorit në sintezën e amoniakut

Figura 4.25 tregon profilin e reaksionit të katalizuar dhe reaksionit të pakatalizuar të paraqitur me barazimin $A + B = AB$. Këtu bëhet fjalë për një reaksion ekzotermik ngase energjia e produkteve është më e ulët se energjia e reaktantëve, d.m.th., $\Delta_r H < 0$.

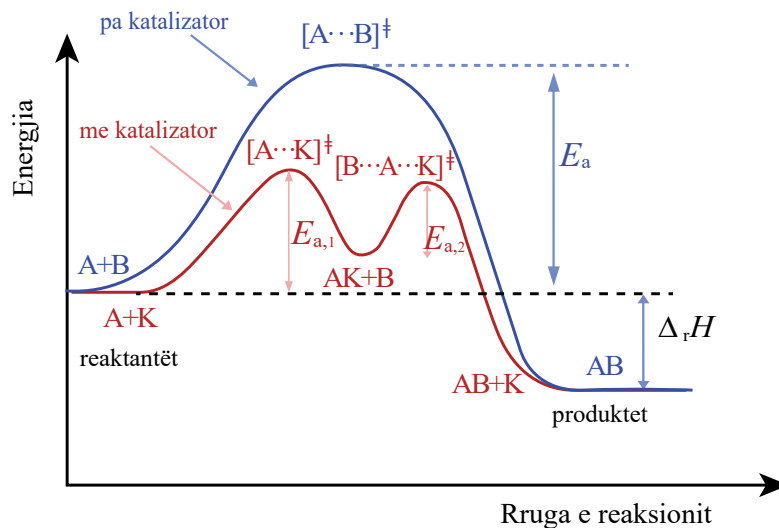


Figura 4.25 Profil i reaksionit të katalizuar dhe Profil i reaksionit të pakatalizuar

Nga paraqitja grafike e ndryshimit të energjisë potenciale gjatë zhvillimit të reaksionit, mund të shihet se reaksioni i katalizuar zhvillohet në dy hapa: së pari, fitohet intermediari, i cili më pas shndërrohet në produkt, dhe katalizatori mbetet kimikisht i pandryshuar.

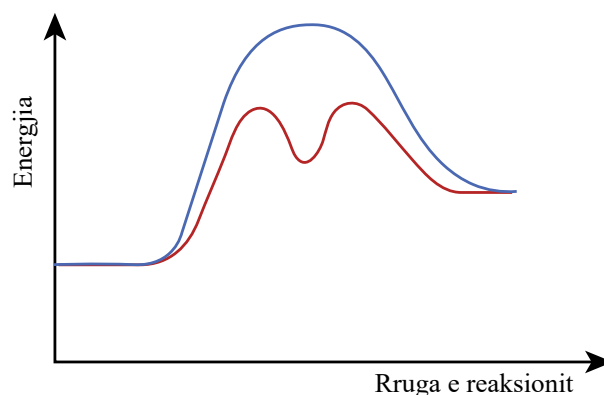
Në nivel mikroskopik, mund të thuhet se katalizatori merr pjesë në dy akte elementare. Në të parin, reaktanti A bashkohet me katalizatorin K, duke formuar kompleks të aktivizuar $[A \cdots K]^\ddagger$ (maksimumi i parë i lakores së reaksionit të katalizuar). Menjëherë pas kësaj, formohet intermediari i parë AK. Në aktin e dytë elementar, grimcat e intermediarit AK bashkëveprojnë me reaktantin B dhe formohet edhe një kompleks të aktivizuar $[B \cdots A \cdots K]^\ddagger$ (maksimumi i dytë i lakores së reaksionit të katalizuar). Në këtë kompleks të aktivizuar, lidhjet midis reaktantit dhe katalizatorit gradualisht dobësohen dhe në një moment shpërbëhen. Elektronet riorganizohen dhe formohen lidhje midis produkteve. Më në fund, formohet produkti përfundimtar AB dhe lirohet katalizatori K. Në këtë mënyrë, katalizatori është gati të reagojë përsëri me reaktantin A në ciklin tjetër.

Kështuqë, **katalizatori ndryshon rrugën e reaksionit duke ulur energjinë e aktivizimit të reaksionit**. Reaksioni i katalizuar vazhdon në dy faza me energji më të ulëta aktivizimi, në vend të një faze me energji të lartë të aktivizimit. Duhet theksuar se energjia e përgjithshme e reaktantëve dhe produkteve nuk varet nga prania e katalizatorit. Gjithashtu, katalizatori nuk e ndryshon rendimentin përfundimtar të produkteve, por vetëm rrit shpejtësinë e reaksionit.



Mendo dhe përgjigju:

- Vlerësoni saktësinë e pohimeve të mëposhtme:
 - Katalizatorët rrisin energjinë e aktivizimit.
 - Katalizatorët dalin nga reaksionet kimikisht dhe fizikisht të pandryshuar.
 - Katalizatorët nuk mund të përshpejtojnë reaksione të pamundura.
 - Katalizatorët mundësojnë rendiment më të lartë të produktit.
 - Katalizatorët karakterizohen me specificitet.
- Shpërbashkimi i tretësirës së peroksidit të hidrogjenit në prani të tretësirës së jodurit të kaliumit është një shembull i katalizës ____ dhe në prani të oksidit të manganit(IV) për katalizën ____ .
 - homogjen, homogjen
 - heterogjen, heterogjen
 - homogjen, heterogjen
 - heterogjen, homogjen
- Nëse një reaksion ka energji të aktivizimit prej 100 kJ/mol. Katalizatori A e zvogëlon energjinë e aktivizimit në 85 kJ/mol, dhe katalizatori B në 60 kJ/mol. Cili katalizator mundëson reaksion më të shpejtë? Shpjegoni!
- Plotësoni diagramin energjetik të reaksionit endotermik të pakatalizuar dhe të katalizuar dhe shënoni: pozicionin e reaktantëve dhe produkteve, pozicionin e komplekseve të aktivizuara të reaksionit të pakatalizuar dhe të katalizuar, energjitë e aktivizimit të reaksionit të pakatalizuar dhe të katalizuar dhe entalpinë e reaksionit. Shpjegoni se çfarë paraqet kjo pamje grafike në nivel mikroskopik!



RËNDËSIA DHE ZBATIMI I KATALIZATORËVE

Katalizatorët luajnë një rol jashtëzakonisht të rëndësishëm në kimi dhe në jetën e përditshme, pasi ato mundësojnë që reaksionet kimike të zhvillohen më shpejt dhe më me efikasitet. Reaksionet katalitike përdoren çdo ditë, për shembull në konvertorët katalitikë te automjetet, ku gazrat e dëmshëm shndërrohen në gazra më pak të dëmshëm. Në organizmat e gjallë, enzimët veprojnë si katalizatorë biologjikë dhe lejojnë që të gjitha proceset e rëndësishme për jetën, siç janë tretja dhe frymëmarrja, të zhvillohen në temperaturën e trupit. Katalizatorët kanë gjithashtu një rëndësi të madhe në industri, ku përdoren në prodhimin e amoniakut, acidit sulfurik, karburanteve, plastikës dhe shumë produkteve të tjera, duke kursyer kështu energji dhe duke rritur efikasitetin ekonomik dhe mjedisor të proceseve.

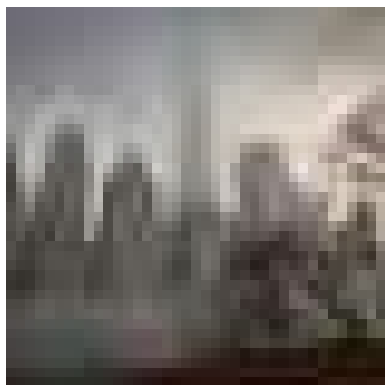


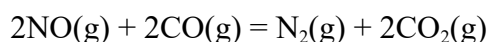
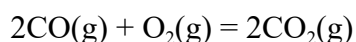
Figura 4.26 Mjegulla është për shkak të ndotjes së shkaktuar nga emetimet e gazrave të dëmshëm nga sistemet e shkarkimit pa konvertorë katalitikë.

Katalizatorët në industri

Në temperatura të larta në motorët e automjeteve, azoti dhe oksigjeni reagojnë me njëri-tjetrin për të formuar monoksid azoti, i cili lirohet në atmosferë dhe kombinohet me oksigjenin nga ajri, duke formuar dioksid azoti. Përveç kësaj, monoksidi i karbonit formohet gjatë djegies së paplotë, për më shumë është i pranishëm edhe karburant i padjegur që përmban komponime organike të paqëndrueshme.

Të gjitha këto substanca janë toksike dhe janë njëri nga burimet kryesore të ndotjes së ajrit. Prandaj, rregulloret evropiane kërkojnë përdorimin e **konvertuesve katalitikë të makinat**. Në konvertuesit katalitikë të makinave, ndodhin reaksione kimike që shndërrojnë gazrat e dëmshëm në substanca më pak të dëmshme.

Ato përmbajnë katalizatorë, më shpesh platin, paladium dhe rodium, të aplikuar në një sipërfaqe të madhe kontakti. Këta katalizatorë lejojnë që reaksionet, të tilla si oksidimi i monoksidit të karbonit në dioksid karboni dhe zbërthimi i oksideve të azotit në azot, të ndodhin më shpejt dhe në temperatura më të ulëta. Duke vepruar kështu, katalizatorët nuk konsumohen, por vetëm përshpejtojnë zhvillimin e reaksioneve.



Në aspektin ekologjik, konvertorët katalitikë janë me rëndësi të madhe sepse zvogëlojnë ndjeshëm emetimet e gazrave toksikë dhe ndotës, kontribuojnë në cilësi më të mirë të ajrit dhe zvogëlojnë ndikimin negativ të trafikut në shëndetin e njeriut dhe mjedisin.



Figura 4.27 Konvertori katalitik i automobilave

Procesi i Haber-Bosh-it (Haber-Bosch) është një nga proceset më të rëndësishme industriale në kimi dhe përdoret për të prodhuar amoniak nga azoti elementar dhe hidrogjeni. Reaksioni zhvillohet në temperaturë dhe presion të lartë, ku *hekuri me shtesa të oksidit të aluminit* përdoret më shpesh si katalizator. Roli i katalizatorit

është të zvogëlojë energjinë e aktivizimit dhe të lejojë që reaksioni të zhvillohet me shpejtësi mjaft të lartë në kushte industriale.

Falë katalizatorit, procesi bëhet ekonomikisht i qëndrueshëm dhe mundëson prodhimin masiv të amoniakut, i cili është lënda e parë bazë për prodhimin e plehrave artificiale, dhe kështu ka një rëndësi të madhe për bujqësinë dhe ushqyerjen e popullsisë së botës.

Procesi i Ostwald-it (Ostwald) përdoret për prodhimin industrial të acidit nitrik, në të cilin amoniaku oksidohet së pari me oksigjen. Në fazën e parë dhe kyçe të procesit, *platini (shpesh me rodium)* përdoret si katalizator. Katalizatori lejon oksidimin e shpejtë dhe të kontrolluar të amoniakut në okside të azotit, të cilat përpunohen më tej në acid nitrik. Katalizatori luan një rol vendimtar, sepse pa të reaksioni do të vazhdonte shumë ngadalë ose do të çonte në produkte të padëshiruara.

Acidi sulfurik prodhohet industrialisht me anë të të ashtuquajturit **proces i kontaktit**, në të cilin dioksidi i squfurit oksidohet në trioksid squfuri. Në këtë fazë, *oksidi i vanadiumit(V)* përdoret si katalizator. Katalizatori lejon që reaksioni të zhvillohet më shpejt dhe në temperatura më të ulëta, gjë që rrit efikasitetin dhe sigurinë e procesit.

MËSO MË SHUMË



Sinteza e amoniakut fitoi rëndësi të veçantë në fillim të shekullit të 20-të, dhe roli i saj u bë vendimtar gjatë Luftës së Parë Botërore. Amoniaku është lënda e parë bazë për përfitimin e acidit nitrik, dhe nëpërmjet tij për prodhimin e eksplozivëve. Në atë kohë, shumë vende vareshin nga burimet natyrore të nitrateve, të cilat ishin të kufizuara dhe të vështira për t'u aksesuar, veçanërisht në kushte lufte dhe bllokadash. Prandaj, aftësia për të prodhuar amoniak industrialisht prej azotit nga ajri paraqiste avantazh të madh strategjik.

Megjithatë, sinteza e amoniakut nuk ishte e thjeshtë. Lidhjet në molekulat e azotit janë të forta, kështu që azoti vështirë reagon me hidrogjenin. Në shikim të parë, dukej se reaksioni duhet të kryhet në temperaturën më të ulët të mundshme dhe presionin më të lartë të mundshëm. Megjithatë, në temperatura të ulëta reaksioni zhvillohet shumë ngadalë dhe praktikisht nuk është i përshtatshëm për aplikim industrial. Që të ndodhte reaksioni, ishte e nevojshme të përdoren temperatura dhe presione të larta, si dhe një katalizator efikas. Këto kushte ishin një sfidë e madhe teknike dhe inxhinierike, pasi pajisjet duhej t'i përballonin kushtet ekstreme pa u dëmtuar.

Kimisti gjerman Fric Haber (Fritz Haber), duke eksperimentuar me numër të madh të substancave të ndryshme, ai duke shtuar hekur në oksidin e aluminit, vërtetoi se kjo përzierje është katalizator efektiv për këtë reaksion. Për këtë zbulim, Haberi mori Çmimin Nobel në Kimi në vitin 1918. Zbatimi industrial i këtij zbulimi u bë i mundur nga Karl Bosh (Carl Bosch), i cili e përshtati procesin për të punuar në temperatura dhe presione të larta. Kështu, procesi i famshëm Haber-Bosh kryhet në temperaturë prej rreth 450-500 °C dhe presion prej afërsisht 20 MPa, në prani të hekurit si katalizator. Ky reaksion është një nga shembujt më domethënës të zbatimit të katalizës në kiminë industriale dhe është me rëndësi të madhe për prodhimin e plehrave artificiale dhe për ushqyerjen e popullsisë së botës.

Biokatalizatorët

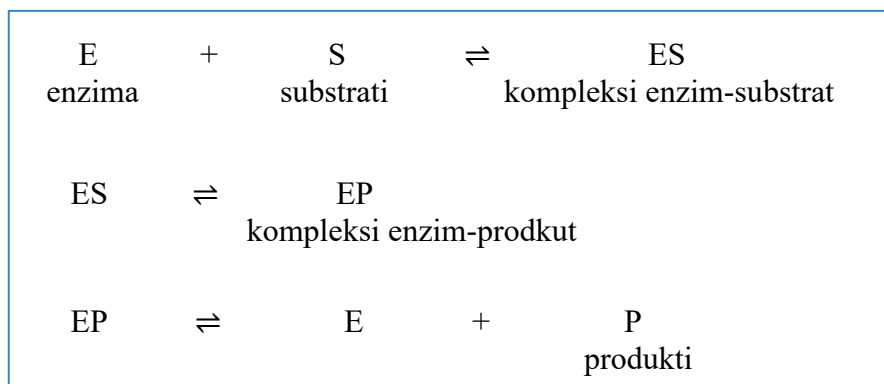
Enzimat (ose fermentet) janë biokatalizatorë, substanca që mundësojnë që reaksionet kimike në organizmat e gjallë të zhvillohen shumë më shpejt dhe në kushte të lehta (temperaturë të matur, presion normal dhe vlerë të matur të pH-së). Si të gjithë katalizatorët, enzimat nuk harxhohen në reaksion dhe nuk ndryshojnë rendimentin përfundimtar të produkteve, por rrisin shpejtësinë e reaksionit duke ulur energjinë e aktivizimit.

Enzimat mund të kenë një efekt të rëndësishëm në reaksionin që ato katalizojnë. Për shembull, energjia e aktivizimit për zbërthimin e tretësirës së peroksidit të hidrogjenit është 76 kJ/mol. Nëse shtohen jone jodure, energjia e aktivizimit reduktohet në 57 kJ/mol, duke e përshpejtuar reaksionin me rreth 2000 herë. Kur ky reaksion zhvillohet në prani të enzimës *katalazë* energjia e aktivizimit është 8 kJ/mol ashtuqë shpejtësia e reaksionit është 10^{15} herë më e lartë.

Zakonisht, kataliza me enzima konsiderohet homogjene sepse si enzima ashtu edhe substrati janë të pranishëm në tretësirën ujore. Megjithatë, enzimat janë makromolekula, grimca me dimensione shumë të mëdha, kështu që kataliza enzimatike ka karakteristika si të katalizës homogjene ashtu edhe të katalizës heterogjene.

Një nga karakteristikat më të rëndësishme të enzimave është specifikiteti i tyre. Çdo enzimë mund të katalizojë vetëm një lloj reaksioni ose të veprojë në një substrat specifik ose substrate që kanë një strukturë të ngjashme. Kjo mund të shpjegohet me ***modelin e çelësit dhe bravës***, sipas të cilit qendra aktive e molekulës së enzimës është strukturalisht e ngjajshme me molekulën e substratit, ngjajshëm si çelësi kur i përshtatet bravës së veçantë. Kur substrati lidhet me enzimën, formohet kompleksi enzimë-substrat, në të cilin reaksioni zhvillohet më lehtë. Pastaj lirohen produktet dhe enzima është gati të veprojë përsëri.

Një reaksion i thjeshtë enzimatik mund të shkruhet:



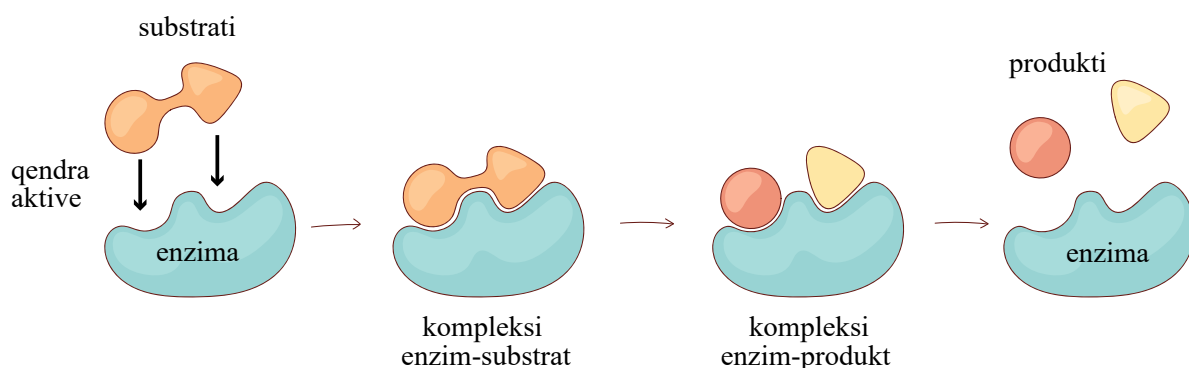


Figura 4.28 Mekanizmi i veprimit të enzimeve

Fillimisht, shpejtësi e reaksionit rritet me rritjen e përqendrimit të substratit, por pasi të gjitha vendet aktive të enzimës janë të zëna, shpejtësi e reaksionit më nuk ndryshon. Prej këtij momenti e tutje, shpejtësia e reaksionit varet nga shpejtësia me të cilën zbërthehet kompleksi i ndërmjetëm ES.

Një shembull i njohur i katalizës enzimatike është shpërbashkimi i peroksidit të hidrogjenit. Kur patatet ose maja e grirë imët shtohen në tretësirë të peroksidit të hidrogjenit, reaksioni përshpejtohet ndjeshëm dhe çlirohet oksigjeni. Arsyeja është prania e enzimës katalazë, e cila gjendet në qelizat bimore dhe shtazore. Përveç patateve dhe majasë, katalaza gjendet edhe në mëlçi, në gjak dhe në shumë mikroorganizma, kështu që ato mund të përdoren edhe si burim i enzimeve.

Enzimat kanë gjithashtu një rëndësi të madhe në industrinë ushqimore. Ato përdoren në prodhimin e jogurtit, kosit dhe djathit, ku enzimat dhe mikroorganizmat mundësojnë fermentimin dhe krijimin e një shijeje dhe teksture karakteristike. Në prodhimin e ushqimit për fëmijë, enzimat përdoren për të shpërbashkuar molekulat komplekse në molekula më të vogla, më të lehta për t'u tretur, duke e bërë ushqimin më të sigurt dhe më të lehtë për t'u tretur. Enzimat përdoren gjithashtu në pjekje, prodhimin e lëngjeve, çokollatën dhe në industrinë farmaceutike dhe bioteknologjike.

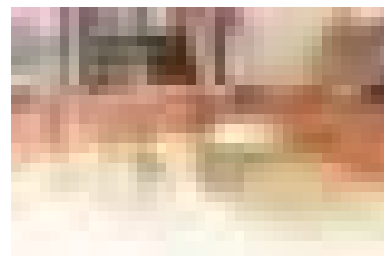


Figura 4.29 Zbatimi i enzimeve në industri

Reaksionet fotokatalitike

Drita mund të luajë një rol të rëndësishëm në disa reaksione kimike, të cilat quhen reaksione fotokimike. Këto janë reaksione që ndodhin nën ndikimin e dritës, më shpesh rrezeve të diellit. Në disa reaksione, drita është e nevojshme që reaksioni të fillojë, dhe në të tjerat ajo e përshpejton atë. Kur drita përshpejton reaksionin me ndihmën e një substance që thith dritën (e ashtuquajtur fotokatalizator), flasim për **reaksione fotokatalitike**. Në reaksione të tilla, drita vepron si një lloj katalizatori sepse lejon që reaksioni të fillojë dhe pastaj të vazhdojë vetë.

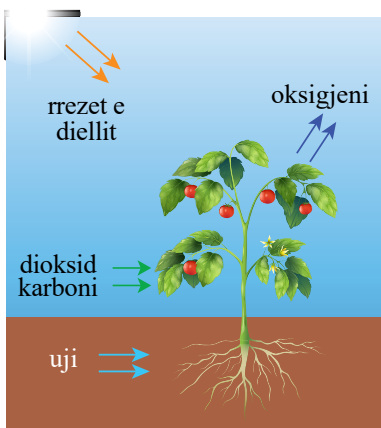


Figura 4.30 Roli i dritës, ujit dhe dioksidit të karbonit në fotosintezë

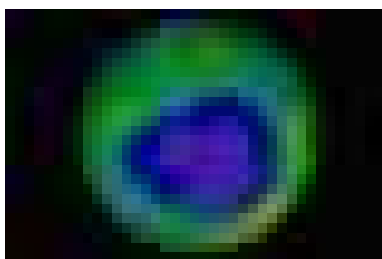


Figura 4.31 Imazh satelitor i vrimës së ozonit mbi Antarktidë

Një shembull tipik është *fotosinteza*, në të cilën klorofili thith dritën dhe lejon që substancat organike të krijohen nga dioksidi i karbonit dhe uji, duke çliruar oksigjenin. Klorofili nuk harxhohet në proces, por merr pjesë vazhdimisht në reaksion, gjë që është karakteristike e katalizatorëve.

Drita gjithashtu luan një rol të rëndësishëm në proceset natyrore në atmosferë, siç janë *reaksionet që lidhen me shtresën e ozonit*, të cilat ndodhin nën ndikimin e rrezatimit diellor. Shkatërrimi i shtresës së ozonit stratosferik është kryesisht i lidhur me veprimin katalitik të komponimeve që përmbajnë klor dhe brom, veçanërisht klorofluorokarbonet (CFC). Ulja e përqendrimit të ozonit lejon që më shumë rrezatim UV i dëmshëm të arrijë në sipërfaqen e Tokës, gjë që ka pasoja serioze për botën e gjallë dhe shëndetin e njeriut.

Përveç kësaj, reaksionet fotokatalitike përdoren edhe në teknologjinë moderne, për shembull *për të zbërthyer ndotësit në ajër dhe ujë*.

Mendo dhe përgjigju:

- Konvertorët katalitikë përdoren në makina për të kthyer gazrat e dëmshëm në gazra më pak të dëmshëm.
 - Shënoni ekuacionet e reaksioneve që shkaktojnë ulje të emetimit të gazrave toksikë dhe ndotës!
 - Pse katalizatorët metalikë (platini, paladiumi dhe rodiumi) shpesh aplikohen si një shtresë e hollë në substrat qeramike?
 - Hulumtoni pse një konvertor katalitik zakonisht nuk funksionon në mënyrë efikase derisa motori i makinës të jetë ngrohur në temperaturën e funksionimit!
 - Diskutoni nëse përdorimi i konvertorëve katalitikë në makina e zgjidh plotësisht problemin e ndotjes së ajrit nga trafiku!
 - Hulumtoni në cilat mënyra tjera mund të kontribuoni në mbrojtjen e mjedisit nga ndotja dhe tregoni rolin e katalizatorëve në këto procese!
- Enzimata në maja marrin pjesë në fermentimin e glukozës. Hulumtoni dhe shpjegoni pse kur temperatura rritet në 45 °C, prodhohet një sasi shumë më e vogël etanoli krahasuar me sasinë e prodhuar në temperaturën e dhomës!
- Jepni shembuj të reaksioneve fotokatalitike dhe shpjegoni rëndësinë e tyre!

Test tematik

1. Monika dhe Mila testuan reaksionin në mes karbonatit të kalciumit (mermerit) dhe acidit klorhidrik. Në cilin rast reaksioni ishte më i shpejti?
- 1 g copa mermeri me 50 mL acid klorhidrik në 20 °C
 - 1 g pluhur mermeri me 50 mL acid klorhidrik në 20 °C
 - 1 g copa mermeri me 50 mL acid klorhidrik në 30 °C
 - 1 g pluhur mermeri me 50 mL acid klorhidrik në 30 °C

5 p.

2. Rrethoni kombinimin e saktë që tregon se çfarë efekti do të kenë ndryshimet e mëposhtme në shpejtësinë e reaksionit kimik:

shtimi i një katalizatori *ulja e temperaturës*

- | | |
|---------------------------|------------------------|
| a) përshpejton reaksionin | përshpejton reaksionin |
| b) përshpejton reaksionin | ngadalëson reaksionin |
| c) ngadalëson reaksionin | përshpejton reaksionin |
| d) ngadalëson reaksionin | ngadalëson reaksionin |

5 p.

3. Rrethoni shkronjën përpara opsionit të saktë që tregon se si katalizatori dhe temperatura ndikojnë në numrin e përplasjeve dhe energjinë e aktivizimit!

shtimi i një katalizatori

rritja e temperaturës

- | | |
|--------------------------------------|-----------------------------------|
| a) më shumë përplasje | më shumë përplasje |
| b) energjia e aktivizimit zvogëlohet | më shumë përplasje |
| c) më shumë përplasje | energjia e aktivizimit rritet |
| d) energjia e aktivizimit rritet | energjia e aktivizimit zvogëlohet |

5 p.

4. Emërtoni dy karakteristika të katalizatorëve!

5 p.

5. Shpjegoni rolin e konvertuesve katalitikë në makina dhe shënoni ekuacionet kimike të reaksioneve që ndodhin!

10 p.

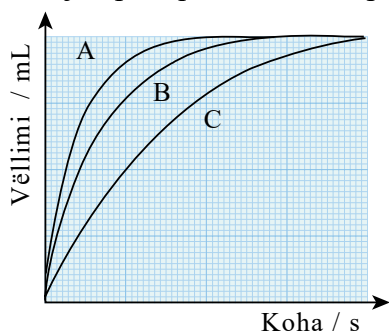
6. Matea kreu një eksperiment në të cilin ajo shqyrtoi reaksionin në mes magnezit dhe acidit sulfurik për të zbuluar se si shpejtësia e reaksionit varet nga temperatura. Ajo e kreu reaksionin në tre temperatura të ndryshme: 30 °C, 40 °C dhe 50 °C.

I. Shënoni ekuacionin kimik të reaksionit! Tregoni gjendjet agregate të të gjithë pjesëmarrësve në reaksion menjëherë pas simboleve/formulave kimike, duke përdorur simbolet e mëposhtme:

s – i ngurtë, l – i lëngshëm, g – i gaztë dhe aq – tretësirë ujore!

II. Cilët faktorë duhet t'i mbajë Matea konstant në mënyrë që rezultatet të jenë të besueshme?

III. Ajo i paraqiti rezultatet e përfutuara grafiksht.



Cila lakore korrespondon me reaksionin e kryer në 50 °C?

- lakorja A
- lakorja B
- lakorja C
- nuk ka të dhëna të mjaftueshme për të përcaktuar

10 p.

7. Paraqitni në mënyrë grafike profilin e reaksionit të paraqitur nga barazimi termokimik i mëposhtëm:
 $S(g) + O_2(g) = SO_2(g)$ $\Delta_r H = -296 \text{ kJ/mol}$ pa dhe me praninë e katalizatorit!
- a) Shënoni pozicionet e reaktantëve dhe produkteve, pozicionin e kompleksit të aktivizuar, energjinë e aktivizimit dhe entalpinë e reaksionit të pakatalizuar!
- b) Shënoni pozicionet e reaktantëve dhe produkteve, pozicionin e kompleksit të aktivizuar, energjinë e aktivizimit dhe entalpinë e reaksionit të katalizuar!
- c) Shpjegoni se çfarë paraqet pamja grafike e një reaksioni të katalizuar në nivel mikroskopik!

30 p.

8. Gjatë shpërbashkimit të monoksidit të azotit, përqendrimi i reaktantit në 1200 sekondat e para ndryshoi nga $0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ në $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Sa do të jetë shpejtësia e reaksionit? Barazimi i reaksionit kimik është $2NO(g) = N_2(g) + O_2(g)$.

10 p.

9. Djegia e propanit paraqitet nëpermjet barazimit kimik të mëposhtëm:
 $C_3H_8(g) + 5O_2(g) = 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$. Nëse shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të dioksidit të karbonit është $0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$, gjeni:
- a) shpejtësinë e reaksionit
- b) shpejtësinë e ndryshimit të përqendrimit të propanit

10 p.

10. Koeficienti i temperaturës së reaksionit të pakthyeshëm është 3. Reaksioni përfundon për 10 minuta në temperaturë prej 50°C . Llogaritni sa kohë do të duhet që i njëjti reaksion të përfundojë në 30°C !

10 p.

PËRMBLEDHJE

- Shpejtësia e reaksionit është një madhësi që përshkruan reaksionin në tërësi dhe nuk varet nga reaktanti ose produkti i reaksionit për të cilin llogaritet. Njësia për shpejtësinë e reaksionit është $\text{mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$ ose $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$.
- Shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të substancave pjesëmarrëse në reaksion kimik përcaktohet si raporti midis ndryshimit të përqendrimit të një pjesëmarrësi të caktuar në reaksion dhe kohës së nevojshme që të ndodhë një ndryshim i tillë i përqendrimit. Njësia është $\text{mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$ ose $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$.
- Ekzistojnë disa faktorë që ndikojnë në shpejtësinë e reaksioneve kimike, më të rëndësishmit prej të cilëve janë: natyra e substancave, madhësia e sipërfaqes së reaktantit në gjendje të ngurtë, përqendrimi i reaktantëve, temperatura dhe katalizatorët.
- Rritja e sipërfaqes së kontaktit çon në rritje të shpejtësisë së reaksionit.
- Rritja e përqendrimit të reaktantëve gjithashtu rrit shpejtësinë e reaksionit.
- Në shumë reaksione kimike, rritja e temperaturës shkakton rritje të shpejtësisë së reaksionit.
- Konstanta e shpejtësisë së reaksionit (k) është një madhësi që karakterizon shpejtësinë e reaksionit të caktuar në një temperaturë të caktuar. Sa më e lartë të jetë vlera e k , aq më i shpejtë është reaksioni.
- Koeficienti i temperaturës së reaksionit (γ) shprehet si raporti i shpejtësive për të njëjtin reaksion të përcaktuar në dy temperatura që ndryshojnë për 10°C (ose 10 K). Është vërtetuar në mënyrë eksperimentale se në shumë reaksione shpejtësia rritet dy deri në katër herë kur rritet temperatura për 10°C .
- Ndikimi i përqendrimit dhe temperaturës në shpejtësinë e reaksioneve kimike mund të shpjegohet duke përdorur teoritë në kinetikën kimike: teoria e përplasjes dhe teoria e kompleksit të aktivizuar.
- Që një përplasje të jetë efektive, grimcat e reaktantëve duhet të jenë të orientuara saktë ndaj njëra-tjetrës dhe të kenë energji të mjaftueshme.
- Kompleksi i aktivizuar është një lloj i gjendjes kalimtare dhe përmban të gjitha grimcat që përbëjnë reaktantët dhe që marrin pjesë në aktin elementar të transformimit kimik.
- Sasia minimale e energjisë së nevojshme për të filluar një reaksion kimik quhet energji e aktivizimit. Kjo madhësi shënohet me E_a dhe matet në J/mol ose kJ/mol .
- Katalizatorët janë substanca që përshpejtojnë një reaksion kimik, ndërsa mbeten kimikisht dhe në sasi të pandryshuara. Ata ndryshojnë zhvillimin e reaksionit duke zvogëluar energjinë e aktivizimit të reaksionit.
- Inhibitorët janë substanca që ngadalësojnë reaksionin kimik, dhe në disa raste madje mund ta ndalojnë atë plotësisht.
- Reaksionet që ndodhin në prani të katalizatorëve quhen reaksione katalitike, dhe vetë fenomeni quhet katalizë.
- Në katalizën heterogjene, katalizatori dhe reaktantët janë në faza të ndryshme, d.m.th. ato formojnë një sistem heterogjen. Në katalizën homogjene, katalizatori dhe reaktantët janë në të njëjtën fazë, zakonisht në fazën e gaztë ose në tretësirë.
- Në reaksionet autokatalitike, një nga produktet e reaksionit vepron si katalizator dhe përshpejton reaksionin.
- Katalizatorët përdoren gjerësisht në industri.
- Enzimët (ose fermentet) janë biokatalizatorë, substanca që lejojnë reaksionet kimike në organizmat e gjallë të zhvillohen shumë më shpejt dhe në kushte të buta.
- Kur drita përshpejton një reaksion me ndihmën e një substance që thith dritën (i ashtuquajtur i fotokatalizator), flasim për reaksione fotokatalitike. Në reaksione të tilla, drita vepron si një lloj katalizatori sepse lejon që reaksioni të fillojë dhe më pas të zhvillohet vetë.

5. EKUILIBRI KIMIK

Pas mësimit të kësaj teme, do të jeni në gjendje të:

- shpjegoni gjendjen e ekuilibrit kimik, të shpjegoni natyrën dinamike të ekuilibrit kimik dhe të bëni dallimin në mes gjendjes së ekuilibrit kimik në reaksionet kimike të kthyeshme dhe të pakthyeshme dhe në mes ekuilibrit homogjen dhe heterogjen;
- paraqitni formulën për konstantën e ekuilibrit kimik përmes përqendrimeve sasiore të ekuilibrit të substancave pjesëmarrëse për reaksione të ndryshme kimike dhe të llogaritni vlerën e tij të shprehur në njësinë përkatëse;
- shpjegoni ndikimin e ndryshimeve në përqendrimin e substancave pjesëmarrëse, temperaturën dhe presionin në ekuilibrin kimik dhe të përcaktoni drejtimin e zhvendosjes së ekuilibrit kimik duke zbatuar parimin e Le Shatalie (Le Chatelier) dhe të Braun-it (Braun).



PËRMBAJTJA:

- 5.1 Ekuilibri kimik
- 5.2 Konstanta e ekulibrit kimik
- 5.3 Llogaritja e ekulibrit kimik

5.1 EKUILIBRI KIMIK

EKUILIBRI KIMIK

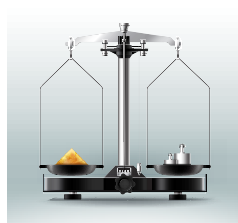
Koncepti i ekuilibrit përdoret shpesh në jetën e përditshme. Kur dy fëmijë ulen në një lëkundëse dhe ajo është në qetësi, ose kur një peshore me dy tiganë tregon masë të barabartë në të dyja anët, sistemi thuhet se është në ekuilibër. Në këto situata, gjendja nuk ndryshon me kalimin e kohës dhe asgjë nuk ndodh dukshëm. Ky quhet **ekuilibër statik**, një koncept i studiuar tashmë në fizikë. Megjithatë, në kimi, ekuilibri ka një kuptim tjetër. Reaksionet kimike mund të ndodhin në dy drejtime të kundërta, madje edhe kur sistemi duket i pandryshuar, ndryshimet ndodhin vazhdimisht në nivelin mikroskopik. Një gjendje e tillë quhet **ekuilibër dinamik**. Mund të krahasohet me një luhatëse rrotulluese, kur njerëzit lëvizin vazhdimisht në të dy drejtimet. Nëse shpejtësia e lëvizjes së njerëzve në të dy drejtimet është e barabartë, numri i përgjithshëm i njerëzve në njërën anë dhe tjetrën të luhatës rrotulluese në një moment të caktuar mbetet i njëjtë. Në mënyrë të ngjashme, në ekuilibrin kimik, ***grimcat e reaktantit dhe produktit shndërrohen vazhdimisht në njëra-tjetrën, me të njëjtën shpejtësi, kështu që përbërja e sistemit mbetet e pandryshuar.***

Nocionet:

ekuilibri kimik, natyra dinamike e ekuilibrit kimik, ekuilibri homogjen, ekuilibri heterogjen



a



b



c



d

Figura 5.1 Analogjia e ekuilibrit statik (a, b) dhe dinamik (c, d)

Nëse në fillim të reaksioni kimik, në sistemin e reaksionit janë të pranishëm vetëm reaktantët, do të ndodhë shndërrimi i reaktantëve, gjatë të cilit do të fillojnë të fitohen produktet. Në këtë moment po zhvillohet **reaksioni i drejtë**, nga reaktantët në produkte. Pasi produktet janë gjithashtu të pranishme në sistem, tani fillon të ndodhë **reaksioni i kundërt**, domethënë produktet fillojnë të shndërrohen në reaktantë. Pra, gjatë zhvillimit të reaksionit kimik, sasia e reaktantëve zvogëlohet dhe sasia e produkteve rritet. Në një moment, shpejtësitë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta do të barazohen dhe do të vendoset gjendja e ekuilibrit kimik.

Edhe pse reaksionet e drejta dhe të zhdrejta vazhdojnë të ndodhin njëkohësisht, sasi të (dhe për rrjedhojë përqendrimet) e reaktantëve dhe produkteve nuk ndryshojnë më dhe në nivelin makroskopik nuk ka ndryshim në përbërjen e sistemit. Megjithatë, në nivelin mikroskopik, shndërrimet kimike ndodhin vazhdimisht, prandaj thuhet se ekuilibri kimik ka natyrë dinamike.

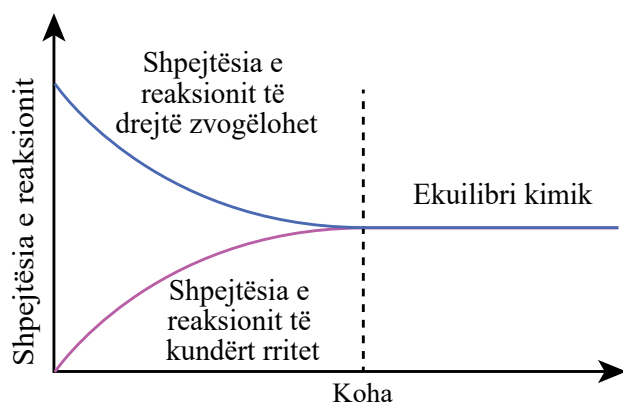


Figura 5.2 Në fillim, shpejtësia e reaksionit të drejtë është më e madhe, por me kalimin e kohës, sasia e produkteve rritet, ku do të përshpejtohet edhe reaksioni i kundërt. Në një moment të caktuar, sistemi arrin ekuilibrin, në të cilin shpejtësitë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta bëhen të barabarta.

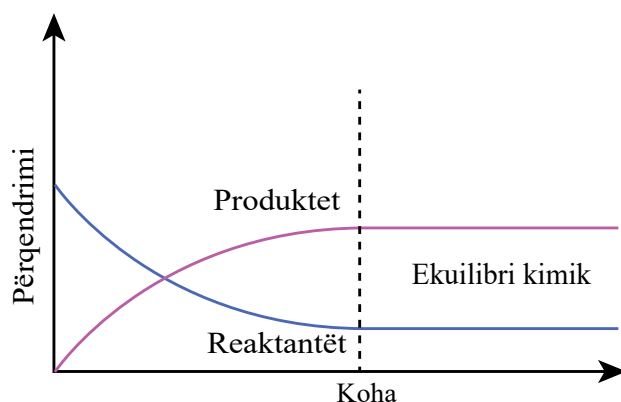


Figura 5.3 Gjatë reaksionit kimik, përqendrimi i reaktantëve zvogëlohet dhe përqendrimi i produkteve rritet. Pasi arrihet ekuilibri, përqendrime të reaktantëve dhe produkteve mbeten konstante me kalimin e kohës.

Në mënyrë rrigoroze, ekuilibri kimik vendoset si në reaksionet e pakthyeshme ashtu edhe në ato të kthyeshme. *Reaksionet e pakthyeshme* vazhdojnë derisa të zbulohet prania e të paktën njërit prej reaktantëve në sistemin e reaksionit. Pastaj vendoset gjendja e ekuilibrit kimik ku sasi të reaktantëve dhe produkteve mbeten konstante. Megjithatë, në këtë rast, përzierja e ekuilibrit dominohet nga produktet, ndërsa sasia e reaktantëve është e papërfillshme. Prandaj, thuhet se reaksionet e pakthyeshme vazhdojnë deri në fund. Shembuj të reaksioneve të tilla janë reaksionet e djegies dhe reaksionet jonike në të cilat formohet precipitat, gaz ose përbërës që disocion dobët. Në *reaksionet e kthyeshme*, sasi të matshme të të gjithë reaktantëve dhe produkteve janë të pranishme në përzierjen e ekuilibrit. Ekuilibri që vendoset në mes reaktantëve dhe atyre të produkteve lejon që sasi të tyre të mbeten konstante.

Është e rëndësishme të theksohet se, megjithëse sasi të reaktantëve dhe produkteve në ekuilibër nuk ndryshojnë, kjo nuk do të thotë se ato janë të barabarta me njëra-tjetrën.

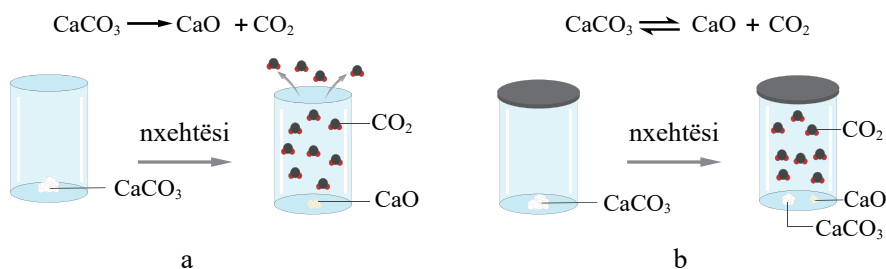


Figura 5.4 Ekuilibri mund të arrihet në sistem të mbyllur. Kur guri gëlqeror zbrërthet, në sistem të hapur dioksidi i karbonit largohet nga ena dhe reaksioni vazhdon deri në fund (a). Në sistem të mbyllur dioksidi i karbonit është i pranishëm në sistem dhe vendoset ekuilibri (b).

Kur flasim për ekuilibrin kimik, reaktantët dhe produktet janë substanca të ndryshme. Megjithatë, ekuilibri mund të vendoset edhe në proceset fizike. Për shembull, nëse uji lihet në një enë të mbyllur në temperaturën e dhomës, molekulat e ujit nga shtresa sipërfaqësore e lëngut do të largohen nga lëngu dhe do të kalojnë në fazën e gaztë (ndodh një proces i quajtur avullim). Meqenëse është një sistem i mbyllur, molekulat e ujit nuk mund të largohen nga sistemi, kështu që përqendrimi i tyre në fazën e gaztë do të rritet me kalimin e kohës dhe do të fillojë procesi i quajtur kondensim. Në një moment, shpejtësia e kondensimit do të jetë e barabartë me shpejtësinë e avullimit, kështu që sasi të ujit të lëngshëm dhe avujve të ujit nuk do të ndryshojnë më. Sistemi ka arritur ekuilibrin. Në një nivel mikroskopik, numri i molekulave që largohen nga lëngu është i barabartë me numrin e atyre që kthehen në fazën e lëngshme.

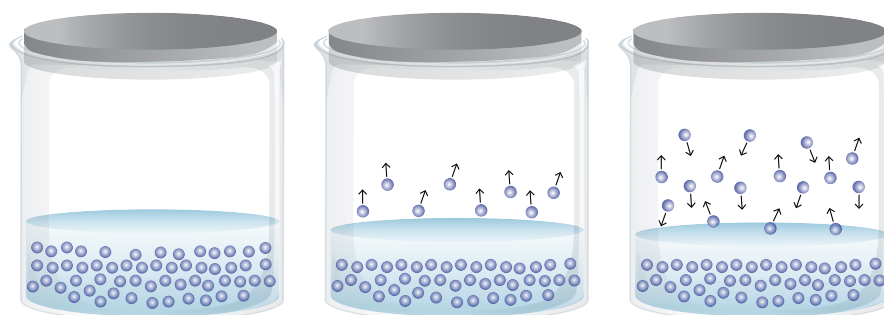


Figura 5.5 Ekuilibri në proceset fizike në sistem të mbyllur

Në përgjithësi, për sistemet e ekuilibrit mund të rradhitet karakteristikat e mëposhtme të përbashkëta:

- 1) Ekuilibri është dinamik. Reaksioni nuk ndalet, por reaksionet e drejta dhe të kundërta zhvillohen me të njëjtën shpejtësi.
- 2) Ekuilibri vendoset në sistem të mbyllur. Në sistem të mbyllur, nuk ka kalim të substancës në mjedis, kështu që janë të mundshme edhe shndërrimet nga reaktantët në produkte, edhe nga produktet në reaktantë.
- 3) Në gjendje ekuilibri, sasi të reaktantëve dhe produkteve mbeten konstante. Reaktantët dhe produktet harxhohen dhe krijohen me të njëjtën shpejtësi.
- 4) Në ekuilibër, nuk ka ndryshim të dukshëm makroskopik në sistem. Vetitë makroskopike të substancave (për shembull, ngjyra dhe dendësia) nuk ndryshojnë, sepse ato varen nga sasia e substancave në përzierjen e ekuilibrit. Megjithatë, në nivel mikroskopik, shndërrimet kimike ndodhin vazhdimisht.
- 5) Ekuilibri mund të arrihet në të dy drejtimet e reaksionit. E njëjta përzierje ekuilibri do të fitohet nëse, në kushte të njëjta, fillohet vetëm me reaktantë, vetëm me produkte ose përzierje reaktantësh dhe produktesh.

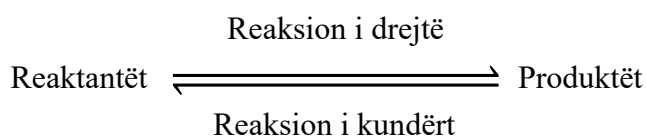


Mendo dhe përgjigju:

- Cilat nga pohimet e mëposhtme janë të vërteta në lidhje me ekuilibrin kimik?
 - Reaksionet e drejta dhe të kundërta vazhdojnë të zhvillohen.
 - Shpejtësia e reaksioneve të drejta dhe të kundërta është e barabartë.
 - Përqendrimet e reaktantëve dhe produkteve janë të barabarta.
 - i dhe ii
 - i dhe iii
 - ii dhe iii
 - i, ii dhe iii
- Vlerësoni saktësinë e pohimeve të mëposhtme për përzierjen e akullit dhe ujit të lëngshëm në ekuilibër në temperaturë konstante?
 - Shpejtësia e shkrirjes është e barabartë me shpejtësinë e ngrirjes.
 - Nuk ka ndryshim të dukshëm në sistem.
 - Sasitë e ujit të lëngshëm dhe akullit janë të barabarta.
 - E njëjta gjendje ekuilibri do të arrihet duke ftohur ujin ose duke ngrohur akullin.

PARAQITJA E REAKSIONEVE KIMIKE NË GJENDJE TË EKUILIBRIT KIMIK

Kur shkruhen ekuacione kimike që paraqesin sisteme kimike në ekuilibër, përdoret gjysmëshigjetë e dyfishtë ($\rightleftharpoons$). Gjysmëshigjeta në të djathtë paraqet reaksionin e drejtë (shndërrimin e reaktantëve në produkte), dhe gjysmëshigjeta në të majtë paraqet reaksionin e kundërt (shndërrimin e produkteve në reaktantë).



Ndonjëherë reaksionet paraqiten me ekuacione në të cilat shigjetat nuk kanë gjatësi të barabart. Ky shënim tregon në mënyrë cilësore pozicionin e ekuilibrin, domethënë, cilët substanca janë me përqendrim më të lartë në përzierjen e ekuilibrin. Nëse shigjeta që tregon reaksionin e drejtë është më e gjatë, kjo do të thotë që produktet janë me përqendrim më të lartë në ekuilibër. Shpesh, në një rast të tillë, thuhet se reaksioni i drejtë është i favorizuar. Anasjelltas, nëse shigjeta që tregon reaksionin e kundërt është më e gjatë, reaktantët janë me përqendrim më të lartë (reaksioni i kundërt është i favorizuar). Duhet të meret parasysh se në të dyja rastet, si reaksioni i drejtë ashtu edhe ai i kundërt zhvillohen me të njëjtën shpejtësi, e cila është karakteristikë themelore e ekuilibrin kimik.



Zhvillimi i reaksionit ndërmjet dioksidit të azotit (NO_2) dhe tetraoksidit të diazotit (N_2O_4) mund të ndiqet lehtësisht sepse dioksidi i azotit është gaz me ngjyrë kafe të errët, ndërsa tetraoksidi i diazotit është pa ngjyrë. Nëse vetëm tetraoksidi i diazotit është i pranishëm në fillim, atëherë nuk vërehet asnjë lloj ngjyre. Megjithatë, sapo molekulat e dioksidit të azotit fillojnë të formohen, shfaqet ngjyra kafe. Ngjyra gradualisht intensifikohet derisa të vendoset ekuilibri. Në këtë momentë në sistemin e reaksionit, kemi prani si të tetraoksidit të diazotit poashtu edhe të dioksidit të azotit. Më pas, nuk ka ndryshim ngjyre sepse përqendrimet e dy gazërave mbeten konstante. Edhe pse nuk ka ndryshim ngjyre, në ekuilibër shndërrimet e tetraoksidit të diazotit në dioksid azoti dhe të dioksidit të azotit në tetraoksid të diazotit ende ndodhin, por shpejtësitë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta janë të barabarta. Ky reaksion i kthyeshëm mund të shkruhet si më poshtë:

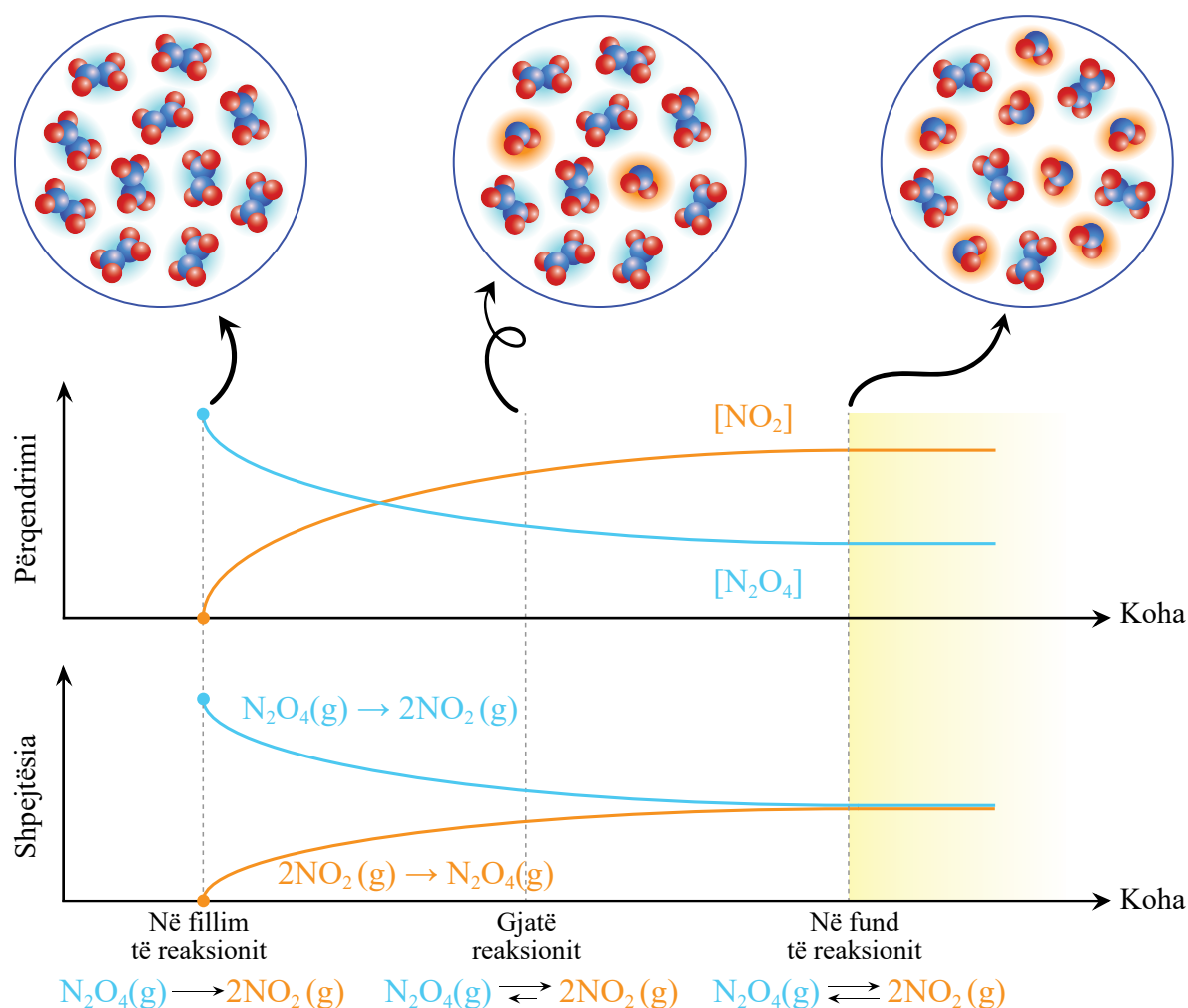
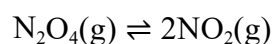
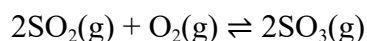


Figura 5.6 Vendosja e ekuilibrit dinamik ndërmjet tetraoksidit të diazotit dhe dioksidit të azotit

Deri në gjendjen e ekuilibrit mund të arrihet gjithashtu nëse filloni nga dioksidi i azotit. Në fillim ngjyra është kafe e errët dhe kur molekulat e dioksidit të azotit fillojnë të lidhen dhe shndërrohen në molekula të tetraoksidit të diazotit, ngjyra fillon të zbehët derisa të vendoset ekuilibri. Gjendja e ekuilibrit poashtu mund të arrihet edhe nëse niset nga përzierja e këtyre dy gazeve.

Shembull tjetër i reaksionit të kthyeshëm është reaksioni ndërmjet dioksidit të squfurit dhe oksigjenit, ku përfitohet trioksidi i squfurit.



Nëse fillohet nga dioksidi i squfurit dhe oksigjeni, ato reagojnë me njëri-tjetrin dhe në fillim ndodh vetëm reaksioni i drejtë. Shpejtësia e reaksionit të kundërt është zero, sepse ende nuk është përfituar trioksidi i squfurit, i cili do të shpërbashkoheshte në dioksid squfuri dhe oksigjen. Me rritjen e përqendrimit të trioksidit të squfurit, rritet edhe shpejtësia e reaksionit të kundërt. Nga ana tjetër, shpejtësia e reaksionit të drejtë zvogëlohet, pasi dioksidi i squfurit dhe oksigjeni harxhohen. Në një moment, shpejtësitë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta barazohen dhe vendoset ekuilibri kimik.

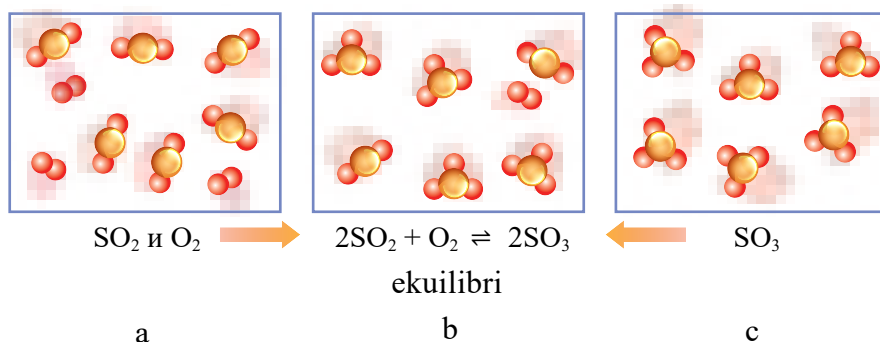


Figura 5.8 Molekulat e dioksidit të squfurit reagojnë me molekulat e oksigjenit (a). Molekulat e trioksidit të squfurit shpërbashkohen në molekula të dioksidit të squfurit dhe oksigjenit (c). Në ekuilibër, të tre llojet e molekulave janë të pranishme (b).

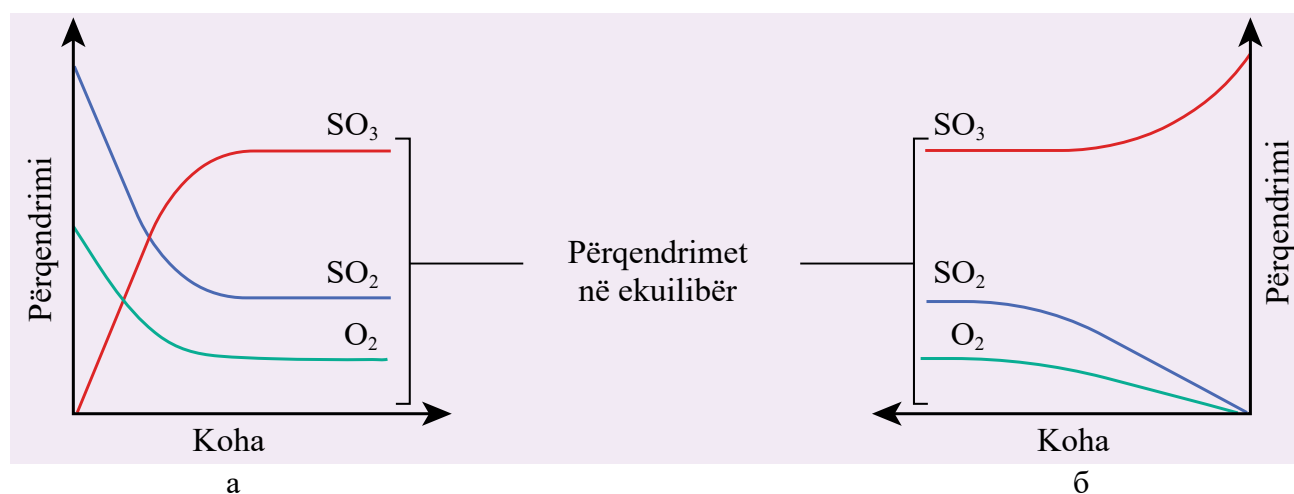


Figura 5.9 Përbërja e përzierjes së ekuilibrit është e njëjtë pavarësisht nëse në fillim kemi të pranishëm vetëm dioksidin e squfurit dhe oksigjenin (a) ose vetëm trioksidin e squfurit (b).

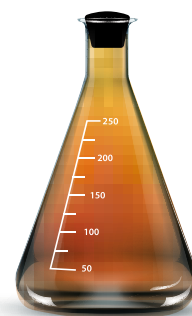


Figura 5.7 Përzierja e ekuilibrit e përbërë nga NO_2 dhe N_2O_4



EJA TË HULUMTOJMË



Figura 5.10 Tretësira të dikromatit të kaliumit dhe kromatit të kaliumit

Testimi i ekuilibrit kimik

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: dy gota laboratorike prej 100 mL, tretësira ujore të holluara të kromatit të kaliumit dhe acidit klorhidrik, gotë, pipetë, menzur, mantel, syza mbrojtëse, doreza.

Ecuria: Me menzurë matni rreth 30 mL tretësirë të kromatit të kaliumit në dy gota laboratorike. Cila është ngjyra e tretësirës? Më pas, me një pipetë, futni tretësirë të acidit klorhidrik derisa të ndryshojë ngjyra e tretësirës. Cila është ngjyra e tretësirës tani? Në fund, tretësirës së përfutur i shtoni ujë të distiluar. Çfarë vini re?

Reaksioni i kromatit të kaliumit me acidin klorhidrik është një shembull i reaksionit të kthyeshëm. Duke shtuar tretësirë të acidit klorhidrik, ngjyra e verdhë e tretësirës ndryshon në ngjyrë portokalli. Ky është një tregues se në një mjedis acidik, kemi harxhimin e joneve të kromatit (tretësirë e verdhë) dhe formimin e joneve të dikromatit (tretësirë portokalli). Duke shtuar ujë në tretësirën e dikromatit, reaksioni vazhdon në drejtim të formimit të joneve të kromatit, me ç'rast vërehet përsëri ngjyra e verdhë e tretësirës.



tretësirë me ngjyrë të verdhë

tretësirë me ngjyrë portokalli

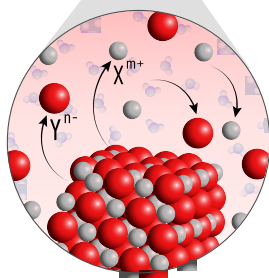
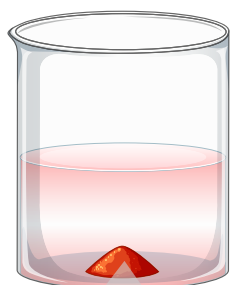
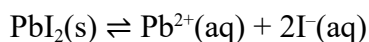


Figura 5.11 Ekuilibri ndërmjet precipitimit dhe tretësirës së tij të ngopur

Nëse të gjithë substancat në ekuilibër kimik janë në të njëjtën gjendje agregate (më saktë, në të njëjtën fazë), kemi të bëjmë me **ekuilibër homogjen**. Shembull i tillë është ekuilibri që vendoset midis dioksidit të azotit dhe tetraoksidit të diazotit. Nga ana tjetër, nëse gjendjet agregate të substancave që marrin pjesë në reaksion janë të ndryshëm, kemi të bëjmë me **ekuilibër heterogjen**. Për shembull, kur ngrohet karbonati i kalciumit në enë të mbyllur, fitohet një ekuilibër që paraqitet nga ekuacioni kimik i mëposhtëm:



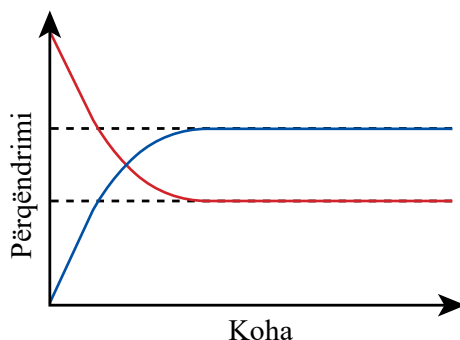
Një shembull tjetër i ekuilibrit heterogjen është kur një sistem përmban komponim me tretëshmëri të dobët (precipitat) në tretësirën e saj të ngopur. Në tretësirën e ngopur, jonet formohen nga disocimi i pjesës së tretur të substancës. Vendoset ekuilibër dinamik në të cilin grimcat nga precipitati disociohen dhe kalojnë në tretësirë dhe, në të njëjtën kohë, jonet nga tretësira ribashkohen dhe precipitojnë.





Mendo dhe përgjigju:

- Paraqitni përshkrimet e reaksioneve kimike të mëposhtme në ekuilibër me ekuacionet kimike përkatëse dhe më pas tregoni në cilat raste kemi ekuilibër homogjen dhe në cilat raste kemi ekuilibër heterogjen:
 - Kur nxehet hidrogjen karbonati i natriumit i ngurtë, formohet karbonati i natriumit, dioksidi i karbonit dhe avuj të ujit.
 - Kur hidrogjeni dhe klori bashkohen, formohet klorurhidriku.
 - Në tretësirë ujore, acidi acetik disociohet në jone të hidrogjenit dhe acetatit.
 - Kur avulli i ujit vepron mbi karbonin, fitohet monoksidi i karbonit dhe hidrogjeni.
 - Precipitati i sulfatit të argjendit është në ekuilibër me jonet që ekzistojnë në tretësirën e ngopur të kësaj kripe
- Grafiku i mëposhtëm tregon varësinë e përqendrimeve të reaktantëve dhe produkteve nga koha, për reaksionin në të cilin fillimisht janë të pranishëm vetëm hidrogjeni dhe jodi. Lakorja e kuqe paraqet shndërrimin kimik të gazit hidrogjen dhe gazit të jodit në jodëhidrikun e gaztë, dhe lakorja e kaltër paraqet reaksionin e kundërt.
 - Paraqitni në mënyrë grafike përqendrimin kundrejt kohës për të njëjtin reaksion, në të njëjtat kushte, nëse fillimisht është i pranishëm vetëm jodëhidriku!
 - A është ky reaksion një shembull i ekuilibrit homogjen apo heterogjen?





5.2 KONSTANTA E EKUILIBRIT KIMIK

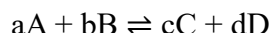
KONSTANTA E EKUILIBRIT KIMIK

Nocionet:

konstanta e ekuilibrit kimik, përqendrim sasior në ekuilibër

Baza e reaksioneve kimike është shndërrimi i reaktantëve në produktet e dëshiruara. Në mënyrë tipike, kimistët përpiqen të shndërrojnë sa më shumë prej këtyre reaktantëve në produkte. Shkalla në të cilën reaktantët shndërrohen në produkte shprehet me vlerën numerike të konstantës së ekuilibrit.

Në përgjithësi, reaksioni i kthyeshem në të cilin reaktantët A dhe B reagojnë për të formuar produktet C dhe D në ekuilibër mund të paraqitet me ekuacionin e përgjithshëm kimik të mëposhtëm:



Pasi të vendoset ekuilibri, përqendrimet e A, B, C dhe D nuk ndryshojnë më, nëse kushtet mbeten të njëjta. Kjo do të thotë që raporti i përqendrimeve të ekuilibrit do të jetë gjithashtu konstant. Duke përdorur përqendrimet sasiore në ekuilibër, konstanta e ekuilibrit kimik do të përcaktohet si më poshtë:

$$K_c = \frac{[c(C)]^c \cdot [c(D)]^d}{[c(A)]^a \cdot [c(B)]^b}$$

Nëse ekuacioni i reaksionit të zhdrejt shkruhet në drejtim të kundërt, atëherë konstanta e ekuilibrit të tij është me vlerë reciproke prej konstantës origjinale të ekuilibrit.

Konstanta e ekuilibrit varet nga mënyra se si është i barazuar ekuacioni kimik.

Kështu, **konstanta e ekuilibrit kimik** paraqet raportin e prodhimit të përqendrimeve të produkteve ndaj prodhimit të përqendrimeve të reaktantëve, secila në fuqi barabartë me koeficientin përkatës stekiometrik. Kllapat e mesme përdoren për të treguar se këto janë **përqendrimet sasiore në ekuilibër**, domethënë përqendrimet që reaktantët dhe produktet arrijnë në momentin e ekuilibrit. Kjo konstante nuk varet nga përqendrimet fillestare të pjesëmarrësve.

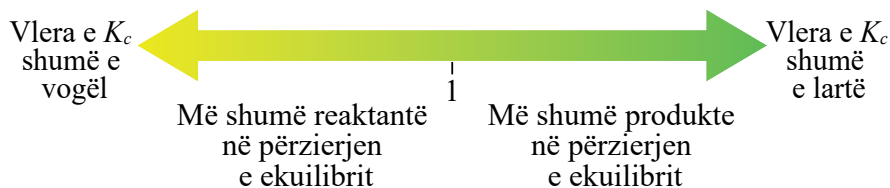
Kjo formulë, e formuluar në vitin 1864 nga kimistët norvegjezë Guldberg (Guldberg) dhe Voge (Waage), paraqet formulën matematikore për *ligjin e veprimit të masës*.

Në ekuilibër, shpejtësitë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta janë të barabarta. Meqenëse shpejtësia e reaksionit kimik varet nga temperatura, atëherë edhe konstanta e ekuilibrit kimik do të varet gjithashtu nga temperatura. Vlera e saj është konstante vetëm në një temperaturë të caktuar.

Vlera numerike e K_c për një sistem të caktuar ekuilibri fitohet në mënyrë eksperimentale. Vlera e K_c për një reaksion të caktuar në temperaturë të caktuar tregon shkallën në të cilën reaktantët shndërrohen në produkte. Nëse vlera e K_c është e vogël, reaksioni i drejtë ka ndodhur në një masë shumë të vogël para se të vendoset ekuilibri dhe reaktantët mbizotërojnë në përzierjen e ekuilibrit.

Vlera e lartë e K_c tregon se ka më shumë produkte sesa reaktantë në sistemin e reaksionit në momentin e ekuilibrit, që do të thotë se reaksioni i drejtë është zhvilluar në masë më të madhe.

Vlera e K_c nuk jep informacion në lidhje me shpejtësinë me të cilën zhvillohet reaksioni, as në lidhje me shpejtësinë me të cilën vendoset ekuilibri, por vetëm në lidhje me natyrën e përzierjes së ekuilibrit.



Vlera e K_c

$$K_c \ll 1$$

$$K_c < 1$$

$$K_c \approx 1$$

$$K_c > 1$$

$$K_c \gg 1$$

Shkalla e zhvillimit të reaksionit

Reaksioni pothuajse nuk zhvillohet.

Në përzierjen ekuilibruese ka më shumë reaktantë.

Në përzierje ekuilibruese, janë të pranishme sasi të konsiderueshme edhe të reaktantëve edhe të produkteve.

Në përzierjen ekuilibruese ka më shumë produkte.

Reaksioni thuajse zhvillohet deri në fund.

Shprehja për K_c përfshin vetëm përqendrimet e substancave që mund të ndryshojnë në të vërtetë. Kjo do të thotë që substancat e ngurta dhe të lëngta anashkalohen, pasi përqendrimet e tyre praktikisht nuk ndryshojnë.

Njësia për konstanten e ekuilibrit të reaksionit të caktuar varet nga koeficientët stekiometrikë të secilit pjesëmarrës në ekuacionin kimik. Në rastin kur shumën e koeficientëve stekiometrikë të reaktantëve është e barabartë me shumën e koeficientëve stekiometrikë të produkteve, K_c do të jetë madhësi jodimensionale.



Figura 5.12 Kato Guldberg
(Cato Maximilian Guldberg,
1836 – 1902)

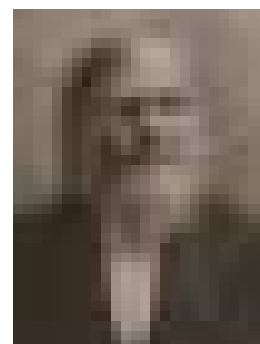
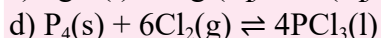
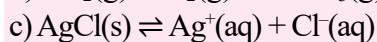
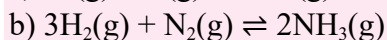
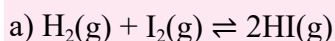


Figura 5.13 Peter Waage
(Peter Waage, 1833 – 1900)

Shembulli 5.1.

Paraqitni formulën për konstanten e ekuilibrit kimik nëpërmjet përqendrimeve sasiore të ekuilibrit të substancave pjesëmarrëse dhe përcaktoni njësitë e saj për reaksionet e shkruara me ekuacionet kimike të mëposhtme:



Zgjidhje:

a) Sipas formulës për K_c në numërues shkruhet përqendrimi i produktit HI i ngritur në koeficientin stekiometrik, i cili është 2. Emëruesi është prodhimi i përqendrimeve të reaktantëve, secili i ngritur në koeficientin përkatës stekiometrik (në këtë rast, koeficientët janë 1). Prandaj, formula për K_c është:

$$K_c = \frac{[\text{c}(\text{HI})]^2}{[\text{c}(\text{H}_2)] \cdot [\text{c}(\text{I}_2)]}$$

Koeficienti para HI në ekuacion është 2
 Koeficienti para H_2 në ekuacion është 1
 Koeficienti para I_2 në ekuacion është 1

Duke u bazuar në këtë formulë, mund të nxirret njësia në të cilën matet K_c si më poshtë:

$$\frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}] \cdot [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]} = \frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2} = 1$$

$$\text{ose} \quad \frac{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}] \cdot [\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]} = \frac{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]^2} = 1$$

Prandaj, K_c është madhësi jodimensionale.

Duke vepruar në mënyrë të ngjashme, mund të shkruhen shprehjet për K_c për reaksionet tjera dhe të përcaktohen njësitë e duhura. Duhet theksuar se përqendrimit e substancave të pastra të ngurta dhe të lëngta nuk figurojnë në formulat për K_c .

$$b) \quad K_c = \frac{[c(\text{NH}_3)]^2}{[c(\text{H}_2)]^3 \cdot [c(\text{N}_2)]}$$

$$\frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^3 \cdot [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]} = \frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^4} = \frac{1}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}$$

$$= \frac{1}{\text{mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}} = \text{dm}^6 \cdot \text{mol}^{-2} = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$$

$$c) \quad K_c = \frac{[c(\text{Ag}^+)] \cdot [c(\text{Cl}^-)]}{[c(\text{AgCl})]} = [c(\text{Ag}^+)] \cdot [c(\text{Cl}^-)]$$

$$[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}] \cdot [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}] = [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2 = \text{mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6} = \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

$$d) \quad K_c = \frac{[c(\text{PCl}_3)]^4}{[c(\text{P}_4)] \cdot [c(\text{Cl}_2)]^6} = \frac{1}{[c(\text{Cl}_2)]^6}$$

$$\frac{1}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^6} = \frac{1}{\text{mol}^6 \cdot \text{dm}^{-18}} = \text{dm}^{18} \cdot \text{mol}^{-6} = \text{L}^6 \cdot \text{mol}^{-6}$$

Mendo dhe përgjigju:



1. Ekuacioni për reaksionin në momentin kur arrihet ekuilibri në temperaturë të caktuar është $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$, dhe konstanta e ekuilibrit në atë temperaturë është $2,7 \cdot 10^{-18}$. A ka më shumë reaktantë apo produkte në përzierjen e ekuilibrit?
2. Paraqitni formulat për konstanten e ekuilibrit kimik përmes përqendrimeve sasiore të ekuilibrit të substancave pjesëmarrëse dhe përcaktoni njësitë e saj për reaksionet që shënohen me ekuacionet kimike të mëposhtme:
 - a) $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
 - b) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 - c) $\text{HF}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$
 - d) $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$
3. Duke u bazuar në formulën për konstanten e ekuilibrit, shkruani ekuacionin kimik të barazuar të reaksionit, duke treguar gjendjet agregate të të gjitha substancave pjesëmarrëse!

$$K_c = \frac{[c(\text{CO})] \cdot [c(\text{H}_2)]^3}{[c(\text{CH}_4)] \cdot [c(\text{H}_2\text{O})]}$$

LLOGARITJET KIMIKE NË BAZË TË KONSTANTËS SË EKUILIBRIT KIMIK

Gjendja e ekuilibrit kimik mund të paraqitet nëpërmjet përqendrimeve të reaktantëve. Nëse këto përqendrime dihen, mund të llogaritet vlera e konstantës së ekuilibrit kimik, e cila është karakteristikë e një reaksioni të caktuar në temperaturë të caktuar. Pasi të përcaktohet vlera e saj, ajo mund të përdoret për të llogaritur përqendrimet e panjohura të substancave dhe për të parashikuar përbërjen e përzierjes së ekuilibrit. Duhet theksuar se konstanta e ekuilibrit ka vlerë konstante vetëm në temperaturë të caktuar, dhe vlera e saj ndryshon me ndryshimin e temperaturës.

Shembulli 5.2.

Një përzierje në ekuilibër në temperaturë prej 1500 K përbëhet nga azot, oksigjen dhe monoksidi i azotit, me përqendrime sasiore $6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ dhe $1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ përkatësisht. Llogaritni konstanten e ekuilibrit në këtë temperaturë për reaksionin e paraqitur me ekuacionin kimik $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$

Është dhënë:

$$[c(\text{N}_2)] = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[c(\text{O}_2)] = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[c(\text{NO})] = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Kërkohet:

$$K_c = ?$$

Zgjidhje:

Meqenëse janë dhënë përqendrimet sasiore të substancave pjesëmarrëse në ekuilibër, është e nevojshme vetëm t'i zëvendësojmë ato në formulën për konstanten e ekuilibrit.

$$K_c = \frac{[c(\text{NO})]^2}{[c(\text{N}_2)] \cdot [c(\text{O}_2)]}$$

$$K_c = \frac{[1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}] \cdot [1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}]}$$

$$K_c = 0,111 \cdot 10^{-4} = 1,11 \cdot 10^{-5}$$

Shembulli 5.3.

Në temperaturë prej 298 K, vendoset ekuilibër i paraqitur nëpërmjet ekuacioni kimik $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$. Në një enë prej 10 litra, gjinden 2 mole N_2O_4 dhe 0,344 mole NO_2 në ekuilibër. Llogaritni konstanten e ekuilibrit!

Është dhënë:

$$V = 10 \text{ L}$$

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) = 2 \text{ mol}$$

$$n(\text{NO}_2) = 0,344 \text{ mol}$$

Kërkohet:

$$K_c = ?$$

Zgjidhje:

Përqendrimet sasiore në ekuilibër të substancave pjesëmarrëse në reaksion nuk dihen, por mund të llogariten duke përdorur sasitë e tyre.

$$[c(\text{N}_2\text{O}_4)] = \frac{n(\text{N}_2\text{O}_4)}{V} = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[c(\text{NO}_2)] = \frac{n(\text{NO}_2)}{V} = \frac{0,344 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,0344 \text{ mol/L}$$

Pastaj, këta vlera zëvendësohen në formulën e K_c .

$$K_c = \frac{[c(\text{NO}_2)]^2}{[c(\text{N}_2\text{O}_4)]} = \frac{[0,0344 \text{ mol/L}]^2}{0,2 \text{ mol/L}} = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Shembulli 5.4.

Në temperaturë prej 600 °C vendoset ekuilibër në ekuacioni kimik të paraqitur me:

$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
nëse në një enë me vëllim prej 5 L në gjendjen e ekuilibrit kemi 2,56 g SO_2 , 0,96 g O_2 dhe 6,4 g SO_3 , atëherë llogaritni sa do të jetë konstanta e ekuilibrit!

Është dhënë:

$$m(\text{SO}_2) = 2,56 \text{ g}$$

$$m(\text{O}_2) = 0,96 \text{ g}$$

$$m(\text{SO}_3) = 6,4 \text{ g}$$

$$V = 5 \text{ L}$$

Kërkohet:

$$K_c = ?$$

Zgjidhje:

Në këtë detyrë, jepen masat e reaktantëve, kështu që së pari duhet të llogariten masat molare dhe përqendrimet përkatëse, dhe më pas ato duhet të zëvendësohen në shprehjen për K_c .

$$M_r(\text{SO}_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32$$

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

$$[c(\text{SO}_2)] = \frac{n(\text{SO}_2)}{V} = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2) \cdot V} = \frac{2,56 \text{ g}}{64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 5 \text{ L}} = 0,008 \text{ mol/L}$$

$$[c(\text{O}_2)] = \frac{n(\text{O}_2)}{V} = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2) \cdot V} = \frac{0,96 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 5 \text{ L}} = 0,006 \text{ mol/L}$$

$$[c(\text{SO}_3)] = \frac{n(\text{SO}_3)}{V} = \frac{m(\text{SO}_3)}{M(\text{SO}_3) \cdot V} = \frac{6,4 \text{ g}}{80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 5 \text{ L}} = 0,016 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[c(\text{SO}_3)]^2}{[c(\text{O}_2)] \cdot [c(\text{SO}_2)]^2} = \frac{[0,016 \text{ mol/L}]^2}{[0,006 \text{ mol/L}] \cdot [0,008 \text{ mol/L}]^2}$$

$$K_c = 667 \text{ L/mol}$$

Shembulli 5.5.

Një përzierje në ekuilibër përbëhet nga hidrogjeni, jodi dhe jodhidrik. Përqendrimet e hidrogjenit dhe jodit janë të barabarta dhe janë 0,015 mol·dm⁻³. Llogaritni përqendrimin ekuilibruës të jodhidrikut, nëse konstanta e ekuilibrit për reaksionin e paraqitur nga ekuacioni $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ në 425 °C është 54,34.

Është dhënë:

$$[c(\text{H}_2)] = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[c(\text{I}_2)] = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$K_c = 54,34$$

Kërkohet:

$$[c(\text{HI})] = ?$$

Zgjidhje:

Nga formula $K_c = \frac{[c(\text{HI})]^2}{[c(\text{H}_2)] \cdot [c(\text{I}_2)]}$ mund të llogaritet përqendrimi i jodhidrikut sipas:

$$[c(\text{HI})] = \sqrt{K_c \cdot [c(\text{H}_2)] \cdot [c(\text{I}_2)]}$$

$$[c(\text{HI})] = \sqrt{54,34 \cdot 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$$[c(\text{HI})] = 0,11 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

**Mendo dhe përgjigju:**

1. Në temperaturë prej 700 K vendoset ekuilibri i reaksionit të dhënë me ekuacionin: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$. Përqendrimet e substancave pjesëmarrëse janë: $c(\text{H}_2) = 0,422 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $c(\text{CO}_2) = 0,484 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $c(\text{H}_2\text{O}) = 0,148 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ dhe $c(\text{CO}) = 0,148 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Llogaritni konstantën ekuilibrues të këtij reaksioni!
2. Në një enë prej 2 L, në ekulibër gjinden 0,6 mol PCl_5 , 0,12 mol PCl_3 dhe 0,12 mol Cl_2 . Llogaritni konstanten e ekuilibrit për reaksionin e paraqitur me ekuacionin kimik $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$!
3. Në temperaturë prej 450 °C, vendoset ekuilibri sipas ekuacionit: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$. Në një enë prej 10 L, në ekulibër gjinden 14 g azot, 3,02 g hidrogjen dhe 0,52 g amoniak. Llogaritni konstanten e ekuilibrit!
4. Kloruri i bromit zbërthehet sipas ekuacionit kimik $2\text{BrCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$. Në temperaturën e dhënë në të cilën kryhet reaksioni, vendoset ekuilibri dhe është përcaktuar konstanta e ekuilibrit me vlerë 11,1. Nëse reaksioni zhvillohet në një enë prej 1 L dhe nëse në ekulibër janë të pranishëm 4 mol klor dhe 4 mol brom, llogaritni sasinë e klorurit të bromit të pranishëm në përzierjen e ekuilibrit!



5.3 ZHVENDOSJA E EKUILIBRIT KIMIK

FAKTORËT QË NDIKOJNË NË EKUILIBRIN KIMIK

Nocionet:

parimi i Le Shatellesë (Le Chatelier) dhe i Braun-it (Braun)

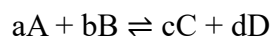
Një sistem i caktuar do të jetë në ekuilibër për sa kohë që shpejtësitë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta janë të barabarta. Nëse kjo çrregullohet, për shembull gjatë ndryshimit të ndonjë faktori të jashtëm, kushtet e ekuilibrit nuk do të përmbushen më. Kështu, ndryshimet në kushtet eksperimentale mund ta prishin ekuilibrin. Në një rast të tillë, sistemi bën rregullimet e nevojshme për të rivendosur ekuilibrin. Megjithatë, ekuilibri i sapokrijuar ndryshon nga ekuilibri fillestar. Ky ndryshim njihet si **zhvendosje e ekuilibrit**. Duke zhvendosur ekuilibrin në drejtimin e dëshiruar, kimistët mund të përmirësojnë rendimentin e produktit që duan ta fitojnë në një reaksion kimik të caktuar.

Faktorët që ndikojnë në ekuilibrin kimik janë përqendrimi, presioni dhe temperatura. Katalizatori nuk bën zhvendosjen e ekuilibrit, as rendimente më të larta, sepse ai përshpejton në mënyrë të barabartë si reaksionet e drejta ashtu edhe ato të kundërta duke ulur energjitë e tyre të aktivizimit në të njëjtën masë. Ai lejon që ekuilibri të vendoset më shpejt, por nuk ka efekt në konstantën e ekuilibrit.

Ndikimi i ndryshimit të përqendrimit të substancave pjesëmarrëse në ekuilibrin kimik

Ndryshimi i përqendrimit të ndonjë reaktanti në reaksionin kimik shkakton zhvendosjen e ekuilibrit. Deri te ndryshimi i përqendrimit mund të vjenë kur sasi e caktuar e ndonjë nga pjesëmarrësve shtohet ose largohet, vëllimi i të cilit nuk ndryshon.

Nëse marrim në konsideratë ekuacionin e përgjithshëm të reaksionit



mund të themi se shtimi i një sasi të caktuar të reaktantit A çon në rritje të përqendrimit të tij. Duke marrë parasysh shprehjen për konstanten e ekuilibrit

$$K_c = \frac{[c(C)]^c \cdot [c(D)]^d}{[c(A)]^a \cdot [c(B)]^b}$$

është e qartë se prodhimi në emërues është rritur. Nëse temperatura nuk ndryshon, konstanta e ekuilibrit nuk e ndryshon vlerën e saj, prandaj rrjedh se vlera në numërues duhet poashtu të rritet në mënyrë që vlera e K_c të mbetet konstante. Kjo do të thotë se në sistem do të formohen më shumë produkte, d.m.th. shpejtësia e reaksionit të drejtë do të rritet.

Kështu, themi se ekuilibri është zhvendosur në të djathtë. Kjo do të thotë që përbërja e sistemit të ekuilibrit pëson ndryshime dhe vendoset gjendje e re e ekuilibrit. Në këtë rast, vlera e shpejtësisë së zhvillimit të reaksionit me të cilën rivendoset ekuilibri është më e madhe.

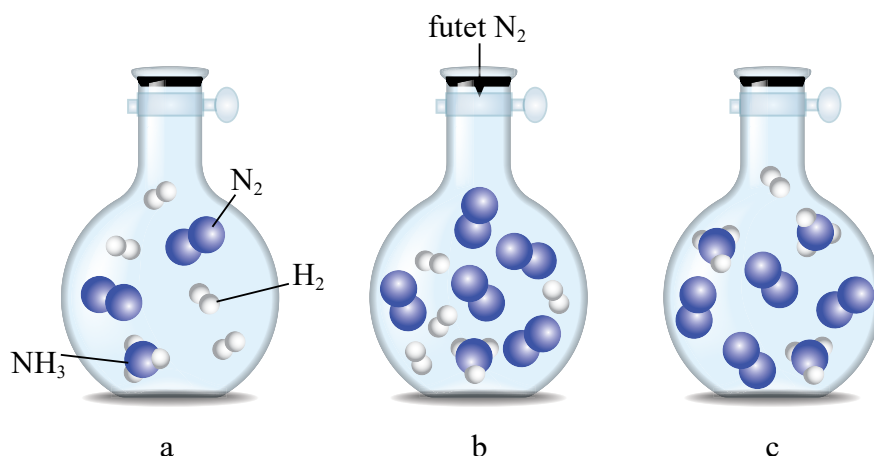


Figura 5.14 Azoti, hidrogjeni dhe amoniaku ekzistojnë në ekuilibër në një sistem të mbyllur (a). Shtimi i azotit prish ekuilibrin dhe favorizon reaksionin e drejtë (b). Pas njëfarë kohe, vendoset gjendje e re ekuilibruese në të cilin përqendrimet e azotit dhe amoniakut janë më të larta ndërsa përqendrimi i hidrogjenit është më i ulët se ato në ekuilibrin fillestar.

I njëjti efekt (zhvendosja e ekuilibrit në të djathtë) arrihet nëse njëri prej produkteve largohet nga sistemi i reaksionit, domethënë nëse përqendrimi i tij zvogëlohet. Kjo ecuri ka zbatim të rëndësishëm në rritjen e rendimentit të prodhimit industrial të produkteve të caktuara. Kështu, nëse produkti largohet vazhdimisht nga sistemi, sistemi do të përpiqet të krijojë sasi të reja të produktit në mënyrë që reaktantët të reagojnë me njëri-tjetrin, gjë që do të përshpejtojë reaksionin e drejtë që çon në formimin e produkteve.

Në mënyrë të ngjashme, ekuilibri zhvendoset në të majtë (drejt vlerave më të ulëta të arritjes së reaksionit), gjegjësisht në përfitimin e më shumë reaktantëve, nëse përqendrimi i njërit prej produkteve në sistem rritet ose nëse përqendrimi i njërit prej reaktantëve zvogëlohet.

Ndikimi i ndryshimit të presionit ndaj ekuilibrit kimik

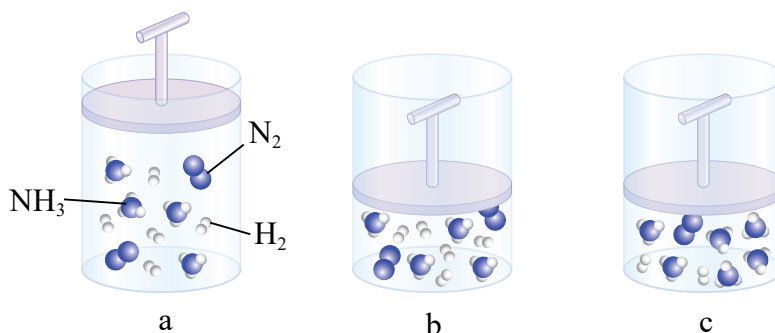
Ndryshimi i presion ndikon në sistemet e ekuilibrit në të cilën përfshihen përbërës të gaztë. Substancat e lëngta dhe të ngurta nuk shtypen dukshëm, kështu që ndryshimi i presionit në këta sisteme nuk do të ndikojë në përqendrimet e tyre. Efekti i presionit është i rëndësishëm kur shumica e koeficientëve stekiometrikë të reaktantëve të gaztë është e ndryshme nga shumica e koeficientëve stekiometrikë të produkteve të gazta.

Në aspektin makroskopik, kjo do të thotë që sasia e përgjithshme e substancave të gaztë në anën e majtë të ekuacionit duhet të jetë e ndryshme nga sasia e përgjithshme e substancave të gaztë në anën e djathtë. Në nivel mikroskopik, numri i përgjithshëm i molekulave të përbërësve të gaztë në anën e majtë duhet të jetë i ndryshëm nga numri i përgjithshëm i molekulave të përbërësve të gaztë në anën e djathtë.

Presioni dhe vëllimi janë në përpjesëtim të kundërt, që do të thotë se rritja e presionit çon në zvogëlimin e vëllimit. Nëse kjo ndodh, atëherë do të kemi numër të njëjtë të molekulave por në vëllim më të vogël, kështu që përqendrimi do të rritet ($c = n/V$).

Përqendrimet e substancave pjesëmarrëse të ndryshëm në formulën e konstantës së ekuilibrit kimik rriten në shkallë të ndryshme në varësi të koeficientëve stekiometrikë, kështu që rritja e presionit do të rrisë më shumë ose numëruesin ose emëruesin, varësisht nga reaksioni. Në përgjithësi, rritja e presionit favorizon reaksionin në të cilin sasia e përgjithshme e substancave pjesëmarrëse të gaztë zvogëlohet (vlerë më e vogël e koeficientëve stekiometrikë), dhe ulja e presionit favorizon reaksionin në të cilin sasia e përgjithshme e substancave pjesëmarrëse të gaztë rritet (vlerë më e madhe e koeficientëve stekiometrikë). Ndryshimi i presionit, nuk do të ndikojë në gjendjen e ekuilibrit për reaksionet në të cilat nuk ka ndryshim të sasisë së përgjithshme të substancave pjesëmarrëse të gaztë.

Figura 5.15 Ndikimi i ndryshimit të presionit në ekuilibrin kimik $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$



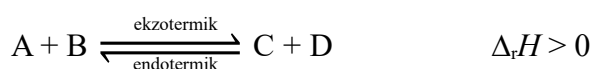
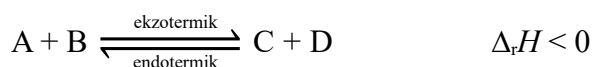
Në reaksionin e paraqitur me ekuacionin $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ vendoset ekuilibër në të cilin janë të pranishëm azoti, hidrogjeni dhe amoniaku (Figura 5.15 a). Nëse ekuacioni shihet nga aspekti mikroskopik, mund të thuhet se ka katër molekula në të majtë dhe dy në të djathtë. Rritja e presionit prish ekuilibrin (Figura 5.15 b) dhe shkakton zhvendosjen e ekuilibrit në të djathtë, edhe pse, kemi një rritje të përqendrimit të të gjithë substancave pjesëmarrëse të gaztë, numri i molekulave është më i vogël, dhe kjo tenton të kompensojë rritjen e presionit. Për çdo dy molekula amoniaku të formuara, harxhohen katër molekula të reaktantëve (një molekulë azoti dhe tre molekula hidrogjeni). Prandaj, në ekuilibrin e sapokrijuar (Figura 5.15 c) numri i përgjithshëm i molekulave është më i vogël.

Ndikimi i ndryshimit të temperaturës në ekuilibrin kimik

Ndryshimet e përqendrimeve dhe presionit (ose vëllimit) mund të ndryshojnë gjendjen e ekuilibrit, por vlera e konstantës së ekuilibrit mbetet e njëjtë. Vetëm ndryshimi i temperaturës mund të ndryshojë konstantën e ekuilibrit. Konstanta e ekuilibrit varet nga temperatura, kështu që çdo ndryshim i temperaturës së sistemit çon gjithashtu në ndryshim të vlerës së K_c . Për të parashikuar se në cilin drejtim do të ndryshojë K_c është e nevojshme të merren parasysh efektet termike të reaksionit. Në reaksionet ekzotermike, nxehtësia lirohet në rrethinë ($\Delta_r H < 0$), ndërsa në reaksionet endotermike, nxehtësia absorbohet nga sistemi ($\Delta_r H > 0$). Ndryshimet e entalpisë për reaksionet e drejta dhe të kundërta janë të barabarta në vlerë absolute, por kanë shenja të kundërta.

$$\Delta_r H_{\text{drejtë}} = - \Delta_r H_{\text{kundërt}}$$

Pra, nëse reaksioni i drejtë është ekzotermik, atëherë reaksioni i kundërt është endotermik. Anasjelltas, nëse reaksioni i drejtë është endotermik, atëherë reaksioni i kundërt është ekzotermik. Kur vendoset ekuilibri, efekti i nxehtësisë është zero sepse nuk ka reaksion neto.



Rritja e temperaturës përshpejton si reaksionet e drejta ashtu edhe ato të kundërta, por në shkallë të ndryshme. Mund të thuhet se rritja e temperaturës së një sistemi favorizon reaksionin endotermik, dhe ulja e temperaturës favorizon reaksionin ekzotermik.

Efekti i temperaturës në ekuilibër mund të vërehet vizualisht në një sistem në të cilin dioksidi i azotit (një gaz me ngjyrë kafe) dhe tetraoksidi i diazotit (një gaz pa ngjyrë) ekzistojnë në ekuilibër.



Shenja negative e $\Delta_r H$ tregon se ky reaksion është ekzotermik. Nëse temperatura e sistemit të ekuilibrit ulet, reaksioni i drejtë fillon të zhvillohet në një masë më të madhe, domethënë, ekuilibri zhvendoset djathtas. Në këtë rast, formohet më shumë tetraoksid diazoti, kështu që intensiteti i ngjyrës së përzierjes zvogëlohet (Figura 5.16 b). Pastaj vendoset gjendje e re ekuilibruese dhe vlera e K_c rritet. Pra, ky reaksion në temperaturë më të ulët do të ketë rendiment më të lartë të produktit.

Nga ana tjetër, nëse temperatura e sistemit rritet, do të favorizohet reaksioni i kundërt, i cili është endotermik. Prandaj, ekuilibri do të zhvendoset majtas ndërsa vlera e K_c do të ulet. Përzierja e reaksionit bëhet më e errët për shkak të rritjes së përqendrimit të dioksidit të azotit (Figura 5.16 a).

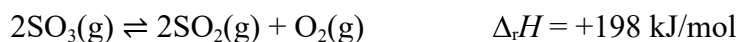


a b

Figura 5.16 Ndikimi i ndryshimit të temperaturës në ekuilibrin kimik për sistemin ekuilibruar $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

Edhe pse në këtë rast temperatura më e ulët çon në një përzierje ekuilibri me një përqindje më të lartë të produkteve, duhet me pas parasysh se në temperatura të ulëta shpejtësia e reaksionit është më e ngadaltë. Prandaj, edhe pse rendiment më i lartë mund të arrihet me kalimin e kohës, për qëllime praktike dhe ekonomike (veçanërisht në kushte industriale) kjo shpesh nuk është e pranueshme, pasi procesi do të zgjaste shumë.

Për reaksionin endotermik të paraqitur me ekuacionin termokimik



rritja e temperaturës do ta zhvendosë ekuilibrin në të djathtë (duke favorizuar reaksionin endotermik) dhe do të formohen më shumë produkte (K_c rritet). Nëse temperatura e sistemit ulet, ekuilibri zhvendoset në të majtë dhe K_c ulet.

Pra, rritja e temperaturës favorizon reaksionin endotermik, dhe ulja e temperaturës favorizon reaksionin ekzotermik. Me rritjen e temperaturës, vlera e K_c rritet për reaksionin endotermik, dhe zvogëlohet për reaksionin ekzotermik. Me fjalë të tjera, kur temperatura rritet, ekuilibri zhvendoset në drejtimin që thith nxehtësinë e shtuar, dhe kur temperatura ulet, në drejtimin që liron nxehtësinë.

Varësia nga temperatura është më e theksuar nëse efekti termik është më i madh (në vlerë absolute). Prandaj, ndryshimi i temperaturës më shumë do ti ndryshojë konstantat e ekuilibrit të reaksionet ekzotermike të fuqishme dhe endotermike të fuqishme, sesa të ato që shoqërohen me efekte më të ulta të temperaturës.



Mendo dhe përgjigju:

1. Cili është ndikimi i largimit të njërit prej produkteve nga sistemi i reaksionit dhe çfarë zbatimi industrial ka kjo metodë?
2. Shpjegoni se çfarë do të ndodhë nëse presioni në sistemet e ekuilibrit të paraqitura në ekuacionet e mëposhtme zvogëlohet:
 - a) $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
 - b) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$
3. Rritja e temperaturës rrit sasinë e klorit në sistemin e ekuilibrit të paraqitur me ekuacionin $\text{PCl}_5(\text{s}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Cili është shpjegimi më i mirë për këtë?
 - a) Rritja e temperaturës rrit vetëm shpejtësinë e reaksionit të drejtë.
 - b) Rritja e temperaturës rrit vetëm shpejtësinë e reaksionit të kundërt.
 - c) Rritja e temperaturës rrit shpejtësinë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta, por efekti është më i madh në reaksionin e drejtë sesa në reaksionin e kundërt.
 - d) Rritja e temperaturës rrit shpejtësinë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta, por efekti është më i madh në reaksionin e kundërt sesa në reaksionin e drejtë.

PARIMI I LE SHATELIESË DHE TË BRAUNIT*

Ndryshimi i ndonjë faktori të jashtëm çon në ndryshimin e gjendjes ekuilibruese. Ndryshimet e përqendrimit dhe presionit mund të ndryshojnë përqendrimit e ekuilibrit, por nuk e ndryshojnë vlerën e konstantës së ekuilibrit nëse nuk ndryshohet temperatura. Një reaksion i dhënë në një temperaturë të caktuar mund të ketë gjendje të ndryshme ekuilibruese, por vetëm në një vlerë të K_c në atë temperaturë. Katalizatori rrit shpejtësinë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta, por nuk ndikon as në konstanten e ekuilibrit dhe as në përqendrimit e ekuilibrit të reaktantëve; katalizatori vetëm lejon që ekuilibri të vendoset më shpejt. Kjo është përmbledhur në Tabelën 5.1.

Tabela 5.1. Ndikimi i faktorëve të jashtëm në ekuilibrin kimik

Ndikimi i	Ndryshimi i gjendjes ekuilibruese	Промена на вредноста на K_c
përqendrimit	Po	jo
shtypjes	po, nëse sasia e përgjithshme e reaktantëve dhe produkteve të gazta është e ndryshme	jo
temperaturës	Po	po
katalizatorit	Jo	jo

* Në përgjithësi parimi është i njohur si Parimi i Le Shateliesë, por shpesh i kontribuohet edhe Braunit i cili e ka formuluar në të njëjtën kohë dhe në mënyrë të pamvarur nga Le Shateliesë, prandaj shpesh titullohen emrat e të dy shkencëtarëve.

Aktivitet

Bëni kërkime dhe jepni shembuj të proceseve industriale ku zbatohet parimi Le Shatelite-Braun!

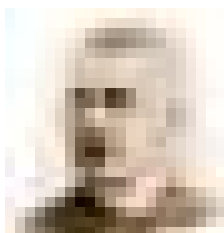


Figura 5.18 Henri Lui Le Shatelite (Henry Louis Le Chatelier - 1850 - 1936)



Figura 5.19 Karl Ferdinand Braun (Karl Ferdinand Braun - 1850 - 1918)

Ekziston një rregull e përgjithshme që na lejon të parashikojmë zhvendosjen e ekuilibrit kur ndryshonë përqendrimi, shtypja ose temperatura. Sipas këtij rregulli, i njohur si **parimi i Le Shatelite-Braunit**, nëse aplikohet forcë e jashtme në sistemin që është në ekuilibër që zhvendos gjendjen e ekuilibrit, në sistem do të ndodhin ndryshime që i kundërvihen asaj force, derisa të vendoset gjendja e re ekuilibruese. Me fjalë të tjera, sistemi reagon duke zvogëluar efektin e ndryshimit që shkaktohet dhe tenton të krijojë gjendje të re ekuilibruese.

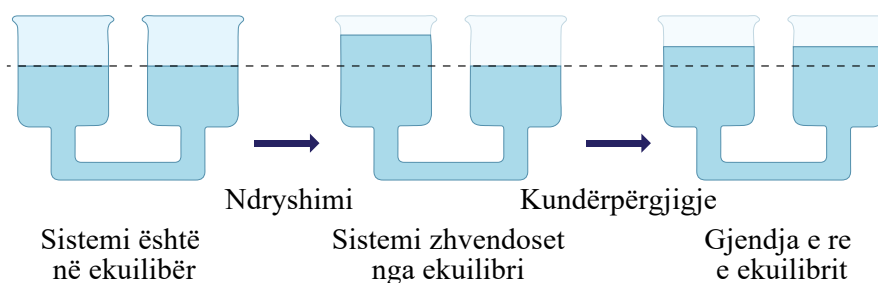
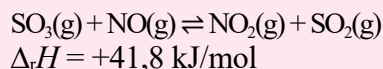


Figura 5.17 Analogjia e rezervuarit të ujit për të ilustruar parimin Le Shatelite-Braun

Parimi i Le Shatelite-Braunit mund të zbatohet si për reaksionet kimike ashtu edhe për ndryshimet fizike. Ai mund të zbatohet edhe për sistemet në ekuilibër homogjen dhe heterogjen.

Shembulli 5.6.

Përcaktoni drejtimin e zhvendosjes së ekuilibrit kimik për reaksionin e paraqitur me ekuacionin termokimik



nëse:

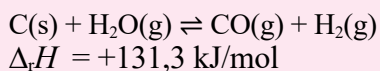
- zvogëlohet sasia e dioksidit të squfurit
- rritet sasia e monoksidit të azotit
- ulet temperatura
- rritet shtypja
- futet katalizator

Zgjidhje:

- Nëse sasia e dioksidit të squfurit, dhe rrjedhimisht përqendrimi i tij, zvogëlohet, sistemi reagon duke përfutur më shumë dioksid squfuri. Prandaj, ekuilibri zhvendoset djathtas, pra në drejtimin e reaksionit të drejtë.
- Rritja e sasisë (përqendrimit) të monoksidit të azotit zhvendos gjendjen e ekuilibrit, dhe sistemi kundërvepron me këtë ndryshim duke harxhuar monoksidin e azotit të shtuar. Kështu, monoksidi i azotit reagon me trioksidin e squfurit, kështu që ekuilibri zhvendoset djathtas (formohen më shumë produkte).
- Shenja pozitive e entalpisë së reaksionit tregon se është reaksion endotermik. Ulja e temperaturës favorizon reaksionin ekzotermik, i cili në këtë rast është reaksioni i kundërt. Prandaj, ekuilibri zhvendoset majtas, pra drejt formimit të reaktantëve.
- Presioni nuk do ta zhvendosë ekuilibrin, sepse shuma e koeficientëve stekiometrikë të reaktantëve të gaztë është e barabartë me shumën e koeficientëve stekiometrikë të produkteve të gazta, domethënë, numri i moleve të gazit është i barabartë në të dyja anët.
- Katalizatori nuk e ndryshon gjendjen e ekuilibrit, por përkundrazi lejon që ai të zhvillohet më shpejt.

Shembulli 5.7.

Përcaktoni drejtimin e zhvendosjes së ekuilibrit kimik për reaksionin e paraqitur me ekuacionin termokimik



nëse:

- a) sasia e avullit të ujit zvogëlohet
- b) nëse në sistem shtohet karbon
- c) temperatura rritet
- d) presioni zvogëlohet
- e) futet katalizator

Zgjidhje:

- a) Sistemi kundërshton uljen e sasisë (përqendrimit) të avujve të ujit duke u përpjekur ta rrisë atë, domethënë të krijojë më shumë avuj të ujit. Prandaj, ekuilibri zhvendoset majtas, në drejtim të reaksionit të kundërt.
- b) Karboni është substancë e ngurtë, dhe në ekuilibrin heterogjen përqendrimi i substancave të ngurta është konstant dhe nuk hyn në shprehjen e K_c . Prandaj, futja e karbonit nuk e ndryshon gjendjen e ekuilibrit, për sa kohë që karboni është i pranishëm si fazë e ngurtë.
- c) Rritja e temperaturës favorizon reaksionin endotermik (në këtë rast, të drejtë), kështu që ekuilibri zhvendoset djathtas.
- d) Shuma e koeficientëve stekiometrikë të reaktantëve të gaztë është e barabartë me 1 (koeficienti stekiometrik para karbonit nuk merret parasysh sepse është reaktant i ngurtë), dhe suma e koeficientëve stekiometrikë të produkteve të gazta është 2. Ulja e presionit favorizon drejtimin në të cilin rritet sasia e përgjithshme e gazit, kështu që ekuilibri zhvendoset djathtas.
- e) Katalizatori nuk e ndryshon gjendjen e ekuilibrit, por përkundrazi lejon që ai të vendoset më shpejt.

Shembulli 5.8.

Përcaktoni se si duhet të ndryshohet përqendrimi i reaktantëve, temperatura dhe presioni për të zhvendosur ekuilibrin kimik në të djathtë. Ekuacioni termokimik për reaksionin kimik paraqitet si:

$$2\text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_3\text{(g)}$$

$$\Delta_r H = -197,9 \text{ kJ/mol}$$
Zgjidhje:

Sipas parimit të Le Shatellesë dhe Braunit, ekuilibri zhvendoset djathtas nëse përqendrimi i njërit prej reaktantëve (SO_2 ose O_2) rritet ose nëse përqendrimi i produkteve (SO_3) zvogëlohet. Meqenëse ka 3 mol gaz në të majtë dhe 2 mol gaz në të djathtë, rritja e presionit favorizon anën me më pak gaz, kështu që ekuilibri zhvendoset djathtas. Reaksioni është ekzotermik ($\Delta_r H < 0$), kështu që ulja e temperaturës e zhvendos ekuilibrin në të djathtë dhe mundëson formimin e një sasive më të madhe të trioksidit të squfurit.

Shembulli 5.9.

Përcaktoni drejtimin e zhvendosjes së ekuilibrit për procesin e avullimit të etanolit të paraqitur nga ekuacioni termokimik

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH(g)}$$

$$\Delta H_m = +42,4 \text{ kJ/mol}$$

nëse:

- a) rritet shtypja
- b) rritet temperatura

Zgjidhje:

- a) Rritja e presionit favorizon drejtimin në të cilin zvogëlohet sasia e fazës së gaztë. Prandaj, ekuilibri zhvendoset majtas, d.m.th. favorizohet kondensimi (kalimi nga gjendja e gaztë në të lëngët).
- b) Avullimi është proces endotermik ($\Delta H_m > 0$), kështu që rritja e temperaturës favorizon reaksionin e drejtë (avullim) dhe ekuilibri zhvendoset djathtas.

Nëse në sistem ku ndodhet ekuilibër heterogjen në mes precipitatit dhe joneve të tij të disocuar, shtohet tretësirë që përmban jone të përbashkëta me precipitatin, atëherë vjenë deri të precipitimi i kripës. Kjo njihet si *ndikimi i jonit të përbashkët*.

Kështu, nëse në një sistem në të cilin ekziston ekuilibër dhe është paraqitur me ekuacionin $\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ shtohet tretësirë e klorurit të natriumit atëherë do të rritet përqendrimi i joneve klorure në tretësirë. Sipas parimit të Le Shatellesë dhe Braunit, sistemi kundërshton këtë ndryshim duke ulur përqendrimin e joneve klorure, d.m.th. ekuilibri do të zhvendoset majtas, duke rezultuar në precipitim të klorurit të argjendit.

Mendo dhe përgjigju:



- Përcaktoni drejtimin e zhvendosjes së ekuilibrit kimik për reaksionin e paraqitur me ekuacionin termokimik $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g}) \quad \Delta_r H = -184,6 \text{ kJ/mol}$ nëse:
 - sasia e hidrogjenit zvogëlohet
 - temperatura rritet
 - presioni rritet
 - futet katalizator
- Përcaktoni drejtimin e zhvendosjes së ekuilibrit kimik për reaksionin e paraqitur me ekuacionin termokimik $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta_r H = +178,1 \text{ kJ/mol}$ nëse:
 - sasia e dioksidit të karbonit zvogëlohet
 - sasia e karbonatit të kalciumit rritet
 - temperatura rritet
 - presioni zvogëlohet
- Përcaktoni se si duhet të ndryshojnë përqendrimi i substancave pjesëmarrëse, temperatura dhe presioni për të zhvendosur ekuilibrin kimik në të djathtë. Ekuacioni termokimik për reaksionin është $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) \quad \Delta_r H = +180,5 \text{ kJ/mol}$
- Nëse kemi një sistem të mbyllur në të cilin akulli dhe uji i lëngshëm janë të pranishëm njëkohësisht, në temperaturë prej 0°C (në presion normal atmosferik), atëherë vendoset ekuilibër që paraqitet me ekuacionin $\text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(s)}$. Në cilin drejtim do të zhvendoset ekuilibri nëse temperatura rritet?

Test tematik

- Vlerësoni saktësinë e pohimeve të mëposhtme në lidhje me reaksionet e kthyeshme në të cilat vendoset ekuilibri kimik:
 - Përqendrimi i reaktantëve është më i lartë në fillim të reaksionit.
 - Shpejtësia e reaksionit është më e madhe në ekuilibër.
 - Në ekuilibër, përqendrime të reaktantëve dhe produkteve janë të barabarta.
 - Në ekuilibër, shpejtësitë e reaksioneve të drejta dhe të kundërta janë të barabarta.
 - Ekuilibri kimik mund të vendoset vetëm në temperaturë më të lartë.

10 p.

- Cila nga gjendjet e mëposhtme të ekuilibrit ka më shumë produkte në përzierjen e ekuilibrit?

a) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$	$K_c = 2$
b) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HBr}(\text{g})$	$K_c = 1 \cdot 10^{10}$
c) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$	$K_c = 1 \cdot 10^{18}$

5 p.

- Duke u bazuar në formulën për konstantën e ekuilibrit kimik, shkruani ekuacionin kimik të reaksionit, dhe shkruani gjendjet agregate të të gjithë substancave pjesëmarrëse!

$$K_c = \frac{[c(\text{NH}_3)]^2 \cdot [c(\text{H}_2\text{O})]^4}{[c(\text{NO}_2)]^2 \cdot [c(\text{H}_2)]^7}$$

5 p.

- Për ekuilibrin në vazhdim $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$ tregoni se si ndryshon gjendja e ekuilibrit dhe vlera e K_c kur temperatura ulet!

Ekuilibri zhvendoset në të	Vlera e K_c
a) majtë	zvogëlohet
b) majtë	rritet
c) djathtë	zvogëlohet
d) djathtë	rritet

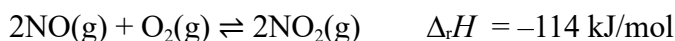
5 p.

- Çfarë roli ka futja e katalizatorit në procesin Haber-Bosh për sintezën e amoniakut në shpejtësinë e formimit të NH_3 dhe sasinë e NH_3 të formuar?

shpejtësia e përfitimit të NH_3	Sasia e përfituar e NH_3
a) rritet	rritet
b) rritet	zvogëlohet
c) rritet	nuk ka ndryshim
d) nuk ka ndryshim	rritet

5p.

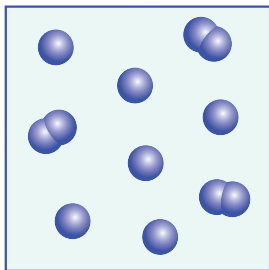
- Cilat vlera të temperaturës dhe presionit do të mundësojnë formimin e sasisë më të madhe të dioksidit të azotit? Ekuacioni termokimik është



Temperatura	Shtypja
e ulët	e ulët
e ulët	e lartë
e lartë	e lartë
e lartë	e ulët

5 p.

7. Diagrami tregon reaksionin e paraqitur të ekuacionit ekuilibruar $2A(g) \rightleftharpoons A_2(g)$. Presioni i sistemit zvogëlohet, gjë që çon në ndryshim të përqendrimeve të substancave pjesëmarrëse. Si do të ndryshojnë përqendrime të A dhe A_2 kur të vendoset ekuilibër i ri? Paraqiteni këtë nëpërmjet diagramit!



5 p.

8. Në një enë me vëllim prej 2,5 L në 25 °C, ka 0.1 mol NO_2 dhe 0,0276 mol NO_2 . Llogaritni konstanten e ekuilibrit për reaksionin e paraqitur me ekuacionin kimik $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$!

10 p.

9. Konstanta e ekuilibrit për sistemin e ekuilibrit $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ në 800 K është $7,9 \cdot 10^4$ L/mol. Përqendrimi i SO_2 është $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L, dhe i O_2 është $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Llogaritni përqendrimin ekuilibruar të SO_3 !

10 p.

10. Për sistemin e ekuilibrit të paraqitur me ekuacionin termokimik



përgjigjuni pyetjeve të mëposhtme:

I. Shkruani formulën e konstantës ekuilibruese!

II. Përcaktoni njësitë e konstantës së ekuilibrit!

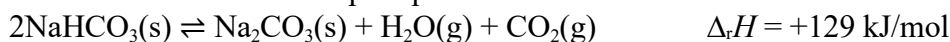
III. Përcaktoni drejtimin e zhvendosjes së ekuilibrit kimik nëse:

- sasia e ozonit zvogëlohet
- temperatura rritet
- presioni zvogëlohet
- shtohet katalizatori

IV. A është ky ekuilibër homogjen apo heterogjen?

20 p.

11. Për sistemin e ekuilibrit të paraqitur me ekuacionin termokimik



përgjigjuni pyetjeve të mëposhtme:

I. Shkruani formulën e konstantës ekuilibruese!

II. Përcaktoni njësitë e konstantës së ekuilibrit!

III. Përcaktoni drejtimin e zhvendosjes së ekuilibrit kimik nëse:

- sasia e dioksidit të karbonit zvogëlohet
- shtohet sasi e caktuar e $NaHCO_3$
- temperatura zvogëlohet
- presioni zvogëlohet

IV. A është ekuilibër homogjen apo heterogjen?

20 p.



PËRMBLEDHJE

- Ekuilibri kimik është dinamik, që do të thotë se grimcat e reaktantit dhe produktit ndryshojnë vazhdimisht në njëra-tjetrën, që do të thotë se shpejtësitë e reaksionit të drejtë dhe kundërt janë të barabarta.
- Në ekuilibër homogjen, të gjithë substancat pjesëmarrëse janë në të njëjtën fazë; përndryshe, është ekuilibër heterogjen.
- Konstanta e ekuilibrit kimik paraqet raportin në mes prodhimit të përqendrimeve sasiore të produkteve dhe prodhimit të përqendrimeve sasiore të reaktantëve, ku secila substancë fuqizohet në koeficientin përkatës stekiometrik.
- Njësia për konstantën e ekuilibrit të një reaksioni të caktuar varet nga koeficientët stekiometrikë që gjindet para secilës substancë pjesëmarrëse në ekuacionin kimik.
- Faktorët që ndikojnë në ekuilibrin kimik janë përqendrimi, presioni dhe temperatura. Katalizatorët nuk e zhvendosin ekuilibrin, por përkundrazi lejojnë që ekuilibri të zhvillohet (vendoset) më shpejt.
- Duke rritur përqendrimin e njërit prej reaktantëve ose duke ulur përqendrimin e njërit prej produkteve, ekuilibri zhvendoset në të djathtë (dhe fitohen më shumë produkte). Ekuilibri zhvendoset në të majtë (fitohen më shumë reaktantë) nëse përqendrimi i njërit prej produkteve në sistem rritet ose nëse përqendrimi i njërit prej reaktantëve zvogëlohet.
- Rritja e presionit favorizon reaksionin në të cilin sasia e përgjithshme e substancave pjesëmarrëse të gaztë zvogëlohet (vlerë më e vogël e koeficientëve stekiometrikë), dhe ulja e presionit favorizon reaksionin në të cilin sasia e përgjithshme e substancave pjesëmarrëse të gaztë rritet (vlerë më e madhe e koeficientëve stekiometrikë).
- Rritja e temperaturës favorizon reaksionin endotermik, dhe ulja e temperaturës favorizon reaksionin ekzotermik. Me rritjen e temperaturës, vlera e K_c rritet për reaksionin endotermik, dhe zvogëlohet për reaksionin ekzotermik.
- Sipas parimit të Le Shatellie-Braun-it, nëse mbi një sistem që ndodhet në gjendje ekuilibri vepron një faktor i jashtëm, gjendja e ekuilibrit prishet. Si pasojë, në sistem ndodhin ndryshime që i kundërvihen veprimit të këtij faktori, derisa të vendoset një gjendje e re ekuilibri.

6. REAKSIONET OKSIDO-REDUKTUESE

Pas mësimit të kësaj teme, do të jeni në gjendje të:

- ërcaktoni dhe zbatoni rregullat për përcaktimin e numrave oksidues;
- përcaktoni dhe identifikoni, reaksionin redoks, oksidimin, reduktimin, mjetin oksidues dhe reduktues duke u bazuar në ekuacion kimik, dhe të barazoni ekuacionet e reaksionit redoks me skemën elektronike;
- shpjegoni vetitë e reduktimit të metaleve në reaksionet me acide, gjegjësishtë tretësira të kripërave të metaleve të tjera, duke përdorur vargun e potencialit elektrokimik të metaleve dhe të paraqitni reaksionet me barazime kimike.



PËRMBAJTJA:

- 6.1 Numrat oksidues
- 6.2 Reaksionet oksido-reduktuese
- 6.3 Vargu elektrokimik i metaleve

6.1 NUMRAT OKSIDUES

NUMRAT OKSIDUES

Shumë reaksione kimike ndodhin si rezultat i shkëmbimit të elektroneve. Reaksione të tilla quhen **reaksione të oksido-reduktimit (ose reaksione redoks)** dhe kanë rëndësi të madhe, pasi ato formojnë bazën e reaksioneve të shumta në natyrë dhe në jetën e përditshme. Reaksionet redoks përfshijnë: djegien e karburanteve, ndryshkjen e metaleve, frymëmarrjen në organizmat e gjallë, fotosintezën, reaksionet që zhvillohen në bateri, etj.

Nocionet:

numri oksidues

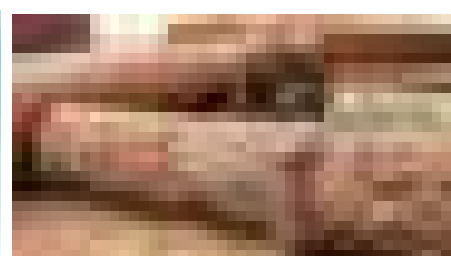
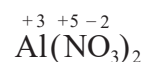
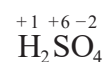
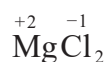


Figura 6.1 Reaksionet redoks që hasen në jetën e përditshme

Për ta bërë më të lehtë studimin dhe përshkrimin e reaksioneve të tilla, prezantohet koncepti i **numrit të oksidimit - numër që u atribuohet atomeve të elementeve të ndryshme në një molekulë, jon ose në një njësi formulore të caktuar**. Numri i oksidimit lidhet me konceptet e valencës dhe ngarkesës elektrike, por nuk është i njëjtë me to. Ai paraqet numrin formal të ngarkesave që do të kishte një atom në një formulë të caktuar, nëse elektronet do të transferoheshin plotësisht në atomin më elektronegativ, domethënë nëse supozohet se lidhjet janë plotësisht jonike. Ndonjëherë nuk flasim vetëm për numrin e oksidimit të atomeve të një elementi në një njësi të caktuar, por edhe për numrin e oksidimit të vetë elementit.

Numri i oksidimit mund të ketë vlera pozitive dhe negative, si dhe vlerën zero. Ai shkruhet sipër simbolit të elementit, në atë mënyrë ku shenja (pozitive ose negative) shkruhet para numrit, dhe pastaj vlera e saj numerike shkruhet me numër arab. Për shembull:



Vlerat e numrave të oksidimit mund të përcaktohen duke zbatuar disa rregulla të thjeshta:

- 1) Numrat e oksidimit të atomeve të substancave të thjeshta (elementare) janë të barabartë me zero.
- 2) Numrat e oksidimit të joneve monoatomike janë të barabartë me ngarkesën elektrike relative të joneve.
- 3) Numrat e oksidimit të atomeve të metaleve alkaline në komponimet e tyre janë gjithmonë të barabartë me +1.

Numri i oksidimit quhet edhe gjendja e oksidimit ose shkalla e oksidimit.

- 4) Numrat e oksidimit të atomeve të metaleve alkalino toksore në komponimet e tyre janë gjithmonë të barabartë me +2.
- 5) Numri i oksidimit i atomit të fluorit në komponimet e tij është gjithmonë i barabartë me -1.
- 6) Numri i oksidimit i atomit të oksigjenit në komponimet e tij është më shpesh i barabartë me -2.
- 7) Numri i oksidimit i atomit të hidrogjenit në komponimet e tij është më shpesh i barabartë me +1.
- 8) Shuma e numrave të oksidimit të të gjithë atomeve në një komponim (molekulë ose njësi formule) është e barabartë me zero, ndërsa në një jon poliatomik është numerikisht e barabartë me ngarkesën e tij relative.

Përjashtime:

peroksido, p.sh. $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$,
 superoksido, p.sh. $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+1}{\text{O}}_2$,
 difluorur oksigjeni $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$
 hidride, p.sh. $\overset{+1}{\text{Li}}\overset{-1}{\text{H}}$

Shembulli 6.1.

Sa është numri i oksidimit të secilit atom në: Na, O_2 , O^{2-} dhe Na_2O ?

Zgjidhje:

Simbolet e Na dhe O_2 i referohen substancave të thjeshta, kështu që në këto dy raste numri i oksidimit do të jetë 0.

Mund të shkruhet: $\overset{0}{\text{Na}}$ dhe $\overset{0}{\text{O}_2}$

Shenja simbolike O^{2-} tregon një jon monatomik. Nga rregulli i dytë rrjedh se numri i oksidimit të oksigjenit është -2 dhe mund të shkruhet $\overset{-2}{\text{O}^{2-}}$. Është e nevojshme t'i kushtohet vëmendje ndryshimit në mënyrën e shkrimit të numrave të oksidimit dhe ngarkesave të joneve. Numri i oksidimit shkruhet mbi simbolin e elementit, së pari shenja dhe pastaj shifra përkatëse. Ngarkesa shkruhet në pjesën e sipërme djathtas mbi simbolin, duke shkruar së pari shifrën dhe pastaj shenjën. Kur kemi ngarkesë +1, shifra 1 nuk shkruhet por shkruhet vetëm ngarkesa pozitive.

Komponimi i Na_2O përbëhet nga dy elemente: natriumi, si metal alkaline numri i oksidimit të të cilit është +1, dhe oksigjeni, numri i oksidimit të të cilit është -2. Prandaj, mund të shkruhet si $\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-2}{\text{O}}$.



Mendo dhe përgjigju:

1. Cili është ndryshimi midis numrit të oksidimit dhe ngarkesës?
2. Cili është numri i oksidimit të secilit atom në vijim: Ca, F₂, F⁻ dhe CaF₂?

PËRCAKTIMI I NUMRAVE TË OKSIDIMIT

Numrat e oksidimit mund të përdoren për të përcaktuar nëse një reaksion është redoks. Përcaktimi i numrave të oksidimit të atomeve në një molekulë, jon ose njësi formule të caktuar mund të bëhet relativisht thjesht duke zbatuar rregullat për përcaktimin e numrave të oksidimit. Numrat e oksidimit jepen në tabelën e Sistemit Periodik të Elementeve. Në versione të ndryshme të kësaj table, vlerat e numrave të oksidimit mund të gjenden në vende të ndryshme në kutinë për elementin përkatës.

24	kromi	1,66
6,3,2		
Cr	2672 1857 7,19	Numrat e oksidimit
[Ar]3d ⁵ 4s ¹	51,996	

Nëse numrat e oksidimit të atomeve të elementeve në një njësi të caktuar janë të njohur, mund të përcaktohet formula kimike e komponimit. Në fakt, numrat e oksidimit përdoren në emërtimin e disa komponimeve.

Shembulli 6.2.

Sa është numri i oksidimit të secilit atom në PbO_2 ?

Zgjidhje:

Numri i oksidimit i atomit të oksigjenit është -2 , ndërsa atomi i plumbit mund të ketë dy vlera të numrit të oksidimit: $+2$ dhe $+4$. Duke ditur që shuma e numrave të oksidimit të të gjitha atomeve në një komponim neutral është e barabartë me zero, numri i oksidimit i atomit të plumbit mund të llogaritet si më poshtë:

$$x \cdot 1 + (-2) \cdot 2 = 0 \qquad x = +4$$

Në një njësi të këtij komponimi ka dy atome të oksigjenit, kështu që numri i oksidimit të oksigjenit shumëzohet me 2. Nëse i shkruajmë numrat e oksidimit në vendet e duhura në formulë, kemi $\overset{+4}{\text{Pb}}\overset{-2}{\text{O}}_2$.

Shembulli 6.3.

Sa është numri i oksidimit të secilit atom në H_3PO_4 ?

Zgjidhje:

Ky është gjithashtu një komponim neutral, kështu që shuma e numrave të oksidimit të të gjitha atomeve duhet të jetë zero. Atomi i oksigjenit ka numër të oksidimit -2 , dhe atomi i hidrogjenit ka numër të oksidimit $+1$. Duke vepruar si në shembullin e mëparshëm, kemi:

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0 \qquad x = +5$$

Pra, mund të shkruhet $\overset{+1}{\text{H}}_3\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$.

Shembulli 6.4.

Sa është numri i oksidimit të secilit atom në $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

Zgjidhje:

Atomi i kaliumit ka numër oksidimi $+1$, ndërsa atomi i oksigjenit ka numër oksidimi -2 . Duke zbatuar rregullin se shuma e numrave të oksidimit të të gjitha atomeve në një komponim neutrale është zero, mund të shkruajmë:

$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0 \qquad x = +6$$

Pra, mund të shkruhet $\overset{+1}{\text{K}}_2\overset{+6}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$.

Shembulli 6.5.

Sa është numri i oksidimit të secilit atom në NO_3^- ?

Zgjidhje:

Në këtë shembull, duhet të përcaktojmë numrat e oksidimit të atomeve në një jon poliatomik. Numri i oksidimit i atomit të oksigjenit është -2 . Meqenëse kjo është një grimcë jo-neutrale, shuma e numrave të oksidimit të të gjithë atomeve nuk do të jetë e barabartë me zero, por me ngarkesën relative të jonit.

$$1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -1 \qquad x = +5$$

Sipas asaj, kemi $\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3^-$.

Shembulli 6.6.

Sa është numri i oksidimit i secilit atom në $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

Zgjidhje:

Atomi i oksigjenit ka numër oksidimi -2 . Numri i oksidimit i atomit të azotit mund të përcaktohet ose nga formula e jonit të nitratit ose nga ai i acidit nitrik. Sipas zgjidhjes së shembullit të mëparshëm, numri i oksidimit i atomit të azotit është $+5$. Tani, numri i oksidimit i atomit të bakrit mund të përcaktohet në dy mënyra.

Mënyra e parë: $1 \cdot x + 2 \cdot (+5) + 6 \cdot (-2) = 0$, односно $x = +2$

Mënyra e dytë: Joni i nitratit mund të konsiderohet si një grup i vetëm, numri i oksidimit i së cilës është -1 (numerikisht i barabartë me ngarkesën). Prandaj, $1 \cdot x + 2 \cdot (-1) = 0$ ose $x = +2$.

Shembulli 6.7.

Numri i oksidimit i atomit të hekurit në oksidin e tij është $+3$. Përcaktoni formulën empirike të këtij oksidi?

Zgjidhje:

Në këtë shembull, numrat e oksidimit janë të njohur, por jo në formulën kimike të komponimit, kështu që mund të shkruhet Fe_xO_y . Shuma e prodhimit të numrave të oksidimit të atomeve të elementeve dhe indekseve të tyre duhet të jetë e barabartë me zero. Për të përcaktuar indekset në formulë, duhet të gjeni shumëfishin më të vogël të përbashkët (SHVP) për numrat 3 dhe 2. Pastaj, vlera e SHVP pjesëtohet me numrat përkatës të oksidimit dhe gjinden indekset ($6:3 = 2$ dhe $6:2 = 3$). Formula kimike është Fe_2O_3 .

**Mendo dhe përgjigju:**

- Sa është numri i oksidimit i secilit atom në:

a) $\text{Zn}(\text{OH})_2$	e) As_2S_3
b) CrO_3	f) FeCO_3
c) H_2	g) NH_4^+
d) Na_3PO_4	h) MnO_4^-
- Në cilën substancë atomet e squfurit kanë numrin më të ulët të oksidimit?
 - acid sulfurik
 - squfur elementar
 - sulfhidrik
 - dioksid squfuri
 - sulfat kalciumi
- Renditni komponimet e mëposhtme sipas rritjes së numrit të oksidimit të azotit: N_2 , NH_3 , NO_3^- , HNO_2 dhe N_2O_4 !
- Shkruani formulat kimike të oksideve të elementeve të periodës së tretë në të cilat atomet e këtyre elementeve kanë numrin më të lartë të mundshëm të oksidimit!

6.2 REAKSIONET E OKSIDO-REDUKTIMIT

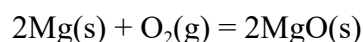
REAKSIONET REDOKS

Oksidimi dhe reduktimi

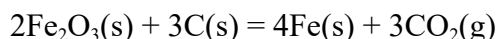
Nocionet:

reaksion oksido-reduktues/
reaksion redoks, gjysmëreaksion
oksidimi, gjysmëreaksion redu-
ktimi, mjet oksidues, mjet redu-
ktues, reaksiion i disproporci-
onimit, skema elektronike

Për një kohë të gjatë, nocioni *oksidim* nënkuptonte një proces kimik në të cilin një substancë e thjeshtë bashkohet me oksigjenin për të formuar oksid. Kështu, magnezi digjet në prani të oksigjenit, duke formuar oksidin e magnezit. Mund të themi se magnezi është oksiduar.



Procesi i kundërt, humbja e oksigjenit, konsiderohej *reduktim*. Reaksioni me hidrogjenin konsiderohej gjithashtu reduktim. Për shembull, reduktimi i xehes së hekurit në hekur kryhet me qymyr druri (karbon) dhe përfshin largimin e oksigjenit.



Oksidimi dhe reduktimi ndodhin njëkohësisht. Ashtu si oksidi i hekurit që reduktohet në hekur duke humbur oksigjenin, karboni oksidohet në dioksid karboni duke pranuar oksigjenin.

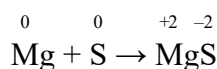
Më vonë, u zhvilluan përkufizime më gjithëpërfshirëse të oksidimit dhe reduktimit, të cilat zbatohen edhe për reaksionet që nuk përfshijnë oksigjen. Në qendër të këtyre përkufizimeve është shkëmbimi i elektroneve. Kështu, **oksidimi kuptohet si proces në të cilin lëshohen elektrone, ndërsa reduktimi proces në të cilin pranohen elektrone.**

Oksidim – lëshim i elektroneve

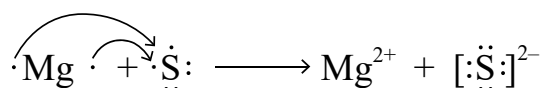
Reduktimi – pranim i elektroneve

Që të ndodhë dhënia e elektroneve, duhet të ketë një substancë, atomet e së cilës do t'i marrin këto elektrone. Reduktimi nuk mund të ndodhë nëse procesi i oksidimit nuk zhvillohet në të njëjtën kohë. Prandaj, flasim për **reaksione oksido-reduktuese** ose reaksione redoks, reaksione në të cilat elektronet barten nga njëra grimcë në grimcën tjetër. Në reaksionet redoks, ndryshojnë numrat e oksidimit të disa prej atomeve që janë pjesë e substancave pjesëmarrëse në atë reaksion.

Gjatë reaksionit të magnezit dhe squfurit, numrat e oksidimit të magnezit dhe squfurit ndryshojnë, gjë që është karakteristikë e çdo reaksioni redoks.



Në fakt, gjatë reaksionit, elektronet barten nga metali te jometali, duke formuar komponimin jonik të sulfurit të magnezit.



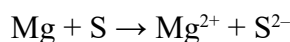
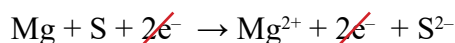
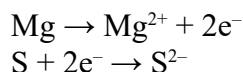
Atomi i magnezit humbë dy elektrone dhe oksidohet në jon magnezi. Në të njëjtën kohë, atomi i squfurit pranon dy elektrone dhe reduktohet në jon sulfuri. I gjithë procesi mund të paraqitet nga ekuacionet e dy gjysmëreaksioneve: një gjysmëreaksion oksidimi dhe një gjysmëreaksion reduktimi.

gjysmëreaksion i oksidimit: $\text{Mg} \xrightarrow{-2e^-} \text{Mg}^{2+}$ ose $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$ (lëshon elektrone)

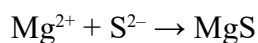
gjysmëreaksion i reduktimit: $\text{S} \xrightarrow{+2e^-} \text{S}^{2-}$ ose $\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ (pranon elektrone)

Vërehet se në gjysmëreaksionin e oksidimit, numri i oksidimit të atomit rritet, dhe në gjysmëreaksionin e reduktimit, numri i oksidimit të atomit zvogëlohet.

Në përgjithësi, numri i elektroneve të dhëna dhe të pranuar duhet të jetë i barabartë. Meqenëse kjo është e vërtetë për reaksionin midis magnezit dhe squfurit, mund të mbledhim dy ekuacionet për gjysmëreaksionet e oksidimit dhe reduktimit dhe të shkruajmë një ekuacion të përgjithshëm për reaksionin.

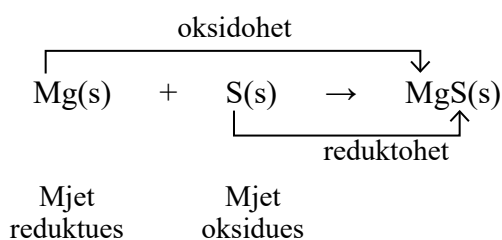


Jonet e magnezit dhe sulfurit kombinohen për të formuar formulën e komponimit të sulfurit të magnezit.



Mjetet oksiduese dhe reduktuese

Në çdo reaksion redoks, substanca që oksidohet (duke liruar elektrone) quhet **mjet reduktues** sepse redukton substancën tjetër me të cilën reagon. Numri i oksidimit të njërit prej atomeve në mjetin reduktues rritet. Substanca që reduktohet (duke pranuar elektrone) oksidon reaktantin tjetër dhe për këtë arsye është **mjet oksidues**. Numri i oksidimit të njërit prej atomeve në mjetin oksidues zvogëlohet. Kështu, magnezi redukton squfurin dhe vetë oksidohet. Squfuri oksidon magnezin dhe vetë reduktohet.



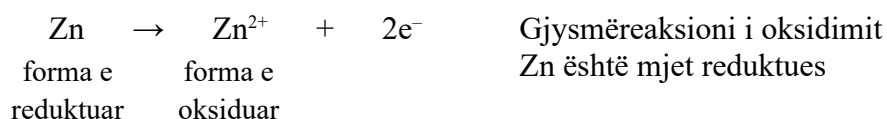
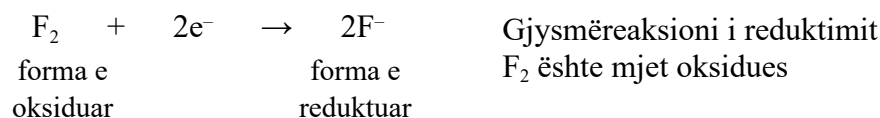
Nocione	Numri oksidues i atomit të dhënë	Elektronet
Oksidim	rritet	lirohen
Reduktim	zvogëlohet	pranohen
Mjet oksidues	zvogëlohet	pranohen
Mjet reduktues	rritet	lirohen

Aftësitë e oksidimit dhe reduktimit të substancave të ndryshme janë të ndryshme. Disa substanca mund të jenë vetëm mjet oksidues, disa vetëm mjet reduktues dhe disa të tjerë si mjet oksidues ashtu edhe reduktues. Kjo mund të konkludohet duke u bazuar në konfiguracionin elektronik dhe numrat e mundshëm të oksidimit. Një substancë në të cilën atomi i një elementi të caktuar ka numërin maksimal të oksidimit mund të jetë vetëm mjet oksidues, dhe një substancë në të cilën atomi i një elementi të caktuar ka numër minimal të oksidimit mund të sillet vetëm si mjet reduktues. Për shembull, azoti mund të ketë numrat e oksidimit nga -3 në +5, kështu që në varësi të numrit të oksidimit, komponimet e tij do të sillen si mjet oksidues ose reduktues.

NH ₃	N ₂ H ₄	NH ₂ OH	N ₂	N ₂ O	NO	NO ₂ ⁻	NO ₂	NO ₃ ⁻
-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5
Vetëm mjete reduktuese			Edhe mjete okiduese edhe reduktuese				Vetëm mjete oksiduese	

Figura 6.2 Shembuj të komponimeve të azotit me numra të ndryshëm oksidimi

Fluori mund të ketë dy gjendje oksidimi, 0 dhe -1, dhe zinku gjithashtu mund të ketë dy, 0 dhe +2. Kjo do të thotë që kur zinku dhe fluori reagojnë, fluori do të jetë mjete oksidues (numri i tij i oksidimit ndryshon nga 0 në -1), dhe zinku do të jetë mjete reduktues (ai ndryshon numrin e tij të oksidimit nga 0 në +2).



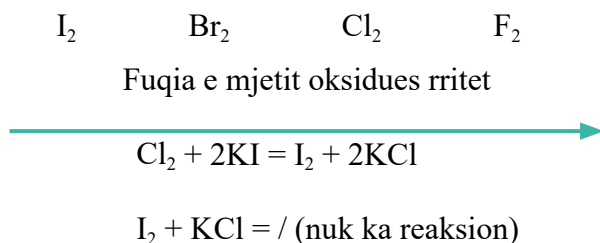
Çifti i elementeve që e përbëjnë formën e oksiduar dhe të reduktuar të një lloji të atomit quhet **çifti redoks**. Çifti redoks shkruhet duke e shkruajtur së pari formën e oksiduar, pastaj formën e reduktuar. Për shembull, $F_2/2F^-$ dhe Zn^{2+}/Zn .

Mjete të forta oksiduese janë substancat që kanë tendencë të pranojnë lehtësisht elektrone, d.m.th., kanë atome me numra të lartë të oksidimit. Jometalet janë kryesisht mjete të forta oksiduese sepse pranojnë lehtësisht elektrone (kanë vlerë të lartë të elektronegativitetit). Të tillë janë fluori, klori, bromi, jodi, oksigjeni, ozoni, etj.

Fluori ka një afinitet të lartë elektronik dhe vlerën më të lartë të elektronegativitetit, kështu që është mjeti më i fortë oksidues. Mjeti i fortë oksidues shndërrohet në mjet reduktues të dobët, kështu që jonet e fluorit do të jenë mjet reduktues të dobët.

Substanca të tjera që konsiderohen mjet të fortë oksidues janë: permanganatet (p.sh. $KMnO_4$), dikromatet (p.sh. $K_2Cr_2O_7$), kloratet (p.sh. $KClO_3$), perkloratet (p.sh. $NaClO_4$), acidet që kanë veti oksiduese (p.sh. HNO_3 dhe H_2SO_4) etj.

Dallimet në forcën e mjeteve oksiduese mund të ilustrohen nga reaksionet në të cilat ata hyjnë. Në substancat e thjeshta të formuara nga elemente të periodës së njëjtë, vetitë oksiduese rriten me rritjen e numrit atomik të elementit. Brenda një grupi në Tabelën e Sistemit Periodik, vetitë oksiduese, si rregull, ulen me rritjen e numrit atomik të elementit. Për shembull, fluori mund të zhvendosë të gjithë elementët halogjenë poshtë tij në grupin e halideve përkatëse. Klori mund të zhvendosë si bromin ashtu edhe jodin, dhe bromi zhvendos vetëm jodin.



Mjete të forta reduktuese janë substancat që lirojnë lehtësisht elektrone. Metalet reaktive janë shembuj të mjetëve të fortë reduktues. Për shembull, litiumi mund të oksidohet në jone të litiumit. Jonet e litiumit nuk kanë afinitet për të pranuar elektrone, kështu që ato janë mjete të dobëta oksiduese. Sipas forcës së tyre si mjetë reduktues, metalet renditen në të ashtuquajturin varg elektrokimik të metaleve, i cili do të diskutohen më vonë.

Përveç metaleve, mjete të mira reduktuese janë edhe hidrogjeni, karboni elementar, monoksidi i karbonit, sulfhidriku, amoniaku dhe substanca të tjera që përmbajnë atome me numër të ulët oksidimi.

Mjete reduktuese	Mjete oksiduese
Li	Li ⁺
K	K ⁺
Ca	Ca ²⁺
Na	Na ⁺
Mg	Mg ²⁺
Al	Al ³⁺
Zn	Zn ²⁺
Cr	Cr ³⁺
Fe	Fe ²⁺
Ni	Ni ²⁺
Sn	Sn ²⁺
Pb	Pb ²⁺
H ₂	H ₃ O ⁺
H ₂ S	S
Cu	Cu ²⁺
I ⁻	I ₂
MnO ₄ ²⁻	MnO ₄ ⁻
Fe ²⁺	Fe ³⁺
Hg	Hg ₂ ²⁺
Ag	Ag ⁺
NO ₂ ⁻	NO ₃ ⁻
Br ⁻	Br ₂
Mn ²⁺	MnO ₂
SO ₂	H ₂ SO ₄ (përq.)
Cr ³⁺	Cr ₂ O ₇ ²⁻
Cl ⁻	Cl ₂
Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻
F ⁻	F ₂

Rritet forca

Rritet forca

Figura 6.3 Forca relative e mjetëve reduktues dhe oksidues

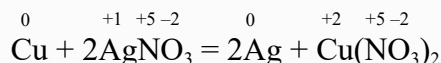
Shembulli 6.8.

Për reaksionin e zëvendësimit të paraqitur nga ekuacioni

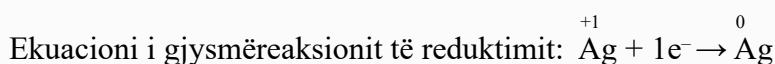
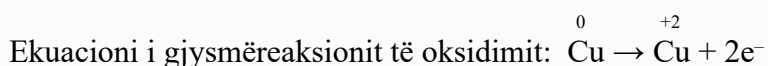
$\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ shkruani ekuacionet e gjysmë-reaksioneve të oksidimit dhe reduktimit, përcaktoni atomet e elementit që oksidohet dhe atë që reduktohet, dhe tregoni se cila substancë është mjete oksidues dhe cili është mjete reduktues!

Zgjidhje:

Së pari, duhet të përcaktohen numrat e oksidimit të atomeve të të gjithë elementëve.

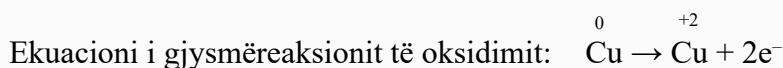


Ekuacionet e gjysmëreaksionit mund të shkruhen si më poshtë:



Meqenëse numri i elektroneve të pranura dhe të liruara duhet të jetë i njëjtë, ekuacioni i dytë duhet të shumëzohet me dy.

Kemi:



Vërehet se atomet e bakrit rrisin numrin e tyre të oksidimit, që do të thotë se oksidohen. Prandaj, bakri është mjete reduktues. Numri i oksidimit të atomeve të argjendit zvogëlohet (ato reduktohen), kështu që nitrati i argjendit është mjete oksidues.

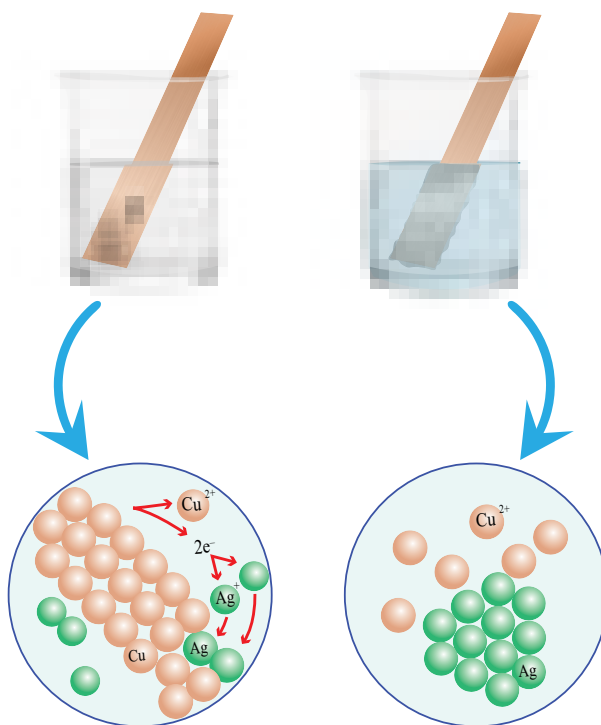
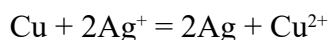
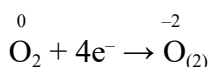
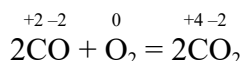


Figura 6.4 Reaksioni redoks në mes bakrit dhe tretësirës së nitratit të argjendit

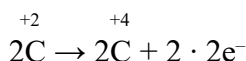
Ndonjëherë, për paraqitjen e reaksionit redoks përdoren ekuacionet jonike të shkurtuara, duke i paraqitur vetëm elementet që ndryshojnë numrat e oksidimit. Kështu, ekuacioni për reaksionin midis nitratit të bakrit dhe argjendit mund të shkruhet si:



Reaksionet redoks zhvillohen edhe ndërmjet komponimeve kovalente, pra në rastet kur nuk ka kalim të plotë të elektroneve. Për shembull, gjatë reaksionit të monoksidit të karbonit dhe oksigjenit, ndodhin reaksione të oksidimit dhe reduktimit.



Gjysmëreaksioni i reduktimit
O₂ është mjet oksidues



Gjysmëreaksion i oksidimit
CO është mjet reduktues

Përveç reaksioneve të sintezës dhe zëvendësimit, reaksionet redoks përfshijnë edhe një numër të madh të reaksioneve të analizës.

Aktivitet

Hulumtoni shembuj të mjeteve oksiduese dhe reduktuese të përdorur në produktet e pastrimit dhe në proceset biologjike të organizmave të gjallë!



Mendo dhe përgjigju:

- Për secilin nga ekuacionet e mëposhtme të reaksionit, përcaktoni numrat e oksidimit të atomeve të të gjithë elementëve dhe më pas përcaktoni se cilat ekuacione janë reaksione redoks!
 - $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
 - $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$
 - $\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} = 2\text{HCl} + \text{Br}_2$
 - $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 = 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- Për secilin nga reaksionet redoks në shembullin e mëparshëm:
 - përcaktoni atomet e elementit që oksidohet dhe atë që reduktohet
 - shkruani ekuacionet e gjysmëreaksioneve të oksidimit dhe të reduktimit
 - përcaktoni se cila substancë është mjet oksidues dhe cila është mjet reduktues
- Cili **nuk mund** të jetë mjet oksidues?
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 - MnO_4^-
 - Br^-
 - Cl_2

BARAZIMI I REAKSIONEVE REDOKS

Gjatë barazimit të reaksioneve kimike, është e rëndësishme që numri i atomeve në anën e majtë të jetë i barabartë me numrin e atomeve në anën e djathtë të barazimit, në përputhje me ligjin e ruajtjes së masës. Kur bëhet fjalë për barazimet e reaksioneve redoks, ekziston një kriter shtesë - numri i elektroneve të pranuar dhe të liruara duhet të jetë i barabartë. Prandaj, kur barazohen barazimet e reaksioneve redoks, përdoret e ashtuquajtura skemë elektronike. Kur barazohen barazimet e reaksionit redoks, ndiqen disa hapa:

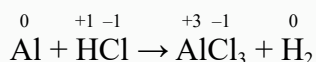
- 1) Përcaktohen numrat e oksidimit të atomeve të të gjithë elementëve dhe gjenden ato atome numrat e oksidimit të të cilëve ndryshohen.
- 2) Shkruhet skema elektronike si më poshtë:
 - Shkruhen ekuacionet e gjysmë-reaksioneve të oksidimit dhe reduktimit, dhe nëse ka indeks në formulën kimike përveç simbolit të elementit, atëherë shkruhet edhe indeksi.
 - Shkruhen numrat e oksidimit mbi simbolet përkatëse të elementit.
 - Gjindet shumëfishi më i vogël i përbashkët (SHVP) të elektroneve të liruara, përkatësisht të pranuar.
 - Duke pjesëtuar vlerën e SHVP me numrin e elektroneve të lëshuara, gjegjësisht të pranuar, gjinden koeficientët përkatës.
- 3) Këta koeficientë shkruhen në ekuacionin kimik të pabarazuar përpara simboleve dhe formulave përkatëse të elementeve që kanë pësuar oksidim ose reduktim të plotë.
- 4) Duke mos ndryshuar këta koeficientë, barazohet reaksioni kimik. Zakonisht, atomet e hidrogjenit dhe oksigjenit barazohen të fundit.
- 5) Kontrollon numri i atomeve të secilit lloj dhe ngarkesa e përgjithshme në të dyja anët e barazimit.

Shembulli 6.9.

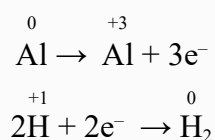
Brazoni ekuacionin:
 $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2!$

Zgjidhje:

Më parë duhet të gjenden numrat oksidues të të gjithë atomeve të elementeve.

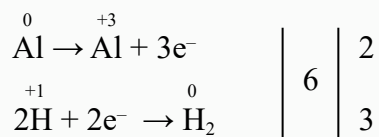


Pastaj, ndërtohet skema elektronike duke përdorur ekuacionet e gjysmëreaksioneve të oksidimit dhe reduktimit.

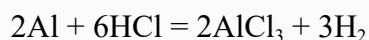


Te simboli i elementit të hidrogjenit, në anën e djathtë të ekuacionit kemi indeksin 2, kështu që e shkruajm para elementit të hidrogjenit te ekuacioni i gjysmëreaksionit. Meqenëse numri i atomeve në anët e majta dhe të djathta duhet të jetë i barabartë, shënohet koeficienti 2 para simbolit të elementit të hidrogjenit në të majtë. Kjo tregon numrin "e përgjithshëm" të oksidimit të atomeve. Për shkak të kësaj, fitohen gjithsej dy elektrone.

Pastaj, gjendet SHVP për numrin e elektroneve të pranuar dhe të liruara (domethënë, numri 6) dhe përcaktohen koeficientët e mundshëm që duhet të vendosen në ekuacionin e pabarazuar.



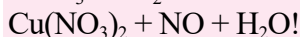
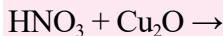
Pra, para Al dhe AlCl₃ duhet të vendoset koeficienti 2, para H₂ koeficienti 3, dhe para HCl koeficienti 6 (3 · 2).



Në fund, kontrollojmë numrin e atomeve të secilit lloj dhe ngarkesën e përgjithshme në të dyja anët e ekuacionit. Në këtë rast, ka dy atome alumini, gjashtë atome hidrogjeni dhe gjashtë atome klori në secilën anë të ekuacionit, dhe ngarkesa e përgjithshme është zero. Pra, ekuacioni është i barazuar.

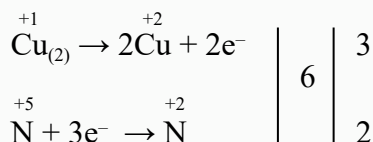
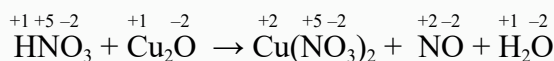
Shembulli 6.10.

Barazoni ekuacionin:



Zgjidhje:

Gjenden numrat e oksidimit dhe shkruhet skema elektronike në mënyrë të ngjashme si në shembullin e mëparshëm.



Prandaj, para Cu₂O duhet të vendoset koeficienti 3, kurse para Cu(NO₃)₂ koeficienti 6 (3 · 2). Nga barazimi mund të vërehet se një pjesë e azotit nga acidi azotik është reduktuar (deri në monoksid azoti), por një pjesë e azotit nuk e ka ndryshuar numrin e oksidimit (numri i oksidimit i azotit si në acidin azotik, ashtu edhe në nitratin e bakrit(II) është +5). Meqenëse një pjesë e joneve nitrate nuk kanë pësuar ndryshim redoks, nuk vendoset koeficienti 2 para formulave të substancave që përmbajnë jone nitrate. Kështu për momentin fitohet barazimi:



Më tej, barazimi baraspeshohet duke numëruar atomet e çdo lloji në të dyja anët. Së fundi, barazimi i baraspeshuar është:



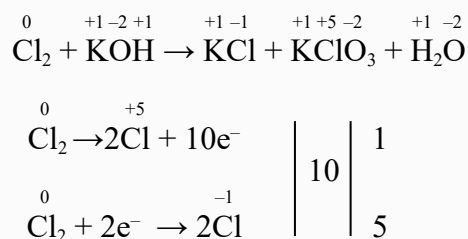
Lloj i veçantë i reaksioneve redoks janë **reaksionet e disproporcionimit**. Në këto reaksione, atomet e të njëjtit element oksidohen dhe reduktohen njëkohësisht, kështu që e njëjta substancë vepron si mjet reduktues dhe si mjet oksidues. Në produkte, gjinden komponime që përmbajnë atome të këtij elementi me numra të oksidimit më të lartë dhe më të ulët.

Shembulli 6.11.

Barazoni ekuacionin:

**Zgjidhje:**

Ky është një shembull i ekuacionit të reaksionit të disproporcionimit, në të cilin atomet e klorit oksidohet (numri i oksidimit ndryshon nga 0 në +5) dhe njëkohësisht reduktohet (numri i oksidimit ndryshon nga 0 në -1).



Koeficientët e përftuar nga skema elektronike vendosen në mënyrë të ngjajshme si shembulli paraprak para formulave të produkteve, përkatësisht 2 para KClO_3 ($2 \cdot 1$) dhe 10 para KCl ($2 \cdot 5$). Pra, në anën e djathtë tani ka gjithsej 12 atome të klorit, që dttë se në anën e majtë duhet të shënohet koeficienti 6 para formulës së reaktantit (Cl_2) që të barazohet klori. Kështu, për momentin fitohet:



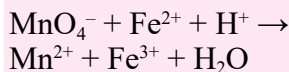
Pas barazimit të pjesës së mbetur të ekuacionit kimik, përfundimisht fitohet:



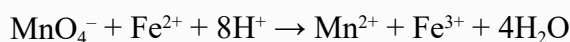
Në ekuacionin kimik të barazuar, të gjithë koeficientët janë numra çift, kështu që mund të pjesëtohen me 2. Zakonisht, në ekuacionet kimike të barazuara, shkruhen koeficientët më të vegjël të numrave të plotë, përveç nëse ka arsye të veçantë për të vepruar ndryshe. Pra:

**Shembulli 6.12.**

Barazoni ekuacionin:

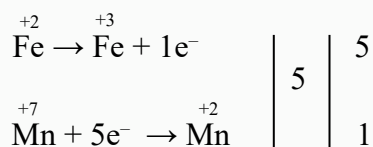
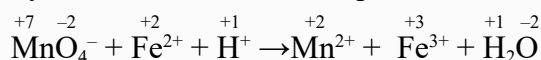
**Zgjidhje:**

Ekuacionet e reaksionit redoks mund të shkruhen edhe në formë jonike, si në këtë ekuacion. Nëse ky ekuacion barazohet pa skemë elektronike, kemi:

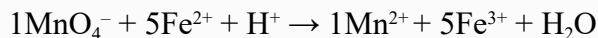


Në këtë ekuacion të barazuar, numri i atomeve të secilit lloj në të dy anët e ekuacionit është i barabartë, por ngarkesa totale nuk është e barabartë. Prandaj, rekomandohet gjithmonë të barazoni ekuacionet redoks duke përdorur skemë elektronike.

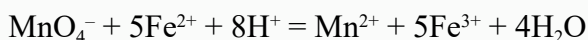
Përcaktohen numrat e oksidimit dhe shkruhet skema elektronike në të njëjtën mënyrë si në shembullin e mëparshëm.



Duke zëvendësuar koeficientët në vendet e duhura në ekuacion, kemi:



Koeficienti 1 zakonisht nuk shkruhet në ekuacionet kimike, por gjatë barazimit është mirë të shkruhet për të pasur parasysh se ky koeficient nuk duhet të ndryshojë. Pasi të barazohet numri i atomeve të oksigjenit dhe hidrogjenit, ekuacioni i barazuar do të jetë:



Së fundmi, duhet të kontrolloni nëse ngarkesa e përgjithshme në të dy anët e ekuacionit është e barabartë.

Majtë: $1 \cdot (-1) + 5 \cdot (+2) + 8 \cdot (+1) = +17$ Djathtë: $1 \cdot (+2) + 5 \cdot (+3) + 4 \cdot 0 = +17$



Mendo dhe përgjigju:

- Cili nga ekuacionet kimike të mëposhtme paraqet reaksion të disproporcionimit?
 - $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 - $\text{As} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
 - $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
 - $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- Barazoni ekuacionet nga pyetja e mëparshme duke përdorur skemën elektronike!
- Barazoni ekuacionet e mëposhtme në formën jonike duke përdorur skemën elektronike!
 - $\text{S}^{2-} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{S} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{I}^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnO}_2 + \text{OH}^-$
 - $\text{SO}_3^{2-} + \text{IO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

6.3 VARGU ELEKTROKIMIK I METALEVE

VARGU ELEKTROKIMIK I METALEVE

Nocionet:

varg elektrokimik i metaleve

Vargu elektrokimik i metaleve njihet edhe si vargu i potenci-aleve të tyre standarde.

Metalet ndryshojnë nga njëri-tjetri në bazë të disa vetive: ngjyra, gjendja agregate, dendësia, temperaturat e shkrirjes dhe të vlimit, përçueshmëria elektrike dhe termike, etj. Përveç vetive fizike, metalet ndryshojnë edhe në sjelljen kimike, domethënë në tendencën e tyre për të liruuar elektrone dhe për të marrë pjesë në reaksionet redoks. Prandaj, metalet ndryshojnë edhe në forcën e tyre si mjete reduktuese, gjë që u lejon atyre të radhitën në një varg elektrokimik të metaleve.

Vargu elektrokimik i metaleve është vargu që tregon reaktivitetin e tyre relativ në reaksionet redoks, në të cilat metalet radhiten sipas tendencës së tyre për të liruuar elektrone, domethënë sipas forcës së tyre si mjet reduktues.

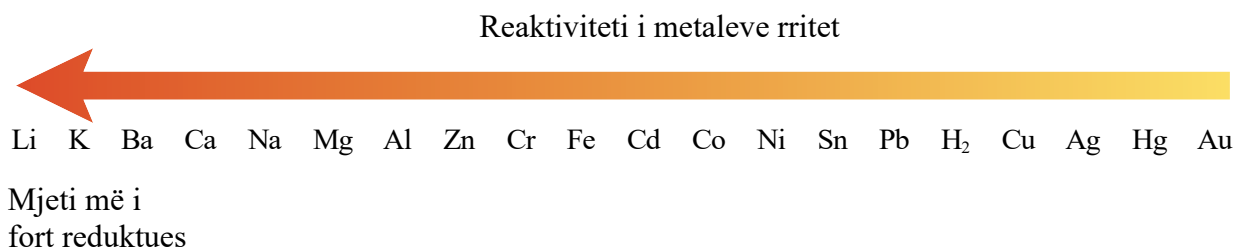
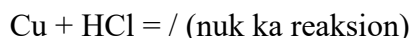
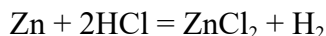
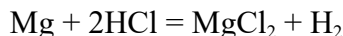
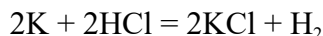


Figura 6.5 Vargu elektrokimik i metaleve

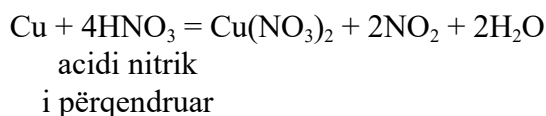
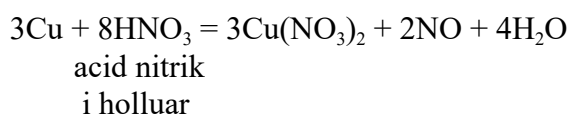
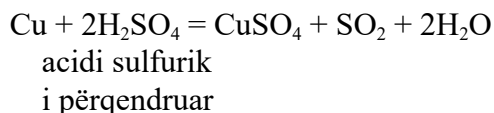
Në këtë varg gjithashtu përfshihet edhe hidrogjeni, i cili shërben si bazë për krahasimin e metaleve. Metalet që ndodhen më në të majtë të këtij vargu të paraqitur kanë vlera më të ulëta të elektronegativitetit, lirojnë elektrone më lehtë dhe janë mjete reduktuese më të forta.

Metalet në këtë varg që ndodhen para hidrogjenit reagojnë me acidet dhe zhvendosin hidrogjenin nga acidet, me ç'rastë lirohet gazi i hidrogjenit. Metalet që ndodhen pas hidrogjenit nuk e zhvendosin hidrogjenin nga acidet. Disa nga këto metale nuk reagojnë fare me acidet.

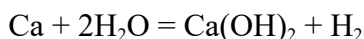
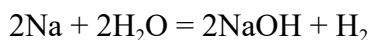
Shpejtësia dhe intensiteti i reaksionit të metaleve me acidet mund të parashikohen duke u bazuar në pozicionin e metalit në vargun elektrokimik, domethënë, distancën e tij nga hidrogjeni. Kështu, kaliumi, si një metal shumë reaktiv, do të reagojë shumë shpejt dhe shumë vrrullshëm me acidin klorhidrik. Magnezi gjithashtu do të reagojë vrrullshëm, por me më pak intensitet. Zinku do të reagojë më ngadalë, ndërsa bakri nuk do të reagojë me acidin klorhidrik.



Megjithatë, bakri mund të reagojë me acide që kanë veti oksiduese (p.sh. H_2SO_4 dhe HNO_3), por hidrogjeni nuk do të çlirohet si produktë.



Metalet alkaline dhe disa metale alkaline-tokësore janë mjete reduktuese aq të forta sa që mund të zhvendosin hidrogjenin edhe nga uji.



Vargu elektrokimik i metaleve mund të përdoret për të parashikuar sjelljen e metaleve në tretësira të kriperave të metaleve të tjera. **Metali që është mjet reduktues më i fortë mund të zhvendosë një metal tjetër që është në të djathtë të tij në vargun elektrokimik të metaleve i cili është mjet reduktues më i dobët.**

Për shembull, nëse një tel bakri vendoset në tretësirë të nitratis të argjendit, argjendi elementar fillon të precipitohet dhe tretësira bëhet blu e ndritshme për shkak të pranisë së joneve të bakrit(II) nga kripa e formuar. Kjo është e mundur sepse bakri është mjet reduktues më i fortë se argjendi dhe ndodhet para tij në vargun elektrokimik të metaleve. Nëse një copë argjendi vendoset në tretësirë të nitratis të bakrit(II), nuk do të ndodhë asnjë reaksion.

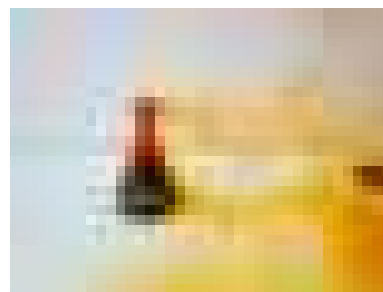
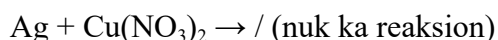
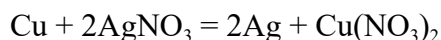


Figura 6.6 Reaksioni i bakrit me acidin nitrik të përqendruar



Aktivitet

Hulumtoni se si fitohen metalet nga xehet e tyre dhe çfarë roli luajnë reaksionet redoks në këto procese! Zgjidhni metale (për shembull: hekur, bakër, alumin, natrium ose ar) dhe përgjigjuni:

- 1) Në çfarë forme gjenden metalet në natyrë (si substanca të thjeshta ose si komponime)?
- 2) Pse disa metale mund të gjenden në natyrë në gjendje të lirë (elementare), si p.sh. ari, dhe disa të tjera jo, si p.sh. natriumi?
- 3) Cilat reaksione redoks përdoren për të fituar metale nga xehet e tyre?

Nxjerrni përfundime për lidhjen në mes reaktivitetit të metaleve, për përhapjen e tyre në natyrë dhe për metodën e përfitimit të tyre!

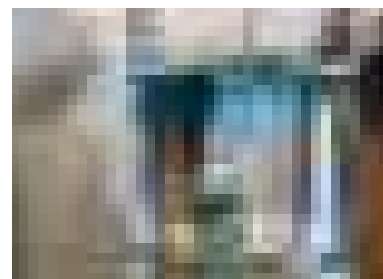


Figura 6.7 Reaksioni i bakrit me tretësirën e nitratis të argjendit



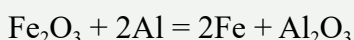
MËSO MË SHUMË



Figura 6.8 Reaksioni termik – Reaksioni në mes aluminit dhe oksidit të hekurit(III)

Vargu elektrokimik i metaleve mund të aplikohet jo vetëm në reaksionet që ndodhin në tretësirë, por edhe në reaksionet e fazës së ngurtë. Reaksionet e zëvendësimit, në të cilat një metal zhvendos një tjetër nga komponimi e tij (për shembull, një oksid), përdoren gjerësisht në metalurgji për të fituar metale të pastra nga xehet e tyre.

Reaksioni termik është një reaksion redoks i fortë ekzotermik në të cilin alumini, si metal më reaktiv dhe mjet reduktues më i fortë, zhvendos metalin tjetër nga oksidi i tij. Shembulli më i njohur është reaksioni midis oksidit të hekurit(III) dhe aluminit.



Në metalurgji, reaksioni termik përdoret për të përfutur metale që janë të vështira për t'u reduktuar me karbon (krom, mangan dhe vanadium), gjatë së cilit alumini shërben si mjet reduktues. Kjo metodë e përfutimit të metaleve njihet si aluminotermi. Përveç kësaj, reaksioni termik përdoret gjerësisht për saldimin e shinave hekurudhore, pasi hekuri i shkrirë i prodhuar në reaksion mund të bashkojë drejtpërdrejt pjesët metalike në vendin e punës, pa pasur nevojë për furra ose pajisje komplekse.

Mendo dhe përgjigju:



- Cili element në çiftet e mëposhtme është mjet reduktues më i fortë?
 - kalcium ose magnez
 - hekur ose zink
 - zink ose bakër
 - ari ose argjend
- Përcaktoni se cilat reaksione të zëvendësimit të paraqitura nga ekuacionet kimike të mëposhtme mund të zhvillohen dhe më pas parashikoni produktet. Së fundmi, barazoni ekuacionet duke përdorur skemën elektronike.
 - $\text{Ca} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
 - $\text{Fe} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$
 - $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{conc.}) \rightarrow$
 - $\text{Zn} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$
 - $\text{Mg} + \text{KCl} \rightarrow$
 - $\text{Al} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 - $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{Cu} + \text{NaNO}_3 \rightarrow$
- Disa metale, siç janë ari dhe bakri, ishin të njohura për qytetërimet e lashta, ndërsa disa të tjera, si natriumi dhe kaliumi, nuk u zbuluan deri në shekullin e 19-të. Si ndikoi reaktiviteti i metaleve dhe metoda e prodhimit të tyre në kohën e zbulimit të tyre?

TESTIMI I VARGUT ELEKTROKIMIK TË METALEVE

Vargu elektrokimik i metaleve është mjet i rëndësishëm për krahasimin e reaktivitetit të tyre dhe për parashikimin e rrjedhës së shumë reaksioneve kimike. Mund të përdoret për të përcaktuar se cilat metale lirojnë elektrone më lehtë dhe për këtë arsye janë mjet reduktues më të fortë, si dhe cilat metale mund të zhvendosin metale të tjera nga komponimet e tyre. Vargu elektrokimik mund të konfirmohet eksperimentalisht duke shqyrtuar reaksionet e metaleve me acide, duke vëzhguar nëse çlirohet gaz i hidrogjenit dhe nga reaksionet e metaleve me tretësira të kripërave të metaleve të tjera. Bazuar në eksperimente të tilla, vendoset raporti ndërmjet reaktivitetit të metaleve dhe pozicionit të tyre në serinë elektrokimike.



EJA TË HULUMTOJMË

Reaksionet e metaleve me acidet

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: katër epruveta, pincetë, mbajtëse epruvetash, fije të shkrepëses, tretësirë e acidit klorhidrik ($c = 2 \text{ mol/dm}^3$), magnez, zink, hekur, bakër, mantel, syze sigurie, doreza.

Ecuria: Mbushni katër epruveta me tretësirë të HCl deri në $\frac{1}{3}$ ose $\frac{1}{4}$ të vëllimit të tyre! Vendosni copa magnezi në epruvetën e parë, zinkun në të dytën, hekurin në të tretën dhe bakrin në të katërtën. Vini re se në cilën epruvetë zhvillohet reaksion kimik dhe ku është më i vrullshëm. Në epruvetën ku reaksioni është më i vrullshëm, fijen e shkrepëses të ndezur afër grykës së epruvetës! Çfarë vini re? Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Kur futni metale të ndryshme në tretësirë të acidit klorhidrik, vërehet se reaksioni nuk ndodh me të gjitha metalet dhe se intensiteti i tij është i ndryshëm. Bakri nuk tregon reaksion të dukshëm, ndërsa hekuri, zinku dhe magnezi shfaqin fluska si rezultat i çlirimit të gazit. Reaksioni me zinkun është më intensiv se ai me hekurin, ndërsa reaksioni më i vrullshëm ndodh me magnezin, me çlirimin e një sasive të konsiderueshme të gazit të hidrogjenit. Gaz i çliruar vërehet nga një tingull karakteristik kërcitjeje kur afrohet fija e shkrepëses së ndezur, pas së cilës gaz digjet me flakë pothuajse pa ngjyrë.

Këto vëzhgime janë në përputhje me vargun elektrokimik të metaleve, sipas së cilës magnezi, zinku dhe hekuri ndodhen para hidrogjenit dhe mund ta zhvendosin atë nga acidet, ndërsa bakri ndodhet pas hidrogjenit dhe nuk reagon me acide jo-oksiduese, siç është acidi klorhidrik.

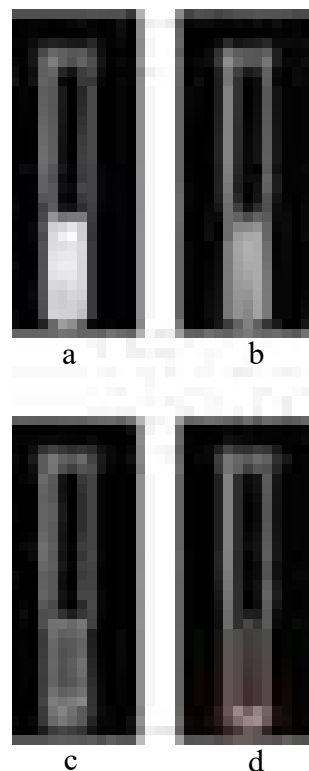
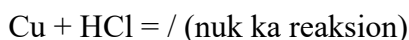
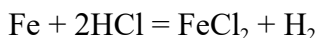
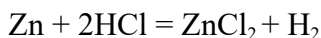
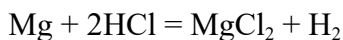


Figura 6.9 Reaksioni i acidit klorhidrik me magnez (a), zink (b), hekur (c) dhe bakër (d)

Magnezi, zinku dhe hekuri i reduktojnë jonet e hidrogjenit nga acidi klorhidrik në hidrogjen elementar, dhe vetë metalet oksidohen në jonet përkatëse që kalojnë në tretësirë. Intensiteti i reaksionit lidhet me pozicionin e metalit në varg dhe aftësinë e tij reduktuese. Sa më lartë të jetë metali në varg, aq më i shpejtë është reaksioni.



EJA TË HULUMTOJMË



Reaksioni në mes tretësirës së sulfatit të hekurit dhe bakrit(II)

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: gozhdë hekuri, tretësirë e sulfatit të bakrit(II), epruvetë, mantel, syze sigurie, doreza.

Ecuria: Futni tretësirën e sulfatit të bakrit(II) në epruvetë afërsisht $\frac{1}{2}$ të vëllimit të saj. Pastaj, lëshoni me kujdes gozhdën e hekurit dhe vëzhgoni ndryshimet me kalimin e kohës. Shkruani rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!

Kur gozhda e hekurit futet në tretësirën e sulfatit të bakrit(II), vërehet një ndryshim gradual: në sipërfaqen e hekurit vërehet shtresë e kuqe e bakrit, ku ngjyra e kaltërt e tretësirës me kalimin e kohës bëhet e gjelbër, për shkak të përfitimit të sulfatit të hekurit(II). Këto ndryshime tregojnë se hekuri zhvendos bakrin nga komponimi i tij, d.m.th. hekuri oksidohet në jone hekuri(II), dhe jonet e bakrit(II) reduktohen në bakër metalik. Kjo sjellje është në përputhje me vargun elektrokimik të metaleve, sipas së cilit hekuri është pozicionuar para bakrit dhe ka aftësi më të madhe reduktuese.

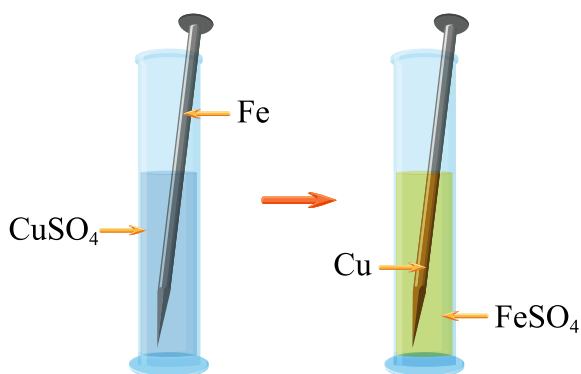
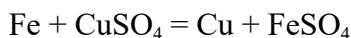


Figura 6.10 Hekuri zhvendos bakrin nga tretësira e sulfatit të bakrit(II).

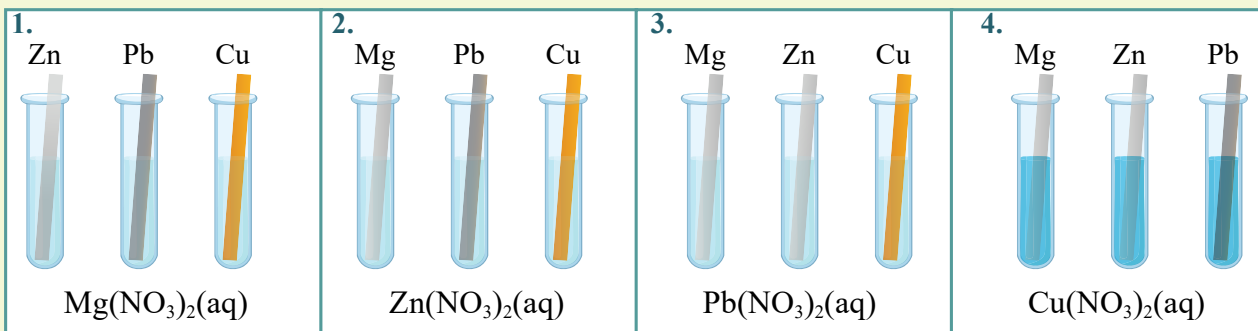


EJA TË HULUMTOJMË

Kush cilin e zhvendos?

Pajisjet dhe substancat e nevojshme: shirita magnezi, zinki, plumbi dhe bakri, tretësira të nitratit të magnezit, nitratit të zinkut, nitratit të plumbit(II) dhe nitratit të bakrit(II) (përqendrimi sasior i të gjitha substancave në këto tretësirave është $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$), 12 epruveta, pincetë, mantel, syze mbrojtëse, doreza.

Ecuria: Në 12 epruveta, futni kombinimin e shiritit metalik dhe tretësirat e nitrates si në skicën e dhënë. Vini re se çfarë ndodh pas një kohe të caktuar. Shënoni rezultatet në ditarin tuaj laboratorik!



Kur zhyten shirita të metaleve të ndryshme në tretësirat ujore të kripërave të metaleve të tjerë, vërehet se reaksioni i zhvendosjes ndodh vetëm në kombinime të caktuara. Kur një metal me aftësi reduktuese më të lartë është në tretësirën e një kripe të një metali më pak reaktiv, metali ndahet nga tretësira ose ngjyra e tretësirës ndryshon, duke treguar shfaqjen e reaksioni redoks. Për shembull, zinku mund të zhvendosë bakrin nga tretësira e sulfatit të bakrit(II), në të cilën ndahet bakri metalik, ndërsa fenomeni i kundërt nuk është i mundur - bakri nuk mund të zhvendosë zinkun nga tretësira e kripës së tij. Këto rezultate janë në përputhje me vargun elektrokimike të metaleve, sipas së cilës metalet rradhiten sipas reaktivitetit dhe aftësisë së tyre reduktuese.

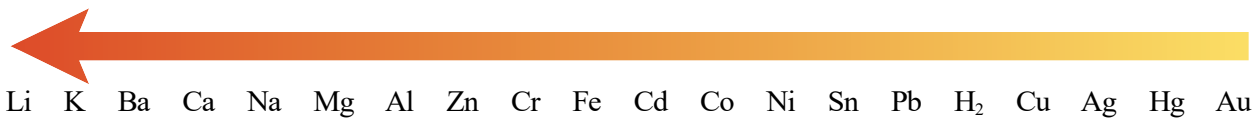
Metal Tretësirë	Mg(NO ₃) ₂	Zn(NO ₃) ₂	Pb(NO ₃) ₂	Cu(NO ₃) ₂
Mg	–	✓	✓	✓
Zn	✗	–	✓	✓
Pb	✗	✗	–	✓
Cu	✗	✗	✗	–

**Mendo dhe përgjigju:**

1. Shkruani ekuacionet e barazuara të reaksioneve që ndodhin në eksperimentin, *Kush cilin e zhvendos?*
2. Cilët faktorë duhet të mbahen konstantë në mënyrë që të kryhet saktë hulumtimi në eksperimentin *Kush cilin e zhvendos dhe Reaksionet e metaleve me acidet?*
3. Tabela tregon rezultatet e eksperimenteve në të cilat shirita e pesë metaleve të ndryshëm (A–E) u zhytën në tretësira ujore të sulfatëve. Shenja "✓" tregon se një metal zhvendoset nga tretësira, dhe shenja "X" tregon se nuk ndodhi ndonjë reaksion.
 - a) Duke u bazuar nga të dhënat, rradhitni metalet A–E sipas reaktivitetit të tyre, nga më reaktivi te më pak reaktivi!
 - b) Shpjegoni se si rezultatet mund të përdoren për të konkluduar se cili metal ka aftësinë më të madhe reduktuese!

	ASO ₄	BSO ₄	CSO ₄	DSO ₄	ESO ₄
A	–	✓	✓	✓	X
B	X	–	X	X	X
C	X	✓	–	✓	X
D	X	✓	X	–	X
E	✓	✓	✓	✓	–

Test tematik



1. Sa është numri i oksidimit të secilit atom në:

- | | |
|-----------------------------|----------------------------|
| a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | f) FeSO_4 |
| b) PbO_2 | g) H_2CO_3 |
| c) Cl_2 | h) ClO_3^- |
| d) K_3PO_3 | i) Li_3N |
| e) CuS | j) SO_2 |

20 p.

2. Në cilin grup të komponimeve, atomet e azotit kanë numër të njëjtë oksidues?

- NH_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaNO_2
- N_2O_4 , NO_2 , HNO_3
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NH_4NO_3
- HNO_3 , N_2O_5 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

10 p.

3. Numri i oksidimit të klorit në një reaksion ndryshon nga +5 në -1. Cila është e vërtetë për atomin e klorit?

- pranoi katër elektrone
- lëshoi katër elektrone
- u oksidua
- u reduktua

5 p.

4. Cila substancë është mjet oksidues në reaksionin e paraqitur me ekuacioni kimik
 $\text{AgNO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{AgNO}_3 + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$?

- AgNO_2
- Cl_2
- KOH
- KCl

5 p.

5. Cili **nuk mund** të jet mjet reduktues?

- Fe^{2+}
- MnO_4^-
- S^{2-}
- Br_2

5p.

6. Për reaksionin redoks të paraqitur me ekuacionin kimik të mëposhtëm



- a) gjeni numrin oksidues të të gjithë atomeve të elementeve (6 p.)
- b) Shkruani ekuacionet e gjysmëreaksioneve të oksidimit dhe reduktimit (10 p.)
- c) përcaktoni se cila substancë është mjet oksidues dhe cila është mjet reduktues (4 p.)
- d) barazoni ekuacionin duke përdorur skemën elektronike (10 p.)

30 p.

7. Përcaktoni cilat reaksione të zëvendësimit të paraqitur nga ekuacionet kimike të mëposhtme mund të ndodhin dhe më pas plotësoni ekuacionet.

- a) $\text{Cl}_2 + \text{KBr} \rightarrow$
- b) $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$
- c) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{conc.}) \rightarrow$
- d) $\text{Ag} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
- e) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

15 p.

8. Në bazë të të dhënave në tabelë, radhitni metalet A–D sipas reaktivitetit të tyre, nga më reaktivi te më pak reaktivi!

	ANO ₃	BNO ₃	CNO ₃	DNO ₃
A	–	X	✓	X
B	✓	–	✓	✓
C	X	X	–	X
D	✓	X	✓	–

10 p.

PËRMBLEDHJE

- Reaksionet e oksido-reduktimit (ose reaksionet redoks) janë reaksione kimike që ndodhin si rezultat i shkëmbimit të elektroneve, domethënë, reaksione në të cilat elektronet kalojnë nga një grimcë në një grimcë tjetër.
- Numri i oksidimit është numër që u përshkruhet atomeve të elementeve të ndryshme në një molekulë, jon ose formulë kimike të caktuar. Numri i oksidimit shkruhet mbi simbolin e elementit, në mënyrë që shenja (pozitive ose negative) të shkruhet së pari, dhe pastaj shkruhet me numër arab vlera e tij numerike.
- Oksidimi është proces në të cilin lirohen elektrone, dhe reduktimi është proces i pranimit të elektroneve.
- Substanca që oksidohet (lëshon elektrone) quhet mjet reduktues sepse redukton substancën tjetër me të cilën reagon. Numri i oksidimit të mjetit reduktues rritet.
- Substanca që reduktohet (pranon elektrone) oksidon reaktantin tjetër, dhe për këtë arsye është mjet oksidues. Numri i oksidimit të mjetit oksidues zvogëlohet.
- Çifti që përbënë format e oksiduara dhe të reduktuara të ndonjë lloji atomi quhet çift redoks.
- Mjetet e forta oksiduese janë substancat që kanë tendencë të pranojnë lehtësisht elektrone, domethënë, ato kanë atome me vlera të lartë të numrit të oksidimit. Të tillë janë fluori, klori, bromi, jodi, oksigjeni, ozoni, permanganatet, dikromatet, kloratet, perkloratet, acidet që kanë veti oksiduese, etj.
- Mjetet e forta reduktues janë substancat që lirojnë lehtësisht elektrone. Të tillë janë metalet reaktive, hidrogjeni, karboni elementar, monoksidi i karbonit, sulfhidriku, amoniaku, etj.
- Gjatë barazimit të ekuacioneve të reaksioneve redoks, përdoret e ashtuquajtura skemë elektronike.
- Në reaksionet e disproporcionimit, atomet e të njëjtit element oksidohen dhe reduktohen njëkohësisht, kështu që e njëjta substancë vepron edhe si mjet reduktues edhe si mjet oksidues.
- Vargu elektrokimik i metaleve është vargu që tregon reaktivitetin e tyre relativ në reaksionet redoks, në të cilat metalet janë të radhitur sipas tendencës së tyre për të liruar elektrone, domethënë, sipas forcës së tyre si mjet reduktues.
- Metalet që janë pozicionuar para hidrogjenit në vargun elektrokimik mund të zhvendosin hidrogjenin nga acidet, ashtuqë gjatë reaksionit të metalit me acidin formon gazin e hidrogjenit. Metalet që ndodhen pas hidrogjenit nuk e zhvendosin hidrogjenin nga acidet.
- Metali që është mjet reduktues më i fortë mund të zhvendosë një metal tjetër që ndodhet në të djathtë të tij në vargun elektrokimik të metaleve dhe është mjet reduktues më i dobët.

FJALOR TERMINOLOGJIK

A

Acidet – substanca që përmbajnë hidrogjen në përbërjen e tyre dhe, pas disociimit në ujë, japin jone të hidrogjenit (sipas teorisë së Arrheniusit).

Aerosol – sistem disperz në të cilin faza disperze e lëngët ose e ngurtë është e shpërndarë në mjedis disperz të lëngët.

Akti elementar i transformimit kimik – shndërrimi i një grimce në një tjetër.

Arritja e reaksionit – raporti midis ndryshimit të sasisë së substancës të ndonjë pjesëmarrësi në reaksion (reaktant ose produkt) nga fillimi i reaksionit deri në një moment të caktuar dhe koeficientit stekiometrik të atij pjesëmarrësi në ekuacionin kimik.

B

Bazat – substanca që përmbajnë grupin hidroksid dhe gjatë disociimit në ujë, lirojnë jone hidroksid (sipas teorisë së Arrhenius-it).

Ç

Çifti redoks – çifti i formës së oksiduar dhe formës së reduktuar të të njëjtit element.

D

Disocimi elektrolitik – formimi i joneve të lëvizshme në tretësira të substancave që përbëhen nga jone ose molekula polare nën veprimin e molekulave polare të tretësit.

E

Efekti Tindall – fenomeni i shpërndarjes së dritës që kalon anash përmes një sistemi heterogjen.

Ekuacione termokimike – ekuacione që përbëhen nga një pjesë stekiometrike dhe një pjesë sasiore. Pjesa stekiometrike jep ndryshimin në përbërjen kimike.

Ekuacionet e përgjithshme jonike – ekuacione ku shkruhen të gjitha jonet që fitohen gjatë disociimit të substancave (reaktantëve ose produkteve).

Ekuacionet jonike efektive – ekuacione që përfshijnë vetëm ato jone që marrin pjesë në mënyrë efektive në reaksionin kimik.

Ekuacionet kimike – shënimet simbolike të proceseve që ndodhin gjatë ndryshimeve kimike.

Ekuacionet molekulare kimike – mënyrë e zakonshme për të paraqitur reaksionet kimike.

Ekulibri heterogjen – ekuilibër kimik në të cilin gjendjet agregate të substancave që marrin pjesë në reaksion janë të ndryshme.

Ekulibri homogjen – një ekuilibër kimik në të cilin të gjithë pjesëmarrësit janë në të njëjtën gjendje agregate (më saktësisht, në të njëjtën fazë).

Ekulibri kimik – gjendje në të cilën grimcat e reaktantëve dhe produkteve shndërrohen vazhdimisht në njëra-tjetrën, d.m.th. shpejtësitë e reaksioneve të drejta dhe të zhdrejta janë të barabarta.

Elektrolitet – substanca, tretësirat e të cilave përmbajnë jone të lëvizshme dhe përçojnë rrymë elektrike.

Emulsioni – sistem dispers në të cilin faza disperze e lëngët shpërndahet në mjedis dispers të lëngët.

Energjia e aktivizimit – sasia minimale e energjisë së nevojshme për të filluar një reaksion kimik.

Energjia e brendshme – shuma e energjisë kinetike dhe potenciale të të gjitha grimcave në sistem.

Energjia kinetike – energjia e shoqëruar me lëvizjen e ndonjë trupi (ose grimce).

Energjia potenciale – energjia që një trup ose sistem zotëron për shkak të pozicionit të tij në hapësirë dhe veprimeve (ndërveprimeve) të ndërsjella midis trupave në sistem, si dhe midis grimcave që përbëjnë sistemin dhe mjedisin e tyre.

Entalpia – madhësi e shprehur si shuma e energjisë së brendshme dhe prodhimit të vëllimit të atij sistemi dhe presionit që mbizotëron në të.

Entalpia e reaksionit – sasi e shprehur si raporti në mes ndryshimit të entalpisë së sistemit dhe ndryshimit të arritjes së reaksionit.

Enzimët – substanca që mundësojnë që reaksionet kimike në organizmat e gjallë të ndodhin shumë më shpejt dhe në kushte të dobëta.

F

Faza – pjesa homogjene e një sistemi heterogjen që është në kontakt me pjesën tjetër, por është e ndarë me kufij të përcaktuar qartë.

Fazë disperse – shih substancë disperse.

I

Indikatorët – substanca që ndryshojnë ngjyrën në tretësira acidike, bazike dhe neutrale.

Inhibitorët – substanca që ngadalësojnë një reaksion kimik, dhe në disa raste madje mund ta ndalojnë atë plotësisht.

J

Jonet e lira – jone që nuk marrin pjesë në reaksion.

K

Kalorimetra – pajisje të përdorura për të matur efektet termike që ndodhin në presion konstant.

Kataliza heterogjene – kataliza në të cilën katalizatori dhe reaktantët janë në faza të ndryshme, d.m.th. ato formojnë sistem heterogjen.

Kataliza homogjene – kataliza në të cilën katalizatori dhe reaktantët janë në të njëjtën fazë, zakonisht në fazën e gaztë ose në tretësirë.

Katalizatorët – substanca që përshpejtojnë një reaksion kimik, ndërsa vet ai ngel i pandryshuar kimikisht dhe në mënyrë sasiore.

Koeficienti i temperaturës së reaksionit – sasi e shprehur si raporti i shpejtësive të të njëjtit reaksion të përcaktuara në dy temperatura që ndryshojnë për 10 °C (ose 10 K).

Kompleks i aktivizuar – një lloj i gjendjes kalimtare që i përmban të gjitha grimcat që përbëjnë reaktantët dhe që marrin pjesë në aktin elementar të transformimit kimik.

Konstanta e baraspeshës kimike – paraqet raportin ndërmjet prodhimit të përqendrimeve sasiore të produkteve dhe prodhimit të përqendrimeve sasiore të reaktantëve, ku secili është i fuqizuar në koeficientin përkatës stekiometrik.

Konstanta e shpejtësisë së reaksionit – karakterizon shpejtësinë e një reaksioni të caktuar në një temperaturë të caktuar.

L

Lakorja e tretshmërisë – paraqitje grafike e varësisë së tretshmërisë së një substance nga temperatura; tregon se sa nga një substancë e caktuar mund të tretet në një masë të caktuar të tretësit (zakonisht 100 g) në temperatura të ndryshme.

M

Mjedis dispers – substanca përmes së cilës ndodh shpërndarja e grimcave.

Mjedisi – pjesë e hapsirës që është në afërsi të sistemit.

Mjet oksidues – substanca që reduktohet (pranon elektrone) dhe oksidon reaktantin tjetër.

Mjet reduktues – substanca që oksidohet (jep elektrone) dhe që redukton substancën tjetër me të cilën reagon.

Molaliteti – raporti në mes sasisë së tretësirës dhe masës së tretësit.

N

Ndryshimi i entalpisë molare – sasia që paraqet raportin në mes ndryshimit të entalpisë së sistemit dhe sasisë së substancës.

Ndryshimi i një njësie gjatë arritjes së reaksionit – ndryshim i sasisë së një pjesëmarrësi të caktuar në reaksion (reaktant ose produkt) që është numerikisht i barabartë me koeficientin stekiometrik përpara atij pjesëmarrësi në ekuacionin e shkruar në mënyrë të caktuar.

Numri i oksidimit – numëri që i shkruhet atomeve të elementëve të ndryshëm në një molekulë, jon ose një formulë të caktuar.

Nxehtësia – energjia e shkëmbyer midis sistemit dhe mjedisit për shkak të ndryshimit të temperaturës.

O

Oksidimi – proces në të cilin lirohen elektrone.

P

Parimi i Le Shatelite dhe Braun – parimi sipas të cilit nëse një forcë e jashtme aplikohet në një sistem në ekuilibër që prish gjendjen e ekuilibrit, në sistem do të ndodhin ndryshime që kundërshtojnë atë forcë, derisa të vendoset një pozicion i ri ekuilibruës.

Përplasja efektive – përplasje në të cilën grimcat reaktante janë të orientuara saktë ndaj njëra-tjetrës dhe posedojnë energji të mjaftueshme.

Përqendrimi masor – raporti në mes masës së përbërësit B dhe vëllimit të tretësirës.

Përqendrimi molar – shih përqendrimin sasiar.

Përqendrimi numerik – raporti midis numrit të grimcave të përbërësit B dhe vëllimit të tretësirës.

Përqendrimi sasiar – raporti në mes sasisë së përbërësit B dhe vëllimit të tretësirës.

Përqendrimi vëllimor – raporti në mes vëllimit të përbërësit B dhe vëllimit të tretësirës.

Pjesëmarrja masore – raporti në mes masës së përbërësit B dhe masës së përgjithshme të të gjithë përbërësve.

Pjesëmarrja molare – shih pjesëmarrjen sasiore.

Pjesëmarrja numerike – raporti (herësi) në mes numrit të grimcave të përbërësit B dhe numrit të përgjithshëm të grimcave të të gjithë përbërësve.

Pjesëmarrja sasiore – raporti në mes sasisë së përbërësit B dhe sasisë së përgjithshme të të gjithë përbërësve.

Pjesëmarrja vëllimore – raporti (herësi) në mes vëllimit të përbërësit B dhe shumës së vëllimeve të të gjithë përbërësve.

Procese ekzoenergjetike – procese në të cilat sistemi çliron energji.

Procese ekzotermike – procese në të cilat sistemi çliron energji në formën e nxehtësisë.

Proceset endoenergjetike – procese për zhvillimin e të cilave kërkohet energji.

Proceset endotermike – procese për zhvillimin e të cilave kërkohet energji në formën e nxehtësisë.

Produkte – substancat që fitohen në fund të reaksioni kimik; sasia e tyre rritet gjatë reaksionit.

R

Raporti masor – raporti në mes masave të dy përbërësve.

Raporti molar – shih raportin sasiore.

Raporti numerik – raporti midis numrit të grimcave të të dy përbërësve.

Raporti sasiore – raporti midis sasive të dy përbërësve.

Raporti vëllimor – raporti në mes vëllimeve të të dy përbërësve.

Reaksion i drejtë – reaksioni që zhvillohet nga reaktantët në produkte.

Reaksion i zhdrejt – reaksioni që zhvillohet nga produktet te reaktantët.

Reaksione autokatalitike – reaksione në të cilat një nga produktet e reaksionit vepron si katalizator me ç'rastë e përshpejton të njëjtin reaksion.

Reaksione oksido-reduktuese – reaksione kimike që ndodhin si rezultat i shkëmbimit të elektroneve, në të cilat elektronet kalojnë nga grimcat e një substance në grimcat e një substance tjetër.

Reaksione të kthyeshme – reaksione në të cilat ndodhin procese njëkohësisht në të cilat reaktantët shndërrohen në produkte (reaksion i drejtë) dhe produktet shndërrohen në reaktantë (reaksion i zhdrejtë).

Reaksione të pakthyeshme – reaksione që vazhdojnë derisa të paktën sa njëri prej reaktantëve të zhduket plotësisht nga sistemi i reaksionit, d.m.th. ato vazhdojnë vetëm në një drejtim – nga reaktantët te produktet.

Reaksionet e analizës – reaksionet në të cilat dy ose më shumë substanca fitohen nga një substancë.

Reaksionet e kondensimit – reaksione në të cilat, në nivel mikroskopik, dy (ose më shumë) grimca bashkohen në një, gjatë së cilës lirohet një grimcë e vogël (më shpesh një molekulë uji ose amoniaku).

Reaksionet e sintezës – reaksione në të cilat dy ose më shumë substanca bashkohen për të formuar një substancë më komplekse.

Reaksionet e disproporcionimit – reaksionet redoks në të cilat atomet e të njëjtit element oksidohen dhe reduktohen njëkohësisht, në mënyrë që e njëjta substancë vepronë si mjet reduktues dhe si mjet oksidues.

Reaksionet e zëvendësimit – reaksionet në të cilat atomet nga një substancë zëvendësojnë atomet ose jonet që janë pjesë e një substance tjetër.

Reaksionet e zëvendësimit të dyfishtë – lloj i veçantë i reaksionit të zëvendësimit, në të cilin atomet ose grupet atomike që janë pjesë e reaktantëve shkëmbehen.

Reaksionet fotokatalitike – reaksione në të cilat drita vepron si një lloj katalizatori sepse lejon që reaksioni të fillojë dhe pastaj të vazhdojë vetë.

Reaksionet jonike – reaksione që ndodhin midis joneve në tretësira ujore.

Reaksionet katalitike – reaksione që ndodhin në prani të katalizatorëve.

Reaksionet kimike – procese në të cilat identiteti kimik i substancave ndryshon dhe formohen substanca të reja që ndryshojnë nga ato fillestare.

Reaksionet redoks – shih reaksionet e oksido-reduktimit.

Reaktantët – substancat që janë të pranishme në fillim të reaksionit; sasia e tyre zvogëlohet gjatë reaksionit.

Reduktimi – procesi i pranimit të elektroneve.

S

Sistem homogjen – sistem në të cilin nuk ka kufij midis përbërësve individualë.

Sistem i hapur – sistem në të cilin si substancat ashtu edhe energjia mund të shkëmbehen me mjedisin.

Sistem i izoluar – sistem në të cilin nuk mund të shkëmbehen as substancat dhe as energjia.

Sistem i mbyllur – sistem në të cilin mund të shkëmbehet vetëm energjia.

Sisteme disperse – sisteme në të cilat grimcat e një ose më shumë substancave dispergohen (shpërndahen) në grimcat e një substance tjetër.

Sisteme disperse koloidale – sisteme të shpërndara heterogjene në të cilat madhësia e grimcave të substancës së shpërndarë është ndërmjet 1 dhe 1000 nm.

Sisteme disperse të vrazhda – sisteme heterogjene të shpërndara në të cilat madhësia e grimcave të substancës së shpërndarë është më e madhe se 1000 nm.

Sistemet disperse molekulare – sisteme të shpërndara homogjenisht në të cilat madhësia e grimcave të substancës së shpërndarë është më e vogël se 1 nm.

Sistemi – pjesë e natyrës për të cilën jemi të interesuar dhe që mund të shkëmbejë substanca ose energji me mjedisin.

Sistemi heterogjen – sistem në të cilin mund të vërehen sipërfaqet kufitare midis përbërësve të veçantë.

Substancë e dispersuar – substanca që shpërndahet në substancën tjetër.

Substancë e tretur – substanca që tretet në një tretës të caktuar.

Suspension – sistem i disperzuar në të cilin faza e ngurtë e disperguar është e shpërndarë në një mjedis disperzues të lëngët.

SH

Shkalla e disociimit elektrolitik – raporti në mes numrit të molekulave të disociuara dhe numrit të molekulave të përgjithshme të tretura.

Shkumë – sistem dispersioni në të cilin faza disperse në gjendje të gaztë shpërndahet në mjedis dispersi të lëngët.

Shpejtësia e konvertimit – paraqet raportin në mes ndryshimit të arritjes (shkallës së zhvillimit) së reaksionit dhe kohës së nevojshme që të ndodhë ndryshimi i tillë.

Shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të substancës pjesëmarrëse në reaksionin kimik – paraqet raportin në mes ndryshimit të përqendrimit të një substance të caktuar në reaksion dhe kohës së nevojshme që të ndodhë ndryshim i tillë në përqendrim.

Shpejtësia e reaksionit – madhësi që përshkruan reaksionin kimik në përgjithësi dhe paraqet raportin në mes ndryshimit të arritjes së reaksionit dhe prodhimit të vëllimit dhe kohës së nevojshme që të ndodhë një ndryshim i tillë.

T

Temperatura – masë e energjisë kinetike mesatare të grimcave në të.

Tretës – shih substancën e tretur.

Tretës – substanca në të cilën tretet substanca që tretet.

Tretësira – shih sistemet molekulare-disperse.

Tretësirë e ngopur – tretësirë në të cilën, në temperaturë të caktuar, mund të tretet sasia maksimale e substancës së tretur në sasi të caktuar të tretësit.

Tretësirë e pangopur – tretësirë në të cilën në temperaturë të caktuar mund të tretet sasi shtesë e substancës së tretur.

Tretësirë e tejngopur – tretësirë që në vëllim dhe temperaturë të caktuar përmban sasi më të madhe të substancës që tretet sesa tretës.

Tretshmëria – përqendrimi i substancës së tretur në një tretësirë të ngopur.

V

Vargu elektrokimik i metaleve – tregon reaktivitetin e tyre relativ në reaksionet redoks, në të cilat metalet janë të rradhitura sipas tendencës së tyre për të liruar elektrone, domethënë, sipas forcës së tyre si mjet reduktues.

Vlera e pH-së – masë e përqendrimit të jonit hidrogjen.

INDEKSI ALFABETIK

Reaksioni autokatalitik	132	Ekuacioni jonik i përgjithshëm	51
Aerosol	12	Indikator	45
Kompleksi aktiv	126	Mesprodukt	133
Biokatalizator	138	Gjendje intermediere	133
Shpejtësia e ndryshimit të përqendrimit të substancës pjesëmarrëse në rekasionin kimik	109	Inhibitor	131
Shpejtësia e konvertimit	109	Jone të lira	51
Shpejtësia e reaksionit kimik	109	Ekuacion jonik	51
Pjesëmarrja sasiore	97	Reaksion jonik	48
Energjia e brendëshme	84	Kataliza	132
Sistem disperz i vrazhdë	12, 13	Kataliza heterogjene	132
Dinamika e ekulibrit kimik	146	Kataliza homogjene	132
Reaksioni i drejtë	59	Katalizator	130
Substanca disperguese	12	Reaksion katalitik	132
Faza disperguese	12	Sistem disperz koloidal	12, 13
Sistemi disperz	12	Konstanta e ekulibrit kimik	154
Mjedisi disperz	12	Përqendrimi	20
Arritja e reaksionit kimik	69	Përqendrimi numerik	20
Procesi ekzoenergjetik	86	Përqendrimi vëllimor	20
Procesi ekzotermik	86	Përqendrimi sasior	20
Elektroliza	62	Përqendrimi masor	20
Elektrolit	35, 36	Lakorja e tretëshmërisë	31
Elektrolit i fortë	37	Mesproduktë	133
Elektrolit i dobët	37	Molalitet	21
Disociimi elektrolitik	38	Sistemi disperz molekular	12, 13
Skema elektronike	184	Joelektrolit	36
Emulzioni	12, 13	Reaksion i pakthyeshëm	59
Procesi endoenergjetik	86	Reaksion i kthyeshëm	59
Procesi endotermik	86	Raport	17
Energjia e aktivizimit	126	Raporti numerik	17
Energjia	82	Raporti vëllimor	17
Energjia kinetike	82	Raporti sasior	17
Energjia potenciale	83	Raporti masor	17
Entalpija	90	Mjedisi i sistemit	84
		Numri oksidues	174

Mjet oksidues	179, 181	Sistem i mbyllur	84
Reaksioni oksido - reduktues	178	Sistem i izoluar	84
Shkuma	12	Sistem i hapur	84
Piroliza	62	Ekuacioni jonik i shkurtuar	51
Reaksioni kthyes	59	Solvatizim	38
Ekuacioni i plotë jonik	51	Përcjelles të shkallës së dytë	35
Gjysmëreaksioni i oksidimit	179	Përcjelles të shkallës së parë	35
Gjysmëreaksioni i reduktimit	179	Shkalla e disociimit elektrolitik	42
Zhvendosja e ekuilibrit kimik	160	Pjesëmarja stekiometrike	97
Gjendja kalimtare	133	Koeficienti stekiometrik	67
Parimi i Le Shatelje dhe Braunit	165, 166	Ndeshje efektive	124
Ndryshimi i entalpisë	90	Ndeshje joefektive	124
Ndryshimi i entalpisë molare	91	Suspension	12, 13
Braspeshë heterogjene	152	Koeficienti i temperaturës	121
Braspeshë homogjene	152	Teoria e Areniusit	40
Përqendrimi ekuilibruës sasior	154	Ekuacioni termokimik	97
Tretësirë	12, 15	Efekti Tundall	11
Tretësirë e pangopur	27	Pjesëmarrje	19
Tretësirë e ngopur	27	Pjesëmarrje numerike	19
Tretësirë e tejngopur	28	Pjesëmarrje vëllimore	19
Substancë e tretëshme	15	Pjesëmarrje sasiore	19
Tretësirë	15	Pjesëmarrje masore	19
Tretshmëria	27	Fazë	10
Tretës	15	Reaksioni fotokatalitik	139
Reaksioni i zëvendësimit të dyfishtë	65	Fotoliza	62
Reaksioni i vetëoksidimit dhe vetëreduktimit	186	Ekuilibri kimik	146
Reaksioni i zëvendësimit	64	Sistemi heterogjen	10
Reaksioni i kondensimit	62	Hidratimi	38
Reaksioni i sintezës	60	Sistemi homogjen	10
Entalpia e reaksionit	91		
Reaksioni redoks	178		
Mjet reduktues	179, 181		
Sistem	84		

LITERATURA E SHFRYTËZUAR

Jovanovski, G., Petrushevski, V., Aleksovska, S., Bacheva Andonovska, K., Bogdanov, J., Bukleski, M., Grupce, O., Ivanoska Dacic, A., Ivanovski, V., Petreska Stanoeva, J., Stafilov T., dhe Stojanovska. (2024, M). *Terminologjia Shkencore dhe Profesionale Maqedonase*. Kimia (Vëllimi I). Shkup: Akademia e Shkencave dhe Arteve të Maqedonisë, Qendra Leksikografike "Georgi Stardelov"; Sindikata e Kimistëve dhe Teknologëve të Maqedonisë.

https://sctm.mk/publications/Recnik-hemija/Terminoloski_recnik_hemija.pdf

Jovanovski, G., Petrushevski, V., Aleksovska, S., Bacheva Andonovska, K., Bogdanov, J., Bukleski, M., Grupce, O., Ivanoska Dacic, A., Ivanovski, V., Petreska Stanoeva, J., Stafilov T., dhe Stojanovska. (2024, M). *Terminologjia Shkencore dhe Profesionale Maqedonase*. Kimia (Vëllimi II). Shkup: Akademia e Shkencave dhe Arteve të Maqedonisë, Qendra Leksikografike "Georgi Stardelov"; Sindikata e Kimistëve dhe Teknologëve të Maqedonisë.

https://sctm.mk/publications/Recnik-hemija/Terminoloski_recnik_hemija.pdf

Cheng, R. (2011). *Kimi* (botimi i 10-të, përkthyer nga anglishtja). Shkup: Academic Press.

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, & C. J., Woodward, P. M. (2012). *Chemistry: The central science* (12th ed.). Pearson Prentice Hall.

McNaught, A. D. & Wilkinson, A. (2019). *Compendium of Chemical Terminology. IUPAC Recommendations* (2nd ed.). International Union of Pure and Applied Chemistry

Silberberg, M. (2006). *Chemistry. The molecular nature of matter and change* (4th ed.). The McGraw-Hill Companies.

Wilbraham, A. C., Staley, D. D., & Matta, M. S. (1997). *Chemistry* (4th ed.). Addison-Wesley Publishing Company.

