Biljana Zlatičanin ▪ Sandra Kovačević ▪ Marijana Peković ▪ Lidija Kujačić

HEMIJSKI RAČUN

za prvi razred srednje stručne škole

Zavod za udžbenike i nastavna sredstva
PODGORICA, 2022.

Dr Biljana Zlatičanin ▪ Sandra Kovačević
Marijana Peković ▪ Lidija Kujačić

HEMIJSKI RAČUN

za prvi razred srednje stručne škole

Izdavač Zavod za udžbenike i nastavna sredstva – Podgorica

Za izdavača mr Aleksandra Hajduković, v. d. direktorice

Glavni urednik Radule Novović

Odgovorni urednik Lazo Leković

Urednica izdanja Biljana Miranović

Recenzenti prof. dr Zorica Leka
prof. dr Željko Jaćimović
mr Tanja Kragulj
Nevena Čabrilo
Mirjana Vukčević

Lektura Mirosava Bojović

Korektura Dragan Batrićević

Dizajn i tehnička priprema Boris Radulović

Tehnička urednica Dajana Vukčević

CIP – Каталогизација у публикацији
Национална библиотека Црне Горе, Цетиње

ISBN 978-86-303-2440-6
COBISS.CG-ID 23205380

Nacionalni savjet za obrazovanje, Rješenjem br. 19-05-119/22-6418/12
od 29. 07. 2022. godine, odobrio je ovaj udžbenik za upotrebu.

Copyright © Zavod za udžbenike i nastavna sredstva – Podgorica, 2022.

Sadržaj

Kako se koristi udžbenik . . . 9

Uvodna riječ . . . 11

1 OSNOVNE I IZVEDENE JEDINICE SI . . . 13

1.1. Fizičke veličine i mjerne jedinice . . . 14

1.2. Prefiksi mjernih jedinica . . . 17

Primjeri riješenih zadataka . . . 18

PROVJERI SVOJE ZNANJE . . . 21

Rješenja . . . 23

2 STEHIOMETRIJA HEMIJSKIH REAKCIJA . . . 25

2.1. Osnovni hemijski zakoni . . . 26

2.2. Hemijski simboli, formule i jednačine . . . 29

Hemijski simboli . . . 29

Hemijske formule . . . 29

Hemijske jednačine . . . 30

Primjeri riješenih zadataka . . . 31

2.3. Mol, molska masa i molska zapremina i proračuni na osnovu njih . . . 32

Primjeri riješenih zadataka . . . 33

Primjeri riješenih zadataka . . . 35

Molarna zapremina . . . 37

Primjeri riješenih zadataka . . . 38

2.4. Stehiometrijski proračun na osnovu hemijskih formula . . . 39

Primjeri riješenih zadataka . . . 39

Pisanje hemijskih formula . . . 40

Primjeri riješenih zadataka . . . 41

2.5. Stehiometrijski proračun na osnovu hemijskih jednačina . . . 43

Primjeri riješenih zadataka . . . 44

2.6. Prinos reakcije . . . 48

Primjeri riješenih zadataka . . . 49

PROVJERI SVOJE ZNANJE . . . 51

Rješenja . . . 55

3 STRUKTURA ATOMA. PERIODNI SISTEM ELEMENATA 57
3.1. Struktura atoma. 58
Primjeri riješenih zadataka 59
Primjeri riješenih zadataka 63
3.2. Elektronski omotač. 64
3.3. Kvantni brojevi. 65
Primjeri riješenih zadataka 67
3.4. Atomske orbitale. 68
3.5. Elektronska konfiguracija atoma. 72
Pisanje elektronskih konfiguracija 72
Primjeri riješenih zadataka 73
Primjeri riješenih zadataka 75
3.6. Periodni sistem elemenata 76
Elektronska konfiguracija jona 79
Primjeri riješenih zadataka 80
3.7. Periodične promjene svojstava elemenata 83
3.7.1. Poluprečnik atoma i jona 83
Primjeri riješenih zadataka 85
3.7.2. Energija jonizacije. 87
Primjeri riješenih zadataka 88
3.7.3. Afinitet prema elektronu 89
Primjeri riješenih zadataka 90
PROVJERI SVOJE ZNANJE 92
Rješenja. 100

4 HEMIJSKE VEZE. 103
4.1. Vrste hemijskih veza. 104
4.2. Jonska veza 105
Primjeri riješenih zadataka 107
4.3. Kovalentna veza 108
Primjer riješenog zadatka 111
4.3.1. Nepolarna kovalentna veza. 111
Primjer riješenog zadatka 111
4.3.2. Polarna kovalentna veza. 118

Primjer riješenog zadatka 118
4.3.3. Kovalentni poluprečnik. Dužina kovalentne veze. Energija veze. 124
Primjeri riješenih zadataka 125
4.4. Metalna veza 127
4.5. Vodonične veze 128
Primjer riješenog zadatka 128
PROVJERI SVOJE ZNANJE 130
Rješenja 135

5 TOPLOTNI EFEKTI HEMIJSKIH REAKCIJA 137
5.1. Klasifikacija hemijskih reakcija 138
Reakcija analize 138
Reakcija sinteze 138
Reakcija zamjene 139
Reakcija dvostruke izmjene 139
5.2. Termohemija 140
5.2.1. Entalpija 140
Primjeri riješenih zadataka 142
5.2.2. Toplota stvaranja jedinjenja 143
Primjeri riješenih zadataka 145
5.2.3. Hesov zakon 146
Primjeri riješenih zadataka 146
PROVJERI SVOJE ZNANJE 148
Rješenja 151

6 RASTVORI 153
6.1. Sastav rastvora 154
Primjeri riješenih zadataka 155
6.2. Rastvorljivost 157
Primjeri riješenih zadataka 159
6.3. Izražavanje kvantitativnog sastava rastvora 163
6.3.1. Procentna koncentracija rastvora 163
Primjeri riješenih zadataka 164
6.3.2. Količinska (molska) koncentracija rastvora 170

Primjeri riješenih zadataka 170
6.3.3. Preračunavanje jednog vida izražavanja sastava rastvora u drugi. 173
Primjeri riješenih zadataka 173
6.3.4. Razblaživanje/koncentrovanje rastvora. 177
Primjeri riješenih zadataka 178
6.3.5. Miješanje rastvora 180
Primjer riješenog zadatka 181
6.3.6. Molalna koncentracija rastvora (molalitet) 182
Primjeri riješenih zadataka 182
PROVJERI SVOJE ZNANJE 184
Rješenja. 190

7 ELEKTROLITIČKA DISOCIJACIJA ELEKTROLITA 193
7.1. Elektrolitička disocijacija 194
7.1.1. Stepen disocijacije 195
7.1.2. Konstanta disocijacije 197
Primjeri riješenih zadataka 199
7.2. Arenijusova teorija kiselina, baza i soli 201
7.2.1. Kiseline 202
Podjela kiselina. 203
Osobine kiselina 205
Izračunavanje koncentracije H^+ jona. 206
Primjeri riješenih zadataka 206
7.2.2. Baze. 208
Podjela baza 208
Osobine baza 210
Primjeri riješenih zadataka 210
7.2.3. Soli. 212
Primjeri riješenih zadataka 213
Dobijanje i osobine soli 213
Primjeri riješenih zadataka 214
7.3. Protolitička teorija kiselina i baza 215
Primjeri riješenih zadataka 216
7.4. Jonski proizvod vode 217

Vodonični eksponent 218
Primjeri riješenih zadataka 219
7.5. Hidroliza soli 222
Hidroliza soli slabe baze i jake kiseline 224
Hidroliza soli jake baze i slabe kiseline 225
Hidroliza soli slabe baze i slabe kiseline 226
Primjeri riješenih zadataka 226
PROVJERI SVOJE ZNANJE 229
Rješenja 233

8 OKSIDO-REDUKCIONI PROCESI 235
8.1. Oksidacija i redukcija 236
Oksidacioni broj 236
Primjeri riješenih zadataka 238
8.2. Oksido-redukcione reakcije 240
Oksidaciona i redukciona sredstva 242
Primjeri riješenih zadataka 243
8.3. Sastavljanje oksido-redukcionih reakcija 245
Primjeri riješenih zadataka 247
PROVJERI SVOJE ZNANJE 249
Rješenja 251

9 HEMIJSKA KINETIKA 253
9.1. Hemijska kinetika 254
9.1.1. Brzina hemijske reakcije 254
9.1.2. Faktori koji utiču na brzinu hemijske reakcije 256
Priroda reaktanata 257
Koncentracija reaktanata 257
Temperatura 258
Veličina dodirne površine 258
Prisustvo katalizatora 258
Primjeri riješenih zadataka 259
9.2. Hemijska ravnoteža 261
Primjeri riješenih zadataka 264

9.2.1. Faktori koji utiču na hemijsku ravnotežu 267
Uticaj koncentracije na hemijsku ravnotežu 267
Uticaj temperature na hemijsku ravnotežu 269
Uticaj pritiska na hemijsku ravnotežu 270
Primjeri riješenih zadataka 271
PROVJERI SVOJE ZNANJE 273
Rješenja 276

Rječnik 278

Literatura 282

Prilozi 284

Kako se koristi udžbenik

154

RASTVORI

6.1. Sastav rastvora

Ključni pojmovi

- disperzni sistem
- disperzna faza
- disperzno sredstvo
- grubo disperzni
- koloidno disperzni i molekulski disperzni sistemi
- rastvor
- rastvorena supstanca
- rastvarač

Disperzni sistemi su složeni sistemi u kojima je disperzna faza dispergovana u disperznom sredstvu. Različita veličina čestica disperzne faze uslovljava različite osobine disperznih sistema, naročito u pogledu njihove stabilnosti.

disperzni sistem = disperzna faza + disperzno sredstvo

Prema veličini čestica disperzne faze, disperzni sistemi se dijele na:

- grubo disperzne sisteme (suspenzije i emulzije): veličina čestica veća od 100 nm
- koloidno disperzne sisteme: veličina čestica od 1 do 100 nm
- molekulsko disperzne sisteme – molekulske (prave) rastvore: veličina čestica manja od 1 nm

O navedenim disperznim sistemima detaljno učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

disperzija (lat. *dispersio*) – raspršivanje, rasipanje

disperziono sredstvo – supstanca u kojoj se vrši disperzija

disperzna faza – supstanca koja se disperguje

U ovom poglavlju učićeš o molekulskim (pravim) rastvorima kod kojih je disperzija izvršena do veličine molekula odnosno jona. Pod rastvorima ćeš podrazumijevati rastvore u užem smislu riječi, odnosno takve smješe u kojima je rastvarač tečnog agregatnog stanja (najčešće voda), dok rastvorena supstanca može biti supstanca sva tri agregatna stanja: čvrstog, tečnog i gasovitog.

Za razliku od hemijskih jedinjenja, rastvori nemaju definisan odnos između komponenti, već on može da varira u veoma širokim granicama. Zato i postoji potreba da se kvantitativno definiše i izrazi sastav rastvora.

Rastvori (pravi rastvori) – homogene smješe koje se sastoje iz rastvorene supstance (rastvorka) i rastvarača.

rastvor = rastvorljiva supstanca + rastvarač

Rastvor = disperzni sistem
Rastvorljiva supstanca = disperzna faza
Rastvarač = disperzno sredstvo

Da li znaš da postoji vodootporni pijesak? Ne samo da se ne rastvara u vodi, već u njoj obrazuje kompaktnu jedinstvenu strukturu da bi, kada ga izvadimo iz vode, ponovo postao zrnast. Pogledaj video zapis „Vodootporni pijesak" na linku:

https://youtu.be/-1xpONIYaeQ

Ključni pojmovi korišćeni u lekciji

Naslov lekcije

Osnovni tekst

Napomena

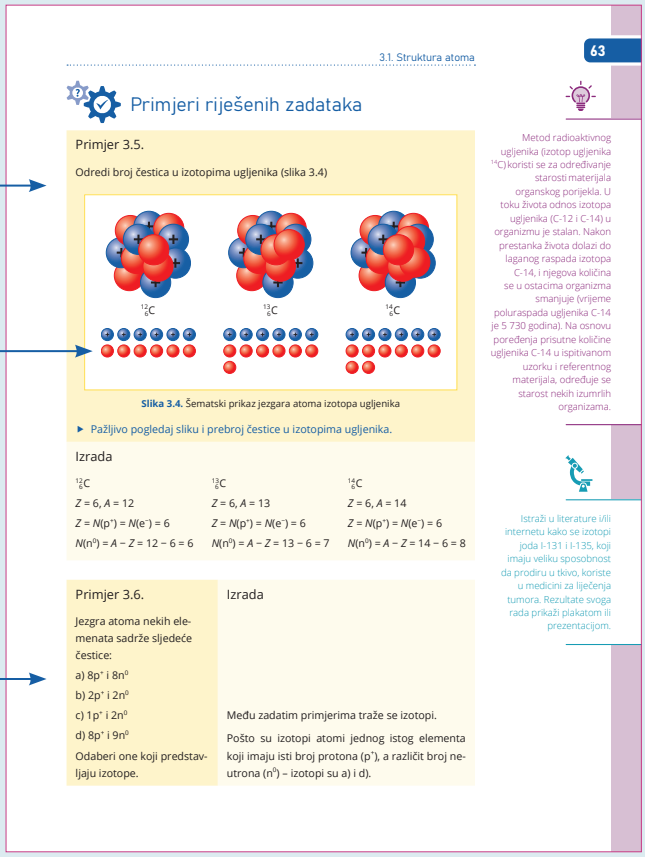
Nepoznati pojmovi

Osnovni tekst

Definicija

Zanimljivosti

Dodatno objašnjenje



63

3.1. Struktura atoma

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 3.5.

Odredi broj čestica u izotopima ugljenika (slika 3.4)

Slika 3.4. Šematski prikaz jezgara atoma izotopa ugljenika

- Pažljivo pogledaj sliku i prebroj čestice u izotopima ugljenika.

Izrada

$^{12}_{6}C$	$^{13}_{6}C$	$^{14}_{6}C$
$Z = 6$, $A = 12$	$Z = 6$, $A = 13$	$Z = 6$, $A = 14$
$Z = N(p^+) = N(e^-) = 6$	$Z = N(p^+) = N(e^-) = 6$	$Z = N(p^+) = N(e^-) = 6$
$N(n^0) = A - Z = 12 - 6 = 6$	$N(n^0) = A - Z = 13 - 6 = 7$	$N(n^0) = A - Z = 14 - 6 = 8$

Primjer 3.6.

Jezgra atoma nekih elemenata sadrže sljedeće čestice:

a) $8p^+$ i $8n^0$

b) $2p^+$ i $2n^0$

c) $1p^+$ i $2n^0$

d) $8p^+$ i $9n^0$

Odaberi one koji predstavljaju izotope.

Izrada

Među zadatim primjerima traže se izotopi.

Pošto su izotopi atomi jednog istog elementa koji imaju isti broj protona (p^+), a različit broj neutrona (n^0) – izotopi su a) i d).

Metod radioaktivnog ugljenika (izotop ugljenika ^{14}C) koristi se za određivanje starosti materijala organskog porijekla. U toku života odnos izotopa ugljenika (C-12 i C-14) u organizmu je stalan. Nakon prestanka života dolazi do laganog raspada izotopa C-14, i njegova količina se u ostacima organizma smanjuje (vrijeme poluraspada ugljenika C-14 je 5 730 godina). Na osnovu poređenja prisutne količine ugljenika C-14 u ispitivanom uzorku i referentnog materijala, određuje se starost nekih izumrlih organizama.

Istraži u literature i/ili internetu kako se izotopi joda I-131 i I-135, koji imaju veliku sposobnost da prodiru u tkivo, koriste u medicini za liječenja tumora. Rezultate svoga rada prikaži plakatom ili prezentacijom.

Primjeri riješenih zadataka

Ilustracija sa nalogom/pitanjem

Primjeri riješenih zadataka

Zanimljivosti

Istraživački rad

PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Elektroliti su jedinjenja čiji vodeni rastvori ili rastopi provode električnu struju. Prema Arenijusovoj teoriji elektrolitičke disocijacije, elektroliti se u vodi razlažu (disosuju) na jone. U zavisnosti od broja jona koji nastaju u vodenim rastvorima, elektroliti se dijele na jake, srednje i slabe. Jaki elektroliti su se gotovo u potpunosti razložili na jone, dok su slabi elektroliti uglavnom prisutni u obliku molekula. U elektrolite spadaju kiseline, baze i soli koji se pri disocijaciji u vodenim rastvorima razlažu na sljedeće jone:

- kiseline daju H^+ jone i negativne jone kiselinskog ostatka
- baze daju OH^- jone i pozitivne jone metala (ili amonijum jon)
- soli daju pozitivne jone metala (ili amonijum jon) i negativne jone kiselinskog ostatka.

Prema protolitičkoj teoriji, kiseline su donori (davaoci) protona, dok su baze akceptori (primaoci) protona.

Hemijski čista voda je slab elektrolit koji se razlaže na H^+ i OH^- jone. Proizvod koncentracija H^+ i OH^- jona na sobnoj temperaturi naziva se jonski proizvod vode K_w, i iznosi 10^{-14} mol²/dm⁶. Za određivanje kiselosti ili baznosti nekog rastvora, koristi se pH vrijednost, koja se računa na osnovu koncentracije H^+ jona.

Reakcija soli i vode, pri čemu nastaju kiselina i baza, naziva se hidroliza soli. Vodeni rastvori soli mogu da reaguju kiselo, bazno ili neutralno.

Rezime poglavlja

1. Zaokruži jedinjenje koje rastvoreno u vodi ne provodi električnu struju:
   a) šećer b) NaCl c) HCl
2. Koje od navedenih jedinjenja spada u elektrolite?
   a) metan b) etanol c) NaOH
3. Zaokruži najslabiji elektrolit:
   a) HNO_2 b) NaCl c) H_2SO_4
4. Koliko će se molekula razložiti na jone ako se u vodenom disocijacije elektrolita je 0,01?
5. Izračunaj stepen disocijacije elektrolita ako se od $3 \cdot 10^2$ molekula razložilo na jone. Da li je u pitanju jaki ili slabi e
6. Koliki je stepen disocijacije sulfidne kiseline H_2S koncentr je ove kiseline je $5{,}7 \cdot 10^{-8}$ mol/dm³.
7. Izračunaj koncentraciju vodonikovih jona u rastvoru nitritn ako je njen stepen disocijacije 4%.

Pitanja i zadaci

Rješenja

1. a)
2. c)
3. a)
4. N_{uk} = 1 000 molekula
5. α = 0,33
6. $\alpha = 3{,}38 \cdot 10^{-4}$
7. $c(H^+)$ = 0,04 mol/dm³
8. $c(OH^-)$ = 0,01 mol/dm³
9. $K = 8 \cdot 10^{-4}$ mol/dm³
10. b)
11. c)
12. d)
13. a) $HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$
    b) $H_2SO_3 \rightleftharpoons 2\,H^+ + SO_3^{2-}$
14.

Kiselina	Kiselinski ostatak
HCl hloridna kiselina	Cl^- hlorid
HNO_3 nitratna kiselina	NO_3^- nitrat
HNO_2 nitritna kiselin	NO_2^- nitrit
H_2SO_4 sulfatna kiselina	SO_4^{2-} sulfat
H_2SO_3 sulfitna kiselina	SO_3^{2-} sulfit
H_2CO_3 karbonatna kiselina	CO_3^{2-} karbonat

15. Postepena disocijacija gvožđe(II)-hidroksida $Fe(OH)_2$
    $Fe(OH)_2 \xrightleftharpoons{H_2O} FeOH^+ + OH^-$
    $FeOH^+ \xrightleftharpoons{H_2O} Fe^{2+} + OH^-$
    Ukupna disocijacija gvožđe(II)-hidroksida $Fe(OH)_2$
    $Fe(OH)_2 \xrightleftharpoons{H_2O} Fe^{2+} + 2\,OH^-$
16. $Ca_3(PO_4)_2 \xrightarrow{H_2O} 3\,Ca^{2+} + 2\,PO_4^{3-}$
17.

Kisela so	Bazna so	Neutralna so
$NaHCO_3$	MgOHCl	KCl
NaH_2PO_4	$ZnOHNO_3$	$CuSO_4$

Rješenja pitanja i zadataka

Uvodna riječ

Dragi učeniče, draga učenice,

Udžbenik Hemijski račun napisan je prema Nastavnom planu i obrazovnim programima za zanimanja *Tehničar hemijsko-farmaceutskih procesa i ispitivanja* (IV stepen) i *Operater hemijskih procesa i ispitivanja* (III stepen). Koncipiran je tako da obuhvata devet različitih poglavlja. Svako poglavlje počinje izrekom i pitanjima, a sadrži i motivacioni tekst, zanimljivosti i dodatna pojašnjenja čija je namjena da učenje povežu sa svakodnevnim životom, prethodnim znanjima i učine ga lakšim i zanimljivijim.

U uvodnom dijelu svake nastavne cjeline sažeto su obrađeni pojmovi i definicije koji su neophodni za rješavanje zadataka. Niz postupno riješenih primjera pomoći će ti da bolje razumiješ gradivo, a poslužiće ti i kao osnova za rješavanje složenijih zadataka. Poslije teorijskog dijela i riješenih primjera slijedi rezime i zadaci za samostalni rad, raznih tipova i težine, čija su rješenja data na kraju svakog poglavlja.

Poglavlja koja ćeš izučavati su:

1. Osnovne i izvedene jedinice SI
2. Stehiometrija hemijskih reakcija
3. Struktura atoma
4. Hemijske veze
5. Energetske promjene hemijskih reakcija
6. Rastvori
7. Elektrolitička disocijacija elektrolita
8. Oksido-redukcione reakcije
9. Hemijska kinetika.

Osnovne i pomoćne jedinice SI poglavlje je pomoću kojeg ćeš obnoviti i proširiti znanja o fizičkim veličinama, osnovnim i pomoćnim jedinicama SI, kao i sa fizičkim jedinicama koje su izvan SI sistema ali se često koriste. Naučićeš da pretvaraš mjerne jedinice u manje ili veće vrijednosti.

U poglavlju *Stehiometrijski proračun* upoznaćeš se sa osnovnim hemijskim zakonima i njihovom praktičnom primjenom. Naučićeš da izračunavaš relativnu molekulsku masu, da proračunaš količinu supstance na osnovu broja čestica, zapremine gasovite supstance pri normalnim uslovima, da odrediš maseni udio elemenata u jedinjenju, kao i da napišeš empirijsku i molekulsku formulu jedinjenja. Na osnovu stečenih znanja moći ćeš da izračunaš različite veličine stehiometrijskim proračunom na osnovu hemijskih jednačina sa čistim supstancama, a učenici IV stepena moći će da vrše proračune i sa nečistim supstancama, kao i da odrede prinos reakcije.

Sadržaj poglavlja *Struktura atoma* proširiće tvoje znanje u vezi sa strukturom atoma, a moći ćeš i da izračunaš broj elementarnih čestica u atomu nekog elementa na osnovu njegovog položaja u periodnom sistemu elemenata. Upoznaćeš se sa principima izgradnje periodnog sistema elemenata; pisaćeš elektronske konfiguracije *s* i *p* elemenata, a učenici IV stepena će pisati i konfiguracije *d* elemenata.

Moći ćeš da objasniš promjenu poluprečnika atoma, energije jonizacije i afiniteta prema elektronu kroz grupe i periode periodnog sistema elemenata.

O stvaranju hemijskih veza: jonske, kovalentne, metalne i vodonične, a uz pomoć znanja o strukturi atoma, saznaćeš više u poglavlju *Hemijske veze.* Stvaranje hemijskih veza prikazivaćeš šematski, na konkretnim primjerima. Učenici IV stepena će računati i energiju veze u molekulu, na konkretnom primjeru.

Sa vrstama hemijskih reakcija, kao i sa toplotnim efektima posmatranih procesa, upoznaćeš se u poglavlju *Energetske promjene hemijskih reakcija*. Izračunavaćeš količinu vezane ili oslobođene toplote na osnovu entalpije termohemijske reakcije na konkretnim primjerima, kao i entalpiju reakcije na osnovu entalpija stvaranja reaktanata i proizvoda reakcije. Učenici IV stepena će računati i entalpiju složene reakcije na osnovu entalpija pojedinačnih reakcija, primjenom Hesovog zakona.

U poglavlju *Rastvori* proučavaju se rastvori, sastav rastvora i objašnjava način računanja koncentracije rastvora. Učenici IV stepena će računati i rastvorljivost čvrstih supstanci u vodi na datoj temperaturi, kao i pretvaranje jednog oblika izražavanja sastava rastvora u drugi (masene koncentracije u količinsku, i obratno). Svi zajedno ćete računati koncentracije rastvora koji nastaju razblaživanjem vodom ili miješanjem dva rastvora različitih koncentracija.

Elektrolitička disocijacija elektrolita jeste poglavlje u kome se definišu kiseline, baze i soli i objašnjavaju njihove disocijacije prema Arenijusovoj (III stepen) i protolitičkoj teoriji (IV stepen). Računaćeš stepen i konstantu disocijacije i određivaćeš koncentraciju nepoznatih jona u rastvoru. Na osnovu pH vrijednosti rastvora, moći ćeš da odrediš kiselost ili baznost sredine. Pisaćeš jednačine nastajanja soli, kao i jednačine hidrolize soli. Učenici IV stepena će računati i stepen hidrolize soli.

Reakcije oksido-redukcije opisane su u poglavlju *Oksido-redukcione reakcije*, u okviru kojeg ćeš naučiti da odrediš oksidacioni broj, kao i koeficijente u oksido-redukcionim reakcijama. Takođe, moći ćeš da prepoznaš oksidaciono i redukciono sredstvo u datim reakcijama.

Poglavlje *Hemijska kinetika* omogućava ti da se upoznaš s načinima izračunavanja brzine hemijske reakcije, kao i sa faktorima koji na nju utiču. Upoznaćeš se i sa hemijskom ravnotežom, njenim praktičnim značajem kao i sa Le Šateljeovim principom.

Autorke

„Nauka počinje tamo gdje počinju mjerenja.“

D. I. Mendeljejev

1 OSNOVNE I IZVEDENE JEDINICE SI

U OVOM POGLAVLJU NAUČIĆEŠ DA:

- navedeš osnovne i izvedene fizičke veličine
- navedeš osnovne i izvedene jedinice SI
- objasniš prefikse decimalnih jedinica SI i izvedeš pretvaranje u skladu sa njima
- navedeš dozvoljene jedinice izvan SI
- iskažeš izmjerenu vrijednost fizičkih veličina u sistemskim i nesistemskim jedinicama

RAZMISLI I ODGOVORI

1. S mjerenjem se srijećemo otkad se rodimo. Ljekari pored imena upisuju težinu, vrijeme rođenja, dužinu novorođenčeta. I kroz život nas prate mjerenja i upoređivanja. Navedi s kojim se mjerenjem susrijećeš u svakodnevnom životu.
2. Mjerenje je dio naše svakodnevice, ali predstavlja i temelj za naučna istraživanja. Primjenom tehnike *oluja ideja*, navedi mjerenja i mjerne instrumente koje koristiš u hemijskoj laboratoriji.

S fizičkim veličinama i mjernim jedinicama upoznao/upoznala si se u osnovnoj školi. Poznavanje njihovih međusobnih odnosa u osnovi je računskih zadataka iz fizike, matematike i hemije. Fizičkim veličinama opisujemo prirodne pojave. Pri proučavanju kretanja tijela, toplotnih pojava, kao i atoma, molekula, hemijskih reakcija – mjerimo masu, temperaturu, zapreminu i druge fizičke veličine. Intenzivan razvoj hemije započeo je Antoan Lavoazje upravo uvođenjem vage i mjerenja u hemijska istraživanja.

1.1. Fizičke veličine i mjerne jedinice

Ključni pojmovi

- fizičke veličine
- SI
- osnovne veličine
- izvedene veličine
- osnovne jedinice
- izvedene jedinice

Fizička tijela i pojave imaju odgovarajuća svojstva ili osobine. Opisujemo ih pomoću veličina kao što su masa, dužina, zapremina, temperatura.

Veličine kojima se kvantitativno opisuju osobine tijela i pojava nazivaju se **fizičke veličine**.

Da bismo mogli upoređivati fizičke veličine, neophodno ih je mjeriti. Mjerenje fizičkih veličina podrazumijeva upoređivanje sa usvojenom jedinicom mjere te veličine.

Dužinu određujemo upoređivanjem sa poznatom dužinom od jednog metra. Tako dobijamo brojnu vrijednost fizičke veličine koju mjerimo.

Znači, za mjerenje je potrebno utvrditi jedinicu mjere veličine i pogodno sredstvo za izvođenje poređenja – mjerilo (npr. lenjir) ili mjerni instrument (npr. termometar). Pri mjerenju se određuje koliko je puta mjerena veličina veća ili manja od usvojene jedinice mjere te veličine.

Fizička veličina određena je brojnom vrijednošću i mjernom jedinicom, što se zapisuje na sljedeći način:

$$m = 5\ \mathrm{g}$$

m – fizička veličina

5 – brojna vrijednost

g – mjerna jedinica

Da bi se olakšalo poređenje različitih sistema mjernih jedinica, uveden je Međunarodni sistem jedinica (Le Système International d'unités – SI), koji obezbjeđuje jedinstvo mjera u čitavom svijetu. Ovim sistemom utvrđeno je da je za tumačenje svih pojava u prirodi dovoljno koristiti **sedam** osnovnih fizičkih veličina koje su predstavljene u tabeli 1.1.

Tabela 1.1: Osnovne jedinice SI

Osnovne fizičke veličine	Osnovna mjerna jedinica	Oznaka mjerne jedinice
dužina	metar	m
vrijeme	sekunda	s
masa	kilogram	kg
temperatura	kelvin	K
jačina struje	amper	A
jačina svjetlosti	kandela	cd
količina supstance	mol	mol

▶ Pažljivo pogledaj tabelu i navedi osnovne jedinice SI.

Definicije osnovnih jedinica SI date su u prilogu.
Jedinice osnovnih fizičkih veličina su **osnovne jedinice**.
Osnovne jedinice određene su odgovarajućim standardima ili etalonima.

etalon – precizno napravljen uzorak mjere koji služi za provjeravanje istih takvih mjera koje su u upotrebi

metrologija (grč. *metron* – mjera) – nauka o mjerenju

Osnovne mjerne jedinice: kilogram, amper, kelvin i mol redefinisane su (20. maja 2019. godine), izražene su preko konstanti koje opisuju prirodni svijet (Plankove konstante, elementarnog naelektrisanja, Bolcmanove konstante i Avogadrove konstante), pa više ne zavise od predmeta koje su stvorili ljudi. Nova definicija mola preko Avogadrove konstante data je u sljedećem poglavlju.

Sve ostale fizičke veličine definišu se pomoću osnovnih, i nazivaju se izvedene veličine.

Fizičke veličine mogu se podijeliti na osnovne i izvedene, a ista podjela važi i za mjerne jedinice.

Da bismo iz osnovnih veličina i jedinica dobili izvedene, potrebno je znati njihove međusobne relacije.

Molarna masa je izvedena veličina, i predstavlja količnik dvije osnovne jedinice – mase i količine supstance:

$$M = \frac{m}{n}$$

M – molarna masa
m – masa
n – količina supstance

Jedinica za molarnu masu (kg/mol) izvodi se iz osnovnih jedinica za masu (kg) i količinu supstance (mol).

Izvedene jedinice mogu biti sistemske i vansistemske. Sistemske jedinice mogu imati poseban naziv (tabela 1.2), a mogu biti i bez posebnog naziva (tabela 1.3). Vansistemske jedinice čija je upotreba dozvoljena prikazane su u tabeli 1.4.

Tabela 1.2: Neke izvedene sistemske jedinice sa posebnim nazivom prema SI

Fizička veličina	Naziv jedinice	Simbol jedinice	Definicija jedinice
energija	džul	J	$kg\ m^2\ s^{-2}$
frekvencija	herc	Hz	s^{-1}
naelektrisanje	kulon	C	A s
pritisak	paskal	Pa	$kg\ m^{-1}\ s^{-2}$
sila	njutn	N	$kg\ m\ s^{-2}$

▶ Iz sedam osnovnih jedinica, primjenom matematičkih operacija množenja, dijeljenja i stepenovanja, definisane su izvedene jedinice. Uoči iz kojih osnovnih jedinica je izvedena jedinica za silu.

Tabela 1.3: Neke izvedene sistemske jedinice (bez posebnog naziva)

Fizička veličina	Jedinica	Oznaka
površina	kvadratni metar	m^2
zapremina	kubni metar	m^3
brzina	metar u sekundi	m/s
ubrzanje	metar u sekundi na kvadrat	m/s^2
gustina	kilogram po metru kubnom	kg/m^3
specifična toplota	džul po kilogram kelvinu	J/(kg K)
količinska koncentracija	mol po metru kubnom	mol/m^3
molarna masa	kilogram po molu	kg/mol

Dvije osnovne i sedamnaest izvedenih jedinica nazvane su po naučnicima. Po kojim naučnicima su dobili imena, možeš saznati na linku https://inzenjer.rs/naucnici-cija-se-imena-koriste-u-si-sistemu/.

Tabela 1.4: Vansistemske jedinice čija je upotreba dozvoljena

Veličina	Jedinica	Oznaka	Vrijednost u jedinicama SI
vrijeme	minut	min	1 min = 60 s
	čas	h	1 h = 60 min = 3600 s
	dan	d	1 d = 24 h
zapremina	litar	l, L	$1\ l = 1\ dm^3 = 10^{-3}\ m^3$
masa	tona	t	$1\ t = 1000\ kg = 10^3\ kg$
	atomska jedinica mase	u	$1\ u = 1{,}66057 \cdot 10^{-27}\ kg$

1.2. Prefiksi mjernih jedinica

Ključni pojmovi

- prefiksi mjernih jedinica
- decimalne jedinice

U praktičnoj primjeni često je potrebna manja ili veća jedinica od osnovne – decimalna jedinica. One se izražavaju prefiksima koji prethode osnovnoj jedinici mjere.

Kao što se vidi iz tabele 1.5, prefiksi označavaju određeni stepen broja 10 i mogu da umanje ili uvećaju vrijednost jedinice uz koju stoje.

prefiks (lat. *praefixum* – naprijed pripojeno) – predmetak

Prefiks k (kilo) označava jedinicu 1 000 puta veću od osnovne.
Prefiks m (mili) znači da je data veličina 1 000 puta manja od mjerne jedinice uz koju stoji.

SI definiše 20 prefiksa koji se mogu koristiti uz osnovne ili izvedene jedinice.

Tabela 1.5: SI prefiksi

Faktor	Prefix	Oznaka	Faktor	Prefiks	Oznaka
10^{1}	deka	da	10^{-1}	deci	d
10^{2}	hekto	h	10^{-2}	centi	c
10^{3}	kilo	k	10^{-3}	mili	m
10^{6}	mega	M	10^{-6}	mikro	μ
10^{9}	giga	G	10^{-9}	nano	n
10^{12}	tera	T	10^{-12}	piko	p
10^{15}	peta	P	10^{-15}	femto	f
10^{18}	eksa	E	10^{-18}	ato	a
10^{21}	zeta	Z	10^{-21}	zepto	z
10^{24}	jota	Y	10^{-24}	jokto	y

- Pažljivo prouči i uporedi razliku u stepenima između pojedinih prefiksa.

U hemiji su najčešća preračunavanja mjernih jedinica za masu, količinu supstance, zapreminu, gustinu i temperaturu.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 1.1.

Pretvori dužinu od 85 nm (nanometara) u metre.

Izrada

Pretvaramo manju jedinicu u veću: manja → veća

85 nm (nanometara) = $85 \cdot 10^{-9}$ m (jer je 1 nm = 10^{-9} m)

Ako pretvaramo veću jedinicu u manju, množimo (stepen izložioca je pozitivan).
Ako pretvaramo manju jedinicu u veću, dijelimo (stepen izložioca je negativan).
Vrijednosti prefiksa zamjenjujemo odgovarajućim stepenom broja 10 (tabela 1.5).

Primjer 1.2.

Pretvori dužinu od 2 m u mikrometre.

Izrada

Pretvaramo veću jedinicu u manju: veća → manja

2 m = $2 \cdot 10^{6}$ μm (jer je 1 m = 10^{6} μm)

Primjer 1.3.

Pretvori dužinu od 8,2 cm u mikrometre.

Izrada

Pretvaramo veću jedinicu u manju: veća → manja

Kako je 1 cm = 10^{-2} m, a 1m = 10^{6} μm, slijedi da je 1 cm = 10^{4} μm.

Ako primijenimo na dužinu od 8,2 cm, biće:

8,2 cm = $8{,}2 \cdot 10^{4}$ μm

Primjer 1.4.

Pretvori 1,12 ms (milisekundi) u sekunde.

Izrada

Pretvaramo manju jedinicu u veću: manja → veća

1,12 ms = $1{,}12 \cdot 10^{-3}$ s (jer je 1 ms = 10^{-3} s)

Da se podsjetimo pretvaranja mjernih jedinica za vrijeme:
1 h = 60 min
1 min = 60 s
1 dan = 24 h = 1 440 min = 86 400 s

Primjer 1.5.	Izrada
Pretvori 200 s u ms (milisekunde).	Pretvaramo veću jedinicu u manju: veća → manja $200\ s = 200 \cdot 10^{3}\ ms$ (jer je $1s = 10^3\ ms$)

Primjer 1.6.	Izrada
Pretvori masu od 2 g u mg.	Pretvaramo veću jedinicu u manju: veća → manja $2\ g = 2 \cdot 10^3\ mg$ (jer je $1\ g = 10^3\ mg$)

Da se podsjetimo pretvaranja mjernih jedinica za masu:
$1\ t = 1\ 000\ kg = 10^3\ kg$
$1\ kg = 10^3\ g = 10^6\ mg = 10^9\ \mu g$
$1\ \mu g = 10^{-3}\ mg = 10^{-6}\ g = 10^{-9}\ kg$

Primjer 1.7.	Izrada
Pretvori masu od 0,085 kg u mg.	Da bismo pretvorili kilograme u miligrame, možemo najprije pretvoriti u grame, a zatim u miligrame. $0{,}085\ kg = 0{,}085 \cdot 10^3\ g = 0{,}085 \cdot 10^3 \cdot 10^3\ mg = 0{,}085 \cdot 10^6\ mg$

Primjer 1.8.	Izrada
Pretvori 700 g (grama) u kilograme.	Pretvaramo manju jedinicu u veću: manja → veća $700\ g = 700 \cdot 10^{-3}\ kg$ (jer je $1\ kg = 10^3\ g$)

Primjer 1.9.	Izrada
Izrazi zapreminu od $1{,}35\ dm^3$ u m^3.	Pretvaramo manju jedinicu u veću: manja → veća $1{,}35\ dm^3 = 1{,}35 \cdot 10^{-3}\ m^3$ (jer je $1\ m^3 = 10^3\ dm^3$)

Da se podsjetimo pretvaranja mjernih jedinica za zapreminu:
$1\ l = 1\ dm^3$
$1\ ml = 1\ cm^3$
$1\ m^3 = 10^3\ dm^3 = 10^6\ cm^3 = 10^9\ mm^3$
$1\ mm^3 = 10^{-3}\ cm^3 = 10^{-6}\ dm^3 = 10^{-9}\ m^3$

Primjer 1.10.

Izrazi zapreminu od 0,5 m^3 u cm^3.

Izrada

Pretvaramo veću jedinicu u manju: veća → manja

$0{,}5\ m^3 = 0{,}5 \cdot 10^6\ cm^3$ (jer je $1\ m^3 = 10^6\ cm^3$)

Primjer 1.11.

Izrazi gustinu od 0,8 g/cm^3 u kg/m^3.

Izrada

Za ovo pretvaranje potrebno je znati odnos jedinica za masu – grama i kilograma, i jedinica za zapreminu – cm^3 i m^3.

$1\ g = 10^{-3}\ kg$; $1\ cm^3 = 10^{-6}\ m^3$, pa će biti:

$$0{,}8\ g/cm^3 = 0{,}8 \cdot \frac{10^{-3}\ kg}{10^{-6}\ m^3} = 0{,}8 \cdot 10^{-3-(-6)}\ kg/m^3 = 0{,}8 \cdot 10^{-3+6}\ kg/m^3 =$$

$$= 0{,}8 \cdot 10^{+3}\ kg/m^3 = 800\ kg/m^3$$

Primjer 1.12.

Izrazi gustinu od 876 kg/m^3 u g/cm^3.

Izrada

$$876\ kg/m^3 = 876 \cdot \frac{10^3\ g}{10^6\ cm^3} = 876 \cdot 10^{3-6}\ g/cm^3 =$$

$$= 876 \cdot 10^{-3}\ g/cm^3 = 0{,}876\ g/cm^3$$

Primjer 1.13.

Izrazi količinu supstance od 0,3 mola u mmol (milimol).

Izrada

Pretvaramo veću jedinicu u manju: veća → manja

$0{,}3\ mol = 0{,}3 \cdot 10^3\ mmol = 300\ mmol$ (jer je 1 mol = 1 000 mmol)

Primjer 1.14.

Izrazi temperaturu $t = -34\ °C$ u kelvinima.

Izrada

$T(K) = t(°C) + 273{,}15$, pa će biti

$T(K) = -34\ °C + 273{,}15 = 239{,}15K$

Pretvaranje jedinica za temperaturu:

$T(K) = t(°C) + 273{,}15$

$t(°C) = T(K) - 273{,}15$

Primjer 1.15.

Izrazi temperaturu $T = 4\ 098\ K$ u stepenima Celzijusa.

Izrada

$t(°C) = T(K) - 273{,}15 = 4\ 098\ K - 273{,}15 = 3824{,}85\ °C$

PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Da bismo opisali prirodne pojave, mjerimo neka njihova svojstva koja se nazivaju **fizičke veličine**.

Izmjeriti fizičku veličinu znači uporediti je sa drugom fizičkom veličinom iste prirode koja je usvojena za jedinicu mjere. Fizičke veličine i mjerne jedinice možemo podijeliti na osnovne i izvedene. Prema Međunarodnom sistemu jedinica (SI) postoji sedam osnovnih fizičkih veličina i mjernih jedinica: dužina – metar; vrijeme – sekunda; masa – kilogram; temperatura – kelvin; jačina struje – amper; jačina svjetlosti – kandela; količina supstance – mol.

Izvedene fizičke veličine izražavaju se pomoću osnovnih, uz pomoć fizičkih zakona.

Za označavanje velikih i malih mjernih jedinica koristi se lista SI prefiksa.

1. Zaokruži tačne odgovore:

Mjerne jedinice za masu su:

a) ms b) mol c) m^3 d) μg e) K f) ml g) t

2. Poveži veličine i mjerne jedinice:

Zapremina	K
Gustina	kPa
Pritisak	g/cm^3
Temperatura	ml
Molarna masa	g/mol

3. Iz navedenog niza izdvoj osnovne veličine SI:

pritisak, površina, dužina, sila, količina supstance, brzina

_____

Njima odgovarajuće jedinice su _____

4. Dopuni sljedeće rečenice:

a) Hiljadu puta veća jedinica od paskala je _____.

b) Hiljadu puta manja jedinica od grama je _____.

c) Milion puta veća jedinica od džula je _____.

d) Milion puta manja jedinica od milimetra je _____.

5. S lijeve strane navedeni su nazivi prefiksa, a sa desne vrijednosti faktora (stepena broja 10). Na liniju ispred vrijednosti faktora upiši redni broj naziva prefiksa.

a) kilo _____ 10^{-2}

b) deka _____ 10^{-3}

c) nano _____ 10^{6}

d) centi _____ 10^{1}

e) mili _____ 10^{-6}

f) mega _____ 10^{3}

g) mikro _____ 10^{-9}

6. Koje od navedenih jedinica **nijesu** osnovne?

a) kg b) N c) s d) m e) J

7. Izrazi 3 g u:

a) μg b) mg c) kg.

8. Pretvori 3,5 dm^3 u:

a) m^3 b) cm^3 c) mm^3.

9. Poređaj date vrijednosti od najmanje ka najvećoj:

a) 1 t, 1 mg, 1 μg, 1 g, 1 kg

b) 1 cm, 1 m, 1 pm, 1 mm, 1 nm

10. Gustina žive iznosi 13,6 g/cm^3. Izrazi je u g/dm^3.

11. Izrazi vrijeme u odgovarajućim mjernim jedinicama.

a) 1 dan = _____ s

b) 1 god. (godina) = _____ h

c) 1 s = _____ h

d) 1h = _____ min

12. Izrazi gustinu u odgovarajućim jedinicama:

a) 1 g/cm^3 = _____ kg/m^3

b) 250 kg/m^3 = _____ g/cm^3

13. Gustinu rastvora od 1,84 g /cm^3 izrazi u sljedećim jedinicama:

a) kg/dm^3 b) kg/m^3 c) g/l.

14. Izrazi količinsku (molarnu) koncentraciju rastvora od c = 0,05 mol/dm^3 u sljedećim jedinicama:

a) mol/cm^3 b) $mmol/dm^3$ c) $mmol/cm^3$.

15. Količinska (molarna) koncentracija neke supstance iznosi 0,01 mol/cm^3. Izrazi je u mol/l.

16. Izrazi sljedeće vrijednosti zapremine u m^3:

a) $V = 37\ cm^3$ = _____

b) $V = 260\ dm^3$ = _____

c) $V = 90\ l$ = _____

17. Izrazi snagu u W (vatima):

a) 10 pW = _____ W

b) 15 MW = _____ W

18. Izrazi pritisak od 20 kPa u paskalima i u barima.

19. U sljedećim primjerima izvrši pretvaranja:

a) Kovalentni poluprečnik atoma fluora je r(F) = 64 pm, a atoma vodonika r(H) = 37 pm. Izrazi ih u metrima.

b) Temperatura topljenja gvožđa iznosi 1 535 °C. Izrazi rezultat u kelvinima.

c) Prva energija jonizacije atoma gvožđa iznosi 762,5 kJ/mol. Izrazi rezultat u J/mol.

d) Gustina gvožđa je 7 874 kg/m^3. Izrazi je u g/cm^3.

20. Temperatura topljenja bakra iznosi 1 084 °C, a aluminijuma 660 °C. Izrazi ove vrijednosti u kelvinima.

Rješenja

1. d), g)

2. Zapremina (ml)
Gustina (g/cm^3)
Pritisak (kPa)
Temperatura (K)
Molarna masa (g/mol)

3. dužina, količina supstance
metar, mol

4. a) kPa b) mg c) MJ d) nm

5.

a) kilo	4	a. 10^{-2}
b) deka	5	b. 10^{-3}
c) nano	6	c. 10^{6}
d) centi	2	d. 10^{1}
e) mili	7	e. 10^{-6}
f) mega	1	f. 10^{3}
g) mikro	3	g. 10^{-9}

6. b) N e) J.

7. a) $3 \cdot 10^6$ μg b) $3 \cdot 10^3$ mg c) $3 \cdot 10^{-3}$ kg.

8. a) $3{,}5 \cdot 10^{-3}$ m^3 b) $3{,}5 \cdot 10^3$ cm^3 c) $3{,}5 \cdot 10^6$ mm^3.

9. a) 1 μg, 1 mg, 1g, 1 kg, 1 t. b) 1 pm, 1 nm,1 mm, 1 cm, 1 m.

10. $13{,}6 \cdot 10^3$ g/dm^3

11. a) 86 400 s b) 8 760 h c) 1/3 600 = $2{,}78 \cdot 10^{-4}$ d) 60 min.

12. a) 1 000 kg/m^3 b) 0,25 g/cm^3.

13. a) 1,84 kg/dm^3 b) $1{,}84 \cdot 10^3$ kg/m^3 c) $1{,}84 \cdot 10^{-3}$ g/l.

14. a) $0{,}05 \cdot 10^{-3}$ mol/cm^3 b) $0{,}05 \cdot 10^{-3}$ $mmol/dm^3$ c) 0,05 $mmol/cm^3$.

15. $0{,}1 \cdot 10^{-3}$ mol/l = $1 \cdot 10^{-4}$ mol/l (1 l = 1 dm^3)

16. a) $37 \cdot 10^{-6}$ m^3 b) $260 \cdot 10^{-3}$ m^3 = 0,26 m^3 c) $90 \cdot 10^{-3}$ m^3.

17. a) $10 \cdot 10^{-12}$ W = 10^{-11} W b) $15 \cdot 10^6$ W

18. 20 000 Pa; 0,2 bar (jer je 1 bar = 10^5 Pa)

19. a) $64 \cdot 10^{-12}$ m i $37 \cdot 10^{-12}$ m b) 1 808 K c) $762{,}5 \cdot 10^3$ J/mol d) 7,874 g/cm^3.

20. 1 357 K; 933 K.

„Hemija započinje u zvijezdama.
Zvijezde su izvor hemijskih elemenata,
koji su osnovne komponente materije.“

Peter Atkins

2 STEHIOMETRIJA HEMIJSKIH REAKCIJA

U OVOM POGLAVLJU NAUČIĆEŠ DA:

- definišeš i primijeniš osnovne hemijske zakone: Lavoazjeov, Prustov, Daltonov, Gej-Lisakov, Avogadrov zakon
- izračunaš masu atoma i molekula, relativnu atomsku i molekulsku masu nekog elementa ili jedinjenja korišćenjem unificirane atomske jedinice mase
- izračunaš različite veličine: količinu supstance, broj čestica i zapreminu gasovite supstance pri normalnim uslovima
- izračunaš maseni udio elementa u jedinjenju
- odrediš empirijsku i molekulsku formulu jedinjenja
- izračunaš različite veličine stehiometrijskim proračunom na osnovu hemijskih jednačina sa čistim i nečistim supstancama
- izračunaš prinos hemijske reakcije

RAZMISLI I ODGOVORI

1. Možemo li izmjeriti masu jednog atoma ili molekula?
2. Koju fizičku veličinu i mjernu jedinicu najviše koristimo u hemiji?
3. Kako zapisujemo hemijske reakcije i kvantitativno ih tumačimo?
4. Koliko molekula vode dnevno unesemo u naše tijelo?

U prvom poglavlju bilo je riječi o fizičkim veličinama i mjernim jedinicama. Od sedam osnovnih SI jedinica, najveći značaj za hemiju ima jedinica za količinu supstance – mol. U hemijskim reakcijama učestvuje veoma velik broj jedinki. Mol pomaže hemičarima da „izbroje“ jedinke u određenoj količini ili masi supstance. Supstance reaguju u tačno određenim količinskim (molarnim) odnosima, na osnovu kojih se dalje mogu izvesti i maseni ili zapreminski odnosi. U ovom poglavlju saznaćeš po kojim zakonima tumačimo kvantitativne odnose supstanci pri hemijskim reakcijama i koji je njihov praktični značaj.

2.1. Osnovni hemijski zakoni

Ključni pojmovi

- osnovni hemijski zakoni
- Lavoazjeov zakon
- Avogadrov zakon
- Prustov zakon
- Daltonov zakon
- Gej-Lisakov zakon

Hemijske reakcije se prikazuju hemijskim jednačinama.

Grana hemije koja proučava odnose količina supstanci koje hemijski reaguju naziva se **stehiometrija**.

U osnovi stehiometrijskog proračuna su odgovarajući hemijski zakoni.

Osnovni hemijski zakoni su: Lavoazjeov, Prustov, Daltonov, Gej-Lisakov, Avogadrov zakon.

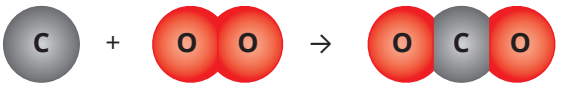
Lavoazje se smatra ocem savremene hemije. On je u hemiju uveo vaganje i druge postupke mjerenja.

Poslije njegovih otkrića i zakona koji je formulisao, u veoma kratkom roku definisani su i ostali kvantitativni zakoni hemije.

Lavoazjeov zakon – zakon održanja mase (1774. godine):

„Ukupna masa supstanci koje stupaju u hemijsku reakciju jednaka je ukupnoj masi proizvoda reakcije."

Koliko grama ugljenik(IV)-oksida nastaje reakcijom 12 g ugljenika i 32 g kiseonika? Prema zakonu održanja mase, masa ugljenik(IV)-oksida biće jednaka zbiru masa ugljenika i kiseonika.



C	+	O_2		CO_2
12 g	+	32 g	=	44 g
		$m_{reaktanata}$	=	$m_{proizvoda}$

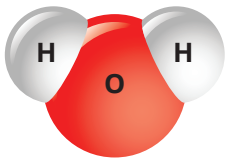
Slika 2.1. Formiranje molekula ugljenik(IV)-oksida reakcijom ugljenika i kiseonika.

Prustov zakon – zakon stalnih masenih odnosa (1799. godine):

„Elementi se jedine u stalnim masenim odnosima kada grade isto jedinjenje, bez obzira na način kojim je to jedinjenje dobijeno."

Analizom različitih uzoraka te istog hemijskog jedinjenja pripremljenog na različite načine i određivanjem masenih udjela elemenata, rezultat će uvijek biti isti.

Kiseonik čini 88,81% mase bilo kojeg uzorka vode, a vodonik čini preostalih 11,19% mase, i to važi i ako je uzorak dobijen topljenjem leda i kondenzovanjem pare, iz rijeke, mora i na bilo koji drugi način (slika 2.2). Ako uzmemo sastojke u drugačijem odnosu, onda će neki od reaktanata ostati neiskorišćen.



Slika 2.2. Kalotni model molekula vode

U H_2O je maseni odnos vodonika i kiseonika: $m(H) : m(O) = 2 : 16 = 1 : 8$

(11,19 % H : 88,81 % O). Sastav jedinjenja je stalan.

Daltonov zakon – zakon višestrukih masenih odnosa (1802. godine):

„Ako dva elementa međusobno grade dva ili više jedinjenja, onda se stalna masa jednog elementa jedini sa različitim masama drugog elementa, a te mase (drugog elementa) stoje u odnosu malih cijelih brojeva."

Ugljenik i kiseonik grade dva oksida: ugljenik(II)-oksid i ugljenik(IV)-oksid. Na slici su prikazani kalotni modeli molekula i odnosi masa ugljenika i kiseonika u njima (slika 2.3).

Slika 2.3. Kalotni modeli molekula ugljenik(II)-oksida i ugljenik(IV)-oksida i odnosi masa ugljenika i kiseonika u njima

CO	CO_2
$m(C) : m(O) = 12 : 16 \cdot 1$	$m(C) : m(O) = 12 : 32 = 12 : 16 \cdot 2$

Mase kiseonika koje se spajaju sa istom masom ugljenika stoje u odnosu 1 : 2.

$$m(O; CO) : m(O; CO_2) = 1 : 2$$

Dalton je prvi uveo pojam relativne atomske mase, uzeo je vodonikov atom kao standard jer je pretpostavio da je najlakši.

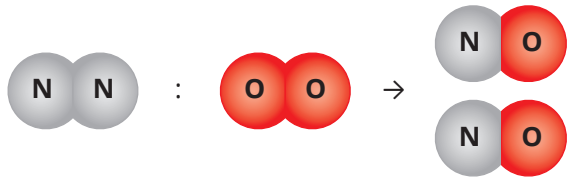
Ovi zakoni sjedinjavanja hemijskih elemenata po masi vodili su ka **Daltonovoj atomskoj teoriji** (1808. godine) i dali osnovu za razumijevanje hemijskih reakcija (Daltonova teorija izučava se u modulu Opšta i neorganska hemija).

Gej-Lisak je utvrdio da nijesu samo mase nego i zapremine gasovitih reaktanata u odnosu malih cijelih brojeva.

Gej-Lisakov zakon – zakon stalnih zapreminskih odnosa (1805. godine):

„Zapremine gasovitih učesnika u hemijskim reakcijama odnose se kao mali cijeli brojevi."

Jedna zapremina azota jedini se sa jednom zapreminom kiseonika i gradi dvije zapremine azot(II)-oksida – njihovi zapreminski odnosi su 1 : 1 : 2.



$N_{2(g)}$	+	$O_{2(g)}$	→	$2\ NO_{(g)}$
1 V	:	1 V	=	2 V

Slika 2.4. Formiranje gasa azot(II)-oksida reakcijom azota i kiseonika

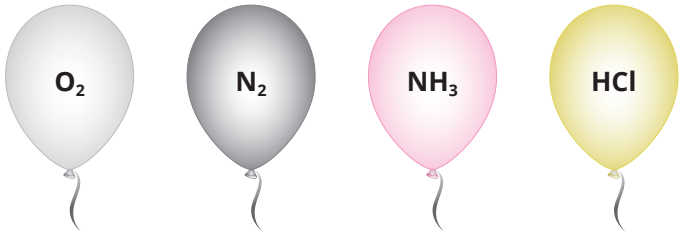
Avogadrov zakon (1811. godine):

„Iste zapremine različitih gasova pri istom pritisku i temperaturi sadrže isti broj molekula."

Ovaj zakon dao je objašnjenje Gej-Lisakovog zakona pretpostavkom o postojanju molekula i ukazao na dvoatomsku prirodu elementarnih gasova (O_2, N_2, Cl_2) – osim plemenitih gasova. Prošlo je više od pola vijeka do priznanja Avogadrovih otkrića.

Ovakav jednostavan odnos zapremina upućuje i na jednostavan odnos između broja molekula u tim zapreminama. Na slici 2.5. prikazane su jednake zapremine gasova koje sadrže jednak broj molekula.

$$(N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23})$$



Slika 2.5. Jednake zapremine kiseonika, azota, amonijaka i hlorovodonika koje sadrže jednak broj molekula – Avogadrov broj $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$

1 mol $O_{2(g)}$ = 1 mol $N_{2(g)}$ = 1 mol $NH_{3(g)}$ = 1 mol $HCl_{(g)}$ = 22,4 dm^3

2.2. Hemijski simboli, formule i jednačine

Ključni pojmovi

- hemijski simboli,
- hemijske formule
- hemijske jednačine
- koeficijenti
- indeksi
- reaktanti
- produkti

Hemijska jednačina je kratak prikaz hemijske reakcije koja nastaje kombinovanjem hemijskih simbola i formula.

Hemijski simboli

Hemijski simboli služe za obilježavanje hemijskih elemenata. Simboli su izvedeni najčešće iz latinskog naziva hemijskih elemenata. Predstavljaju početno slovo naziva hemijskog elementa, uz eventualno još jedno slovo iz naziva. Simbol ima kvalitativno značenje (identifikuje elemenat) i kvantitativno značenje (označava jedan atom tog elementa). Ako je potrebno zapisati više atoma nekog elementa, ispred simbola piše se broj.

Hemijski elementi mogu dobiti naziv na različite načine: prema mitološkim bićima, prema geografskim pojmovima, imenima naučnika, prema svojstvima.

Molekuli elemenata nastaju spajanjem dva ili više atoma iste vrste: H_2, O_2, N_2, Cl_2, Br_2, I_2, P_4, S_8. Molekuli jedinjenja: H_2O, HCl, NH_3, CH_4 itd.

Hemijske formule

Hemijske formule služe za obilježavanje **molekula elemenata i jedinjenja**. Mogu biti empirijske, molekulske i strukturne formule. Predstavljaju kombinaciju simbola i brojeva koji odražavaju sastav molekula.

Brojevi u donjem desnom uglu – **indeksi** označavaju broj atoma svakog elementa u molekulu (ako nema broja podrazumijeva se 1). Broj ispred formule – **koeficijent** označava broj uzetih molekula ili atoma.

Hemijske jednačine

Hemijske jednačine služe za predstavljanje hemijskih reakcija simbolima i formulama.

Supstance koje ulaze u hemijsku reakciju nazivaju se **reaktanti**. Supstance koje izlaze iz hemijske reakcije nazivaju se **produkti**. Mogu sadržavati podatke o agregatnim stanjima reaktanata i produkata: (g) – gasovito; (l) – tečno; (s) – čvrsto; (aq) – vodeni rastvor.

U hemijskim jednačinama mora biti zadovoljen zakon o održanju mase – broj atoma iste vrste mora biti isti sa lijeve i desne strane jednačine. Atomi vodonika i kiseonika najčešće se izjednačavaju na kraju. Pri izjednačavanju jednačina mijenjaju se koeficijenti – nikada indeksi.

Ako količine supstanci ne odgovaraju stehiometrijskim odnosima, reakcija se zaustavlja kada se potroši jedan od reaktanata.

Reaktanti = polazne supstance
Produkti = proizvodi

Primjer pisanja i izjednačavanja hemijske jednačine:

metan + kiseonik → ugljenik(IV)-oksid + voda

Preko hemijskih formula će biti:

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Prebrojavanjem atoma sa lijeve i desne strane zaključujemo da se broj atoma vodonika i kiseonika mora izjednačiti dopisivanjem koeficijenata.

elemenat	lijevo	desno
C	1	1
O	2	3
H	4	2

Koeficijenti

$$CH_4 + \mathbf{2}\ O_2 \rightarrow CO_2 + \mathbf{2}\ H_2O$$

Indeksi

Na kraju ponovo prebrojimo atome:

elemenat	lijevo	desno
C	1	1
O	4	4
H	4	4

Međusobno reaguje tačno određeni broj jedinki, molekula ili atoma.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 2.1.

Napiši izraze za:

5 atoma kiseonika, 3 atoma cinka, molekul broma, 2 molekula kalijum-hlorida, 3 molekula amonijaka, 4 molekula sumpora.

Izrada

5 atoma kiseonika – 5 O

3 atoma cinka – 3 Zn

molekul broma – Br_2

2 molekula kalijum-hlorida – 2 KCl

3 molekula amonijaka – 3 NH_3

4 molekula sumpora – 4 S_8

Primjer 2.2.

Što označavaju sljedeći izrazi:

3H, $3H_2$, $3H_2O$, 8Mg, $5CO_2$, $3Cl_2$?

Izrada

3H – 3 atoma vodonika

$3H_2$ – 3 molekula vodonika

$3H_2O$ – 3 molekula vode

8Mg – 8 atoma magnezijuma

$5CO_2$ – 5 molekula ugljenik(IV)-oksida

$3Cl_2$ – 3 molekula hlora

Primjer 2.3.

Prebroj atome u sljedećim molekulima: $4CO_2$, $3H_2SO_4$, $2Mg_3(PO_4)_2$, $5Al(OH)_3$.

Izrada

$4CO_2$ – 4 atoma ugljenika; 8 atoma kiseonika

$3H_2SO_4$ – 6 atoma vodonika; 3 atoma sumpora; 12 atoma kiseonika

$2Mg_3(PO_4)_2$ – 6 atoma magnezijuma; 4 atoma fosfora; 16 atoma kiseonika

$5Al(OH)_3$ – 5 atoma aluminijuma; 15 atoma kiseonika; 15 atoma vodonika

Primjer 2.4.	Izrada
Izjednači hemijske jednačine:	
$AlCl_3 + NaOH \rightarrow Al(OH)_3 + NaCl$	$AlCl_3 + 3\ NaOH \rightarrow Al(OH)_3 + 3\ NaCl$
$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$	$2\ NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ HCl$
$FeS + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$	$FeS + 2\ HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$

2.3. Mol, molska masa i molska zapremina i proračuni na osnovu njih

Ključni pojmovi

- mol
- molska masa
- molska zapremina
- Avogadrov broj
- unificirana atomska jedinica mase
- relativna atomska masa
- relativna molekulska masa

Hemijska jednačina propisuje strogo utvrđeni odnos broja molova reaktanata i produkata po kojima se odvijaju hemijske reakcije.

Kada znamo količine supstanci koje učestvuju u hemijskoj reakciji, možemo jednostavno izračunati masu, broj čestica ili zapreminu (ako se radi o gasu) učesnika u reakciji.

Formule koje povezuju ove veličine su:

$n = \frac{m}{M}$	$n = \frac{N}{N_A}$	$n = \frac{V}{V_m}$
n – količina supstance	n – količina supstance	n – količina supstance
m – masa supstance	N – broj čestica	V – zapremina
M – molska masa	N_A – Avogadrov broj	V_m – molska zapremina

Količina supstance je osnovna fizička veličina, a njoj odgovarajuća jedinica je mol.

Mol je količina supstance koja sadrži tačno $6{,}022 \cdot 10^{23}$ elementarnih jedinki. Ovaj broj je fiksna vrijednost Avogadrove konstante.

Jedinka – može biti atom, molekul, jon, elektron ili bilo koja druga čestica ili određena grupa čestica.

Avogadrov broj

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

Stara definicija je glasila: Mol je količina supstance koja sadrži onoliko jedinki koliko ima atoma u 0,012 kg najzastupljenijeg ugljenikovog izotopa ^{12}C.

Nova definicija mola je važeća od 2019. godine kada su preko odgovarajućih konstanti redefinisane sve osnovne fizičke jedinice.

Jedan mol bilo koje supstance sadrži isti broj čestica (Avogadrov broj), ali mase jednog mola različitih supstanci su različite zbog razlike u masama pojedinačnih atoma elemenata (što je prikazano na slici 2.7).

O izotopima ćete detaljnije učiti u poglavlju 3. – Struktura atoma, periodni sistem elemenata.

32 g	55,85 g	58,5 g	294 g	342 g

S	Fe	NaCl	$K_2Cr_2O_7$	$C_{12}H_{22}O_{11}$

Slika 2.7. Mase jednog mola različitih supstanci

▶ Uoči razlike u masama koje odgovaraju istim količinama supstanci.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 2.5.

Izračunaj koliko ima molekula u 3 mola vode, H_2O.

Dato: $n = 3$ mol

Traži se: $N = ?$

Izrada

Rekli smo da 1 mol bilo koje supstance sadrži $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ elementarnih čestica, u ovom slučaju molekula vode.

Zadatak možemo riješiti preko izraza:

$$n = \frac{N}{N_A} \longrightarrow N = n \cdot N_A = 3 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} = 18{,}066 \cdot 10^{23} \text{ molekula}$$

ili proporcijom:

$$1 \text{ mol } (H_2O) : 6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ (molekula)} = 3 \text{ mol } (H_2O) : X \text{ (molekula)}$$

$$X = \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 3}{1} = 18{,}066 \cdot 10^{23} \text{ molekula}$$

Masa jednog mola neke supstance naziva se molska masa.

Molska masa ima istu brojčanu vrijednost kao relativna atomska i relativna molekulska masa. To je izvedena veličina, i izražava se u kg/mol ili češće u g/mol.

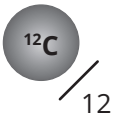
$M = A_r \cdot$ g/mol

$M = M_r \cdot$ g/mol

Mase pojedinačnih atoma i molekula su veoma male, i ne možemo ih mjeriti već ih izražavamo u odnosu na dogovoreni standard.

Pomenuli smo da je Dalton prvi uveo pojam relativne atomske mase. On je računao mase atoma u odnosu na vodonikov atom. Kasnije je dogovoreno da se mase atoma računaju u odnosu na 1/12 mase atoma ugljenikovog izotopa ^{12}C koja predstavlja **unificiranu atomsku jedinicu mase** i iznosi:

$$U = 1/12\ m_a\ (^{12}C) = 1{,}6605 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}$$



Slika 2.8. Unificirana atomska jedinica mase koja predstavlja dvanaestinu mase atoma ugljenikovog izotopa ^{12}C

Relativna atomska masa će biti:

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{u}$$

$m_a(X)$ – prosječna masa atoma
u – unificirana atomska jedinica mase

Relativna atomska masa je broj koji pokazuje koliko je puta masa atoma nekog elementa veća od unificirane atomske jedinice mase.

Atomske mase elemenata mogu se naći uz simbol elementa u periodnom sistemu elemenata, i uz atomski broj predstavljaju osnovni zapis pored svakog elementa. Relativne atomske mase nijesu cijeli brojevi jer se računaju kao prosječna vrijednost masa svih prirodnih izotopa datog elementa.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 2.6.	Izrada
Litijum se u prirodi nalazi u obliku dva izotopa: ^{6}Li i ^{7}Li. Zastupljenost ^{6}Li u prirodnoj smeši je 6%, a ^{7}Li 94%. Izračunati relativnu atomsku masu litijuma.	$A_r(Li) = \omega_1 \cdot A_r(^{6}Li) + \omega_2 \cdot A_r(^{7}Li) = 0{,}06 \cdot 6 + 0{,}94 \cdot 7 = 6{,}94$ Relativna atomska masa litijuma iznosi 6,94.

Primjer 2.7.	Izrada
Izračunaj molarnu masu atoma kalcijuma (Ca).	Relativnu atomsku masu kalcijuma nalazimo u PS: $A_r(Ca) = 40{,}08$. Molska masa će biti: $M(Ca) = A_r(Ca) \cdot g/mol = 40{,}08\ g/mol$

Primjer 2.8.	Izrada
Izračunaj prosječnu masu atoma kalcijuma ako je njegova relativna atomska masa $A_r(Ca) = 40{,}08$.	$A_r(Ca) = \frac{m_a(Ca)}{u}$ $m_a(Ca) = A_r(Ca) \cdot u = 40{,}18 \cdot 1{,}6605 \cdot 10^{-27}\ kg = 66{,}72 \cdot 10^{-27}\ kg$

Relativna molekulska masa je broj koji pokazuje koliko je puta masa nekog molekula veća od unificirane atomske jedinice mase.

$$M_r(XY) = \frac{m(XY)}{u}$$

$m(XY)$ – prosječna masa molekula

u – unificirana atomska jedinica mase

Relativna molekulska masa (M_r) jednaka je zbiru relativnih atomskih masa atoma koji čine molekul.

Primjer 2.9.

Izračunaj molarnu masu molekula amonijaka, NH_3.

Izrada

Najprije treba izračunati relativnu molekulsku masu amonijaka.

$A_r(N) = 14$

$A_r(H) = 1$

$Mr(NH_3) = Ar(N) + 3\,Ar(H) = 14 + 3 \cdot 1{,}008 = 17{,}024 \approx 17$

$M(NH_3) = Mr(NH_3)$ g/mol = 17 g/mol

Primjer 2.10.

Izračunaj masu jednog molekula NH_3 i izrazi je u gramima.

Izrada

Iz jednačine $M_r(XY) = \dfrac{m(XY)}{u}$ slijedi da je masa molekula NH_3:

$m(NH_3) = M_r(NH_3) \cdot u = 17 \cdot 1{,}6605 \cdot 10^{-27}$ kg $= 28{,}23 \cdot 10^{-27}$ kg =

$= 28{,}23 \cdot 10^{-24}$ g $= 2{,}823 \cdot 10^{-23}$ g

Primjer 2.11.

Izračunaj masu uzorka koji sadrži 3 mola H_2SO_4.

Dato: $n = 3$ mol

Traži se: $m = ?$

Izrada

Najprije ćemo naći molarnu masu H_2SO_4.

$M(H_2SO_4) = M_r(H_2SO_4)$ g/mol

$M_r(H_2SO_4) = 2\,A_r(H) + A_r(S) + 4\,A_r(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$

$M(H_2SO_4) = 98$ g/mol

Zadatak možemo riješiti primjenom izraza koji povezuje masu i količinu supstance:

$n = \dfrac{m}{M} \longrightarrow m = n \cdot M$

$m = 3$ mol $\cdot$ 98 g/mol= 294 g (H_2SO_4)

Ili pomoću proporcije: Ako 1 mol sumporne kiseline ima masu 98 g, onda će 3 mola imati masu X g (H_2SO_4).

1 mol (H_2SO_4) : 98 g (H_2SO_4) = 3 mol (H_2SO_4) : X g (H_2SO_4)

X g (H_2SO_4) = 98 · 3= 294 g

Primjer 2.12.

Za reakciju je potrebno 0,25 molova joda. Koju masu joda treba izvagati?

Dato: $n\ (I_2) = 0{,}25$ mol

Traži se: $m\ (I_2) = ?$

Izrada

Molekul joda čine 2 atoma joda. Treba naći njegovu molarnu masu.

Relativna atomska masa $A_r(I) = 127$

Relativna molekulska masa I_2: $M_r(I_2) = 127 \cdot 2 = 254$

Molarna masa joda: $M(I_2) = 254$ g/mol

Primijenimo izraz koji povezuje masu i količinu supstance:

$$n = \frac{m}{M} \longrightarrow m = n \cdot M$$

$$m = 0{,}25 \text{ mol} \cdot 254 \text{ g/mol} = 63{,}5 \text{ g } (I_2)$$

Traženu masu možemo izračunati i iz proporcije: ako 1 mol molekula I_2 ima masu 254 g, 0,25 molova I_2 imaće masu X g:

$$1 \text{ mol } (I_2) : 254 \text{ g } (I_2) = 0{,}25 \text{ mol } (I_2) : X \text{ g } (I_2)$$

$$X \text{ g } (I_2) = \frac{254 \text{ g} \cdot 0{,}25 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 63{,}5 \text{ g } (I_2)$$

Molarna zapremina

Zapremina koju zauzima jedan mol gasa pri normalnim uslovima ($p = 101325$ Pa i $t = 0°$ C) iznosi 22,4 dm^3 i naziva se molarnom zapreminom, a obilježava se sa V_m. Jedinica za molarnu zapreminu je dm^3/mol.

Ako uslovi nijesu normalni, zapremina gasa računa se prema opštoj gasnoj jednačini:

$$pV = nRT$$

gdje je:

p – pritisak

V – zapremina gasa

n – količina gasa

T – temperatura

R – opšta gasna konstanta

$R = 8{,}314\ JK^{-1}mol^{-1}$

ili $R = 8{,}314\ Pa\ m^3K^{-1}mol^{-1}$

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 2.13.

Koliko se molova vodonika H_2 nalazi u posudi zapremine 100 dm^3 pri normalnim uslovima?

Dato: $V(H_2) = 100\ dm^3$

Traži se: $n(H_2) = ?$

Izrada

Broj molova ćemo izračunati pomoću izraza:

$$n = \frac{V}{V_m} \longrightarrow n = \frac{100}{22{,}4} = 4{,}47\ mol(H_2)$$

II način izrade: proporcija

$$1\ mol\ (H_2) : 22{,}4\ dm^3 = X\ mol\ (H_2) : 100\ dm^3$$

$$X = \frac{100 \cdot 1}{22{,}4} = 4{,}47\ mol\ (H_2)$$

Primjer 2.14.

Izračunaj količinu, zapreminu i broj molekula i atoma u 5 g hlora pri normalnim uslovima.

Dato: $m(Cl_2) = 5\ g$

Traži se:

$n(Cl_2) = ?$

$V(Cl_2) = ?$

$N(Cl_2) = ?$

$N(Cl) = ?$

Izrada

$$M_r(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}5 = 71 \longrightarrow M(Cl_2) = 71\ g/mol$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5\ g}{71\ g/mol} = 0{,}07\ mol$$

$$n = \frac{V}{V_m} \longrightarrow V = n \cdot V_m = 0{,}07\ mol \cdot 22{,}4\ mol/dm^3 = 1{,}568\ dm^3$$

$$n = \frac{N}{N_a} \longrightarrow N(Cl_2) = n \cdot N_A = 0{,}07 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}$$

$N = 0{,}42 \cdot 10^{23}$ molekula

$N(Cl) = 2 \cdot N(Cl_2) = 0{,}84 \cdot 10^{23}$ atoma

2.4. Stehiometrijski proračun na osnovu hemijskih formula

Ključni pojmovi

- maseni udio
- procentni sastav jedinjenja
- empirijska formula
- molekulska formula

Hemijske formule nam pokazuju **broj i vrste atoma** koji ulaze u sastav jedinjenja, a time i **odnos masa atoma** koji ga čine. Poznavanje hemijske formule omogućava nam da izračunamo maseni udio (ω) svakog pojedinog elementa u jedinjenju, a time i procentni sastav.

Maseni udio elementa u jedinjenju obilježava se grčkim slovom omega (ω) i predstavlja odnos mase elementa i mase jedinjenja:

$$\omega = \frac{m(X)}{m(XY)} = \frac{A_r(X) \cdot i}{M_r(XY)}$$

$m(X)$ – masa elementa
$m(XY)$ – masa jedinjenja
$A_r(X)$ – relativna atomska masa elementa
i – broj atoma
$M_r(XY)$ – relativna molekulska masa jedinjenja

Zbir masenih udjela u jedinjenju je 1.

Kada se maseni udio elementa u jedinjenju pomnoži sa brojem 100, dobija se procenat tog elementa u jedinjenju. Zbir procenata elemenata u jedinjenju je 100.

$$\%X = \omega(X) \cdot 100$$

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 2.15.

Izračunaj procentni sadržaj hlora i kiseonika u hlor(VII)-oksidu.

Izrada

Formula hlor (VII)-oksida je Cl_2O_7

$M_r(Cl_2O_7) = 2A_r(Cl) + 7A_r(O) = 2 \cdot 35{,}5 + 7 \cdot 16 = 71 + 112 = 183$

$M(Cl_2O_7) = 183$ g/mol

$$\omega(Cl, Cl_2O_7) = \frac{2 \cdot A_r(Cl)}{M_r(Cl_2O_7)} = \frac{2 \cdot 35{,}5}{183} = \frac{71}{183} = 0{,}388$$

$\%Cl = 0{,}388 \cdot 100 = 38{,}8\%$

$$\omega(O, Cl_2O_7) = \frac{7 \cdot A_r(O)}{M_r(Cl_2O_7)} = \frac{7 \cdot 16}{183} = \frac{112}{183} = 0{,}612$$

$\%O = 0{,}612 \cdot 100 = 61{,}2\%$

$\omega(Cl) + \omega(O) = 1{,}000$

Zbir masenih udjela u jedinjenju je 1.

$\%Cl + \%O = 100{,}00\%$

Zbir procenata elemenata u jedinjenju je 100.

Primjer 2.16.

Odredi procentni sadržaj svih elemenata u kristalo-hidratu, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Izrada

$M_r(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = A_r(Cu) + A_r(S) + 9A_r(O) + 10A_r(H) =$
$= 63{,}5 + 32 + 9 \cdot 16 + 10 \cdot 1 = 249{,}5$

$$\omega(Cu) = \frac{A_r(Cu)}{M_r(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{63{,}5}{249{,}5} = 0{,}255 = 25{,}5\%$$

$$\omega(S) = \frac{A_r(S)}{M_r(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{32}{249{,}5} = 0{,}128 = 12{,}8\%$$

$$\omega(O) = \frac{9 \cdot A_r(O)}{M_r(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{144}{249{,}5} = 0{,}576 = 57{,}6\%$$

$$\omega(H) = \frac{10 \cdot A_r(H)}{M_r(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{10}{249{,}5} = 0{,}04 = 4\%$$

Pisanje hemijskih formula

Za pisanje hemijskih formula jedinjenja potrebno je izvršiti kvalitativnu i kvantitativnu analizu tog jedinjenja.

Kvalitativna analiza nam govori iz kojih se elemenata jedinjenje sastoji, a kvantitativna analiza daje maseni odnos elemenata izražen u % ili masenom udjelu.

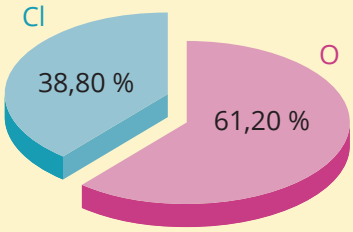
Na osnovu tih podataka možemo dobiti najjednostavniji odnos broja atoma pojedinih elemenata u molekulu ili empirijsku formulu tog jedinjenja.

Za dobijanje (ili pisanje) prave molekulske formule potreban je još jedan podatak – relativna molekulska masa, koja se takođe određuje eksperimentalnim putem.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 2.17.

Na osnovu podataka iz dijagrama sastavi empirijsku formulu jedinjenja.



DIJAGRAM 1:
Procentni sastav jedinjenja

Izrada

Prema podacima iz dijagrama, 100 g jedinjenja sadrži 61,2 g kiseonika i 38,8 g hlora.

Broj molova svakog elementa dobićemo iz izraza $n = \frac{m}{M}$.

$A_r(\text{Cl}) = 35{,}5$

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

$M(\text{Cl}) = 35{,}5\ \text{g/mol}$

$M(\text{O}) = 16\ \text{g/mol}$

$$n(\text{Cl}) = \frac{38{,}80\ \text{g}}{35{,}5\ \text{g/mol}} = 1{,}09\ \text{mol}$$

$$n(\text{O}) = \frac{61{,}20\ \text{g}}{16\ \text{g/mol}} = 3{,}825\ \text{mol}$$

Odnos broja molova odgovara odnosu broja atoma ovih elemenata.

$n(\text{Cl}) : n(\text{O}) = 1{,}09 : 3{,}825$

Da bismo dobili cjelobrojne odnose, dijelimo sve sa manjim brojem:

$n(\text{Cl}) : n(\text{O}) = 1{,}09 : 3{,}825 \quad /1{,}09$

a zatim množimo.

$n(\text{Cl}) : n(\text{O}) = 1 : 3{,}5 \quad / \cdot 2$

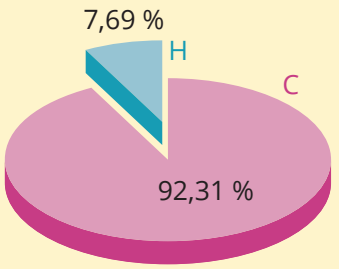
$n(\text{Cl}) : n(\text{O}) = 2 : 7$

Cl_2O_7

Tako smo došli do empirijske formule Cl_2O_7. Da bi se odredila molekulska formula, potrebno je eksperimentalnim putem doći do molekulske mase, koja u ovom slučaju iznosi 183, što znači da je empirijska formula istovremeno i molekulska.

Primjer 2.18.

Odredi empirijsku i molekulsku formulu jedinjenja koje sadrži 92,31% ugljenika i 7,69% vodonika (vidi dijagram 2), ako njegova molarna masa iznosi 78 g/mol.



DIJAGRAM 2:
Procentni sastav jedinjenja CxHy

Izrada

Odnos broja molova svakog elementa dobijamo kada masu elementa podijelimo sa molarnom masom: $n = \frac{m}{M}$.

$A_r(C) = 12$ $\qquad$ $A_r(H) = 1$

$M(C) = 12$ g/mol $\qquad$ $M(H) = 1$ g/mol

$$n(C) : n(H) = \frac{92{,}31\ g}{M(C)} : \frac{7{,}69\ g}{M(H)}$$

$$n(C) : n(H) = \frac{92{,}31\ g}{12\ g/mol} : \frac{7{,}69\ g}{1\ g/mol}$$

$n(C) : n(H) = 7{,}69 : 7{,}69 \quad / : 7{,}69$

Da bismo dobili cijele brojeve, dijelimo sa manjim brojem. U ovom slučaju, oba broja su ista, pa ih dijelimo sa 7,69.

$$C : H = 1 : 1$$

Došli smo do zaključka da su atomi C i H u odnosu 1 : 1, pa je empirijska formula jedinjenja CH, a njoj odgovarajuća molska masa $M(CH) = 13$ g/mol.

Iz molarne mase koja je data zadatkom, zaključićemo molekulsku formulu.

$$\frac{M(C_xH_y)}{M(CH)} = \frac{78\ g/mol}{13\ g/mol} = 6$$

Pošto je $M(C_xH_y)$ šest puta veća od vrijednosti koje se dobijaju sabiranjem relativnih atomskih masa iz empirijske formule, indekse treba pomnožiti sa brojem 6.

Molekulska formula ispitivanog uzorka je C_6H_6.

Primjer 2.19.

U 5,0 g uzorka nekog oksida arsena nalazi se 3,26 g arsena. Odredi empirijsku formulu jedinjenja.

Dato: $m(As_xO_y) = 5{,}0$ g

$m(As) = 3{,}26$ g

Izrada

$m(O) = 5{,}0\ g - 3{,}26\ g = 1{,}74\ g$

$A_r(As) = 75$

$A_r(O) = 16$

$M(As) = 75$ g/mol

$M(O) = 16$ g/mol

$$n(\text{As}) : n(\text{O}) = \frac{3{,}26\ \text{g}}{M(\text{As})} : \frac{1{,}74\ \text{g}}{M(\text{O})}$$

$$n(\text{As}) : n(\text{O}) = \frac{3{,}26\ \text{g}}{75\ \text{g/mol}} : \frac{1{,}74\ \text{g}}{16\ \text{g/mol}}$$

$n(\text{As}) : n(\text{O}) = 0{,}044 : 0{,}11 \quad / : 0{,}044$

$n(\text{As}) : n(\text{O}) = 1 : 2{,}5 \quad / \cdot 2$

$n(\text{As}) : n(\text{O}) = 2 : 5$

Empirijska formula oksida je As_2O_3.

2.5. Stehiometrijski proračun na osnovu hemijskih jednačina

Ključni pojmovi

- količinski odnosi
- maseni odnosi
- zapreminski odnosi
- limitirajući reaktant
- reaktant u višku

Na osnovu hemijskih jednačina mogu se izračunati potrebne količine reaktanata i predvidjeti količine proizvoda koje nastaju tokom reakcije. Proračuni su zasnovani na odnosima broja molova učesnika reakcije. Zato je u stehiometriji ključno preračunavanje u molove, i obratno.

Nastajanje hlorovodonika reakcijom hlora i vodonika predstavlja se sljedećom jednačinom:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ HCl(g)$$

Ova jednačina govori da:

1 molekul vodonika reaguje sa **1 molekulom hlora** i daje **2 molekula hlorovodonika**

Ovi odnosi mogu se odrediti za svaku hemijsku jednačinu:

stehiometrijski odnos količina (molova)	1 mol vodonika	1 mol hlora	2 mola hlorovodonika
Mol se preko vrijednosti atomskih i molekulskih masa može izraziti kao masa u gramima:	$M(H_2) = 2$ g/mol	$M(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}5 =$ $= 71$ g/mol	$2 \cdot M(HCl) =$ $= 2 \cdot 36{,}5$ $= 73$ g/mol

stehiometrijski odnos masa	2 g vodonika	71 g hlora	73 g hlorovodonika
Broj jedinki u 1 molu je jednak Avogadrovom broju $6{,}022 \cdot 10^{23}$	$6{,}022 \cdot 10^{23}$	$6{,}022 \cdot 10^{23}$	$2 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} =$ $= 12{,}044 \cdot 10^{23}$
Pri standardnim uslovima (t = 0 °C; p = 101325 Pa) 1 mol bilo kojeg gasa ima zapreminu od 22,4 dm^3	22,4 dm^3 vodonika	22,4 dm^3 hlora	$2 \cdot 22{,}4 = 44{,}8$ dm^3 hlorovodonika

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 2.20.

Izračunaj koliko je molova natrijuma potrebno za reakciju sa 1,5 mola hlora prilikom sjedinjavanja u natrijum-hlorid.

Izrada

Napisaćemo i izjednačiti hemijsku jednačinu:

$$2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$$

Iz jednačine se vidi da 2 atoma natrijuma reaguju sa molekulom hlora i nastaju 2 molekula NaCl. Pošto je broj čestica proporcionalan njihovim količinama, možemo zaključiti da je odnos broja molova sljedeći:

$$\begin{array}{ccccc} 2\ Na & + & Cl_2 & \rightarrow & 2\ NaCl \\ 2\ mol & & 1\ mol & & 2\ mol \end{array}$$

Ako podatke iz zadatka napišemo iznad jednačine, traženi odnos molova natrijuma i hlora dobićemo iz proporcije:

$$\begin{array}{ccccc} X & & 1{,}5\ mol & & \\ 2\ Na & + & Cl_2 & \rightarrow & 2\ NaCl \\ 2\ mol & & 1\ mol & & \end{array}$$

2 mol (Na) : 1 mol (Cl_2) = X mol (Na) : 1,5 mol (Cl_2)

$X = 2 \cdot 1{,}5$

X = 3 mol (Na)

Primjer 2.21.

Izračunaj masu CaO koja se dobija žarenjem 1 000 g $CaCO_3$.

Izrada

Najprije ćemo napisati odgovarajuću hemijsku jednačinu i odrediti koeficijente:

$$\underset{1\ \text{mol}}{CaCO_{3(s)}} \rightarrow \underset{1\ \text{mol}}{CaO_{(s)}} + \underset{1\ \text{mol}}{CO_{2(g)}}$$

Iz jednačine saznajemo da 1 mol $CaCO_3$ daje 1 mol CaO. Odredićemo broj molova $CaCO_3$ u zadatoj masi.

Molarna masa $CaCO_3$ je:

$$M(CaCO_3) = 100\ \text{g/mol}.$$

To znači da masi od 1 000 g $CaCO_3$ odgovara količina supstance od:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000\ \text{g}}{100\ \text{g/mol}} = 10\ \text{mol}\ (CaCO_3).$$

Pošto reaguju u odnosu 1 : 1, slijedi da 10 mola $CaCO_3$ daje 10 mola CaO.

Pošto je molarna masa CaO:

$$M(CaO) = 56\ \text{g/mol},$$

masa 10 mola CaO će biti:

$$M = n \cdot M = 10\ \text{mol} \cdot 56\ \text{g/mol} = 560\ \text{g}\ (CaO).$$

II način izrade:

Ako podatke iz zadatka zapišemo iznad, a molarne mase ispod formula, dobija se:

$$\underset{100\ \text{g}}{\overset{1\ 000\ \text{g}}{CaCO_{3(s)}}} \rightarrow \underset{56\ \text{g}}{\overset{X\ \text{g}}{CaO_{(s)}}} + CO_{2(g)}$$

Napisaćemo proporciju: ako 100 g $CaCO_3$ daje 56 g CaO, žarenjem 1 000 g $CaCO_3$ dobiće se X g CaO:

$$100\ \text{g}\ (CaCO_3) : 56\ \text{g}\ (CaO) = 1\ 000\ \text{g}\ (CaCO_3) : X\ \text{g}\ (CaO)$$

$$100 \cdot X = 56\ 000$$

$$X = 560\ \text{g CaO}$$

Žarenjem 1 000 g $CaCO_3$ dobija se 560 g CaO.

Primjer 2.22.

Koliko je grama natrijum-oksida (Na_2O) potrebno za reakciju sa vodom da bi se dobilo 25 g natrijum-hidroksida (NaOH)?

m(NaOH) = 25 g

$m(Na_2O)$ = ?

Izrada

Napisaćemo i izjednačiti hemijsku jednačinu:

$$\underset{1\ \text{mol}}{Na_2O} + \underset{1\ \text{mol}}{H_2O} \rightarrow \underset{2\ \text{mola}}{2\ NaOH}$$

Iz jednačine saznajemo odnos broja molova koje ćemo pretvoriti u grame da bismo dobili masu Na_2O.

M(NaOH) = 40 g/mol

$M(Na_2O)$ = 62 g/mol

Ako podatke iz zadatka zapišemo iznad, a molarne mase ispod formula, dobija se:

$$\overset{X\ \text{g}}{\underset{62\ \text{g}}{Na_2O}} + H_2O \rightarrow \overset{25\ \text{g}}{\underset{2 \cdot 40\ \text{g}}{2\ NaOH}}$$

62 g (Na_2O) : 80 g (NaOH) = X g (Na_2O) : 25 g (NaOH)

$80\,X = 62 \cdot 25$

X = 19,375 g Na_2O

Primjer 2.23.

Izračunaj zapreminu vodonika potrebnu za dobijanje 33,6 dm^3 amonijaka pri normalnim uslovima.

Dato: $V(NH_3)$ = 33,6 dm^3

Traži se: $V(H_2)$ = ?

Izrada

Izjednačena hemijska reakcija sinteze amonijaka je sljedeća:

$$\underset{1\ \text{mol}}{N_2} + \underset{3\ \text{mola}}{3H_2} \rightarrow \underset{2\ \text{mola}}{2NH_3}$$

Vidi se da 1mol N_2 reaguje sa 3 mola H_2 i nastaju 2 mola NH_3. Pošto 1 mol bilo koje gasovite supstance ima zapreminu 22,4 dm^3, onda će 3 mola vodonika zauzimati tri puta veću zapreminu, a 2 mola amonijaka 2 puta veću zapreminu.

$$\overset{X\ \text{dm}^3}{N_2} + \underset{3 \cdot 22{,}4\ \text{dm}^3}{3H_2} \rightarrow \overset{33{,}6\ \text{dm}^3}{\underset{2 \cdot 22{,}4\ \text{dm}^3}{2NH_3}}$$

67,2 dm^3 (H_2) : 44,8 dm^3 (NH_3) = X dm^3 (H_2) : 33,6 dm^3 (NH_3)

$44{,}8\,X = 67{,}2 \cdot 33{,}6$

X = 50,4 dm^3(H_2)

Za dobijanje 33,6 dm^3 amonijaka potrebno je 50,4 dm^3 H_2.

Primjer 2.24.

Koliko se atoma natrijuma, dobija razlaganjem 150 g natrijum-hlorida?

Dato: $m(NaCl) = 150$ g

Traži se: $N(Na) = ?$

Izrada

$$\begin{array}{ccccc} 150\text{ g} & & X\text{ atoma} & & \\ 2\ NaCl & \rightarrow & 2\ Na & + & Cl_2 \\ 2 \cdot 58{,}5\text{ g} & & 2 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ atoma} & & \\ 117\text{ g} & & 12{,}044 \cdot 10^{23}\text{ atoma} & & \end{array}$$

Iz jednačine se vidi odnos broja molova natrijum-hlorida i natrijuma. Kako je molarna masa natrijum-hlorida 58,5 g/mol, postavićemo proporciju:

Ako 117 g natrijum-hlorida daje $12{,}044 \cdot 10^{23}$ atoma natrijuma, onda će 150 g natrijum-hlorida dati X atoma natrijuma:

$$117\text{ g (NaCl)} : 12{,}044 \rightarrow 10^{23}\text{ atoma (Na)} = 150\text{ g (NaCl)} : X\text{ atoma(Na)}$$

$$117 \cdot X\text{ atoma (Na)} = 12{,}044 \cdot 150 \cdot 10^{23}$$

$$X\text{ atoma (Na)} = 15{,}44 \cdot 10^{23}$$

Šta se dešava kada količine supstanci koje ulaze u reakciju ne odgovaraju stehiometrijskim odnosima?

Reakcija teče dok jedan od reaktanata ne izreaguje, a onda se zaustavlja. Količina tog reaktanta odrediće i količinu nastalog produkta, i zato se on naziva limitirajući reaktant.

Drugi reaktant će ostati u višku – neizreagovan.

Primjer 2.25.

U reakciji 10 molova amonijaka i 10 molova kiseonika nastaje azot(II)-oksid i voda.

a) Koji je reaktant u višku?

b) Koliko molova NO može da se dobije?

Izrada

$$4\ NH_{3(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ NO_{(g)} + 6\ H_2O_{(g)}$$

Po jednačini, 4 mola amonijaka reaguju sa 5 molova kiseonika, i nastaje 4 mola azot (II)-oksida i 6 molova vode. Postavićemo proporcije tako da saznamo koliki je utrošak amonijaka i kiseonika u odnosu na zadati broj molova.

Proporcija: Ako 4 mola amonijaka troše 5 molova kiseonika, onda će 10 molova amonijaka trošiti x molova kiseonika.

$$4\text{ mol } (NH_3) : 5\text{ mol } (O_2) = 10\text{ mol } (NH_3) : X\text{ mol } (O_2)$$

$$X\text{ mol } (O_2) = \frac{10\text{ mol} \cdot 5\text{ mol}}{4\text{ mol}} = 12{,}5\text{ mol } (O_2),$$

a mi imamo 10 mol O_2.

Proporcija: Utrošak amonijaka

5 mol (O_2) : 4 mol (NH_3) = 10 mol (O_2) : *X* mol (NH_3)

$$X \text{ mol } (NH_3) = \frac{10 \text{ mol} \cdot 4 \text{ mol}}{5 \text{ mol}} = 8 \text{ mol } (NH_3),$$

a mi imamo 10 mol NH_3.

Amonijak će ostati u višku: 10 mol − 8 mol = 2 mola NH_3

b) Broj dobijenih molova NO računamo u odnosu na limitirajući reaktant – kiseonik.

5 mol (O_2) : 4 mol (NO) = 10 mol (O_2) : *X* mol (NO)

$$X \text{ mol } (NO) = \frac{10 \text{ mol} \cdot 4 \text{ mol}}{5 \text{ mol}} = 8 \text{ mol } (NO)$$

Odgovor: Od datih količina amonijaka i kiseonika može se dobiti 8 molova NO.

Ključni pojmovi

- prinos reakcije
- stvarni prinos
- teorijski prinos

2.6. Prinos reakcije

Stehiometrijskim proračunom dobijamo teorijski prinos reakcije – to je maksimalna količina produkta koja se može dobiti reakcijom od date količine reaktanata.

U praksi se, usljed gubitaka, sporednih reakcija i proizvoda ili nečistih supstanci, uvijek dobija manja količina produkta koja predstavlja stvarni prinos.

Prinos u procentima će biti jednak odnosu stvarnog i teorijskog prinosa izraženog u procentima.

$$\text{Prinos reakcije} = \frac{\text{stvarni prinos}}{\text{teorijski prinos}} \cdot 100$$

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 2.26.

Koliki je prinos reakcije:

$2C_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO(g)$,

ako od 20 g O_2 nastaje 27 g CO?

Dato: $m(O_2) = 20$ g

$m(CO) = 27$ g

Traži se:

prinos reakcije = ?

Izrada

Najprije ćemo izračunati molarne mase O_2 i CO:

$M(O_2) = M_r(O_2)$ g/mol = 2 $A_r(O)$ g/mol = 2 · 16 g/mol = 32 g/mol

$M(CO) = M_r(CO)$ g/mol = (12 + 16) g/mol = 28 g/mol

Datu masu kiseonika ćemo preračunati u molove preko izraza:

$$n = \frac{m}{M}.$$

$$n\,(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{20\text{ g}}{32\text{ g/mol}} = 0{,}625\text{ mol}$$

Na osnovu količine kiseonika naći ćemo broj molova CO.

$$\begin{array}{ccccc} & 0{,}625\text{ mol} & & X\text{ mol} & \\ 2C_{(g)} & + & O_{2(g)} & \rightarrow & 2CO_{(g)} \\ 2\text{ mol} & & 1\text{ mol} & & 2\text{ mol} \end{array}$$

Proporcija: Ako 1 mol O_2 daje 2 mola CO, onda će 0,625 molova (O_2) dati X molova (CO)

1 mol (O_2) : 2 mol (CO) = 0,625 mol (O_2) : X mol (CO)

$X = 2 \cdot 0{,}625 = 1{,}25$ mol (CO)

Količinu CO pretvorićemo u masu:

$m(CO) = n(CO) \cdot M(CO) = 1{,}25\text{ mol} \cdot 28\text{ g/mol} = 35$ g (CO)

$$\text{Prinos reakcije} = \frac{27\text{ g (stvarni prinos)}}{35\text{ g (teorijski prinos)}} \cdot 100 = 77{,}14\%$$

Primjer 2.27.

Izračunaj koliko se mola azot(V)-oksida dobija ako reaguje 40 dm^3 kiseonika, a prinos reakcije je 70%.

Dato: $V(O_2) = 40\text{ dm}^3$

Prinos reakcije: 70%

Traži se: $n(N_2O_5)$ = ?

Izrada

$$\begin{array}{ccccc} & 40\text{ dm}^3 & & X\text{ mol} & \\ 2\,N_2 & + & 5\,O_2 & \rightarrow & 2\,N_2O_5 \\ & 5 \cdot 22{,}4\text{ dm}^3 & & 2\text{ mol} & \end{array}$$

$5 \cdot 22{,}4\text{ dm}^3$ (O_2) : 2 mol (N_2O_5) = 40 dm^3 (O_2) : X mol (N_2O_5)

$5 \cdot 22{,}4 \cdot X = 80$

$X = 0{,}72$ mol

Ovo je u slučaju prinosa 100%, a pošto je dato da je prinos 70% biće:

100% : 0,72 mol (N_2O_5) = 70% : X mol (N_2O_5)

$100\,X = 70 \cdot 0{,}72$

$X = 0{,}504$ mola (N_2O_5)

Supstance koje se nalaze u prirodi, nijesu čiste već imaju određenu količinu primjesa – npr. ruda bakra sadrži svega 1–3,5% Cu, što se mora uzeti u obzir prilikom proračuna.

Kako se vrši proračun u tom slučaju?

Primjer 2.28.

Izračunaj koliko se CaO dobija iz 1 kilograma krečnjaka koji sadrži 10% primjesa.

Izrada

Data nam je nečista supstanca, sa 10% primjesa. Prvo treba izračunati sadržaj čistog $CaCO_3$ u 1 kilogramu rude.

Ako ruda ima 10% primjesa, onda će imati 90% čiste supstance (1 kg = 1 000 g).

100 g (rude) : 90 g ($CaCO_3$) = 1 000 g (rude) : X g ($CaCO_3$)

$$X = \frac{1000 \cdot 90}{100} = 900 \text{ g, ovo je masa čiste supstance}$$

Proračun nadalje radimo kao sa čistom supstancom.

$M(CaCO_3) = 100$ g/mol

$M(CaO) = 56$ g/mol

Ako podatke iz zadatka zapišemo iznad, a molarne mase ispod formula, dobija se:

$$\begin{array}{ccccc} 900\text{ g} & & X\text{ g} & & \\ CaCO_{3(s)} & \rightarrow & CaO_{(s)} & + & CO_{2(g)} \\ 100\text{ g} & & 56\text{ g} & & \end{array}$$

Proporcija: Ako 100 g $CaCO_3$ daje 56 g CaO, onda će 900 g dati X g CaO.

100 g ($CaCO_3$) : 56 g (CaO) = 900 g ($CaCO_3$) : X g (CaO)

$$X \text{ kg (CaO)} = \frac{56\text{ g} \cdot 900\text{ g}}{100\text{ g}} = 504 \text{ g (CaO)}$$

PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Hemijska jednačina je kratak prikaz hemijske reakcije pomoću hemijskih znakova – simbola i formula.

Supstance koje ulaze u hemijsku reakciju nazivaju se **reaktanti**, a supstance koje nastaju nazivaju se **produkti**.

Grana hemije koja proučava odnose količina supstanci koje učestvuju u hemijskoj reakciji naziva se **stehiometrija**. U osnovi stehiometrijskog proračuna su odgovarajući hemijski zakoni.

Kada znamo količine supstanci koje učestvuju u hemijskoj reakciji, možemo jednostavno izračunati masu, broj čestica ili zapreminu (ako se radi o gasu) učesnika u reakciji.

Formule koje povezuju ove veličine su:

$$n = \frac{m}{M}$$

n – količina supstance
m – masa supstance
M – molarna masa

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n – količina supstance
N – broj čestica
N_A – Avogadrov broj

$$n = \frac{V}{V_m}$$

n – količina supstance
V – zapremina
V_m – molarna zapremina

Zato je u stehiometriji ključno preračunavanje u molove, i obratno, a količina supstance osnovna fizička veličina koja se koristi u hemiji.

1. Zaokruži tačne odgovore:

a) Materija se ne može ni stvoriti ni uništiti.

b) Jednake zapremine gasova na istoj temperaturi i pod istim pritiskom sadrže različit broj molekula.

c) Kao standard za unificiranu atomsku jedinicu mase koristi se atom ugljenika.

d) Jedan mol bilo koje supstance ima istu masu.

2. Po kojem hemijskom zakonu „Sve supstance imaju stalan sastav koji ne zavisi od načina na koji je supstanca dobijena“?

a) zakon održanja mase

b) zakon stalnih masenih odnosa

c) zakon umnoženih masenih odnosa

3. Izjednačavanje hemijske reakcije zasniva se na zakonu održanja:

a) energije

b) zapremine

c) mase

4. Koji par jedinjenja potvrđuje zakon umnoženih masenih odnosa?

a) NaBr i NaCl b) NO i NO_2 c) $Ca(OH)_2$ i $Mg(OH)_2$

5. Kolika je molarna masa Cr(VI)-oksida?

a) 100 g/mol b) 100 c) 100 g

6. Masa atoma silicijuma je $46{,}64 \cdot 10^{-27}$ kg. Kolika je relativna atomska masa Si?

7. Atom nekog elementa ima 19 puta veću prosječnu masu od unificirane atomske jedinice mase. Koji je to elemenat?

8. Masa jednog molekula vode je:

a) 18 g

b) 18 g/mol

c) $29{,}88 \cdot 10^{-27}$ kg

d) $29{,}89 \cdot 10^{-27}$ g

9. Izračunaj masu jednog molekula saharoze, $C_{12}H_{22}O_{11}$.

10. Izračunaj molarnu masu:

a) atoma S

b) molekula S_8

c) molekula sulfatne kiseline H_2SO_4

d) molekula Na_2SO_4

11. Koliko molova ima u:

a) 7,6 g Ag

b) 9,6 g Pb

c) 10,5 g Sb

d) 1,09 g As

12. Pretvori masu u količinu supstance:

a) 9,6 g SO_3

b) 4,68 g Na_2S

c) 6,6 g $(NH_4)_2SO_4$

d) 7,5 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

e) 1,47 g H_2SO_4

13. Koliko atoma sadrži:

a) 3,23 mola As

b) 7,54 mola C

c) 8,22 g Br_2

d) 3,77 g N_2

14. Pretvori broj atoma u masu (g):

a) $5 \cdot 10^{22}$ atoma Pb

b) $3 \cdot 10^{21}$ atoma Hg

c) $4 \cdot 10^{22}$ atoma Bi

15. Data su 23 g etanola, C_2H_5OH. Izračunaj:

a) broj molekula etanola C_2H_5OH

b) broj atoma ugljenika

c) broj atoma kiseonika

d) broj atoma vodonika

16. Odredi broj svih vrsta atoma koji se nalaze u 2 mola $Na_2S_2O_3$.

17. Koliko ima atoma vodonika u 30 g uree $(NH_2)_2CO$?

18. Čaša zapremine 200 cm^3 napunjena je vodom. Koliko molekula vode unesemo u organizam kada popijemo vodu iz čaše (ρ_{H_2O} = 1 g/cm^3)?

19. Izračunaj zapreminu 10 g azota pri normalnim uslovima.

20. Koliko se atoma, a koliko molekula broma nalazi u 5,6 dm^3 toga gasa pri normalnim uslovima?

21. Ko zauzima najveću zapreminu:

a) 2 g H_2

b) 2 mola H_2

c) $3 \cdot 10^{23}$ molekula H_2?

22. Odredi količinu, zapreminu i broj molekula u 16 g SO_2.

23. Kolika je relativna molekulska masa neke gasovite supstance ako 16,8 dm^3 te supstance ima masu od 33 g pri normalnim uslovima?

24. Koliko se molova O_2 nalazi u 100 dm^3 vazduha pri normalnim uslovima ako je zapreminski udio kiseonika u vazduhu 21%?

25. Izračunaj masene udjele kiseonika u sljedećim mineralima:

a) magnezit, $MgCO_3$

b) dolomit, $MgCO_3 \cdot CaCO_3$

c) karnalit, $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6\ H_2O$

26. Izračunaj maseni udio sumpora u jedinjenjima:

a) SO_3 b) Na_2SO_4 c) $(NH_4)_2SO_4$

27. Da li je veći maseni udio vodonika u hidrazinu (N_2H_4) ili u amonijaku (NH_3)?

28. Odnos broja atoma ugljenika i vodonika u nekom ugljovodoniku iznosi 1 : 2. Koja mu empirijska formula odgovara?

a) CH_4 b) C_2H_2 c) C_2H_4 d) C_3H_8

29. U 3,22 g nekog oksida hroma nalazi se 2,2 g hroma. Odredi njegovu empirijsku formulu.

30. Empirijska formula kofeina je $C_4H_5N_2O$. Ako je molarna masa kofeina 194 g/mol, koja je njegova molekulska formula?

31. Adipinska kiselina sadrži 49,32% ugljenika, 43,84% kiseonika i 6,85% vodonika. Odredi empirijsku formulu.

32. Ugljovodonik sadrži 88,89% ugljenika. Relativna molekulska masa iznosi 54. Odredi empirijsku i molekulsku formulu.

33. Popuni tabelu koristeći podatke iz hemijske jednačine:

	CaC_2	+	$2\ H_2O$	→	$Ca(OH)_2$	+	C_2H_2
1. broj molekula							
2. broj molova							
3. masa							
4. broj jedinki							

34. Odredi masu reaktanata neophodnu za dobijanje zadate količine produkta:

a) $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$; $n(Na_2SO_4) = 1,5$ mol

b) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$ $n(MgO) = 3$ mol

c) $I_2 + Al \rightarrow AlI_3$ $n(AlI_3) = 0,5$ mol

35. Reakcija sjedinjavanja azota i kiseonika u azot(V)-oksid može se predstaviti sljedećom hemijskom jednačinom:

$2N_2 + 5O_2 = 2N_2O_5$

Izračunaj:

a) količinske odnose

b) masene odnose (izrazi odgovor u vidu najmanjih cijelih brojeva)

c) zapreminske odnose između azota i kiseonika

36. Koliko je grama Hg(II)-oksida potrebno za dobijanje:

a) 2 g kiseonika b) 2 mola kiseonika

37. Koliko se grama magnezijum-oksida dobija reakcijom 12 g magnezijuma i 6 g kiseonika. Koja supstanca će ostati u višku, i kolika je njena masa?

38. Koliko će se grama etina dobiti iz kalcijum karbida – i dovoljne količine vode:

a) ako u reakciji učestvuje 40 kg kalcijum-karbida, a ruda sadrži 80% kalcijum karbida.

b) ako u reakciji učestvuje 40 kg kalcijum-karbida, a prinos reakcije je 85% od teorijskog.

39. Sagorijevanjem 20 g ugljenika nastaje 1,42 mol CO. Koliko je iskorišćenje reakcije?

40. U reakciji 36 g uzorka cinka (Zn) sa hlorovodoničnom kiselinom dobijeno je 0,5 mola vodonika. Koliko grama nečistoće sadrži uzorak cinka?

Rješenja

1. a) c)
2. b)
3. c)
4. b)
5. a)
6. A_r(Si) = 28,09
7. Fluor (F)
8. c)
9. $567{,}891 \cdot 10^{-27}$ kg = $0{,}57 \cdot 10^{-21}$ g
10. a) 32 g/mol b) 256 g/mol c) 98 g/mol d) 142 g/mol
11. a) 0,071 mol b) 0,046 mol c) 0,086 mol d) 0,015 mol
12. a) 0,12 mol b) 0,06 mol c) 0,05 mol d) 0,03 mol e) 0,015 mol
13. a) $19{,}45 \cdot 10^{23}$ atoma As
    b) $45{,}24 \cdot 10^{23}$ atoma C
    c) $0{,}62 \cdot 10^{23}$ atoma Br
    d) $1{,}62 \cdot 10^{23}$ atoma N
14. a) 17,2 g b) 1 g c) 13,88 g
15. a) $3{,}011 \cdot 10^{23}$ molekula etanola
    b) $6{,}022 \cdot 10^{23}$ atoma ugljenika
    c) $3{,}011 \cdot 10^{23}$ atoma kiseonika
    d) $18{,}066 \cdot 10^{23}$ atoma vodonika
16. N(Na) = $24{,}088 \cdot 10^{23}$ atoma; N(S) = $24{,}088 \cdot 10^{23}$ atoma; N(O) = $36{,}132 \cdot 10^{23}$ atoma
17. $12{,}044 \cdot 10^{23}$ atoma vodonika
18. $6{,}69 \cdot 10^{24}$ molekula
19. 8 dm^3
20. N(Br) = $3 \cdot 10^{23}$ atoma broma $N(Br_2) = 1{,}5 \cdot 10^{23}$ molekula broma
21. b)
22. 0,25 mol; 5,6 dm^3; $1{,}5 \cdot 10^{23}$
23. M_r = 44
24. 0,94 mola
25. a) u magnezitu, $MgCO_3$ – 56,93%
    b) u dolomitu, $MgCO_3$, $CaCO_3$ – 52,09%
    c) u karnalitu, $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6\,H_2O$ – 34,56%
26. a) 40% b) 22,5% c) 24,24%
27. U amonijaku 17,65%, u hidrazinu 12,5%
28. c)

29. Cr_2O_3

30. $C_8H_{10}N_4O_2$

31. $C_3H_5O_2$

32. empirijska formula – C_2H_3; molekulska – C_4H_6

33.

	CaC_2	+	$2\ H_2O$	→	$Ca(OH)_2$	+	C_2H_2
1. broj molekula	1		2		1		1
2. broj molova	1		2		1		1
3. masa	64 g		36 g		74 g		26 g
4. broj jedinki	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ molekula		$12{,}044 \cdot 10^{23}$ molekula		$6{,}022 \cdot 10^{23}$ molekula		$6{,}022 \cdot 10^{23}$ molekula

34. a) $2\ NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ HCl$; $m(NaCl) = 175{,}5$ g; $m(H_2SO_4) = 147$ g

b) $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$; $m(Mg) = 72{,}9$ g; $m(O_2) = 48$ g

c) $3\ I_2 + 2\ Al \rightarrow 2\ AlI_3$; $m(I_2) = 190{,}5$ g; $m(Al) = 13{,}5$ g

35. a) 2 : 5 b) 7 : 20 c) 2 : 5

36. $2\ HgO \rightarrow 2Hg + O_2$

a) 27,075 g HgO b) 866,4 g HgO

37. 15,11 g MgO; u višku ostaje 2,89 g Mg

38. a) 13 kg b) 13, 812 kg

39. 85%

40. 3,3 g nečistoće

„Po običaju: slatko je slatko, gorko je gorko, toplo je toplo, hladno je hladno, boja je boja, ali u stvarnosti samo atomi i prostor.“

Demokrit

3 STRUKTURA ATOMA. PERIODNI SISTEM ELEMENATA

U OVOM POGLAVLJU NAUČIĆEŠ DA:

- objasniš strukturu atoma
- izračunaš broj elementarnih čestica u atomu
- odrediš vrijednosti kvantnih brojeva u atomu
- nacrtaš šematski i grafički prikaz atomskih orbitala
- napišeš elektronsku konfiguraciju atoma elemenata
- objasniš periodni sistem elemenata
- odrediš položaj elementa u periodnom sistemu elemenata na osnovu elektronske konfiguracije atoma
- objasniš promjenu poluprečnika atoma, energije jonizacije, afiniteta prema elektronu po grupama i periodama periodnog sistema elemenata

RAZMISLI I ODGOVORI

1. Primjenom tehnike oluja ideja, napiši pojmove koje možeš da povežeš sa dosadašnjim znanjem o strukturi atoma i periodnom sistemu elemenata.
2. Danski fizičar Nils Bor (Niels Bohr), tvorac atomske teorije o strukturi atoma, svoja predavanja počinjao je pitanjem: „Gospodo, kako izgleda atom?“ Kako ti zamišljaš atom?
3. Koje pojave te navode na pomisao da su supstance oko nas građene od sitnih, okom nevidljivih čestica? Prisjeti se primjera iz svakodnevnog života i sa nastave biologije i fizike.
4. Uporedi značenje periodnog sistema elemenata za hemiju sa značenjem karte u geografiji.

Teško je povjerovati da je sve u prirodi, pa i mi sami, napravljeno od veoma sitnih čestica – atoma. Od atoma je izgrađen i udžbenik koji sada čitaš, sto za kojim sjediš, vazduh koji udišeš.

Sa strukturom atoma i periodnim sistemom elemenata upoznao/upoznala si se u osnovnoj školi. U ovom poglavlju naučićeš da povežeš fizičke i hemijske osobine elemenata i njihove promjene sa strukturom atomske vrste i položajem atoma u periodnom sistemu elemenata. Uočićeš zakonitosti „čitanjem“ podataka prikazanih slikama, šemama i graficima.

3.1. Struktura atoma

Ključni pojmovi

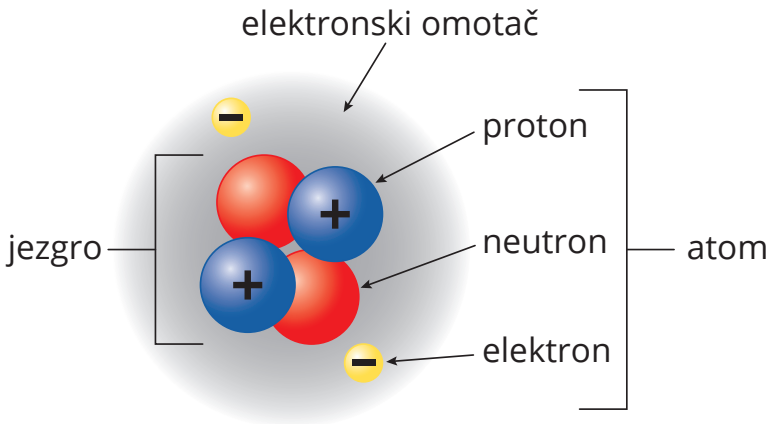
- atom
- elektronski omotač
- atomsko jezgro
- protoni
- elektroni
- neutroni
- redni (atomski) broj
- maseni broj
- izotopi

Kao što je teško zamisliti veličinu kosmosa, tako je teško zamisliti i veličinu atoma. Potrebno je da se postavi milion atoma u nizu da bismo dobili dužinu linije od jednog centimetra. I u jednom zrnu pijeska takođe se nalaze milioni za nas nevidljivih čestica – atoma. Da bismo sve ovo razumjeli, moramo preći iz makrosvijeta u mikrosvijet i upoznati građu atoma.

Atom je najsitnija čestica nekog elementa koja zadržava sva hemijska svojstva tog elementa.

subatomske čestice (lat. *subatomicum particula*) – čestice manje od atoma

Atom grade različite **elementarne** ili **subatomske** čestice, smještene u **atomskom jezgru** i **elektronskom omotaču** (slika 3.1).



Slika 3.1. Šematski prikaz građe atoma

Ako zamislimo atom veličine fudbalskog stadiona, jezgro ne bi bilo veće od novčića u njegovom središtu, a elektroni bi se nalazili negdje na tribinama.

Atomsko jezgro (nukleus) smješteno je u samom središtu atoma. Njegov prečnik je oko 10 000 puta manji od prečnika atoma. Prostor oko atomskog jezgra je **elektronski omotač**.

U atomskom jezgru smješteni su **nukleoni: protoni p^+ – pozitivno** naelektrisane čestice i **neutroni n^0 – nenaelektrisane** čestice.

U elektronskom omotaču smješteni su **elektroni e^- – negativno** naelektrisane čestice.

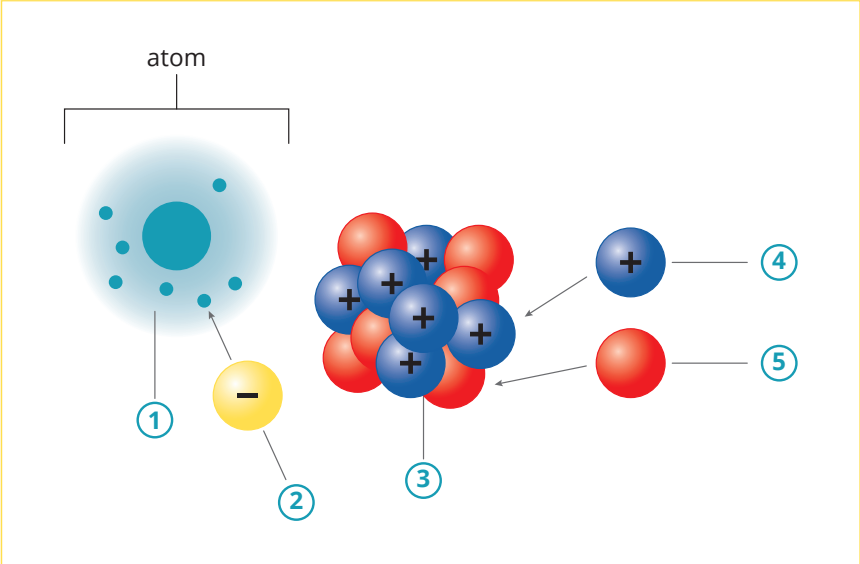
nukleus (lat. *nucleus*) – u hemiji i fizici označava dio atoma, pozitivno naelektrisan; sastoji se od protona i neutrona

nukleoni – zajednički naziv za protone i neutrone koji grade nukleus

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 3.1.

Na slici 3.2. data je struktura atoma. Utvrdi što je označeno brojevima (1–5).



Slika 3.2. Struktura atoma

Izrada

1 – elektronski omotač
2 – elektron
3 – atomsko jezgro
4 – proton
5 – neutron

Teorije o strukturi atoma učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Atom je **neutralna** čestica građena iz pozitivno naelektrisanog atomskog jezgra i negativno naelektrisanog elektronskog omotača.

Atom je **neutralna** čestica jer sadrži jednak broj protona p^+ i elektrona e^-:

$$N(p^+) = N(e^-)$$

*Otkriće elektrona – britanski fizičar Dž. Dž. Tomson (1897)

*Otkriće protona – britanski hemičar E. Radeford (1920)

*Otkriće neutrona – britanski fizičar Dž. Čedvik (1932)

Kada noću posmatramo nebo puno zvijezda, mi zapravo gledamo hiljade hemijskih fabrika. U svakoj zvijezdi neprekidno se dešavaju milijarde hemijskih reakcija, pri čemu se atomi elemenata neprekidno spajaju. Poslije mnogo godina atomi elemenata u zvijezdama mogu da se potroše, i zvijezde tada počinju da se gase. Ako je zvijezda velika, može doći do eksplozije, pri čemu se stvara velik broj atoma koji jure kroz kosmos velikom brzinom. Svijet koji poznajemo upravo izgrađuju atomi nastali nakon velikog praska.

Video-zapis o naučnoj teoriji postanka svemira – teorija velikog praska (Big Bang) možeš pogledati na linku: https://youtu.be/GNc08iqycqA.

Osnovne karakteristike elementarnih čestica prikazane su u tabeli 3.1.

Tabela 3.1: Osnovne karakteristike elementarnih čestica

Naziv čestice	Oznaka čestice	Relativno naelektrisanje	Masa	Apsolutno naelektrisanje
proton	p^+	+1	$1{,}672 \cdot 10^{-27}$ kg	$+1{,}60219 \cdot 10^{-19}$ C
neutron	n^o	0	$1{,}674 \cdot 10^{-27}$ kg	0
elektron	e^-	−1	$9{,}108 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1{,}60219 \cdot 10^{-19}$ C

▶ Pomoću podataka iz tabele 3.1. uporedi subatomske čestice po masi i naelektrisanju. Izračunaj koliko je puta masa protona veća od mase elektrona.

Cjelokupna masa atoma skoncentrisana je u jezgru jer je:

$$m_{p^+} \approx m_{n^0}$$

$$m_{p^+} = 1836 \cdot m_{e^-}$$

Atom karakterišu dva broja:

maseni broj → $^{A}_{Z}X$ ← hemijski simbol elementa

atomski (redni) broj → $^{A}_{Z}X$

Atomski (redni) broj *Z* predstavlja broj protona (p^+) u jezgru atoma nekog elementa, i jednak je broju elektrona (e^-) u omotaču atoma, tako da je atom kao cjelina elektroneutralan:

$$Z = N(p^+) = N(e^-)$$

Maseni broj *A* je zbir protona (p^+) i neutrona (n^0) koji su smješteni u jezgru atoma nekog elementa:

$$A = N(p^+) + N(n^0)$$

$$A = Z + N(n^0)$$

Broj neutrona (n^0) računa se iz razlike masenog broja (A) i rednog broja (Z):

$$N(n^0) = A - Z$$

Primjer 3.2.

Odredi broj protona, elektrona i neutrona u atomu sljedećeg elementa $^{31}_{15}X$.

Podaci:

$^{31}_{15}X$

$Z(X) = 15$

$A(X) = 31$

$N(p^+) = ?$

$N(e^-) = ?$

$N(n^0) = ?$

Izrada

Dat je elemenat:

$$^{31}_{15}X$$

Broj protona u atomu jednak je atomskom (rednom) broju:

$$Z = N(p^+) = 15$$

Broj elektrona u atomu jednak je broju protona:

$$N(p^+) = N(e^-) = 15$$

Broj neutrona može se izračunati iz razlike masenog i rednog broja:

$$N(n^o) = A - Z = 31 - 15 = 16$$

Opisani atom elementa *X* ima 15 protona, 15 elektrona i 16 neutrona.

Primjer 3.3.

Atom nekog hemijskog elementa sadrži u jezgru 11 protona i 12 neutrona.

Odredi:

a) atomski broj elementa

b) maseni broj elementa

c) koji je to elemenat.

Podaci:

$N(p^+) = 11$

$N(n^0) = 12$

a) $Z(X) = ?$

b) $A(X) = ?$

c) Elemenat $^{A}_{Z}X$?

Izrada

Izrada:

a) Pošto je $Z = N(p^+) = 11$,

b) pošto je $A = N(p^+) + N(n^0)$

$$A = 11 + 12 = 23,$$

c) to je element $^{23}_{11}X$.

U periodnom sistemu elemenata pronalazimo da je to natrijum $^{23}_{11}Na$.

Primjer 3.4.

Atomski broj elementa je $Z = 9$. U jezgru atoma tog elementa nalazi se 10 neutrona.

Odredi:

a) broj elektrona u atomu tog elementa

b) broj protona u atomu tog elementa

c) maseni broj elementa

d) koji je to elemenat.

Podaci:

$Z(X) = 9$

$N(n^0) = 10$

a) $N(e^-) = ?$

b) $N(p^+) = ?$

c) $A(X) = ?$

d) Elemenat ${}^{A}_{Z}X$?

Izrada

a) Pošto je $Z = N(e^-) = 9$,

b) pošto je $Z = N(p^+) = 9$,

c) pošto je $A = N(p^+) + N(n^0)$

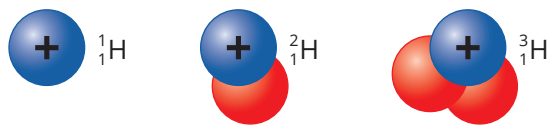
$A = 9 + 10 = 19$,

d) to je elemenat ${}^{19}_{9}X$.

U periodnom sistemu elemenata pronalazimo da je to fluor ${}^{19}_{9}F$.

Izotopi su atomi jednog istog elementa koji imaju isti atomski broj Z, odnosno broj protona (p^+), a različit maseni broj A, odnosno broj neutrona (n^0).

Šematski prikazi jezgara izotopa atoma vodonika dati su na slici 3.3.



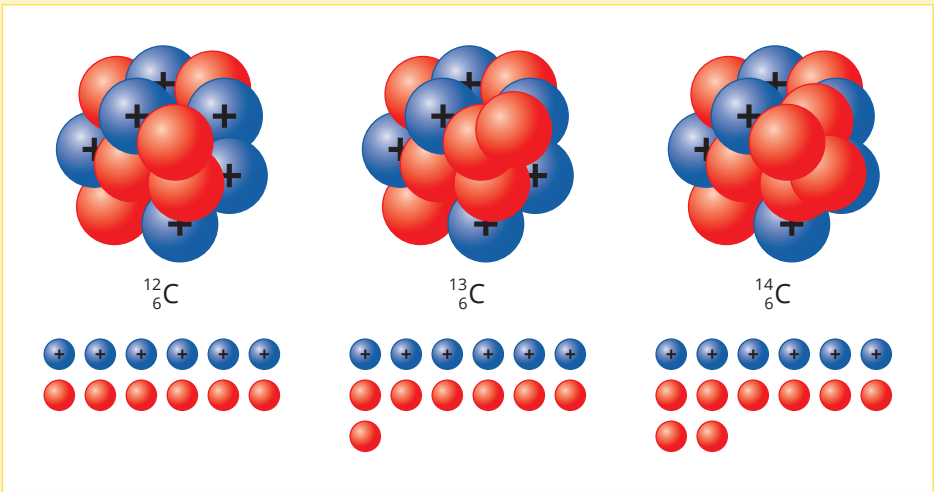
Slika 3.3. Šematski prikaz jezgara izotopa vodonika

${}^{1}_{1}H$	${}^{2}_{1}D$	${}^{3}_{1}T$
$Z = 1$	$Z = 1$	$Z = 1$
$A = 1$	$A = 2$	$A = 3$
Protijum	Deuterijum	Tricijum
$N(p^+) = N(e^-) = 1$	$N(p^+) = N(e^-) = 1$	$N(p^+) = N(e^-) = 1$
$N(n^o) = 0$	$N(n^o) = 1$	$N(n^o) = 2$

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 3.5.

Odredi broj čestica u izotopima ugljenika (slika 3.4).



Slika 3.4. Šematski prikaz jezgara atoma izotopa ugljenika

▶ Pažljivo pogledaj sliku i prebroj čestice u izotopima ugljenika.

Izrada

$^{12}_{6}C$	$^{13}_{6}C$	$^{14}_{6}C$
$Z = 6, A = 12$	$Z = 6, A = 13$	$Z = 6, A = 14$
$Z = N(p^+) = N(e^-) = 6$	$Z = N(p^+) = N(e^-) = 6$	$Z = N(p^+) = N(e^-) = 6$
$N(n^0) = A - Z = 12 - 6 = 6$	$N(n^0) = A - Z = 13 - 6 = 7$	$N(n^0) = A - Z = 14 - 6 = 8$

Primjer 3.6.

Jezgra atoma nekih elemenata sadrže sljedeće čestice:

a) $8p^+$ i $8n^0$

b) $2p^+$ i $2n^0$

c) $1p^+$ i $2n^0$

d) $8p^+$ i $9n^0$

Odaberi one koji predstavljaju izotope.

Izrada

Među zadatim primjerima traže se izotopi.

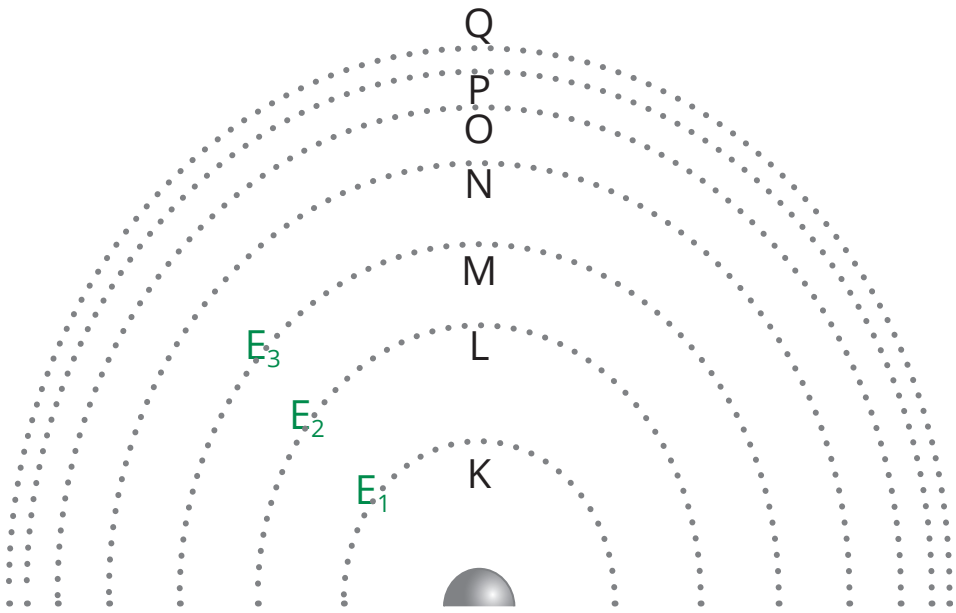
Pošto su izotopi atomi istog elementa koji imaju isti broj protona (p^+) a različit broj neutrona (n^0) – izotopi su a) i d).

Metod radioaktivnog ugljenika (izotop ugljenika ^{14}C) koristi se za određivanje starosti materijala organskog porijekla. U toku života odnos izotopa ugljenika (C-12 i C-14) u organizmu je stalan. Nakon prestanka života dolazi do laganog raspada izotopa C-14, i njegova količina se u ostacima organizma smanjuje (vrijeme poluraspada ugljenika C-14 je 5 730 godina). Na osnovu poređenja prisutne količine ugljenika C-14 u ispitivanom uzorku i referentnog materijala, određuje se starost nekih izumrlih organizama.

Istraži u literaturi i/ili na internetu kako se izotopi joda I-131 i I-135, koji imaju veliku sposobnost da prodiru u tkivo, koriste u medicini za liječenja tumora. Rezultate svoga rada prikaži plakatom ili prezentacijom.

3.2. Elektronski omotač

Elektronski omotač je prostor oko jezgra atoma u kojem se velikom brzinom kreću elektroni po **energetskim nivoima (elektronskim ljuskama)** (slika 3.5). Energija energetskih nivoa raste sa udaljavanjem od atomskog jezgra ($E_1 < E_2 < E_3$...).



Slika 3.5. Prikaz energetskih nivoa u elektronskom omotaču

Postoji sedam energetskih nivoa, koji se obilježavaju brojevima ili slovima:

1	2	3	4	5	6	7
K	L	M	N	O	P	Q

Maksimalan broj elektrona (N) za prva četiri energetska nivoa izračunava se po formuli:

$$N = 2n^2$$

n – broj energetskog nivoa

$n = 1$ (K-nivo) $2n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2e^-$

$n = 2$ (L-nivo) $2n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8e^-$

$n = 3$ (M-nivo) $2n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18e^-$

$n = 4$ (N-nivo) $2n^2 = 2 \cdot 4^2 = 32e^-$

3.3. Kvantni brojevi

Ključni pojmovi

- kvantni brojevi
- glavni kvantni broj (n)
- sporedni kvantni broj (l)
- magnetni kvantni broj (m)
- spinski kvantni broj (m_s)

Kvantni brojevi su adresni sistem za nalaženje elektrona u atomu.

Kvantni brojevi opisuju položaj i energetsko stanje svakog elektrona u atomu i opšti oblik orbitala u kojima se nalaze.

Postoje četiri kvantna broja:

- glavni kvantni broj (n)
- orbitalni (sporedni) kvantni broj (l)
- magnetni kvantni broj (m)
- spinski kvantni broj (m_s)

Kvantni brojevi su konstante koje imaju vrijednost cijelog ili polucijelog broja, i svaki položaj elektrona u atomu ima jedinstvenu kombinaciju ovih brojeva.

Glavni kvantni broj (n) određuje kojem energetskom nivou pripada određeni elektron, odnosno određuje energiju elektrona. Može imati različite vrijednosti cijelog broja veće od nule (n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7). Raspored elektrona po energetskim nivoima dat je u tabeli 3.2.

Tabela 3.2: Raspored elektrona po energetskim nivoima

n	1	2	3	4	5	6	7
Nivo	K	L	M	N	O	P	Q
Max. broj e^-	2	8	18	32	32	18	8

- Koristeći tabelu, rasporedi elektrone po ljuskama u atomima aluminijuma $_{13}Al$ i broma $_{35}Br$.

Sporedni (orbitalni) kvantni broj (l) određuje na kojem se podnivou u datom energetskom nivou nalazi određeni elektron, kao i oblik atomske orbitale. Može imati cjelobrojne vrijednosti od 0 do $n - 1$ (l = 0, 1, 2, ..., $n - 1$).

Nulti podnivo (l = 0) bilo kog energetskog nivoa (n) obilježava se sa ***s***, prvi podnivo (l = 1) sa ***p***, drugi podnivo (l = 2) sa ***d***, treći podnivo (l = 3) sa ***f***. Orbitale se obilježavaju kao i podnivoi, slovima: ***s***, ***p***, ***d***, i ***f*** (tabela 3.3).

Tabela 3.3: Oznake podnivoa i orbitala na osnovu vrijednosti sporednog kvantnog broja

Vrednosti l	0	1	2	3
Oznaka podnivoa Tip orbitale	*s*	*p*	*d*	*f*

Primjer: Za glavni kvantni broj $n = 1$, sporedni kvantni broj l može imati vrijednost $l = 0$, što znači da se prvi nivo (K-ljuska) sastoji iz jednog podnivoa.
Za glavni kvantni broj $n = 4$, sporedni kvantni broj l može imati vrijednosti $l = 0$, 1, 2, 3, što znači da se četvrti nivo (N-ljuska) sastoji iz četiri podnivoa.

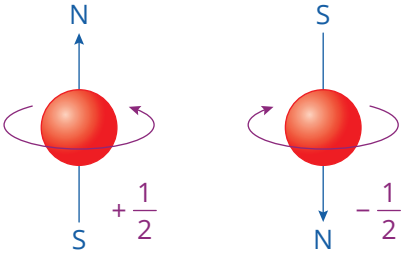
$n = 1$	$l = 0$ (*s*)			
$n = 2$	$l = 0$ (*s*),	$l = 1$(*p*)		
$n = 3$	$l = 0$ (*s*),	$l = 1$(*p*),	$l = 2$ (*d*)	
$n = 4$	$l = 0$ (*s*),	$l = 1$(*p*),	$l = 2$ (*d*),	$l = 3$(*f*)

Magnetni kvantni broj (*m*) označava koliko različitih orbitala čini svaki podnivo. Njegove vrijednosti se kreću od $-l$, preko nule do $+l$ ($m = -l...0...+l$).

Za *s*-podnivo ($l = 0$) magnetni kvantni broj m ima vrijednost $m = 0$, što govori da postoji jedna *s*-orbitala. Za *p*-podnivo ($l = 1$) magnetni kvantni broj m ima tri vrijednosti $m = -1, 0, +1$, što govori da postoje tri *p*-orbitale iste energije (p_x, p_y, p_z).

Spinski kvantni broj (m_s) označava obrtanje elektrona oko sopstvene ose i ima vrijednosti +1/2 (elektron se okreće u smjeru kazaljke na satu) ili −1/2 (elektron se okreće suprotno smjeru kazaljke na satu) (slika 3.6).

spin (engl. *spin*) – okretanje, obrtanje, rotacija



Slika 3.6. Prikaz spina elektrona

▶ Uporedi obrtanje elektrona oko svoje ose sa rotacijom planete Zemlje.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 3.7.

Odredi kombinaciju kvantnih brojeva (n, l, m) za 4f-podnivo.

Podaci:

4f-podnivo

n = ?

l = ?

m = ?

Izrada

Za 4 f-podnivo:

$n = 4$

$l = 3$ (treći podnivo ima oznaku f)

$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

Primjer 3.8.

Za vrijednosti glavnog kvantnog broja $n = 2$ odredi sporedni (l), magnetni (m) i spinski kvantni broj m_s.

$n = 2$

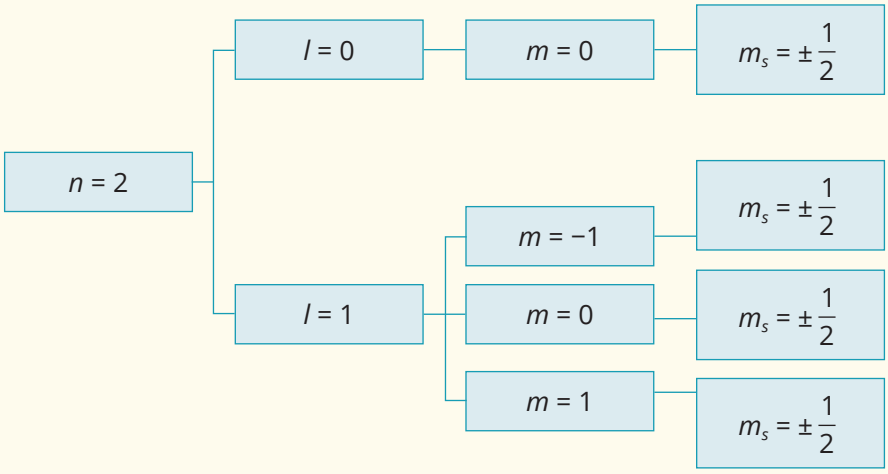
l = ?

m = ?

m_s = ?

Izrada

Za zadatu vrijednost $n = 2$, vrijednosti l, m, m_s date su šematski:

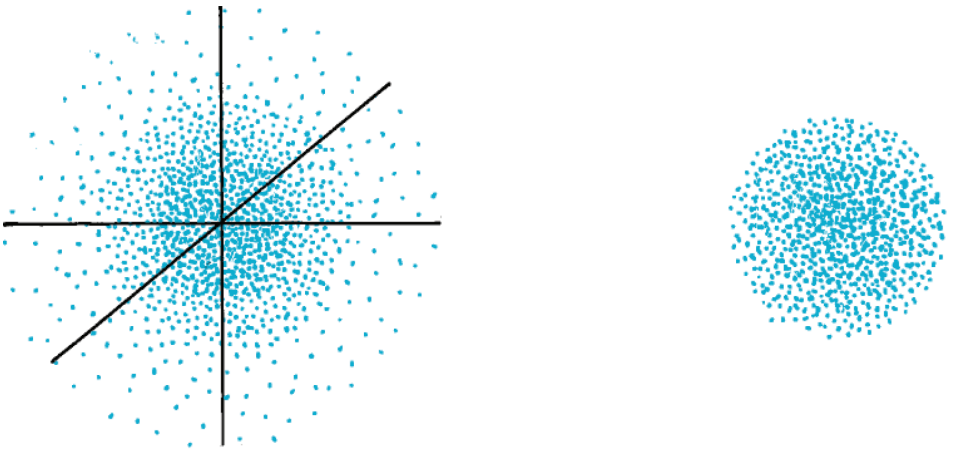


3.4. Atomske orbitale

Ključni pojmovi

- atomska orbitala
- *s* atomska orbitala
- *p* atomske orbitale
- *d* atomske orbitale
- *f* atomske orbitale

Atomska orbitala je trodimenzionalni prostor oko atomskog jezgra u kojem je najveća vjerovatnoća nalaženja elektrona (slika 3.7).

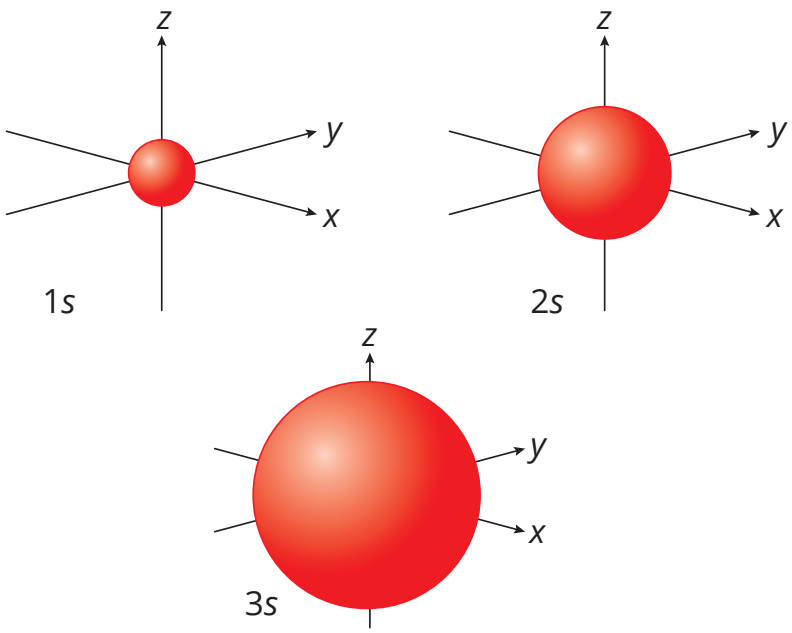


Slika 3.7. Prikaz vjerovatnoće nalaženja elektrona u prostoru oko atomskog jezgra

- Razmisli koja je vjerovatnoća da se nađeš u samom jezgru Zemlje, u svojoj kući, avionu ili na Mjesecu. Gdje je najveća vjerovatnoća da se nalaziš? Zamisli da planeta Zemlja simbolizuje atom, dok si ti elektron. Uporedi opisani primjer sa vjerovatnoćom nalaženja elektrona u prostoru oko atomskog jezgra. Da li je vjerovatnoća nalaženja elektrona jednaka u svim tačkama u prostoru koje su podjednako udaljene od jezgra?

Atomske orbitale se međusobno razlikuju po svojim oblicima. Označavaju se malim latiničnim slovima: *s, p, d, f*... Obilježavaju se kao i energetski podnivoi (*s*-orbitala je na *s*-podnivou, *p*-orbitala je na *p*-podnivou itd.).

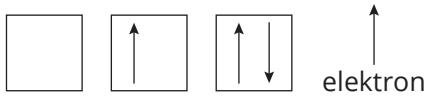
Za $l = 0$ (*s*-podnivo) magnetni kvantni broj ima samo jednu vrijednost ($m = 0$), tako da postoji samo jedna *s*-orbitala sfernosimetričnog oblika (oblik lopte) sa centrom u atomskom jezgru (slika 3.8).



Slika 3.8. Grafički izgled *s* atomske orbitale i prikaz porasta prečnika kugle sa porastom vrijednosti glavnog kvantnog broja *n*

▶ Za razumijevanje nastajanja hemijskih veza potrebno je da naučiš grafički da predstaviš *s* atomsku orbitalu. U svojoj bilježnici uvježbaj crtanje *s* atomske orbitale.

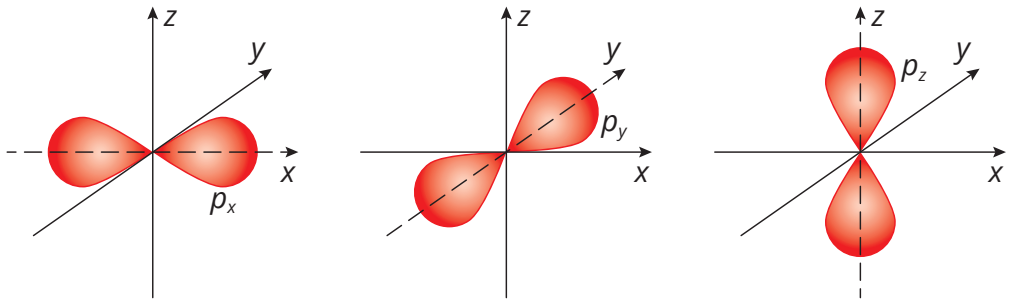
***s* atomska orbitala** šematski se predstavlja pomoću kvadratića (jedan kvadratić u koji može da se smjeste najviše dva elektrona, i to suprotnih smjerova) (slika 3.9).



Slika 3.9. Šematski prikaz prazne, polupopunjene i popunjene *s* atomske orbitale

▶ Razmisli da li u popunjenoj *s* atomskoj orbitali oba elektrona imaju iste vrijednosti sva četiri kvantna broja.

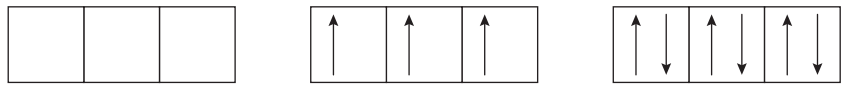
Za l = 1 (*p*-podnivo) magnetni kvantni broj ima tri vrijednosti (m = −1, 0, +1), tako da postoje tri različite *p*-orbitale. One imaju oblik izduženog gimnastičkog tega, i u prostoru su orijentisane duž osa prostornog koordinatnog sistema. Označavaju se kao p_x, p_y, p_z orbitale (slika 3.10).



Slika 3.10. Grafički izgled *p* atomskih orbitala (p_x, p_y, p_z)

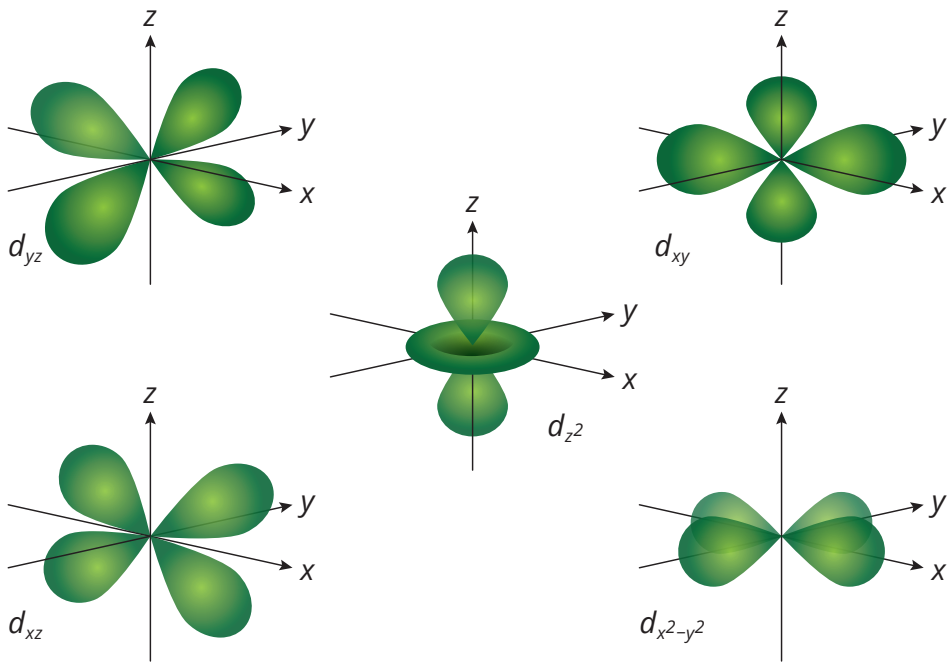
▶ Za razumijevanje nastajanja hemijskih veza potrebno je da naučiš grafički da predstaviš *p* atomske orbitale. U svojoj bilježnici uvježbaj crtanje *p* atomskih orbitala. Razmisli koji oblik se dobija kada se „saberu“ slike p_x, p_y, p_z orbitala.

***p* atomske orbitale** šematski se predstavljaju pomoću tri spojena kvadratića u kojima može da se smjesti najviše šest elektrona (slika 3.11).



Slika 3.11. Šematski prikaz praznih, polupopunjenih i popunjenih *p* atomskih orbitala

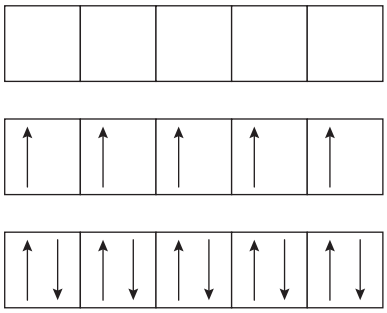
Za $l = 2$ (*d*-podnivo) magnetni kvantni broj ima pet vrijednosti ($m = -2, -1, 0, +1, +2$), tako da postoji pet različitih *d*-orbitala koje su složenog oblika (slika 3.12).



Slika 3.12. Grafički izgled *d* atomskih orbitala

▶ Pažljivo pogledaj sliku. Koja *d* orbitala se po obliku znatno razlikuje od ostalih?

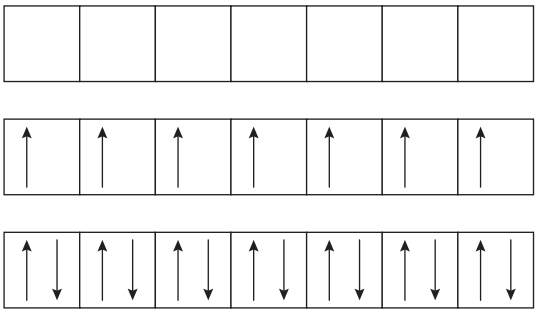
***d* atomske orbitale** šematski se predstavljaju pomoću pet spojenih kvadratića u kojima može da se smjesti najviše deset elektrona (slika 3.13).



Slika 3.13. Šematski prikaz praznih, polupopunjenih i popunjenih *d* atomskih orbitala

Za $l = 3$ (*f*-podnivo) magnetni kvantni broj ima sedam vrijednosti ($m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$), tako da postoji sedam različitih *f*-orbitala, čiji grafički prikaz, zbog složenijeg prostornog izgleda, ne izučavaš na ovom nivou.

***f* atomske orbitale** šematski se predstavljaju pomoću sedam spojenih kvadratića u kojima može da se smjesti najviše četrnaest elektrona (slika 3.14).



Slika 3.14. Šematski prikaz praznih, polupopunjenih i popunjenih *f* atomskih orbitala

Ključni pojmovi

- elektronska konfiguracija
- Paulijev princip isključenja
- Hundovo pravilo
- valentni nivo
- valentni elektroni
- unutrašnji elektroni

konfiguracija (lat. *configuratio*) – oblik nastao rasporedom, razmještanjem pojedinosti (djelova, čestica, elemenata) u nekom skupu ili cjelini

3.5. Elektronska konfiguracija atoma

Elektronska konfiguracija nekog atoma predstavlja raspored elektrona po nivoima, podnivoima i orbitalama tog atoma.

Pisanje elektronskih konfiguracija

Elektronsku konfiguraciju atoma vodonika šematski možemo predstaviti na sljedeći način:

Vodonik $^{1}_{1}H$ $1s^1$

Orbitalni dijagrami:

- svaki kvadrat predstavlja jednu orbitalu
- strelice predstavljaju elektron
- smjer strelice predstavlja spin elektrona

oznaka orbitale

$1s^1$ ← broj elektrona u orbitali

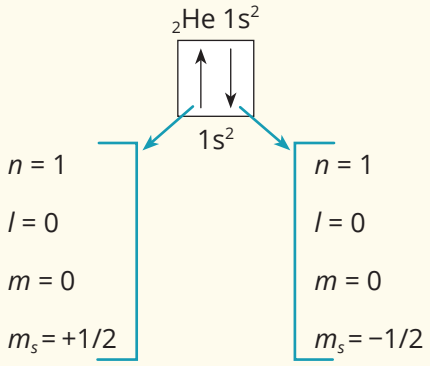
n – glavni kvantni broj, pokazuje energetski nivo u kome se nalazi elektron

Pri popunjavanju atomskih orbitala, elektroni se raspoređuju po redosljedu koji određuju tri osnovna pravila:

Princip minimuma energije: Popunjavanje orbitala elektronima vrši se na osnovu porasta njihove energije (prvo se popunjavaju orbitale niže energije).

Paulijev princip isključenja: U atomu ne mogu postojati dva elektrona koja imaju iste vrijednosti sva četiri kvantna broja.

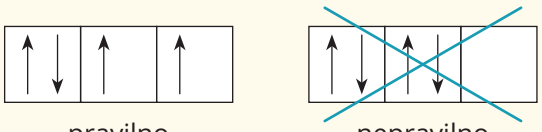
Poštujući Paulijev princip isključenja, prikazane su vrijednosti kvantnih brojeva za dva elektrona u atomu helijuma:



Ova dva elektrona (primjer $_2$He) imaju iste vrijednosti tri kvantna broja (n, l, m), a razlikuju se po spinskom kvantnom broju m_s.

Hundovo pravilo: Atomske orbitale iste energije prvo se popunjavaju sa po jednim elektronom paralelnih spinova, pa tek onda dolazi do sparivanja elektrona u orbitalama.

Poštujući Hundovo pravilo, dat je prikaz pravilnog i nepravilnog popunjavanja *p* atomskih orbitala u koje treba smjestiti četiri elektrona:



pravilno nepravilno

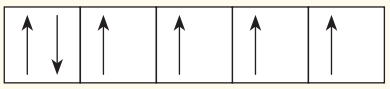
Primjer riješenog zadatka

Primjer 3.9.

Prikaži šematski raspored 6 elektrona u 3*d* atomskim orbitalama.

Izrada

Postoji pet *d*-atomskih orbitala. Na osnovu Hundovog pravila, raspored elektrona u 3*d* atomskim orbitalama je:



3*d*

Orbitale se prema „porastu energije“ mogu poređati u sljedeći niz:

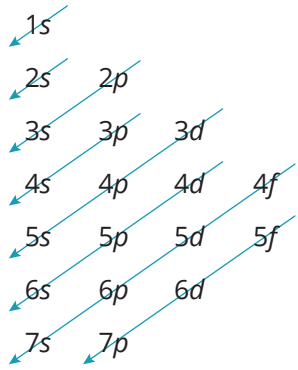
Redosljed popunjavanja orbitala

1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 4f → 5d → 6p → 7s

porast energije

Uočavamo da se 4*s*-orbitala (orbitala višeg energetskog nivoa) popunjava prije 3*d*-orbitale (orbitale nižeg energetskog nivoa), tj. 4*s*-orbitala ima nižu energiju od 3*d*-orbitale. Ovo srijećemo i u daljem redosljedu popunjavanja orbitala (5*s* → 4*d*; 6*s* → 4*f*...).

Redosljed popunjavanja orbitala može se predstaviti i šematski – pravilo dijagonale (slika 3.15).

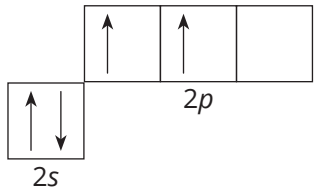


Slika 3.15. Pravilo dijagonale

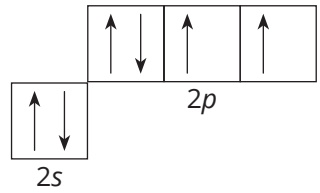
▶ Potrebno je da pratiš strelicu (plave boje).

Elektronske konfiguracije nekih elemenata:

$_{6}C$ $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^2}$



$_{8}O$ $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^4}$



$_{11}Na$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $\mathbf{3s^1}$

Valentni elektroni su elektroni koji se nalaze na posljednjem energetskom nivou (valentnom nivou).

Unutrašnji elektroni su elektroni koji se nalaze na unutrašnjim energetskim nivoima.

$_{35}$**Br** $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

valentni nivo unutrašnji nivo

posljednji energetski nivo (valentni nivo): $4s^2\ 4p^5$

broj valentnih elektrona: **7**

unutrašnji nivoi: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$

broj unutrašnjih elektrona: **28**

Primjer riješenog zadatka

Primjer 3.10.

Odredi za atom $^{36}_{18}Ar$:

a) broj protona p^+, elektrona e^-, neutrona n^0

b) elektronsku konfiguraciju i šematski prikaži posljednji energetski nivo

c) broj valentnih i nesparenih elektrona.

Podaci:

$^{36}_{18}Ar$

a) $N(p^+) = ?$
$N(e^-) = ?$
$N(n^0) = ?$

b) elektronska konfiguracija $^{36}_{18}Ar = ?$

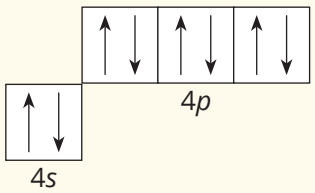
c) Broj valentnih elektrona = ?
Broj nesparenih elektrona = ?

Izrada

a) $Z = 18$ $Z = N(p^+) = N(e^-)$
$N(p^+) = 18;\ N(e^-) = 18$

$A = 36$ $A = N(p^+) + N(n^0)$
$N(n^0) = A - Z = 36 - 18 = 18$

b) $^{36}_{18}Ar$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}\ 3d^{10}\ \mathbf{4p^6}$



c) Na valentnom nivou broj valentnih elektrona je 8.

Iz šematskog prikaza valentnog nivoa vidimo da nema nesparenih elektrona.

3.6. Periodni sistem elemenata

Ključni pojmovi

- periodni sistem elemenata
- grupe
- periode
- metali
- nemetali
- metaloidi
- elementi blokova *s*, *p*, *d*, *f*
- joni

Periodni sistem elemenata je od velikog značaja za hemičare, poput geografske karte za geografe. Sistematizacijom hemijskih elemenata bavilo se puno naučnika kroz vjekove. Prvi sistematizovani periodni sistem elemenata dao je ruski hemičar Dmitrij Mendeljejev 1869. godine. Taj tabelarni prikaz smatra se pretečom savremenog periodnog sistema elemenata.

Istorijat sistematizacije hemijskih elemenata učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Periodni sistem elemenata predstavlja sistematizovanu tabelu u kojoj su elementi poređani po rastućim atomskim brojevima (slika 3.16).

Fizička i hemijska svojstva elemenata su periodične funkcije njihovih atomskih brojeva.

Do danas je poznato 118 elemenata, od kojih se 94 nalazi u prirodi, a ostali su sintetisani u laboratorijskim uslovima. Periodni sistem elemenata sa svim potrebnim podacima (hemijski simbol, naziv elementa, atomski broj, relativna atomska masa) dat je kao prilog na kraju udžbenika.

Elementi u periodnom sistemu elemenata raspoređeni su u **grupe** i **periode**.

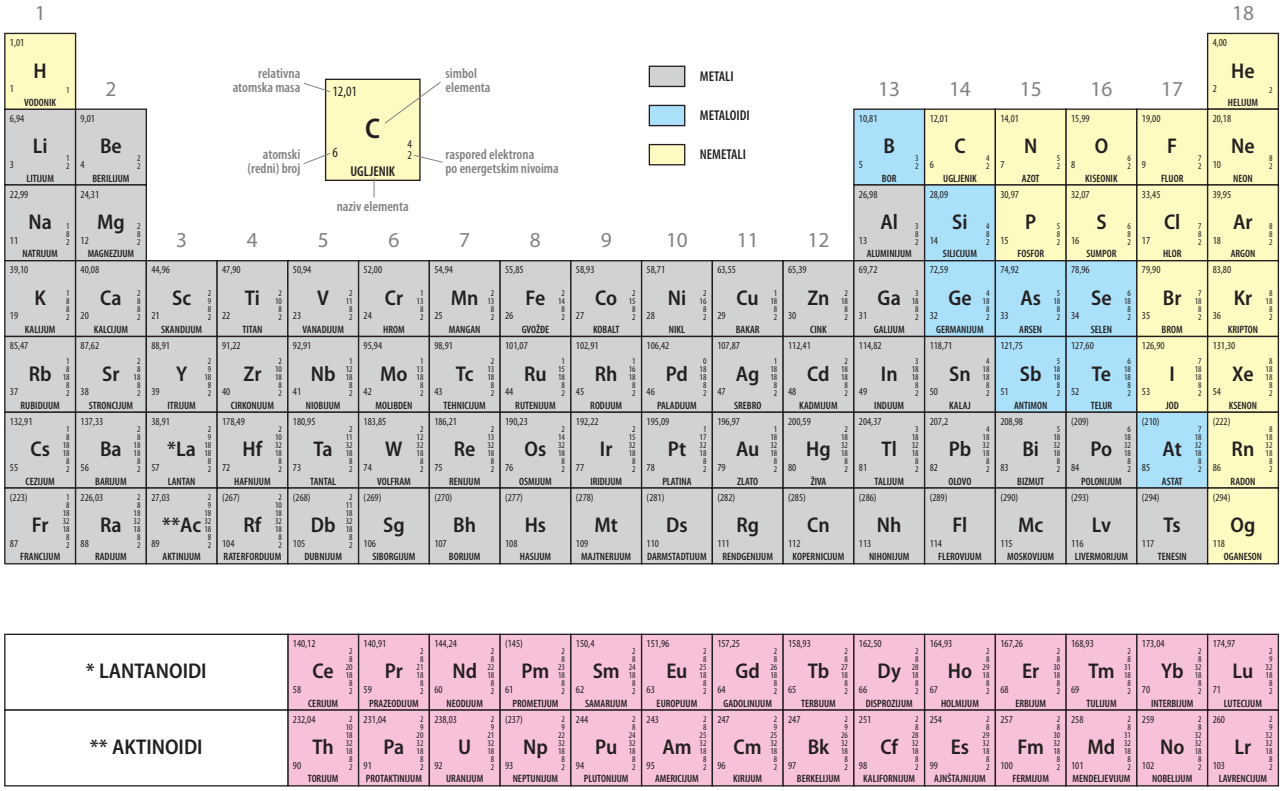
Grupe su vertikalni redovi, i ima ih osamnaest. **Periode** su horizontalni redovi, i ima ih sedam.

Elementi iste grupe imaju isti broj valentnih elektrona i slične hemijske osobine, dok elementi iste periode imaju isti broj energetskih nivoa i različite hemijske osobine.

Mendeljejevljev san

Ruski hemičar Dmitrij Mendeljejev 1869. godine objavio je prvi priznati periodni sistem. Prema sačuvanoj akademskoj legendi, Mendeljejev je bio strastveni igrač pasijansa, i na kartama je zapisivao simbole elemenata. Slažući karte, primijetio je da se neki elementi sa sličnim osobinama periodično ponavljaju. Tri dana je kombinovao karte i bezuspješno probao da ih uklopi. Premoren, zaspao je za radnim stolom i u snu „vidio“ na koji način treba poređati elemente. Kada se probudio, svoju viziju je skicirao na parčetu papira, a kasnije objavio.

PERIODNI SISTEM ELEMENATA



Slika 3.16. Periodni sistem elemenata sa prikazanim metalima, nemetalima i metaloidima

▶ Pažljivo pogledaj sliku. Uoči gdje su u periodnom sistemu elemenata smješteni metali, nemetali i metaloidi.

Elementi se klasifikuju prema fizičkim i hemijskim karakteristikama na **metale**, **nemetale** i **metaloide** (slika 3.16).

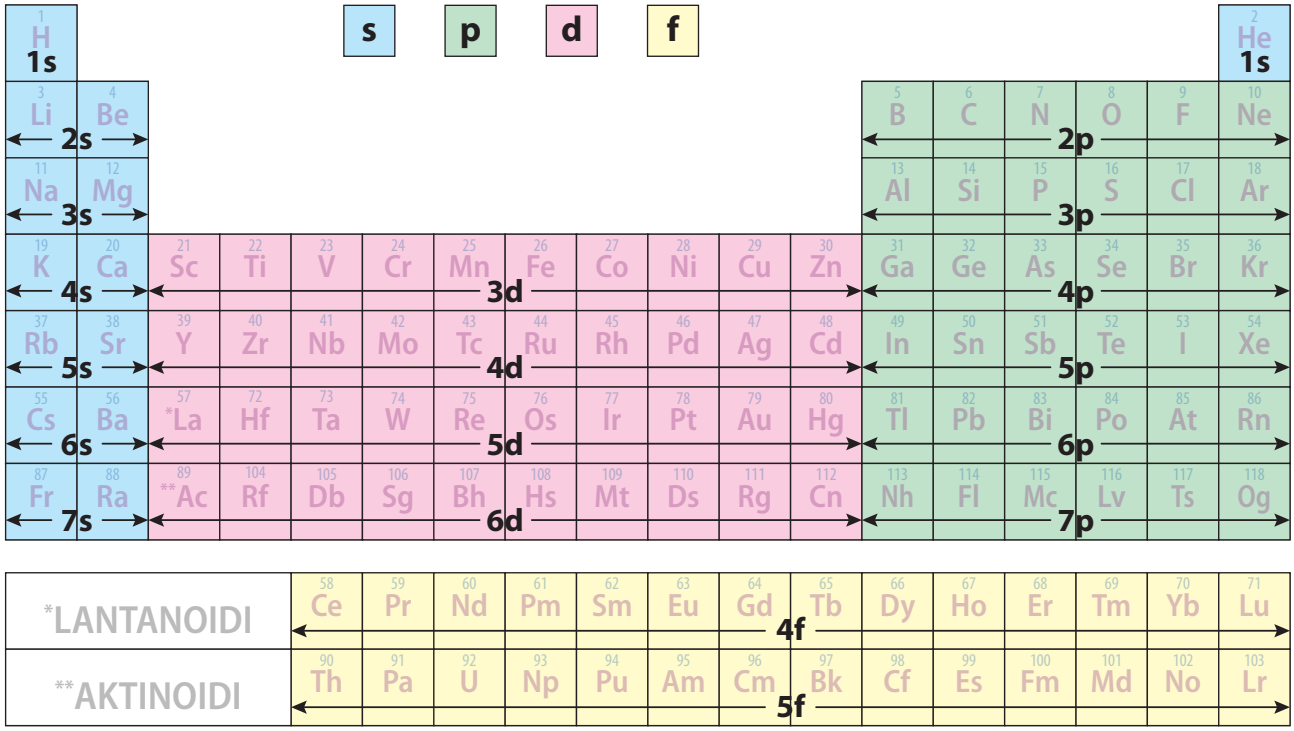
Metali su na lijevoj strani i u sredini periodnog sistema elemenata, nemetali su na desnoj strani, dok se metaloidi u periodnom sistemu elemenata nalaze između metala i nemetala.

Izraziti metali su elementi 1. grupe (alkalni metali) i elementi 2. grupe (zemnoalkalni metali), dok su izraziti nemetali elementi 17. grupe (halogeni elementi) periodnog sistema elemenata.

Elementi 18. grupe (plemeniti gasovi) periodnog sistema elemenata imaju elektronsku konfiguraciju atoma, u kojoj su sve orbitale popunjene elektronima, što ih čini veoma stabilnim. Njihovu stabilnu konfiguraciju obezbjeđuju dva elektrona – dublet (helijum), odnosno osam elektrona – oktet (ostali elementi 18. grupe) u posljednjem energetskom nivou.

Svi ostali elementi periodnog sistema teže da postignu stabilnu konfiguraciju plemenitih gasova, primajući ili otpuštajući elektrone, pri čemu nastaju joni, i to **pozitivni joni** – **katjoni**, kada atom otpušta elektrone i **negativni joni** – **anjoni**, kada atom prima elektrone.

Elementi periodnog sistema klasifikuju se na elemente **blokova *s*, *p*, *d*, *f***, prema rasporedu elektrona u posljednjem energetskom nivou (slika 3.17).



Slika 3.17. Periodni sistem elemenata sa prikazanim blokovima elemenata

▶ Pažljivo pogledaj sliku. Uoči gdje su smješteni elementi blokova *s*, *p*, *d*, *f*.

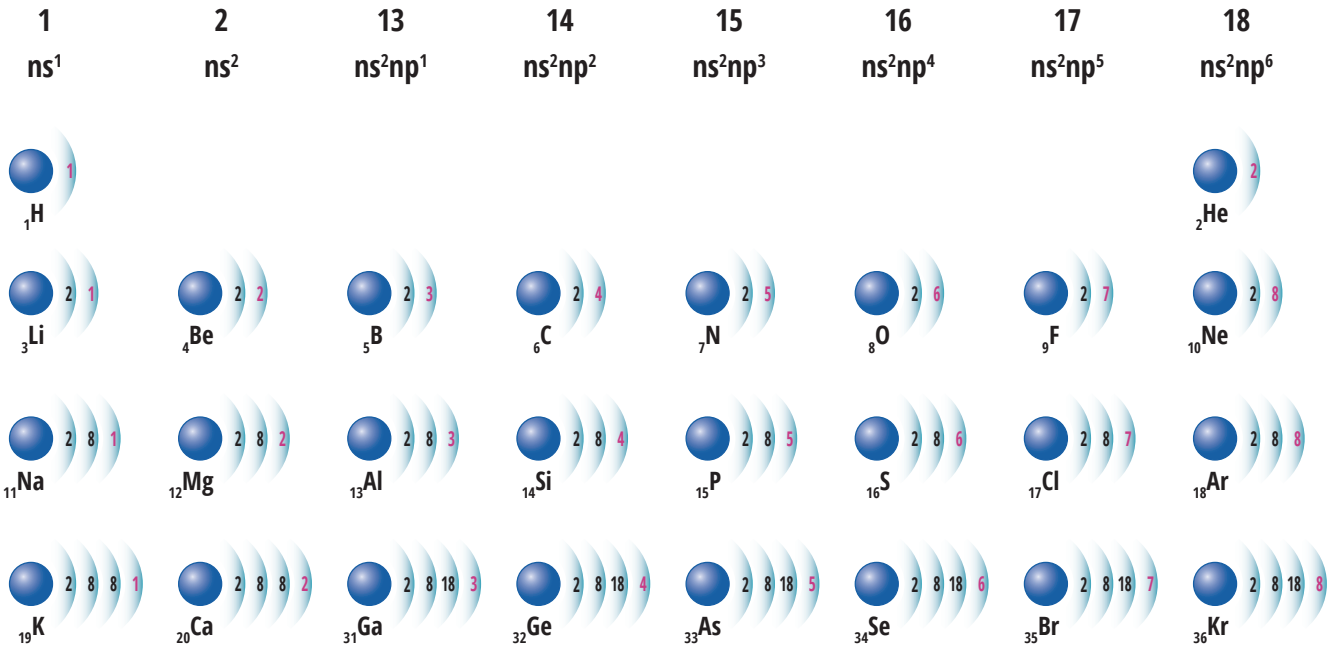
Elementi bloka *s* – elementi 1. i 2. grupe periodnog sistema, uključujući vodonik i helijum (imaju jedan ili dva valentna elektrona u *s*-podnivou, a broj grupe određuje broj valentnih elektrona).

Elementi bloka *p* – elementi od 13. do 18. grupe periodnog sistema, sem helijuma (imaju tri do osam valentnih elektrona raspoređenih u *s*- i *p*-podnivou, a broj grupe se dobija kada se broju valentnih elektrona doda 10).

Elementi bloka *d* – elementi od 3. do 12. grupe periodnog sistema (imaju elektrone u *d*-podnivou pretposljednjeg energetskog nivoa, a broj grupe dobija se kada se saberu elektroni posljednjeg nivoa i *d*-podnivoa prethodnog energetskog nivoa).

Elementi bloka *f* – lantanoidi i aktinoidi, smješteni unutar bloka *d* (u šestoj i sedmoj periodi), posebno su izdvojeni na dnu periodnog sistema.

Izgradnja elektronskog omotača kod elemenata *s*- i *p*-bloka prve četiri periode prikazana je na slici 3.18.



Slika 3.18. Izgradnja elektronskog omotača kod elemenata *s*- i *p*-bloka prve četiri periode

- Pažljivo pogledaj sliku. Koristeći zajedničku oznaku za elektronsku konfiguraciju atoma elemenata *s*- i *p*-bloka, napiši elektronsku konfiguraciju posljednjeg energetskog nivoa atoma fosfora i selena.

Elektronska konfiguracija jona

U hemijskom pogledu atomi metala, koje karakteriše „mali“ broj elektrona u posljednjem energetskom nivou, stabilnu konfiguraciju sebi najbližeg plemenitog gasa postižu otpuštanjem elektrona, pa su potencijalni katjoni.

Pozitivni joni imaju manje elektrona od atoma koliko iznosi naelektrisanje datog jona.

$_{11}Na\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ $\qquad$ $Na \xrightarrow{-1\ e^-} Na^+\ (1s^2\ 2s^2 2p^6)$

S druge strane, atomi nemetala (osim vodonika), koje karakteriše „mnogo“ elektrona u posljednjem energetskom nivou, stabilnu konfiguraciju sebi najbližeg plemenitog gasa postižu primanjem elektrona, pa su potencijalni anjoni.

Negativni joni imaju više elektrona od atoma koliko iznosi naelektrisanje datog jona.

$$_{8}O\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \qquad O \xrightarrow{+\,2\,e^-} O^{2-}\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6)$$

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 3.11.

Napiši elektronske konfiguracije atoma sljedećih elemenata i njihovih jona:

a) kalcijuma i jona Ca^{2+}

b) sumpora i jona S^{2-}

Podaci:

$Z(Ca) = 20$

$Z(S) = 16$

Traži se elektronska konfiguracija datih atoma i njihovih jona.

Izrada

Na osnovu pravila o redosljedu popunjavanja orbitala, proizilaze sljedeće elektronske konfiguracije datih atoma i njihovih jona:

a) Elektronska konfiguracija atoma kalcijuma Ca:

$$_{20}Ca\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$$

Atom kalcijuma ima dva elektrona u posljednjem energetskom nivou ($4s^2$). Stabilnu konfiguraciju sebi najbližeg plemenitog gasa (oktet) postiže otpuštajući dva elektrona, i time postaje pozitivan jon Ca^{2+}. Elektronska konfiguracija jona kalcijuma Ca^{2+}:

$$Ca \xrightarrow{-\,2\,e^-} Ca^{2+} \qquad Ca^{2+}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$$

b) Elektronska konfiguracija atoma sumpora S:

$$_{16}S\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$$

Atom sumpora ima šest elektrona u posljednjem energetskom nivou ($3s^2\ 3p^4$). Stabilnu konfiguraciju sebi najbližeg plemenitog gasa (oktet) postiže primajući dva elektrona, i time postaje negativan jon S^{2-}. Elektronska konfiguracija jona sumpora S^{2-}:

$$S \xrightarrow{+\,2\,e^-} S^{2-} \qquad S^{2-}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$$

Primjer 3.12.

Odredi broj grupe i periode, broj valentnih elektrona i broj nesparenih elektrona za elemente:

a) $_{19}K$

b) $_{17}Cl$

Podaci:

Z(K) = 19

Z(Cl) = 17

Traži se broj grupe i periode, broj valentnih e^-, broj nesparenih e^-.

Izrada

a) Elektronska konfiguracija atoma elementa $_{19}K$:

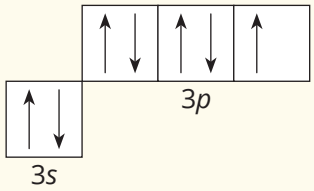
$$_{19}K\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1}$$

broj valentnih elektrona: 1
broj nesparenih elektrona: 1

Na osnovu elektronske konfiguracije posljednjeg energetskog nivoa elementa, zaključujemo da atom kalijuma pripada *s*-bloku (*s*-elemenat – pisanje konfiguracije završava se *s* atomskom orbitalom). Posljednji energetski nivo je četvrti (n = 4), pa elemenat pripada četvrtoj periodi. Na posljednjem energetskom nivou atom kalijuma ima jedan valentni elektron, pa pripada 1. grupi (kod elemenata *s*-bloka broj valentnih elektrona određuje broj grupe). Iz šematskog prikaza posljednjeg energetskog nivoa vidi se da atom kalijuma ima jedan nespareni elektron.

b) Elektronska konfiguracija atoma elementa $_{17}Cl$:

$$_{17}Cl\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^5}$$



broj valentnih elektrona: 7
broj nesparenih elektrona: 1

Na osnovu elektronske konfiguracije posljednjeg energetskog nivoa elementa zaključujemo da atom hlora pripada *p*-bloku (*p*-elemenat – pisanje konfiguracije završava se *p* atomskom orbitalom). Posljednji energetski nivo je treći (n = 3), pa elemenat pripada trećoj periodi.
Na posljednjem energetskom nivou atom hlora ima 7 valentnih elektrona, pa pripada 17. grupi (kod elemenata *p*-bloka broj grupe dobija se tako što se na broj valentnih elektrona doda 10). Iz šematskog prikaza posljednjeg energetskog nivoa vidi se da atom hlora ima jedan nespareni elektron.

Primjer 3.13.

Odredi broj valentnih elektrona i broj nesparenih elektrona atoma elementa čiji jon X^{2-} ima sljedeću konfiguraciju: $1s^2\,2s^2\,2p^6$.

Podaci:

Data je elektronska konfiguracija X^{2-} jona elementa X:

X^{2-} $1s^2\,2s^2\,2p^6$

Traži se elemenat X, njegov broj valentnih i nesparenih elektrona.

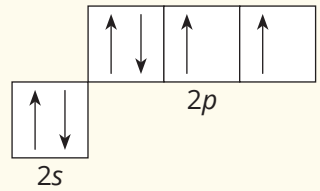
Izrada

X^{2-} jon je nastao tako što je atom elementa X primio dva elektrona:

$$X \xrightarrow{+\,2\,e^-} X^{2-}\,(1s^2\,2s^2\,2p^6),$$

tako da atom elementa X ima u elektronskom omotaču dva elektrona manje od jona X^{2-} (X je elemenat rednog broja $Z = 8$) i sljedeću elektronsku konfiguraciju:

$${}_{8}X\ 1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^4}$$



Iz šematskog prikaza posljednjeg energetskog nivoa ($2s^2\,2p^4$) vidi se da atom elementa X ima šest valentnih i dva nesparena elektrona.

Primjer 3.14.

Odredi broj valentnih elektrona i broj nesparenih elektrona elementa čiji jon X^{3+} ima sljedeću konfiguraciju: $1s^2\,2s^2\,2p^6$.

Podaci:

Data je elektronska konfiguracija X^{3+} jona elementa X:

X^{3+} $1s^2\,2s^2\,2p^6$

Traži se elemenat X, njegov broj valentnih i nesparenih elektrona.

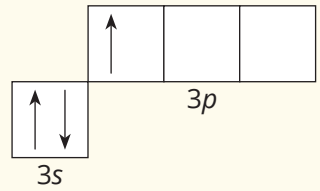
Izrada

X^{3+} jon nastao je tako što je atom elementa X otpustio $3e^-$

$$X \xrightarrow{-\,3\,e^-} X^{3+}\,(1s^2\,2s^2\,2p^6),$$

tako da atom elementa X ima u elektronskom omotaču tri elektrona više od X^{3+} (X je elemenat rednog broja $Z = 13$) i sljedeću elektronsku konfiguraciju:

$${}_{13}X\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^1}$$



Iz šematskog prikaza posljednjeg energetskog nivoa ($3s^2\,3p^1$) vidi se da atom elementa X ima tri valentna i jedan nespareni elektron.

3.7. Periodične promjene svojstava elemenata

3.7.1. Poluprečnik atoma i jona

Poluprečnik atoma raste unutar grupe odozgo prema dolje.

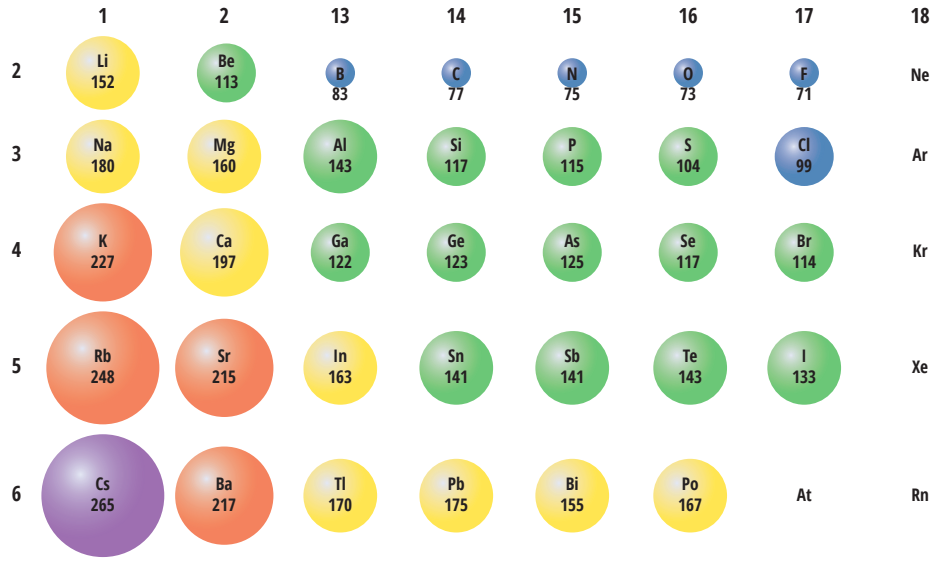
Poluprečnik atoma u grupi raste jer se valentni elektroni svakog sljedećeg elementa u istoj grupi nalaze na sljedećem, višem energetskom nivou, pa se samim tim povećava i poluprečnik atoma (slika 3.19).

Poluprečnik atoma smanjuje se unutar periode slijeva nadesno.

Duž periode (slijeva nadesno) poluprečnik atoma se smanjuje, jer atom svakog sljedećeg elementa iste periode ima jedan elektron više na istom energetskom nivou, kao i jedan proton više u jezgru, čime dolazi do sve većeg privlačenja jezgra i elektrona, a time i smanjenja poluprečnika (slika 3.19).

Ključni pojmovi

- poluprečnik atoma
- poluprečnik jona
- energija jonizacije
- afinitet prema elektronu



Slika 3.19. Promjena poluprečnika atoma elemenata *s* i *p*-bloka

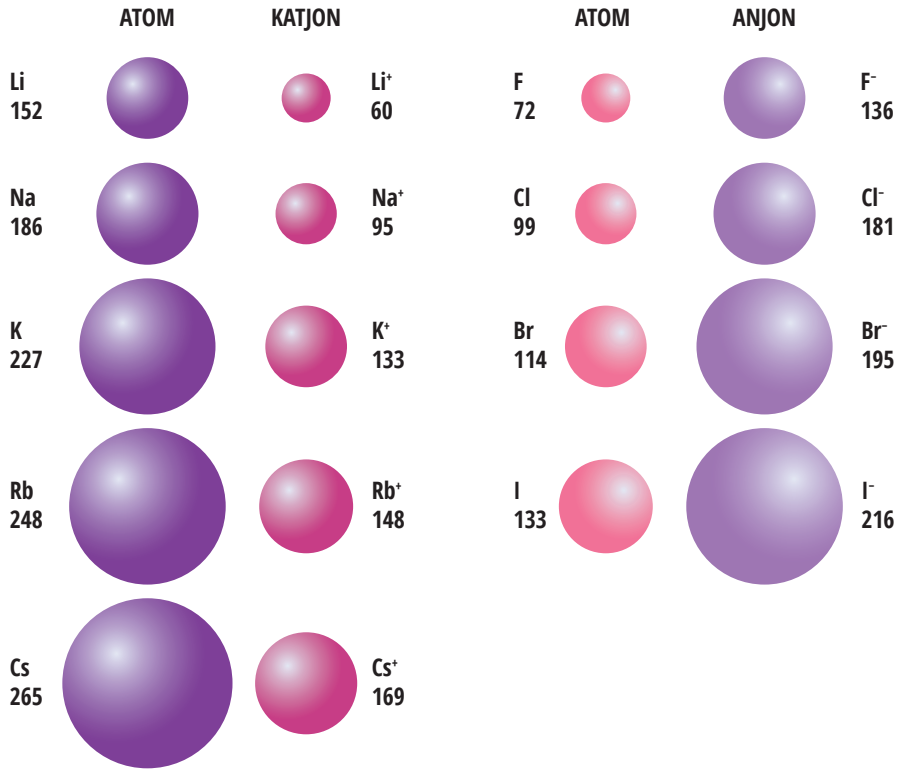
- Pažljivo pogledaj sliku. Koji elemenat ima najveći a koji najmanji poluprečnik atoma? Odredi kojoj grupi i periodi pripadaju ti elementi. Napiši elektronsku konfiguraciju posljednjeg energetskog nivoa ovih elemenata.

Poluprečnik katjona manji je od poluprečnika atoma od kojeg je nastao.

Katjon je manji od atoma elementa od kojeg je nastao jer otpuštanjem elektrona jezgro jače privlači preostale elektrone, pa dolazi do kontrakcije elektronskog omotača (slika 3.20).

Poluprečnik anjona veći je od atoma od kojeg je nastao.

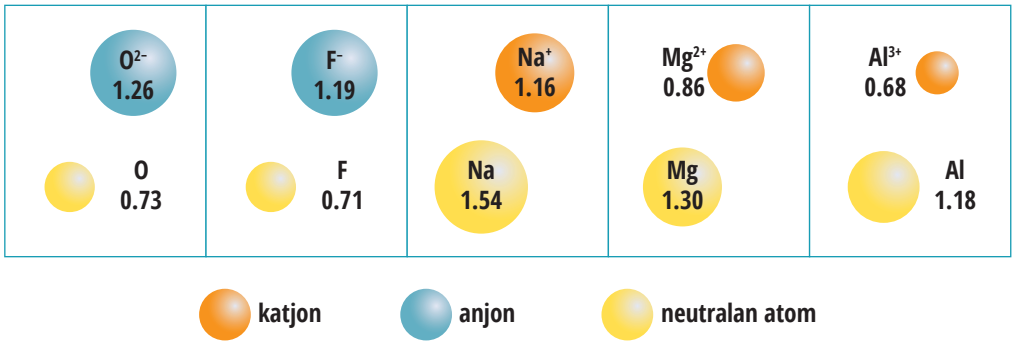
Anjon je veći od atoma elementa od kojeg je nastao, jer primajući elektrone povećava se međusobno odbijanje elektrona i širi elektronski oblak (slika 3.20).



Slika 3.20. Poređenje atomskih i jonskih poluprečnika za alkalne metale i halogene elemente

- Pažljivo pogledaj sliku. Kakav je poluprečnik jona kalijuma i fluora u odnosu na poluprečnik atoma iz kojih su nastali? Koliko iznosi ta razlika u veličini atoma i njegovog jona?

Na slici 3.21. dat je niz jona sa relativnim veličinama jona. Svi joni niza imaju jednak broj elektrona – deset (svi su postigli konfiguraciju plemenitog gasa neona).



Slika 3.21. Relativna veličina nekih jona

Sa porastom naelektrisanja jona (od negativnijeg prema pozitivnijem – O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}), smanjuje se poluprečnik jona jer broj elektrona ostaje isti, pa dolazi do izražaja privlačna sila jezgra.

Jon kiseonika O^{2-} ima najmanji atomski broj ($Z = 8$) a najveći poluprečnik, dok aluminijumov jon Al^{3+} ima najveći atomski broj ($Z = 13$) a najmanji poluprečnik.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 3.15.

Odredi, na osnovu elektronskih konfiguracija atoma elemenata, koji elemenat ima najveći poluprečnik atoma:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Izrada

Na osnovu elektronske konfiguracije zaključujemo da elementi redom pripadaju:

a) trećoj periodi, 16. grupi

b) trećoj periodi, 17. grupi

c) trećoj periodi, 18. grupi.

Zadati elementi pripadaju istoj periodi. Pošto poluprečnik atoma opada kroz periodu (slijeva nadesno), zaključujemo da najveći poluprečnik atoma ima elemenat pod a) treća perioda, 16. grupa.

Primjer 3.16.

Uporedi po veličini sljedeće atome i njihove jone i utvrdi koji je veći:

a) atom kalcijuma ili jon kalcijuma Ca^{2+}

b) atom hlora ili jon hlora Cl^-

Izrada

a) Katjon Ca^{2+} manji je od atoma kalcijuma od kojeg je nastao (otpuštanjem elektrona jezgro jače privlači preostale elektrone, pa dolazi do kontrakcije elektronskog omotača).

b) Anjon Cl^- veći je od atoma hlora od kojeg je nastao (primajući elektrone, povećava se međusobno odbijanje elektrona i širi elektronski oblak).

Primjer 3.17.

Koristeći periodni sistem elemenata, zaokruži slovo ispred niza elemenata uređenog prema povećanju prečnika atoma:

a) $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$, $_{14}Si$, $_{15}P$, $_{16}S$, $_{17}Cl$, $_{18}Ar$

b) $_{3}Li$, $_{4}Be$, $_{5}B$, $_{6}C$, $_{7}N$, $_{8}O$, $_{9}F$, $_{10}Ne$

c) $_{3}Li$, $_{11}Na$, $_{19}K$, $_{37}Rb$, $_{55}Cs$, $_{87}Fr$

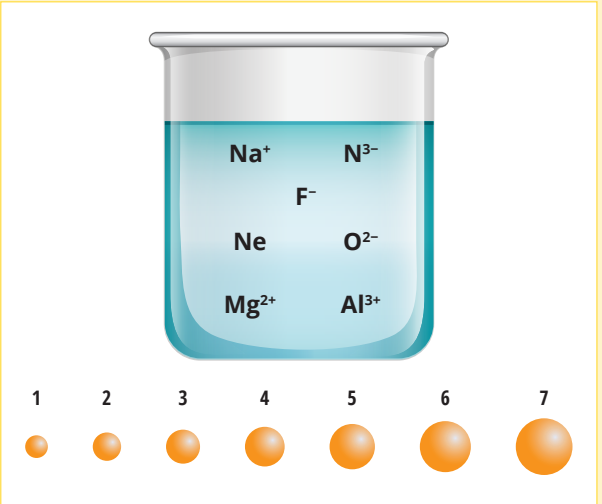
d) $_{19}K$, $_{20}Ca$, $_{31}Ga$, $_{32}Ge$, $_{33}As$, $_{34}Se$, $_{35}Br$, $_{36}Kr$

Izrada

Koristeći periodni sistem elemenata, zaključujemo da svi elementi niza a) pripadaju trećoj periodi, elementi niza b) drugoj periodi, elementi niza c) 1. grupi, elementi niza d) četvrtoj periodi. Pošto poluprečnik atoma raste kroz grupu, a kroz periodu opada, to je tačan odgovor c).

Primjer 3.18.

Atome i jone iz čaše (slika 3.22) poređati tako da po veličini prate kuglice u nizu.



Slika 3.22.

Izrada

Svi joni iz čaše postižu konfiguraciju plemenitog gasa neona. Sa porastom naelektrisanja jona (od negativnijeg prema pozitivnijem), smanjuje se poluprečnik jona.

Niz glasi: Al^{3+}, Mg^{2+}, Na^{+}, Ne, F^{-}, O^{2-}, N^{3-} (kuglice 1–7)

3.7.2. Energija jonizacije

Energija jonizacije (E_i) jeste minimalna količina energije koju je potrebno dovesti atomu da bi on otpustio elektron iz posljednjeg energetskog nivoa i postao pozitivan jon.

Potpunu definiciju energije jonizacije učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Prva energija jonizacije (Ei_1) jeste energija koju dovodimo da bismo oduzeli elektron atomu u gasovitom stanju:

$$X_{(g)} \xrightarrow{E_{i1}} X^{1+}_{(g)} + e^-$$

Druga energija jonizacije (Ei_2) jeste energija koju moramo uložiti da bismo novonastalom jonu X^{1+} oduzeli još jedan elektron:

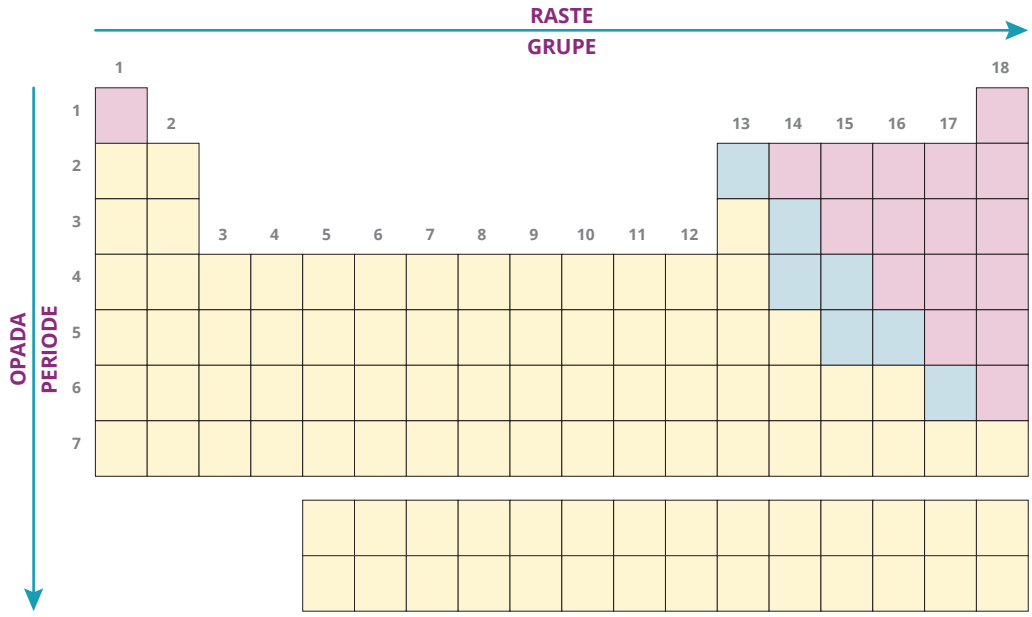
$$X^{1+}_{(g)} \xrightarrow{E_{i2}} X^{2+}_{(g)} + 1e^-$$

Pošto naelektrisanje jezgra ostaje isto, jer se broj protona ne mijenja, svaki sljedeći elektron je sve teže odvojiti. Zato je svaka sljedeća energija jonizacije veća od prethodne:

$$E_{i1} < E_{i2} < E_{i3}...$$

Energija jonizacije se smanjuje kroz grupu (odozgo prema dolje) jer sa povećanjem poluprečnika atoma slabe privlačne sile između jezgra i elektrona, pa je potrebna manja energija da bi se elektron posljednjeg energetskog nivoa udaljio iz atoma (slika 3.23).

Energija jonizacije se povećava kroz periodu (slijeva nadesno) jer su sa smanjenjem poluprečnika atoma jače privlačne sile između elektrona i jezgra, odnosno potrebna je veća energija da bi se elektron posljednjeg energetskog nivoa udaljio iz atoma (slika 3.23).



Slika 3.23. Promjena energije jonizacije (E_i) kroz grupu i periodu

- Pažljivo pogledaj sliku. Ko ima veću energiju jonizacije: elemenat treće periode i 2. grupe, ili elemenat treće periode i 16. grupe? Ko ima manju energiju jonizacije: elemenat 15. grupe i druge periode, ili elemenat 15. grupe i pete periode?

Najnižu energiju jonizacije imaju elementi 1. grupe (najlakše im se može ukloniti elektron iz posljednjeg energetskog nivoa), a najvišu elementi 18. grupe periodnog sistema elemenata (teško otpuštaju elektrone, jer time bi narušili svoju stabilnost).

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 3.19.

Koristeći periodni sistem elemenata, utvrdi koji elemenat ima veću energiju jonizacije:

a) natrijum ili kalijum,

b) fosfor ili hlor.

Izrada

Na osnovu periodnog sistema elemenata zaključujemo da:

a) $_{11}Na$ i $_{19}K$ elementi su koji pripadaju istoj grupi (1. grupa periodnog sistema elemenata). Veću energiju jonizacije ima natrijum, jer energija jonizacije opada u grupi (odozgo naniže) sa porastom rednog broja.

b) $_{15}P$ i $_{17}Cl$ elementi su koji pripadaju istoj periodi (treća perioda). Veću energiju jonizacije ima hlor jer energija jonizacije raste kroz periodu (slijeva udesno).

Primjer 3.20.	Izrada
Na osnovu elektronske konfiguracije najvišeg energetskog nivoa atoma *X* $3s^2$ i Y $3s^2 3p^4$, utvrdi koji elemenat ima veću energiju jonizacije.	Na osnovu datih elektronskih konfiguracija posljednjeg energetskog nivoa, zaključujemo da elementi pripadaju istoj periodi (treća perioda), pa veću energiju jonizacije ima elemenat Y konfiguracije $3s^2 3p^4$, jer energija jonizacije raste kroz periodu (slijeva udesno). Napomena: ${}_{12}X\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2}$ X = Mg ${}_{16}Y\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^4}$ Y = S

3.7.3. Afinitet prema elektronu

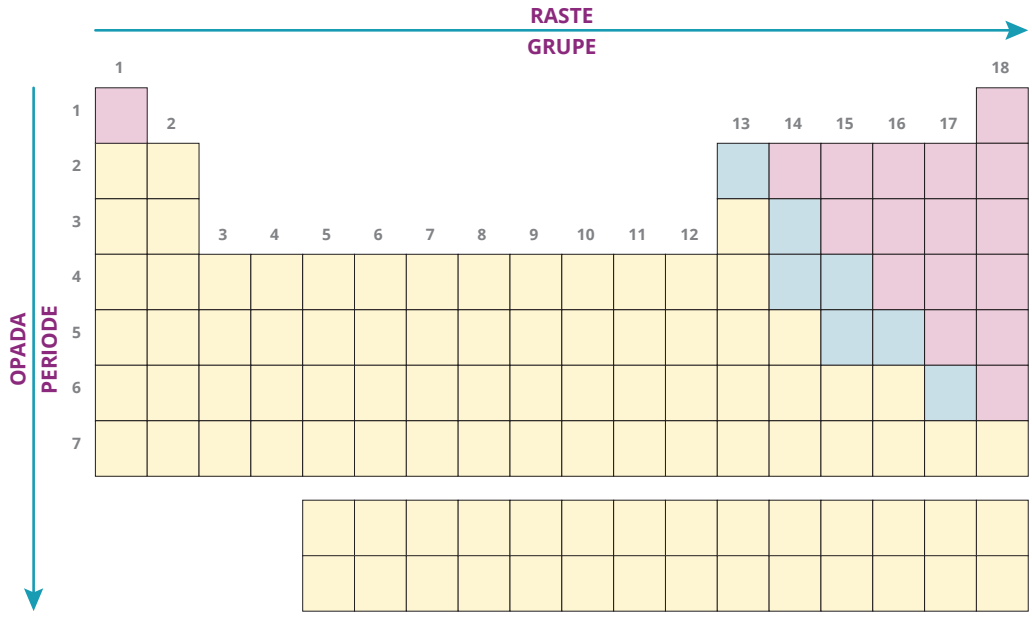
Afinitet prema elektronu (E_a) jeste težnja atoma da primi elektron i postane negativan jon.

$$X_{(g)} + 1e^- \xrightarrow{E_a} X^{1-}_{(g)}$$

Potpunu definiciju afiniteta prema elektronu učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Afinitet prema elektronu smanjuje se kroz grupu (odozgo prema dolje), jer sa povećanjem poluprečnika atoma slabe privlačne sile između jezgra i elektrona, pa se smanjuje težnja atoma da primi elektron (slika 3.24)

Afinitet prema elektronu povećava se kroz periodu (slijeva nadesno), jer su sa smanjenjem poluprečnika atoma jače privlačne sile između elektrona i jezgra, pa raste težnja atoma da primi elektron (slika 3.24).



Slika 3.24. Promjena afiniteta prema elektronu (E_a) kroz grupu i periodu

- Pažljivo pogledaj sliku. Ko ima veći afinitet prema elektronu: elemenat druge periode i 1. grupe ili elemenat druge periode i 14. grupe? Ko ima manji afinitet prema elektronu: elemenat 13. grupe i treće periode ili elemenat 13. grupe i pete periode?

Najveći afinitet prema elektronu imaju atomi elemenata 17. grupe, jer im nedostaje jedan elektron do stabilne konfiguracije plemenitih gasova. Elementi 1. grupe imaju izuzetno nizak afinitet prema elektronu, jer im je veoma teško dovesti elektrone (sedam elektrona do stabilne konfiguracije plemenitih gasova).

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 3.21.

Koji elemenat ima veći afinitet prema elektronu:

a) kalijum ili brom

b) litijum ili natrijum?

Utvrdi položaj elementa, koristeći periodni sistem elemenata.

Izrada

Koristeći periodni sistem elemenata, zaključujemo da:

a) $_{19}K$ i $_{35}Br$ elementi su koji pripadaju istoj periodi (četvrta perioda). Veći afinitet prema elektronu ima brom, jer afinitet prema elektronu raste kroz periodu (slijeva udesno).

b) $_{3}Li$ i $_{11}Na$ elementi su koji pripadaju istoj grupi (1. grupa). Veći afinitet prema elektronu ima Li, jer afinitet prema elektronu opada u grupi (odozgo naniže) sa porastom rednog broja.

Primjer 3.22.

U kojem su od navedenih nizova elementi poređani po opadajućim vrijednostima afiniteta prema elektronu?

a) $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$, $_{14}Si$, $_{15}P$,$_{16}S$, $_{17}Cl$, $_{18}Ar$

b) $_{3}Li$, $_{4}Be$, $_{5}B$, $_{6}C$, $_{7}N$, $_{8}O$, $_{9}F$, $_{10}Ne$

c) $_{3}Li$, $_{11}Na$, $_{19}K$, $_{37}Rb$, $_{55}Cs$, $_{87}Fr$

d) $_{19}K$, $_{20}Ca$, $_{31}Ga$, $_{32}Ge$, $_{33}As$, $_{34}Se$, $_{35}Br$, $_{36}Kr$

Utvrdi položaj elemenata koristeći periodni sistem elemenata.

Izrada

Koristeći periodni sistem elemenata, zaključujemo da elementi niza a) pripadaju trećoj periodi, elementi niza b) drugoj periodi, elementi niza c) 1. grupi, elementi niza d) četvrtoj periodi. Pošto afinitet prema elektronu raste kroz periodu a kroz grupu opada, to je tačan odgovor c).

PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Atom je najsitnija čestica nekog elementa koja zadržava sva hemijska svojstva tog elementa.

Atom grade različite **elementarne ili subatomske** čestice smještene u atomskom jezgru i elektronskom omotaču. Subatomske čestice u atomu su: protoni (p^+), neutroni (n^0) i elektroni (e^-).

Atomsko jezgro smješteno je u samom središtu atoma, i u njemu se nalaze **protoni (p^+) – pozitivno** naelektrisane čestice i **neutroni (n^0) – nenaelektrisane** čestice. Prostor oko atomskog jezgra je **elektronski omotač** u kojem su smješteni **elektroni (e^-) – negativno** naelektrisane čestice.

Atomski (redni) broj (*Z*) predstavlja broj protona (p^+) i jednak je broju elektrona (e^-), tako da je **atom kao cjelina elektroneutralan: $Z = N(p^+) = N(e^-)$**.

Maseni broj (*A*) jeste zbir protona (p^+) i neutrona (n^0) koji su smješteni u jezgru atoma nekog elementa: $A = N(p^+) + N(n^0)$.

Broj neutrona (n^0) računa se iz razlike masenog broja (*A*) i atomskog broja (*Z*): $N(n^0) = A - Z$.

Izotopi su atomi nekog elementa koji imaju isti atomski broj (*Z*), odnosno broj protona (p^+), a različit maseni broj (*A*), odnosno broj neutrona (n^0).

Elektroni su smješteni u elektronskom omotaču po **energetskim nivoima**. Energija energetskih nivoa raste sa udaljavanjem od atomskog jezgra ($E_1 < E_2 < E_3$...).

Postoji sedam energetskih nivoa, koji se obilježavaju brojevima: **1**, **2**, **3**, **4**, **5**, **6**, **7** ili slovima: **K**, **L**, **M**, **N**, **O**, **P**, **Q**.

Maksimalan broj elektrona (*N*) za prva četiri energetska nivoa izračunava se po formuli: $N = 2n^2$ (*n* – broj energetskog nivoa).

Kvantni brojevi opisuju položaj i energetsko stanje svakog elektrona u atomu i opšti oblik orbitala u kojima se nalaze. Postoje četiri kvantna broja: **glavni kvantni broj (*n*)**, **orbitalni (sporedni) kvantni broj (*l*)**, **magnetni kvantni broj (*m*)**, **spinski kvantni broj (m_s)**.

Atomska orbitala je trodimenzionalni prostor oko atomskog jezgra u kome je najveća vjerovatnoća nalaženja elektrona.

Atomske orbitale razlikuju se po obliku, a obilježavaju se malim latiničnim slovima: ***s***, ***p***, ***d***, ***f***.

Elektronska konfiguracija nekog atoma predstavlja raspored elektrona po orbitalama tog atoma.

Paulijev princip isključenja: u atomu ne mogu postojati dva elektrona koja imaju iste vrijednosti sva četiri kvantna broja.

Hundovo pravilo: atomske orbitale iste energije prvo se popunjavaju sa po jednim elektronom paralelnih spinova, pa tek onda dolazi do sparivanja elektrona u orbitalama.

Princip minimuma energije: popunjavanje orbitala elektronima vrši se na osnovu porasta njihove energije (prvo se popunjavaju orbitale niže energije).

Redosljed popunjavanja orbitala prema porastu energije:

1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 4f → 5d → 6p → 7s

Valentni elektroni su elektroni koji se nalaze na posljednjem energetskom nivou (**valentni nivo**).

Unutrašnji elektroni su elektroni koji se nalaze na unutrašnjim energetskim nivoima.

Periodni sistem elemenata predstavlja sistematizovanu tabelu u kojoj su elementi poređani po rastućim atomskim brojevima.

Elementi u periodnom sistemu raspoređeni su u **grupe** (vertikalni redovi, i ima ih osamnaest) i **periode** (horizontalni redovi, i ima ih sedam). Elementi iste grupe imaju isti broj valentnih elektrona i slične hemijske osobine, dok elementi iste periode imaju isti broj energetskih nivoa i različite hemijske osobine.

Elementi se klasifikuju prema fizičkim i hemijskim karakteristikama na **metale**, **nemetale** i **metaloide**.

Pozitivni joni – katjoni nastaju kada atom otpušta elektrone, dok **negativni joni – anjoni** nastaju kada atom prima elektrone.

Elementi periodnog sistema klasifikuju se na elemente ***s*-**, ***p*-**, ***d*-**, ***f*-bloka** prema rasporedu elektrona u posljednjem energetskom nivou.

Poluprečnik atoma raste unutar grupe odozgo prema dolje, a smanjuje se unutar periode slijeva nadesno.

Poluprečnik katjona manji je od poluprečnika atoma od kojeg je nastao, dok je poluprečnik anjona veći od atoma od kojeg je nastao.

Energija jonizacije (E_i) jeste energija potrebna za udaljavanje elektrona iz najvišeg energetskog nivoa atoma u gasovitom stanju. Energija jonizacije smanjuje se kroz grupu (odozgo prema dolje), a povećava kroz periodu (slijeva nadesno).

Afinitet prema elektronu (E_a) jeste energija koja se oslobađa (ili troši) pri vezivanju elektrona za neutralni atom u gasovitom stanju. Afinitet prema elektronu smanjuje se kroz grupu (odozgo prema dolje), a povećava kroz periodu (slijeva nadesno).

1. Zaokruži tačan odgovor:

a) Masa protona veća je od mase neutrona.

b) Broj elektrona jednak je broju neutrona.

c) Svi elektroni u jednom atomu imaju jednaku energiju.

d) Maseni broj elementa jednak je zbiru protona i neutrona.

e) Masa atoma skoncentrisana je u omotaču.

2. Zaokruži tačan odgovor:

a) Atomski broj jednak je broju neutrona.

b) Masa elektrona veća je od mase protona.

c) Izotopi elementa razlikuju se po broju elektrona.

d) Energija energetskih nivoa opada s udaljavanjem od atomskog jezgra.

e) Svi atomi jednog elementa imaju jednak broj elektrona.

3. Zaokruži tačan odgovor:

a) Treći energetski nivo ima slovnu oznaku N.

b) U atomskom jezgru smješteni su elektroni i neutroni.

c) Na četvrtom energetskom nivou može da se smjesti najviše 18 elektrona.

d) Atom svakog elementa sadrži protone, elektrone i neutrone.

e) Elektron na drugom energetskom nivou ima manju energiju od elektrona na četvrtom energetskom nivou.

4. Odredi broj protona, elektrona i neutrona u atomima sljedećih elemenata:

a) $^{35}_{17}Cl$

b) $^{108}_{47}Ag$

c) $^{207}_{82}Pb$

5. Koliko neutrona se nalazi u jezgrima atoma sljedećih elemenata?

a) $^{40}_{20}Ca$

b) $^{127}_{53}I$

c) $^{209}_{83}Bi$

6. Ako elemenat *X* ima atomski broj 50 i maseni broj 121, onda ima:

a) 50 protona i 50 neutrona

b) 50 protona i 71 elektron

c) 50 protona i 71 neutron

d) 71 proton i 50 elektrona

e) 71 proton i 50 neutrona.

7. Odredi redni i maseni broj elementa koji sadrži u jezgru 9 protona i 10 neutrona.

8. Napiši simbole tri izotopa sumpora koji u jezgru sadrže 16 protona i redom 16, 17, 18 neutrona.

9. Stanje atoma opisano je sljedećim vrijednostima glavnog kvantnog broja: $n = 2$, $n = 4$, $n = 3$, $n = 5$. Kojoj vrijednosti n odgovara:

a) najmanja energija elektrona

b) najveća energija elektrona?

10. Izračunaj maksimalan broj elektrona u:

a) drugom energetskom nivou

b) četvrtom energetskom nivou.

11. Zaokruži netačan odgovor:

a) Atom svakog elementa sadrži protone i elektrone.

b) Glavni kvantni broj određuje kojem energetskom nivou pripada određeni elektron.

c) Oznaka nultog podnivoa je *p*.

d) Atomske orbitale šematski se prikazuju pomoću kvadratića.

e) U *p*-orbitale može maksimalno da se smjesti šest elektrona.

12. Zaokruži netačan odgovor:

a) Magnetni kvantni broj može biti negativan.

b) *s* atomska orbitala šematski se predstavlja pomoću dva kvadratića.

c) Oznaka drugog podnivoa je *d.*

d) Drugi nivo ima dva podnivoa.

e) Spin elektrona određuje rotaciju elektrona oko sopstvene ose.

13. Odredi vrijednosti glavnog i sporednog kvantnog broja za sljedeće orbitale:

a) 3*d* b) 1*s* c) 4*f* d) 5*p*.

14. Napiši simbole orbitala koje se karakterišu sljedećim vrijednostima kvantnih brojeva:

a) $n = 2$ $l = 1$ b) $n = 1$ $l = 0$ c) $n = 3$ $l = 2$

d) $n = 4$ $l = 3$ e) $n = 3$ $l = 1$.

15. Za vrijednosti glavnog kvantnog broja $n = 3$ odredi sporedni (l), magnetni (m) i spinski kvantni broj (m_s).

16. Zaokruži tačan odgovor:

a) 4*s* atomska orbitala ima nižu energiju od 3*d* atomske orbitale.

b) Dva elektrona u atomu imaju iste vrijednosti sva četiri kvantna broja.

c) Valentni elektroni nalaze se na unutrašnjim energetskim nivoima.

d) Svaka perioda završava se elementom koji u najvišem nivou ima osam elektrona.

e) Atomi dva susjedna elementa iste grupe razlikuju se za jedan proton.

17. Zaokruži tačan odgovor:

a) Svaka perioda završava se metalom.

b) Drugi element u svakoj periodi ima dva elektrona u najvišem energetskom nivou.

c) Elementi iste grupe imaju isti broj energetskih nivoa.

d) U posljednjem energetskom nivou metali sadrže više elektrona od nemetala.

e) Elementi 17. grupe periodnog sistema elemenata zovu se još plemeniti gasovi.

18. Zaokruži netačan odgovor:

a) Pozitivni joni nastaju kada atom prima elektrone.

b) Elementi *s*-bloka imaju jedan ili dva valentna elektrona u *s*-podnivou.

c) Elementi iste grupe imaju slična hemijska svojstva.

d) Svaka perioda, osim prve, počinje metalom.

e) Elementi 15. grupe imaju pet valentnih elektrona.

19. Zaokruži tačan odgovor:

a) Broj metala i nemetala u periodnom sistemu je jednak.

b) Elementi u periodnom sistemu poređani su po rastućim atomskim masama.

c) Elementi treće periode imaju tri valentna elektrona.

d) Izraziti metali su elementi 1. i 2. grupe periodnog sistema.

e) Negativni joni nastaju kada atom otpušta elektrone.

20. Raspored elektrona po energetskim nivoima u atomima četiri elementa prikazan je u tabeli. Koji se elementi nalaze u:

a) istoj grupi

b) istoj periodi?

nivo	Elemenat 1	Elemenat 2	Elemenat 3	Elemenat 4
N				
M			1	2
L	2	1	8	8
K	2	2	2	2

21. Kod oznake $4d^5$ upiši što znači svaki dio oznake:

4 – _____

d – _____

5 – _____.

22. Šematski prikaži raspored pet elektrona u orbitalama na drugom energetskom nivou.

23. Zaokruži atomsku orbitalu koja se prva popunjava elektronima:

a) 3*p* ili 4*s*

b) 4*d* ili 5*s*

c) 4*f* ili 6*s*

24. Atom s rednim brojem 37 počinje s popunjavanjem podnivoa:

a) 4*p*

b) 4*s*

c) 3*d*

d) 5*s*

e) 3*p*

25. Elemenat sa atomskim brojem 16 ima isti broj valentnih elektrona kao elemenat sa atomskim brojem:

a) 20

b) 14

c) 34

d) 7

e) 13

26. Dat je elemenat $^{31}_{15}P$. Odredi:

a) broj protona, elektrona i neutrona koje ima atom ovog elementa

b) grupu i periodu kojoj ovaj elemenat pripada

c) broj valentnih i nesparenih elektrona

d) blok elemenata kojem pripada.

27. Utvrdi u kojoj se grupi i periodi nalaze elementi sljedećih elektronskih konfiguracija:

a) $1s^2 2s^2 2p^3$

b) $1s^2 2s\ ^2 2p^6 3s^2 3p^4$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

28. Atom nekog elementa ima konfiguraciju: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$. Utvrdi:

a) atomski broj elementa

b) periodu i grupu u kojoj se elemenat nalazi

c) broj valentnih elektrona u atomu tog elementa

d) broj nesparenih elektrona u atomu tog elementa

e) kojem bloku elemenata pripada atom tog elementa.

29. Odredi redni broj, grupu i periodu atoma elemenata koji imaju sljedeću konfiguraciju najvišeg energetskog nivoa:

a) $2s^1$

b) $3s^2\,3p^4$

c) $3s^2$

d) $4s^2\,3d^{10}\,4p^3$

30. Atom nekog elementa ima sljedeću konfiguraciju najvišeg energetskog nivoa: $5s^2\,4d^{10}\,5p^5$. Utvrdi kojem bloku elemenata pripada atom tog elementa.

31. Utvrdi kojem bloku elemenata pripada elemenat sa rednim brojem 56.

32. Napiši elektronske konfiguracije atoma sljedećih elemenata i njihovih jona:

a) kalijuma ($_{19}K$) i jona kalijuma

b) hlora ($_{17}Cl$) i jona hlora

33. Na osnovu elektronske konfiguracije $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$, zaokruži iskaz koji je tačan:

a) Atomski broj elementa je 14.

b) Atom ima šest elektrona u drugom energetskom nivou.

c) Atom postiže stabilnu konfiguraciju otpuštanjem dva elektrona.

d) Atom pripada 12. grupi.

e) Atom gradi X^{2-} jon.

34. Elemenat se nalazi u trećoj periodi i sedamnaestoj grupi. Odredi:

a) elektronsku konfiguraciju najvišeg energetskog nivoa tog elementa

b) koliko ovaj elemenat ima nivoa, podnivoa i orbitala

c) koliko se ukupno elektrona nalazi na svim *p*-podnivoima.

35. Odredi u kojoj grupi i periodi se nalazi elemenat čiji jon E^{1+} ima 10 elektrona.

36. Odredi u kojoj grupi i periodi se nalazi elemenat čiji jon X^{1-} ima 18 elektrona.

37. Jon X^{2-} ima sljedeću konfiguraciju: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Odredi koji je to elemenat, kojoj grupi i periodi pripada.

38. Jon X^{3+} nekog hemijskog elementa ima sljedeću elektronsku konfiguraciju: $1s^2\,2s^2\,2p^6$. Koji je to elemenat, kojoj grupi i periodi pripada?

39. Zaokruži netačan odgovor:

a) Katjon Na^+ je manji od atoma natrijuma.

b) Energija jonizacije opada sa porastom rednog broja u grupi.

c) Najveći afinitet prema elektronu imaju elementi 17. grupe periodnog sistema.

d) Najmanju energiju jonizacije imaju elementi 1. grupe periodnog sistema.

e) Anjon Cl^- je manji od atoma hlora.

40. Zaokruži slovo ispred niza elemenata u kojem su elementi poređani prema smanjenju prečnika atoma:

a) Ge, Se, As, Br

b) Ge, As, Se, Br

c) Ge, Ga, Ca, K

d) Si, Pb, Ge, Sn

41. Zaokruži slovo ispred niza elemenata u kojem su elementi poređani prema povećanju prečnika atoma:

a) Si, Cl, P, S

b) Si, P, S, Cl

c) Si, Al, Mg, Na

d) Si, Pb, Ge, Sn

42. Koji elemenat ima najnižu energiju jonizacije?

a) $1s^2 2s^2 2p^1$

b) $1s^2 2s^1$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

43. Koji elemenat ima najveći afinitet prema elektronu?

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

44. Utvrdi koji elemenat ima najveću energiju jonizacije:

a) $_{3}Li$

b) $_{11}Na$

c) $_{19}K$

d) $_{55}Cs$.

45. U kojem su redu elementi poređani po opadajućim energijama jonizacije?

a) Li, C, N,O

b) Li, Na, K, Rb

c) Na, Mg, Si, P

46. Koji elemenat ima veći afinitet prema elektronu?

a) fluor ili jod

b) silicijum ili hlor

c) fosfor ili sumpor

47. U kojem su redu elementi poređani po rastućim energijama jonizacije?

a) Li, C, N, O

b) Li, Na ,K, Rb

c) F, Cl, Br, I.

48. Koji od elemenata sa atomskim brojem 7, 51, 33, 15 ima:

a) najveći prečnik atoma

b) najveću energiju jonizacije

c) najveći afinitet prema elektronu?

Rješenja

1. d)

2. e)

3. e)

4. a) $^{35}_{17}Cl$ $N(p^+) = 17$ $N(e^-) = 17$ $N(n^0) = 18$

b) $^{108}_{47}Ag$ $N(p^+) = 47$ $N(e^-) = 47$ $N(n^0) = 61$

c) $^{207}_{82}Pb$ $N(p^+) = 82$ $N(e^-) = 82$ $N(n^0) = 125$

5. a) $^{40}_{20}Ca$ $N(n^0) = 20$

b) $^{127}_{53}I$ $N(n^0) = 74$

c) $^{209}_{83}Bi$ $N(n^0) = 126$

6. c)

7. $Z = 9$ $A = 19$

8. $^{32}_{16}S$ $^{33}_{16}S$ $^{34}_{16}S$

9. a) $n = 2$ b) $n = 5$

10. a) 8 b) 32

11. c)

12. b)

13. a) $n = 3$ $l = 2$ b) $n = 1$ $l = 0$ c) $n = 4$ $l = 3$ d) $n = 5$ $l = 1$

14. a) $2p$ b) $1s$ c) $3d$ d) $4f$ e) $3p$

15. $n = 3$ $l = 0, 1, 2$ $m = 0, -1, 0, +1, -2, -1, 0, +1, +2$ $m_s = \pm\frac{1}{2} \cdot 9 = 18e^-$

16. a)

17. b)

18. a)

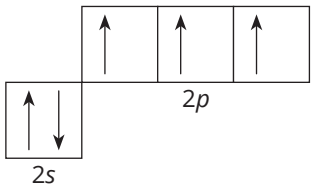
19. d)

20. a) elemenat 1 – elemenat 4; elemenat 2 – elemenat 3

b) elemenat 1 – elemenat 2; elemenat 3 – elemenat 4

21. 4 – glavni kvantni broj, *d* – podnivo, 5 – broj elektrona u podnivou

22. $2s^2$ $2p^3$



23. a) 3*p* ili 4*s* b) 4*d* ili 5*s* c) 4f ili 6*s*

24. d)

25. c)

26. a) $N(p^+) = 15$ $N(e^-) = 15$ $N(n^0) = 16$

b) treća perioda, 15. grupa

c) broj valentnih elektrona = 5, broj nesparenih elektrona = 3

d) *p*-blok

27. a) druga perioda, 15. grupa

b) treća perioda, 16. grupa

c) četvrta perioda, 13. grupa

d) peta perioda, 1. grupa

28. a) $Z = 19$

b) četvrta perioda, 1. grupa

c) broj valentnih elektrona = 1

d) broj nesparenih elektrona = 1

e) *s*-blok

29. a) $Z = 3$ druga perioda, 1. grupa

b) $Z = 16$ treća perioda, 16. grupa

c) $Z = 12$ treća perioda, 2. grupa

d) $Z = 33$ četvrta perioda, 15. grupa

30. *p*-blok

31. *s*-blok

32. a) $_{19}K$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ K^{1+} $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

b) $_{17}Cl$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ Cl^{1-} $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

33. c)

34. a) $3s^2\ 3p^5$

b) tri nivoa, pet podnivoa, devet orbitala

c) 11 elektrona

35. treća perioda, 1. grupa

36. treća perioda, 17. grupa

37. $Z = 16$ (S) treća perioda, 16. grupa

38. Z = 13 (Al) treća perioda, 13. grupa

39. e)

40. b)

41. c)

42. c)

43. b)

44. a)

45. b)

46. a) fluor b) hlor c) sumpor

47. a)

48. a) Z = 51 b) Z = 7 c) Z = 7

„Kap vode koja padne na usijano gvožđe, ispariće;
ista kap ako padne na lotosov cvijet blistaće kao perla,
a ako padne na školjku, postaće biser.
Tako čovjek postaje ono sa čim se udružuje.“

Indijska poslovica

4 HEMIJSKE VEZE

U OVOM POGLAVLJU NAUČIĆEŠ DA:

- objasniš hemijske veze u molekulima elemenata i jedinjenja na osnovu njihovih fizičko-hemijskih karakteristika
- odrediš tip veze u molekulu
- prikažeš šematski i grafički hemijske veze u molekulu
- izračunaš energiju veze u molekulu

RAZMISLI I ODGOVORI

1. Kada razmišljaš o vezi, vjerovatno prvo pomisliš na veze među ljudima. Poput ljudi, i atomi se vezuju, i to hemijskim vezama. Primjenom tehnike oluja ideja, napiši pojmove koje možeš da povežeš sa dosadašnjim znanjem o hemijskim vezama.
2. Na osnovu podataka iz periodnog sistema elemenata, možeš li pretpostaviti koja je hemijska veza u molekulu kuhinjske soli NaCl? Koja bi veza bila u „graditeljima“ ove soli?
3. Za pripremu čajnih keksića potrebno je brašno, šećer, mlijeko, jaja i korica limuna. Mlijeko i jaja kao mokri sastojci izazivaju lijepljenje suvih sastojaka. Od pripremljene smjese oblikujemo keksiće pomoću modlica i pečemo u pećnici. Poput sastojaka za keksiće, i atomi mogu da se spoje u različite molekule. Što dovodi do „lijepljenja“ atoma u molekulima?

Na nastavi istorije naučio/naučila si da se društvo gradilo vjekovima – interesnim, emotivnim i nekim drugim međusobnim vezama. Na časovima biologije naučio/naučila si da se čovjek razvijao živeći u prirodi i s prirodom. Ipak, sav živi i neživi svijet posljedica su neke drukčije povezanosti – povezanosti atoma, jona i molekula. O kakvim je vezama riječ i kako one oblikuju svijet, otkrićeš u ovom poglavlju.

4.1. Vrste hemijskih veza

Ključni pojmovi

- hemijske veze
- jonska veza
- kovalentna veza
- metalna veza
- vodonična veza
- Luisov simbol

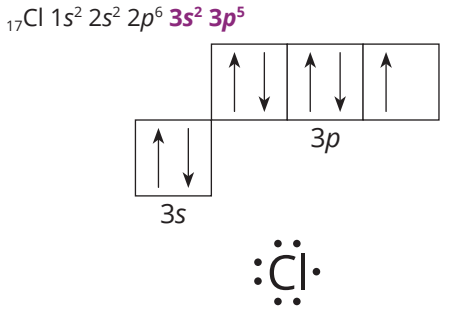
U drugom poglavlju naučio/naučila si da je elementarna supstanca građena iz atoma iste vrste, dok atomi različitih elemenata grade hemijska jedinjenja. Međudjelovanje atoma u molekulima elementarnih supstanci, odnosno atoma i jona u hemijskim jedinjenjima, naziva se hemijsko vezivanje. Radi boljeg razumijevanja povezanosti strukture i svojstava supstanci, u ovom poglavlju upoznaćeš neke načine povezivanja atoma u zavisnosti od njihovih osobina: jonsko, kovalentno, metalno vezivanje i vodoničnu vezu.

Teorije o hemijskim vezama nastale su vjekovima unazad. Jednu od prvih teorija razvio je rimski pjesnik i filozof Lukrecije (Titus Lucretius Carus, otprilike 100. p. n. e.). U svom djelu *O prirodi* (De rerum natura), opisao je atome kao male loptice s dodacima nalik na kukice. Prema Lukreciju, atomi su se međusobno kombinovali kada bi se kukice dva susjedna atoma zaplele.

Hemijske veze predstavljaju način na koji su atomi međusobno povezani u molekulu.

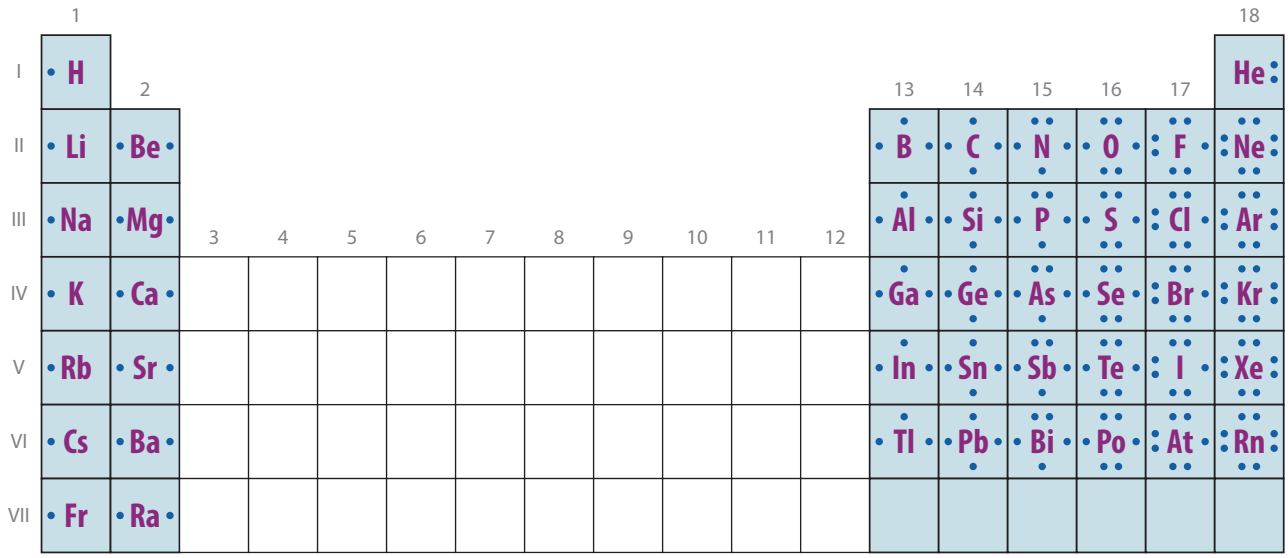
Atomi elemenata povezuju se kako bi postigli stabilnu elektronsku konfiguraciju sebi najbližeg plemenitog gasa – dublet ili oktet. Takva konfiguracija čini ih stabilnim, jer je to stanje s najnižom energijom.

Povezivanje atoma možemo prikazati pomoću Luisovih (Lewis) simbola. U Luisovom simbolu hemijski simbol predstavlja jezgro i unutrašnje elektrone, dok tačke predstavljaju valentne elektrone (slika 4.1).



Slika 4.1. Luisov simbol atoma hlora

Luisovi simboli elemenata *s*-bloka i *p*-bloka dati su na slici 4.2.



Slika 4.2. Luisovi simboli elemenata s-bloka i p-bloka

4.2. Jonska veza

Ključni pojmovi

- jonska jedinjenja
- jonska veza
- joni

Jonska jedinjenja građena su iz jona. U prethodnom poglavlju naučio/naučila si da su joni naelektrisane čestice i mogu biti pozitivno naelektrisane čestice (katjoni) i negativno naelektrisane čestice (anjoni). Naučio/naučila si i da metale karakteriše mala energija jonizacije, kao i mali afinitet prema elektronu. Zato atomi metala lako otpuštaju elektrone i tom prilikom postaju pozitivni joni – katjoni. Koliko elektrona atom otpusti, toliko mu je pozitivno naelektrisanje. Takođe, nemetale karakteriše velika energija jonizacije i velik afinitet prema elektronu. Zato atomi nemetala lako primaju elektrone i tom prilikom postaju negativni joni – anjoni. Koliko elektrona atom primi, toliko mu je negativno naelektrisanje.

Jonska veza nastaje između metala i nemetala primopredajom elektrona.

Broj otpuštenih i primljenih elektrona zavisi od broja elektrona na valentnom nivou. Nastali joni se elektrostatički privlače i nastaje jonska veza.

Jonska veza predstavlja silu privlačenja između suprotno naelektrisanih jona, pri čemu nastaju čvrsta jonska jedinjenja.

Ilustrativan je primjer nastanka jonske veze u molekulu natrijum-hlorida (NaCl).

Je li ti poznato da je natrijum-hlorid (kuhinjska so) supstanca zbog koje se ratovalo, selili narodi, razvijala carstva i kulture? U srednjem vijeku bila je toliko skupa da su je nazivali bijelim zlatom. Do početka 20. vijeka so je bila platno sredstvo u današnjoj Etiopiji. U Mrtvom moru koncentracija soli je toliko velika da možeš da sjediš na vodi.

Atom natrijuma nalazi se u 1. grupi periodnog sistema elemenata (izraziti metal). Stabilnu konfiguraciju sebi najbližeg plemenitog gasa (neona Ne) postiže otpuštajući jedan elektron iz valentnog nivoa, i tom prilikom postaje pozitivan jon Na^+.

$$_{11}Na\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^1} \qquad Na \xrightarrow{-1\ e^-} Na^+\ (Ne\ 1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^6})$$

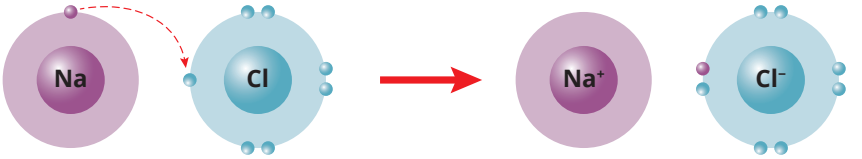
Atom hlora nalazi se u 17. grupi periodnog sistema elemenata (izraziti nemetal). Stabilnu konfiguraciju sebi najbližeg plemenitog gasa (argona, Ar) postiže primajući jedan elektron u valentnom nivou, i tom prilikom postaje negativan jon Cl^-.

$$_{17}Cl\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^5} \qquad Cl \xrightarrow{+1\ e^-} Cl^-\ (Ar\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^6})$$

Veza između atoma natrijuma (metal) i hlora (nemetal) jeste jonska veza koja nastaje tako što atom natrijuma predaje elektron atomu hlora (slika 4.3).

Animaciju *Jonsko vezivanje* možeš pogledati na linku:

https://images.app.goo.gl/yziaDBeaoo8YFFna9

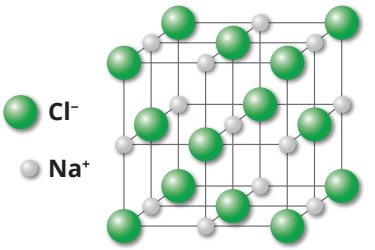


Slika 4.3. Prikaz primopredaje elektrona između atoma natrijuma i hlora

Nastali joni međusobno se privlače elektrostatičkim privlačnim silama i nastaje jonsko jedinjenje – natrijum-hlorid (NaCl).

Šematski prikaz nastajanja jonske veze pomoću Luisovih simbola i formula:

Kristali natrijum-hlorida (kao i sva druga jonska jedinjenja) imaju jonsku kristalnu rešetku koja se sastoji od veoma pravilno raspoređenih Na^+ i Cl^- jona (slika 4.4)



Slika 4.4. Model jonske kristalne rešetke natrijum-hlorida (kocka)

- Prouči građu natrijum-hlorida na slici. Sa koliko je katjona okružen svaki jon Cl^-, a sa koliko anjona svaki jon Na^+?

Kristalne sisteme detaljno učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 4.1.

Utvrdi koja je veza u natrijum-sulfidu (Na_2S). Prikaži pomoću Luisovih simbola i formula obrazovanje hemijske veze u natrijum-sulfidu (Na_2S).

Izrada

Najprije ćemo napisati elektronske konfiguracije atoma elemenata koji grade ovo jedinjenje.

Elektronska konfiguracija atoma natrijuma je:

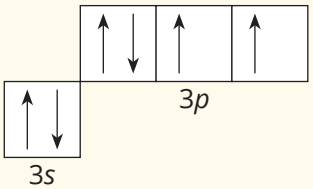
$$_{11}Na\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^1}$$

Na osnovu elektronske konfiguracije zaključujemo da je natrijum elemenat 1. grupe periodnog sistema elemenata, odnosno izraziti metal. Stabilnu konfiguraciju (oktet) postiže otpuštajući jedan elektron iz valentnog nivoa, i tom prilikom postaje pozitivan jon Na^+.

$$Na \xrightarrow{-1\ e^-} Na^+\ (Ne\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6)$$

Elektronska konfiguracija atoma sumpora je:

$$_{16}S\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^4}$$



Na osnovu elektronske konfiguracije zaključujemo da je sumpor elemenat 16. grupe periodnog sistema elemenata, odnosno nemetal. Stabilnu konfiguraciju (oktet) postiže primajući dva elektrona u valentnom nivou, i tom prilikom postaje negativan jon S^{2-}.

$$S \xrightarrow{+2\ e^-} S^{2-}\ (Ar\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6)$$

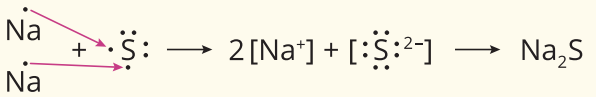
Zaključujemo da je veza u natrijum-sulfidu (Na_2S) jonska veza, kao veza između atoma natrijuma (metal) i sumpora (nemetal).

Atom sumpora prima dva elektrona koja su otpustila dva atoma natrijuma.

$$2\ Na \xrightarrow{-2\ e^-} 2\ Na^+$$

$$S \xrightarrow{+2\ e^-} S^{2-}$$

Šematski prikaz nastajanja jonske veze u molekulu natrijum-sulfida (Na_2S):



4.3. Kovalentna veza

Ključni pojmovi

- kovalentna veza
- zajednički elektronski par
- valentna crtica
- nepolarna kovalentna veza
- polarna kovalentna, jednostruka, dvostruka i trostruka veza
- σ (sigma) i π (pi) hemijska veza
- elektronegativnost
- kovalentni poluprečnik
- dužina kovalentne veza
- energija veze

Kovalentna veza nastaje kao rezultat težnje atoma da izgradnjom zajedničkih elektronskih parova postignu stabilnu konfiguraciju najbližeg plemenitog gasa (dublet ili oktet).

Zajednički (vezivni) elektronski par je par elektrona zajednički za oba jezgra atoma između kojih se uspostavlja kovalentna veza. U izgradnji zajedničkog elektronskog para učestvuju nespareni valentni elektroni. Ostali valentni elektroni koji su u paru ne učestvuju u stvaranju veze, pa se zovu **nevezivni (nepodijeljeni) elektronski parovi**. U strukturnim formulama zajednički elektronski par prikazuje se **crticom**.

Kovalentna veza je veza između istih ili različitih atoma nemetala, nastala izgradnjom zajedničkih elektronskih parova između atoma.

Kovalentna veza može biti:

- **nepolarna kovalentna veza** – veza između atoma nemetala iste vrste u molekulima elemenata (H_2, O_2, N_2, Cl_2, F_2, Br_2, I_2...), u kojima atomi jednako snažno privlače, odnosno podjednako dijele zajednički elektronski par,
- **polarna kovalentna veza** – veza između atoma nemetala različite vrste u molekulima jedinjenja (HF, HCl, H_2O, NH_3...) u kojima atomi nejednako privlače zajednički elektronski par.

Prema Luisovoj oktetnoj teoriji, kovalentna veza uspostavlja se tako što elementi postižu stabilni dublet ili oktet u svojim valentnim nivoima stvaranjem zajedničkih elektronskih parova koji pripadaju sada i jednom i drugom atomu.

Prema broju zajedničkih elektronskih parova, kovalentna veza može biti:

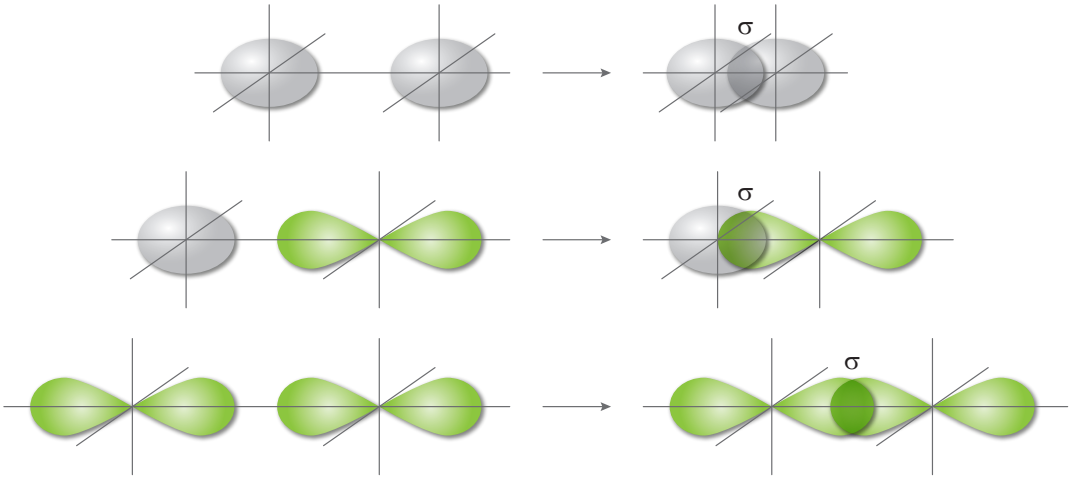
- **jednostruka** (jedan zajednički elektronski par ili jedna valentna crtica —),
- **dvostruka** (dva zajednička elektronska para ili dvije valentne crtice =),
- **trostruka** (tri zajednička elektronska para ili tri valentne crtice ≡).

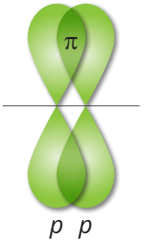
Luisovu oktetnu teoriju detaljno učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Po **teoriji valentne veze**, kovalentna veza objašnjava se preklapanjem atomskih orbitala iz posljednjeg energetskog nivoa koje imaju nesparene elektrone.

- **σ (sigma) hemijska veza** (slika 4.5) nastaje direktnim preklapanjem *s* – *s*, *s* – *p* i *p* – *p* atomskih orbitala duž ose koja spaja jezgra oba atoma koji grade vezu (čeono preklapanje). Veza je velike jačine, to je primarna veza i teško se raskida.
- **π (pi) hemijska veza** (slika 4.5) nastaje bočnim preklapanjem *p* atomskih orbitala. Veza je nestabilna, nastaje pošto se nagradi σ (sigma) veza, pa je to sekundarna veza koja se kao slabija prva raskida.

Ako su dva atoma vezana jednostrukom vezom, veza između njih uvijek je *sigma* – **σ**, a ako su vezana dvostrukom i trostrukom, samo jedna veza je *sigma* – **σ**, a ostale su *pi* – **π**.





Slika 4.5. Nastajanje σ (sigma) i π (pi) hemijske veze

Teoriju valentne veze detaljno učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Polarne veze možemo razlikovati od nepolarnih veza na osnovu poznavanja vrijednosti elektronegativnosti atoma elemenata.

Elektronegativnost je sposobnost atoma nekog elementa da privuče zajednički elektronski par bliže sebi u odnosu na atom s kojim dijeli taj zajednički elektronski par.

Što je neki atom elektronegativniji, to on jače privlači elektrone zajedničkog elektronskog para bliže sebi.

Vrijednosti elektronegativnosti nekih elemenata periodnog sistema elemenata prikazane su u tabeli 4.1.

Tabela 4.1. Vrijednosti elektronegativnosti nekih elemenata periodnog sistema elemenata

< 1.0 | 1.0 – 1.4 | 1.5 – 1.9 | 2.0 – 2.4 | 2.5 – 2.9 | 3.0 – 4.0

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
I	H 2.1																
II	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
III	Na 1.0	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
IV	K 0.9	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.4	V 1.5	Cr 1.6	Mn 1.6	Fe 1.7	Co 1.7	Ni 1.8	Cu 1.8	Zn 1.6	Ga 1.7	Ge 1.9	As 2.1	Se 2.4	Br 2.8
V	Rb 0.9	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.3	Nb 1.5	Mo 1.6	Tc 1.7	Ru 1.8	Rh 1.8	Pd 1.8	Ag 1.6	Cd 1.6	In 1.6	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
VI	Cs 0.8	Ba 1.0	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.4	W 1.5	Re 1.7	Os 1.9	Ir 1.9	Pt 1.8	Au 1.9	Hg 1.7	Tl 1.6	Pb 1.7	Bi 1.8	Po 1.9	At 2.1
VII	Fr 0.8	Ra 1.0	Ac 1.1														

▶ Prouči podatke u tabeli. Uoči kako se mijenja elekronegativnost elemenata u grupi i periodi sa porastom atomskog broja. Koji atom ima najveći a koji najmanji koeficijent elektronegativnosti? Gdje se u periodnom sistemu elemenata nalaze atomi elemenata sa najvećom, a gdje oni sa najmanjom vrijednošću koeficijenata elektronegativnosti?

Elektronegativnost opada u grupi, a raste u periodi sa povećanjem atomskog broja.

Na osnovu razlike vrijednosti koeficijenata elektronegativnosti ($\Delta\chi$) atoma koji grade molekul (od većeg broja potrebno je oduzeti manji), možemo procijeniti tip hemijske veze koja postoji u datoj supstanci.

Kada je:

$\Delta\chi = \chi_A - \chi_B > 1{,}9$ jonska veza

$\Delta\chi = \chi_A - \chi_B < 1{,}9$ polarna kovalentna veza

$\Delta\chi = \chi_A - \chi_B = 0$ nepolarna kovalentna veza

Primjer riješenog zadatka

Primjer 4.2.

Na osnovu brojne vrijednosti koeficijenta elektronegativnosti atoma, utvrdi tip veze u jedinjenjima NaCl, HCl, N_2.

$\chi_{Na} = 0{,}9$, $\chi_{Cl} = 3{,}0$

$\chi_H = 2{,}1$, $\chi_N = 3{,}0$

Izrada

Na osnovu razlike $\Delta\chi$ zaključujemo da u jedinjenju NaCl postoji jonska veza ($\Delta\chi = 3{,}0 - 0{,}9 = 2{,}1 > 1{,}9$), u jedinjenju HCl postoji polarna kovalentna veza ($\Delta\chi = 3{,}0 - 2{,}1 = 0{,}9 < 1{,}9$), u molekulu N_2 postoji nepolarna kovalentna veza ($\Delta\chi = 3{,}0 - 3{,}0 = 0$).

4.3.1. Nepolarna kovalentna veza

U daljem tekstu dati su ilustrativni primjeri nastanka nepolarne kovalentne veze.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 4.3.

Odredi tip hemijske veze koja je ostvarena u molekulu vodonika H_2.

Izrada

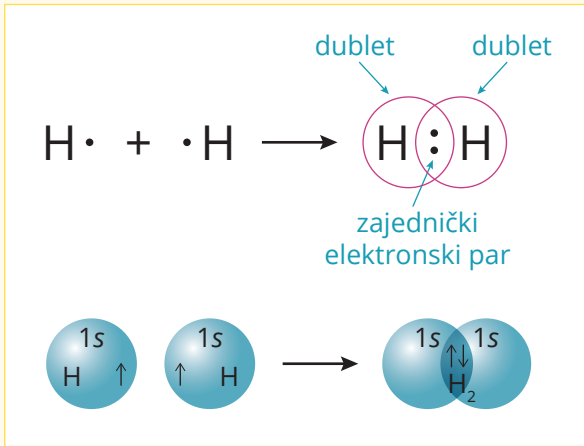
Najprije ćemo napisati elektronsku konfiguraciju atoma koji gradi ovaj molekul.

Elektronska konfiguracija atoma vodonika je:

$_1H$ $1s^1$

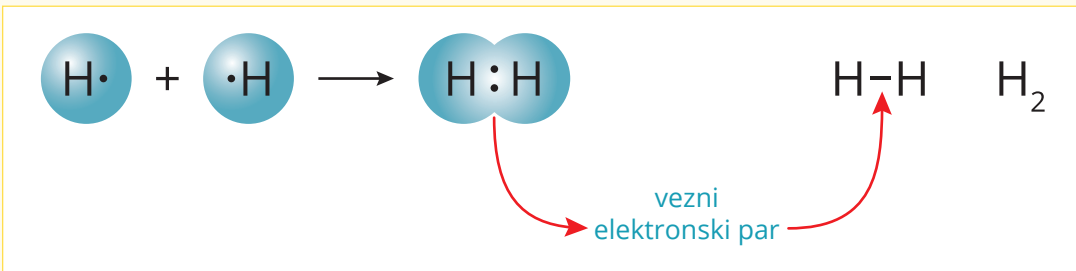
$1s$

Atom vodonika je nemetal. Zaključujemo da je veza između dva atoma vodonika u molekulu vodonika nepolarna kovalentna veza (veza između atoma nemetala iste vrste). Da bi postigla stabilnu konfiguraciju (dublet), dva atoma vodonika grade zajednički elektronski par (udružuju nesparene elektrone), koji podjednako pripada i jednom i drugom atomu vodonika jer su atomi iste elektronegativnosti (χ_H=2,1), pa je razlika elektronegativnosti $\Delta\chi$ = 2,1 – 2,1 = 0 (slika 4.6).



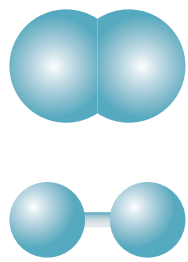
Slika 4.6. Šematski prikaz nastajanja zajedničkog elektronskog para u molekulu vodonika

Atomi vodonika dijele jedan elektronski par – kovalentna veza je **jednostruka** (slika 4.7).



Slika 4.7. Šematski prikaz nastajanja jednostruke kovalentne veze u molekulu vodonika

Model molekula vodonika može se prikazati kalotnim modelom i modelom kuglica–štapić (slika 4.8).



a) kalotni model

b) model kuglica–štapić

Slika 4.8. Modeli molekula vodonika

Kalotni model je trodimenzionalni prikaz strukture molekula koji omogućava uvid u prostorni raspored atoma u molekulu i približan oblik molekula. U modelu kuglica–štapić atomi su prikazani kuglicama i povezani štapićima koji predstavljaju kovalentne veze među njima.

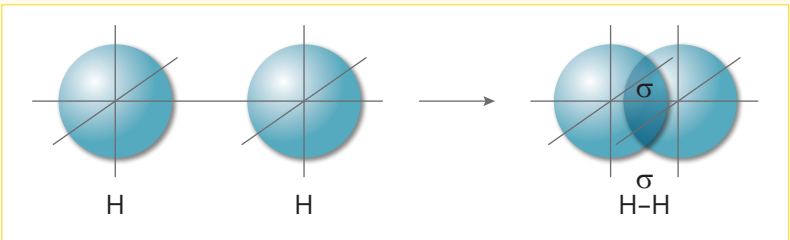
Primjer 4.4.

Grafički prikaži nastajanje hemijske veze u molekulu vodonika.

Izrada

Elektronska konfiguracija atoma vodonika data je u primjeru 4.3.

Grafički se prikazuje atomska orbitala atoma vodonika s nesparenim elektronom (*s* atomska orbitala). Direktnim preklapanjem (preklapanje duž ose koja spaja jezgra oba atoma) atomskih orbitala (*s*–*s*) dva atoma vodonika u molekulu vodonika nastaje σ-veza (slika 4.9).



Slika 4.9. Grafički prikaz nastajanje σ-veze preklapanjem atomskih orbitala (*s*–*s*) u molekulu vodonika

Primjer 4.5.

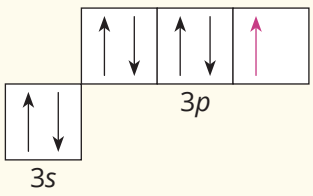
Odredi tip hemijske veze u molekulu hlora (Cl_2).

Izrada

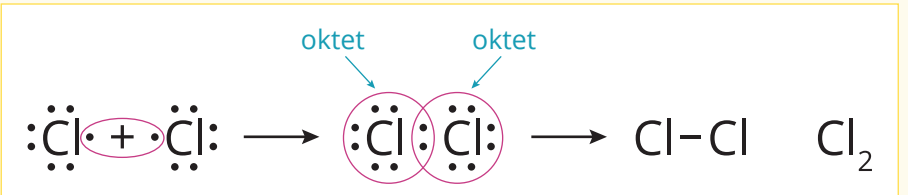
Najprije ćemo napisati elektronsku konfiguraciju atoma koji gradi ovaj molekul.

Elektronska konfiguracija atoma hlora je:

$$_{17}Cl\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^5}$$



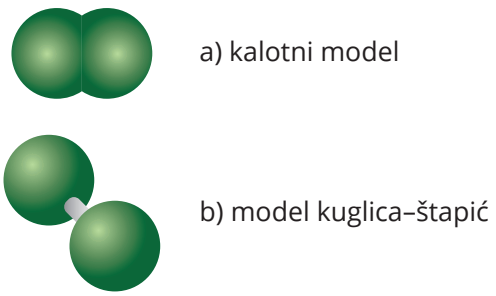
Atom hlora pripada 17. grupi periodnog sistema elemenata (nemetal). Zaključujemo da je veza između dva atoma hlora u molekulu hlora nepolarna kovalentna veza. Da bi postigla stabilnu konfiguraciju (oktet), dva atoma hlora grade zajednički elektronski par (udružuju nesparene elektrone), koji podjednako pripada i jednom i drugom atomu hlora. Atomi hlora dijele jedan elektronski par – kovalentna veza je **jednostruka** (slika 4.10).



Slika 4.10. Šematski prikaz nastajanja zajedničkog elektronskog para i jednostruke kovalentne veze u molekulu hlora

▶ Prouči šemu. Luisovim simbolima prikaži povezivanje dva atoma fluora. Da li će svi valentni elektroni pojedinih atoma fluora učestvovati u stvaranju veze? Da li je nastala veza u molekulu fluora jednostruka ili višestruka?

Model molekula hlora može se prikazati kalotnim modelom i modelom kuglica–štapić (slika 4.11)



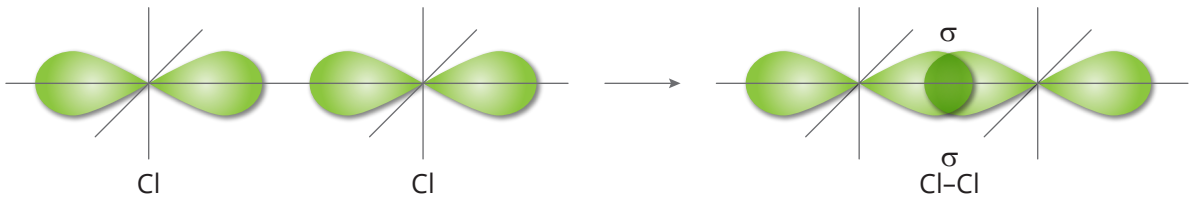
Slika 4.11. Modeli molekula hlora

Primjer 4.6.

Grafički prikaži nastajanje hemijske veze u molekulu hlora.

Izrada

Elektronska konfiguracija atoma hlora data je u primjeru 4.5. Grafički se prikazuje atomska orbitala atoma hlora sa nesparenim elektronom (*p* atomska orbitala). Direktnim preklapanjem atomskih orbitala (*p*–*p*) dva atoma hlora, u molekulu hlora nastaje σ-veza (slika 4.12).



Slika 4.12. Grafički prikaz nastajanja σ-veze direktnim preklapanjem *p* atomskih orbitala u molekulu hlora

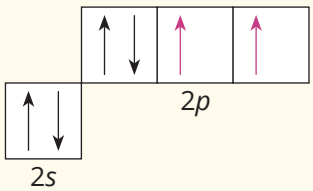
Primjer 4.7.

Odredi tip hemijske veze u molekulu kiseonika (O_2).

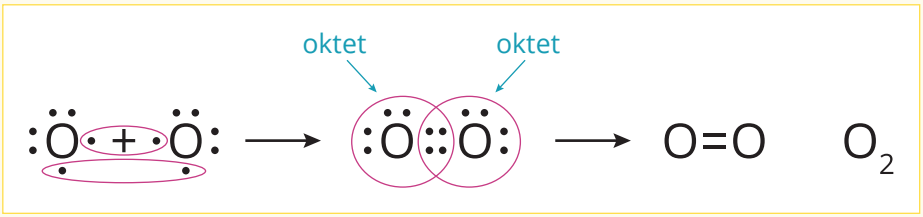
Izrada

Najprije ćemo napisati elektronsku konfiguraciju atoma koji gradi ovaj molekul.
Elektronska konfiguracija atoma kiseonika je:

$_8O$ $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^4}$



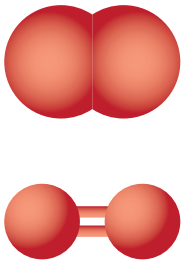
Atom kiseonika pripada 16. grupi periodnog sistema elemenata (nemetal). Veza između dva atoma kiseonika u molekulu kiseonika jeste nepolarna kovalentna veza. Da bi postigla stabilnu konfiguraciju (oktet), dva atoma kiseonika grade zajedničke elektronske parove (udružuju nesparene elektrone), koji podjednako pripadaju i jednom i drugom atomu kiseonika. U molekulu kiseonika, pomoću dva zajednička elektronska para, **gradi se dvostruka kovalentna veza** (slika 4.13). Dvostruku vezu čini jedna **σ** (sigma) i jedna **π** (pi) veza.



Slika 4.13. Šematski prikaz nastajanja zajedničkih elektronskih parova i dvostruke veze u molekulu kiseonika

▶ Koliko je vezivnih a koliko nevezivnih parova u molekulu kiseonika?

Model molekula kiseonika može se prikazati kalotnim modelom i modelom kuglica–štapić (slika 4.14)



a) kalotni model

b) model kuglica–štapić

Slika 4.14. Modeli molekula kiseonika

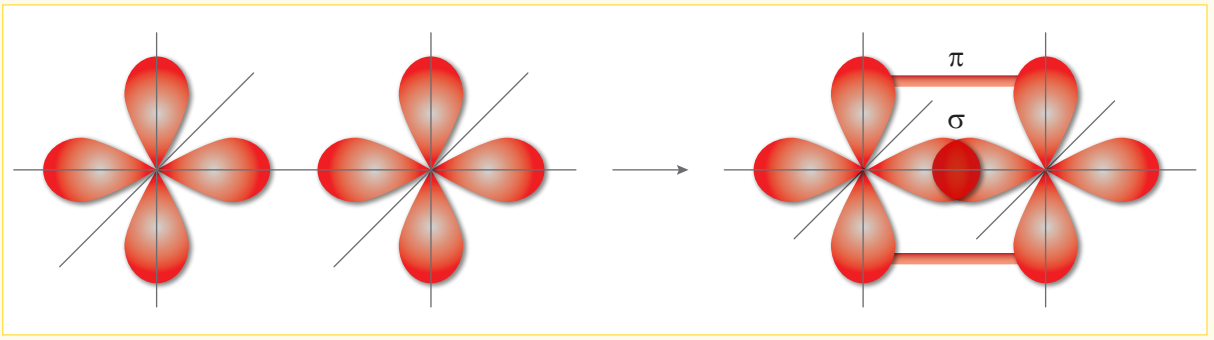
Primjer 4.8.

Grafički prikaži nastajanje hemijske veze u molekulu kiseonika.

Izrada

Elektronska konfiguracija atoma kiseonika data je u primjeru 4.7.

Grafički se prikazuju atomske orbitale atoma kiseonika s nesparenim elektronima (dvije *p* atomske orbitale). Preklapanjem *p* atomskih orbitala (*p*–*p*) dva atoma kiseonika, u molekulu kiseonika nastaje jedna σ-veza (direktno preklapanje, duž ose koja spaja jezgra oba atoma) i jedna π-veza (bočno preklapanje) (slika 4.15).



Slika 4.15. Grafički prikaz nastajanja σ-veze direktnim i π-veze bočnim preklapanjem *p* atomskih orbitala u molekulu kiseonika

Primjer 4.9.

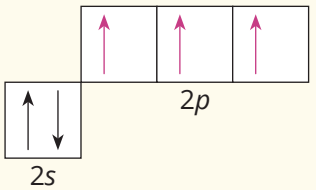
Odredi tip hemijske veze u molekulu azota (N_2).

Izrada

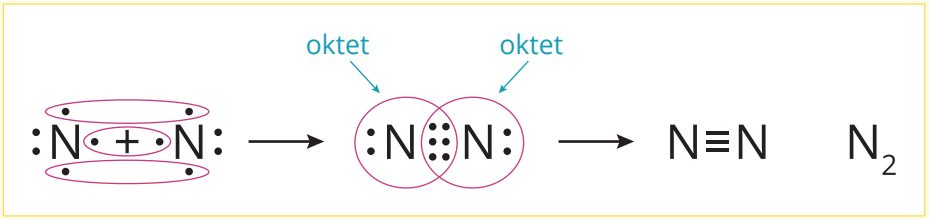
Najprije ćemo napisati elektronsku konfiguraciju atoma koji gradi ovaj molekul.

Elektronska konfiguracija atoma azota je:

$_7N$ $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^3}$



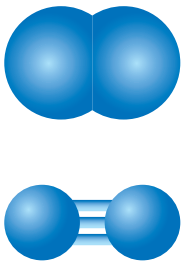
Atom azota pripada 15. grupi periodnog sistema elemenata (nemetal). Veza između dva atoma azota u molekulu azota jeste nepolarna kovalentna veza. Da bi postigla stabilnu konfiguraciju (oktet), dva atoma azota grade zajedničke elektronske parove (udružuju nesparene elektrone), koji podjednako pripadaju i jednom i drugom atomu azota. U molekulu azota se pomoću tri zajednička elektronska para **gradi trostruka kovalentna veza** (slika 4.16). Trostruku vezu čini jedna **σ** (sigma) i dvije **π** (pi) veze.



Slika 4.16. Šematski prikaz nastajanja zajedničkih elektronskih parova i trostruke veze u molekulu azota

▶ Koliko je vezivnih a koliko nevezivnih parova u molekulu azota?

Model molekula azota može se prikazati kalotnim modelom i modelom kuglica-štapić (slika 4.17).



a) kalotni model

b) model kuglica–štapić

Slika 4.17. Modeli molekula azota

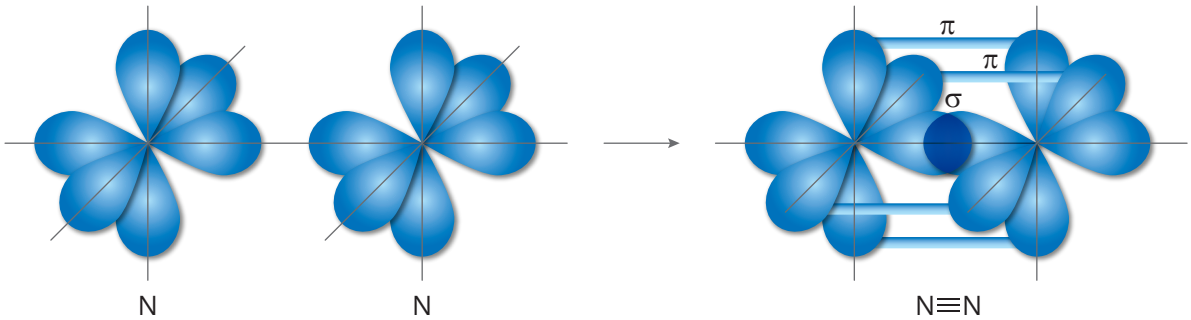
Primjer 4.10.

Grafički prikaži nastajanje hemijske veze u molekulu azota.

Izrada

Elektronska konfiguracija atoma azota data je u primjeru 4.9.

Grafički se prikazuju atomske orbitale atoma azota s nesparenim elektronima (tri *p* atomske orbitale). Direktnim i bočnim preklapanjem *p* atomskih orbitala (*p*–*p*) dva atoma azota u molekulu azota nastaje jedna σ-veza i dvije π-veze (slika 4.18).



Slika 4.18. Grafički prikaz nastajanja σ-veze direktnim i π-veza bočnim preklapanjem *p* atomskih orbitala u molekulu azota

4.3.2. Polarna kovalentna veza

U daljem tekstu dati su ilustrativni primjeri nastanka polarne kovalentne veze.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 4.11.

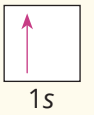
Odredi tip hemijske veze u molekulu hlorovodonika (HCl).

Izrada

Najprije ćemo napisati elektronske konfiguracije atoma koji grade ovaj molekul.

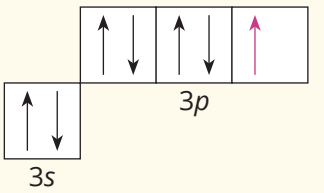
Elektronska konfiguracija atoma vodonika je:

$_{1}H$ $\mathbf{1s^1}$



Elektronska konfiguracija atoma hlora je:

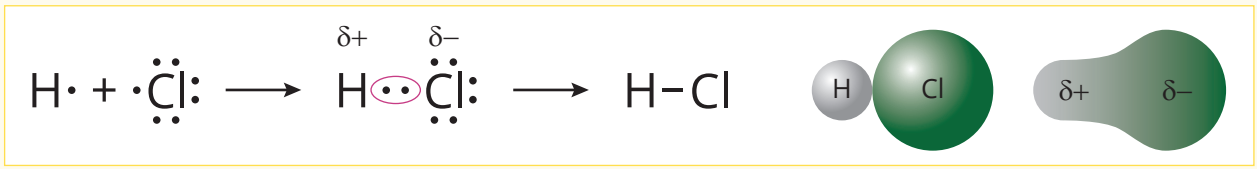
$_{17}Cl$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^5}$



Atom vodonika i atom hlora (17. grupa periodnog sistema elemenata) jesu nemetali. Zaključujemo da je veza između atoma vodonika i hlora u molekulu hlorovodonika polarna kovalentna veza (veza između atoma nemetala različite vrste). Da bi postigli stabilnu konfiguraciju, atom vodonika (dublet) i atom hlora (oktet) grade zajednički elektronski par (udružuju nesparene elektrone), odnosno dijele jedan elektronski par – kovalentna veza je **jednostruka**.

U molekulu hlorovodonika HCl zajednički elektronski par ne pripada podjednako jednom i drugom atomu, jer atomi se razlikuju u elektronegativnosti. Iz tabele 4.1. vidi se da atom hlora ima veći koeficijent elektronegativnosti (3,0) u odnosu na vodonik (2,1), pa će jače privlačiti zajednički elektronski par. U okolini atoma hlora veća je gustina elektronskog oblaka, i na tom kraju postoji djelimično negativno naelektrisanje (obilježava se grčkim slovom delta, δ^-). Na suprotnom kraju molekula, oko jezgra vodonika smanjena je gustina

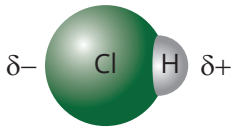
elektronskog oblaka, pa postoji djelimično pozitivno naelektrisanje (δ+). U ovom molekulu postoje dva električna pola – pozitivni i negativni. Takvi molekuli su dipoli, a kovalentna veza u njima je **polarna kovalentna veza** (slika 4.19).



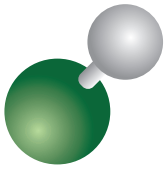
Slika 4.19. Šematski prikaz nastajanja zajedničkog elektronskog para i polova u molekulu hlorovodonika

▶ Prouči šemu. Luisovim simbolima prikaži povezivanje atoma vodonika i joda u molekulu jodovodonika (HI).

Model molekula hlorovodonika može se prikazati kalotnim modelom i modelom kuglica–štapić (slika 4.20).



a) kalotni model



b) model kuglica–štapić

Slika 4.20. Model molekula hlorovodonika

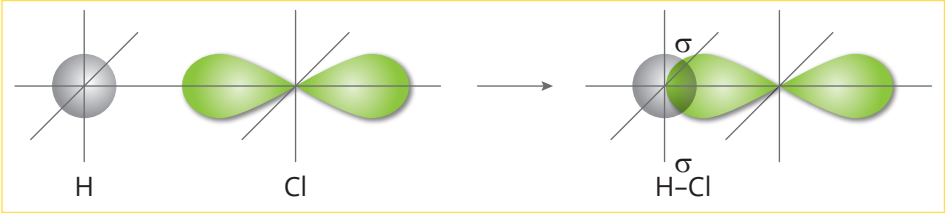
Primjer 4.12.

Grafički prikaži nastajanje hemijske veze u molekulu hlorovodonika (HCl).

Izrada

Elektronska konfiguracija atoma vodonika i hlora data je u primjeru 4.11.

Grafički se prikazuju atomske orbitale atoma vodonika i atoma hlora sa nesparenim elektronima (*s* i *p* atomska orbitala). Direktnim preklapanjem *s* i *p* atomske orbitale (*s*–*p*) atoma vodonika i hlora, u molekulu hlorovodonika nastaje σ-veza (slika 4.21).



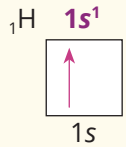
Slika 4.21. Grafički prikaz nastajanje σ-veze direktnim preklapanjem *s* i *p* atomske orbitale u molekulu hlorovodonika

Primjer 4.13.

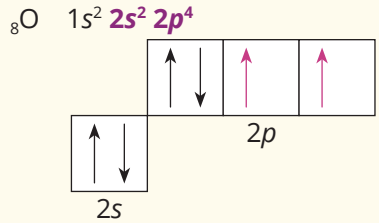
Odredi tip hemijske veze u molekulu vode (H_2O).

Izrada

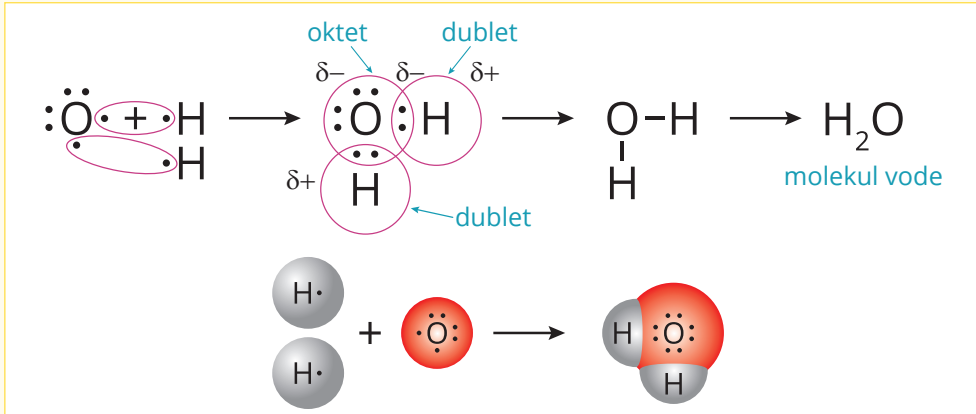
Najprije ćemo napisati elektronske konfiguracije atoma koji grade ovaj molekul. Elektronska konfiguracija atoma vodonika je:



Elektronska konfiguracija atoma kiseonika je:



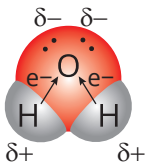
Atom vodonika i atom kiseonika (16. grupa periodnog sistema elemenata) jesu nemetali. Zaključujemo da je veza između atoma vodonika i kiseonika u molekulu vode polarna kovalentna veza. Da bi postigli stabilnu konfiguraciju, atomi vodonika (dublet) i atom kiseonika (oktet) grade zajedničke elektronske parove (udružuju nesparene elektrone), odnosno u molekulu vode grade se dva zajednička elektronska para i dvije jednostruke kovalentne veze. Atom kiseonika ima znatno veći koeficijent elektronegativnosti (3,5) u odnosu na vodonik (2,1), pa će jače privlačiti zajedničke elektronske parove. Kiseonik postaje negativan pol (δ^-), dok je pozitivan pol ($\delta+$) na atomima vodonika u molekulu vode (slika 4.22).



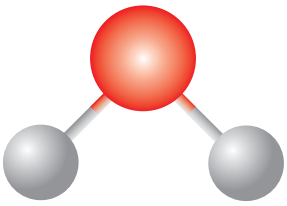
Slika 4.22. Šematski prikaz nastajanja zajedničkih elektronskih parova i polova u molekulu vode

▶ Prouči šemu. Luisovim simbolima prikaži povezivanje atoma vodonika i sumpora u molekulu sumporvodonika (H_2S).

Model molekula vode može se prikazati kalotnim modelom i modelom kuglica–štapić (slika 4.23)



a) kalotni model



b) model kuglica–štapić

Slika 4.23. Model molekula vode

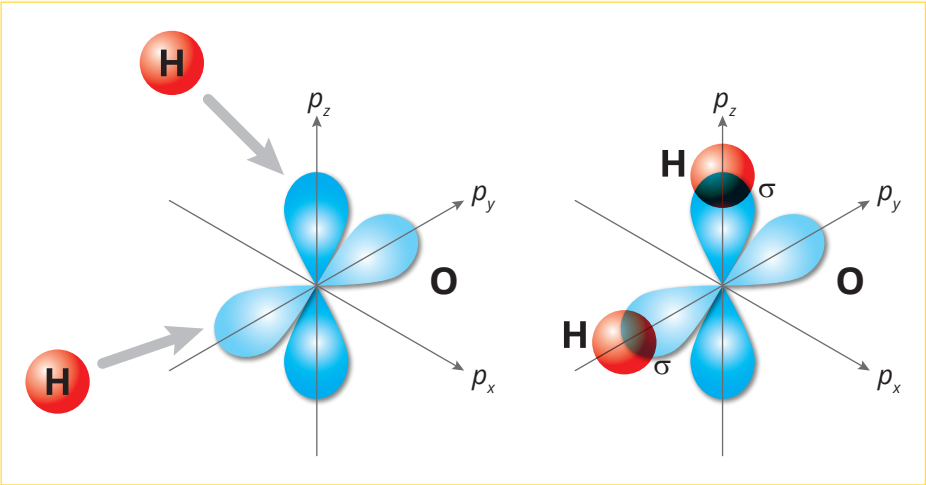
Primjer 4.14.

Grafički prikaži nastajanje hemijske veze u molekulu vode.

Izrada

Elektronska konfiguracija atoma vodonika i kiseonika data je u primjeru 4.13.

Grafički se prikazuju atomske orbitale atoma vodonika i atoma kiseonika s nesparenim elektronima (*s* atomske orbitale dva atoma vodonika i dvije *p* atomske orbitale atoma kiseonika). Direktnim preklapanjem *s* i *p* atomskih orbitala (*s*–*p*) atoma vodonika i kiseonika u molekulu vode nastaju dvije σ-veze (slika 4.24).



Slika 4.24. Nastajanje σ-veze direktnim preklapanjem *s* i *p* atomske orbitale u molekulu vode

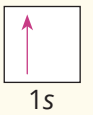
Primjer 4.15.

Odredi tip hemijske veze u molekulu amonijaka (NH_3).

Izrada

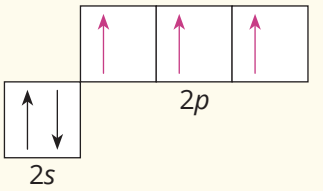
Najprije ćemo napisati elektronske konfiguracije atoma koji grade ovaj molekul. Elektronska konfiguracija atoma vodonika je:

$_1H$ $\mathbf{1s^1}$

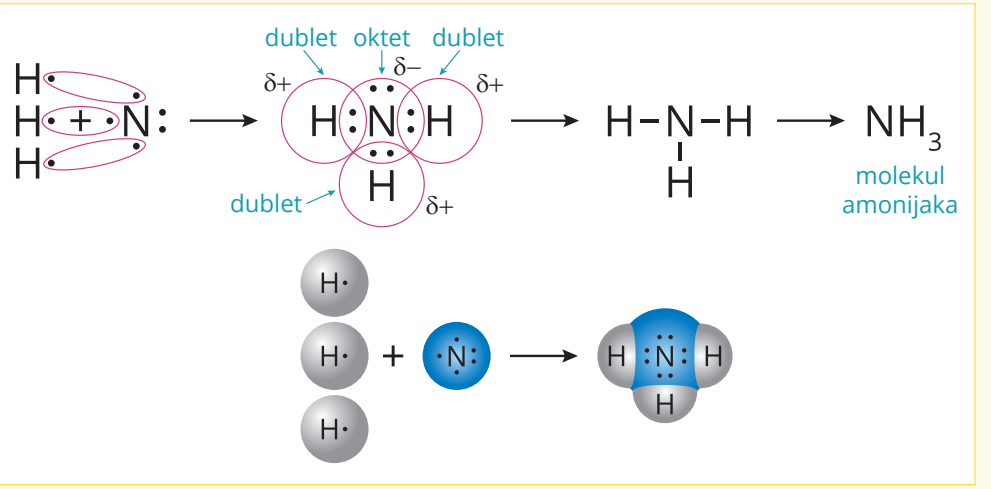


Elektronska konfiguracija atoma azota je:

$_7N$ $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^3}$



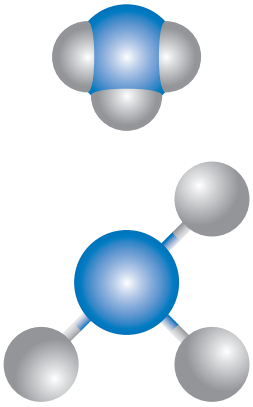
Atom vodonika i atom azota (15. grupa periodnog sistema elemenata) jesu nemetali. Zaključujemo da je veza između atoma vodonika i azota u molekulu amonijaka polarna kovalentna veza. Da bi postigli stabilnu konfiguraciju, atomi vodonika (dublet) i atom azota (oktet) grade zajedničke elektronske parove (udružuju nesparene elektrone), odnosno u molekulu amonijaka grade se tri zajednička elektronska para i tri jednostruke kovalentne veze. Atom azota ima veći koeficijent elektronegativnosti (3,0) u odnosu na vodonik (2,1), pa će jače privlačiti zajedničke elektronske parove. Azot postaje negativan pol (δ^-), dok je pozitivan pol ($\delta+$) na atomima vodonika u molekulu amonijaka (slika 4.25).



Slika 4.25. Šematski prikaz nastajanja zajedničkih elektronskih parova i polova u molekulu amonijaka

▶ Koliko je vezivnih a koliko nevezivnih parova u molekulu amonijaka?

Model molekula amonijaka može se prikazati kalotnim modelom i modelom kuglica–štapić (slika 4.26).

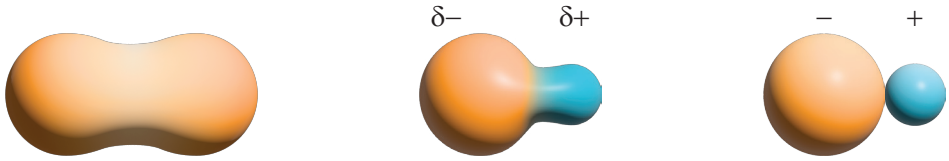


Slika 4.26. Model molekule amonijaka

Animaciju *Kovalentno vezivanje* možeš pogledati na https://youtu.be/Z8oeO1BUyKE

Geometrijski (prostorni) oblik molekula učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Poređenje izgleda molekula sa kovalentnom i jonskom vezom dato je na slici 4.27.



Nepolarna kovalentna veza
atomi jednako privlače elektronske parove

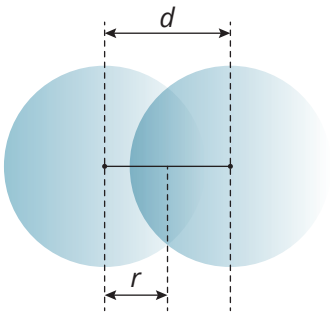
Polarna kovalentna veza
jedan atom više privlači elektronske parove

Jonska veza
jedan atom potpuno privlači elektrone

Slika 4.27. Izgled molekula sa kovalentnom i jonskom vezom

4.3.3. Kovalentni poluprečnik. Dužina kovalentne veze. Energija veze.

Ako su kovalentnom vezom povezani istovrsni atomi, onda je polovina udaljenosti između njihovih jezgara **kovalentni poluprečnik** (**r**). Rastojanje između jezgara atoma povezanih kovalentnom vezom naziva se **dužina kovalentne veze** (**d**) (slika 4.28).



d – dužina kovalentne veze
r – kovalentni poluprečnik

Slika 4.28. Kovalentni poluprečnik i dužina kovalentne veze

Rastojanje između jezgara atoma povezanih kovalentnom vezom može se izračunati sabiranjem kovalentnih poluprečnika vezanih atoma.

Ako je u pitanju molekul nepolarne supstance, izračunata dužina veze slaže se sa eksperimentalno dobijenim rezultatima. Kod molekula izgrađenih od različitih atoma, eksperimentalno određena dužina veze obično je manja od izračunate, što se tumači polarizacijom kovalentnih veza, i odstupanje je veće što je veza polarnija.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 4.16.

Izračunaj dužine kovalentnih veza (*d*) u molekulima F_2 i HF. Kovalentni poluprečnik atoma fluora je *r*(F) = 64 pm, a atoma vodonika *r*(H) = 37 pm. Uporedi izračunate vrijednosti veza sa eksperimentalno dobijenim vrijednostima F−F 128 pm, veza H−F 92 pm.

Podaci:
r(F) = 64 pm
r(H) = 37 pm
d(F−F) = ?
d(H−F) = ?

Eksperimentalno dobijene vrijednosti:
d(F−F) = 128 pm, *d*(H−F) = 92 pm

Izrada

Dužina kovalentne veze (*d*) u molekulu F_2 i HF računa se sabiranjem kovalentnih poluprečnika vezanih atoma:

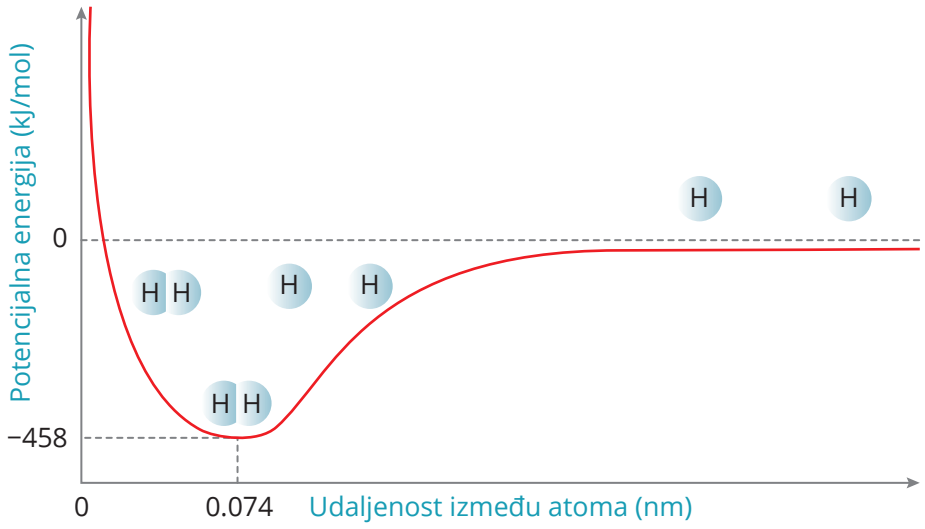
$$d(\text{F–F}) = r(\text{F}) + r(\text{F}) = 64 + 64 = 128 \text{ pm}$$
$$d(\text{H–F}) = r(\text{H}) + r(\text{F}) = 37 + 64 = 101 \text{ pm}$$

Upoređujući izračunate i eksperimentalne vrijednosti dužine veze, uočavamo da:

- izračunata dužina veze F−F slaže se sa eksperimentalno dobijenom vrijednošću
- izračunata dužina veze H−F ne slaže se sa eksperimentalno dobijenom vrijednošću, već je za 9 pm veća od eksperimentalno dobijene vrijednosti.

Energija veze jeste energija koja je potrebna da se raskine hemijska veza između atoma u molekulu koji se nalazi u gasovitom stanju.

Povezivanjem dva atoma vodonika u molekulu vodonika, energija sistema se smanjuje, što pokazuje grafik zavisnosti potencijalne energije sistema od međusobne udaljenosti atoma vodonika (slika 4.29).



Slika 4.29. Grafik zavisnosti potencijalne energije sistema od međusobne udaljenosti atoma vodonika

Primjer 4.17.

Svakom tvrđenju (a–d) pridruži odgovarajuću sliku (1–4). Koristi grafik (slika 4.29) za pomoć.

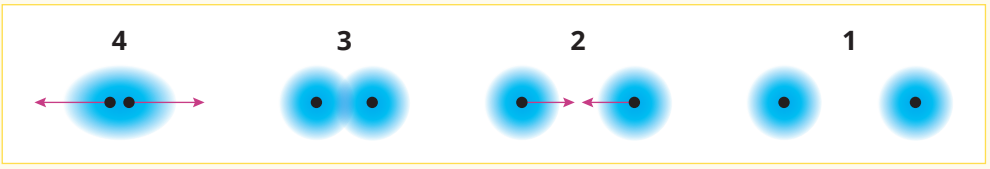
a) Smanjivanjem udaljenosti atoma dolazi do elektrostatičkog odbijanja elektronskih omotača atoma.

b) Kovalentna veza nastaje kada je udaljenost između jezgara dva atoma najmanja, odnosno kada jezgra oba atoma istovremeno privlače njihove elektrone.

c) Kada su dva atoma dovoljno udaljena, između njih nema interakcije.

d) Kada se atomi približe, između njih dolazi do interakcije.

Izrada



a – 4 b – 3 c – 1 d – 2

Energija veze u molekulu izgrađenom od dva različita atoma može se izračunati sabiranjem doprinosa energiji veze svakog od vezanih atoma.

Primjer 4.18.

Izračunaj energiju H−F veze, ako je energija H−H veze 436 kJ/mol, a F−F veze 153 kJ/mol. Uporedi izračunatu energiju veze sa eksperimentalno dobijenom vrijednošću (565 kJ/mol).

Podaci:

E (H−H) = 436 kJ/mol

E (F−F) = 153 kJ/mol

E (H−F) = ? kJ/mol)

Izrada

Energija H−F veze računa se tako što se uzima da energiji ove veze doprinosi atom vodonika i atom fluora s polovinom energije H−H veze, odnosno F−F veze:

$$E\,(H{-}F) = \frac{E\,(H{-}H) + E\,(F{-}F)}{2}$$

$$E\,(H{-}F) = \frac{436\ \text{kJ/mol} + 153\ \text{kJ/mol}}{2} = 294{,}5\ \text{kJ/mol}$$

Eksperimentalno određena energija veze (565 kJ/mol) veća je od izračunate za 270,5 kJ/mol, što se tumači polarizacijom ove veze i doprinosi povećanju njene jačine.
Hemijska veza je jača što je dužina veze manja a energija veze veća.

4.4. Metalna veza

Ključni pojmovi

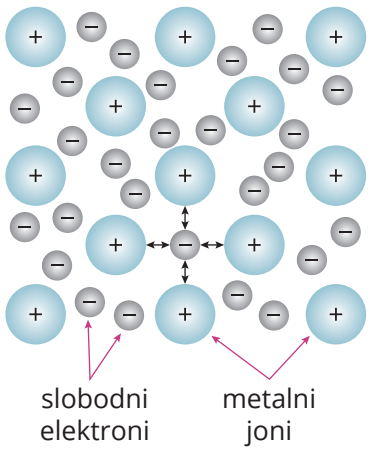
- metalna veza
- delokalizovani elektroni

Metalna veza nastaje udruživanjem istih ili sličnih atoma metala koji se nalaze na lijevoj strani periodnog sistema elemenata, a za koje je karakteristično da u posljednjem energetskom nivou imaju mali broj valentnih elektrona.

Metalna veza ostvaruje se kao privlačna sila između gusto složenih metalnih katjona i **oblaka delokalizovanih valentnih elektrona**.

Slobodni (valentni) elektroni, koji su slabo vezani za pozitivne jone, nijesu lokalizovani u prostoru (u svom kretanju nijesu ograničeni na tačno određeni prostor), već su „delokalizovani" (nijesu vezani samo za „svoj" atom, već se nasumično kreću oko svih jona).

Svaki pozitivni metalni jon privlači sve elektrone oko sebe, a svaki elektron privlači sve okolne katjone (slika 4.30).



Slika 4.30. Šematski prikaz metalne veze

Ovakva struktura metala obezbjeđuje njihova karakteristična svojstva: sposobnost da prave legure različitog sastava, dobru električnu i toplotnu provodljivost, njihovu tvrdoću i kovnost.

Karakteristična svojstva metala detaljno učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Ključni pojmovi

- međumolekulske interakcije
- vodonična veza

4.5. Vodonične veze

Među molekulima reaguju međumolekulske privlačne sile, odnosno postoje međumolekulske interakcije. Ove interakcije najčešće se dijele na vodoničnu vezu i Van der Valsove privlačne sile.

Međumolekulske interakcije detaljno učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Vodonična veza je međumolekulska veza koja se ostvaruje između atoma vodonika (po čemu je ova hemijska veza dobila naziv) u jednom polarnom molekulu i malog atoma velike elektronegativnosti (npr. F, O ili N) u drugom polarnom molekulu.

Ilustrativan je primjer vodonične veze u vodi.

Primjer riješenog zadatka

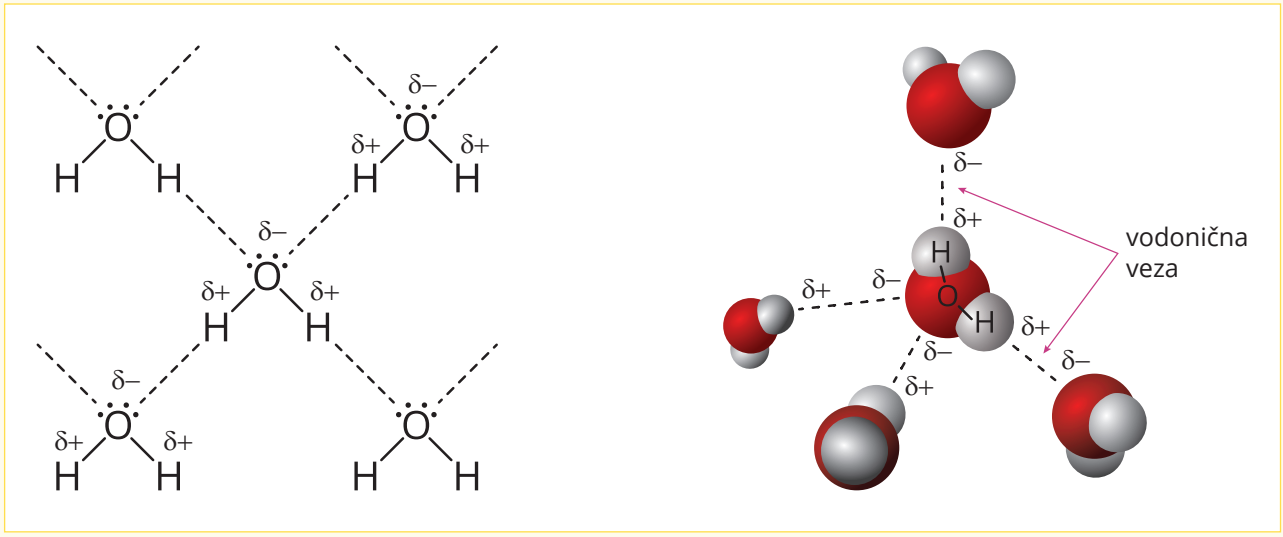
Primjer 4.19.

Odredi tip hemijske veze između molekula vode.

Izrada

Nastajanje polarne kovalentne veze u molekulu vode objašnjeno je u primjeru 4.13.

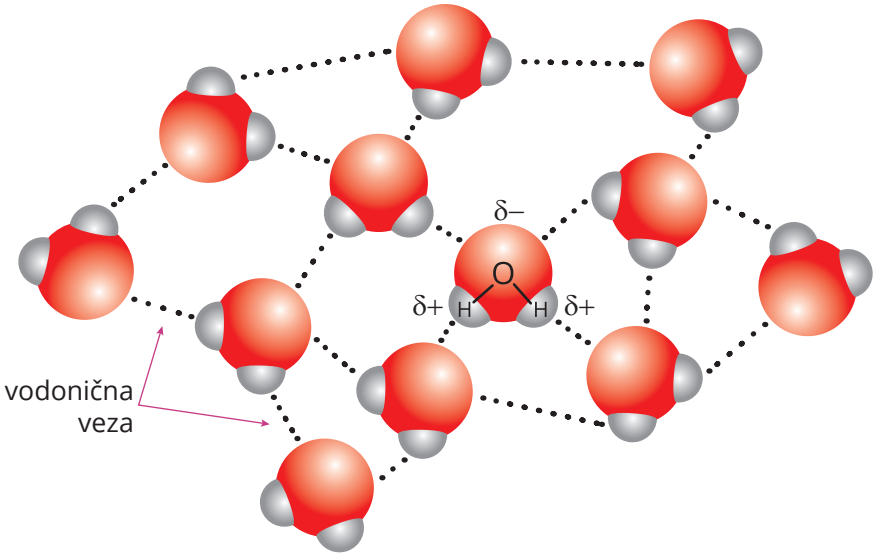
Atom vodonika jednog molekula vode nema više slobodnih elektrona za dalje vezivanje (svoj elektron je iskoristio za polarnu kovalentnu vezu u molekulu vode), pa se okreće ka slobodnom elektronskom paru jako elektronegativnog atoma kiseonika drugog molekula vode. Tom prilikom formira se sekundarna vodonična veza između molekula vode koja se predstavlja isprekidanim crticama. Oba elektrona za vezu potiču od jako elektronegativnog atoma kiseonika, i ovaj nekad nevezivni elektronski par atoma kiseonika sada postaje vezivan. Na ovaj način nastaje vodonična veza između molekula vode (slika 4.31).



Slika 4.31. Šematski prikaz vodonične veze među molekulima vode

▶ Prouči šemu. Prikaži molekule fluorovodonika povezane vodoničnim vezama.

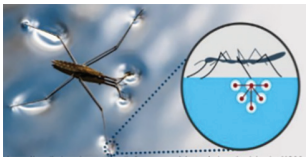
Zahvaljujući svojoj strukturi, svaki molekul vode može da ostvari do četiri vodonične veze sa susjednim molekulima, što drži molekule na okupu, a za posljedicu ima njihovo umrežavanje (slika 4.32).



Slika 4.32. Šematski prikaz umražavanja molekula vode

Koristeći literaturu i/ili internet, istraži: *Kako komarci hodaju po vodi?*

Rezultate svog istraživačkog rada prikaži plakatom ili prezentacijom.



PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Hemijske veze predstavljaju način na koji su atomi međusobno povezani u molekulu. Povezivanje atoma prikazujemo pomoću Luisovih (Lewis) simbola.

Jonska veza predstavlja silu privlačenja između suprotno naelektrisanih jona, pri čemu nastaju čvrsta jonska jedinjenja. **Jonska veza** nastaje između metala i nemetala primopredajom elektrona.

Kovalentnu vezu grade atomi nemetala, a karakteriše je stvaranje zajedničkog elektronskog para.

Zajednički (vezivni) elektronski par zajednički je par elektrona za oba jezgra atoma između kojih se uspostavlja kovalentna veza. Kovalentna veza može biti:

- **nepolarna kovalentna veza** – veza između atoma nemetala iste vrste u molekulima elemenata (H_2, O_2, N_2, Cl_2, F_2, Br_2, I_2...), u kojima atomi jednako snažno privlače, odnosno dijele zajednički elektronski par
- **polarna kovalentna veza** – veza između atoma nemetala različite vrste u molekulima jedinjenja (HF, HCl, H_2O, NH_3...), u kojima atomi nejednako privlače zajednički elektronski par.

Prema Luisovoj oktetnoj teoriji, elementi postižu stabilni dublet ili oktet u svojim valentnim nivoima stvaranjem zajedničkih elektronskih parova koji pripadaju i jednom i drugom atomu.

Prema broju zajedničkih elektronskih parova, kovalentna veza može biti: **jednostruka**, **dvostruka** i **trostruka veza**.

Po teoriji valentne veze, kovalentna veza se objašnjava preklapanjem atomskih orbitala iz posljednjeg energetskog nivoa koje imaju nesparene elektrone, pri čemu **nastaje σ (sigma) veza i π (pi) hemijska veza**.

Ako su dva atoma vezana jednostrukom vezom, veza između njih uvijek je *sigma*–**σ**, a ako su vezana dvostrukom i trostrukom, samo jedna veza je *sigma*–**σ**, a ostale su *pi*–**π**.

Elektronegativnost je sposobnost atoma nekog elementa da privuče zajednički elektronski par bliže sebi u odnosu na atom s kojim dijeli taj zajednički elektronski par. Elektronegativnost opada u grupi, a raste u periodi s povećanjem atomskog broja.

U nepolarnoj kovalentnoj vezi atomi podjednako dijele zajednički elektronski par, dok je u polarnoj kovalentnoj vezi zajednički elektronski par uvijek bliži elektronegativnijem atomu.

Kovalentni poluprečnik (*r*) predstavlja polovinu udaljenosti između jezgara istovrsnih atoma povezanih kovalentnom vezom.

Dužina kovalentne veze (*d*) predstavlja rastojanje između jezgara atoma povezanih kovalentnom vezom.

Energija veze je energija potrebna da se raskine hemijska veza između atoma u molekulu koji se nalazi u gasovitom stanju.

Metalna veza ostvaruje se kao privlačna sila između gusto složenih metalnih katjona i oblaka delokalizovanih valentnih elektrona.

Vodonična veza je međumolekulska veza koja se ostvaruje između atoma vodonika (po čemu je ova hemijska veza dobila naziv) u jednom molekulu i malog atoma velike elektronegativnosti (npr. F, O ili N) u drugom molekulu.

1. Zaokruži tačan odgovor:

a) Kovalentna veza se gradi između atoma metala i nemetala.

b) U Luisovom simbolu hemijski simbol predstavlja jezgro i unutrašnje elektrone.

c) Pri stvaranju jonske veze atom metala prima elektrone.

d) Jonska veza nastaje izgradnjom zajedničkih elektronskih parova.

2. Zaokruži tačan odgovor:

a) Kovalentna veza nastaje preklapanjem atomskih orbitala u kojima se nalaze nespareni elektroni.

b) Trostruku vezu čini jedna π (pi) i dvije σ (sigma) veze.

c) Vodonična veza gradi se elektrostatičkim privlačenjem jona suprotnog naelektrisanja.

d) Elektronegativnost je težnja atoma da primi elektrone.

3. Zaokruži tvrđenje koje nije tačno:

a) Vodoničnu vezu gradi atom vodonika jednog molekula i neki jako elektronegativan atom drugog molekula.

b) Jonska veza nastaje između atoma nemetala izgradnjom zajedničkih elektronskih parova.

c) Elektronegativnost je sposobnost atoma da privlači elektrone zajedničkog elektronskog para bliže sebi.

d) Metalnu strukturu čine pozitivni joni metala koji „plivaju“ u moru elektrona posljednjeg energetskog nivoa.

4. Zaokruži tvrđenje koje nije tačno:

a) Trostruku vezu čine tri elektrona.

b) U jonskoj vezi atomi grade jone, čime postižu stabilne konfiguracije plemenitih gasova.

c) Dvostruku vezu čine dva zajednička elektronska para.

d) Dužina kovalentne veze jeste rastojanje između jezgara atoma povezanih kovalentnom vezom.

5. Napiši koji je tip hemijske veze ostvaren u sljedećim supstancama:

a) $AlCl_3$ b) O_2 c) MgF_2 d) HCl

6. Zaokruži slovo ispred simbola parova atoma koji mogu da obrazuju jonsku vezu:

a) H i C b) K i Cl c) Mg i F d) H i N e) Mg i Na

7. U kojem je od navedenih jedinjenja ostvarena jonska veza?

a) NH_3 b) H_2O c) Li_2S d) F_2 e) $MgCl_2$

8. Odredi parove atoma koji mogu da obrazuju kovalentnu vezu:

a) H i O b) C i S c) K i Cl d) Cs i F e) Al i Br

9. Odredi parove atoma koji ne mogu da obrazuju kovalentnu vezu:

a) Na i O b) C i S c) N i H d) S i O e) Mg i Cl

10. U kojem je od navedenih jedinjenja ostvarena kovalentna veza?

a) CaS b) MgO c) KF d) NH_3 e) LiCl

11. U kojem je od navedenih jedinjenja ostvarena polarna kovalentna veza?

a) HBr b) Na_2S c) N_2 d) NH_3 e) CaO

12. Koje se atomske orbitale preklapaju pri nastajanju veze u molekulu hlora?

a) 3*p* i 3*p* b) 2*p* i 2*p* c) 3*s* i 3*s* d) 3*s* i 3*p*

13. Koje se atomske orbitale preklapaju pri nastajanju veze u molekulu fluorovodonika?

a) 3*p* i 3*p* b) 1*s* i 2*p* c) 2*s* i 3*p* d) 2*p* i 2*p*

14. Luisovim formulama prikaži molekule koji se sastoje iz:

a) dva atoma kiseonika b) dva atoma hlora c) dva atoma vodonika

15. Napiši formulu jedinjenja između elemenata A i Z:

a) ako atom A ima jedan, a Z četiri nesparena elektrona

b) ako atom A ima dva, a Z tri nesparena elektrona

c) ako atom A ima tri, a Z jedan nespareni elektron

d) ako atom A ima tri, a Z dva nesparena elektrona

e) ako atomi A i Z imaju po tri nesparena elektrona

16. Prikaži stvaranje hemijske veze u molekulu:

a) N_2 b) KF c) H_2S

17. Elektronegativnost sumpora je 2,5, dok je elektronegativnost hlora 3,0. Koji je atom s djelimično pozitivnim naelektrisanjem (δ^+) u molekulu sumpor-dihlorida (SCl_2)?

a) sumpor b) hlor

18. U kojem su nizu sva navedena jedinjenja jonska?

a) Na_2O, CaF_2, $AlCl_3$, MgO b) CaF_2, HF, HBr, $AlCl_3$

c) NaCl, LiF, H_2O, CaO d) H_2S, Na_2O, CaF_2, $AlCl_3$

19. U kojem su nizu sva navedena jedinjenja kovalentna?

a) CS_2, H_2O, CO_2, NH_3 b) CS_2, H_2O, Na_2O, NH_3

c) CS_2, PH_3, H_2O, CaO d) H_2S, PH_3, $MgCl_2$, HF

20. Koja je kovalentna veza u molekulu elementarnog broma (Br_2)?

a) jednostruka b) dvostruka c) trostruka d) sedmostruka

21. Koja je kovalentna veza u molekulu hlora (Cl_2)?

a) dvostruka b) polarna c) nepolarna d) trostruka

22. U kojem su od navedenih molekula atomi povezani trostrukom vezom?

a) O_2 b) N_2 c) F_2 d) H_2

23. Koliko u molekulu H_2O atom kiseonika ima ukupno nepodijeljenih elektronskih parova?

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4

24. Koliko u molekulu NCl_3 atom azota ima ukupno nepodijeljenih elektronskih parova?

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

25. Koliko je ukupno nepodijeljenih elektronskih parova u valentnim nivoima atoma u molekulu NH_3?

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4

26. Koliko je ukupno nepodijeljenih elektronskih parova u molekulu PCl_3?

a) 2 b) 4 c) 6 d) 10

27. U kristalnoj rešetki jonskog jedinjenja nalaze se katjoni i anjoni s jednakom elektronskom konfiguracijom: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$. Koja jedinjenja stvaraju navedeni joni?

28. Zaokruži redni broj elementa koji gradi jonsko jedinjenje s elementom rednog broja 17.

a) 10 b) 12 c) 8 d) 18 e) 9

29. Zaokruži redni broj elementa koji gradi jonsko jedinjenje s elementom rednog broja 11.

a) 10 b) 20 c) 17 d) 18 e) 13

30. Data su četiri elementa: ${}_{12}A$, ${}_{16}B$, ${}_{11}C$, ${}_{8}D$. Atomi kojih elemenata će biti povezani:

a) jonskom vezom b) kovalentnom vezom?

31. Dati su elementi: K, F, H, Cl, Mg. Izaberi parove i napiši najmanje po dva primjera formula molekula u kojima je zastupljena:

a) jonska veza b) polarna kovalentna veza c) nepolarna kovalentna veza

32. Na osnovu vrijednosti elektronegativnosti, odredi koja je veza polarna a koja nepolarna i poređaj veze po porastu polarnosti:

a) H–Cl b) H–H c) C–O d) N–O e) F–H

(elektronegativnosti: $\chi(H) = 2{,}1$; $\chi(C) = 2{,}5$; $\chi(N) = 3{,}0$; $\chi(F) = 4{,}0$; $\chi(Cl) = 3{,}0$; $\chi(O) = 3{,}5$)

33. Koeficijent elektronegativnosti elementa Y iznosi 3,0, a elementa Z iznosi 2,2. Veza između atoma tih elemenata u jedinjenju će biti:

a) metalna b) nepolarna kovalentna c) jonska

d) polarna kovalentna oblika $Y^{\delta-} - Z^{\delta+}$ e) polarna kovalentna oblika $Y^{\delta+} - Z^{\delta-}$

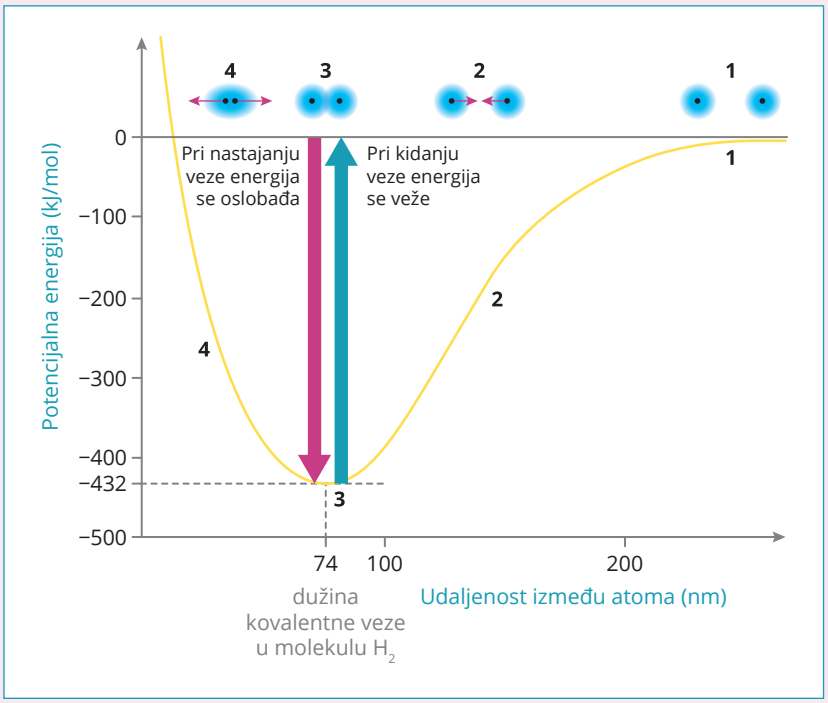
34. Koristeći se grafičkim prikazom zavisnosti potencijalne energije sistema od međusobne udaljenosti atoma vodonika (slika), pridruži svakom tvrđenju (a–d) broj (1–4).

a) Atomi su na optimalnoj udaljenosti. Energija sistema je minimalna.

b) Intenzitet privlačnog međudjelovanja dva atoma vodonika raste. Atomi se približavaju. Energija sistema se smanjuje.

c) Dva atoma vodonika su vrlo udaljena da ne dolazi do interakcije između njih. Potencijalna energija je nula.

d) Intenzitet odbojnog međudjelovanja dva atoma vodonika raste. Energija sistema se povećava.



Grafik zavisnost potencijalne energije sistema od međusobne udaljenosti atoma vodonika

35. Na osnovu grafika (zadatak 34), odredi:

a) dužinu kovalentne veze u molekulu vodonika

b) energiju veze u molekulu vodonika

36. Izračunaj kovalentni poluprečnik ako dužina:

a) jednostruke C−C veze iznosi 154 pm

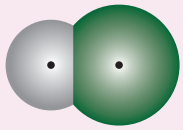
b) jednostruke H−H veze iznosi 74 pm

Izračunaj koliko će iznositi dužina C−H veze.

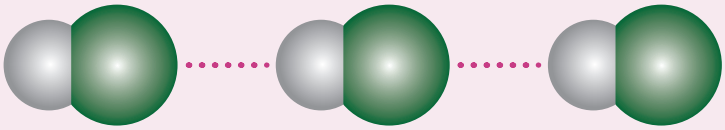
37. Izračunaj energiju H−Cl veze ako je energija H−H veze 436 kJ/mol, a Cl−Cl veze 243 kJ/mol.

38. Na sljedećoj slici odredi koje su hemijske veze predstavljene.

a)



b)



39. Između kojih od navedenih molekula se ne može uspostaviti vodonična veza?

a) H_2O b) HF c) NH_3 d) PH_3

40. Šematski predstavi nastajanje vodonične veze u ledu.

Rješenja

1. b)

2. a)

3. b)

4. a)

5. a) jonska veza b) nepolarna kovalentna veza
c) jonska veza d) polarna kovalentna veza

6. b) c)

7. c) e)

8. a) b)

9. a) e)

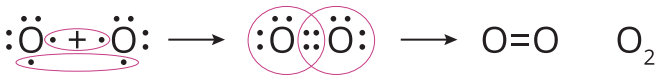
10. d)

11. a) d)

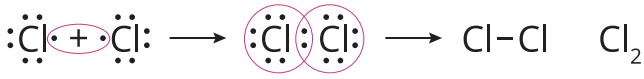
12. a)

13. b)

14. a)



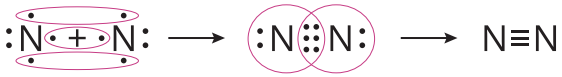
b)



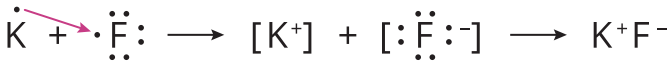
c)

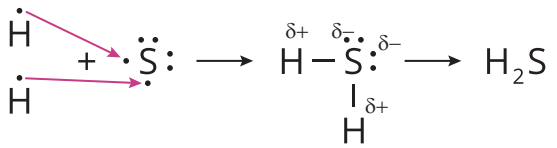
15. a) A_4Z b) A_3Z_2 c) AZ_3 d) A_2Z_3 e) AZ

16. a)



b)



c) 

17. a)

18. a)

19. a)

20. a)

21. c)

22. b)

23. b)

24. a)

25. a)

26. d)

27. RbBr, $SrBr_2$

28. b)

29. c)

30. a) A–B, A–D, C–B, C–D b) B–B, D–D, B–D

31. a) KF, KCl, MgF_2, $MgCl_2$, KH, MgH_2 b) HF, HCl c) H_2, F_2, Cl_2

32. $\Delta\chi_{H-Cl} = 0{,}9$; $\Delta\chi_{H-H} = 0$; $\Delta\chi_{O-C} = 1$; $\Delta\chi_{O-N} = 0{,}5$; $\Delta\chi_{F-H} = 1{,}9$
Polarna kovalentna veza: a), c), d), e)
Nepolarna kovalentna veza: b)
b < d < a < c < e

33. d)

34. a – 3; b – 2; c – 1; d – 4

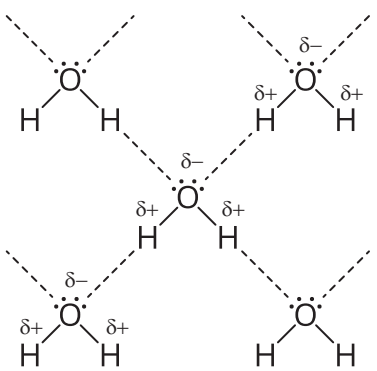
35. a) 148 pm b) 432 kJ/mol

36. a) 77 pm b) 37 pm c) 114 pm

37. 339,5 kJ/mol

38. a) polarna kovalentna veza b) vodonična veza

39. d)

40. 

„Naš svijet je uronjen u ogroman okean energije,
mi letimo u beskonačnom prostoru nevjerovatnom brzinom.
Sve se vrti okolo, sve se kreće – sve je energija.“

Nikola Tesla

5 TOPLOTNI EFEKTI HEMIJSKIH REAKCIJA

U OVOM POGLAVLJU NAUČIĆEŠ DA:

- nabrojiš vrste hemijskih reakcija i uslove pod kojima se one odvijaju
- objasniš toplotne efekte hemijskih reakcija
- izračunaš količinu vezane ili oslobođene toplote na osnovu entalpije termohemijske reakcije
- izračunaš entalpiju reakcije na osnovu entalpija stvaranja reaktanata i proizvoda reakcije
- izračunaš entalpiju složene reakcije na osnovu entalpija pojedinačnih reakcija primjenom Hesovog zakona

RAZMISLI I ODGOVORI

1. Hemijske reakcije dešavaju se u nama i oko nas. Mogu biti praćene oslobađanjem energije, izdvajanjem taloga ili gasa, promjenom boje. Često ih povezujemo sa eksplozijama, plamenom ili dimom. Koja je tvoja prva asocijacija kada se pomenu hemijske reakcije? Da li si ikad „doživio/doživjela“ neku hemijsku reakciju?
2. Zašto neke reakcione sisteme zagrijavamo, a neke hladimo?
3. Što se dešava s toplotom koju dovodimo tokom hemijske reakcije?

Na putu od reaktanata do produkata hemijske reakcije dešavaju se mnoge promjene. Bez obzira da li mi to primjećujemo, razmjena energije s okolinom prati svaku hemijsku reakciju. Raskidaju se stare veze među atomima i formiraju nove, što mijenja energetski sadržaj sistema. Kao što nas interesuje da predvidimo količine supstanci koje možemo dobiti hemijskom reakcijom, želimo da predvidimo i količinu razmijenjene toplote. Kada u hemijsku jednačinu unesemo i razmijenjenu količinu toplote, dobijamo termohemijsku jednačinu. Njima se bavimo u ovom poglavlju.

Ključni pojmovi

- vrste hemijskih reakcija:
  - analiza
  - sinteza
  - zamjena
  - dvostruka izmjena

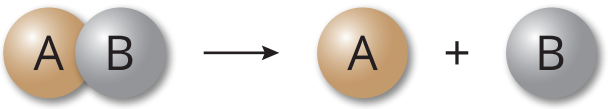
5.1. Klasifikacija hemijskih reakcija

U hemijskim reakcijama dolazi do promjene i pregrupisavanja atoma reaktanata i nastajanja produkata. Postoji više načina klasifikacije hemijskih reakcija. Ovdje ćemo dati podjelu na četiri glavna tipa:

- reakcije analize
- reakcije sinteze
- reakcije zamjene
- reakcije dvostruke izmjene.

Reakcija analize

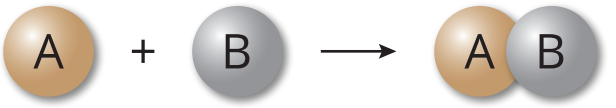
Za reakcije analize karakterističan je jedan reaktant koji je uvijek neko složeno jedinjenje, a nastaju dva, tri ili više produkata reakcije. U opštem slučaju, možemo je prikazati na sljedeći način: razlaganjem jedinjenja AB nastaju dva produkta: A i B.



Primjer:
Razlaganje vode na vodonik i kiseonik: $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$

Reakcija sinteze

Sinteza je reakcija suprotna analizi, što se vidi po njenom uopštenom prikazu. Dva ili više reaktanata formiraju jedan produkt. U ovom slučaju reaktanti A i B formiraju produkt AB.

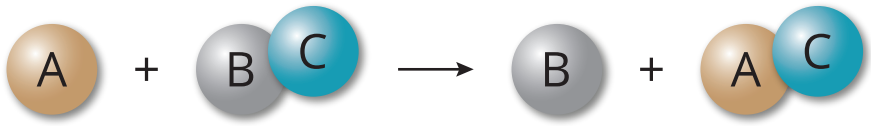


Primjer:
Sinteza sumpor(IV)-oksida reakcijom sumpora i kiseonika: $S + O_2 \rightarrow SO_2$

Reakcija zamjene

U reakcijama zamjene, zamjenjuje se elemenat u jedinjenjima usljed razlike u reaktivnosti.

U datom primjeru elementi A i B su zamijenili mjesta. Broj reaktanata jednak je broju produkata.

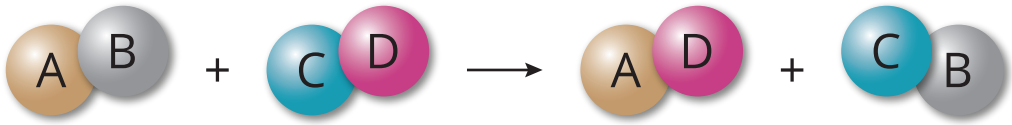


Primjer:
U reakciji cinka sa hloridnom kiselinom, cink i vodonik zamjenjuju mjesta, pa se oslobađa vodonik: $Zn + 2HCl \rightarrow H_2 + ZnCl_2$

Ove reakcije praćene su promjenom oksidacionog broja.

Reakcija dvostruke izmjene

Pri dvostrukoj izmjeni razmjenjuju se atomi ili atomske grupe. Po uopštenom prikazu reakcije vidi se da je broj reaktanata jednak broju proizvoda, samo je došlo do zamjene elemenata.



Primjer:
U reakciji srebro-nitrata i hloridne kiseline nastaju srebro-hlorid i nitratna kiselina: $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$

Oksidacioni brojevi elemenata se ne mijenjaju.

Neke od ovih reakcija imaju posebne nazive, npr. neutralizacija koja je u osnovi reakcija dvostruke izmjene. U nekim reakcijama mijenjaju se oksidacioni brojevi, što takođe može biti jedan od kriterijuma za podjelu.

Oksido-redukcionim reakcijama posvećeno je 8. poglavlje knjige (Oksido-redukcioni procesi).

Ključni pojmovi

- termohemija
- entalpija
- termohemijske jednačine
- egzotermne reakcije
- endotermne reakcije
- Hesov zakon

5.2. Termohemija

Sve hemijske reakcije praćene su promjenama energije. Energija se ili oslobađa ili prima iz okoline.

Nekad se reakcija izvodi upravo zbog energije koju produkuje, npr. reakcije kontrolisanog sagorijevanja goriva ili organskih molekula u našem organizmu. U hemiji se obično izučavaju promjene toplotne energije sistema.

Oblast hemije koja opisuje **toplotne promjene** koje se javljaju tokom hemijskih reakcija naziva se **termohemija**.

Zavisno od toplotnih efekata, reakcije možemo podijeliti na **endotermne** i **egzotermne**.

Endotermne su praćene **vezivanjem**, a egzotermne **oslobađanjem** toplotne energije.

Tipični primjer endotermne reakcije jeste reakcija fotosinteze, u kojoj biljke apsorbuju Sunčevu energiju i prevode ugljen-dioksid i vodu u glukozu i kiseonik.

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{\text{svjetlost}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

Sve reakcije sagorijevanja su egzotermne reakcije.

Da bismo ih objasnili, razmotrićemo pojam entalpije.

5.2.1. Entalpija

Svaka supstanca, svaki reakcioni sistem sadrži određenu količinu toplote uskladištenu u obliku hemijske energije.

Toplotni sadržaj supstanci naziva se **entalpija** (*H*).

Toplotni efekat hemijske reakcije izražava se promjenom entalpije (ΔH). Njenu apsolutnu vrijednost ne možemo mjeriti.

Entalpija reakcije ($\Delta_r H$) jeste toplota koja se oslobađa ili vezuje u toku hemijske reakcije. Izražava se u džulima ili kilodžulima po molu.

Pošto entalpija hemijske reakcije zavisi od temperature i pritiska, vrijednosti $\Delta_r H$ se po dogovoru daju uz standardne uslove (298 K,101325 Pa i količina supstance n = 1 mol). Standardni toplotni efekat se označava sa $\Delta_r H^\theta$ (298 K).

Promjena toplotne energije sistema koja se dešava pri prelasku reaktanata u proizvode, računa se jednostavnim oduzimanjem entalpija reaktanata od entalpija proizvoda.

$$\Delta_r H = \Delta H_{proizvoda} - \Delta H_{reaktanata}$$

ili preciznije: oduzimanjem suma entalpija proizvoda i entalpija reaktanata

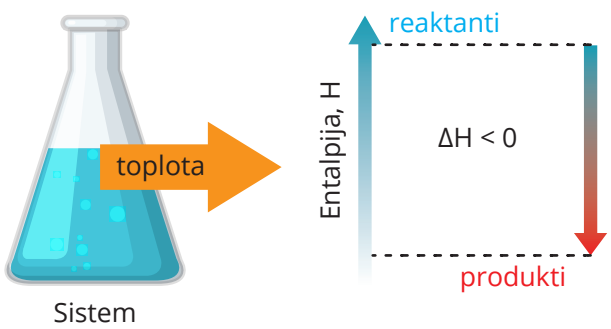
$$\Delta_r H = \Sigma n \Delta H_{proizvoda} - \Sigma m \Delta H_{reaktanata}$$

gdje su *m*, *n* – stehiometrijski koeficijenti.

Δ – označava promjenu između krajnje i početne vrijednosti.

Kod egzotermnih reakcija, toplota se oslobađa, promjena entalpije je negativna ($\Delta H < 0$). Ako pogledamo dijagram promjene entalpije pri egzotermnoj reakciji (slika 5.1), možemo zaključiti sljedeće:

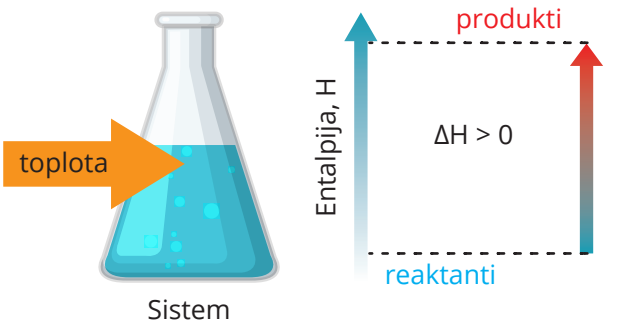
- produkti imaju manju entalpiju od reaktanata
- toplotni sadržaj sistema se smanjuje
- temperatura okoline raste
- $\Delta_r H$ je manja od nule
- energija odlazi u okolnu sredinu.



Slika 5.1. Promjena entalpije sistema pri egzotermnoj reakciji

Kod endotermnih reakcija, sistem apsorbuje toplotu, promjena entalpije je pozitivna ($\Delta H > 0$). Ako pogledamo dijagram promjene entalpije pri endotermnoj reakciji (slika 5.2), možemo zaključiti sljedeće:

- produkti imaju veću entalpiju od reaktanata
- toplotni sadržaj sistema se povećava
- temperatura okoline se smanjuje
- $\Delta_r H$ je veća od nule
- energija se apsorbuje.



Slika 5.2. Promjena entalpije sistema pri endotermnoj reakciji

Entalpija je funkcija stanja sistema koja karakteriše njegovu energiju pri stalnom pritisku i temperaturi, što znači da njena promjena zavisi samo od početnog i krajnjeg stanja sistema.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 5.1.

Da li su date reakcije endotermne ili egzotermne?

a) $H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$

$\Delta_r H = -241{,}8$ kJ/mol

b) $½N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$

$\Delta_r H = +33{,}9$ kJ/mol

Izrada

a) Promjena entalpije je negativna. Reakcija je egzotermna.

b) Promjena entalpije je pozitivna. Reakcija je endotermna.

Jednačine hemijskih reakcija u kojima su prikazani toplotni efekti nazivaju se **termohemijske jednačine**. U njima se obavezno navodi agregatno stanje učesnika reakcije jer i od toga zavisi sadržaj energije.

Oznake za agregatna stanja date su u 2. poglavlju: Stehiometrija hemijskih reakcija.

Promjena entalpije reakcije sinteze vode pri kojoj je proizvod u drugom agregatnom stanju nije ista. U prvom slučaju voda je u **tečnom**, a u drugom u **parnom** stanju.

$H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta_rH = -285{,}838$ kJ/mol

$H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta_rH = -241{,}827$ kJ/mol

Da bi se dobio jedan mol proizvoda, koeficijenti u termohemijskim jednačinama često su u obliku razlomka.

Promjena entalpije povratne reakcije ima istu brojčanu vrijednost, samo suprotan znak.

Primjer 5.2.

Kolika je promjena entalpije reakcije razlaganja vode ako je data reakciona toplota sinteze vode?

Podaci:

$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$

$\Delta_rH = -483{,}6$ kJ

Traži se:

$2H_2O(g) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$

$\Delta_rH = ?$

Izrada

Entalpija je funkcija stanja, pa njena promjena zavisi samo od početnog i krajnjeg stanja. Promjena entalpije imaće istu brojnu vrijednost, samo suprotan predznak.

$$\Delta_rH = +\ 483{,}6\ \text{kJ}$$

Promjena entalpije hemijske reakcije proporcionalna je količini supstance koja reaguje. Veza između energije i molova daje mogućnost za pretvaranja između energije, molova i mase.

5.2.2. Toplota stvaranja jedinjenja

Toplota (entalpija) stvaranja jedinjenja Δ_fH količina je toplote koja se apsorbuje ili oslobodi prilikom sinteze jednog mola jedinjenja iz elemenata pri standardnim uslovima. Izražava se u kJ/mol.

Po dogovoru, standardna entalpija nastajanja najstabilnijih modifikacija hemijskih elemenata jednaka je 0.

To znači da ako podesimo koeficijente u termohemijskim jednačinama tako da nastaje jedan mol produkta, reakciona toplota biće jednaka toploti stvaranja jedinjenja.

Primjer:

$\frac{1}{2} H_{2(g)} + \frac{1}{2} Cl_{2(g)} \rightarrow HCl_{(g)}$

$\Delta_r H = -92{,}5$ kJ/mol, pa slijedi da je

$\Delta_r H = \Sigma n \Delta H_{proizvoda} - \Sigma m \Delta H_{reaktanata} = \Delta_f H(HCl) - (\frac{1}{2} \Delta_f H(H_2) + \frac{1}{2} \Delta_f H(Cl_2))$

S obzirom na to da je: $\Delta_f H(H_2) = 0$ i $\Delta_f H(Cl_2) = 0$,

biće:

$\Delta_r H = \Delta_f H(HCl) = -92{,}5$ kJ/mol.

Toplota stvaranja HCl jednaka je reakcionoj toploti.

U tabeli 5.1. navedene su standarne entalpije stvaranja nekih važnijih hemijskih jedinjenja.

Tabela 5.1: Standardne entalpije stvaranja nekih važnijih hemijskih jedinjenja

Supstanca	formula	ΔH_f^0 kJ/mol	Supstanca	formula	ΔH_f^0 kJ/mol
aluminijum-oksid	$Al_2O_{3(s)}$	−1670,0	voda	$H_2O_{(g)}$	−241,8
dijamant	$C_{(s)}$	+1,9	voda	$H_2O_{(l)}$	−285,8
metan	$CH_{4(g)}$	−74,8	azot(II)-oksid	$NO_{(g)}$	+90,3
etan	$C_2H_{6(g)}$	−84,7	vodonik-sulfid	$H_2S_{(g)}$	−20,1
eten	$C_2H_{4(g)}$	+52,6	vodonik-peroksid	$H_2O_{2(l)}$	−187,5
etin	$C_2H_{2(g)}$	+226,9	amonijak	$NH_{3(g)}$	−297,3
etanol	$C_2H_5OH_{(l)}$	−277,6	benzen	$C_6H_{6(l)}$	+49,1
ugljenik(II)-oksid	$CO_{(g)}$	−110,9	magnezijum-oksid	$MgO_{(s)}$	−602,5
ugljenik(IV)-oksid	$CO_{2(g)}$	−393,5	natrijum-oksid	$Na_2O_{(s)}$	−430,6

▶ Pažljivo pogledaj vrijednosti u tabeli, uoči razliku u vrijednostima entalpije za ista jedinjenja u zavisnosti od agregatnog stanja.

Kada znamo entalpije stvaranja jedinjenja, možemo izračunati entalpiju reakcije.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 5.3.

Izračunaj standardnu entalpiju reakcije sagorijevanja metana:

$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$.

Izrada

Entalpiju reakcije ćemo dobiti oduzimanjem entalpije reaktanata od entalpije proizvoda prema jednačini:

$\Delta_r H = \Sigma n \Delta H_{proizvoda} - \Sigma m \Delta H_{reaktanata}$

Iz tabele nalazimo vrijednosti:

$\Delta_f H(CH_4) = -74{,}8$ kJ/mol

$\Delta_f H(CO_2) = -393{,}5$ kJ/mol

$\Delta_f H(H_2O(l)) = -285{,}8$ kJ/mol.

Možemo napisati da je:

$\Delta_r H = \Delta_f H(CO_2) + 2\,\Delta_f H(H_2O(l)) - (\Delta_f H(CH_4) + 2\,\cancel{\Delta_f H(O_2)})$

proizvodi reaktanti

Standardna entalpija nastajanja hemijskih elemenata jednaka je nuli.

$\Delta_r H = -393{,}5$ kJ/mol + 2(−285,8) kJ/mol − (−74,8) kJ/mol

$\Delta_r H = -890{,}3$ kJ/mol

Standardna entalpija reakcije sagorijevanja metana je −890,3 kJ/mol.

Takođe možemo izračunati i nepoznatu toplotu formiranja jedne od supstanci ako znamo toplotu reakcije.

Primjer 5.4.

Izračunaj standardnu toplotu stvaranja atomskog kiseonika $\Delta_f H(O_{(g)})$ ako je data standardna entalpija reakcije razlaganja ozona $\Delta_r H = 106{,}5$ kJ/mol:

$O_{3(g)} \rightarrow O_{2(g)} + O_{(g)}$

$\Delta_r H = 106{,}5$ kJ/mol

Toplota stvaranja ozona je poznata, $\Delta H_f^0(O_3) = 142{,}7$ kJ/mol.

Izrada

$\Delta_r H = \cancel{\Delta_f H(O_{2(g)})} + \Delta_f H(O_{(g)}) - \Delta_f H(O_{3(g)})$

106,5 kJ/mol = $\Delta_f H(O_{(g)})$ − 142,7 kJ/mol,

$\Delta_f H(O_{(g)})$ = 106,5 kJ/mol + 142,7 kJ/mol = 249,2 kJ/mol

Standardna toplota stvaranja atomskog kiseonika iznosi $\Delta_f H(O_{(g)}) = 249{,}2$ kJ/mol.

5.2.3. Hesov zakon

Hesov zakon: Toplotni efekat hemijske reakcije je stalan, bez obzira na to da li se ona odigrava u jednom ili više stupnjeva, ako se polazi od istih reaktanata i nastaju isti proizvodi reakcije.

Hesov zakon omogućava računanje entalpija složene reakcije jer se termohemijske jednačine mogu sabirati, oduzimati, množiti i dijeliti da bi se dobile termohemijske jednačine čija se entalpija traži.

Takođe omogućava da kombinovanjem termohemijskih jednačina računamo toplotne efekte reakcija i toplote nastajanja jedinjenja koje nijesu pristupačne direktnom mjerenju.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 5.5.

Na osnovu datih termohemijskih jednačina:

(I)

$S_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{2\,(g)}$

$\Delta_r H_1 = -296$ kJ/mol

(II)

$SO_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{3\,(g)}$

$\Delta_r H_2 = -98{,}9$ kJ/mol

izračunaj entalpiju reakcije kojom direktnim sagorijevanjem čvrstog sumpora nastaje gas sumpor(VI)-oksid.

(III)

$S_{(s)} + \frac{3}{2} O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{3\,(g)}$

$\Delta_r H_3 = ?$

Izrada

Sabiranjem termohemijskih jednačina (I) i (II) dobija se termohemijska jednačina (III)

(I) $S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow \cancel{SO_{2\,(g)}}$ $\Delta_r H_1 = -296$ kJ/mol

+

(II) $\cancel{SO_{2(g)}} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$ $\Delta_r H_2 = -98{,}9$ kJ/mol

---

(III) $S_{(s)} + \frac{3}{2} O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$

Primjenom Hesovog zakona računa se entalpija (III) reakcije.

$\Delta_r H_3 = \Delta_r H_1 + \Delta_r H_2$

$\Delta_r H_3 = -296$ kJ + (−98,9 kJ) = −394,9 kJ/mol

Entalpija reakcije kojom direktnim sagorijevanjem čvrstog sumpora nastaje gas sumpor(VI)-oksid jeste −394,9 kJ/mol.

Primjer 5.6.

Koja se količina energije dobija sagorijevanjem 10 mola metanola?

$2\ CH_3OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ H_2O_{(g)} + 2\ CO_{2(g)}$

$\Delta_r H = -1452$ kJ

Izrada

Količina toplote $\Delta_r H = -1452$ kJ odnosi se na koeficijente iz reakcije. Da bismo dobili količinu toplote koja se dobija sagorijevanjem 10 mola, postavićemo proporciju:

2 mol (CH_3OH) : 1452 kJ = 10 mol (CH_3OH) : x kJ

$$x\ \text{kJ} = \frac{1452\ \text{kJ} \cdot 10\ \text{mol}}{2} = 7260\ \text{kJ}$$

Odgovor: $\Delta H = -7260$ kJ

Primjer 5.7.

Koja se količina energije dobija sagorijevanjem 10 g metanola?

$2\ CH_3OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 4H_2O_{(g)} + 2CO_{2(g)}$

$\Delta_r H = -1452$ kJ

Izrada

$M_r(CH_3OH) = 12 + 4 + 16 = 32$

$M(CH_3OH) = 32$ g/mol

Proporcija: Po reakciji učestvuju dva mola metanola, što pretvoreno u grame iznosi 64 g.

64 g : 1452 kJ = 10 g : x kJ

$$x\ \text{kJ} = \frac{1452\ \text{kJ} \cdot 10\ \text{g}}{64\ \text{g}} = 226{,}875\ \text{kJ}$$

Odgovor: $\Delta H = -226{,}875$ kJ

Primjer 5.8.

Koliko molova metanola sagorijevanjem daje energiju od 100 kJ?

$2\ CH_3OH_{(l)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ H_2O_{(g)} + 2\ CO_{2(g)}$

$\Delta_r H = -1452$ kJ

Izrada

2 mol (CH_3OH) : 1452 kJ = x mol (CH_3OH) : 100 kJ

$$x\ \text{mol} = \frac{2\ \text{mol} \cdot 100\ \text{kJ}}{1452\ \text{kJ}} = 0{,}138\ \text{mol}$$

PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Oblast hemije koja opisuje **toplotne promjene** koje se javljaju tokom hemijskih reakcija naziva se **termohemija**. Toplotni sadržaj supstanci naziva se entalpija (*H*).

Toplotni efekat hemijske reakcije izražava se promjenom entalpije (ΔH).

Entalpija reakcije ($\Delta_r H$) jeste toplota koja se oslobađa ili vezuje u toku hemijske reakcije.

Kod egzotermnih reakcija toplota se oslobađa, promjena entalpije je negativna ($\Delta H < 0$).

Kod endotermnih reakcija sistem apsorbuje toplotu, promjena entalpije je pozitivna ($\Delta H > 0$).

Jednačine hemijskih reakcija u kojima su prikazani toplotni efekti nazivaju se **termohemijske jednačine**.

Promjena entalpije hemijske reakcije proporcionalna je količini supstance koja reaguje. Veza između energije i molova daje mogućnost za pretvaranja između energije, molova i mase.

1. Zaokruži tačne odgovore:

a) Entalpija povratne reakcije jednaka je entalpiji direktne reakcije.

b) Promjena entalpije egzotermne reakcije jednaka je 0.

c) Endotermne reakcije praćene su vezivanjem toplote.

d) Pri egzotermnim reakcijama toplotni sadržaj produkata manji je od toplotnog sadržaja reaktanata.

2. Da li je reakcija

$2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_3 + 791{,}4$ kJ

a) egzotermna ili

b) endotermna?

3. Gasovi vodonik i hlor reaguju i nastaje gas hlorovodonik uz promjenu entalpije sistema – 185 kJ. Napiši i izjednači termohemijsku jednačinu. Da li je proces endoterman ili egzoterman?

4. Data je reakciona toplota za termohemijsku jednačinu:

$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2\,(g)}$

$\Delta H = -297{,}1$ kJ.

Koliko će iznositi reakciona toplota jednačine $2S_{(s)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{2(g)}$?

5. Data je reakciona toplota za termohemijsku jednačinu:

$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{(g)}$

$\Delta_r H = 181$ kJ.

Koliko će iznositi reakciona toplota reakcije

$NO_{(g)} \rightarrow \frac{1}{2} N_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)}$?

6. Odredi toplotu nastajanja $NO_{2(g)}$ na osnovu sljedeće termohemijske jednačine:

$\frac{1}{2} N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$

$\Delta_r H = +33{,}9$ kJ/mol.

7. Odredi toplotu nastajanja $H_2S_{(g)}$ na osnovu sljedeće termohemijske jednačine:

$\frac{1}{8} S_{8(s)} + H_{2(g)} \rightarrow H_2S_{(g)}$

$\Delta_r H = -20{,}1$ kJ/mol.

8. Ako je toplota reakcije sinteze HgO:

$2Hg_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2HgO_{(s)}$

$\Delta_r H = -180$ kJ

a) Kolika će biti toplota razlaganja (analize) HgO?

b) Koliko će se osloboditi toplote po molu nastalog HgO?

9. Koja se količina toplote oslobodi pri oksidaciji 90 g glukoze ako je poznata reakciona toplota reakcije:

$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$

$\Delta_r H = -2815{,}8$ kJ/mol?

10. Odredi $\Delta_r H$ reakcije između magnezijuma i vodene pare.

$Mg_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow MgO_{(s)} + H_{2(g)}$,

ako je poznato:

a) $\Delta_f H(MgO_{(s)}) = -601{,}8$ kJ/mol

$\Delta_f H(H_2O_{(g)}) = -241{,}82$ kJ/mol

b) Koja se količina toplote oslobodi ako nastaje 1,5 mola MgO?

11. Izračunaj promjenu entalpije date reakcije $\Delta_r H$.

$C_{(grafit)} + 2\,N_2O_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2N_2$,

ako su poznate vrijednosti:

$\Delta_f H(CO_{2(g)}) = -393{,}5$ kJ/mol i toplote nastajanja $\Delta_f H(N_2O_{(g)}) = 82$ kJ/mol.

12. Izračunaj promjenu entalpije date reakcije:

$$2C_2H_{2(g)} + 5O_{2\,(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

ako su poznate vrijednosti:

$\Delta_f H(CO_{2(g)}) = -393{,}5$ kJ/mol

$\Delta_f H(H_2O_{(l)}) = -285{,}8$ kJ/mol

$\Delta_f H(C_2H_{2(g)}) = +226{,}7$ kJ/mol.

13. Izračunaj količinu toplote koja se dobija sagorijevanjem 200 g tečnog etanola, na osnovu date termohemijske jednačine:

$$C_2H_5OH_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$$

$\Delta_r H = -1366{,}8$ kJ/mol.

14. Izračunaj masu etana C_2H_6 koji treba sagorjeti da bi se dobilo 500 kJ toplote, po termohemijskoj jednačini:

$$2C_2H_{6(g)} + 7O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$$

$\Delta H = -3199{,}4$ kJ.

15. Na osnovu termohemijskih jednačina:

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

$\Delta_r H = -285{,}838$ kJ/mol

$$H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$$

$\Delta_r H = +44{,}11$ kJ/mol,

izračunaj reakcionu toplotu direktne sinteze vodene pare:

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$$

$\Delta_r H = ?$

16. Na osnovu termohemijskih jednačina:

$$\frac{1}{2}N_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow NO_{lg)}$$

$\Delta_r H = +\,90{,}5$ kJ/mol

$$NO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$$

$\Delta_r H = -56{,}6$ kJ/mol,

izračunaj reakcionu toplotu direktne oksidacije do azot(IV)-oksida prema jednačini:

$$\frac{1}{2}N_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$$

$\Delta_r H = ?$

17. Date su termohemijske jednačine:

$2\ Al_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \rightarrow 2\ Fe_{(s)} + Al_2O_{3(s)}$

$\Delta_r H_1 = -847{,}6$ kJ/mol

$2Al_{(s)} + \frac{3}{2}\ O_{2(g)} \rightarrow Al_2O_{3(s)}$

$\Delta_r H_2 = -1670$ kJ/mol.

Odredi $\Delta_r H$ za reakciju:

$2Fe_{(s)} + \frac{3}{2}\ O_{2(g)} \rightarrow Fe_2O_{3(s)}$

$\Delta_r H_3 = ?$

Rješenja

1. c) i d)

2. a) Reakcija je egzotermna jer se oslobađa toplota.

3. $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ HCl_{(g)}$
$\Delta_r H = -185$ kJ; reakcija je egzotermna

4. U drugoj jednačini su koeficijenti pomnoženi sa 2, pa će biti:
$\Delta_r H = (2)(-297{,}1\ \text{kJ}) = -594{,}2$ kJ

5. Data reakcija dobija se dijeljenjem sa 2 i zamjenom mjesta reaktanata i produkata, što zahtijeva promjenu predznaka reakcione toplote:
$\Delta_r H = -90{,}5$ kJ

6. $\Delta_r H = \Delta_f H(NO_2) - (\frac{1}{2}\ \Delta_f H(N_2) + \Delta_f H(O_2))$

$\Delta_f H(NO_2) = +33{,}9$ kJ/mol

7. $\Delta_r H = \Delta_f H(H_2S) - (\frac{1}{8}\ \Delta_f H(S_8) + \Delta_f H(H_2)) = -20{,}1$ kJ/mol

$\Delta_f H(S_8) = 0$

$\Delta_f H(H_2) = 0$

$\Delta_f H(H_2S) = -20{,}1$ kJ/mol

8. a) $2HgO_{(s)} \rightarrow 2Hg_{(g)} + O_{2(g)}$
$\Delta_r H = +180$ kJ

b) Data količina toplote odnosi se na 2 mola HgO. Ako želimo da je izrazimo u kJ/mol HgO biće:

$\Delta_r H = \frac{-180\ \text{kJ}}{2\ \text{mol}} = -90$ kJ/mol HgO

9. 1407,5 kJ

10. a) $\Delta_r H = -359{,}98$ kJ/mol

b) Oslobodi se 539,97 kJ toplote.

11. $\Delta_r H = -557{,}5$ kJ/mol

12. $\Delta_r H = -2598{,}8$ kJ

13. Dobija se 5942,6 kJ toplote.

14. $m(C_2H_6)$ = 9,62 g

15. Treća termohemijska jednačina dobija se sabiranjem prve i druge jednačine.

$\Delta_r H$ = −241,827 kJ/mol

16. Treća termohemijska jednačina dobija se sabiranjem prve i druge jednačine.

$\Delta_r H$ = +33,9 kJ/mol

17. Zadata jednačina dobija se zamjenom mjesta reaktanata i produkata prve jednačine, što zahtijeva promjenu znaka reakcione toplote $-\Delta_r H_1$, a onda sabiranje tako dobijenih jednačina:

$2Fe_{(s)} + Al_2O_{3(s)} \rightarrow 2Al_{(s)} + Fe_2O_{3(s)}$ $\quad -\Delta_r H_1$ = +847,6 kJ/mol

$2Al_{(s)} + \frac{3}{2} O_{2(g)} \rightarrow Al_2O_{3(s)}$ $\quad \Delta_r H_2$ = −1670 kJ/mol

$2Fe_{(s)} + \frac{3}{2} O_{2(g)} \rightarrow Fe_2O_{3(s)}$

$\Delta_r H_3 = -\Delta_r H_1 + \Delta_r H_2$ = +847,6 kJ /mol − 1670 kJ/mol = −822,4 kJ/mol

„Rastvori ispunjavaju okeane i teku u našim venama.“

Svante Arenijus

6 RASTVORI

U OVOM POGLAVLJU NAUČIĆEŠ DA:

- objasniš sastav rastvora
- napišeš formule za izračunavanje koncentracije rastvora
- izračunaš rastvorljivost čvrstih supstanci u vodi
- izračunaš maseni udio supstance u rastvoru
- izračunaš količinsku koncentraciju supstance u rastvoru
- prevedeš jedan vid izražavanja sastava rastvora u drugi
- izračunaš koncentraciju rastvora koji nastaje razblaživanjem rastvora
- izračunaš koncentraciju rastvora koji nastaje miješanjem istih rastvora različitih kvantitativnih sastava
- izračunaš molalnost supstance u rastvoru

RAZMISLI I ODGOVORI

1. Zašto kažemo fiziološki, a mislimo na rastvor morske soli? Da li je rastvor morske soli isto što i fiziološki rastvor?
2. Očitaj sastav supstanci na dostupnim prehrambenim ili farmaceutskim proizvodima. Kojim jedinicama je izražen sastav tih smješa? Na pakovanju voćnog soka potraži podatak o koncentraciji šećera u tom proizvodu. Kako je iskazan taj podatak?
3. Riječ rastvor najčešće asocira na nešto tečno. Da li su svi rastvori tečnosti?
4. Primjenom tehnike oluja ideja, napiši pojmove koje možeš da povežeš sa dosadašnjim znanjem o rastvorima.

U svakodnevnom životu često pripremamo rastvore a da toga nijesmo svjesni. Sigurno si nekad pripremio/pripremila limunadu, čaj ili kafu. Sve vode koje nas okružuju su rastvori, kao i vazduh koji udišemo. Rastvori su i naša krv, limfa, protoplazma u svakoj ćeliji.

Rastvori imaju velik značaj, bilo da su rastvori koje koristimo u svakodnevnom životu, rastvori u biološkim sistemima, hemijskim laboratorijama ili u industrijskim procesima. U ovom poglavlju naučićeš kako možeš da izraziš kvantitativni sastav nekih rastvora iz svakodnevnog okruženja ili industrije. U savladavanju ovog nastavnog sadržaja primijenićeš i svoja znanja iz matematike.

6.1. Sastav rastvora

Ključni pojmovi

- disperzni sistem
- disperzna faza
- disperzno sredstvo
- grubo disperzni
- koloidno disperzni i molekulski disperzni sistemi
- rastvor
- rastvorena supstanca
- rastvarač

disperzija (lat. *dispersio*) – raspršivanje, rasipanje

disperziono sredstvo – supstanca u kojoj se vrši disperzija

disperzna faza – supstanca koja se disperguje

Da li znaš da postoji vodootporni pijesak? Ne samo da se ne rastvara u vodi, već u njoj obrazuje kompaktnu jedinstvenu strukturu da bi, kada ga izvadimo iz vode, ponovo postao zrnast. Pogledaj video zapis „Vodootporni pijesak“ na linku:

http://gifgun.files.wordpress.com/2015/05/hydrophobic-sand-in-water.gif?w=350&h=200&crop=1

Disperzni sistemi su složeni sistemi u kojima je disperzna faza dispergovana u disperznom sredstvu. Različita veličina čestica disperzne faze uslovljava različite osobine disperznih sistema, naročito u pogledu njihove stabilnosti.

disperzni sistem = disperzna faza + disperzno sredstvo

Prema veličini čestica disperzne faze, disperzni sistemi se dijele na:

- grubo disperzne sisteme (suspenzije i emulzije): veličina čestica veća od 100 nm
- koloidno disperzne sisteme: veličina čestica od 1 do 100 nm
- molekulsko disperzne sisteme – molekulske (prave) rastvore: veličina čestica manja od 1 nm

O navedenim disperznim sistemima detaljno učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

U ovom poglavlju učićeš o molekulskim (pravim) rastvorima kod kojih je disperzija izvršena do veličine molekula odnosno jona. Pod rastvorima ćeš podrazumijevati rastvore u užem smislu riječi, odnosno takve smješe u kojima je rastvarač tečnog agregatnog stanja (najčešće voda), dok rastvorena supstanca može biti supstanca sva tri agregatna stanja: čvrstog, tečnog i gasovitog.

Za razliku od hemijskih jedinjenja, rastvori nemaju definisan odnos između komponenti, već on može da varira u veoma širokim granicama. Zato i postoji potreba da se kvantitativno definiše i izrazi sastav rastvora.

Rastvori (pravi rastvori) – homogene smješe koje se sastoje iz rastvorene supstance (rastvorka) i rastvarača.

rastvor = rastvorena supstanca + rastvarač

Rastvor = disperzni sistem
Rastvorljiva supstanca = disperzna faza
Rastvarač = disperzno sredstvo

Rastvarač je supstanca u kojoj se nešto rastvara.

Rastvorena supstanca (rastvorak) jeste supstanca koja se rastvara u rastvaraču.

Istraži u literaturi i/ili na internetu koje su supstance rastvorene u morskoj vodi, mokraći, citoplazmi, vodi za piće, znoju. Koji od navedenih primjera rastvora sadrži najviše rastvorenih supstanci u obliku jona, odnosno u obliku molekula? Rezultate svoga rada prikaži plakatom ili prezentacijom.

Ako su rastvorena supstanca i rastvarač istog agregatnog stanja, onda je rastvarač ona supstanca koje ima više.

Primjeri riješenih zadataka

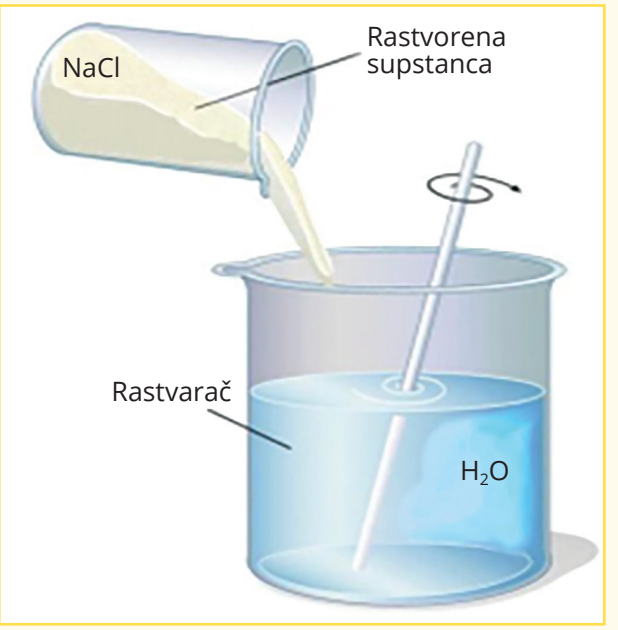
Primjer 6.1.	Izrada
Odredi rastvarač u rastvoru koji sadrži: a) 30 cm^3 etanola + 100 cm^3 vode b) 30 cm^3 vode +100 cm^3 etanola Etanol je alkohol, tečnog agregatnog stanja.	Rastvorena supstanca i rastvarač su istog agregatnog stanja, pa je rastvarač ona supstanca koje ima više. a) rastvor = 30 cm^3 etanol + 100 cm^3 voda rastvarač U datom rastvoru voda je rastvarač, jer je ima više. b) rastvor = 30 cm^3 voda + 100 cm^3 etanol rastvarač U datom rastvoru etanol je rastvarač, jer ga ima više.

Ako rastvorena supstanca i rastvarač nijesu istog agregatnog stanja, onda je rastvarač uvijek ona supstanca koja je istog agregatnog stanja kao i rastvor.

Primjer 6.2.

Rastvor je pripremljen rastvaranjem natrijum--hlorida (kuhinjska so, NaCl) u vodi (slika 6.1). Odredi agregatno stanje dobijenog rastvora.

Izrada



Slika 6.1. Priprema rastvora rastvaranjem natrijum-hlorida (NaCl, kuhinjska so) u vodi

Rastvorena supstanca i rastvarač nijesu istog agregatnog stanja. Pri miješanju kuhinjske soli i vode, voda je rastvarač zato što je dobijeni rastvor tečnog agregatnog stanja kao i voda.

Prema agregatnom stanju rastvori se dijele na **čvrste** (legure određenog sastava: mesing, bronza...), **tečne** (rastvori kiselina, baza i soli u vodi) i **gasovite** (vazduh).

Voda je najčešći rastvarač. Voda je polarni rastvarač, i u njoj se dobro rastvaraju jonska i polarna kovalentna jedinjenja po pravilu: „Slično se u sličnom rastvara“ („Similia similibus solvuntur“).

Nepolarna jedinjenja se dobro rastvaraju u nepolarnim rastvaračima (benzen, hloroform, etar...).

6.2. Rastvorljivost

Ključni pojmovi

- rastvorljivost
- zasićeni rastvor
- nezasićeni rastvor
- prezasićeni rastvor

Rastvorljivost se izražava kao broj grama rastvorljive supstance koju treba rastvoriti u 100 grama rastvarača da bi se dobio zasićen rastvor na datoj temperaturi.

Proces rastvaranja, energetske promjene koje prate proces rastvaranja i uticaj različitih faktora na proces rastvaranja učiš u modulu Opšta i neorganska hemija.

$$\text{Rastvorljivost} \quad (R) = \frac{m_{rs}}{100\ \text{g}\ (H_2O)}$$

m_{rs} – masa rastvorene supstance, g

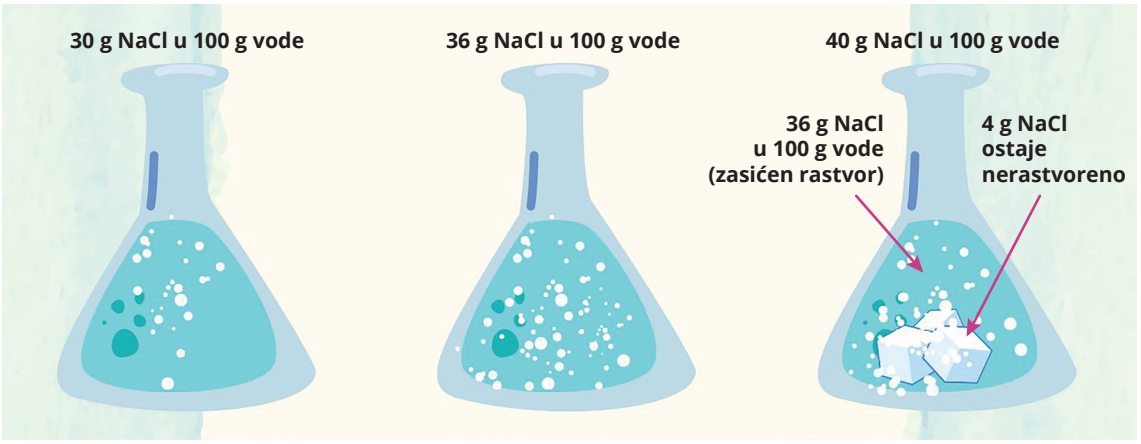
R – rastvorljivost, g

Primjer

$R_{20°C}$ ($C_{12}H_{22}O_{11}$) = 202 g	→	u 100 g vode na 20 °C može maksimalno da se rastvori 202 g šećera.
$R_{20°C}$ ($AgNO_3$) = 216 g	→	u 100 g vode na 20 °C može maksimalno da se rastvori 216 g $AgNO_3$.
$R_{20°C}$ (NaCl) = 36 g	→	u 100 g vode na 20 °C može maksimalno da se rastvori 36 g NaCl.

Rastvori se mogu podijeliti i prema količini rastvorene supstance u rastvoru (slika 6.2) na:

- **Zasićene rastvore** – rastvor sadrži maksimalno dozvoljenu količinu rastvorene supstance koja je određena rastvorljivošću te supstance u datom rastvaraču i na datoj temperaturi.
- **Nezasićene rastvore** – rastvor sadrži manje rastvorene supstance nego što iznosi njena rastvorljivost na datoj temperaturi (odnosno manje rastvorene supstance u odnosu na zasićeni rastvor).
- **Presićene (prezasićene) rastvore** – rastvor sadrži više rastvorene supstance nego što iznosi njena rastvorljivost na datoj temperaturi (odnosno više rastvorene supstance u odnosu na zasićeni rastvor).



a) nezasićen rastvor b) zasićen rastvor c) zasićen rastvor i talog

Slika 6.2. Podjela rastvora prema količini rastvorene supstance u rastvoru

Rastvorljivost nekih soli u 100 g vode na različitim temperaturama data je u tabeli 6.1.

Tabela 6.1: Rastvorljivost nekih soli u 100 g vode na različitoj temperaturi

	Temperatura (°C)								
	0	10	20	30	40	50	60	80	100
	Masa bezvodne soli izražena u gramima								
$AgNO_3$	125,2	172,5	228	284,6	334,8	405	471,4	652	900
$CuSO_4$	14,3	17,4	20,8	25	29	33,3	39,9	55	75,4
$HgCl_2$	3,6	4,8	6,5	8,3	10,2	11,3	16,3	30	61,3
KCl	28	31,2	34,2	37,2	40	42,8	45,8	51,3	56,2
KI	127,8	136,4	137,2	153,2	161	168,8	176,2	190,7	205,8
KNO_3	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	78,6	108,3	168,8	246
NH_4Cl	29,4	33,1	37,2	41,4	45,8	50,4	55,3	65,6	77,3
NaCl	35,7	35,7	35,9	36	36,4	36,6	37	37,9	39,1
$NaNO_3$	73	80	88	96	104	114	124	148	180
$Pb(NO_3)_2$	37,6	46,2	54,3	63,4	72,1	81,8	91,6	111,4	133,1

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 6.3.

Izračunaj rastvorljivost barijum-hlorida, $BaCl_2$, u vodi na 0 °C ako na toj temperaturi 10 g vode sadrži 3,1 g $BaCl_2$.

Podaci:

$m_{(H_2O)} = 10$ g

$m_{(BaCl_2)} = 3{,}1$ g

$R(BaCl_2) = ?$

Izrada

Računa se rastvorljivost barijum-hlorida, $BaCl_2$ u vodi na 0 °C, odnosno masa barijum-hlorida, $BaCl_2$, koja se rastvara u 100 g vode.

Na osnovu definicije rastvorljivosti, treba postaviti proporciju:

$$10\ \text{g}\ H_2O : 3{,}1\ \text{g}\ BaCl_2 = 100\ \text{g}\ H_2O : x\ \text{g}\ BaCl_2$$

$$x = \frac{3{,}1\ \text{g}\ BaCl_2 \cdot 100\ \text{g}\ H_2O}{10\ \text{g}\ H_2O} = 31\ \text{g}\ BaCl_2$$

31 g $BaCl_2$ rastvara se u 100 g H_2O dajući zasićen rastvor na 0 °C, odnosno rastvorljivost $BaCl_2$ u vodi na 0 °C.

$R(BaCl_2, 0\ °C) = 31$ g

Primjer 6.4.

Rastvorljivost magnezijum-hlorida ($MgCl_2$) na 20 °C jeste 74 g. Koliko se grama te soli može rastvoriti u 25 g vode na 20 °C?

Podaci:

$R(MgCl_2) = 74$ g

$m_{(H_2O)} = 25$ g

$m_{(MgCl_2)} = ?$

Izrada

Računa se koliko grama soli, $MgCl_2$, se može rastvoriti u 25 g vode na 20 °C pri zadatoj rastvorljivosti ove soli na 20 °C.

Na osnovu definicije rastvorljivosti, treba postaviti proporciju:

$$100\ \text{g}\ H_2O : 74\ \text{g}\ MgCl_2 = 25\ \text{g}\ H_2O : x\ \text{g}\ MgCl_2$$

$$x = \frac{74\ \text{g}\ MgCl_2 \cdot 25\ \text{g}\ H_2O}{100\ \text{g}\ H_2O} = 18{,}5\ \text{g}\ BaCl_2$$

Primjer 6.5.

Rastvorljivost natrijum-hlorida, NaCl, u vodi na 25 °C iznosi 36 g. Koliko je grama vode potrebno odmjeriti da bi se na 25 °C rastvorilo 9 g soli?

Podaci:

$R(\text{NaCl}) = 36\ \text{g}$

$m_{(\text{NaCl})} = 9\ \text{g}$

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

Izrada

Računa se u koliko grama vode treba rastvoriti 9 g natrijum-hlorida, NaCl, na 25 °C pri zadatoj rastvorljivosti ove soli na 25 °C.

Na osnovu definicije rastvorljivosti, treba postaviti proporciju:

$$100\ \text{g H}_2\text{O} : 36\ \text{g NaCl} = x\ \text{g H}_2\text{O} : 9\ \text{g NaCl}$$

$$x = \frac{9\ \text{g NaCl} \cdot 100\ \text{g H}_2\text{O}}{36\ \text{g NaCl}} = 25\ \text{g H}_2\text{O}$$

Primjer 6.6.

Izračunaj rastvorljivost barijum-nitrata, $Ba(NO_3)_2$, u vodi na 20 °C ako na toj temperaturi 545 g rastvora sadrži 45 g soli.

Podaci:

$m_{r(\text{Ba(NO}_3)_2)} = 545\ \text{g}$

$m_{(\text{Ba(NO}_3)_2)} = 45\ \text{g}$

$R(\text{Ba(NO}_3)_2) = ?$

Izrada

Računa se najprije masa vode na osnovu zadate mase rastvora i mase soli barijum-nitrata, $Ba(NO_3)_2$:

$m_{r(\text{Ba(NO}_3)_2)} = m_{(\text{Ba(NO}_3)_2)} + m_{(\text{H}_2\text{O})}$, odnosno

$m_{(\text{H}_2\text{O})} = m_{r(\text{Ba(NO}_3)_2)} + m_{(\text{Ba(NO}_3)_2)} = 545\ \text{g} - 45\ \text{g} = 500\ \text{g}$

Zatim na osnovu definicije rastvorljivosti treba postaviti proporciju:

$$500\ \text{g (H}_2\text{O)} : 45\ \text{g (Ba(NO}_3)_2) = 100\ \text{g (H}_2\text{O)} : x\ \text{g (Ba(NO}_3)_2)$$

$$x = \frac{45\ \text{g (Ba(NO}_3)_2) \cdot 100\ \text{g (H}_2\text{O)}}{500\ \text{g (H}_2\text{O)}} = 9\ \text{g Ba(NO}_3)_2$$

9 g $Ba(NO_3)_2$ rastvara se u 100 g H_2O dajući zasićen rastvor na 20 °C, odnosno rastvorljivost $Ba(NO_3)_2$ u vodi na 20 °C:

$R(\text{Ba(NO}_3)_2, 20\ °\text{C}) = 9\ \text{g}$

Primjer 6.7.

Izračunaj koliko će se grama kalijum-hlorida, KCl, iskristalisati pri hlađenju 80 g zasićenog rastvora KCl sa 60 °C na 20 °C. Rastvorljivost kalijum-hlorida KCl na 20 °C je 34,2 g a na 60 °C iznosi 45,8 g.

Podaci:

$m_{r60\,°C\,(KCl)} = 80$ g

R(KCl, 20 °C) = 34,2 g

R(KCl, 60 °C) = 45,8 g

$m_{kr(KCl)} = ?$

Izrada

Iz podatka o rastvorljivosti kalijum-hlorida, KCl, na 60 °C imamo da se rastvaranjem 45,8 g KCl u 100 g H_2O na 60 °C dobija 145,8 g zasićenog rastvora.

Računa se masa KCl koja se nalazi u 80 g zasićenog rastvora KCl na 60 °C:

145,8 g R : 45,8 g KCl = 80 g R : x g KCl

$$m_{1(KCl)} = \frac{45{,}8\text{ g KCl} \cdot 80\text{ g } R}{145{,}8\text{ g } R} = 25{,}13\text{ g KCl}$$

Zatim se računa masa vode H_2O u 80 g zasićenog rastvora KCl na 60 °C:

$m_{(H_2O)} = m_r - m_{(KCl)} = 80\text{ g} - 25{,}13\text{ g}$

$m_{(H_2O)} = 54{,}87$ g

Pri hlađenju rastvora masa vode se ne mijenja.

Računa se masa KCl koja je rastvorena u 54,87 g H_2O na 20 °C iz proporcije:

100 g H_2O : 34,2 g KCl = 54,87 g H_2O : x g KCl

$$m_{2(KCl)} = \frac{34{,}2\text{ g KCl} \cdot 54{,}87\text{ g } H_2O}{100\text{ g } H_2O} = 18{,}76\text{ g KCl}$$

Na kraju, računa se masa KCl koja se izdvaja u obliku kristala pri hlađenju 80 g zasićenog rastvora KCl sa 60 °C na 20 °C:

$m_{kr(KCl)} = m_{1(KCl)} - m_{2(KCl)}$

$m_{kr(KCl)} = 25{,}13\text{ g KCl} - 18{,}76\text{ g KCl} = 6{,}37\text{ g}$

Primjer 6.8.

Koliko grama kalijum-jodida, KI, treba naknadno rastvoriti ako se 200 g zasićenog rastvora ove soli na 10 °C zagrije na 50 °C? Rastvorljivost kalijum-jodida KI na 10 °C je 136,4 g a na 50 °C iznosi 168,8 g.

Podaci:

$m_{r10\,°C\,(KI)} = 200$ g

R(KI, 10 °C) = 136,4 g

R(KI, 50 °C) = 168,8 g

$m_{3(KI)} = ?$

Izrada

Iz podatka o rastvorljivosti kalijum-jodida, KI, na 10 °C imamo da se rastvaranjem 136,4 g KI u 100 g H_2O na 10 °C dobija 236,4 g zasićenog rastvora.

Računa se masa KI koja se nalazi u 200 g zasićenog rastvora KI na 10 °C:

236,4 g R : 136,4 g KI = 200 g R : x g KI

$$m_{1(KI)} = \frac{136{,}4\text{ g KI} \cdot 200\text{ g } R}{236{,}4\text{ g } R} = 115{,}4\text{ g KI}$$

Računa se masa vode, H_2O, u 200 g zasićenog rastvora KI na 10 °C:

$m_{(H_2O)} = m_{r(KI)} - m_{1(KI)} = 200\text{ g} - 115{,}4\text{ g}$

$m_{(H_2O)} = 84{,}6$ g

Pretpostavlja se da se pri zagrijavanju rastvora masa H_2O ne mijenja (voda ne isparava).

Računa se masa KI koja je rastvorena u 84,6 g H_2O na 50 °C iz proporcije:

100 g H_2O : 168,8 g KI = 84,6 g H_2O : x g KI

$$m_{2(KI)} = \frac{168{,}8\text{ g KCl} \cdot 84{,}6\text{ g } H_2O}{100\text{ g } H_2O} = 142{,}8\text{ g KI}$$

Na kraju, računa se masa KI koja se naknadno rastvara pri zagrijavanju 200 g zasićenog rastvora KI sa 10 °C na 50 °C:

$m_{3(KI)} = m_{2(KI)} - m_{1(KI)} = 142{,}8\text{ g} - 115{,}4\text{ g}$

$m_{3(KI)} = 27{,}4$ g

6.3. Izražavanje kvantitativnog sastava rastvora

Ključni pojmovi

- procentna koncentracija rastvora (maseni udio)
- količinska (molska) koncentracija rastvora
- razblaživanje rastvora
- miješanje rastvora
- molalna koncentracija rastvora (molalitet)

Kvantitativni odnos rastvorene supstance i rastvarača u datom rastvoru može se iskazati na više načina.

6.3.1. Procentna koncentracija rastvora

Maseni udio supstance u rastvoru, ω(B), predstavlja odnos mase rastvorene supstance B i ukupne mase rastvora:

$$\omega(B) = \frac{m_s(B)}{m_r}$$

$0 < \omega < 1$

$m_s(B)$ – masa supstance

$m_{rč}$ – masa rastvarača (najčešće voda)

m_r – masa rastvora

$$m_r = m_s + m_{rč}$$

Maseni udio je neimenovani broj, i ima vrijednosti od 0 do 1.

Ako se maseni udio pomnoži sa 100, dobija se procentna koncentracija:

$$\%C = \omega \cdot 100\%$$

Procentna koncentracija ima vrijednosti od 0 do 100%.

Primjeri:

- 10% rastvor kuhinjske soli (NaCl) sadrži **10 g NaCl** i 90 g vode (H_2O) u **100 g rastvora**.
- 30% rastvor šećera sadrži **30 g šećera** i 70 g vode (H_2O) u **100 g rastvora**.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 6.9.

Izračunaj maseni udio alkohola u vodi ako se rastvor sastoji od 30 g alkohola i 80 g vode.

Podaci:

$m_{(alkohol)} = 30$ g

$m_{(H_2O)} = 80$ g

$\omega = ?$

Izrada

Zadatak se može riješiti na **dva načina**.

1) Primjenom izraza za maseni udio:

$$m_r = m_{(alkohol)} + m_{(H_2O)}$$

Zatim računamo maseni udio:

$$\omega = \frac{m_{(alkohol)}}{m_r} = \frac{30\ \text{g}}{110\ \text{g}} = 0{,}2727$$

Procentna koncentracija je:

$\% C = \omega \cdot 100\%$

$\% C = 0{,}2727 \cdot 100\%$

$\% C = 27{,}27\%$

2) Postavljanjem proporcije:

Procentna koncentracija rastvora predstavlja masu alkohola u 100 g rastvora, pa može da se napiše sljedeća proporcija:

110 g rastvora (*R*) sadrži 30 g alkohola

100 g rastvora (*R*) sadrži *x* g alkohola

110 g *R* : 30 g (alkohola) = 100 g *R* : *x* g (alkohola)

$$x = \frac{30\ \text{g} \cdot 100\ \text{g}}{110\ \text{g}} = 27{,}27\ \text{g alkohola}$$

% C alkohola = 27,27%,

odnosno maseni udio alkohola je:

$\omega = 0{,}2727$

Primjer 6.10.

Izračunaj masu natrijum-nitrata, $NaNO_3$, i masu vode koja je potrebna za pripremanje 300 g 10% rastvora.

Podaci:

$m_{r(NaNO_3)} = 300$ g

% C = 10% ($\omega = 0{,}1$)

$m_{(NaNO_3)} = ?$

$m_{(H_2O)} = ?$

Izrada

Zadatak se može riješiti na **dva načina**.

1) Primjenom izraza za maseni udio:

Iz izraza za maseni udio računamo masu natrijum-nitrata, $NaNO_3$, koja je potrebna za pripremanje zadatog rastvora:

$$\omega = \frac{m_{(NaNO_3)}}{m_{r(NaNO_3)}}$$

$$m_{(NaNO_3)} = \omega \cdot m_{r(NaNO_3)}$$

$$m_{(NaNO_3)} = 0{,}1 \cdot 300 \text{ g} = 30 \text{ g}$$

Zatim računamo masu vode koja je potrebna za pripremanje zadatog rastvora:

$$m_{r(NaNO_3)} = m_{(NaNO_3)} + m_{(H_2O)}$$

$$m_{(H_2O)} = m_{r(NaNO_3)} - m_{(NaNO_3)}$$

$$m_{(H_2O)} = 300 \text{ g} - 30 \text{ g} = 270 \text{ g}$$

2) Postavljanjem proporcije:

Procentna koncentracija rastvora predstavlja masu natrijum-nitrata, $NaNO_3$, u 100 g rastvora, pa može da se napiše sljedeća proporcija:

100 g rastvora : 10 g ($NaNO_3$) = 300 g rastvora : x g ($NaNO_3$)

$$x = \frac{10 \text{ g} \cdot 300 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 30 \text{ g}$$

Zatim računamo masu vode koja se nalazi u zadatom rastvoru:

$$m_{(H_2O)} = m_{r(NaNO_3)} - m_{(NaNO_3)}$$

$$m_{(H_2O)} = 300 \text{ g} - 30 \text{ g}$$

$$m_{(H_2O)} = 270 \text{ g}$$

Primjer 6.11.

Izračunaj maseni udio rastvora ako se 0,5 mola NaOH nalazi u 400 cm^3 rastvora čija je gustina 1,2 g/cm^3.

$M_{(NaOH)}$ = 40 g/mol.

Podaci:

$n_{(NaOH)}$ = 0,5 mol

$V_{r(NaOH)}$ = 400 cm^3

$\rho_{r(NaOH)}$ = 1,2 g/cm^3

ω = ?

Izrada

Da bismo izračunali maseni udio natrijum-hidroksida, NaOH, u rastvoru, prvo treba izračunati masu rastvora i masu rastvorene supstance, jer je:

$$\omega = \frac{m_{(NaOH)}}{m_{r(NaOH)}}$$

Iz izraza za gustinu rastvora računamo masu rastvora, na osnovu poznate gustine i zapremine rastvora:

$$\rho_{r(NaOH)} = \frac{m_{r(NaOH)}}{V_{r(NaOH)}}$$

$m_{r(NaOH)} = \rho_{r(NaOH)} \cdot V_{r(NaOH)}$

$m_{r(NaOH)} = 1{,}2\ g/cm^3 \cdot 400\ cm^3$

$m_{r(NaOH)} = 480\ g$

Zatim računamo masu natrijum-hidroksida, NaOH, na osnovu zadate količine rastvorene supstance:

$m_{(NaOH)} = n_{(NaOH)} \cdot M_{(NaOH)}$

$m_{(NaOH)} = 0{,}5\ mol \cdot 40\ g/mol$

$m_{(NaOH)} = 20\ g$

Na kraju računamo maseni udio:

$$\omega = \frac{m_{(NaOH)}}{m_{r(NaOH)}} = \frac{20\ g}{480\ g} = 0{,}04$$

Primjer 6.12.

Kolika je masa vode dodata u odmjernu tikvicu u kojoj se nalazi 20 g šećera ako je dobijen 20% rastvor?

Podaci:

% C = 20% (ω = 0,2)

$m_{(šećer)}$ = 20 g

$m_{(H_2O)}$ = ?

Izrada

Iz izraza za maseni udio prvo računamo masu rastvora:

$$\omega = \frac{m_{(šećer)}}{m_{r(šećer)}}$$

$$m_{r(šećer)} = \frac{m_{(šećer)}}{\omega}$$

$$m_{r(šećer)} = \frac{20\ g}{0,2}$$

$$m_{r(šećer)} = 100\ g$$

Zatim računamo masu vode koju treba dodati u odmjernu tikvicu da bismo pripremili zadati rastvor.

Na osnovu izračunate mase rastvora i zadate mase šećera računamo masu vode:

$$m_{r(šećer)} = m_{(šećer)} + m_{(H_2O)}$$

$$m_{(H_2O)} = m_{r(šećer)} - m_{(šećer)}$$

$$m_{(H_2O)} = 100\ g - 20\ g$$

$$m_{(H_2O)} = 80\ g$$

Primjer 6.13.

Koliko grama vode treba dodati u 200 g 5% rastvora kalijum-hlorida, KCl, da bi se dobio 1,5% rastvor?

Podaci:

$m_{r1(KCl)} = 200$ g

$\% C_1 = 5\% (\omega_1 = 0{,}05)$

$\% C_2 = 1{,}5\% (\omega_2 = 0{,}015)$

$m_{(H_2O)dodato} = ?$

Izrada

Prvo računamo masu kalijum-hlorida, KCl, koja se nalazi u prvom rastvoru iz izraza za maseni udio ovog rastvora:

$$\omega_1 = \frac{m_{1(KCl)}}{m_{r1(KCl)}}$$

$$m_{1(KCl)} = \omega_1 \cdot m_{r1(KCl)}$$

$$m_{1(KCl)} = 0{,}05 \cdot 200 \text{ g}$$

$$m_{1(KCl)} = 10 \text{ g}$$

Zatim računamo masu drugog rastvora, pošto je masa kalijum-hlorida, KCl, u prvom i drugom rastvoru ista (samo smo u prvi rastvor dodali vodu, što ne mijenja masu rastvorene supstance):

$$m_{1(KCl)} = m_{2(KCl)}$$

$$m_{r2(KCl)} = \frac{m_{2(KCl)}}{\omega_2}$$

$$m_{r2(KCl)} = \frac{10 \text{ g}}{0{,}015}$$

$$m_{r2(KCl)} = 666{,}67 \text{ g}$$

Na kraju se masa vode, H_2O, koju treba dodati računa iz razlike mase rastvora nakon razblaživanja $m_{r2(KCl)}$ i mase rastvora koji treba razblažiti $m_{r1(KCl)}$:

$$m_{(H_2O)dodato} = m_{r2(KCl)} - m_{r1(KCl)}$$

$$m_{(H_2O)dodato} = 666{,}67 \text{ g} - 200 \text{ g}$$

$$m_{(H_2O)dodato} = 466{,}67 \text{ g}$$

Primjer 6.14.

Koliko se grama 30% rastvora mangan(II)-sulfat--heptahidrata, $MnSO_4$, može dobiti od 400 g mangan(II)-sulfata-heptahidrata $MnSO_4 \cdot 7H_2O$? U koliko grama vode treba rastvoriti kristalnu supstancu da bi se dobio rastvor $MnSO_4$?

Podaci:

$\% C_{(MnSO_4)} = 30\% (\omega = 0,3)$

$m_{(MnSO_4 \cdot 7H_2O)} = 400$ g

$m_{r(MnSO_4)} = ?$

$m_{(H_2O)} = ?$

$M_{(MnSO_4)} = 151$ g/mol

$M_{(MnSO_4 \cdot 7H_2O)} = 277$ g/mol

Izrada

Računa se masa $MnSO_4$ koja se nalazi u 400 g $MnSO_4 \cdot 7H_2O$ iz proporcije:

$M_{(MnSO_4)} : M_{(MnSO_4 \cdot 7H_2O)} = m_{(MnSO_4)} : m_{(MnSO_4 \cdot 7H_2O)}$

151 g $(MnSO_4)$: 277 g $(MnSO_4 \cdot 7H_2O) = x(MnSO_4)$: 400 g$(MnSO_4 \cdot 7H_2O)$

$m_{(MnSO_4)} = x = 218$ g $(MnSO_4)$

Računa se masa rastvora mangan-sulfata, $MnSO_4$, masenog udjela 0,3 koja se dobija rastvaranjem 218 g $MnSO_4$:

$$m_{r(MnSO_4)} = \frac{m_{(MnSO_4)}}{\omega_{(MnSO_4)}} = \frac{218 \text{ g}}{0,3} = 726,67 \text{ g}$$

Računa se masa vode u kojoj treba rastvoriti 400 g $MnSO_4 \cdot 7H_2O$ da bi se dobilo 726,67 g rastvora masenog udjela 0,3:

$m_{(H_2O)} = m_{r(MnSO_4)} - m_{(MnSO_4 \cdot 7H_2O)}$

$m_{(H_2O)} = 726,67 \text{ g} - 400 \text{ g} = 326,67 \text{ g}$

Primjer 6.15.

Izračunaj zapreminu 98% rastvora sulfatne kiseline, H_2SO_4, gustine 1,84 g/cm^3 koja je potrebna za pripremanje 250 cm^3 12% rastvora gustine 1,1 g/cm^3.

Podaci:

$V_{r1(H_2SO_4)} = ?$

$\omega_{r1(H_2SO_4)} = 98\% = 0,98$

$\rho_{r1(H_2SO_4)} = 1,84$ g/cm^3

$V_{r2(H_2SO_4)} = 250$ cm^3

$\omega_{r2(H_2SO_4)} = 12\% = 0,12$

$\rho_{r2(H_2SO_4)} = 1,1$ g/cm^3

Izrada

Prvo treba izračunati masu drugog rastvora na osnovu poznate gustine i zapremine toga rastvora:

$$\rho_{r2(H_2SO_4)} = \frac{m_{r2(H_2SO_4)}}{V_{r2(H_2SO_4)}}$$

$m_{r2(H_2SO_4)} = \rho_{r2(H_2SO_4)} \cdot V_{r2(H_2SO_4)} = 1,1 \text{ g/cm}^3 \cdot 250 \text{ cm}^3 = 275$ g

Zatim računamo masu rastvorene supstance H_2SO_4 u 275 g drugog rastvora masenog udjela $\omega = 0,12$:

$m_{2(H_2SO_4)} = \omega_{r2(H_2SO_4)} \cdot m_{r2(H_2SO_4)} = 0,12 \cdot 275 \text{ g} = 33$ g

Pošto je masa čiste sulfatne kiseline u prvom i drugom rastvoru ista, treba izračunati masu prvog rastvora masenog udjela $\omega = 0,98$ koja će da sadrži potrebnu masu H_2SO_4:

$m_{1(H_2SO_4)} = m_{2(H_2SO_4)}$

$$m_{r1(H_2SO_4)} = \frac{m_{1(H_2SO_4)}}{\omega_{r1(H_2SO_4)}} = \frac{33 \text{ g}}{0,98} = 33,67 \text{ g}$$

Na kraju računamo zapreminu prvog rastvora na osnovu izračunate mase prvog rastvora i njegove zadate gustine:

$$V_{r1(H_2SO_4)} = \frac{m_{r1(H_2SO_4)}}{\rho_{r1(H_2SO_4)}} = \frac{33,67 \text{ g}}{1,84 \text{ g/cm}^3} = 18,3 \text{ cm}^3$$

6.3.2. Količinska (molska) koncentracija rastvora

Količinska (molska) koncentracija (c) predstavlja broj mola rastvorene supstance u 1 dm^3 rastvora.

$$c(B) = \frac{n(B)}{V_r} \qquad [c] = \frac{mol}{dm^3}$$

gdje je: $n(B)$ – količina supstance B; V_r – zapremina rastvora.

Primjeri:

- Rastvor kuhinjske soli, NaCl, količinske koncentracije 0,5 mol/dm^3 sadrži 0,5 mol NaCl u 1 dm^3 rastvora.
- Rastvor natrijum-hidroksida, NaOH, količinske koncentracije 1 mol/dm^3 sadrži 1 mol NaOH u 1 dm^3 rastvora.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 6.16.

Izračunaj količinsku koncentraciju rastvora ako se 11,7 g natrijum-hlorida, NaCl, nalazi u 200 cm^3 rastvora.

$M_{(NaCl)}$ = 58,5 g/mol

Podaci:

$m_{(NaCl)}$ = 11,7 g

$V_{r(NaCl)}$ = 200 cm^3 = 0,2 dm^3

c = ?

Izrada

Prvo treba izračunati količinu natrijum-hlorida na osnovu poznate mase ove soli potrebne za pripremanje rastvora nepoznate količinske koncentracije:

$$n_{(NaCl)} = \frac{m_{(NaCl)}}{M_{(NaCl)}}$$

$$n_{(NaCl)} = \frac{11{,}7\ g}{58{,}5\ g/mol} = 0{,}2\ mol$$

Zatim računamo količinsku koncentraciju rastvora na osnovu izračunate količine soli i poznate zapremine rastvora:

$$c_{(NaCl)} = \frac{n_{(NaCl)}}{V_{r(NaCl)}}$$

$$c_{(NaCl)} = \frac{0{,}2\ mol}{0{,}2\ dm^3} = 1\ mol/\ dm^3$$

Primjer 6.17.

Izračunaj masu natrijum-karbonata, Na_2CO_3, koja je potrebna za pripremanje 2 dm^3 rastvora količinske koncentracije 0,25 mol/dm^3.

$M_{(Na_2CO_3)}$ = 106 g/mol

Podaci:

$m_{(Na_2CO_3)}$ = ?

$V_{r(Na_2CO_3)}$ = 2 dm^3

c = 0,25 mol/dm^3

Izrada

Prvo treba izračunati količinu natrijum-karbonata, Na_2CO_3, na osnovu zadate količinske koncentracije rastvora i zapremine rastvora iz obrasca:

$$c_{(Na_2CO_3)} = \frac{n_{(Na_2CO_3)}}{V_{r(Na_2CO_3)}}$$

$$n_{(Na_2CO_3)} = c_{(Na_2CO_3)} \cdot V_{r(Na_2CO_3)}$$

$$n_{(Na_2CO_3)} = 0{,}25\ mol/dm^3 \cdot 2\ dm^3$$

$$n_{(Na_2CO_3)} = 0{,}5\ mol$$

Zatim računamo masu Na_2CO_3 na osnovu izračunate količine Na_2CO_3 koja je potrebna za pripremanje zadatog rastvora iz obrasca:

$$n_{(Na_2CO_3)} = \frac{m_{(Na_2CO_3)}}{M_{(Na_2CO_3)}}$$

$$m_{(Na_2CO_3)} = n_{(Na_2CO_3)} \cdot M_{(Na_2CO_3)}$$

$$m_{(Na_2CO_3)} = 0{,}5\ mol \cdot 106\ g/mol = 53\ g$$

Primjer 6.18.

Izračunaj količinsku koncentraciju rastvora ako se 31,5 g nitratne kiseline, HNO_3, nalazi u 300 g rastvora čija je gustina 1,5 g/cm^3.

$M_{(HNO_3)}$ = 63 g/mol

Podaci:

$n_{(HNO_3)}$ = 31,5 g

$m_{r(HNO_3)}$ = 300 g

$\rho_{r(HNO_3)}$ = 1,5 g/cm^3

$c_{(HNO_3)}$ = ?

Izrada

Na osnovu poznate vrijednosti mase i gustine rastvora, prvo treba izračunati zapreminu rastvora:

$$\rho_{r(HNO_3)} = \frac{m_{r(HNO_3)}}{V_{r(HNO_3)}}$$

$$V_{r(HNO_3)} = \frac{m_{r(HNO_3)}}{\rho_{r(HNO_3)}} = \frac{300\ g}{1{,}5\ g/cm^3} = 200\ cm^3 = 0{,}2\ dm^3$$

Zatim računamo količinu nitratne kiseline na osnovu poznate mase:

$$n_{(HNO_3)} = \frac{m_{(HNO_3)}}{M_{(HNO_3)}} = \frac{31{,}5\ g}{63\ g/mol} = 0{,}5\ mol$$

Na kraju računamo količinsku koncentraciju rastvora na osnovu izračunatih vrijednosti količine supstance i zapremine rastvora:

$$c = \frac{n_{(HNO_3)}}{V_{(HNO_3)}} = \frac{0{,}5\ mol}{0{,}2\ dm^3} = 2{,}5\ mol/dm^3$$

Primjer 6.19.

Napravljen je rastvor od 25 g natrijum hlorida, NaCl, i 950 g vode (H_2O). Gustina dobijenog rastvora je 1,08 g/cm^3. Izračunaj:

a) maseni udio rastvora

b) količinsku koncentraciju rastvora

$M_{(NaCl)}$ = 58,5 g/mol

Podaci:

$\rho_{r(NaCl)}$ = 1,08 g/cm^3

$m_{(NaCl)}$ = 25 g

$m_{(H_2O)}$ = 25 g

Izrada

a) ω = ?

Prvo treba izračunati masu rastvora koji se sastoji iz poznate mase natrijum-hlorida, NaCl, i vode:

$m_{r(NaCl)} = m_{(NaCl)} + m_{(H_2O)}$ = 25 g + 950 g = 975 g

Zatim računamo maseni udio rastvora iz obrasca:

$$\omega = \frac{m_{(NaCl)}}{m_{r(NaCl)}}$$

$$\omega = \frac{25\ g}{975\ g} = 0{,}0256$$

b) c = ?

Prvo treba izračunati zapreminu rastvora iz obrasca za gustinu rastvora na osnovu poznate gustine i mase rastvora:

$$\rho_{r(NaCl)} = \frac{m_{r(NaCl)}}{V_{r(NaCl)}}$$

$$V_{r(NaCl)} = \frac{m_{r(NaCl)}}{\rho_{r(NaCl)}} = \frac{975\ g}{1{,}08\ g/cm^3}$$

$V_{r(NaCl)}$ = 902,8 cm^3 = 0,903 dm^3

Zatim računamo količinu NaCl na osnovu zadate mase soli iz obrasca:

$$n_{(NaCl)} = \frac{m_{(NaCl)}}{M_{(NaCl)}} = \frac{25\ g}{58{,}5\ g/mol} = 0{,}43\ mol$$

Na kraju računamo količinsku (molsku) koncentraciju na osnovu izračunatih vrijednosti količine supstance i zapremine rastvora iz obrasca:

$$c_{(NaCl)} = \frac{n_{(NaCl)}}{V_{r(NaCl)}} = \frac{0{,}43\ mol}{0{,}903\ dm^3} = 0{,}47\ mol/\ dm^3$$

6.3.3. Preračunavanje jednog vida izražavanja sastava rastvora u drugi

Izvešćemo obrazac koji predstavlja vezu između masenog udjela i količinske koncentracije:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m_s}{M \cdot V_r} = \frac{m_s}{M \cdot \frac{m_r}{\rho_r}} \rightarrow \omega$$

$$c = \frac{\omega \cdot \rho}{M}$$

$$\omega = \frac{c \cdot M}{\rho}$$

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 6.20.

Koliko je grama natrijum-hidroksida, NaOH, potrebno za pripremanje 100 cm^3 rastvora količinske koncentracije 2 mol/dm^3? Koliki je maseni udio rastvora ako je gustina rastvora 2,1 g/cm^3?

$M_{(NaOH)}$ = 40 g/mol

Podaci:

$m_{(NaOH)}$ = ?

$V_{r(NaOH)}$ = 100 cm^3 = 0,1 dm^3

$c_{(NaOH)}$ = 2 mol/ dm^3

$\rho_{r(NaOH)}$ = 2,1 g/cm^3 = 2100 g/dm^3

ω = ?

Izrada

I način:

Prvo treba izračunati količinu natrijum-hidroksida, NaOH, koja je potrebna za pripremanje rastvora poznate količinske koncentracije i zapremine rastvora iz obrasca:

$$c_{(NaOH)} = \frac{n_{(NaOH)}}{V_{r(NaOH)}}$$

$$n_{(NaOH)} = c_{(NaOH)} \cdot V_{r(NaOH)}$$

$$n_{(NaOH)} = 2\ mol/dm^3 \cdot 0{,}1\ dm^3$$

$$n_{(NaOH)} = 0{,}2\ mol$$

Zatim računamo masu NaOH na osnovu izračunate količine natrijum-hidroksida iz obrasca:

$$n_{(NaOH)} = \frac{m_{(NaOH)}}{M_{(NaOH)}}$$

$$m_{(NaOH)} = n_{(NaOH)} \cdot M_{(NaOH)}$$

$$m_{(NaOH)} = 0{,}2\ mol \cdot 40\ g/mol = 8\ g$$

Da bismo izračunali procentnu koncentraciju rastvora, prvo moramo naći masu rastvora na osnovu poznate gustine i zapremine rastvora iz obrasca:

$$\rho_{r(NaOH)} = \frac{m_{r(NaOH)}}{V_{r(NaOH)}}$$

$$m_{r(NaOH)} = \rho_{r(NaOH)} \cdot V_{r(NaOH)}$$

$$m_{r(NaOH)} = 2{,}1\ g/cm^3 \cdot 100\ cm^3 = 210\ g$$

Na kraju računamo maseni udio rastvora natrijum--hidroksida:

$$\omega = \frac{m_{(NaOH)}}{m_{r(NaOH)}} = \frac{8\ g}{210\ g} = 0{,}038$$

II način:

U ovom zadatku maseni udio možemo dobiti iz obrasca:

$$\omega = \frac{c \cdot M}{\rho}$$

Na osnovu obrasca imamo:

$$\omega = \frac{c_{(NaOH)} \cdot M_{(NaOH)}}{\rho_{r(NaOH)}}$$

$$\omega = \frac{2\ mol/dm^3 \cdot 40\ g/mol}{2100\ g/dm^3} = 0{,}038$$

Primjer 6.21.

Izračunaj maseni udio (u procentima) sulfatne kiseline, H_2SO_4, u rastvoru sulfatne kiseline, količinske koncentracije 12,46 mol/dm^3 i gustine 1,655 g/cm^3.

$M_{(H_2SO_4)}$ = 98 g/mol

Podaci:

$c_{(H_2SO_4)}$ = 12,46 mol/dm^3

$\rho_{r(H_2SO_4)}$ = 1,655 g/cm^3 = 1655 g/dm^3

ω = ?

Izrada

I način:

Napomena: Uvodimo da je $V_{r(H_2SO_4)}$ = 1 dm^3 = 1 000 cm^3.

Ako nije data vrijednost za V_r, može se uzeti bilo koja vrijednost, ali se radi jednostavnijeg računanja uzima V_r = 1dm^3.

Prvo treba izračunati masu rastvora na osnovu poznate gustine i zapremine rastvora iz obrasca:

$$\rho_{r(H_2SO_4)} = \frac{m_{r(H_2SO_4)}}{V_{r(H_2SO_4)}}$$

$$m_{r(H_2SO_4)} = \rho_{r(H_2SO_4)} \cdot V_{r(H_2SO_4)} = 1{,}655\ \text{g/cm}^3 \cdot 1000\ \text{cm}^3 = 1655\ \text{g}$$

Računa se količina sulfatne kiseline, H_2SO_4, na osnovu poznate količinske koncentracije rastvora i zapremine rastvora iz obrasca:

$$c_{(H_2SO_4)} = \frac{n_{(H_2SO_4)}}{V_{r(H_2SO_4)}}$$

$$n_{(H_2SO_4)} = c_{(H_2SO_4)} \cdot V_{r(H_2SO_4)} = 12{,}46\ \text{mol/dm}^3 \cdot 1\ \text{dm}^3 = 12{,}46\ \text{mol}$$

Zatim računamo masu H_2SO_4 na osnovu izračunate količine H_2SO_4 iz obrasca:

$$n_{(H_2SO_4)} = \frac{m_{(H_2SO_4)}}{M_{(H_2SO_4)}}$$

$$m_{(H_2SO_4)} = n_{(H_2SO_4)} \cdot M_{(H_2SO_4)} = 12{,}46\ \text{mol} \cdot 98\ \text{g/mol} = 1221{,}1\ \text{g}$$

Na kraju računamo maseni udio rastvora sulfatne kiseline:

$$\omega = \frac{m_{(H_2SO_4)}}{m_{r(H_2SO_4)}} = \frac{1221{,}1\ \text{g}}{1655\ \text{g}} = 0{,}7378 \cdot 100\ \% = 73{,}78\ \%$$

II način:

Koristimo obrazac koji povezuje procentnu i molsku koncentraciju:

$$\omega = \frac{c \cdot M}{\rho} = \frac{c_{(H_2SO_4)} \cdot M_{(H_2SO_4)}}{\rho_{r(H_2SO_4)}}$$

$$\omega = \frac{12{,}46\ \text{mol/dm}^3 \cdot 98\ \text{g/mol}}{1655\ \text{g/dm}^3} = 0{,}7378 \cdot 100\% = 73{,}78\%$$

Primjer 6.22.

Izračunaj količinsku koncentraciju rastvora kalijum-hidroksida, KOH, čija je procentna koncentracija 25% i gustina 1,20 g/cm^3.
$M_{(KOH)}$ = 56 g/mol

Podaci:

ω = 25% = 0,25

$\rho_{r(KOH)}$ = 1,20 g/cm^3

$c_{(KOH)}$ = ?

Izrada

I način:

Napomena: Uvodimo da je $V_{r(KOH)}$ = 1dm^3 = 1 000 cm^3.

Ako nije data vrijednost za V_r može se uzeti bilo koja vrijednost, ali se radi jednostavnijeg računanja uzima V_r = 1dm^3.

Prvo treba izračunati masu rastvora na osnovu poznate gustine i zapremine rastvora iz obrasca:

$$\rho_{r(KOH)} = \frac{m_{r(KOH)}}{V_{r(KOH)}}$$

$$m_{r(KOH)} = \rho_{r(KOH)} \cdot V_{r(KOH)} = 1{,}20\ \text{g/cm}^3 \cdot 1000\ \text{cm}^3 = 1200\ \text{g}$$

Računamo masu kalijum-hidroksid, KOH, na osnovu izračunate mase rastvora i poznatog masenog udjela rastvora iz obrasca:

$$\omega = \frac{m_{(KOH)}}{m_{r(KOH)}}$$

$$m_{(KOH)} = \omega \cdot m_{r(KOH)} = 0{,}25 \cdot 1200\ \text{g} = 300\ \text{g}$$

Zatim računamo količinu kalijum-hidroksida, KOH, na osnovu izračunate mase KOH iz obrasca:

$$n_{(KOH)} = \frac{m_{(KOH)}}{M_{(KOH)}} = \frac{300\ \text{g}}{56\ \text{g/mol}} = 5{,}36\ \text{mol}$$

Na kraju se računa količinska koncentracija kalijum-hidroksida u datom rastvoru:

$$c_{(KOH)} = \frac{n_{(KOH)}}{V_{r(KOH)}} = \frac{5{,}36\ \text{mol}}{1\ \text{dm}^3} = 5{,}36\ \text{mol/dm}^3$$

II način:

Koristimo obrazac koji povezuje procentnu koncentraciju (maseni udio) i količinsku (molsku) koncentraciju:

$$c = \frac{\omega \cdot \rho}{M}$$

$$c_{(KOH)} = \frac{\omega \cdot \rho_{r(KOH)}}{M_{(KOH)}} = \frac{0{,}25 \cdot 1{,}20\ \text{g/cm}^3}{56\ \text{g/mol}}$$

$$c_{(KOH)} = 0{,}00536\ \text{mol/cm}^3 = 5{,}36\ \text{mol/dm}^3$$

6.3.4. Razblaživanje/koncentrovanje rastvora

Razblaživanje rastvora vrši se dodavanjem određene zapremine rastvarača (vode) u matični rastvor, a koncentrovanje uparavanjem rastvarača (vode) iz rastvora. Pri razblaživanju/koncentrovanju rastvora masa rastvorene supstance se ne mijenja ($m_{rs1} = m_{rs2}$), odnosno količina rastvorene supstance ostaje ista ($n_{rs1} = n_{rs2}$).

Rastvor 1		Rastvor 2
m_{r1}, ω_1, V_{r1}, c_1	$\pm H_2O$	m_{r2}, ω_2, V_{r2}, c_2

- početni rastvor
- krajnji rastvor
- razblaživanje ($+H_2O$) / koncentrovanje ($-H_2O$) rastvora

Pri razblaživanju/koncentrovanju rastvora koriste se sljedeći izrazi za izračunavanje:

$$m_{rs1} = m_{rs2}$$

$$\boldsymbol{\omega_1 \cdot m_{r1} = \omega_2 \cdot m_{r2}}$$

m_{r1}, ω_1 – masa i maseni udio polaznog rastvora
m_{r2}, ω_2 – masa rastvora i maseni udio rastvora koji se dobija poslije razblaživanja/koncentrovanja rastvora

$$n_{rs1} = n_{rs2}$$

$$\boldsymbol{c_1 \cdot V_{r1} = c_2 \cdot V_{r2}}$$

V_{r1}, c_1 – zapremina i količinska koncentracija polaznog rastvora
V_{r2}, c_2 – zapremina rastvora i količinska koncentracija rastvora koji se dobija poslije razblaživanja/koncentrovanja rastvora

Na slici 6.3. prikazano je razblaživanje rastvora kalijum-permanganata, $KMnO_4$.

0,02 mol $KMnO_4$
0,1 dm^3 rastvora
$c(KMnO_4)$ = 0,2 mol/dm^3

+ $V(H_2O)$ = 0,4 dm^3

0,02 mol $KMnO_4$
0,5 dm^3 rastvora
$c(KMnO_4)$ = 0,04 mol/dm^3

Slika 6.3. Razblaživanje rastvora kalijum-permanganata, $KMnO_4$

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 6.23.

Koliko grama vode treba dodati u 200 g rastvora natrijum-hlorida, NaCl, masenog udjela 20% da bi se dobio rastvor masenog udjela 12%?

Podaci:

$m_{r1(NaCl)}$ = 200 g

ω_1 = 20% = 0,20

ω_2 = 12% = 0,12

$m_{(H_2O)dodato}$ = ?

Izrada

Iz izraza za razblaživanje rastvora tražimo masu rastvora natrijum-hlorida, NaCl, nakon razblaživanja:

$$\omega_{1(NaCl)} \cdot m_{r1(NaCl)} = \omega_{2(NaCl)} \cdot m_{r2(NaCl)}$$

$$m_{r2(NaCl)} = \frac{\omega_{1(NaCl)} \cdot m_{r1(NaCl)}}{\omega_{2(NaCl)}} = \frac{0{,}2 \cdot 200\ g}{0{,}12}$$

$$m_{r2(NaCl)} = 333{,}33\ g$$

Računa se masa vode, H_2O, koju treba dodati iz razlike mase rastvora nakon razblaživanja i mase rastvora koji treba razblažiti:

$$m_{(H_2O)dodato} = m_{r2(NaCl)} - m_{r1(NaCl)}$$

$$m_{(H_2O)dodato} = 333{,}33\ g - 200\ g = 133{,}33\ g$$

Primjer 6.24.

U 200 g rastvora kalijum-jodida, KI, masenog udjela 0,03, dodato je 100 cm^3 vode H_2O (ρ = 1 g/cm^3). Izračunaj maseni udio kalijum-jodida, KI, u dobijenom rastvoru.

Podaci:

$m_{r1(KI)}$ = 200 g

$\omega_{1(KI)}$ = 0,03

$V_{(H_2O)dodato}$ = 100 cm^3

$\omega_{2(KI)}$ = ?

Izrada

Masa dobijenog rastvora kalijum-jodida, $m_{r2(KI)}$, dobija se dodavanjem 100 cm^3 vode, H_2O, odnosno 100 g vode (pošto je gustina vode ρ = 1 g/cm^3) masi polaznog rastvora $m_{r1(KI)}$:

$$m_{r2(KI)} = m_{r1(KI)} + m_{(H_2O)dodato}$$

$$m_{r2(KI)} = 200\ g + 100\ g$$

$$m_{r2(KI)} = 300\ g$$

Maseni udio rastvora, $\omega_{2(KI)}$, računa se iz izraza za razblaživanje rastvora:

$$\omega_{1(KI)} \cdot m_{r1(KI)} = \omega_{2(KI)} \cdot m_{r2(KI)}$$

$$\omega_{2(KI)} = \frac{\omega_{1(KI)} \cdot m_{r1(KI)}}{m_{r2(KI)}} = \frac{0{,}03 \cdot 200\ g}{300\ g}$$

$$\omega_{2(KI)} = 0{,}02$$

Primjer 6.25.

Koliko je dm^3 rastvora natrijum-hidroksida, NaOH, količinske koncentracije 0,4 mol/dm^3 potrebno za pripremanje 500 cm^3 rastvora natrijum-hidroksida, NaOH, količinske koncentracije 0,2 mol/dm^3?

Podaci:

$c_{1(NaOH)}$ = 0,4 mol/ dm^3

$c_{2(NaOH)}$ = 0,2 mol/ dm^3

$V_{r2(NaOH)}$ = 500 cm^3 = 0,5 dm^3

$V_{r1(NaOH)}$ = ?

Izrada

Pošto je količina rastvorene supstance u prvom i drugom rastvoru jednaka, treba postaviti jednakost:

$$n_{1(NaOH)} = n_{2(NaOH)}$$

odnosno:

$$c_{1(NaOH)} \cdot V_{r1(NaOH)} = c_{2(NaOH)} \cdot V_{r2(NaOH)}$$

Zatim računamo zapreminu prvog rastvora koja je potrebna za pripremanje rastvora iste supstance poznate količinske koncentracije:

$$V_{r1(NaOH)} = \frac{c_{2(NaOH)} \cdot V_{r2(NaOH)}}{c_{1(NaOH)}}$$

$$V_{r1(NaOH)} = \frac{0{,}2\ mol/\ dm^3 \cdot 0{,}5\ dm^3}{0{,}4\ mol/\ dm^3}$$

$$V_{r1(NaOH)} = 0{,}25\ dm^3$$

Primjer 6.26.

Koliko dm^3 vode treba dodati u 600 cm^3 rastvora H_2SO_4 količinske koncentracije 3 mol/dm^3 da se dobije rastvor H_2SO_4 količinske koncentracije 1,5 mol/dm^3?

Podaci:

$V_{r1(H_2SO_4)} = 600\ cm^3 = 0{,}6\ dm^3$

$c_{1(H_2SO_4)} = 3\ mol/\ dm^3$

$c_{2(H_2SO_4)} = 1{,}5\ mol/\ dm^3$

$V_{(H_2O)dodato} = ?$

Izrada

Pošto je količina rastvorene supstance u prvom i drugom rastvoru jednaka, treba postaviti jednakost:

$n_{1(H_2SO_4)} = n_{2(H_2SO_4)}$

$c_{1(H_2SO_4)} \cdot V_{r1} = c_{2(H_2SO_4)} \cdot V_{r2}$

Najprije računamo zapreminu drugog rastvora (V_{r2}) koja se dobija nakon dodavanje vode, odnosno nakon razblaživanja prvog rastvora:

$$V_{r2(H_2SO_4)} = \frac{c_{1(H_2SO_4)} \cdot V_{r1(H_2SO_4)}}{c_{2(H_2SO_4)}}$$

$$V_{r2(H_2SO_4)} = \frac{3\ mol/\ dm^3 \cdot 0{,}6\ dm^3}{1{,}5\ mol/\ dm^3} = 1{,}2\ dm^3$$

Zatim se računa zapremina vode koju treba dodati $V_{(H_2O)dodato}$ iz razlike zapremine rastvora nakon razblaživanja i zapremine rastvora koji treba razblažiti:

$V_{(H_2O)dodato} = V_{r2(H_2SO_4)} - V_{r1(H_2SO_4)}$

$V_{(H_2O)dodato} = 1200\ cm^3 - 600\ cm^3$

$V_{(H_2O)dodato} = 600\ cm^3 = 0{,}6\ dm^3$

6.3.5. Miješanje rastvora

Prilikom miješanja dva rastvora (V_{r1}, V_{r2}, m_{r1}, m_{r2}) istih ili različitih koncentracija (ω_1, ω_2, c_1, c_2) nastaje treći rastvor sa veličinama karakterističnim samo za njega (ω_3, c_3, V_{r3}, m_{r3}).

Rastvor 1	+	Rastvor 2	=	Rastvor 3
m_{r1}, ω_1, V_{r1}, c_1		m_{r2}, ω_2, V_{r2}, c_2		m_{r3}, ω_3, V_{r3}, c_3

$$m_{r3} = m_{r1} + m_{r2}$$

$$m_{rs3} = m_{rs1} + m_{rs2}$$

$$\omega_1 \cdot m_{r1} + \omega_2 \cdot m_{r2} = \omega_3 \cdot m_{r3}$$

$$V_{r3} = V_{r1} + V_{r2}$$

$$n_{rs3} = n_{rs1} + n_{rs2}$$

$$c_1 \cdot V_{r1} + c_2 \cdot V_{r2} = c_3 \cdot V_{r3}$$

Primjer riješenog zadatka

Primjer 6.27.

Kolika je količinska koncentracija rastvora nitratne kiseline, HNO_3, koja se dobija miješanjem 4 dm^3 rastvora nitratne kiseline, HNO_3, količinske koncentracije 0,1 mol/dm^3 i 1 dm^3 rastvora nitratne kiseline, HNO_3, količinske koncentracije 0,4 mol/dm^3.

Podaci:

$V_{r1(HNO_3)} = 4\ dm^3$

$c_{1(HNO_3)} = 0{,}1\ mol/dm^3$

$V_{r2(HNO_3)} = 1\ dm^3$

$c_{2(HNO_3)} = 0{,}4\ mol/dm^3$

$c_{3(HNO_3)} = ?$

Izrada

Prvo računamo zapreminu rastvora V_{r3} koji je dobijen miješanjem dva rastvora zapremine V_{r1} i V_{r2}:

$$V_{r3(HNO_3)} = V_{r1(HNO_3)} + V_{r2(HNO_3)}$$

$$V_{r3(HNO_3)} = 4\ dm^3 + 1\ dm^3 = 5\ dm^3$$

Zatim se, na osnovu jednačine miješanja, računa količinska koncentracija rastvora nitratne kiseline, HNO_3, koji je dobijen nakon miješanja dva rastvora:

$$c_{1(HNO_3)} \cdot V_{r1(HNO_3)} + c_{2(HNO_3)} \cdot V_{r2(HNO_3)} = c_{3(HNO_3)} \cdot V_{r3(HNO_3)}$$

$$c_{3(HNO_3)} = \frac{c_{1(HNO_3)} \cdot V_{r1(HNO_3)} + c_{2(HNO_3)} \cdot V_{r2(HNO_3)}}{V_{r3(HNO_3)}}$$

$$c_{3(HNO_3)} = \frac{0{,}1\ mol/dm^3 \cdot 4\ dm^3 + 0{,}4\ mol/dm^3 \cdot 1\ dm^3}{5\ dm^3}$$

$$c_{3(HNO_3)} = 0{,}16\ mol/dm^3$$

6.3.6. Molalna koncentracija rastvora (molalitet)

Molalna koncentracija (molalitet) rastvora (*b*) predstavlja količinu rastvorene supstance u jedinici mase rastvarača.

$$b(\mathrm{B}) = \frac{n(\mathrm{B})}{m(\text{rastvarača})} \qquad [b] = \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{kg}}$$

b(B) – molalnost rastvorene supstance B

n(B) – količina supstance B

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 6.28.

Izračunaj molalnost rastvora hloridne kiseline koji sadrži 7,3 g HCl u 500 g vode H_2O.

Podaci:

$m_{(HCl)} = 7{,}3\ \mathrm{g}$

$M_{(HCl)} = 36{,}5\ \mathrm{g/mol}$

$m_{(H_2O)} = 500\ \mathrm{g} = 0{,}5\ \mathrm{kg}$

$b_{(HCl)} = ?$

Izrada

Najprije računamo količinu molekula hloridne kiseline na osnovu poznate mase HCl:

$$n_{(HCl)} = \frac{m_{(HCl)}}{M_{(HCl)}}$$

$$n_{(HCl)} = \frac{7{,}3\ \mathrm{g}}{36{,}5\ \mathrm{g/mol}}$$

$$n_{(HCl)} = 0{,}2\ \mathrm{mol}$$

Molalnost rastvora hloridne kiseline *b*(HCl) računamo na osnovu izračunate količine HCl koja se nalazi u 0,5 kg vode po obrascu:

$$b(\mathrm{HCl}) = \frac{n_{(HCl)}}{m_{(H_2O)}}$$

$$b(\mathrm{HCl}) = \frac{0{,}2\ \mathrm{mol}}{0{,}5\ \mathrm{kg}}$$

$$b(\mathrm{HCl}) = 0{,}4\ \mathrm{mol/kg}$$

Primjer 6.29.

Izračunaj molalnost rastvora koji sadrži 120 g natrijum-sulfata, Na_2SO_4, u 985 g rastvora.

$M_{(Na_2SO_4)}$ = 142 g/mol

Podaci:

$m_{(Na_2SO_4)}$ = 120 g

$m_{r(Na_2SO_4)}$ = 985 g

$b_{(Na_2SO_4)}$ = ?

Izrada

Najprije računamo količinu molekula natrijum-sulfata, Na_2SO_4, na osnovu poznate mase soli:

$$n_{(Na_2SO_4)} = \frac{m_{(Na_2SO_4)}}{M_{(Na_2SO_4)}}$$

$$n_{(Na_2SO_4)} = \frac{120\ \text{g}}{142\ \text{g/mol}}$$

$$n_{(Na_2SO_4)} = 0{,}85\ \text{mol}$$

Zatim računamo masu vode, H_2O, na osnovu poznate mase rastvora i mase rastvorene supstance:

$$m_{(H_2O)} = m_{r(Na_2SO_4)} - m_{(Na_2SO_4)}$$

$$m_{(H_2O)} = 985\ \text{g} - 120\ \text{g}$$

$$m_{(H_2O)} = 865\ \text{g} = 0{,}865\ \text{kg}$$

Molalnost rastvora natrijum-sulfata $b(Na_2SO_4)$ računamo na osnovu izračunate količine soli i mase vode iz obrasca:

$$b_{(Na_2SO_4)} = \frac{n_{(Na_2SO_4)}}{m_{(H_2O)}}$$

$$b_{(Na_2SO_4)} = \frac{0{,}85\ \text{mol}}{0{,}865\ \text{kg}}$$

$$b_{(Na_2SO_4)} = 0{,}98\ \text{mol/kg}$$

PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Disperzni sistemi jesu složeni sistemi u kojima je disperzna faza raspršena u disperznom sredstvu.

Prema veličini čestica disperzne faze, disperzni sistemi se dijele na grubo disperzne, koloidno disperzne i molekulsko disperzne sisteme.

Rastvori (pravi rastvori) – homogene smješe koje se sastoje iz rastvorene supstance (rastvorka) i rastvarača.

Rastvarač je supstanca u kojoj se nešto rastvara. Voda je najčešći rastvarač.

Rastvorena supstanca (rastvorak) – supstanca koja se rastvara u rastvaraču.

Ako su rastvorena supstanca i rastvarač istog agregatnog stanja, onda je rastvarač ona supstanca koje ima više. Ako rastvorena supstanca i rastvarač nijesu istog agregatnog stanja, onda je rastvarač uvijek ona supstanca koja je istog agregatnog stanja kao i rastvor.

Prema agregatnom stanju rastvori se dijele na **čvrste**, **tečne** i **gasovite**.

Rastvorljivost je broj grama rastvorljive supstance koju treba rastvoriti u 100 grama rastvarača da bi se dobio zasićen rastvor na datoj temperaturi.

$$R = \frac{m_{rs}}{100\ \text{g}\ (H_2O)}$$

Rastvori se mogu podijeliti i prema količini rastvorene supstance u rastvoru na:

- Zasićene rastvore – rastvor sadrži maksimalno dozvoljenu količinu rastvorene supstance koja je određena rastvorljivošću te supstance u datom rastvaraču i na datoj temperaturi.
- Nezasićene rastvore – sadrže manje rastvorene supstance u odnosu na zasićeni rastvor.
- Presićene (prezasićene) rastvore – sadrže više rastvorene supstance u odnosu na zasićeni rastvor.

Kvantitativni odnos rastvorene supstance i rastvarača u datom rastvoru može se iskazati na više načina: procentna koncentracija (maseni udio), količinska (molska) koncentracija, molalna koncentracija rastvora (molalitet).

Maseni udio supstance u rastvoru – ω(B) predstavlja odnos mase rastvorene supstance B i ukupne mase rastvora:

$$\omega(B) = \frac{m_s(B)}{m_r}$$

Ako se maseni udio pomnoži sa 100, dobija se **procentna koncentracija**:

$$\% c = \omega \cdot 100\%$$

Količinska (molska) koncentracija (*c*) predstavlja broj mola rastvorene supstance u 1 dm^3 rastvora.

$$c(B) = \frac{n(B)}{V_r} \qquad c\ [=]\ \frac{mol}{dm^3}$$

Za preračunavanje jednog vida izražavanja sastava rastvora u drugi, koriste se obrasci:

$$c = \frac{\omega \cdot \rho}{M}$$

$$\omega = \frac{c \cdot M}{\rho}$$

Pri razblaživanju/koncentrovanju rastvora koriste se sljedeći izrazi za izračunavanje:

$$\omega_1 \cdot m_{r1} = \omega_2 \cdot m_{r2}$$

$$c_1 \cdot V_{r1} = c_2 \cdot V_{r2}$$

Prilikom miješanja dva rastvora istih ili različitih koncentracija nastaje treći rastvor, pri čemu važi jednačina miješanja:

$$\omega_1 \cdot m_{r1} + \omega_2 \cdot m_{r2} = \omega_3 \cdot m_{r3}$$

$$c_1 \cdot V_{r1} + c_2 \cdot V_{r2} = c_3 \cdot V_{r3}$$

Molalna koncentracija (molalitet) rastvora (b) predstavlja količinu rastvorene supstance u jedinici mase rastvarača.

$$b(B) = \frac{n(B)}{m(\text{rastvarača})} \qquad b\ [=]\ \frac{mol}{kg}$$

1. Zaokruži tačan odgovor.

Alkohol je rastvarač ako su rastvori nastali miješanjem:

a) 10 g vode i 5 g alkohola
b) 5 cm^3 vode i 10 g alkohola
c) 10 g vode i 5 cm^3 alkohola
d) 10 cm^3 vode i 5 cm^3 alkohola

2. Odredi rastvarač u sljedećim rastvorima:

a) 100 g vode i 50 g alkohola _____
b) 100 g vode i 110 g alkohola _____
c) 100 g vode i 160 g šećera _____
d) 100 g vode i 5 g kuhinjske soli _____.

3. Sirće je 9% rastvor a esencija 80% rastvor sirćetne kiseline u vodi. Što je rastvarač a što rastvorena supstanca u sirćetu, a što u esenciji?

4. Što sadrži nezasićeni rastvor neke supstance na određenoj temperaturi?

a) manje rastvorene supstance nego što iznosi njena rastvorljivost

b) više rastvorene supstance nego što iznosi njena rastvorljivost

c) tačno onoliko rastvorene supstance kolika je njena rastvorljivost

5. U kojem se slučaju zasićeni rastvor srebro-nitrata može pretvoriti u nezasićeni?

a) dodavanjem vode

b) zagrijavanjem rastvora

c) isparavanjem rastvora

d) dodavanjem soli

6. Čaša sadrži rastvor supstance A. U čaši se stvara talog kada se u rastvor doda mala količina supstance A. Kakav je rastvor supstance A iznad taloga?

a) zasićen

b) prezasićen

c) nezasićen

7. U tri epruvete, miješanjem 2 g supstanci sa 5 cm^3 vode, pripremljeni su rastvori supstanci A, B, C. Nakon toga, sadržaji su u epruveti zagrijani, pri čemu su dobijeni bistri rastvori. Epruvete su ostavljene preko noći da se ohlade. Sjutradan se samo u jednoj od epruveta pojavio talog. Na osnovu rezultata ogleda, jedini siguran zaključak je:

a) dva rastvora u epruvetama su nezasićena

b) jedan rastvor u epruveti je nezasićen

c) jedan rastvor u epruveti je zasićen

d) dva rastvora u epruvetama su zasićena

8. Rastvorljivost šećera na 25 °C iznosi 204 g u 100 g vode. U 60 g vode rastvoreno je 120 g šećera na 25 °C, pri čemu je dobijen rastvor A.

A) Rastvor A je:

a) nezasićen

b) zasićen

c) presićen

B) Dodatkom 2 g šećera u rastvor A dobija se rastvor koji je:

a) nezasićen

b) zasićen

c) presićen

9. Odredi rastvorljivost amonijum-hlorida, NH_4Cl, u vodi na 30 °C ako na ovoj temperaturi 20 g zasićenog rastvora, NH_4Cl, sadrži 5,85 g soli.

10. Rastvorljivost bakar-sulfata, $CuSO_4$, u vodi na 60 °C iznosi 39,9 g. Koliko se grama bakar-sulfata, $CuSO_4$, na ovoj temperaturi nalazi u 0,5 kg zasićenog rastvora ?

11. Rastvorljivost srebro-nitrata, $AgNO_3$, na 20 °C iznosi 228 g. Koliko se grama te soli može rastvoriti u 300 g vode na 20 °C?

12. Izračunaj koliko će grama olovo(II)-nitrata, $Pb(NO_3)_2$, iskristalisati pri hlađenju 500 g zasićenog rastvora te soli sa 50 °C na 20 °C? Rastvorljivost olovo(II)-nitrata, $Pb(NO_3)_2$, na 20 °C jeste 54,3 g, a na 50 °C iznosi 81,8 g.

13. Koliko grama aluminijum-hlorida, $AlCl_3$, treba naknadno rastvoriti ako se 540 grama zasićenog rastvora ove soli na 0 °C zagrije na 80 °C? Rastvorljivost aluminijum-hlorida, $AlCl_3$, na 0 °C je 44,9 g, a na 80 °C iznosi 48,6 g.

14. Popuni tabelu.

Masa rastvorene supstance, g	Masa rastvarača, g	Masa rastvora, g	Maseni udio, %
25	75		
30			10
100		500	
		600	20

15. Odredi maseni udio cink-hlorida, $ZnCl_2$, u rastvoru (u procentima) koji sadrži 5 g cink-hlorida, $ZnCl_2$, u 50 g vode.

16. Za otkrivanje sklonosti ka razvoju dijabetesa u kliničkoj praksi koristi se OGGT test (oralni glukoza-tolerans test), pri čemu se pacijentu daje da popije 75 g čiste glukoze rastvorene u 300 g vode, a zatim se svaki sat prati koncentracija glukoze u krvi ispitanika. Koliki je maseni udio (u procentima) ovog rastvora glukoze koji ispitanik uzima tokom testiranja?

17. Odredi maseni udio aluminijum-hlorida, $AlCl_3$, u rastvoru (u procentima) ako se u 200 g rastvora nalazi 11,5 grama aluminijum-hlorida, $AlCl_3$.

18. Koliko se grama rastvora kalijum-permanganata, $KMnO_4$, masenog udjela 3% može pripremiti iz 6 g ove soli?

19. Koliko je grama amonijum-hlorida, NH_4Cl, i vode potrebno za pripremanje 300 g 15% rastvora?

20. Koliko je grama natrijum-nitrata, $NaNO_3$, potrebno rastvoriti u 200 g vode da bi se dobio 20% rastvor?

21. Rastvor borne kiseline, H_3BO_3, koristi se u obliku kapi za oči u terapiji konjuktivitisa („crveno oko“). Koliko se molova ove kiseline nalazi u 250 g 3% rastvora ove kiseline?

22. Izračunaj maseni udio (u procentima) rastvora nitratne kiseline, HNO_3, ako se 0,3 mola HNO_3 nalazi u 500 cm^3 rastvora gustine ρ = 1,2 g/cm^3.

23. Izračunaj maseni udio rastvora (u procentima) ako se u 500 g 10% rastvora natrijum-hlorida, NaCl, doda:

a) 100 g natrijum-hlorida, NaCl

b) 100 g vode

c) 100 g natrijum-hlorida, NaCl i 100g vode

24. Koliko se grama rastvora hloridne kiseline, HCl, masenog udjela 18% dobija rastvaranjem 44,8 dm^3 gasa hlorovodonika, HCl, pri normalnim uslovima?

25. U kojoj masi vode treba da se rastvori 67,2 dm^3 sumpor-vodonika, H_2S, pri normalnim uslovima, da se dobije 14,6% rastvor sulfidne kiseline?

26. Koliko grama vode treba dodati u 300 g 10% rastvora natrijum-nitrata, $NaNO_3$, da bi se dobio 3% rastvor ove soli?

27. Koliko grama vode treba da ispari iz 600 g 20% rastvora magnezijum-hlorida, $MgCl_2$, da se dobije 40% rastvor ove soli?

28. Izračunaj koliko je grama cink-sulfat-heptahidrata, $ZnSO_4 \cdot 7\ H_2O$, potrebno za pripremanje 150 g rastvora $ZnSO_4$ masenog udjela 10%.

29. Izračunaj u koliko grama vode treba rastvoriti 100 g natrijum-karbonat-dodekahidrata, $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$, da bi se dobio rastvor Na_2CO_3 masenog udjela 10%.

30. Izračunaj zapreminu 68% rastvora nitratne kiseline, HNO_3, gustine 1,4 g/cm^3 koja je potrebna za pripremanje 250 cm^3 15% nitratne kiseline, HNO_3, gustine 1,1 g/cm^3.

31. Izračunaj količinsku koncentraciju rastvora natrijum-hipohlorita, NaClO, koji u 0,6 dm^3 rastvora sadrži 0,2 mola NaClO.

32. Izračunaj masu litijum-sulfata, Li_2SO_4, koja je potrebna za pripremanje 300 cm^3 rastvora količinske koncentracije 0,25 mol/dm^3.

33. Barijum-sulfat, $BaSO_4$, koristi se u radiologiji kao kontrastno sredstvo za dobru vizuelizaciju digestivnog trakta. Koliko je grama barijum-sulfata, $BaSO_4$, potrebno da se pripremi 500 cm^3 rastvora, količinske koncentracije 1 mol/dm^3?

34. Izračunaj količinsku koncentraciju rastvora ako se 34,5 g natrijum-nitrita, $NaNO_2$, nalazi u 800 cm^3 rastvora.

35. Fenol C_6H_5OH često se koristi kao antiseptik u pastilama za grlo i sredstvima za ispiranje usta. Kolika je količinska koncentracija fenola, C_6H_5OH, ako se u 100 cm^3 rastvora nalazi 1,5 g fenola?

36. Izračunaj zapreminu rastvora sulfidne kiseline, H_2S, količinske koncentracije 0,3 mol/dm^3, koji sadrži 31,75 g H_2S.

37. Izračunaj zapreminu gasovitog hlorovodonika, HCl, pri normalnim uslovima, koja je potrebna za pripremanje 400 cm^3 rastvora hloridne kiseline količinske koncentracije 0,25 mol/dm^3.

38. Izračunaj količinsku koncentraciju rastvora bakar-sulfata, $CuSO_4$, ako 2 dm^3 ovog rastvora sadrže $6{,}02 \cdot 10^{22}$ molekula $CuSO_4$.

39. Izračunaj količinsku koncentraciju rastvora natrijum-sulfata, Na_2SO_4, koji sadrži 80 g Na_2SO_4 u 800 g rastvora gustine 1,067 g/cm^3.

40. Koliko grama kristalnog $MgCl_2 \cdot 6\ H_2O$ treba odmjeriti da se pripremi 192,7 cm^3 rastvora magnezijum-hlorida, $MgCl_2$, količinske koncentracije 0,25 mol/dm^3?

41. Izračunaj zapreminu 40% rastvora fosfatne kiseline, H_3PO_4, gustine 1,25 g/cm^3 koja je potrebna za pripremanje 400 cm^3 rastvora fosfatne kiseline, H_3PO_4, količinske koncentracije 0,25 mol/dm^3.

42. Izračunaj maseni udio (u procentima) rastvora fosfatne kiseline količinske koncentracije 15 mol/dm^3 i gustine 1,7 g/cm^3.

43. Izračunaj količinsku koncentraciju 57% rastvora jodidne kiseline, HI, gustine 1,7 g/cm^3.

44. Izračunaj masu i zapreminu 85% koncentrovane fosfatne kiseline, H_3PO_4, gustine 1,7 g/cm^3 koja je potrebna za pripremanje 370 g 12% rastvora H_3PO_4.

45. Izračunaj zapreminu 57% koncentrovane jodidne kiseline, HI, gustine 1,7 g /cm^3 koja je potrebna za pripremanje 300 cm^3 rastvora jodidne kiseline, HI, količinske koncentracije 0,1 mol/dm^3.

46. Koliko grama vode treba dodati u 200 g 12% rastvora kalijum-nitrata, KNO_3, da bi se dobio 8% rastvor?

47. Rastvor 3% vodonik-peroksida (hidrogen), H_2O_2, koristi se kao antiseptik pri ispiranju rana spolja, a 0,3% rastvor iste supstance za ispiranje sluznice. Sa koliko grama vode treba razblažiti 100 g 3% rastvora vodonik-peroksida, H_2O_2, da bi se dobio 0,3% rastvor iste supstance?

48. Izračunaj maseni udio (u procentima) kalijum-jodida, KI, u rastvoru koji je dobijen dodavanjem 100 cm^3 vode u 200 g 3% rastvora kalijum-jodida.

49. Izračunaj maseni udio (u procentima) cink-hlorida, $ZnCl_2$, u rastvoru koji je dobijen miješanjem 52 g 13% rastvora i 48 g 18% rastvora cink-hlorida, $ZnCl_2$.

50. Koliko grama vode treba upariti iz 115 g 21% rastvora natrijum-sulfata, Na_2SO_4, da bi se dobio 38% rastvor natrijum-sulfata, Na_2SO_4?

51. Izračunaj maseni udio amonijum-hidroksida, NH_4OH (u procentima), u rastvoru koji je dobijen kada se u 150 g 10% rastvora amonijum-hidroksida, NH_4OH, uvede 6,72 dm^3 amonijaka, NH_3, pri normalnim uslovima.

52. Koliku zapreminu rastvora natrijum-hlorida, NaCl, količinske koncentracije 0,45 mol/dm^3, treba odmjeriti da se pripremi 250 cm^3 rastvora natrijum-hlorida, NaCl, količinske koncentracije 0,1 mol/dm^3?

53. Izračunaj količinsku koncentraciju rastvora koji se dobija razblaživanjem 150 cm^3 rastvora kalijum-hlorida, KCl, količinske koncentracije 0,2 mol/dm^3 sa 450 cm^3 vode.

54. Koliko cm^3 vode treba dodati u 200 cm^3 rastvora kalijum-hidroksida, KOH, količinske koncentracije 0,1 mol/dm^3, da bi se dobio rastvor kalijum-hidroksida, KOH, količinske koncentracije 0,05 mol/dm^3?

55. Kolika je količinska koncentracija rastvora hloridne kiseline, HCl, koji se dobija miješanjem 4 dm^3 rastvora hloridne kiseline, HCl, količinske koncentracije 0,1mol/dm^3 i 1 dm^3 rastvora hloridne kiseline, HCl, količinske koncentracije 0,4 mol/dm^3?

56. Koliko je cm^3 rastvora nitratne kiseline, HNO_3, količinske koncentracije 1,5 mol/dm^3 i 3,5 mol/dm^3 potrebno izmiješati da se dobije 300 cm^3 nitratne kiseline, HNO_3, količinske koncentracije 2 mol/dm^3?

57. Izračunaj molalnost rastvora kalijum-hidroksida, KOH, koji je dobijen rastvaranjem 560 g KOH u 1 kg vode.

58. Izračunaj molalnost rastvora koji sadrži 49 g sulfatne kiseline, H_2SO_4, u 475 g rastvora.

59. Koliko je grama natrijum-sulfata, Na_2SO_4, i vode potrebno za pripremanje 200 g rastvora molalnosti 1 mol/kg?

Rješenja

1. b)

2. a) 100 g vode
b) 110 g alkohola
c) 100 g vode
d) 100 g vode

3. sirće – rastvorena supstanca: sirćetna kiselina; rastvarač: voda
esencija – rastvorena supstanca: voda; rastvarač: sirćetna kiselina

4. a)

5. a)

6. a)

7. c)

8. A) a) B) a)

9. $R(NH_4Cl)$ = 29,25 g

10. 142,6 g $CuSO_4$

11. 684 g $AgNO_3$

12. 75,64 g Pb $(NO_3)_2$

13. 13,79 g $AlCl_3$

14.

Masa rastvorene supstance, g	Masa rastvarača, g	Masa rastvora, g	Maseni udio, %
25	75	100	25
30	270	300	10
100	400	500	20
120	480	600	20

15. ω = 9,09%

16. ω = 20%

17. ω = 5,75%

18. 200 g

19. 45 g NH_4Cl i 255 g H_2O

20. 50 g $NaNO_3$

21. 0,12 mol H_3BO_3

22. ω = 3,15%

23. a) ω = 25%
b) ω = 8,33%
c) ω = 21,42%

24. 405,56 g rastvora HCl

25. 596,63 g H_2O

26. 700 g H_2O

27. 300 g H_2O

28. 26,74 g $ZnSO_4 \cdot 7\ H_2O$

29. 333,57 g H_2O

30. 43,33 cm^3 rastvora HNO_3

31. 0,33 mol/dm^3

32. 8,25 g Li_2SO_4

33. 115 g $BaSO_4$

34. 0,625 mol/dm^3

35. 0,16 mol/dm^3

36. 3,11 dm^3 rastvora H_2S

37. 2,24 dm^3 HCl

38. 0,05 mol/dm^3

39. 0,75 mol/dm^3

40. 9,78 g $MgCl_2 \cdot 6\ H_2O$

41. 19,5 cm^3 rastvora H_3PO_4

42. ω = 86,47%

43. 7,57 mol/dm^3

44. 52,23 g H_3PO_4, 30,72 cm^3 rastvora H_3PO_4

45. 3,96 cm^3 rastvora HI

46. 100 g H_2O

47. 900 g H_2O

48. ω = 2%

49. ω = 15,4%

50. 51,44 g H_2O

51. ω = 12,96%

52. 0,056 dm^3 rastvora NaCl

53. 0,05 mol/dm^3

54. 200 cm^3 H_2O

55. 0,16 mol/dm^3

56. 0,075 mol/dm^3

57. 10 mol/kg

58. 1,17 mol/kg

59. 24,86 g Na_2SO_4, 175,12 g H_2O

„Nijedna moć i nijedno blago ne mogu nadmašiti proširenje našeg znanja.“

Demokrit

7 ELEKTROLITIČKA DISOCIJACIJA ELEKTROLITA

U OVOM POGLAVLJU NAUČIĆEŠ DA:

- izračunaš stepen disocijacije
- izračunaš konstantu disocijacije
- definišeš kiseline, baze i soli prema Arenijusovoj i protolitičkoj teoriji
- napišeš jednačine reakcija disocijacije elektrolita
- izračunaš pH vrijednost rastvora
- izračunaš koncentraciju vodonikovih i hidroksidnih jona u rastvoru
- napišeš jednačine nastajanja soli
- napišeš hidrolizu soli
- izračunaš konstantu hidrolize soli

RAZMISLI I ODGOVORI

1. Napiši najmanje tri pojma koja možeš povezati s dosadašnjim znanjem o kiselinama i bazama.
2. Od sirćeta u kuhinji do sapuna pod tušem, kiseline i baze su svuda. Ali što znači reći da je nešto kiselo ili bazno? Što je zajedničko ukusu limuna, jabuke, kiselog krastavca, koka-kole?
3. Da li si pri ujedu mrava ili pčele osjetio/osjetila peckanje? To peckanje potiče od metanske kiseline, a nelagodnost izazvanu ujedom možeš ublažiti upotrebom sode bikarbone.
4. Ako se neko od starijih požali da ima kiselinu u želucu, što traži da popije da bi neutralisao tu kiselinu?

S pojmovima kiselina, baza i soli upoznao/upoznala si se u osnovnoj školi. Promjena kiselosti ili baznosti reakcionog sistema može da utiče na mehanizam, smjer i brzinu hemijske reakcije. Elektroliti igraju važnu ulogu u nauci i tehnici, kao i u svakodnevnom životu. Uz njihovu pomoć prave se prenosni izvori električne struje, kao npr. akumulatori za automobile i razne vrste baterija. Koriste se u elektrohemijskoj, prehrambenoj, metalurškoj industriji, pri proizvodnji mineralnih đubriva, deterdženata, polimernih materijala. Mnoge dijagnostičke metode zasnivaju se na analizi kiselo-bazne ravnoteže. Upotreba elektrolita prilično je raznolika, kao i njihov sastav.

Kada oksidi sumpora i azota reaguju sa vodenom parom u atmosferi, nastaju kisele kiše. Istraži u literaturi i/ili na internetu kakav je uticaj kiselih kiša na životnu sredinu.

U ovom poglavlju naučićeš koje su osnovne karakteristike elektrolita, koji elektroliti su jaki a koji slabi, i kako da izračunaš konstantu i stepen disocijacije. Upoznaćeš se s pojmovima vodonični eksponent i pH vrijednost rastvora, kao i s njihovim praktičnim značajem. Takođe, naučićeš kako se dobijaju soli i koje soli u vodenim rastvorima pokazuju kiselu ili baznu reakciju, a koje ne podliježu reakciji sa vodom.

Ključni pojmovi

- elektroliti
- kiseline
- baze
- soli
- stepen disocijacije (α)
- konstanta disocijacije (K)

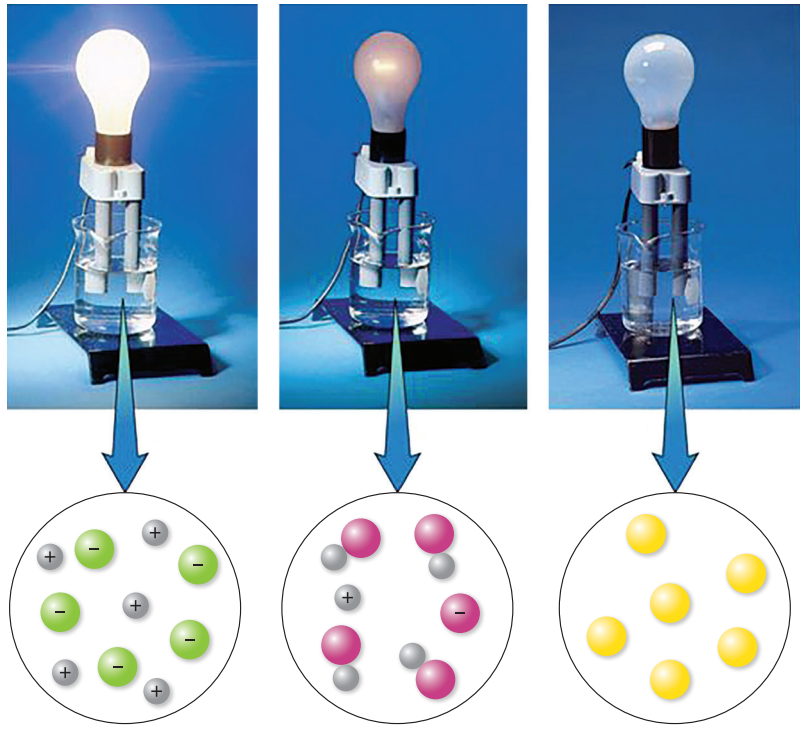
elektroda – električni provodnik preko kojeg se struja dovodi u nešto ili izvodi iz nečega

rastop – tečno agregatno stanje supstance koja je na sobnoj temperaturi u čvrstom stanju

7.1. Elektrolitička disocijacija

Sposobnost nekih hemijskih jedinjenja da provode električnu struju možemo ispitati na sljedećem primjeru: sastavimo električno kolo od dvije grafitne elektrode, povezane žicama s led sijalicom i izvorom električne struje. Zatim elektrode zaronimo u rastvor destilovane vode i uključimo prekidač kao na slici 7.1. U tom slučaju ne dolazi do vidljivih promjena – sijalica neće svijetliti. To ukazuje na činjenicu da u kolu nema struje, tj. da destilovana voda ne provodi struju. Ako isti ogled ponovimo s rastvorima hloridne i etanske kiseline, jednakih koncentracija, sijalica će svijetliti, ali različitim intenzitetom – u rastvoru s etanskom kiselinom jedva će treperiti, dok će u rastvoru s hloridnom kiselinom svijetliti punim sjajem. Na osnovu ovoga zaključujemo da rastvori kiselina provode električnu struju, ali različitom jačinom.

Jedinjenja čiji vodeni rastvori provode električnu struju nazivaju se **elektroliti**. Takva jedinjenja su npr. mnoge neorganske kiseline, baze i soli rastvorljive u vodi.



Slika 7.1. Vodeni rastvor a) i b) jakih i slabih elektrolita i c) neelektrolita

- Pažljivo posmatraj sliku. Što zapažaš, koji rastvori provode električnu struju?

Postoje i hemijska jedinjenja čiji rastopi provode električnu struju, kao što su npr. rastopi soli.

Jedinjenja čiji vodeni rastvori ili rastopi ne provode električnu struju nazivaju se **neelektroliti**. Objašnjenje za ovakvo ponašanje elektrolita u vodenim rastvorima dao je švedski hemičar Svante Avgust Arenijus. Prema njegovoj teoriji, molekuli elektrolita **disosuju** na jone u vodenim rastvorima.

Disocijacija je proces razlaganja elektrolita na pozitivne i negativne jone pod uticajem molekula rastvarača.

Švedski hemičar Svante Avgust Arenijus (1859–1927) dobio je Nobelovu nagradu za svoju elektrolitičku teoriju disocijacije 1903. godine.

Električnu struju u metalima provode elektroni, a u rastvorima i rastopima elektrolita struju provode joni, pa se joni nazivaju provodnici druge vrste.

7.1.1. Stepen disocijacije

Elektroliti u vodenom rastvoru daju jone. Sposobnost elektrolita da provodi električnu struju zavisi, prije svega, od broja jona u rastvoru koji nastaju razlaganjem – disocijacijom elektrolita. Elektroprovodljivost elektrolita iste koncentracije, npr. rastvora hloridne HCl i etanske CH_3COOH, kiseline je različita iako obje kiseline pri disocijaciji daju po jedan H^+ jon. To znači da molekuli ovih kiselina ne podliježu disocijaciji u istoj mjeri:

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

$$CH_3COOH \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + CH_3COO^-$$

Odnos broja molekula koji su se razložili na jone (N_{dis}) i ukupnog broja molekula elektrolita koji se nalaze u rastvoru (N_{uk}) naziva se stepen disocijacije (α) i računa se prema jednačini:

$$\alpha = \frac{N_{dis}}{N_{uk}}$$

Elektroliti u ljudskom organizmu imaju važnu ulogu: regulišu osmotski pritisak, pomažu u održavanju funkcija mišićnih i nervnih ćelija, brinu o pH vrijednosti krvi. Takođe su važni za hormonsku ravnotežu, enzimske reakcije, iskorišćenje glukoze, koštanu masu, funkcije sistema za varenje, krvni pritisak, izgradnju i regeneraciju tkiva.

Pošto je N_{dis} uvijek manje od N_{uk}, vrijednost stepena disocijacije kreće se od 0 do 1. Ako se brojne vrijednosti stepena disocijacije pomnože sa 100%, tada se on izražava u procentima.

Stepen disocijacije zavisi od prirode elektrolita, prirode rastvarača, temperature i koncentracije rastvora.

U tabeli 7.1 navedena je podjela elektrolita, koncentracije 0,1 mol/dm^3 na temperaturi od 25 °C u zavisnosti od vrijednosti stepena disocijacije (α).

Na linku https://www.youtube.com/watch?v=uqeBVGSFSfw možeš vidjeti više o osobinama elektrolita.

Tabela 7.1: Jačina elektrolita

Vrijednost stepena disocijacije (α)	Jačina elektrolita
Veći od 0,3	jaki
Od 0,03 do 0,3	srednji
Manji od 0,03	slabi

▶ Razmisli, ako se od 100 molekula nekog elektrolita na jone razložilo njih 50, da li je u pitanju jak ili slab elektrolit?

U jake elektrolite spadaju mnoge neorganske kiseline i baze kao i sve rastvorne soli, dok u slabe elektrolite spadaju organske kiseline i neke neorganske kiseline i baze (tabela 7.2).

Tabela 7.2: Jaki i slabi elektroliti

Jaki elektroliti	Slabi elektroliti
Mnoge neorganske kiseline kao $HClO_4$, H_2SO_4, HNO_3, HCl...	Neke neorganske kiseline kao H_2CO_3, H_2SO_3, HNO_2, HF, H_3BO_3...
Mnoge neorganske baze kao NaOH, LiOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$...	Neke neorganske baze kao $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Mn(OH)_2$...
Soli rastvorne u vodi	Mnoge organske kiseline

▶ Što zaključuješ, koje kiseline spadaju u jake a koje u slabe elektrolite?

Na osnovu stepena disocijacije, moguće je izračunati koncentraciju jona u vodenim rastvorima:

$$c_j = c_e \cdot z \cdot \alpha$$

gdje je:

c_j – koncentracija jona u rastvoru

c_e – koncentracija elektrolita

z – broj jona koji nastaju disocijacijom

α – stepen disocijacije

7.1.2. Konstanta disocijacije

Jaki elektroliti su u rastvorima prisutni uglavnom u obliku jona, dok su slabi elektroliti prisutni u molekulskom obliku (slika 7.2).

Disocijacija jakih elektrolita predstavlja se kao nepovratan, konačan proces:

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

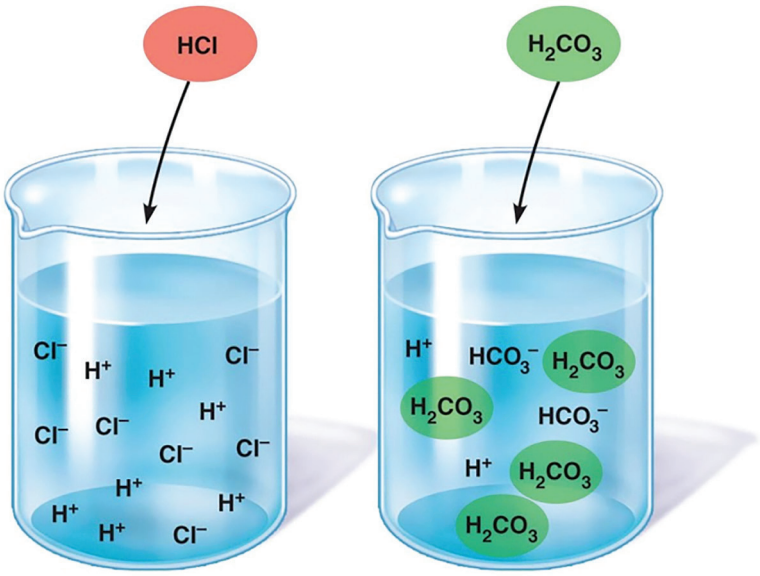
$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$$

Elektrolitička disocijacija jakih elektrolita je potpuna i, ukoliko nije drugačije navedeno, smatra se da je stepen disocijacije $\alpha = 1$.

Disocijacija slabih elektrolita predstavlja se kao povratan proces:

$$H_2CO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2\,H^+ + CO_3^{2-}$$

$$Cu(OH)_2 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Cu^{2+} + 2\,OH^-$$



Slika 7.2. Disocijacija jakog HCl i slabog H_2CO_3 elektrolita

- Na osnovu broja jona u rastvoru, koji je od navedenih jak, a koji je slab elektrolit?

binarni elektrolit – najprostiji elektrolit koji se sastoji od jednog katjona i jednog anjona

Disocijacija slabih **binarnih elektrolita** kiseline HA i baze MOH može se predstaviti kao povratan proces sljedećim jednačinama:

$$HA \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + A^-$$

$$MOH \xrightleftharpoons{H_2O} M^+ + OH^-$$

Primjenom zakona o dejstvu masa na ove reakcije, dobijamo izraze za konstante ravnoteže disocijacije slabih elektrolita:

$$K_d = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

$$K_d = \frac{[M^+] \cdot [OH^-]}{[MOH]}$$

Ova konstanta naziva se konstanta disocijacije (K_d). Što je konstanta disocijacije veća, to je u rastvoru prisutan veći broj jona – elektrolit je jače disosovan.

Konstanta disocijacije predstavlja konstantu ravnoteže procesa disocijacije. Konstanta disocijacije elektrolita (kiseline ili baze) zavisi od prirode elektrolita i temperature. Što je konstanta veća, to je kiselina, odnosno baza, jača.

$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}$$

K_d – konstanta disocijacije

α – stepen disocijacije

c – koncentracija elektrolita

Kod veoma slabih elektrolita α teži nuli, zato se izraz pojednostavljuje: $K_d = \alpha^2 \cdot c$.

Ovi izrazi odnose se na slabe elektrolite, povezuju konstantu i stepen disocijacije, i predstavljaju Ostvaldov zakon razblaženja koji glasi: sa smanjenjem koncentracije rastvora, raste stepen disocijacije, jer je njihov proizvod konstantan.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 7.1.

Izračunaj stepen disocijacije elektrolita ako se od 100 molekula u vodenom rastvoru njih 35 razložilo na jone. Da li je u pitanju jak ili slab elektrolit?

Podaci:

N_{uk} = 100 mk

N_{dis} = 35 mk

α = ?

Izrada

$$\alpha = \frac{N_{dis}}{N_{uk}} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{35\ \text{mk}}{100\ \text{mk}} \cdot 100\%$$

$\alpha = 0{,}35 \cdot 100\% = 35\%$

U pitanju je jak elektrolit.

Primjer 7.2.

Ako se u rastvoru čiji je stepen disocijacije 0,001 nalazi 5 000 molekula, koliko će se molekula razložiti na jone?

Podaci:

N_{uk} = 5 000 mk

A = 0,001

N_{dis} = ?

Izrada

$$\alpha = \frac{N_{dis}}{N_{uk}}$$

$N_{dis} = N_{uk} \cdot \alpha = 0{,}001 \cdot 5\ 000$ mk

N_{dis} = 5 mk

Na jone će se razložiti pet molekula.

Primjer 7.3.

Izračunaj koncentraciju jona bakra i hlora u rastvoru bakar(II)-hlorida koncentracije 0,2 mol/dm^3 ako je stepen disocijacije 70%.

Podaci:

$c(CuCl_2)$ = 0,2 mol/dm^3

α = 70% = 0,7

$c(Cu^{2+})$ = ?

$c(Cl^-)$ = ?

Izrada

Bakar(II)-hlorid disosuje prema jednačini:

$$CuCl_2 \xrightleftharpoons{H_2O} Cu^{2+} + 2\,Cl^-$$

Pri disocijaciji jednog molekula $CuCl_2$ nastaje jedan jon bakra i dva jona hlora, pa se nepoznate koncentracije jona računaju:

$c(Cu^{2+})$ = ? z = 1

$c(Cu^{2+}) = c(CuCl_2) \cdot z \cdot \alpha = 0{,}2\ \text{mol/dm}^3 \cdot 1 \cdot 0{,}7 = 0{,}14\ \text{mol/dm}^3$

$c(Cl^-)$ = ? z = 2

$c(Cl^-) = c(CuCl_2) \cdot z \cdot \alpha = 0{,}2\ \text{mol/dm}^3 \cdot 2 \cdot 0{,}7 = 0{,}28\ \text{mol/dm}^3$

Primjer 7.4.

U jednom decimetru kubnom rastvora nalazi se 100 grama bakar(II)-nitrata. Izračunaj koncentraciju bakarnih i nitratnih jona u rastvoru ako je stepen disocijacije 80%.

Podaci:

$V = 1\ dm^3$

$m(Cu(NO_3)_2) = 100\ g$

$\alpha = 80\% = 0{,}8$

$c(Cu^{2+}) = ?$

$c(NO_3^-) = ?$

Izrada

Bakar(II)-nitrat disosuje prema jednačini:

$$Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + 2\,NO_3^-$$

Iz mase bakar(II)-nitrata računa se broj molova:

$M(Cu(NO_3)_2) = 187{,}55\ g/mol$

$$n(Cu(NO_3)_2) = \frac{m}{M} = \frac{100\ g}{187{,}55\ g/mol} = 0{,}53\ mol$$

a zatim i koncentracija bakar(II)-nitrata:

$$c(Cu(NO_3)_2) = \frac{n}{V} = \frac{0{,}53\ mol}{1\ dm^3}$$

$c(Cu(NO_3)_2) = 0{,}53\ mol/dm^3$

Pri disocijaciji jednog molekula $Cu(NO_3)_2$ nastaje jedan jon bakra i dva nitratna jona, pa se nepoznate koncentracije računaju:

$c(Cu^{2+}) = c(Cu(NO_3)_2) \cdot z \cdot \alpha$

$c(Cu^{2+}) = 0{,}53\ mol/dm^3 \cdot 1 \cdot 0{,}8 = 0{,}424\ mol/dm^3$

$c(NO_3^-) = c(Cu(NO_3)_2) \cdot z \cdot \alpha$

$c(NO_3^-) = 0{,}53\ mol/dm^3 \cdot 2 \cdot 0{,}8 = 0{,}848\ mol/dm^3$

Primjer 7.5.

Izračunaj konstantu disocijacije hipohloraste kiseline, HClO, koncentracije $0{,}01\ mol/dm^3$ ako je njen stepen disocijacije 0,07.

Podaci:

$c(HClO) = 0{,}01\ mol/dm^3$

$\alpha = 0{,}07$

$K_d = ?$

Izrada

Pošto je u pitanju slaba kiselina, konstanta disocijacije se računa primjenom formule:

$K_d = \alpha^2 \cdot c$

$K_d = (0{,}07)^2 \cdot 0{,}01\ mol/dm^3$

$K_d = 0{,}000049\ mol/dm^3$

Primjer 7.6.	Izrada
Odredi stepen disocijacije fluoridne kiseline HF u rastvoru koncentracije 0,02 mol/dm^3 ako je njena konstanta disocijacije 0,00066 mol/dm^3. Podaci: c(HF) = 0,02 mol/dm^3 K_d = 0,00066 mol/dm^3 α = ?	U pitanju je slab elektrolit, pa se stepen disocijacije računa iz formule: $K_d = \alpha^2 \cdot c$ $\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}} = \sqrt{\frac{0{,}00066\ \text{mol/dm}^3}{0{,}02\ \text{mol/dm}^3}}$ $\alpha = \sqrt{0{,}033} = 0{,}18$

7.2. Arenijusova teorija kiselina, baza i soli

Prema Arenijusovoj teoriji: kiseline su elektroliti koji pri disocijaciji u vodenim rastvorima kao pozitivne jone daju isključivo vodonikove H^+ jone.

Tako npr. hloridna kiselina u vodenim rastvorima daje sljedeće jone:

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

Baze su elektroliti koji pri disocijaciji u vodenim rastvorima kao negativne jone daju isključivo hidroksidne OH^- jone.

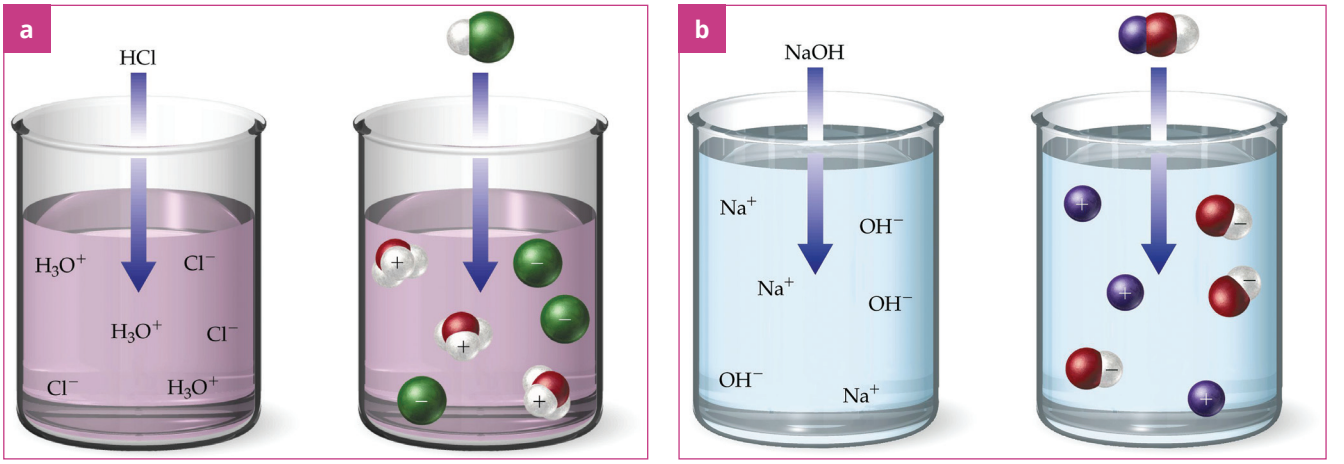
Tako npr. natrijum-hidroksid u vodenim rastvorima daje sljedeće jone:

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

Dakle, kiseline u vodenim rastvorima povećavaju koncentraciju kiselih H^+ jona, a baze baznih OH^- jona (slika 7.3).

Ključni pojmovi

- Arenijusova teorija
- kiselina
- baza
- soli



Slika 7.3. Disocijacija kiselina i baza u vodenim rastvorima

▶ Koji joni nastaju disocijacijom kiselina, a koji disocijacijom baza?

Kiseline i baze su važne u ljudskom tijelu. Hloridna kiselina koju luči želudac neophodna je za varenje hrane. Pankreas izlučuje tečnost bogatu baznim karbonatom za neutralisanje želudačne kiseline.

Limun, grejpfrut i limeta imaju kiseli ukus jer sadrže limunsku i askorbinsku kiselinu (vitamin C). To su slabe organske kiseline koje mogu da izazovu peckanje na koži.

7.2.1. Kiseline

Pri disocijaciji u vodenim rastvorima kiseline daju pozitivne H^+ jone i negativne jone kiselinskog ostatka.

$$\underset{\textit{nitratna kiselina}}{HNO_3} \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$$

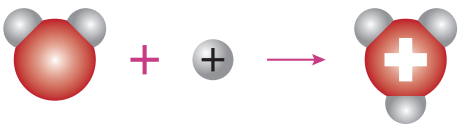
U tabeli 7.3. date su formule i nazivi nekih kiselina i njihovih kiselinskih ostataka.

Tabela 7.3: Kiseline i njihovi kiselinski ostaci

Kiselina	Kiselinski ostatak
HCl hloridna kiselina	Cl^- hlorid
HNO_3 nitratna kiselina	NO_3^- nitrat
HNO_2 nitritna kiselina	NO_2^- nitrit
H_2SO_4 sulfatna kiselina	SO_4^{2-} sulfat
H_2SO_3 sulfitna kiselina	SO_3^{2-} sulfit
H_2CO_3 karbonatna kiselina	CO_3^{2-} karbonat
H_3PO_4 fosfatna kiselina	PO_4^{3-} fosfat
$HClO_4$ perhloratna kiselina	ClO_4^- perhlorat

▶ Što zapažaš, kako se imenuju kiseline, a kako kiselinski ostaci?

Vodonikov jon H^+ koji nastaje disocijacijom kiseline u vodenom rastvoru vezuje se za molekul vode i gradi hidronijum jon H_3O^+.



Podjela kiselina

U zavisnosti od broja vodonikovih jona koje daju disocijacijom, kiseline se dijele na **monobazne** (*HCl*) i **polibazne** (H_2SO_4, H_3PO_4).

Disocijacija monobazne kiseline odvija se u jednom stepenu:

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

hloridna kiselina

Disocijacija dvobazne kiseline odvija se u dva stepena, i može se predstaviti jednačinama:

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$

sulfatna kiselina

ili postupno:

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + HSO_4^-$$

$$HSO_4^- \xrightarrow{H_2O} H^+ + SO_4^{2-}$$

Disocijacija trobazne kiseline odvija se u tri stepena, i može se predstaviti zbirnom jednačinom:

$$H_3PO_4 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 3\,H^+ + PO_4^{3-}$$

fosfatna kiselina

ili postupno:

$$H_3PO_4 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + H_2PO_4^-$$

$$H_2PO_4^- \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HPO_4^{2-}$$

$$HPO_4^{2-} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + PO_4^{3-}$$

Prema sadržaju kiseonika, kiseline mogu biti **beskiseonične** (HCl) i **kiseonične** (HNO_3).

Prema jačini kiseline se dijele na **jake** i **slabe**.

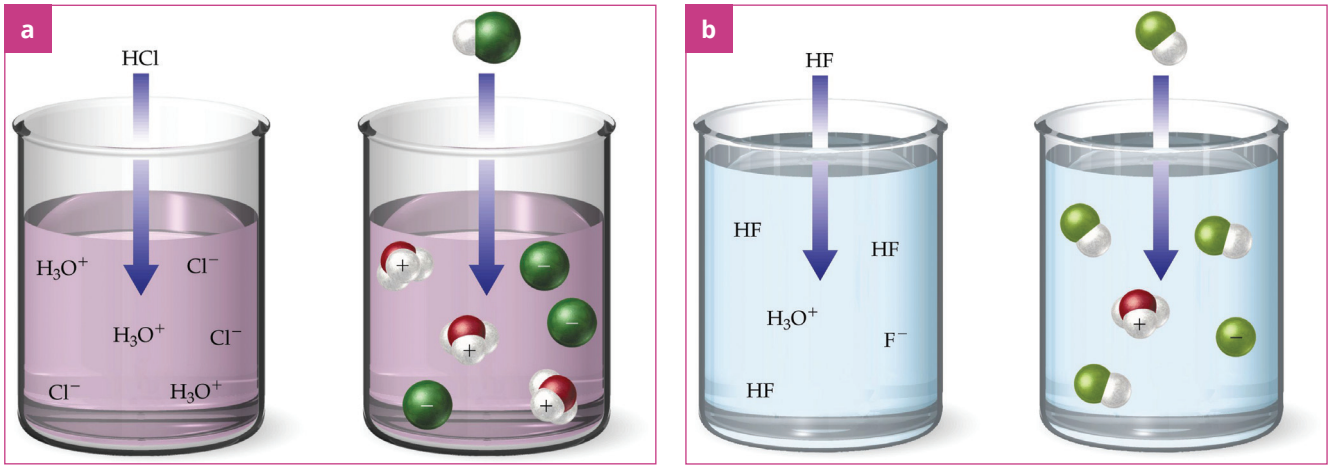
Jake kiseline potpuno su disosovane na jone, dok su slabe kiseline djelimično disosovane (slika 7.4).

U tabeli 7.4. dati su primjeri jakih i slabih kiselina.

Tabela 7.4: Primjeri jakih i slabih kiselina

Jaka kiselina	Slaba kiselina
HCl hloridna kiselina	HCN cijanidna kiselina
HNO_3 nitratna kiselina	HNO_2 nitritna kiselina
H_2SO_4 sulfatna kiselina	H_2SO_3 sulfitna kiselina
$HClO_4$ perhloratna kiselina	H_3PO_4 fosfatna kiselina
HI jodidna kiselina	HF fluoridna kiselina
HBr bromidna kiselina	H_2S sulfidna kiselina
	Gotovo sve organske kiseline

▶ Razmisli: koje su kiseline jake, a koje slabe?



Slika 7.4. Disocijacija kiseline: a) jake, b) slabe

▶ Što zapažaš: koja od ovih kiselina je jača, i zbog čega?

Disocijacija slabe binarne kiseline može se predstaviti kao:

$$HA \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} H^+ + A^-$$

pa je izraz za konstantu disocijacije: $K_d = K_a = \dfrac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$

Konstanta disocijacije kiselina naziva se **konstanta kiselosti (K_a)**. Ukoliko je vrijednost konstante kiselosti veća, utoliko je kiselina jača, i obratno.

Konstante disocijacije nekih kiselina na 25 °C date su u tabeli 7.5.

acid (engl.) – kiselina

Tabela 7.5: Konstante disocijacije nekih kiselina na 25 °C

Kiselina	Konstanta disocijacije mol/dm^3
Etanska CH_3COOH	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
Nitritna HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Sulfitna H_2SO_3	$1{,}6 \cdot 10^{-2}$
Fosfatna H_3PO_4	$7{,}5 \cdot 10^{-3}$
Sulfidna H_2S	$5{,}7 \cdot 10^{-8}$

- Na osnovu vrijednosti konstanti disocijacije, izvedi zaključak o tome koja je od navedenih kiselina najjača, a koja najslabija.

Osobine kiselina

Kiseline su kiselog ukusa, mijenjaju boju lakmus papira iz plave u crvenu. Rastvor **metil oranža** u prisustvu kiselina je crven.

Indikatori su supstance čija boja zavisi od kiselosti, odnosno baznosti sredine u kojoj se nalaze. To su slabe organske kiseline ili baze čiji se molekulski i disosovani oblik razlikuju po boji. Najpoznatiji kiselo-bazni indikatori su: lakmus papir, metil oranž i fenolftalein.

Kiseline reaguju sa bazama ili baznim oksidima, pri čemu nastaju molekuli soli i vode:

$$HNO_3 + KOH \longrightarrow KNO_3 + H_2O$$

nitratna kiselina + kalijum-hidroksid → kalijum-nitrat + voda

$$H_2SO_4 + CaO \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$$

sulfatna kiselina + kalcijum-oksid → kalcijum-sulfat + voda

Kiseline reaguju sa nekim metalima uz izdvajanje vodonika:

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

Izračunavanje koncentracije H^+ jona

Koncentracija H^+ jona u rastvoru kiseline može se izračunati na dva načina:

U rastvoru bilo koje kiseline, ako je poznata koncentracija kiseline (c_k) i stepen disocijacije (α), koncentracija H^+ jona računa se pomoću jednačine:

$$c(H^+) = c_k \cdot z \cdot \alpha,$$

gdje z predstavlja broj jona vodonika koji nastaju pri disocijaciji.

U rastvoru slabe kiseline, ako je poznata koncentracija kiseline (c_k) i konstanta disocijacije (K_a), koncentracija H^+ jona računa se pomoću jednačine:

$$c(H^+) = \sqrt{K_a \cdot c_k}$$

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 7.7.

Napiši postepenu i zbirnu disocijaciju sulfidne kiseline (H_2S). Napiši izraze za konstantu disocijacije pojedinih stupnjeva, kao i izraz za konstantu ukupne disocijacije.

Izrada

Sulfidna kiselina je slaba kiselina, pa se njena disocijacija piše:

I: $H_2S \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + HS^-$ $\qquad K_{a1} = \dfrac{[H^+] \cdot [HS^-]}{[H_2S]}$

II: $HS^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + S^{2-}$ $\qquad K_{a2} = \dfrac{[H^+] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]}$

ili ukupna disocijacija:

$H_2S \xrightleftharpoons{H_2O} 2\,H^+ + S^{2-}$ $\qquad K_a = \dfrac{[H^+]^2 \cdot [S^{2-}]}{[H_2S]}$

Primjer 7.8.

Odredi koncentraciju vodonikovih jona koji nastaju pri disocijaciji sulfatne kiseline koncentracije 0,1 mol/dm^3 ako je njen stepen disocijacije 0,94.

Podaci:

$c(H_2SO_4) = 0{,}1$ mol/dm^3

$\alpha = 0{,}94$

$c(H^+) = ?$

Izrada

Sulfatna kiselina je jaka kiselina, pa se njena disocijacija predstavlja kao nepovratni proces:

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Pri disocijaciji jednog molekula H_2SO_4 nastaju dva jona vodonika, pa se koncentracija vodonikovih jona računa iz formule:

$z = 2$

$c(H^+) = c(H_2SO_4) \cdot z \cdot \alpha$

$c(H^+) = 0{,}1$ mol/dm$^3 \cdot 2 \cdot 0{,}94$

$c(H^+) = 0{,}188$ mol/dm^3

Primjer 7.9.

Izračunaj koncentraciju vodonikovih jona u rastvoru etanske kiseline koncentracije 0,05 mol/dm^3 ako je stepen disocijacije 0,042.

Podaci:

$c(CH_3COOH) = 0{,}05$ mol/dm^3

$\alpha = 0{,}042$

$c(H^+) = ?$

Izrada

Etanska kiselina je slaba kiselina, pa se njena disocijacija predstavlja kao povratni proces:

$$CH_3COOH \xrightleftharpoons{H_2O} CH_3COO^- + H^+$$

Pri disocijaciji jednog molekula CH_3COOH nastaje jedan jon vodonika, pa se koncentracija vodonikovih jona računa iz formule:

$z = 1$

$c(H^+) = c(CH_3COOH) \cdot z \cdot \alpha$

$c(H^+) = 0{,}05$ mol/dm$^3 \cdot 1 \cdot 0{,}042$

$c(H^+) = 0{,}0021$ mol/dm^3

Primjer 7.10.

Izračunaj koncentraciju vodonikovih jona u rastvoru metanske kiseline (HCOOH) koncentracije 0,2 mol/dm^3 ako je konstanta disocijacije metanske kiseline $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-4}$ mol/dm^3.

Podaci:

$c(HCOOH) = 0{,}2$ mol/dm^3

$K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-4}$ mol/dm^3

$c(H^+) = ?$

Izrada

Disocijacija metanske kiseline piše se:

$$HCOOH \xrightleftharpoons{H_2O} COOH^- + H^+$$

Iz konstante se vidi da je u pitanju slaba kiselina, pa se koncentracija vodonikovih jona računa iz jednačine:

$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot c(HCOOH)}$

$[H^+] = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \cdot 0{,}2 \text{ mol/dm}^3}$

$[H^+] = 6 \cdot 10^{-3}$ mol/dm^3

7.2.2. Baze

Baze pri disocijaciji u vodenim rastvorima daju negativne OH^- jone, i pozitivne jone baznog ostatka. Kao bazni ostatak obično se javljaju joni metala, ali ima i izuzetaka (npr. amonijum NH_4^+ jon).

$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

kalijum-hidroksid

Podjela baza

U zavisnosti od broja OH^- jona koje daju pri disocijaciji, baze se dijele na: **monokisele** ($NaOH$, NH_4OH...) i **polikisele** ($Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_3$...).

Disocijacija monokisele baze odvija se u jednom stepenu:

$$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$$

litijum-hidroksid

Disocijacija dvokisele baze odvija se u dva stepena, i može se predstaviti jednačinama:

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2\ OH^-$$

kalcijum-hidroksid

ili postupno:

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} CaOH^+ + OH^-$$

$$CaOH^+ \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + OH^-$$

Disocijacija trokisele baze odvija se u tri stepena, i može se predstaviti jednačinama:

$$Fe(OH)_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Fe^{3+} + 3\ OH^-$$

gvožđe(III)-hidroksid

Ili postupno:

$$Fe(OH)_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Fe(OH)_2^+ + OH^-$$

$$Fe(OH)_2^+ \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Fe(OH)^{2+} + OH^-$$

$$Fe(OH)^{2+} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Fe^{3+} + OH^-$$

Prema jačini baze se dijele na **jake** i na **slabe**.

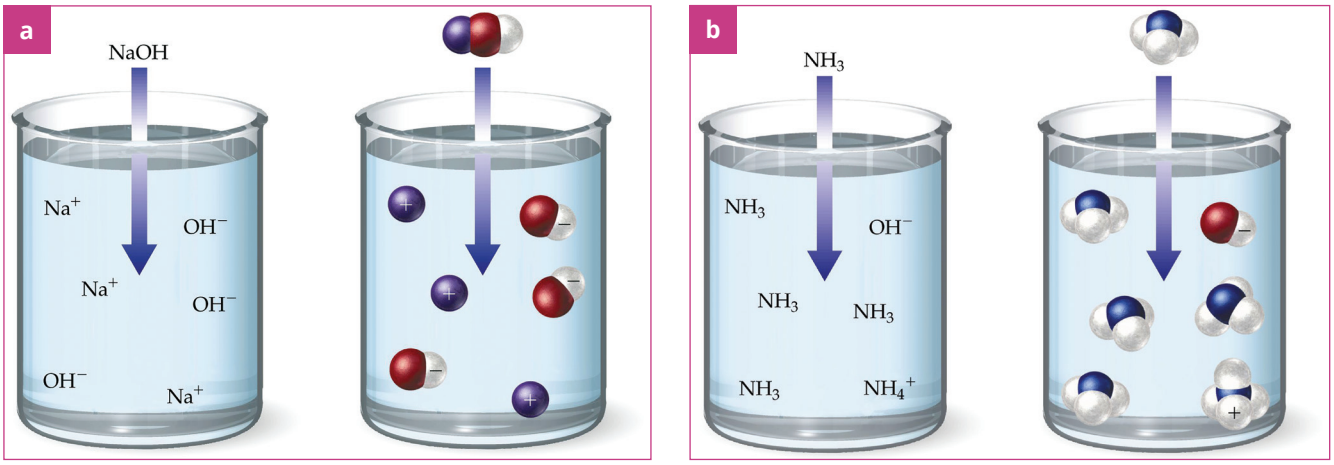
Primjeri jakih i slabih baza dati su u tabeli 7.6.

Tabela 7.6: Jake i slabe baze

Jaka baza	Slaba baza
NaOH natrijum-hidroksid	NH_4OH amonijum-hidroksid
LiOH litijum-hidroksid	$Fe(OH)_2$ gvožđe(II)-hidroksid
$Ca(OH)_2$ kalcijum-hidroksid	$Fe(OH)_3$ gvožđe(III)-hidroksid
KOH kalijum-hidroksid	$Cu(OH)_2$ bakar (II)-hidroksid
$Mg(OH)_2$ magnezijum-hidroksid	$Mn(OH)_2$ mangan(II)-hidroksid

▶ Što zaključuješ: koje baze su jake, a koje su slabe?

Jake baze su potpuno disosovane na jone, dok su slabe baze djelimično disosovane (slika 7.5).



Slika 7.5. Disocijacija baze: a) jake, b) slabe

▶ Koja je od navedenih baza jača, i zbog čega?

Disocijacija neke slabe binarne baze može se predstaviti kao:

$$MOH \xrightleftharpoons{H_2O} M^+ + OH^-$$

pa je izraz za konstantu disocijacije baze: $K_d = K_b = \frac{[M^+] \cdot [OH^-]}{[MOH]}$

Konstanta disocijacije baze naziva se **konstanta baznosti (K_b)**. Ukoliko je vrijednost konstante baznosti veća, utoliko je baza jača i obratno.

Osobine baza

Baze mijenjaju boju lakmus papira iz crvene u plavu. Rastvor metil oranža u prisustvu baza je žut.

Baze reaguju sa kiselinama ili sa kiselim oksidima, pri čemu nastaju molekuli soli i vode:

$$Mg(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + 2\,H_2O$$

magnezijum-hidroksid + sulfatna kiselina → magnezijum-sulfat + voda

$$2\,NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

natrijum-hidroksid + ugljenik(IV)-oksid → natrijum-karbonat + voda

Baze se nalaze u sredstvima za čišćenje u domaćinstvu, u sapunima, pastama za zube, tečnostima za pranje posuđa i sl.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 7.11.

Napiši disocijaciju kalijum-hidroksida, KOH.

Izrada

Kalijum-hidroksid je jak elektrolit, i u vodenom rastvoru je u potpunosti disosovan na jone, pa se proces disocijacije predstavlja kao nepovratan proces.

$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

Primjer 7.12.

Napiši postepenu i zbirnu disocijaciju bakar(II)-hidroksida.

Izrada

Bakar(II)-hidroksid je slab elektrolit, pa se njegova disocijacija prikazuje kao povratan proces. Postepena disocijacija predstavlja se reakcijama:

$$Cu(OH)_2 \xrightleftharpoons{H_2O} CuOH^+ + OH^-$$

$$CuOH^+ \xrightleftharpoons{H_2O} Cu^{2+} + OH^-$$

Zbirna reakcija disocijacije je:

$$Cu(OH)_2 \xrightleftharpoons{H_2O} Cu^{2+} + 2\ OH^-$$

Primjer 7.13.

Izračunaj koncentraciju hidroksidnih jona u rastvoru koji u 200 cm^3 sadrži 10 g $Fe(OH)_3$, a stepen disocijacije je 0,8%.

Podaci:

$V = 200\ cm^3 = 0{,}2\ dm^3$

$m(Fe(OH)_3) = 10\ g$

$M(Fe(OH)_3) = 106{,}85\ g/mol$

$\alpha = 0{,}8\% = 0{,}008$

$c(OH^-) = ?$

Izrada

Prvo se računa broj molova $Fe(OH)_3$ u 10 g $Fe(OH)_3$:

$$n(Fe(OH)_3) = \frac{m}{M} = \frac{10\ g}{106{,}85\ g/mol} = 0{,}94\ mol$$

Ta količina nalazi se u 0,2 dm^3 rastvora, pa je koncentracija $Fe(OH)_3$:

$$c(Fe(OH)_3) = \frac{n}{V} = \frac{0{,}94\ mol}{0{,}2\ dm^3} = 0{,}047\ mol/dm^3$$

U pitanju je slab elektrolit. Disocijacijom jednog molekula $Fe(OH)_3$ nastaju tri OH-jona

$$Fe(OH)_3 \xrightleftharpoons{H_2O} Fe^{3+} + 3\ OH^-$$

$z = 3$

$c(OH^-) = c_{Fe(OH)_3} \cdot \alpha \cdot z$

$c(OH^-) = 0{,}047\ mol/dm^3 \cdot 0{,}008 \cdot 3$

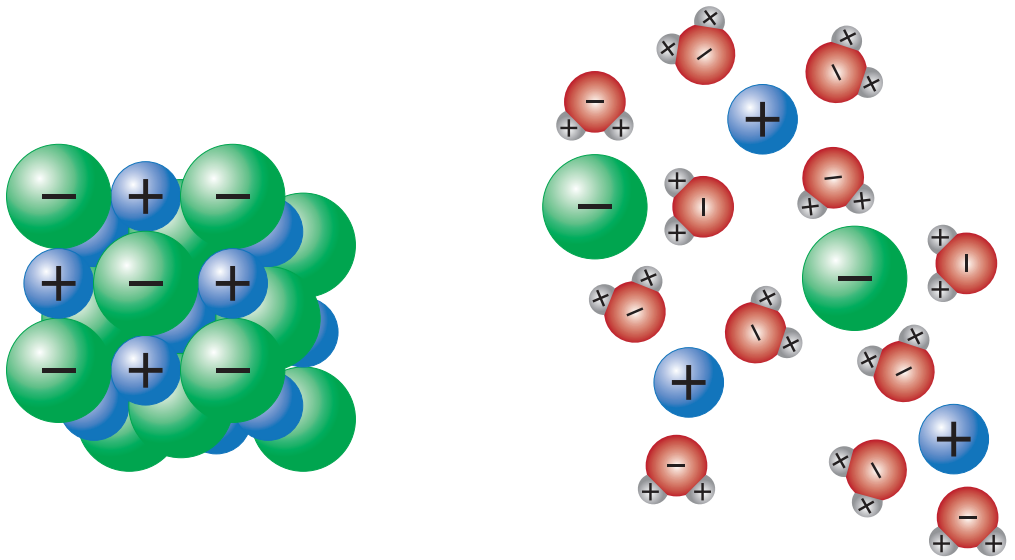
$c(OH^-) = 0{,}0011\ mol/dm^3$

7.2.3. Soli

Soli su jaki elektroliti koji pri disocijaciji u vodenom rastvoru daju pozitivne jone (katjone) metala (izuzetak je amonijum jon) i negativne jone (anjone) kiselinskog ostatka. Pozitivni joni u molekulu soli predstavljaju bazni ostatak.

Natrijum-hlorid u vodenim rastvorima daje sljedeće jone (slika 7.6):

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$$



Slika 7.6. Disocijacija NaCl

▶ Razmisli, u reakciji koje kiseline i baze nastaje so natrijum-hlorid?

valenca – broj vodonikovih atoma ili nekog drugog jednovalentnog elementa koji se jedini sa jednim atomom toga elementa

Soli se imenuju tako što se prvo imenuje katjonski a zatim anjonski dio, npr:

$MgSO_4$	$NaNO_3$	$FeCl_3$
Magnezijum-sulfat	Natrijum-nitrat	Gvožđe(III)-hlorid

Da bi se napisala hemijska formula soli, neophodno je znati valencu metala i kiselinskog ostatka.

Valenca kiselinskog ostatka jednaka je broju vodonikovih jona koje odgovarajuća kiselina otpušta u procesu disocijacije.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 7.14.	Izrada
Napiši hemijsku formulu aluminijum(III)-sulfita.	Sulfiti su kiselinski ostaci sulfitne kiseline (H_2SO_3), pa je njihova formula SO_3^{2-}, što znači da im je valenca II. Valenca aluminijuma je III, pa se hemijska formula aluminijum(III)-sulfita piše na sljedeći način: III II /6 Al SO_3 $Al_2(SO_3)_3$ (Kada se nađe najmanji zajednički sadržalac za III i II, a to je 6, njihovim međusobnim dijeljenjem dobijaju se indeksi u hemijskoj formuli.)

Primjer 7.15.	Izrada
Imenuj sljedeće soli: $AlCl_3$, $CaCO_3$, $CuSO_4$	$AlCl_3$ – aluminijum(III)-hlorid $CaCO_3$ – kalcijum-karbonat $CuSO_4$ – bakar(II)-sulfat

Dobijanje i osobine soli

Soli se mogu dobiti na različite načine:

- reakcijom kiselina i baza (neutralizacija)
- reakcijom kiselina i baznih oksida
- reakcijom baza i kiselih oksida
- direktnom reakcijom nekih metala i nemetala

1. Reakcija kiselina i baza, npr.

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

natrijum-hlorid

2. Reakcija kiselina i baznih oksida, npr.

$$3\ H_2SO_4 + Fe_2O_3 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3\ H_2O$$

gvožđe(III)-sulfat

3. Reakcija baza i kiselih oksida, npr.

$$SO_3 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

natrijum-sulfat

4. Direktna reakcija metala i nemetala, npr.

$$Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$$

magnezijum-hlorid

Soli se dijele na:

- **Neutralne soli** – sadrže katjone metala (ili amonijum jon) i anjone kiselinskog ostatka, kao što su npr.: NaCl (natrijum-hlorid), $CaSO_4$ (kalcijum-sulfat), Na_3PO_4 (natrijum-fosfat) i dr.
- **Kisele soli** – pored katjona metala i anjona kiselinskog ostatka sadrže jedan ili više vodonikovih atoma (u reakciji disocijacije mogu da pređu u jonsko stanje), kao što su npr.: $NaHSO_4$ (natrijum-hidrogensulfat), $NaHCO_3$ (natrijum-hidrogenkarbonat), NaH_2PO_4 (natrijum-dihidrogenfostat) i dr. Ove soli mogu da grade polibazne kiseline.
- **Bazne soli** – pored katjona metala i anjona kiselinskog ostatka sadrže i jednu ili više OH grupa (u reakciji disocijacije prelaze u jone), kao npr.: Mg(OH)Cl (magnezijum-hidroksihlorid), $Al(OH)SO_4$ (aluminijum-hidroksisulfat) i dr. Ove soli mogu da grade polikisele baze.

U hemijskom smislu, sapun je vrsta soli koji nastaje u reakciji kiseline i baze.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 7.16.

Napiši disocijaciju bakar(II)-sulfata, $CuSO_4$.

Izrada

$$CuSO_4 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

Primjer 7.17.

Napiši reakciju između sulfatne kiseline i natrijum-hidroksida tako da nastane:

a) kisela so

b) neutralna so

Izrada

a) pri nastajanju kisele soli, reakcija neutralizacije nije izvršena do kraja:

$$H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

natrijum-hidrogensulfat

b) pri nastajanju neutralne soli, reakcija neutralizacije je izvršena do kraja:

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

natrijum-sulfat

Primjer 7.18.	Izrada
Napiši reakciju između kalcijum-hidroksida i hloridne kiseline tako da nastane: a) bazna so b) neutralna so	a) pri nastajanju bazne soli, reakcija neutralizacije nije izvršena do kraja $Ca(OH)_2 + HCl \longrightarrow Ca(OH)Cl + H_2O$ *kalcijum-hidroksihlorid* b) pri nastajanju neutralne soli, reakcija neutralizacije je izvršena do kraja: $Ca(OH)_2 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + 2\ H_2O$ *kalcijum-hlorid*

7.3. Protolitička teorija kiselina i baza

Arenijusova elektrolitička teorija kiselina i baza može da se primijeni samo na vodene rastvore, ne uzima u obzir aktivnu ulogu vode u kiselo-baznom ponašanju, i ne može da objasni amfoternost jedinjenja. Mada objašnjava ponašanje mnogih elektrolita u vodenim rastvorima, postoje supstance koje ispoljavaju ili bazni ili kiseli karakter iako ne sadrže nijednu od funkcionalnih grupa koje je Arenijus označio kao nosioce kiselosti odnosno baznosti (npr. amonijak NH_3, koji se ponaša kao baza).

Polazeći od glavnog nedostatka Arenijusove teorije i nemogućnosti da se ona primijeni izvan vodenih rastvora, razvijeno je još teorija koje opisuju ponašanje kiselina i baza. Pomenućemo protolitičku teoriju, koju su istovremeno 1923. godine razvila dva naučnika: Johan Brenštad i Martin Lori.

Prema ovoj teoriji, kiseline su molekuli ili joni koji daju proton, dok su baze molekuli ili joni koji primaju proton. Dakle, kiseline su donori protona, dok su baze akceptori protona.

$$\underset{\textit{kiselina}}{HCl} + \underset{\textit{baza}}{H_2O} \overset{H^+}{\rightleftharpoons} Cl^- + H_3O^+$$

Pri svakoj reakciji između kiseline i baze nastaje novi par kiselina–baza. Kiselina otpuštanjem protona prelazi u svoju konjugovanu bazu (HCl u Cl^-), dok baza primanjem protona prelazi u svoju konjugovanu kiselinu (H_2O u H_3O^+). Što je kiselina jača, to je njena konjugovana baza slabija, i obratno.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 7.19.

Napiši jednačine sljedećih protolitičkih reakcija:

a) između sulfatne kiseline i vode

b) između amonijum jona i vode

Izrada

a) $H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + H_3O^+$ (H^+)

b) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ (H^+)

Primjer 7.20.

Odredi konjugovane parove kiselina i baza u sljedećim protolitičkim reakcijama:

a) $NH_3 + HCl \rightleftharpoons$

b) $HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons$

Izrada

a) $NH_3 + HCl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$ (H^+)

b1 k2 k1 b2

b) $HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons NO_3^- + H_3O^+$ (H^+)

k1 b2 b1 k2

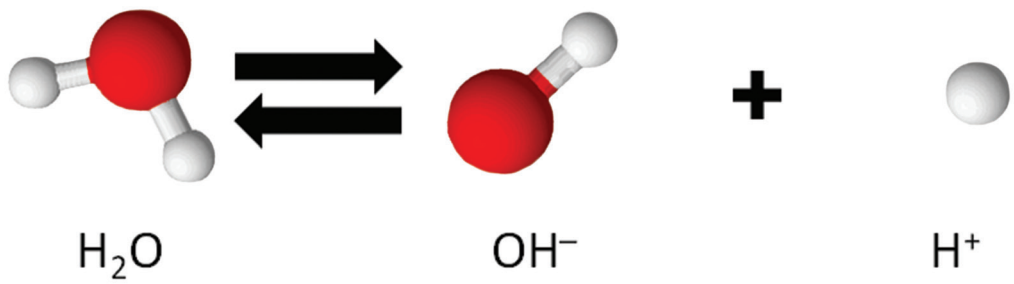
7.4. Jonski proizvod vode

Ključni pojmovi

- koncentracija OH^- jona
- koncentracija H_3O^+ jona
- jonski proizvod vode (K_w)

Hemijski čista voda je slabo disosovana, što znači da spada u slabe elektrolite. Veoma mali broj molekula vode razlaže se na jone (slika 7.7) prema jednačini:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$



Slika 7.7. Disocijacija vode

- Što zaključuješ: koji joni nastaju pri disocijaciji vode?

Konstanta ravnoteže ove povratne reakcije je:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

Konstanta disocijacije vode na 25 °C iznosi $1{,}8 \cdot 10^{-16}$ mol/dm^3. S obzirom na to da se mali broj molekula vode razložio na jone, ravnotežna koncentracija nedisosovanih molekula vode približno je jednaka ukupnoj koncentraciji vode u 1 dm^3. Zamjenom datih podataka u izrazu za konstantu ravnoteže (detaljnim izvođenjem ćete se baviti u modulu Opšta i neorganska hemija), dobija se:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}\ \text{mol}^2/\text{dm}^6$$

Dobijeni izraz naziva se **jonski proizvod vode**, obilježava se sa K_w i na 25 °C iznosi $1 \cdot 10^{-14}$ mol^2/dm^6.

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Na osnovu izraza za jonski proizvod vode možemo zaključiti da je proizvod koncentracija H^+ i OH^- jona konstantan na datoj temperaturi. Rastvor koji sadrži jednaku koncentraciju ovih jona je neutralan, i u njemu je:

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}\ \text{mol/dm}^3$$

Ako u takav rastvor dodajemo **kiselinu**, usljed njene disocijacije raste koncentracija kiselih H^+ jona, a samim tim se smanjuje koncentracija baznih OH^- jona, pa je takav rastvor **kiseo**, i u njemu je:

$$[H^+] > [OH^-],$$

odnosno: $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm^3, a $[OH^-] < 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm^3.

Dodavanjem **baze** u neutralan rastvor, ona disosuje i povećava koncentraciju baznih OH^- jona, a koncentracija kiselih H^+ jona se smanjuje, pa je takav rastvor **bazan**, i u njemu je:

$$[OH^-] > [H^+],$$

odnosno: $[OH^-] > 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm^3, a $[H^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm^3.

U tabeli 7.7 prikazane su koncentracije H^+ i OH^- jona u kiselom, tj. baznom rastvoru.

Tabela 7.7: Koncentracije H^+ i OH^- jona u kiselim i baznim rastvorima

Kiseo rastvor	Bazan rastvor
$[H^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm^3	$[H^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm^3
$[OH^-] < 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm^3	$[OH^-] > 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm^3

Vodonični eksponent

Za predstavljanje kiselosti odnosno baznosti rastvora, umjesto koncentracija H^+ i OH^- jona, mnogo je pogodnije koristiti vrijednosti njihovih negativnih dekadnih logaritama.

Te veličine se obilježavaju sa pH i pOH, i nazivaju se vodonični i hidroksilni eksponent:

$$pH = -\log[H^+] \quad i \quad pOH = -\log[OH^-]$$

Ako izraz za jonski proizvod vode logaritmujemo, dobijamo vezu između ovih veličina:

$pH + pOH = pK_w$, odnosno

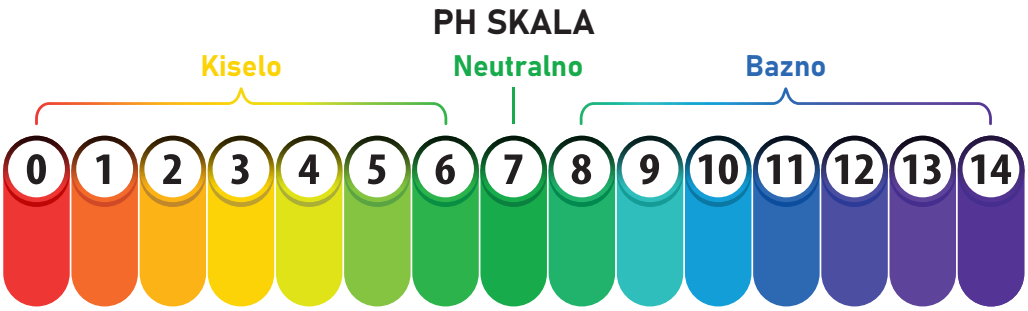
$pH + pOH = 14$

Na osnovu ovog izraza moguće je izračunati pH vrijednost rastvora ukoliko je poznata pOH vrijednost, i obrnuto. Takođe, ako je poznata pH vrijednost rastvora, moguće je izračunati koncentraciju H^+ jona iz izraza:

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

Dakle, slijedi da je rastvor:

- kiseo za pH < 7
- neutralan za pH = 7
- bazan za pH > 7



- Ako je pH vrijednost rastvora 5,5, da li je rastvor kiseo, bazan ili neutralan? Što misliš, zbog čega na preparatima za ličnu higijenu piše da je preparat neutralan iako mu je pH = 5,5?

Propadanje zuba izazvano je kiselinama: bakterija prisutna u našim ustima pretvara šećer u kiseline. Kada pH u ustima padne ispod 5,5, započinje kvarenje zuba. Višak kiselina mora se ukloniti čišćenjem zuba kvalitetnom pastom za zube, jer su one bazne prirode.

Pića poput koka-kole gazirana su sa CO_2 i sadrže fosfatnu kiselinu.

Iako se u vodenom rastvoru ne nalaze H^+ joni, već H_3O^+ joni, koristi se oznaka pH, a ne pH_3O^+.

pH vrijednost je niža pri višim koncentracijama H^+.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 7.21.

Izračunaj koncentraciju OH^- jona u rastvoru u kojem je koncentracija H^+ jona 0,001 mol/dm³. Da li je rastvor kiseo ili bazan?

Podaci:

$[H^+] = 0{,}001\ mol/dm^3 = 10^{-3}\ mol/dm^3$

$[OH^-] = ?$

Izrada

Iz izraza za jonski proizvod vode:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

slijedi da je:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}\ mol/dm^3}{10^{-3}\ mol/dm^3}$$

$$[OH^-] = 10^{-11}\ mol/dm^3$$

$[H^+] > [OH^-]$, pa je rastvor kiseo.

Primjer 7.22.

Kolika je koncentracija H^+ jona u rastvoru u kojem je koncentracija OH^- jona $14{,}3 \cdot 10^{-4}$ mol/dm^3?

Podaci:

$[OH^-] = 14{,}3 \cdot 10^{-4}$ mol/dm^3

$[H^+] = ?$

Izrada

Iz izraza za jonski proizvod vode:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

slijedi da je:

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}\ \text{mol/dm}^3}{14{,}3 \cdot 10^{-4}\ \text{mol/dm}^3}$$

$$[H^+] = 7 \cdot 10^{-12}\ \text{mol/dm}^3$$

Primjer 7.23.

Kolika je pH vrijednost rastvora u kojem je koncentracija H^+ jona 0,0001 mol/dm^3?

Podaci:

$[H^+] = 0{,}0001$ mol/dm^3 $= 10^{-4}$ mol/dm^3

pH = ?

Izrada

Primjenom jednačine za vodonični eksponent:

$pH = -\log [H^+] = -\log(10^{-4}) = 4$

Primjer 7.24.

Kolika je pOH vrijednost rastvora u kojem je koncentracija H^+ jona 10^{-9} mol/dm^3?

Podaci:

$[H^+] = 10^{-9}$ mol/dm^3

pOH = ?

Izrada

I način:

Računamo pH vrijednost rastvora

$pH = -\log [H^+] = -\log (10^{-9}) = 9$

iz formule:

pH + pOH = 14, slijedi da je:

pOH = 14 − 9 = 5

II način:

Iz izraza za joski proizvod vode:

$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$, računamo koncentraciju OH^- jona:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}\ \text{mol/dm}^3}{10^{-9}\ \text{mol/dm}^3} = 10^{-5}\ \text{mol/dm}^3$$

pa zatim računamo pOH

$pOH = -\log[OH^-] = -\log(10^{-5}) = 5$

Primjer 7.25.

Kolika je koncentracija OH^- jona u rastvoru u kojem je pH = 10?

Podaci:

pH = 10

$[OH^-]$ = ?

Izrada

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-10}$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}\ mol/dm^3}{10^{-10}\ mol/dm^3}$$

$[OH^-] = 10^{-4}\ mol/dm^3$

Primjer 7.26.

Izračunaj pH vrijednost rastvora etanske kiseline koncentracije 0,005 mol/dm^3 u kojem stepen disocijacije kiseline iznosi 4%.

Podaci:

$c(CH_3COOH) = 0{,}005\ mol/dm^3$

$\alpha = 4\% = 0{,}04$

pH = ?

Izrada

Disocijacija etanske kiseline predstavljena je jednačinom:

$$CH_3COOH \xrightleftharpoons{H_2O} CH_3COO^- + H^+$$

Etanska kiselina je slaba kiselina, pa se koncentracija H^+ jona može izračunati:

$c(H^+) = [H^+] = c(CH_3COOH) \cdot \alpha \cdot z$

$[H^+] = 0{,}005\ mol/dm^3 \cdot 0{,}04 \cdot 1 = 0{,}0002\ mol/dm^3$,

a zatim se računa pH vrijednost:

$pH = -\log[H^+] = -\log 0{,}0002 = 3{,}7$

Primjer 7.27.

Odredi pH vrijednost rastvora koji sadrži 0,01 mol natrijum-hidroksida (NaOH) u 500 cm^3 rastvora. Smatrati da je disocijacija natrijum-hidroksida potpuna.

Podaci:

$n(NaOH) = 0{,}01\ mol$

$V = 500\ cm^3 = 0{,}5\ dm^3$

pH = ?

Izrada

Disocijacija natrijum-hidroksida kao jakog elektrolita može se predstaviti jednačinom:

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

Koncentracija natrijum-hidroksida računa se iz broja molova i zapremine rastvora:

$$c(NaOH) = \frac{n}{V} = \frac{0{,}01\ mol}{0{,}5\ dm^3} = 0{,}02\ mol/dm^3$$

Iz disocijacije se vidi da disocijacijom jednog molekula NaOH nastaje jedan OH^- jon, $z = 1$, pa se koncentracija OH^- jona računa kao:

$c(OH^-) = [OH^-] = c(NaOH) \cdot \alpha \cdot z = 0{,}02\ mol/dm^3 \cdot 1 \cdot 1 = 0{,}02\ mol/dm^3$

Na osnovu dobijene koncentracije računa se pOH, a zatim i pH vrijednost rastvora:

$pOH = -\log[OH^-] = -\log 0{,}02 = 1{,}7$

$pH = 14 - pOH = 14 - 1{,}7 = 12{,}3$

Ključni pojmovi

- neutralizacija
- hidroliza

7.5. Hidroliza soli

Već smo pomenuli da se soli dobijaju u reakcijama neutralizacije.

Reakcija neutralizacije je reakcija između kiselina i baza, pri čemu nastaju so i voda.

Neutralizaciju nitratne kiseline kalijum-hidroksidom možemo predstaviti jednačinom:

$$HNO_3 + KOH \longrightarrow KNO_3 + H_2O$$

nitratna kiselina + *kalijum-hidroksid* → *kalijum-nitrat* + *voda*

Jaki elektroliti su u vodi u potpunosti disosovani na jone, pa se gornja jednačina može napisati kao

$$H^+ + \cancel{NO_3^-} + \cancel{K^+} + OH^- \longrightarrow \cancel{K^+} + \cancel{NO_3^-} + H_2O$$

odnosno:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

što znači da je neutralizacija reakcija između vodonikovih jona iz kiseline i hidroksidnih jona iz baze.

Neutralizacija može da se odvija između:

a) Monobaznih kiselina i monokiselih baza, kada nastaje neutralna so, i kažemo da je neutralizacija izvršena do kraja:

$$HBr + NaOH \longrightarrow NaBr + H_2O$$

natrijum-bromid

b) Polibaznih kiselina i monokiselih baza. U tom slučaju mogu da nastanu neutralna i kisela so, u zavisnosti od toga da li je neutralizacija izvršena do kraja:

$$H_2SO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$ nastaje neutralna so

natrijum-sulfat

$$H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O$$ nastaje kisela so

natrijum-hidrogensulfat

c) Monobaznih kiselina i polikiselih baza. U tom slučaju može da nastane neutralna i bazna so:

$$2\,HCl + Mg(OH)_2 \longrightarrow MgCl_2 + 2\,H_2O$$ nastaje neutralna so

magnezijum-hlorid

$$HCl + Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)Cl + H_2O$$ nastaje bazna so

magnezijumhidroksi-hlorid

Soli se kao jaki elektroliti u vodenim rastvorima nalaze u obliku jona. Hidroliza soli predstavlja reakciju između jona koji su nastali u procesu razlaganja soli i molekula vode.

To je proces koji je suprotan procesu neutralizacije.

$$NH_4Cl + H_2O \underset{\text{neutralizacija}}{\overset{\text{hidroliza}}{\rightleftharpoons}} HCl + NH_4OH$$

Hidrolizom katjona ili anjona u vodenom rastvoru soli, može da dođe do promjene pH vrijednosti rastvora.To znači da vodeni rastvori soli mogu da reaguju kiselo, bazno i neutralno.

Hidrolizi podliježu soli koje su nastale u reakciji između:

- slabe baze i jake kiseline
- jake baze i slabe kiseline
- slabe baze i slabe kiseline

Hidrolizi ne podliježu soli koje su nastale u reakciji između jake baze i jake kiseline. Njihovi vodeni rastvori su neutralni i ne postoji mogućnost stvaranja slabo disosovanog jedinjenja.

Hidroliza soli slabe baze i jake kiseline

Pri hidrolizi soli **slabe baze** i **jake kiseline** dolazi do **povećanja koncentracije H^+ jona**, i nastali rastvor reaguje kiselo. Ovo povećanje kiselosti rastvora može se objasniti sljedećim jednačinama:

$$CuSO_4 + 2\,H_2O \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + H_2SO_4$$

S obzirom na to da je bakar(II)-hidroksid $Cu(OH)_2$ slaba baza, ona se u vodenom rastvoru nalazi u obliku molekula kao i voda, dok se so bakar(II)-sulfat ($CuSO_4$) i sulfatna kiselina (H_2SO_4) u potpunosti razlažu na jone.

$$Cu^{2+} + \cancel{SO_4^{2-}} + 2\,H_2O \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + 2\,H^+ + \cancel{SO_4^{2-}}$$

$$Cu^{2+} + 2\,H_2O \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + 2\,H^+$$

Katjon Cu^{2+} za sebe veže OH^- jone iz vode, pri čemu nastaje slabo disosovani molekul baze $Cu(OH)_2$, a u rastvoru se povećava koncentracija H^+ jona, i na taj način raste kiselost ovakvih rastvora.

Kod ovih soli **hidrolizuje katjon** i sve soli slabih baza i jakih kiselina pokazuju kiselu reakciju u vodenom rastvoru.

Primjeri soli koje podliježu kiseloj hidrolizi su: NH_4Cl, $FeSO_4$, $CuCl_2$...

Konstanta ravnoteže za ovu reakciju hidrolize predstavlja konstantu hidrolize soli slabe baze i jake kiseline, i izražava se:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

O detaljnom izvođenju izraza za konstantu hidrolize učićeš u modulu Opšta i neorganska hemija.

Konstanta hidrolize K_h veća je ukoliko je konstanta baznosti K_b manja, odnosno konstanta hidrolize je veća ukoliko je baza slabija.

Hidroliza soli jake baze i slabe kiseline

Pri hidrolizi **soli jake baze** i **slabe kiseline** dolazi do **povećanja koncentracije OH^- jona**, i nastali rastvor reaguje bazno. Ovo povećanje baznosti rastvora može se objasniti sljedećim jednačinama:

$$KNO_2 + H_2O \rightleftharpoons KOH + HNO_2$$

S obzirom na to da je nitritna kiselina (HNO_2) slaba kiselina, ona se u vodenom rastvoru nalazi u obliku molekula kao i voda, dok se so kalijum-nitrit (KNO_2) i baza kalijum-hidroksid (KOH) u potpunosti razlažu na jone:

$$\cancel{K^+} + NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons \cancel{K^+} + OH^- + HNO_2$$

$$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HNO_2$$

Kiselinski ostatak NO_2^- za sebe veže H^+ jone iz vode, pri čemu nastaje slabo disosovani molekul kiseline HNO_2, a u rastvoru se povećava koncentracija OH^- jona, i na taj način raste baznost ovakvih rastvora.

Kod ovih soli **hidrolizuje anjon** i sve soli jakih baza i slabih kiselina pokazuju baznu reakciju u vodenim rastvorima.

Primjeri soli koji podliježu baznoj hidrolizi su: Na_2CO_3, KCN, CH_3COONa...

Konstanta ravnoteže za ovu reakciju hidrolize predstavlja konstantu hidrolize soli jake baze i slabe kiseline, i izražava se:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Konstanta hidrolize (K_h) veća je ukoliko je konstanta kiselosti (K_k) manja, odnosno konstanta hidrolize je veća ukoliko je kiselina slabija.

Mnogi minerali Zemljine kore su metalni sulfidi, koji su slabo rastvorljivi u vodi. Međutim, postepeno stupaju u hemijsku reakciju s njom i podliježu procesima hidrolize. Ti procesi se odvijaju na površini zemlje, a posebno su intenzivni u dubljim slojevima Zemljine kore pri povišenoj temperaturi. Kao proizvod hidrolize nastaje velika količina vodonik-sulfida, koji se tokom vulkanskih aktivnosti oslobađa na površini.

Silikatne stijene postepeno se transformišu u hidrokside, a zatim u okside metala. Kao rezultat hidrolize minerala, alumosilikata, dolazi do uništavanja stijena.

Hidroliza soli slabe baze i slabe kiseline

U reakciji hidrolize **soli slabe baze** i **slabe kiseline** nastaju **slabo disosovani molekuli kiseline i baze**:

$$NH_4CN + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + HCN$$

Nastale baze amonijum-hidroksid (NH_4OH) i cijanidna kiselina (HCN) slabi su elektroliti, i u vodenom rastvoru nalaze se u obliku molekula, dok je so amonijum-cijanid (NH_4CN) disosovana na jone:

$$NH_4^+ + CN^- + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + HCN$$

Konstanta ravnoteže za ovu reakciju hidrolize predstavlja konstantu hidrolize soli slabe baze i slabe kiseline, i izražava se:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

Nastali rastvor može da reaguje kiselo, bazno ili neutralno, u zavisnosti od jačine kiseline odnosno baze.

Ka = Kb (iste su jačine kiselina i baza), rastvor reaguje neutralno

Ka > Kb (kiselina je jači elektrolit od baze), rastvor reaguje kiselo

Ka < Kb (baza je jači elektrolit od kiseline), rastvor reaguje bazno

Primjeri ovih soli su CH_3COONH_4, $(NH_4)_2CO_3$...

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 7.28.

Napiši hemijske reakcije nastajanja sljedećih soli: kalijum-hidrogensulfata, magnezijum-fosfata i magnezijum-hidroksid-hlorida. Označiti sa K, B i N kiselu, baznu i neutralnu so.

Izrada

$$KOH + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + H_2O$$

kalijum-hidrogensulfat (K)

$$3\,Mg(OH)_2 + 2\,H_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6\,H_2O$$

magnezijum-fosfat (N)

$$Mg(OH)_2 + HCl \longrightarrow Mg(OH)Cl + H_2O$$

magnezijum-hidroksid-hlorid (B)

Primjer 7.29.

Iz datog niza izdvoji soli jakih baza i slabih kiselina:

NaCl, $NaNO_2$, $MgSO_4$, $CaCO_3$

Hemijskim jednačinama predstavi njihovu hidrolizu. Kako reaguje njihov vodeni rastvor?

Izrada

Soli jakih baza i slabih kiselina su $NaNO_2$ i $CaCO_3$.

Hidroliza $NaNO_2$:

$$NaNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NaOH + HNO_2$$

So natrijum–nitrit ($NaNO_2$) i nastala jaka baza natrijum-hidroksid (NaOH) u potpunosti su disosovani na jone, dok se slaba nitritna kiselina (HNO_2) u vodenom rastvoru nalazi u obliku molekula:

$$\cancel{Na^+} + NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons \cancel{Na^+} + OH^- + HNO_2$$

$$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HNO_2$$

Hidroliza $CaCO_3$:

$$CaCO_3 + 2\,H_2O \rightleftharpoons Ca(OH)_2 + H_2CO_3$$

So kalcijum-karbonat ($CaCO_3$) i nastala jaka baza kalcijum--hidroksid ($Ca(OH)_2$) u potpunosti su disosovani na jone, dok se slaba karbonatna kiselina (H_2CO_3) u vodenom rastvoru nalazi u obliku molekula:

$$\cancel{Ca^{2+}} + CO_3^{2-} + 2\,H_2O \rightleftharpoons \cancel{Ca^{2+}} + 2\,OH^- + H_2CO_3$$

$$CO_3^{2-} + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,OH^- + H_2CO_3$$

Zbog povećanja koncentracije OH^- jona, vodeni rastvor ovih soli reaguje bazno.

Primjer 7.30.

Odredi konstantu hidrolize rastvora kalijum-acetata ako je konstanta disocijacije etanske kiseline $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

Izrada

Hemijska jednačina reakcije hidrolize kalijum-acetata je:

$$CH_3COOK + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + KOH$$

$$CH_3COO^- + \cancel{K^+} + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + \cancel{K^+} + OH^-$$

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

Konstanta hidrolize za ovu reakciju je:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{CH_3COOH}} = \frac{10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}56 \cdot 10^{-10}$$

Primjer 7.31.

Napiši hidrolizu amonijum-hlorida (NH_4Cl). Kako reaguje nastali rastvor?

Izrada

Amonijum-hlorid (NH_4Cl) jeste so slabe baze i jake kiseline, pa se njena disocijacija može prikazati kao:

$$NH_4Cl + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + HCl$$

So amonijum-hlorid (NH_4Cl) i nastala jaka hloridna kiselina (HCl) u potpunosti su disosovani na jone, dok se slaba baza amonijum-hidroksid (NH_4OH) u vodenom rastvoru nalazi u obliku molekula:

$$NH_4^+ + \cancel{Cl^-} + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+ + \cancel{Cl^-}$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$$

Zbog povećanja koncentracije H^+ jona, nastali rastvor reaguje kiselo.

Primjer 7.32.

Na osnovu vrijednosti konstanti disocijacije sulfidne kiseline H_2S ($K = 6 \cdot 10^{-3}$ mol/dm^3) i amonijum-hidroksida NH_4OH ($K = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$ mol/dm^3), objasni kakva je reakcija vodenog rastvora amonijum-sulfida $(NH_4)_2S$.

Izrada

Hemijska jednačina reakcije hidrolize amonijum-sulfida je:

$$(NH_4)_2S + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,NH_4OH + H_2S$$

$$2\,NH_4^+ + S^{2-} + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,NH_4OH + H_2S$$

Konstanta hidrolize za ovu reakciju je:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

Budući da je $K_a > K_b$, vodeni rastvor reaguje kiselo.

PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Elektroliti su jedinjenja čiji vodeni rastvori ili rastopi provode električnu struju. Prema Arenijusovoj teoriji elektrolitičke disocijacije, elektroliti se u vodi razlažu (disosuju) na jone. U zavisnosti od broja jona koji nastaju u vodenim rastvorima, elektroliti se dijele na jake, srednje i slabe. Jaki elektroliti su se gotovo u potpunosti razložili na jone, dok su slabi elektroliti uglavnom prisutni u obliku molekula. U elektrolite spadaju kiseline, baze i soli, koji se pri disocijaciji u vodenim rastvorima razlažu na sljedeće jone:

- kiseline daju H^+ jone i negativne jone kiselinskog ostatka
- baze daju OH^- jone i pozitivne jone metala (ili amonijum jon)
- soli daju pozitivne jone metala (ili amonijum jon) i negativne jone kiselinskog ostatka.

Prema protolitičkoj teoriji, kiseline su donori (davaoci) protona, dok su baze akceptori (primaoci) protona.

Hemijski čista voda je slab elektrolit koji se razlaže na H^+ i OH^- jone. Proizvod koncentracija H^+ i OH^- jona na sobnoj temperaturi naziva se jonski proizvod vode (K_w), i iznosi 10^{-14} mol^2/dm^6. Za određivanje kiselosti ili baznosti nekog rastvora koristi se pH vrijednost, koja se računa na osnovu koncentracije H^+ jona.

Reakcija soli i vode, pri čemu nastaju kiselina i baza, naziva se hidroliza soli. Vodeni rastvori soli mogu da reaguju kiselo, bazno ili neutralno.

1. Zaokruži jedinjenje koje rastvoreno u vodi ne provodi električnu struju:

a) šećer b) NaCl c) HCl

2. Koje od navedenih jedinjenja spada u elektrolite?

a) metan b) etanol c) NaOH

3. Zaokruži najslabiji elektrolit:

a) HNO_2 b) NaCl c) H_2SO_4

4. Koliko će se molekula razložiti na jone ako se u vodenom rastvoru nalazi 10^5 molekula, a stepen disocijacije elektrolita je 0,01?

5. Izračunaj stepen disocijacije elektrolita ako se od $3 \cdot 10^{23}$ molekula u vodenom rastvoru $1 \cdot 10^{23}$ molekula razložilo na jone. Da li je u pitanju jaki ili slabi elektrolit?

6. Koliki je stepen disocijacije sulfidne kiseline (H_2S) koncentracije 0,5 mol/dm^3? Konstanta disocijacije ove kiseline je $5{,}7 \cdot 10^{-8}$ mol/dm^3.

7. Izračunaj koncentraciju vodonikovih jona u rastvoru nitritne kiseline, HNO_2, koncentracije 1 mol/dm^3 ako je njen stepen disocijacije 4%.

8. Izračunaj koncentraciju hidroksidnih OH^- jona u vodenom rastvoru natrijum-hidroksida koji sadrži 0,01 mol NaOH u 1dm^3 rastvora. Uzeti da je stepen disocijacije 100%.

9. Izračunaj konstantu disocijacije etanske kiseline u rastvoru koncentracije 0,1 mol/dm^3 ako je njen stepen disocijacije 0,009.

10. Što daju kiseline pri disocijaciji u vodenim rastvorima prema Arenijusovoj teoriji?

a) jone H^+ i OH^- b) jone H^+ i kiselinski ostatak c) jone OH^- i kiselinski ostatak

11. Što daju baze pri disocijaciji u vodenim rastvorima prema Arenijusovoj teoriji?

a) jone H^+ i OH^- b) jone H^+ i bazni ostatak c) jone OH^- i bazni ostatak

12. Što se dešava kada se postepeno povećava koncentracija jake baze u vodenom rastvoru?

a) povećavaju se koncentracije H^+ i OH^- jona

b) ne mijenjaju se koncentracije H^+ i OH^- jona

c) smanjuje se koncentracija OH^- jona

d) povećava se koncentracija OH^- jona.

13. Napiši jednačine reakcije disocijacije:

a) nitratne kiseline, HNO_3 b) sulfitne kiseline, H_2SO_3

14. Popuni prazna polja u tabeli:

Kiselina	Kiselinski ostatak
HCl hloridna kiselina	
	NO_3^- nitrat
HNO_2 nitritna kiselina	NO_2^- nitrit
H_2SO_4 sulfatna kiselina	
	SO_3^{2-} sulfit
H_2CO_3 karbonatna kiselina	

15. Napiši postepenu i ukupnu disocijaciju gvožđe(II)-hidroksida $Fe(OH)_2$.

16. Na koje će se jone razložiti kalcijum-fosfat, $Ca_3(PO_4)_2$, pri disocijaciji?

17. Ponuđene soli pravilno rasporedi u tabeli:

KCl, $NaHCO_3$, MgOHCl, $CuSO_4$, $ZnOHNO_3$, NaH_2PO_4

Kisela so	Bazna so	Neutralna so

18. Napiši jednačine protolitičkih reakcija između:

a) hidrogen sulfatnog jona HSO_4^- i vode

b) sulfidne kiseline i vode

19. Nađi konjugovanu bazu sljedećih kiselina:

a) HF b) NH_4^+

20. Nađi konjugovanu kiselinu sljedećih baza:

a) $H_2PO_4^-$ b) H_2O

21. U rastvoru koji reaguje kiselo, koncentracija H^+ jona je:

a) veća od 10^{-7} mol/dm^3 b) manja od 10^{-7} mol/dm^3 c) jednaka 10^{-7} mol/dm^3

22. U rastvoru koji reaguje bazno, koncentracija OH^- jona je:

a) veća od 10^{-7} mol/dm^3 b) manja od 10^{-7} mol/dm^3 c) jednaka 10^{-7} mol/dm^3

23. Izračunaj koncentraciju OH^- i H^+ jona u vodenom rastvoru hloridne kiseline, HCl, koncentracije 0,02 mol/dm^3. Stepen disocijacije je 100%.

24. Kolika je koncentracija OH^- jona u rastvoru u kojem je koncentracija H^+ jona 0,01 mol/dm^3?

25. Izračunaj pH vrijednost rastvora koji u 250 ml rastvora sadrži $2 \cdot 10^{20}$ hidroksidnih jona.

26. Izračunaj koncentraciju $[H^+]$ jona u rastvoru ako je pH vrijednost nekog rastvora tri puta veća od pOH vrijednosti.

27. Izračunaj pH vrijednost vodenog rastvora barijum-hidroksida, $Ba(OH)_2$, koncentracije 0,5 mol/dm^3 ako je stepen disocijacije 0,96.

28. Koliko se grama nitratne kiseline, HNO_3, nalazi u 200 ml rastvora u kojem je pH = 2?

29. Izračunaj pH vrijednost rastvora nitratne kiseline, HNO_3, ako se u 500 cm^3 rastvora nalazi 10 grama HNO_3.

30. Kako se promijeni koncentracija H^+ jona u rastvoru ako se pH vrijednost rastvora promijeni sa 3 na 6?

31. Izračunaj pOH vodenog rastvora koji sadrži $6 \cdot 10^{-3}$ molova H^+ jona u 1 dm^3 rastvora.

32. Koliko je potrebno molova jake monokisele baze za pripremanje 100 ml rastvora u kojem je pOH = 3?

33. Koliko je potrebno molova jake dvobazne kiseline za pripremanje 0,5 dm^3 rastvora u kojem je pH = 4?

34. Koliko ima hidroksidnih jona u 100 ml rastvora u kojem je pH = 9?

35. Izračunaj pOH rastvora metanske kiseline, HCOOH, koncentracije 0,1 mol/dm^3 ako stepen disocijacije iznosi 5%.

36. Izračunaj pH vrijednost rastvora koji je dobijen miješanjem 25 cm^3 rastvora hloridne kiseline koncentracije 0,1 mol/dm^3 i 10 cm^3 rastvora NaOH koncentracije 0,5 mol/dm^3.

37. Kolika je pH vrijednost rastvora koji je nastao miješanjem 100 cm^3 rastvora NaOH koncentracije 0,5 mol/dm^3 i 0,1 dm^3 rastvora HCl koncentracije 1 mol/dm^3?

38. U kojem molarnom odnosu reaguju aluminijum-hidroksid i nitratna kiselina pri nastanku neutralne soli:

a) 1 : 2 b) 2 : 3 c) 1 : 1 d) 1 : 3 e) 2 : 1

39. Predstavi jednačinom reakciju karbonatne kiseline i kalcijum-hidroksida tako da nastaje kisela so.

40. Koja od sljedećih kiselina neutralizacijom ne može da gradi kisele soli?

a) H_2SO_4 b) H_2SO_3 c) HCl d) H_3PO_4

41. Koja od navedenih baza neutralizacijom ne može da gradi bazne soli?

a) KOH b) $Mg(OH)_2$ c) $Fe(OH)_3$

42. Koliko se molova sulfatne kiseline nalazi u 1 dm^3 rastvora ako 500 cm^3 toga rastvora u reakciji sa magnezijum-hidroksidom daje 0,2 mola kisele soli?

43. Koliko grama neutralne soli nastaje u reakciji kalcijum-oksida sa 2 mola fosfatne kiseline?

44. Kolika je zapremina natrijum-hidroksida koncentracije 0,1 mol/dm^3 potrebna za potpunu neutralizaciju 40 grama sulfatne kiseline?

45. Koje od navedenih soli podliježu hidrolizi? Jednačinama predstaviti hidrolizu tih soli.

a) NaCN

b) $NaNO_2$

c) $CaCl_2$

46. Koju će boju imati lakmus papir u vodenim rastvorima?

a) KCN

b) NH_4Cl

47. Izračunaj konstantu hidrolize kalijum-fluorida i pH vrijednost u rastvoru čija je koncentracija 0,01 mol /dm^3 ako je konstanta disocijacije HF $6{,}6 \cdot 10^{-4}$.

48. Na osnovu vrijednosti konstanti disocijacije odgovarajućih kiselina i baza, objasni kakva je reakcija sljedećih soli:

a) NH_4CN

b) NH_4F

$K(NH_4OH) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$

$K(HCN) = 7{,}9 \cdot 10^{-10}$

$K(HF) = 6{,}6 \cdot 10^{-4}$

Rješenja

1. a)
2. c)
3. a)
4. N_{uk} = 1 000 molekula
5. α = 0,33
6. $\alpha = 3{,}38 \cdot 10^{-4}$
7. $c(H^+) = 0{,}04\ mol/dm^3$
8. $c(OH^-) = 0{,}01\ mol/dm^3$
9. $K = 8 \cdot 10^{-4}\ mol/dm^3$
10. b)
11. c)
12. d)
13. a) $HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$ b) $H_2SO_3 \rightleftharpoons 2\ H^+ + SO_3^{2-}$
14.

Kiselina	Kiselinski ostatak
HCl hloridna kiselina	Cl^- hlorid
HNO_3 nitratna kiselina	NO_3^- nitrat
HNO_2 nitratna kiselina	NO_2^- nitrit
H_2SO_4 sulfatna kiselina	SO_4^{2-} sulfat
H_2SO_3 sulfitna kiselina	SO_3^{2-} sulfit
H_2CO_3 karbonatna kiselina	CO_3^{2-} karbonat

15. Postepena disocijacija gvožđe(II)-hidroksida, $Fe(OH)_2$

$$Fe(OH)_2 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} FeOH^+ + OH^-$$

$$FeOH^+ \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Fe^{2+} + OH^-$$

Ukupna disocijacija gvožđe(II)-hidroksida, $Fe(OH)_2$

$$Fe(OH)_2 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Fe^{2+} + 2\ OH^-$$

16. $Ca_3(PO_4)_2 \xrightarrow{H_2O} 3\ Ca^{2+} + 2\ PO_4^{3-}$
17.

Kisela so	Bazna so	Neutralna so
$NaHCO_3$	MgOHCl	KCl
NaH_2PO_4	$ZnOHNO_3$	$CuSO_4$

18. a) $HSO_4^- + H_2O \overset{H^+}{\rightleftharpoons} SO_4^{2-} + H_3O^+$

b) $H_2S + H_2O \overset{H^+}{\rightleftharpoons} HS^- + H_3O^+$

19. a) F^- b) NH_3

20. a) H_3PO_4 b) H_3O^+

21. a)

22. a)

23. $c(H^+) = 2 \cdot 10^{-2}$, $c(OH^-) = 5 \cdot 10^{-13}$

24. $c(OH^-) = 10^{-12}$ mol/dm^3

25. pH = 11,12

26. $[H^+] = 3 \cdot 10^{-11}$ mol/dm^3

27. pH = 13,98

28. m = 0,126 g

29. pH = 0,5

30. Poraste 1 000 puta.

31. pOH = 11,78

32. $n = 10^{-4}$ mol

33. $n = 2{,}5 \cdot 10^{-5}$ mol

34. $N = 6 \cdot 10^{17}$

35. pOH = 11,7

36. pH = 11,6

37. pH = 0,6

38. d)

39. $2\,H_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2 + 2\,H_2O$

40. c)

41. a)

42. n = 0,8 mol

43. m = 310,24 g

44. $V = 8{,}16$ dm^3

45. a) $NaCN + H_2O \rightleftharpoons NaOH + HCN$

$\cancel{Na^+} + CN^- + H_2O \rightleftharpoons \cancel{Na^+} + OH^- + HCN$

$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$

b) $NaNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NaOH + HNO_2$

$\cancel{Na^+} + NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons \cancel{Na^+} + OH^- + HNO_2$

$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$

46. a) plava boja, b) crvena boja

47. $K = 1{,}5 \cdot 0^{-11}$mol/dm^3, pH = 7,59

48. a) Rastvor će reagovati bazno. b) Rastvor će reagovati kiselo.

„Korijeni učenja su gorki, ali su plodovi slatki.“

Aristotel

8 OKSIDO-REDUKCIONI PROCESI

U OVOM POGLAVLJU NAUČIĆEŠ DA:

- definišeš oksidacioni broj
- definišeš oksido-redukcione reakcije
- odrediš oksidacioni broj elemenata u molekulu i u jonu
- odrediš koeficijente u oksido--redukcionim jednačinama
- odrediš oksidaciono i redukciono sredstvo

RAZMISLI I ODGOVORI

1. Savremeni svijet zavisi od prenosivih izvora energije – baterija kojih ima u svemu, od mobilnih uređaja do automobila. Baterije nam pružaju sigurno i stabilno napajanje električnom energijom gdje god nam zatreba. Ali, da li si se ikad zapitao/zapitala kako radi baterija? Razmisli i odgovori, a kada prođeš ovo poglavlje, doći ćeš do stručnog odgovora.
2. Na osnovu dosadašnjeg znanja iz biologije i hemije, opiši proces fotosinteze. Pokušaj da objasniš i proces sagorijevanja. Da li postoji nešto zajedničko za ova dva procesa?
3. Da li si primijetio/primijetila da prepolovljena jabuka stajanjem na vazduhu potamni? Zašto? Upotrebom različitih izvora informacija, nađi odgovor na ovo pitanje.
4. Kesice čipsa u prodavnici napunjene su vazduhom. Azot se koristi pri pakovanju grickalica kako bi spriječio kvarenje hrane. Masti i ulja koji se nalaze u hrani, s vremenom reaguju sa kiseonikom, oksiduju se, pri čemu se mijenja ukus i miris namirnica. Zbog toga se namirnicama dodaju sredstva koja se nazivaju antioksidansi, kako bi se spriječilo njihovo kvarenje. Da li poznaješ još neki način čuvanja namirnica od kvarenja?

Oksido-redukcione reakcije igraju važnu ulogu u prirodi i tehnologiji. Osnovni metabolički procesi živih organizama – disanje i fotosinteza, truljenje i fermentacija predstavljaju oksido-redukcione procese. Takođe, procesi sagorijevanja, korozije, elektrolize, rad baterija – zasnivaju se na ovim reakcijama. Na osnovu ovih reakcija vrši se proizvodnja metala, kiselina, baza i mnogih drugih važnih industrijskih proizvoda. Može se reći da spadaju u grupu najčešćih hemijskih reakcija. U ovom poglavlju naučićeš da odrediš oksidacioni broj elemenata u jedinjenjima i jonima, kao i da napišeš oksido-redukcione reakcije. Takođe, moći ćeš da prepoznaš koji elementi su oksidaciona a koji su redukciona sredstva.

Ključni pojmovi

- oksidacija
- elektroni
- redukcija
- oksidacioni broj

8.1. Oksidacija i redukcija

Riječ oksidacija prvobitno je podrazumijevala reakciju sa kiseonikom, pri čemu su nastajali oksidi. Kasnije je ovaj pojam proširen tako da danas uključuje sve procese prilikom kojih dolazi do otpuštanja elektrona. Riječ redukcija prvobitno se odnosila na gubitak mase prilikom zagrijavanju metalne rude, pri čemu se dobijao čist metal. Danas procesi redukcije obuhvataju sve procese pri kojima se primaju elektroni.

Sinonim za oksido--redukcione promjene jeste redoks-reakcije.

Oksido-redukcione reakcije predstavljaju hemijske procese u kojima dolazi do prenosa elektrona između učesnika reakcije. U ovim reakcijama mijenja se oksidacioni broj hemijskih elemenata.

Oksidacioni broj

Već ste naučili da su atomi izgrađeni od pozitivnog jezgra i negativnih elektrona koji učestvuju u građenju hemijskih veza, pri čemu atomi daju, primaju ili dijele elektrone.

Oksidacioni broj (oksidaciono stanje) atoma nekog elementa jednak je broju elektrona koji su u toku hemijske reakcije potpuno prešli sa jednog elementa na drugi element ili su se samo djelimično pomjerili. Dakle, promjena oksidacionog broja posljedica je prelaska ili pomjeranja elektrona od jednog elementa molekula ili jona na drugi. Elementi koji otpuštaju elektrone imaju pozitivan, a oni koji primaju elektrone imaju negativan oksidacioni broj.

Za jonska jedinjenja oksidacioni broj jednak je naelektrisanju jona koji grade to jedinjenje.

Kod kovalentnih jedinjenja, oksidacioni broj predstavlja zamišljeno naelektrisanje atoma u slučaju da svi elektroni pređu s atoma manje na atom veće elektronegativnosti. Dakle, kovalentnim jedinjenjima pripisuje se jonski karakter.

Vrijednosti oksidacionih brojeva elemenata u jedinjenjima mogu se predvidjeti na osnovu položaja elementa u periodnom sistemu. Dok neki elementi grade različita jedinjenja s istim oksidacionim brojem, većina drugih elemenata gradi jedinjenja s različitim oksidacionim brojevima. Oksidacioni broj piše se iznad simbola hemijskog elementa na koji se odnosi, pri čemu se prvo piše predznak, a zatim brojna vrijednost.

Na primjer, oksidacioni broj kiseonika u hemijskim jedinjenjima je −2, što se piše ovako:

$$\overset{-2}{O}$$

Da bi se odredio oksidacioni broj elemenata u redoks-reakcijama, potrebno je pridržavati se određenih pravila.

Pravilo	Primjer	Izuzeci
1. Oksidacioni broj svih elemenata u elementarnom stanju jednak je nuli	$\overset{0}{Na}$ $\overset{0}{Cl_2}$ $\overset{0}{S_8}$	Nema izuzetaka
2. Oksidacioni broj kiseonika u jedinjenjima jednak je −2	$H_2\overset{-2}{O}$ $Mg\overset{-2}{O}$	Peroksidi $H_2\overset{-1}{O_2}$
3. Oksidacioni broj vodonika u jedinjenjima jednak je +1	$H_2\overset{+1}{S}$ $\overset{+1}{H}Cl$	Hidridi metala $Ca\overset{-1}{H_2}$ $Na\overset{-1}{H}$
4. Oksidacioni broj elemenata prve grupe PSE u jedinjenjima je +1	$\overset{+1}{Na}Cl$ $\overset{+1}{K}Br$	Nema izuzetaka
5. Oksidacioni broj elemenata druge grupe PSE u jedinjenjima je +2	$\overset{+2}{Ca}Cl_2$ $\overset{+2}{Mg}O$	Nema izuzetaka
6. Zbir svih oksidacionih brojeva u molekulu mora biti jednak nuli	$\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$ +1 – 1 = 0	
7. Zbir svih oksidacionih brojeva u jonu jednak je naelektrisanju jona	$(\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4})^{2-}$ +6 − 8 = −2	

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 8.1.

Odredi oksidacione brojeve sumpora u:

a) SO_2

b) SO_3

c) H_2SO_4

d) $Na_2S_2O_3$

Izrada

a) Prilikom određivanja oksidacionih brojeva elemenata uvijek se polazi od oksidacionog broja elementa koji nam je poznat. U ovom slučaju, poznat nam je oksidacioni broj kiseonika:

$$\begin{array}{cc} & -2 \\ S & O_2 \end{array}$$

Pošto u molekulu SO_2 imamo ukupno dva atoma kiseonika, njihovo naelektrisanje je −4:

$$\begin{array}{cc} x & -2 \\ S & O_2 \\ x & -4 \end{array}$$

Primjenom pravila određivanja oksidacionih brojeva, dobijamo:

$x - 4 = 0$ pa je $x = +4$

Oksidacioni broj sumpora u SO_2 je +4

b) SO_3

$$\begin{array}{cc} x & -2 \\ S & O_3 \\ x & -6 \end{array}$$

$x - 6 = 0$ pa je $x = +6$

c) H_2SO_4

$$\begin{array}{ccc} +1 & x & -2 \\ H_2 & S & O_4 \\ +2 & x & -8 \end{array}$$

$+2 + x - 8 = 0$ pa je $x = +6$

d) $Na_2S_2O_3$

$$\begin{array}{ccc} +1 & x & -2 \\ Na_2 & S_2 & O_3 \\ +2 & 2x & -6 \end{array}$$

$+2 + 2x - 6 = 0$ pa je $x = +2$

Primjer 8.2.

Odredi oksidacione brojeve hroma u jonima:

a) CrO_2^-

b) CrO_4^{2-}

c) $Cr_2O_7^{2-}$

Izrada

a) CrO_2^-

$$\begin{array}{cc} x & -2 \\ (Cr & O_2)^- \\ x & -4 \end{array}$$

$x - 4 = -1$ pa je $x = -1 + 4 = +3$

b) CrO_4^{2-}

$$\begin{array}{cc} x & -2 \\ (CrO_4)^{2-} & \\ x & -8 \end{array}$$

$x - 8 = -2$ pa je $x = -2 + 8 = +6$

c) $Cr_2O_7^{2-}$

$$\begin{array}{cc} x & -2 \\ (Cr_2O_7)^{2-} & \\ 2x & -14 \end{array}$$

$2x - 14 = -2$ pa je $x = 6$

Primjer 8.3.

Odredi oksidacione brojeve elemenata u jedinjenjima:

a) $MgCO_3$

b) $KMnO_4$

c) $Cu(NO_3)_2$

Izrada

a) $MgCO_3$

$$\begin{array}{ccc} +2 & +4 & -2 \\ Mg & C & O_3 \\ +2 & +4 & -6 \end{array}$$

b) $KMnO_4$

$$\begin{array}{ccc} +1 & +7 & -2 \\ K & Mn & O_4 \\ +1 & +7 & -8 \end{array}$$

c) $Cu(NO_3)_2$

$$\begin{array}{ccc} +2 & +5 & -2 \\ Cu & (N & O_3)_2 \\ +2 & +10 & -12 \end{array}$$

Ključni pojmovi

- oksidaciono sredstvo
- redukciono sredstvo

Kada je Kip slobode poklonjen SAD iz Francuske 1885. godine, bio je sjajne bakarne boje. Ali izgled Kipa se promijenio u mutno smeđu i konačno u današnju plavo-zelenu boju usljed reakcija oksidacije bakra.

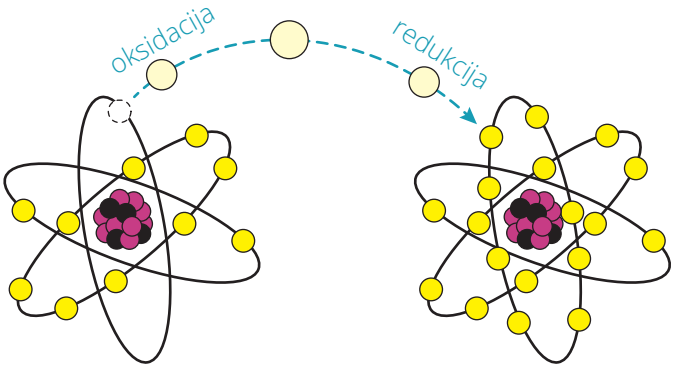
8.2. Oksido-redukcione reakcije

- Zbog čega je boja Kipa slobode na ovim slikama različita?

U **redoks-reakcijama** dolazi do razmjene elektrona, usljed čega se mijenjaju oksidacioni brojevi (slika 8.1).

Proces pri kojem dolazi do otpuštanja elektrona, a samim tim i do povećanja oksidacionog broja, naziva se **oksidacija**.

Proces pri kojem dolazi do primanja elektrona i smanjenja oksidacionog broja naziva se **redukcija**.

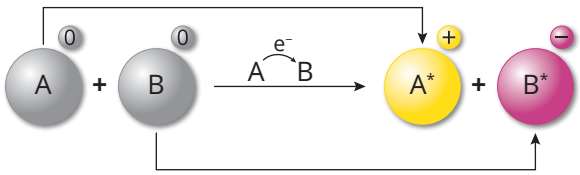


Slika 8.1. Oksido-redukcioni procesi

- Što se dešava s elektronima i sa oksidacionim brojevima pri reakcijama oksidacije i redukcije?

Da bi se neka supstanca oksidovala, potrebno je da druga supstanca primi elektrone, tj. da se redukuje. To znači da se reakcije oksidacije i redukcije uvijek odigravaju istovremeno, i čine jedan proces u kojem broj otpuštenih elektrona mora da bude jednak broju primljenih elektrona.

Primanje i otpuštanje elektrona, kao i promjene oksidacionih brojeva elemenata, možemo razmotriti na primjeru sljedeće reakcije:



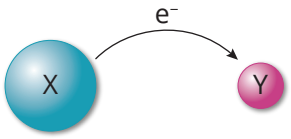
Iz reakcije vidimo da se oksidacioni broj elementa A povećao od 0 do +1, što znači da je on otpustio elektron – **oksidovao se**. Oksidacioni broj elementa B smanjio se od 0 do −1, on je primio elektron – **redukovao se**.

Za supstancu koja može da **redukuje** neku drugu supstancu (a pri tome se sama oksiduje) kažemo da je **redukciono sredstvo**.

Supstanca koja može da **oksiduje** neku drugu supstancu (pri čemu se sama redukuje) naziva se **oksidaciono sredstvo**.

Dakle, u prethodnoj reakciji elemenat A **redukovao** je elemenat B pa predstavlja redukciono sredstvo, dok je elemenat B oksidovao elemenat A i predstavlja **oksidaciono** sredstvo.

U opštem slučaju važi:



otpušta elektrone	prima elektrone
oksiduje se	redukuje se
povećao se oksidacioni broj	smanjio se oksidacioni broj
redukciono sredstvo	oksidaciono sredstvo

Uređaji poput automobila, pametnih telefona, satova i mnogih drugih koriste baterije za napajanje. Baterije koriste hemijske reakcije koje spontano proizvode električnu energiju. Svi elektrohemijski sistemi uključuju prenos elektrona u reakcionom sistemu.

Oksidaciono sredstvo ili oksidans, redukciono sredstvo ili reducens.

Oksidaciona i redukciona sredstva

Ukoliko elemenat lakše otpušta elektrone, on se lako oksiduje, pa predstavlja jače **redukciono sredstvo**.

Ukoliko elemenat lakše prima elektrone, lako se redukuje, pa predstavlja jače **oksidaciono sredstvo**.

Sposobnost atoma da otpušta odnosno da prima elektrone zavisi od njegove energije jonizacije i elektronegativnosti.

Elementi koji imaju malu energiju jonizacije lako otpuštaju elektrone, pa spadaju u **redukciona** sredstva.

Tako su metali, zbog niskih energija jonizacije, izuzetno jaka redukciona sredstva. Metali su prema redukcionoj sposobnosti svrstani u elektrohemijski niz:

K	Na	Ca	Mg	Zn	Cr	Fe	Ni	Cd	Co	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Au

Na početku niza nalaze se najjača redukciona sredstva, alkalni i zemnoalkalni metali, a na kraju niza nalaze se plemeniti metali. Svaki metal u nizu može da istisne iz rastvora soli sve one metale koji se nalaze desno od njega u nizu.

U grupi periodnog sistema, redukciona sposobnost raste s porastom rednog broja, npr. kod alkalnih metala litijum je najslabije, a cezijum najjače redukciono sredstvo:

Li → Na → K → Rb → Cs

Zbog svoje visoke elektronegativnosti nemetali su dobra **oksidaciona sredstva**.

Kako elektronegativnost opada sa porastom rednog broja u grupi, tako i oksidaciona sposobnost opada istim redosljedom. Npr. fluor je u grupi najjače, dok je jod najslabije oksidaciono sredstvo:

I_2 → Br_2 → Cl_2 → F_2

Mnogi elementi grade jedinjenja s različitim oksidacionim brojevima.

Što je oksidacioni broj veći, element lakše prima elektrone, pa je jače **oksidaciono sredstvo**.

Npr. između sumpor(VI)-oksida SO_3 i sumpor(IV)-oksida SO_2 jači oksidans je sumpor(VI)-oksid, u kojem je veći oksidacioni broj sumpora.

Što je manji oksidacioni broj atoma, element lakše otpušta elektrone, pa je jače **redukciono sredstvo**.

Jedinjenja ili elementarni joni koji pak sadrže elemenat sa oksidacionim brojem između najmanjeg i najvećeg mogućeg mogu se ponašati i kao oksidaciona i kao redukciona sredstva.

Redukciono sredstvo	Oksidaciono sredstvo
niska energija jonizacije	visoka elektronegativnost
lako otpušta elektrone	lako prima elektrone
metali	nemetali
manji oksidacioni broj	veći oksidacioni broj

- Što zapažaš, koji elementi su redukciona a koji su oksidaciona sredstva, i zbog čega?

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 8.4.

Koja od navedenih reakcija može da se odigra?

a) $Cu + ZnSO_4 \longrightarrow CuSO_4 + Zn$

b) $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$

Izrada

U naponskom nizu elemenata cink se nalazi prije bakra, on je jače redukciono sredstvo i može da istisne bakar iz njegovih jedinjenja, tako da reakcija b) može da se odigra, a reakcija a) ne može.

Primjer 8.5.

U datim hemijskim reakcijama odredi koji se elemenat oksidovao, a koji se redukovao, odnosno koji je elemenat oksidaciono, a koji redukciono sredstvo?

a) $S + O_2 \longrightarrow SO_2$

b) $H_2 + Br_2 \longrightarrow 2\,HBr$

Izrada

a)

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{+4}{S}\,\overset{-2}{O_2}$$

$$\overset{0}{S} \longrightarrow \overset{+4}{S}$$

Oksidacioni broj sumpora povećao se od 0 do +4, što znači da je sumpor otpustio elektrone, tj. oksidovao se. Sumpor je u ovoj reakciji redukciono sredstvo.

$$\overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{-2}{2\,O}$$

Oksidacioni broj kiseonika smanjio se od 0 do –2, što znači da je kiseonik primio elektrone, tj. redukovao se. Kiseonik je u ovoj reakciji oksidaciono sredstvo.

b)

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Br_2} \longrightarrow \overset{+1}{2\,H}\,\overset{-1}{Br}$$

$$\overset{0}{H_2} \longrightarrow \overset{+1}{2\,H}$$

Oksidacioni broj vodonika povećao se od 0 do +1, što znači da je vodonik otpustio elektron, tj. oksidovao se. Vodonik je u ovoj reakciji redukciono sredstvo.

$$\overset{0}{Br_2} \longrightarrow \overset{-1}{Br}$$

Oksidacioni broj broma smanjio se od 0 do –1, što znači da je brom primio elektron, tj. redukovao se. Brom je u ovoj reakciji oksidaciono sredstvo.

Primjer 8.6.

Koja od navedenih hemijskih jedinjenja djeluju kao oksidaciona, a koja kao redukciona sredstva: H_2S, SO_2, Zn, $KMnO_4$? Koja se jedinjenja ponašaju i kao oksidaciona i kao redukciona sredstva? Objasni.

Izrada

H_2S

Oksidacioni broj sumpora u ovom jedinjenju je −2. Sumpor gradi jedinjenja sa oksidacionim brojevima −2, +4 i +6. Sumpor u ovom oksidacionom stanju može lako da otpusti elektrone i pređe u stanje s većim oksidacionim brojem, +4 ili +6, ili u elementarno stanje. To znači da se sumpor oksiduje, pa je on redukciono sredstvo.

SO_2

Oksidacioni broj sumpora u ovom jedinjenju je +4. Sumpor u ovom oksidacionom stanju može lako da otpusti elektrone i pređe u stanje sa većim oksidacionim brojem +6. Isto tako, sumpor može i da primi elektrone, pa da pređe u stanje s manjim oksidacionim brojem, 0 ili −2. U ovom slučaju sumpor može da se ponaša i kao redukciono i kao oksidaciono sredstvo.

Zn

Oksidacioni broj cinka u elementarnom stanju je nula. Cink kao metal može da otpusti elektrone i da pređe u oksidaciono stanje +2, što znači da se on oksidovao, pa predstavlja redukciono sredstvo.

$KMnO_4$

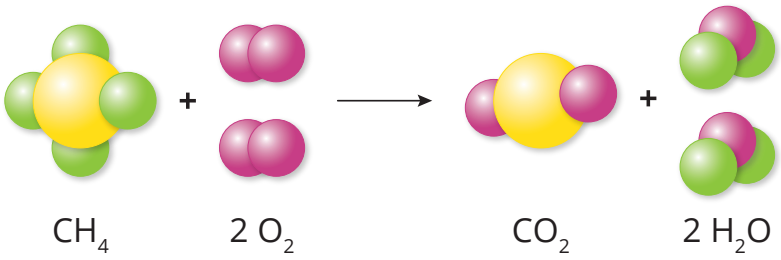
Mangan se u svojim jedinjenjima javlja u više oksidacionih stanja: +2, +3, +4, +6 i +7. U ovom jedinjenju oksidacioni broj mangana je +7, što znači da može da primi elektrone i pređe u stanje s manjim oksidacionim brojem. To znači da se mangan redukovao i predstavlja jako oksidaciono sredstvo.

8.3. Sastavljanje oksido-redukcionih reakcija

Ključni pojmovi

- metoda oksidacionih brojeva
- polureakcije
- stehiometrijski koeficijenti

Sastaviti jednačinu hemijske reakcije, znači napisati hemijske simbole i formule reaktanata i proizvoda reakcije, te odrediti koeficijente u datoj reakciji (slika 8.2).



Slika 8.2. Hemijska reakcija

Za sastavljanje oksido-redukcionih reakcija koriste se različite metode, a mi ćemo se upoznati s pravilima metode oksidacionih brojeva elemenata:

Pravilo	Primjer
1. Napisati šemu hemijske reakcije, tj. napisati hemijske simbole i formule svih učesnika hemijske reakcije	$Mg + O_2 \longrightarrow MgO$
2. Odrediti oksidacione brojeve svih elemenata	$\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{+2}{Mg}\ \overset{-2}{O}$
3. Uočiti i izdvojiti elemente kojima se promijenio oksidacioni broj, tj. elemente koji su se oksidovali ili redukovali. Napisati polujednačine reakcija oksidacije i redukcije	$\overset{0}{Mg} \longrightarrow \overset{+2}{Mg}$ $\overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{-2}{2\,O}$
4. Oksidacija	$\overset{0}{Mg} \longrightarrow \overset{+2}{Mg}$
5. Redukcija	$\overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{-2}{2\,O}$
6. Magnezijum je otpustio dva elektrona	$\overset{0}{Mg} \xrightarrow{-2e^-} \overset{+2}{Mg}$
7. Kada u reakciji učestvuju molekuli elemenata (npr. O_2), broj atoma mora biti izjednačen, pa se sa desne strane ispred kiseonika piše 2	$\overset{0}{O_2} \xrightarrow{(+2e^-)\cdot 2} \overset{-2}{2\,O}$ $\overset{0}{O_2} \xrightarrow{+4e^-} \overset{-2}{2\,O}$
8. Broj otpuštenih i primljenih elektrona mora biti jednak, tako da se polujednačina oksidacije množi sa 2	$\overset{0}{2\,Mg} \xrightarrow{-4e^-} \overset{+2}{2\,Mg}$
9. Dobijene koeficijente uvrstiti u početnu jednačinu hemijske reakcije	$2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2\,MgO$

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 8.7.

Napiši sljedeće oksido-redukcione reakcije, primjenom metode oksidacionih brojeva:

a) amonijak + kiseonik ⟶ azot + voda

b) jodovodonik + sulfatna kiselina ⟶ jod + vodonik-sulfid + voda

Izrada

a) Primjenom pravila metode oksidacionih brojeva, pišemo hemijsku jednačinu oksido-redukcione reakcije:

$$\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{0}{N_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

Uočavamo da su azot i kiseonik promijenili svoje oksidacione brojeve. Na osnovu promjene oksidacionih brojeva sastavljamo polujednačine hemijskih reakcija oksidacije i redukcije.

Azotu se povećao oksidacioni broj od –3 do 0, on se oksidovao – otpustio elektrone. Pošto su sa desne strane dva atoma azota, polureakcija oksidacije piše se:

$$2\,\overset{-3}{N} \xrightarrow{-6e^-} \overset{0}{N_2}$$

Kiseoniku se smanjio oksidacioni broj od 0 do –2, on se redukovao – primio je elektrone. Pošto su sa lijeve strane dva atoma kiseonika, polureakcija redukcije piše se:

$$\overset{0}{O_2} \xrightarrow{+4e^-} 2\,\overset{-2}{O}$$

Broj otpuštenih i primljenih elektrona mora biti isti, pa je potrebno naći najmanji zajednički sadržilac za brojeve 6 i 4, a to je broj 12. Zbog toga reakciju oksidacije množimo s brojem 2, a reakciju redukcije s brojem 3, kako bi broj otpuštenih i primljenih elektrona bio jednak broju 12:

$$4\,\overset{-3}{N} \xrightarrow{-12e^-} 2\,\overset{0}{N_2}$$

$$3\,\overset{0}{O_2} \xrightarrow{+12e^-} 6\,\overset{-2}{O}$$

Unošenjem dobijenih koeficijenata u prvobitnu jednačinu dobijamo:

$$4\,NH_3 + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,N_2 + 6\,H_2O$$

b) jodovodonik + sulfatna kiselina ⟶
⟶ jod + vodonik-sulfid + voda

$$\overset{+1}{H}\,\overset{-1}{I} + \overset{+1}{H_2}\,\overset{+6}{S}\,\overset{-2}{O_4} \longrightarrow \overset{0}{I_2} + \overset{+1}{H_2}\,\overset{-2}{S} + \overset{+1}{H_2}\,\overset{-2}{O}$$

Oksidacija:

$$\overset{-1}{2\,I} \xrightarrow{-2e^-} \overset{0}{I_2}$$

Redukcija:

$$\overset{+6}{S} \xrightarrow{+8e^-} \overset{-2}{S}$$

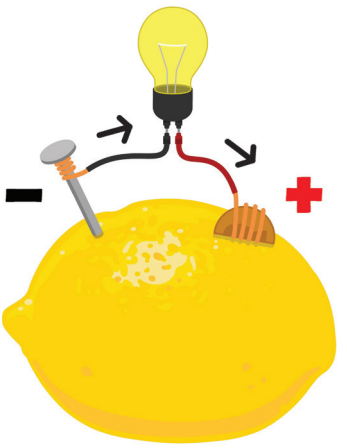
Reakciju oksidacije množimo sa 4:

$$\overset{-1}{8\,I} \xrightarrow{-8e^-} \overset{0}{4\,I_2}$$

Kada dobijene koeficijente unesemo u prvobitnu reakciju, dobijamo:

$$8\,HI + H_2SO_4 \longrightarrow 4\,I_2 + H_2S + 4\,H_2O$$

Pokušaj da napraviš jednostavnu bateriju od cinkovog eksera, bakarnog novčića i limuna. Atomi cinka otpuštaju elektrone koji kroz strujno kolo dolaze do atoma bakra u novčiću. Ovaj protok elektrona stvara struju koja može da upali led-sijalicu. Zapažanja zapiši u svesku.



▶ Što zapažaš, koja je uloga limuna u ovoj bateriji?

PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Oksido-redukcione (redoks) reakcije predstavljaju hemijske procese u kojima dolazi do prenosa elektrona između učesnika reakcije. Oksidacija je proces otpuštanja elektrona, pri čemu se povećava oksidacioni broj, dok je redukcija proces primanja elektrona, pri čemu se smanjuje oksidacioni broj. Ovi procesi odigravaju se istovremeno, a broj otpuštenih i primljenih elektrona mora biti jednak.

Ako se jedan elemenat oksidovao, tada je on redukovao neki drugi elemenat, i naziva se redukciono sredstvo. Elemenat je jače redukciono sredstvo ukoliko lakše otpušta elektrone, tj. ukoliko ima manju energiju jonizacije. Najjača redukciona sredstva su alkalni i zemnoalkalni metali.

Kada se neki elemenat redukovao, tada je on oksidovao neki drugi elemenat, i naziva se oksidaciono sredstvo. Najjača oksidaciona sredstva su elementi koji lako primaju elektrone i imaju visoke vrijednosti elektronegativnosti, a to su nemetali.

1. U kojem od navedenih jedinjenja hlor ima najveći oksidacioni broj?

a) Cl_2O_3 b) $KClO_2$ c) $NaClO_4$ d) $Ca(ClO_3)_2$

2. U kojem od navedenih jedinjenja mangan ima najmanji oksidacioni broj?

a) MnO b) Mn_2O_3 c) H_2MnO_4 d) $KMnO_4$

3. Odredi oksidacione brojeve elemenata u sljedećim jonima:

MnO_4^-, NH_4^+, BrO_3^-

4. U kojem jonu hrom ima oksidacioni broj +6?

a) CrO_2^- b) CrO_4^- c) $Cr_2O_7^{2-}$

5. Dopuni tabelu:

Oksidacija	Redukcija
Otpuštanje elektrona	
	Smanjenje oksidacionog broja

6. Ako se nekom elementu oksidacioni broj promijeni od +7 do 0, u pitanju je proces:

a) oksidacije b) redukcije

7. Ako se nekom elementu oksidacioni broj promijeni od −2 do +4, taj elemenat je:

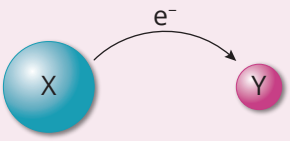
a) primio elektrone b) otpustio elektrone

8. Koje tvrđenje je tačno za reakciju žarenja kalcijum-karbonata:

$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

a) ugljenik se oksidovao b) kalcijum se oksidovao c) nije došlo do oksido-redukcije

9. Označi oksidaciono (O) i redukciono (R) sredstvo u reakciji:



10. Stavi T pored tačnog tvrđenja:

Oksidaciono sredstvo ima malu energiju jonizacije	
Redukciono sredstvo ima malu energiju jonizacije	
Oksidaciona sredstva su metali	
Oksidaciona sredstva su nemetali	
Redukciona sredstva su metali	
Litijum je jače redukciono sredstvo od kalijuma	
Kalijum je jače redukciono sredstvo od srebra	

11. Koje od navedenih jedinjenja može da se koristi kao redukciono sredstvo, i zašto?

a) H_2S b) $KMnO_4$ c) H_2SO_4

12. Koje od navedenih jedinjenja može da se koristi kao oksidaciono sredstvo, i zašto?

a) HNO_3 b) NaCl c) NH_3

13. Koje je jače oksidaciono sredstvo: S ili S^{2-}?

14. Koje je jače redukciono sredstvo?

a) kalijum ili magnezijum b) litijum ili kalijum

15. U navedenom nizu podvuci metale koji mogu da istisnu vodonik iz njegovih jedinjenja.

Na, Cu, Zn, Ag, Au, Hg

16. Koja reakcija može da se odigra?

a) $Ag + 2\,HCl \longrightarrow AgCl_2 + H_2$ b) $ZnCl_2 + Ca \longrightarrow CaCl_2 + Zn$

17. Sastavi jednačine polureakcija oksidacije i redukcije za sljedeće hemijske reakcije i odredi u kojima je od njih vodonik oksidaciono, a u kojima redukciono sredstvo.

a) $2\,Al + 6\,HCl \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2$

b) $2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2$

c) $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$

18. Napiši reakcije:

a) nitratna kiselina + sulfitna kiselina $\longrightarrow$ sulfatna kiselina + azot(II)-oksid + voda

b) bakar(II)-sulfat + kalijum-jodid $\longrightarrow$ bakar(I)-jodid + jod + kalijum-sulfat

19. Odredi koeficijente u sljedećim oksido-redukcionim reakcijama:

a) $Al + HCl \longrightarrow AlCl_3 + H_2$

b) $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$

c) $Fe_2O_3 + H_2 \longrightarrow Fe + H_2O$

d) $MnO + H_2O_2 \longrightarrow MnO_2 + H_2O$

20. Odredi koeficijente u sljedećim oksido-redukcionim reakcijama:

a) $H_2S + I_2 \longrightarrow S + HI$

b) $HCl + KMnO_4 \longrightarrow MnCl_2 + KCl + H_2O + Cl_2$

21. U reakciji kalijum-permanganata, vodonik-sulfida i sulfatne kiseline nastaju mangan(II)-sulfat, kalijum sulfat, elementarni sumpor i voda. Koliko će grama sumpora nastati ako u reakciji učestvuje 5,6 dm^3 vodonik-sulfida pri normalnim uslovima?

22. Koliko dm^3 hlora nastaje u reakciji 0,8 dm^3 hloridne kiseline koncentracije 0,05 mol/dm^3 s dovoljnom količinom mangan(IV)-oksida? Reakcija se odvija pri normalnim uslovima.

23. U reakciji razblažene nitratne kiseline sa sulfitnom kiselinom nastaju sulfatna kiselina, azot(II)-oksid i voda. Koliko grama oksida azota nastaje ako reaguje 4,92 grama sulfitne kiseline?

Rješenja

1. c)

2. a)

3. $\overset{+7}{MnO_4^-}$, $\overset{-3}{NH_4^+}$, $\overset{+5}{BrO_3^-}$

4. c)

5.

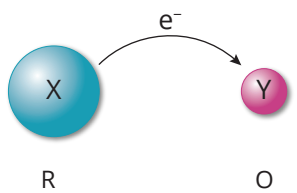
Oksidacija	Redukcija
Otpuštanje elektrona	Primanje elektrona
Povećanje oksidacionog broja	Smanjenje oksidacionog broja

6. redukcija

7. b)

8. c)

9.



10.

Oksidaciono sredstvo ima malu energiju jonizacije	
Redukciono sredstvo ima malu energiju jonizacije	T
Oksidaciona sredstva su metali	
Oksidaciona sredstva su nemetali	T
Redukciona sredstva su metali	T
Litijum je jače redukciono sredstvo od kalijuma	
Kalijum je jače redukciono sredstvo od srebra	T

11. a)

12. a)

13. S

14. a) kalijum, b) kalijum

15. Na, Zn

16. b)

17. a) $2\,\overset{0}{Al} \xrightarrow{-6e^-} 2\,\overset{+3}{Al}$ proces oksidacije

$6\,\overset{+1}{H} \xrightarrow{+6e^-} 3\,\overset{0}{H_2}$ proces redukcije, pa je vodonik oksidaciono sredstvo

b) $2\,\overset{0}{Na} \xrightarrow{-2e^-} \overset{+1}{Na}$ proces oksidacije

$2\,\overset{+1}{H} \xrightarrow{+2e^-} \overset{0}{H_2}$ proces redukcije, pa je vodonik oksidaciono sredstvo

c) $2\,\overset{0}{H_2} \xrightarrow{-2e^-} 4\,\overset{+1}{H}$ proces oksidacije, pa je vodonik redukciono sredstvo

$\overset{0}{O_2} \xrightarrow{+2e^-} 2\,\overset{-2}{O}$ proces redukcije

18. $2\,HNO_3 + 3\,H_2SO_3 \longrightarrow 3\,H_2SO_4 + 2\,NO + H_2O$

b) $2\,CuSO_4 + 4\,KI \longrightarrow 2\,CuI + I_2 + 2\,K_2SO_4$

19. a) $2\,Al + 6\,HCl \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2$

b) $2\,KClO_3 \longrightarrow 2\,KCl + 3\,O_2$

c) $Fe_2O_3 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,Fe + 3\,H_2O$

d) $MnO + H_2O_2 \longrightarrow MnO_2 + H_2O$

20. a) $H_2S + I_2 \longrightarrow S + 2\,HI$

b) $16\,HCl + 2\,KMnO_4 \longrightarrow 2\,MnCl_2 + 2\,KCl + 8\,H_2O + 5\,Cl_2$

21. $m = 8$ g

22. $V = 224\ cm^3$

23. $m = 1{,}74$ g

„Život je hemijska reakcija koja zahtijeva jedino ravnotežu.“

Nepoznati autor

9 HEMIJSKA KINETIKA

U OVOM POGLAVLJU NAUČIĆEŠ DA:

- objasniš brzinu hemijske reakcije
- navedeš faktore koji utiču na brzinu hemijske reakcije
- izračunaš brzinu hemijske reakcije
- objasniš hemijsku ravnotežu
- navedeš faktore koji utiču na hemijsku ravnotežu
- izračunaš konstantu ravnoteže
- odrediš uticaj faktora na hemijsku ravnotežu

RAZMISLI I ODGOVORI

1. Mnogi ljudi misle da se hemijske reakcije odigravaju samo u hemijskim laboratorijama.
   Međutim, i sami, u svakodnevnom životu, možemo izvoditi hemijske reakcije i uticati na njihovo odvijanje. Npr. kada se pravi limunada, potrebno je rastvoriti šećer u vodi. Da li će se šećer brže rastvoriti ako se rastvor promiješa? A ako se zagrije?
2. Opšte je poznato da se hrana drži u frižideru da bi duži period ostala svježa. Zašto se hrana sporije kvari ako se drži na nižim temperaturama?

Mnogi aspekti svakodnevnog života povezani su s hemijom – naše tijelo napravljeno je od hemikalija, hemijske reakcije nastaju kada dišemo, jedemo ili samo sjedimo čitajući. Već si se upoznao/upoznala s tipovima hemijskih reakcija, i primjećuješ da se hemijske reakcije odigravaju različitim brzinama. Izučavajući ovo poglavlje naučićeš koji faktori utiču na brzinu hemijske reakcije i kako se ona može izračunati. Takođe, upoznaćeš se s pojmom hemijske ravnoteže, kao i s njenom praktičnom primjenom.

9.1. Hemijska kinetika

Ključni pojmovi

- hemijska reakcija
- brzina hemijske reakcije
- energija aktivacije

Brzina igra važnu ulogu u mnogim stvarima koje radimo u svakodnevnom životu: pri kretanju, sportskim aktivnostima, preuzimanju sadržaja s interneta... Slično tome, izučavanje brzine hemijske reakcije veoma je značajno radi mogućnosti upravljanja hemijskim procesima i dobijanja željenog proizvoda. Brzine hemijskih reakcija su različite, neke se mogu odvijati u djeliću sekunde, kao npr. eksplozija vatrometa, dok se druge mogu odvijati tokom niza godina, kao što je rđanje gvožđa. Grana hemije koja izučava mehanizam odvijanja hemijske reakcije, brzinu hemijske reakcije i faktore koji na nju utiču naziva se **hemijska kinetika**. Razumijevanjem mehanizma reakcije mnogi industrijski procesi mogu se poboljšati promjenom temperature, koncentracije, pritiska i sl. Izučavanje hemijske kinetike nije važno samo za industrijsku proizvodnju, već je veoma bitno i za razumijevanje bioloških procesa (posebno reakcija katalizovanih enzima), pri ispitivanju zagađenja životne sredine (razlaganje otpada) i sl.

Agama gušter izlaže se Sunčevim zracima jer se topli gušter brže kreće od hladnog. Hemijske reakcije koje omogućavaju kretanje njegovih mišića brže se odvijaju na povišenim temperaturama. U nedostatku toplote, gušter je jednostavan obrok za predatore.

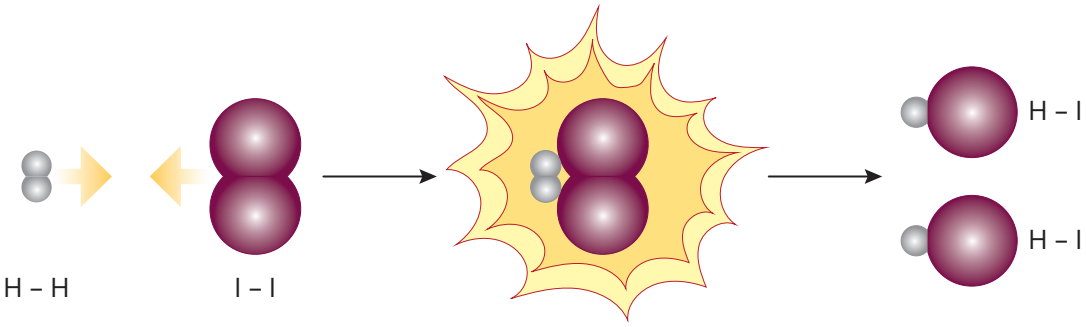
9.1.1. Brzina hemijske reakcije

Pri hemijskim reakcijama dolazi do raskidanja veza između atoma reaktanata, formiranja novih veza, pri čemu nastaju proizvodi hemijske reakcije s novim fizičko-hemijskim osobinama.

U ljudskom organizmu neprekidno se odigravaju hemijski procesi: skladištenje energije koju unosimo kao hranu i trošenje te energije. Ti procesi realizuju se kroz odgovarajuće hemijske reakcije, pri kojima se u prvom slučaju hrana pretvara u energiju koju koriste naše ćelije, a zatim u drugom nizu hemijskih reakcija dolazi do trošenja te energije za rast i izgradnju ćelija.

Npr. u reakciji $H_2 + I_2 \rightarrow 2\ HI$ dešavaju se sljedeće promjene (slika 9.1):

molekuli vodonika i joda, H_2 i I_2 međusobno se sudare, pri čemu se oslobodi određena količina energije. Pri sudaru dolazi do raskidanja veza u molekulima reaktanata i stvaranja novih veza, pri čemu nastaje novo jedinjenje jodovodonik, HI, s drugačijim fizičko-hemijskim osobinama.



Slika 9.1. Odigravanje hemijske reakcije

▶ Što zapažaš, koje se promjene odigravaju pri hemijskim reakcijama?

Da bi se reakcija uopšte odigrala, neophodno je da se čestice reaktanata, koje su u neprekidnom kretanju, **međusobno sudare**. Međutim, neće svaki sudar biti efikasan, tj. ne dolazi pri svakom sudaru do stvaranja proizvoda reakcije. Da bi sudar bio efikasan i da bi se desile hemijske promjene, potrebno je da čestice posjeduju određenu količinu energije – **energiju aktivacije**, E_a, kao i da čestice reaktanata budu pravilno orijentisane. Kada se sudare čestice s količinom energije potrebnom da se odigra hemijska reakcija, dolazi do stvaranja tzv. aktiviranog kompleksa, koji predstavlja prelazno stanje između reaktanata i proizvoda reakcije.

Energija aktivacije je minimalna količina energije koju je potrebno da imaju čestice reaktanata kako bi se odigrala hemijska reakcija.

Neophodni uslovi za odigravanje hemijske reakcije su:

Kretanje i sudar čestica	Posjedovanje dovoljne količine energije	Pravilna orijentacija čestica

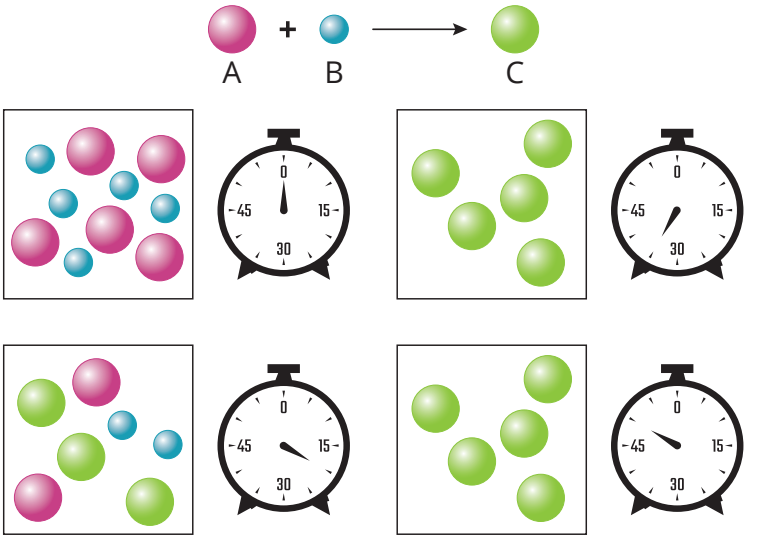
Brzina hemijske reakcije definiše se kao promjena koncentracije reaktanata ili proizvoda reakcije u jedinici vremena.

Izražava se promjenom koncentracije bilo koje komponente u reakcionom sistemu (slika 9.2):

$$v = \pm \frac{1}{\nu} \cdot \frac{(c_2 - c_1)}{(t_2 - t_1)}$$

$$v = \pm \frac{1}{\nu} \cdot \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

- Predznak **+** koristi se kada se brzina hemijske reakcije izražava preko promjene koncentracije proizvoda reakcije, a predznak **–** ako se izražava preko promjene koncentracije reaktanata.
- ***v*** predstavlja stehiometrijski koeficijent komponente pomoću koje se izražava brzina reakcije.
- ***Δc*** predstavlja promjenu koncentracije komponente pomoću koje se izražava brzina reakcije (mol/dm^3).
- ***Δt*** je vremenski interval u kojem je praćena promjena koncentracije (s).
- ***v*** je brzina hemijske reakcije (mol/dm^3 · s).



Slika 9.2. Promjena koncentracije reaktanata (A i B) i proizvoda reakcije (C) u jedinici vremena

- Kako se mijenjaju koncentracije reaktanata a kako koncentracije proizvoda pri odigravanju hemijske reakcije?

9.1.2. Faktori koji utiču na brzinu hemijske reakcije

Faktori koji povećavaju broj efikasnih sudara između čestica reaktanata povećavaju i brzinu hemijske reakcije (šema 9.1):

Koncentracija reaktanata	Priroda reaktanata	Temperatura	Dodirna površina	Katalizatori

Šema 9.1. Faktori koji utiču na brzinu reakcije

Priroda reaktanata

Pri istim uslovima, različite hemijske reakcije odvijaju se različitom brzinom. Reaktivnost hemijskih jedinjenja zavisi od prirode hemijskih veza u reaktantima i njihove strukture. Npr. na sobnoj temperaturi metali s vodom reaguju različito, natrijum reaguje veoma burno, dok se aluminijum rastvara sporo. Priroda samih molekula utiče na brzinu raskidanja prvobitnih i uspostavljanja novih veza, npr. jonske reakcije odigravaju se mnogo brže nego molekulske reakcije.

Koncentracija reaktanata

Za odigravanja hemijske reakcije neophodno je da se čestice reaktanata sudare i da se pri tom sudaru posjeduje dovoljna količina energije. Povećanjem koncentracije reaktanata, povećava se i broj čestica koje reaguju, pa je samim tim veća vjerovatnoća da se one sudare i da dođe do hemijske reakcije. S povećanjem koncentracije, raste i brzina hemijske reakcije. Na osnovu zakona o dejstvu masa, brzina hemijske reakcije proporcionalna je proizvodu koncentracija reaktanata na stalnoj temperaturi.

Za reakciju $A + B \longrightarrow C$, primjenom **zakona o dejstvu masa**, brzina hemijske reakcije može se predstaviti kao:

$$v = k \cdot [A] \cdot [B],$$

gdje su:

v – brzina hemijske reakcije

k – konstanta brzine reakcije (zavisi od prirode reaktanata i temperature, i predstavlja brzinu reakcije pri jediničnim koncentracijama reaktanata)

[A] i [B] – koncentracije reaktanata A i B.

Stehiometrijski koeficijenti reaktanata, u izrazu za brzinu reakcije, pišu se kao stepeni koncentracija komponenti.

Za reakciju $2\,A + 3\,B \longrightarrow 2\,C$, izraz za brzinu hemijske reakcije je:

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^3$$

U izrazu za brzinu reakcije učestvuju reaktanti u gasovitom agregatnom stanju i vodeni rastvori, dok čvrste supstance i tečnosti ne učestvuju.

Temperatura

Velik broj hemijskih reakcija odigrava se znatno brže ako se poveća temperatura. S porastom temperature raste brzina kretanja reagujućih čestica i njihov energetski sadržaj je veći, a samim tim raste i broj efikasnih sudara. Eksperimentalno je utvrđeno da s porastom temperature od 10 °C, brzina hemijske reakcije se poveća 2–4 puta.

Veličina dodirne površine

Kod heterogenih procesa, hemijska reakcija odigrava se na dodirnoj površini između reagujućih čestica. Što je veća dodirna površina između čestica reaktanata, veći je i broj sudara između reagujućih čestica, a samim tim se hemijska reakcija brže odvija.

Hemijske reakcije mogu biti: **homogene** (ako su čestice reaktanata u istom agregatnom stanju) i **heterogene** (kada su čestice reaktanata u različitim agregatnim stanjima).

Prisustvo katalizatora

Katalizatori ubrzavaju hemijsku reakciju tako što snižavaju energiju aktivacije, zbog čega je i veći broj efikasnih sudara reagujućih čestica.

Katalizator treba da:

- ostane hemijski nepromijenjen
- ne izaziva reakciju
- ne utiče na stanje ravnoteže
- bude selektivan.

Katalizatori su supstance koje ubrzavaju hemijsku reakciju, a sami ne učestvuju u reakciji.

Kataliza je proces u kojem katalizatori djeluju na brzinu hemijske reakcije.

Postoji **homogena kataliza** (kada su katalizator i reagujuće supstance u istom agregatnom stanju) i **heterogena kataliza** (kada su katalizator i reagujuće supstance u različitim agregatnim stanjima).

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 9.1.

Brzinu hemijske reakcije
$2\,A + 3\,B \longrightarrow 2\,C$ izrazi preko:

a) promjene koncentracije komponente B

b) promjene koncentracije komponente C

Izrada

a) Komponenta B je reaktant u hemijskoj reakciji, i njena koncentracija se s vremenom smanjuje, pa se za izračunavanje brzine hemijske reakcije koristi predznak – (minus).

Stehiometrijski koeficijent ispred komponente B u hemijskoj reakciji je 3.

$$v = -\frac{1}{3} \cdot \frac{\Delta c(B)}{\Delta t}$$

b) Komponenta C je proizvod u hemijskoj reakciji, i njena koncentracija se s vremenom povećava, pa se za izračunavanje brzine hemijske reakcije koristi predznak + (plus).

Stehiometrijski koeficijent ispred komponente C u hemijskoj reakciji je 2.

$$v = +\frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta c(C)}{\Delta t}$$

Primjer 9.2.

Izračunaj promjenu brzine hemijske reakcije $2\,A + B \longrightarrow A_2B$ ako je koncentracija komponente A na početku reakcije bila 0,5 mol/dm^3, a nakon 10 sekundi je iznosila 0,35 mol/dm^3.

Podaci:
$c(A)_1 = 0{,}5\ \text{mol/dm}^3$
$c(A)_2 = 0{,}35\ \text{mol/dm}^3$
$t = 10\ \text{s}$
$v = ?$

Izrada

$$v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta c(A)}{\Delta t}$$

$$v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{(c(A)_2 - c(A)_1)}{10\ \text{s}} = -\frac{1}{2} \cdot \frac{0{,}35\ \text{mol/dm}^3 - 0{,}5\ \text{mol/dm}^3}{10\ \text{s}}$$

$$v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{(-0{,}15\ \text{mol/dm}^3)}{10\ \text{s}}$$

$$v = 0{,}0075\ \text{mol/dm}^3 \cdot \text{s}$$

Primjer 9.3.

Kako će se promijeniti brzina reakcije dobijanja amonijaka ako se zapremina reakcionog suda smanji dva puta, pri konstantnoj temperaturi?

$$3\ H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3\,(g)}$$

Izrada

Brzina hemijske reakcije prije smanjenja zapremine je:

$$v_1 = k \cdot [H_2]^3 \cdot [N_2].$$

Ako obilježimo koncentracije $[H_2] = a$, $[N_2] = b$, tada je brzina:

$$v_1 = k \cdot a^3 \cdot b$$

Smanjenjem zapremine, koncentracija reagujućih komponenti poveća se dva puta, pa je:

$[H_2] = 2a$, $[N_2] = 2b$, odnosno brzina se može izraziti kao:

$$v_2 = k \cdot [H_2]^3 \cdot [N_2] = k \cdot [2a]^3 \cdot [2b] = k \cdot 8 \cdot a^3 \cdot 2 \cdot b = 16 \cdot k \cdot a^3 \cdot b$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{16 \cdot k \cdot a^3 \cdot b}{k \cdot a^3 \cdot b} = 16$$

Pri dvostrukom smanjenju zapremine reakcionog suda, brzina hemijske reakcije poveća se 16 puta.

Primjer 9.4.

Brzina hemijske reakcije

$$2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ SO_{3(g)}$$

iznosi 0,0003 mol/dm^3 · s. Izračunaj konstantu brzine reakcije ako su na početku reakcije koncentracije SO_2 i O_2 bile jednake, i iznosile su 0,04 mol/dm^3.

Podaci:

$v = 0{,}0003$ mol/dm^3 · s

$[SO_2] = [O_2] = 0{,}04$ mol/dm^3

$k = ?$

Izrada

$$v = k \cdot [SO_2]^2 \cdot [O_2]$$

$$k = \frac{v}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

$$k = \frac{0{,}0003\ \text{mol/dm}^3 \cdot \text{s}}{(0{,}04\ \text{mol/dm}^3)^3}$$

$$k = 4{,}69$$

9.2. Hemijska ravnoteža

Ključni pojmovi

- konstanta ravnoteže
- hemijska ravnoteža
- Le Šateljeov princip

Nepovratne hemijske reakcije su reakcije koje se završavaju kada se potroši bar jedan od reaktanata.

Tako npr. kada sumpor sagorijeva sa vazdušnim kiseonikom, nastaje sumpor(IV)-oksid (SO_2). Ova reakcija završava se kada sagori cjelokupna količina sumpora:

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{2(g)}$$

Povratne hemijske reakcije su reakcije u kojima nastali proizvodi mogu međusobno da reaguju i daju polazne komponente.

Prevođenje reaktanata u proizvode reakcije i prevođenje proizvoda u reaktante teče istovremeno. Npr. vodonik (H_2) u reakciji s jodom (I_2) daje jodovodonik (HI), prema reakciji:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2\ HI_{(g)}$$

Za ovu reakciju kažemo da je direktna, i njenu brzinu možemo izraziti na sljedeći način:

$$v_1 = k_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2]$$

Međutim, nastali jodovodonik (HI) razlaže se i daje polazne komponente – vodonik i jod:

$$2\ HI_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

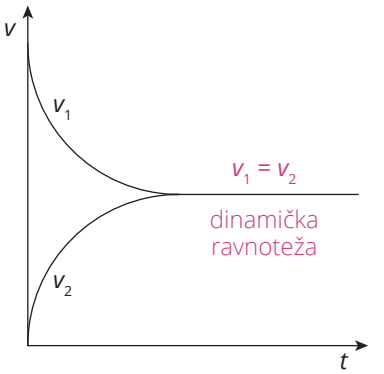
Za ovu reakciju kažemo da je povratna, i njenu brzinu možemo izraziti na sljedeći način:

$$v_2 = k_2 \cdot [HI]^2$$

Na samom početku reakcije, kada su koncentracije reaktanata maksimalne, brzina direktne reakcije je najveća.

U tom momentu u reakcionom sudu još uvijek nemamo proizvode reakcije, pa je brzina povratne reakcije jednaka nuli. S vremenom, kako se smanjuju koncentracije reagujućih komponenti a rastu koncentracije proizvoda reakcije, smanjuje se i brzina direktne a povećava se brzina povratne reakcije.

U momentu kada se izjednače brzine direktne i povratne reakcije u sistemu, nastaje dinamička ravnoteža (slika 9.3).



Slika 9.3. Uspostavljanje hemijske ravnoteže

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \underset{v_2}{\overset{v_1}{\rightleftharpoons}} 2\,HI_{(g)}$$

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2] = k_2 \cdot [HI]^2$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Pošto su k_1 i k_2 konstante brzina hemijskih reakcija i imaju stalne vrijednosti, njihov količnik je konstanta koja se obilježava sa K, i predstavlja konstantu ravnoteže povratne reakcije:

$$\frac{k_1}{k_2} = K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Konstanta ravnoteže predstavlja odnos proizvoda ravnotežnih koncentracija proizvoda reakcije i proizvoda ravnotežnih koncentracija reaktanata:

$$K = \frac{\text{proizvod ravnotežnih koncentracija proizvoda reakcije}}{\text{proizvod ravnotežnih koncentracija reaktanata}}$$

U opštem slučaju, za reakciju $A + B \longrightarrow C + D$, izraz za konstantu ravnoteže piše se:

$$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$$

Stehiometrijski koeficijenti iz hemijskih reakcija pišu se kao stepeni u izrazu za konstantu ravnoteže:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

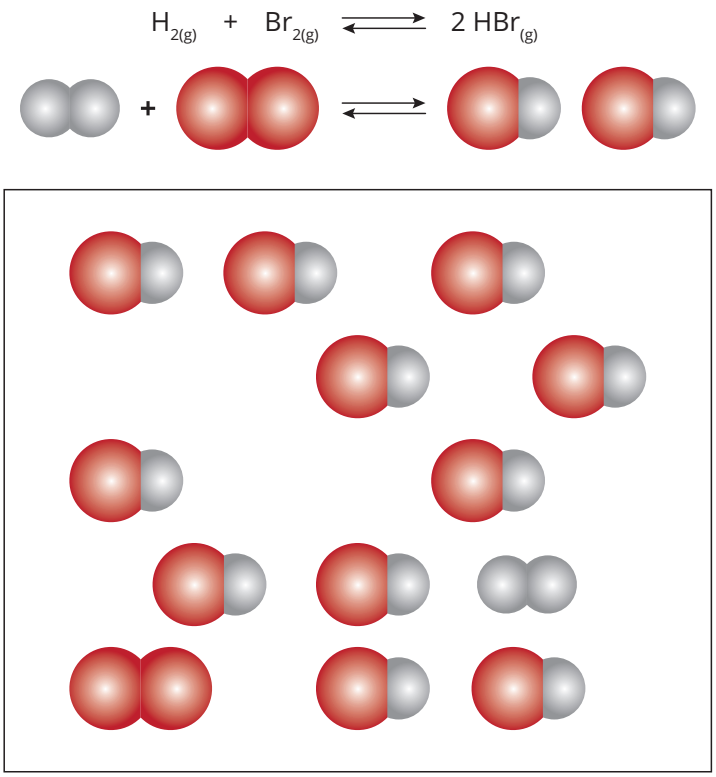
$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

U izraz za konstantu ravnoteže ulaze samo koncentracije gasovitih (*g*) i rastvorenih (*aq*) supstanci.

Koncentracije komponenata u prethodnim izrazima su ravnotežne, i pod istim uslovima reakcije dalje se ne mogu mijenjati. Konstanta ravnoteže ima konstantnu vrijednost za datu hemijsku reakciju na određenoj temperaturi. Na osnovu njene brojčane vrijednosti, možemo utvrditi u kojem je smjeru pomjerena ravnoteža.

$$K = \frac{[HBr]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} > 1$$

Ako je brojčana vrijednost ***K* > 1**, u stanju ravnoteže je veća koncentracija proizvoda reakcije u odnosu na koncentraciju reaktanata (slika 9.4). Tada je **ravnoteža pomjerena udesno**, **u smjeru stvaranja proizvoda reakcije**.

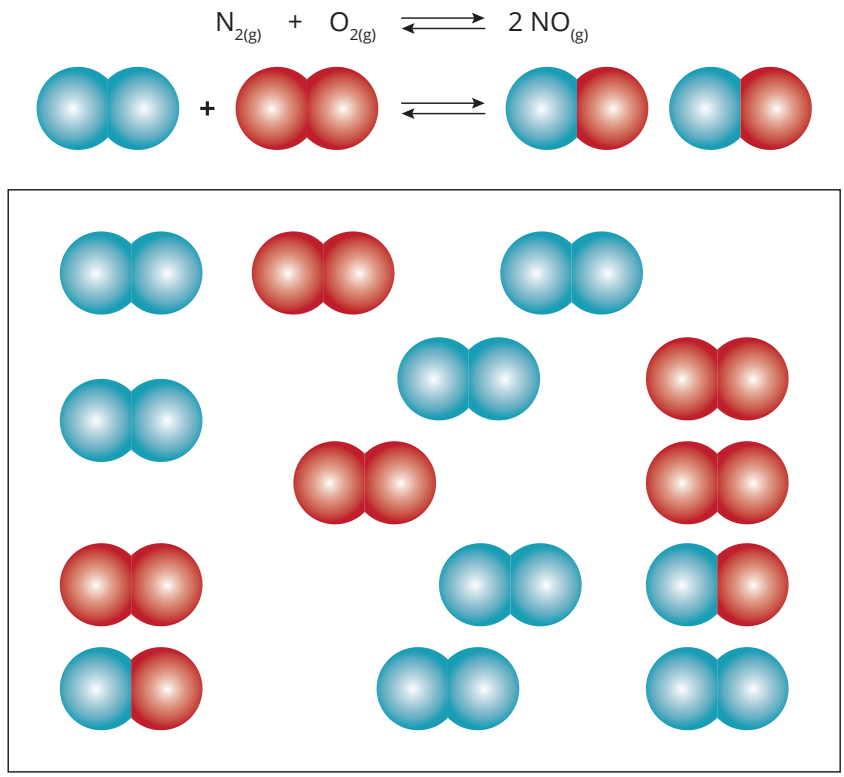


Slika 9.4. Odnos koncentracija proizvoda i reaktanata u stanju hemijske ravnoteže za *K* > 1

▶ Što primjećuješ, kojih čestica ima više u stanju ravnoteža kada je *K* > 1?

$$K = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]} < 1$$

Kada je ***K* < 1**, tada je u stanju ravnoteže koncentracija reaktanata veća u odnosu na koncentraciju proizvoda reakcije (slika 9.5). **Ravnoteža je pomjerena ulijevo, u smjeru stvaranja reaktanata reakcije**.



Slika 9.5. Odnos koncentracija proizvoda i reaktanata u stanju hemijske ravnoteže za $K < 1$

▶ Šta primjećuješ, kojih čestica ima više u stanju ravnoteže kada je $K < 1$?

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 9.5.

Napiši izraz za konstantu ravnoteže sljedećih reakcija:

a) $2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ SO_{3(g)}$

b) $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{(g)}$

c) $CO_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$

Izrada

a) $K = \dfrac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$

b) $K = \dfrac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]}$

c) $K = \dfrac{[COCl_2]}{[CO_2] \cdot [Cl_2]}$

Primjer 9.6.

Izračunaj vrijednost konstante ravnoteže za reakciju:

$$2\ NO_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{(g)} + O_{2(g)}$$

ako su ravnotežne koncentracije:
$[NO_2] = 0{,}006\ mol/dm^3$
$[NO] = 0{,}024\ mol/dm^3$
$[O_2] = 0{,}012\ mol/dm^3$

Podaci:
$[NO_2] = 0{,}006\ mol/dm^3$
$[NO] = 0{,}024\ mol/dm^3$
$[O_2] = 0{,}012\ mol/dm^3$
$K = ?$

Izrada

U izraz za konstantu ravnoteže posmatrane reakcije potrebno je uvrstiti vrijednosti ravnotežnih koncentracija:

$$K = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2}$$

$$K = \frac{(0{,}024\ mol/dm^3)^2 \cdot 0{,}012\ mol/dm^3}{(0{,}006\ mol/dm^3)^2}$$

$$K = \frac{0{,}000576 \cdot 0{,}012\ mol/dm^3}{0{,}000036}$$

$$K = 0{,}192\ mol/dm^3$$

Primjer 9.7.

U sistemu:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$$

ravnoteža se uspostavlja pri sljedećim ravnotežnim koncentracijama:
$[H_2] = 0{,}025\ mol/dm^3$
$[I_2] = 0{,}005\ mol/dm^3$
$[HI] = 0{,}09\ mol/dm^3$

Odredi početne koncentracije joda i vodonika.

Podaci:
$[H_2] = 0{,}025\ mol/dm^3$
$[I_2] = 0{,}005\ mol/dm^3$
$[HI] = 0{,}09\ mol/dm^3$
$[H_2]_0 = ?$
$[I_2]_0 = ?$

Izrada

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}$$

Da bi nastalo 0,09 mol jodovodonika, potrebno je da izreaguje x mola vodonika:

$$\begin{array}{ccc} x\ mol & & 0{,}09\ mol \\ H_{2(g)} + I_{2(g)} & \rightleftharpoons & 2\ HI_{(g)} \\ 1\ mol & & 2\ mol \end{array}$$

A iz reakcije slijedi da od jednog mola vodonika nastaju dva mola jodovodonika. Postavljajući proporciju, računamo broj molova vodonika koji su u reakciji izreagovali:

$x : 0{,}09\ mol = 1\ mol : 2\ mol$
$x = 0{,}045\ mol$

Dakle, u reakciji se potrošilo 0,045 molova vodonika a nije izreagovalo 0,025 mol, pa se početna koncentracija računa:

$[H_2]_0 = 0{,}025 + 0{,}045 = 0{,}07\ mol/dm^3$

Na isti način računamo početnu koncentraciju joda:

$$\begin{array}{ccc} x\ mol & & 0{,}09\ mol \\ H_{2(g)} + I_{2(g)} & \rightleftharpoons & 2\ HI_{(g)} \\ 1\ mol & & 2\ mol \end{array}$$

$x : 0{,}09\ mol = 1\ mol : 2\ mol$
$x = 0{,}045\ mol$
$[I_2]_0 = 0{,}045 + 0{,}005 = 0{,}05\ mol/dm^3$

Primjer 9.8.

Na određenoj temperaturi, u zatvorenom sudu zapremine 1 dm^3 reaguje 0,5 molova azota i 1,4 mol vodonika, pri čemu nastaje 0,8 molova amonijaka, prema reakciji:

$$3\ H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$$

Izračunaj ravnotežne koncentracije vodonika i azota.

Podaci:

$n(N_2) = 0{,}5$ mol

$n(H_2) = 1{,}4$ mol

$n(NH_3) = 0{,}8$ mol

$V = 1 dm^3$

$[N_2] = ?$

$[H_2] = ?$

Izrada

Na osnovu hemijske reakcije, potrebno je izračunati koliko molova vodonika reaguje da bi nastalo 0,8 molova amonijaka:

$$\begin{array}{ccc} x\ \text{mol} & & 0{,}8\ \text{mol} \\ 3\ H_{2(g)} + N_{2(g)} & \rightleftharpoons & 2\ NH_{3(g)} \\ 3\ \text{mol} & & 2\ \text{mol} \end{array}$$

$x : 0{,}8\ \text{mol} = 3\ \text{mol} : 2\ \text{mol}$

$2 \cdot x = 3 \cdot 0{,}8\ \text{mol}$

$x = 1{,}2$ mol vodonika

Broj molova vodonika koji nije izreagovao je:

1,4 mol – 1,2 mol = 0,2 mol.

Ravnotežna koncentracija vodonika je 0,2 mol/dm^3.

Na isti način računa se i ravnotežna koncentracija azota:

$$\begin{array}{ccc} x\ \text{mol} & & 0{,}8\ \text{mol} \\ 3\ H_{2(g)} + N_{2(g)} & \rightleftharpoons & 2\ NH_{3(g)} \\ 1\ \text{mol} & & 2\ \text{mol} \end{array}$$

Broj molova azota koji se utrošio u reakciji je:

$x : 0{,}8\ \text{mol} = 1\ \text{mol} : 2\ \text{mol}$

$2 \cdot x = 0{,}8\ \text{mol}$

$x = 0{,}4$ mol

Broj molova azota koji nije izreagovao je:

0,5 mol – 0,4 mol = 0,1 mol

Ravnotežna koncentracija azota je 0,1 mol/dm^3.

9.2.1. Faktori koji utiču na hemijsku ravnotežu

Sistem se nalazi u stanju ravnoteže sve dok se ne promijeni neki od ravnotežnih faktora. Uticaj spoljašnjih faktora na stanje ravnoteže izučavao je i objasnio francuski naučnik Le Šatelje.

Ako se sistem promjenom nekog od ravnotežnih faktora izbaci iz stanja ravnoteže, on teži da suzbije dejstvo te promjene i da se vrati u ravnotežno stanje.

To znači da će doći do ubrzanja direktne ili povratne reakcije, odnosno pomjeranja ravnoteže udesno ili ulijevo radi smanjenja spoljašnjeg uticaja i ponovnog uspostavljanja ravnoteže.

Faktori koji utiču na položaj hemijske ravnoteže su:

- koncentracija komponenata
- temperatura i
- pritisak.

Uticaj koncentracije na hemijsku ravnotežu

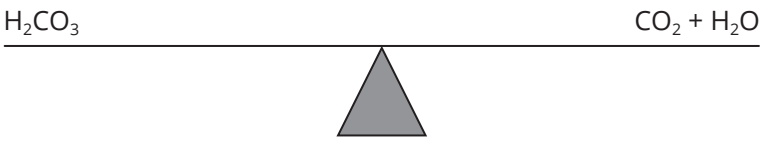
Povećanjem koncentracije neke od komponenti u sistemu, dolazi do pomjeranja ravnoteže u smjeru one reakcije u kojoj se koncentracija te komponente smanjuje:

$$A + B \underset{\textit{povratna}}{\overset{\textit{direktna}}{\rightleftharpoons}} C + D$$

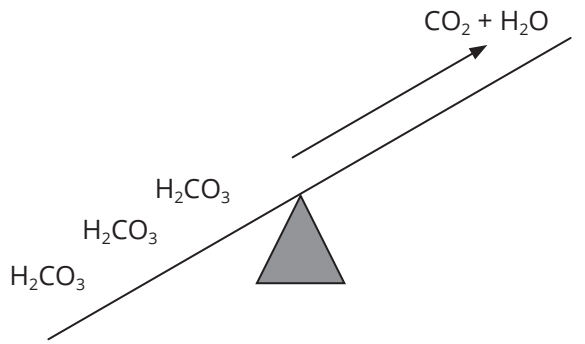
Za povratnu hemijsku reakciju:

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons CO_2 + H_2O$$

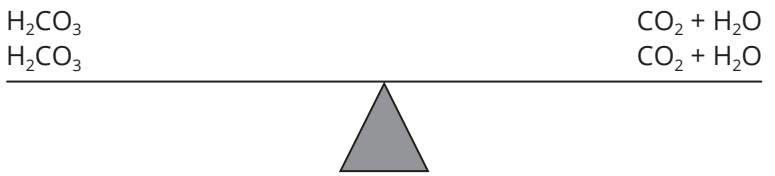
u stanju ravnoteže je:



Ako povećamo koncentraciju reaktanta H_2CO_3, dolazi do pomjeranja ravnoteže:



Sistem će težiti da smanji povećanu koncentraciju reaktanta kako bi opet uspostavio ravnotežu:



Povećanjem koncentracije reaktanata ubrzava se direktna reakcija, i ravnoteža se pomjera **udesno**, **u smjeru nastajanja proizvoda reakcije**.

Povećanjem koncentracije proizvoda ubrzava se povratna reakcija, i ravnoteža se pomjera **ulijevo**, **u smjeru nastajanja reaktanata**.

Smanjenjem koncentracije neke od komponenti u sistemu, dolazi do ubrzavanja one reakcije u kojoj se koncentracija te komponente povećava.

Smanjenjem koncentracije **reaktanata** ubrzava se povratna reakcija, i ravnoteža se pomjera **ulijevo**.

Smanjenjem koncentracije **proizvoda** reakcije ubrzava se direktna reakcija, i ravnoteža se pomjera **udesno**.

Uticaj temperature na hemijsku ravnotežu

Ako je hemijska reakcija u jednom smjeru endotermna, u suprotnom smjeru je egzotermna:

$$A + B \underset{egzotermna}{\overset{endotermna}{\rightleftharpoons}} C + D$$

Uticaj promjene temperature na hemijsku ravnotežu može se objasniti na primjeru sljedeće reakcije:

$$Co(H_2O)_6^{2+} + 4\,Cl^- \underset{egzotermna}{\overset{endotermna}{\rightleftharpoons}} CoCl_4^{2-} + 6\,H_2O$$

U hladnom rastvoru kobalt se javlja u vidu heksaakvakobalt(II)–jona $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ koji je roze boje, dok u toplom rastvoru preovladava $[CoCl_4]^{2-}$ jon, intenzivno plave boje.

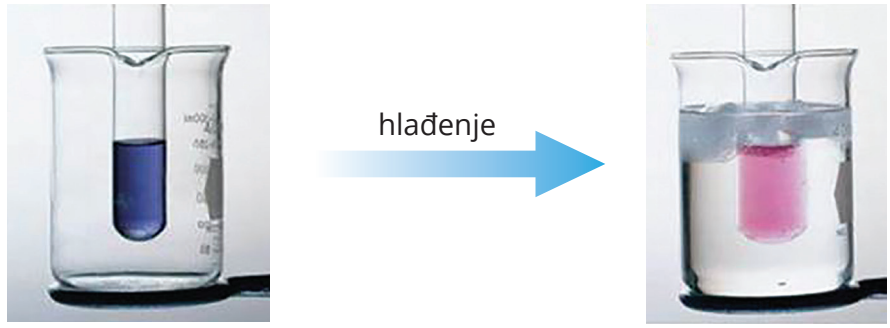
Zagrijavanjem sistema povećava se koncentracija $[CoCl_4]^{2-}$ jona, što se primjećuje po pojavi intenzivno plave boje.

Povećanjem temperature, u ovom slučaju, ravnoteža se pomjera udesno, tj. ubrzava se endotermna reakcija (slika 9.6).

Slika 9.6. Pomjeranje ravnoteže hemijske reakcije pri povećanju temperature

Hlađenjem sistema povećava se koncentracija $[Co(H_2O)_6]^{2+}$, što se vidi po pojavi roze boje.

Smanjenjem temperature, u ovom slučaju, ravnoteža se pomjera ulijevo, tj. ubrzava se **egzotermna** reakcija (slika 9.7).



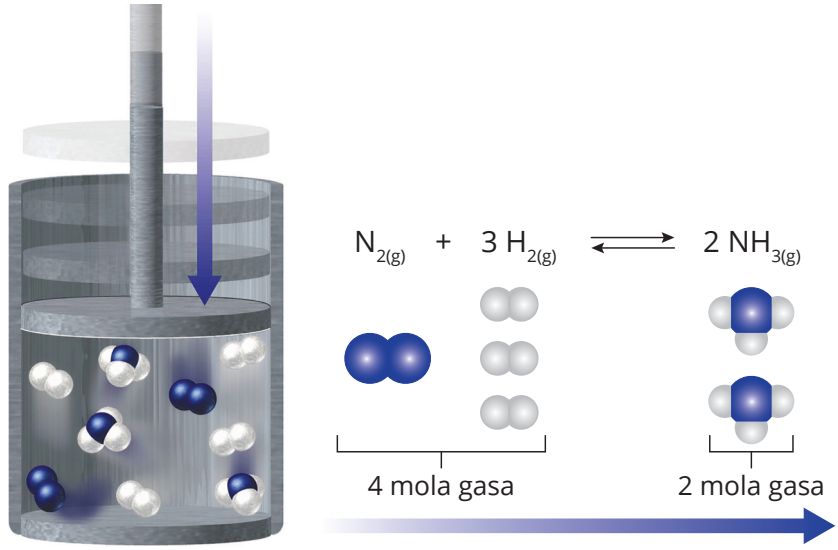
Slika 9.7. Pomjeranje ravnoteže hemijske reakcije pri smanjenju temperature

Uticaj pritiska na hemijsku ravnotežu

Promjena pritiska utiče na položaj hemijske ravnoteže samo kod gasovitih ravnotežnih sistema.

Povećanje pritiska pomjera ravnotežu u smjeru stvaranja manjeg broja molekula (slika 9.8).

To se može objasniti na primjeru sljedeće reakcije:



Slika 9.8. Uticaj pritiska na ravnotežu

Povećanjem pritiska, ravnoteža se pomjera udesno, u smjeru nastajanja manjeg broja molekula, jer se u tom slučaju snižava pritisak i tako kompenzuje spoljašnji uticaj.

Smanjenje pritiska pomjera ravnotežu u smjeru nastajanja većeg broja gasovitih molekula.

Primjeri riješenih zadataka

Primjer 9.9.

U kojem će se smjeru pomjeriti ravnoteža reakcije:

$$2\ NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$$

$\Delta rH = -57{,}3$ kJ/mol

a) pri povećanju koncentracije $N_2O_{4(g)}$

b) pri hlađenju sistema

c) pri povećanju pritiska?

Izrada

a) Povećanjem koncentracije proizvoda reakcije $N_2O_{4(g)}$ ubrzava se ona reakcija u kojoj se ta koncentracija smanjuje (u kojoj se „troši" komponenta $N_2O_{4(g)}$), a to je povratna reakcija, pa se ravnoteža pomjera ulijevo.

b) Posmatrana reakcija je egzotermna, $\Delta rH = -57{,}3$ kJ/mol, pa je:

$$2\ NO_{2(g)} \underset{\textit{endotermna}}{\overset{\textit{egzotermna}}{\rightleftharpoons}} N_2O_{4(g)}$$

Hlađenje sistema (smanjenje temperature) ubrzava egzotermnu reakciju, pa se u ovom slučaju ravnoteža pomjera udesno.

c) Povećanje pritiska pomjera ravnotežu u smjeru manjeg broja gasovitih molekula:

$$\underset{2\ \text{mol}}{2\ NO_{2(g)}} \rightleftharpoons \underset{1\ \text{mol}}{N_2O_{4(g)}}$$

tako da se u ovom slučaju ravnoteža pomjera udesno.

Primjer 9.10.

Da li će se pri zagrijavanju ravnotežnog sistema:

$$3\ H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$$

$\Delta rH = -92$ kJ/mol

povećati ravnotežna koncentracija $NH_{3(g)}$?

Izrada

Posmatrana reakcija je egzotermna, $\Delta rH = -92$ kJ/mol, pa je:

$$3\ H_{2(g)} + N_{2(g)} \underset{\textit{endotermna}}{\overset{\textit{egzotermna}}{\rightleftharpoons}} 2\ NH_{3(g)}$$

Zagrijavanjem (povećanjem temperature) reakcionog sistema ubrzava se endotermna reakcija, pa se u ovom slučaju ravnoteža pomjera ulijevo, u smjeru nastajanja proizvoda reakcije. To znači da će se koncentracija $NH_{3(g)}$ pri zagrijavanju sistema smanjivati.

Primjer 9.11.

Da li promjena pritiska utiče na položaj ravnoteže reakcije:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ HI_{(g)}?$$

Izrada

Promjena pritiska utiče na položaj hemijske ravnoteže samo kada imamo različit broj gasovitih molekula reaktanata i proizvoda reakcije. U ovom slučaju, broj gasovitih molekula reaktanata je 2, i broj gasovitih molekula proizvoda reakcije takođe je 2, što znači da promjena pritiska neće uticati na položaj ravnoteže.

Hortenzije su veoma rasprostranjeno cvijeće. Mnoge su bijele boje, ali postoji vrsta hortenzija (Hidrangea macrophylla) čiji cvjetovi mogu biti crveni ili plavi, zavisno od pH vrijednosti zemljišta. Ali na boju ne utiče koncentracija H^+ ili OH^- jona, već prisustvo aluminijuma u zemlji. Ako je zemljište kiselo, aluminijum je rastvorljiviji i biljke mogu lakše da ga apsorbuju. Tada su cvjetovi hortenzije plave boje. Ako se smanjuje kiselost, smanjuje se i rastvorljivost aluminijuma, i cvjetovi postaju crvene boje. Promjena pH vrijednosti zemljišta pomjera ravnotežu rastvaranja aluminijuma, a to prouzrokuje promjenu boje cvijeta.

PROVJERI SVOJE ZNANJE

REZIME

Pri hemijskim reakcijama dolazi do raskidanja prvobitnih i stvaranja novih hemijskih veza, pri čemu nastaju jedinjenja koja imaju drugačije osobine u odnosu na polazne komponente. Da bi se odigrala hemijska reakcija, neophodno je da se čestice reagujućih komponenti međusobno sudare, da se pri tom sudaru oslobodi dovoljna količina energije i da čestice imaju pravilnu orijentaciju. Faktori koji povećavaju broj efikasnih sudara – kao što su povećanje koncentracije reaktanata, zagrijavanje reakcionog sistema, povećanje dodirne površine između reagujućih čestica, prisustvo katalizatora – ubrzavaju hemijsku reakciju. Na brzinu hemijske reakcije utiče i priroda reaktanata.

Postoje reakcije koje se završavaju kada se potroši jedan od reaktanata, i te reakcije nazivaju se povratne reakcije. Međutim, u velikom broju slučajeva proizvodi koji nastaju u hemijskoj reakciji mogu da se razlože na polazne komponente. Takve reakcije su povratne. Kod povratnih reakcija, kada se izjednače brzine direktne i povratne reakcije, uspostavlja se hemijska ravnoteža, koja se izražava preko konstante ravnoteže. Ako je konstanta ravnoteže veća od 1, u stanju ravnoteže imamo više proizvoda reakcije, i obratno: kada je K manje od 1, u stanju ravnoteže je veća koncentracija reagujućih komponenti. Ako se sistem promjenom nekog od ravnotežnih faktora (koncentracije, pritiska i temperature) izbaci iz stanja ravnoteže, on teži da suzbije dejstvo te promjene i da se vrati u ravnotežno stanje.

1. Koji su uslovi potrebni za odigravanje hemijske reakcije prema teoriji sudara?

_____

_____

_____

2. Da li će se odigrati hemijska reakcija ako je pri sudaru reagujućih čestica oslobođena energija manja od energije aktivacije? Obrazloži.

3. U izrazu za brzinu hemijske reakcije:

$$v = \pm \frac{1}{\nu} \cdot \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

predznak + koristi se _____

predznak − koristi se _____

ν je _____

Δc je _____

Δt je _____

4. Izrazi brzinu hemijske reakcije: $C_2H_5Cl \longrightarrow C_2H_4 + HCl$

a) promjenom koncentracije etena (C_2H_4) s vremenom

b) promjenom koncentracije hlor etana (C_2H_5Cl) s vremenom.

5. Na početku hemijske reakcije:

$$2\ NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)}$$

koncentracija azot(II)-oksida (NO) iznosila je 0,05 mol/dm^3, a nakon 15 sekundi smanjila se na 0,025 mol/dm^3. Izračunaj brzinu hemijske reakcije.

6. Izrazi brzinu hemijske reakcije:

$$2\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + O_2$$

a) preko promjene koncentracije H_2O

b) preko promjene koncentracije H_2O_2.

7. Koji od ponuđenih faktora povećavaju brzinu hemijske reakcije

$2\ CuS_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \longrightarrow 2CuO_{(s)} + 2\ SO_{2(g)}$?

a) porast koncentracije O_2

b) smanjenje koncentracije O_2

c) povećanje temperature

d) usitnjenost CuS

8. Izrazi brzinu hemijske reakcije:

$$2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ SO_{3(g)}$$

na osnovu zakona o dejstvu masa.

9. Izračunaj vrijednost konstante brzine hemijske reakcije

$$A + B \longrightarrow AB$$

ako brzina hemijske reakcije iznosi 0,0004 mol/dm^3 · s
pri koncentracijama [A] = 0,02 mol/dm^3 i [B] = 0,01 mol/dm^3.

10. Kako se mijenja brzina hemijske reakcije:

$$2A + B \longrightarrow A_2B$$

ako se koncentracija komponente A poveća 4 puta, a koncentracija komponente B smanji 2 puta?

11. Kako će se promijeniti brzina hemijske reakcije:

$$2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ SO_{3(g)}$$

ako se zapremina gasne smješe smanji tri puta?

12. Ako je konstanta hemijske ravnoteže $K > 1$, tada je u stanju ravnoteže veća koncentracija:

a) reaktanata

b) proizvoda hemijske reakcije

13. Napiši izraze za konstantu hemijske ravnoteže za sljedeće reakcije:

a) $CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$

b) $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$

c) $Cl_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightleftharpoons 2\ NOCl_{(g)}$

14. Napiši izraze za konstantu hemijske ravnoteže za sljedeće reakcije:

a) $CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons 2\ CO_{(g)}$

b) $3\ O_{2(g)} + 4\ Fe_{(s)} \rightleftharpoons 2\ Fe_2O_{3(g)}$

15. Ravnoteža u sistemu: $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$ uspostavljena je pri sljedećim koncentracijama: $[N_2] = 3\ mol/dm^3$, $[H_2] = 9\ mol/dm^3$ i $[NH_3] = 4\ mol/dm^3$. Odredi početne koncentracije H_2 i N_2.

16. Konstanta ravnoteže reakcije: $FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + Fe_{(s)}$ na nekoj temperaturi iznosi 0,5. Nađi ravnotežne koncentracije CO i CO_2 ako početne koncentracije ovih supstanci iznose $[CO]_0 = 0{,}05\ mol/dm^3$ i $[CO_2]_0 = 0{,}01\ mol/dm^3$.

17. Nađi konstantu ravnoteže reakcije:

$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)}$

ako je u momentu nastajanja ravnoteže disosovalo 50% $N_2O_{4(g)}$, a početna koncentracija $N_2O_{4(g)}$ iznosila je $0{,}08\ mol/dm^3$.

18. U zatvorenom sudu odigrava se reakcija:

$AB_{(g)} \rightleftharpoons A_{(g)} + B_{(g)}$

Konstanta ravnoteže iznosi 0,04. Nađi početnu koncentraciju komponente AB ako je ravnotežna koncentracija komponente B $0{,}02\ mol/dm^3$.

19. Koju reakciju ubrzava povećanje temperature?

a) egzotermnu

b) endotermnu

20. Kako će na stanje ravnoteže reakcije $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}$, $\Delta H^0 = -92\ KJ$ uticati:

a) smanjenje pritiska

b) povećanje koncentracije vodonika

c) hlađenje sistema?

21. Da li će se u sistemu $CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons 2\ CO_{(g)}$, $\Delta H^0 = 172\ KJ$ povećati koncentracija CO sa povećanjem temperature?

22. U kom se pravcu pomjera ravnoteža reakcije:

$4\ HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ H_2O_{(g)} + 2\ Cl_{2(g)}$

a) povećanjem pritiska

b) povećanjem koncentracije kiseonika

c) smanjenjem koncentracije kiseonika?

Rješenja

1. Sudar čestica reaktanata
Oslobađanje dovoljne količine energije
Pravilna orijentacija čestica

2. Neće

3. U izrazu za brzinu hemijske reakcije:

$$v = \pm \frac{1}{\nu} \cdot \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Predznak + koristi se za proizvode reakcije.
Predznak – koristi se za reaktante.
ν je stehiometrijski koeficijent.
Δc je promjena koncentracije.
Δt je vremenski interval.

4. a) $v = + \frac{1}{1} \cdot \frac{\Delta c\,(C_2H_4)}{\Delta t}$

b) $v = - \frac{1}{1} \cdot \frac{\Delta c\,(C_2H_5Cl)}{\Delta t}$

5. $v = 0{,}0017\ \mathrm{mol/dm^3s}$

6. a) $v = + \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta c\,(H_2O)}{\Delta t}$

b) $v = - \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta c\,(H_2O_2)}{\Delta t}$

7. a) c) d)

8. $v = k \cdot [SO_2]^2[O_2]$

9. $k = 2$

10. Povećava se osam puta.

11. Povećava se 27 puta.

12. b)

13. a) $K = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[CO_2] \cdot [H_2]}$

b) $K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$

c) $K = \frac{[NOCl]^2}{[Cl_2] \cdot [NO]^2}$

14. a) $K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$

b) $K = \frac{[Fe_2O_3]^2}{[O_2]^3}$

15. $[N_2] = 2\ \mathrm{mol/dm^3}$
$[H_2] = 6\ \mathrm{mol/dm^3}$

16. $[CO] = 0{,}04\ mol/dm^3$
$[CO_2] = 0{,}02\ mol/dm^3$

17. K = 0,16

18. $[AB]_0 = 0{,}03\ mol/dm^3$

19. b)

20. a) pomjera se ulijevo
b) pomjera se udesno
c) pomjera se udesno

21. povećaće se koncentracija

22. a) pomjera se udesno
b) pomjera se udesno
c) pomjera se ulijevo

Rječnik

afinitet prema elektronu (E_a) – energija koja se oslobađa (ili troši) pri vezivanju elektrona za neutralni atom u gasovitom stanju.

analiza – razdvajanje, razlaganje (grč. *análysis*) složenih supstanci na prostije.

anjoni – negativni joni nastaju kada atom prima elektrone.

atom – najsitnija čestica nekog elementa koja zadržava sva hemijska svojstva tog elementa.

atomska orbitala – trodimenzionalni prostor oko atomskog jezgra u kome je najveća vjerovatnoća nalaženja elektrona.

atomski (redni) broj Z – broj protona (p^+), i jednak je broju elektrona (e^-).

atomsko jezgro – središte atoma u kome se nalaze protoni p^+ – pozitivno naelektrisane čestice i neutroni n^0 – nenaelektrisane čestice.

baze – Prema Arenijusovoj teoriji, elektroliti koji pri disocijaciji u vodenim rastvorima kao negativne jone daju isključivo hidroksidne OH^- jone. Prema protolitičkoj teoriji, baze su akceptori protona.

disperzni sistemi – složeni sistemi u kojima je disperzna faza dispergovana u disperznom sredstvu.

dužina kovalentne veze – rastojanje između jezgara atoma povezanih kovalentnom vezom.

egzotermne reakcije – reakcije praćene oslobađanjem toplotne energije.

elektroliti – jedinjenja čiji vodeni rastvori ili rastopi provode električnu struju.

elektrolitička disocijacija – proces razlaganja elektrolita na jone pod dejstvom molekula rastvarača.

elektronegativnost – sposobnost nekog atoma da privuče zajednički elektronski par koji unutar molekula dijeli sa drugim atomom u kovalentnoj vezi.

elektronska konfiguracija nekog atoma – raspored elektrona po orbitalama atoma.

elektronski omotač – prostor oko atomskog jezgra u kome su smješteni elektroni e^- – negativno naelektrisane čestice.

endotermne reakcije – reakcije praćene vezivanjem toplotne energije.

energija aktivacije – minimalna energija koju treba da imaju čestice da bi se odigrala hemijska reakcija.

energija jonizacije (E_i) – energija potrebna za udaljavanje elektrona iz najvišeg energetskog nivoa atoma u gasovitom stanju.

energija veze – energija potrebna da se raskine hemijska veza između atoma u molekulu koji se nalazi u gasovitom stanju.

entalpija – toplotni sadržaj supstanci.

entalpija reakcije – toplota koja se oslobađa ili vezuje u toku hemijske reakcije.

fizičke veličine – osobine tijela i fizičkih pojava koje se mogu kvantitativno izraziti.

hemijska formula – formula koja pokazuje vrstu i broj atoma koji čine neki molekul.

hemijska jednačina – kratak prikaz hemijske reakcije.

hemijske veze – predstavljaju način međusobnog vezivanja atoma u molekulu.

hemijski simbol – oznaka za hemijski element.

hidroliza soli – reakcija između jona koji su nastali u procesu razlaganja soli i molekula vode.

Hundovo pravilo – atomske orbitale iste energije prvo se popunjavaju sa po jednim elektronom paralelnih spinova, pa tek onda dolazi do sparivanja elektrona u orbitalama.

indeks – broj atoma svakog elementa u molekulu, stoji uz simbol elementa sa donje desne strane.

izotopi – atomi istog elementa koji imaju isti atomski broj Z, odnosno broj protona (p^+), a različit maseni broj A, odnosno broj neutrona (n^0).

jonska veza – veza između jona metala i nemetala nastala primopredajom elektrona.

katalizatori – supstance koje ubrzavaju hemijsku reakciju, a same ne učestvuju u reakciji.

katjoni – pozitivni joni nastaju kada atom otpušta elektron.

kiseline – Prema Arenijusovoj teoriji, elektroliti koji pri disocijaciji u vodenim rastvorima kao pozitivne jone daju isključivo vodonikove H^+ jone. Prema protolitičkoj teoriji kiseline, donori su protona.

količinska (molska) koncentracija – broj mola rastvorene supstance u 1 dm^3 rastvora.

konstanta baznosti – konstanta disocijacije baze.

konstanta disocijacije – konstanta ravnoteže procesa disocijacije.

konstanta kiselosti – konstanta disocijacije kiseline.

konstanta ravnoteže – odnos proizvoda ravnotežnih koncentracija proizvoda reakcije i proizvoda ravnotežnih koncentracija reaktanata.

kovalentna veza – veza između atoma nemetala koja nastaje izgradnjom zajedničkog elektronskog para.

kovalentni poluprečnik – polovina udaljenosti između jezgara istovrsnih atoma povezanih kovalentnom vezom.

kvantni brojevi – opisuju položaj i energetsko stanje svakog elektrona u atomu i opšti oblik orbitala u kojima se nalaze.

maseni broj A – zbir protona (p^+) i neutrona (n^0) u jezgru atoma nekog elementa.

maseni udio elementa u jedinjenju – odnos mase elementa i mase jedinjenja.

maseni udio supstance u rastvoru – odnos mase rastvorene supstance i ukupne mase rastvora.

metalna veza – privlačna sila između gusto složenih metalnih katjona i oblaka delokalizivanih valentnih elektrona.

mol – jedinica za količinu supstance koja sadrži Avogadrov broj elementarnih jedinki.

molarna koncentracija (molalitet) rastvora – količina rastvorene supstance u jedinici mase rastvarača.

molarna zapremina gasa – zapremina koju zauzima jedan mol gasa pri normalnim uslovima (p = 101325 Pa i t = 0 °C), i iznosi 22,4 dm^3 .

molska masa – masa jednog mola neke supstance.

nepolarna kovalentna veza – veza između atoma nemetala iste vrste u molekulima elemenata.

nepovratne hemijske reakcije – reakcije koje se završavaju kada se potroši bar jedan od reaktanata.

neutralizacija – reakcija između kiselina i baza, pri čemu nastaju so i voda.

oksidacija – proces otpuštanja elektrona, pri čemu dolazi do povećanja oksidacionog broja.

oksidacioni broj – broj elektrona koje je atom otpustio ili primio prilikom nastajanja nekog hemijskog jedinjenja.

oksidaciono sredstvo – supstanca koja može da oksiduje neku drugu supstancu, pri čemu se sama redukuje.

Paulijev princip isključenja – u atomu ne mogu postojati dva elektrona koja imaju iste vrijednosti sva četiri kvantna broja.

periodni sistem elemenata – sistematizovana tabela u kojoj su elementi poređani po rastućim atomskim brojevima.

polarna kovalentna veza – veza između atoma nemetala različite vrste u molekulima jedinjenja.

povratne hemijske reakcije – reakcije u kojima nastali proizvodi mogu međusobno da reaguju i daju polazne supstance.

princip minimuma energije – popunjavanje orbitala elektronima vrši se na osnovu porasta njihove energije (prvo se popunjavaju orbitale niže energije).

produkti reakcije – supstance koje nastaju nekom hemijskom reakcijom.

rastvarač – supstanca u kojoj se nešto rastvara.

rastvorena supstanca (rastvorak) – supstanca koja se rastvara u rastvaraču.

rastvori – homogene smješe koje se sastoje iz rastvorene supstance i rastvarača.

rastvorljivost – broj grama rastvorljive supstance koju treba rastvoriti u 100 grama rastvarača da bi se dobio zasićen rastvor na datoj temperaturi.

reaktanti – supstance koje ulaze u hemijsku reakciju, i pišu se sa lijeve strane hemijske jednačine.

redukcija – proces primanja elektrona pri kojem dolazi do smanjenja oksidacionog broja.

redukciono sredstvo – supstanca koja može da redukuje neku drugu supstancu, pri čemu se sama oksiduje.

relativna atomska masa – broj koji pokazuje koliko je puta masa atoma nekog elementa veća od jedne dvanaestine mase atoma ugljenikovog izotopa ^{12}C.

relativna molekulska masa – broj koji pokazuje koliko je puta masa nekog molekula veća od jedne dvanaestine mase atoma ugljenikovog izotopa ^{12}C.

sinteza – reakcija sjedinjavanja prostih supstanci u složenije.

soli – elektroliti koji pri disocijaciji u vodenom rastvoru daju pozitivne jone metala (izuzetak je amonijum-jon) i negativne jone kiselinskog ostatka.

stehiometrija – grana hemije koja proučava kvantitativne odnose supstanci koje hemijski reaguju.

stepen disocijacije – odnos broja molekula elektrolita koji su se razložili na jone i ukupnog broja molekula elektrolita koji se nalaze u rastvoru.

termohemija – oblast hemije koja opisuje toplotne promjene koje se javljaju tokom hemijskih reakcija.

termohemijske jednačine – Jednačine hemijskih reakcija u kojima su prikazani toplotni efekti.

toplota (entalpija) stvaranja jedinjenja – količina toplote koja se apsorbuje ili vezuje prilikom sinteze jednog mola jedinjenja iz elemenata pri standardnim uslovima.

unutrašnji elektroni – elektroni koji se nalaze na unutrašnjim energetskim nivoima.

valentni elektroni – elektroni koji se nalaze na posljednjem energetskom nivou (valentnom nivou).

vodonična veza – međumolekulska veza koja se ostvaruje između atoma vodonika u jednom molekulu i malog atoma velike elektronegativnosti (npr. F, O ili N) u drugom molekulu.

zajednički (vezivni) elektronski par – par elektrona zajednički za oba jezgra atoma između kojih se uspostavlja kovalentna veza.

Literatura

- Glinka, N. L. *Zadaci i vežbe iz Opšte hemije*, Zavod za izdavanje udžbenika, Beograd, 1994.
- Lukić, Lj., Isaković, G. *Praktikum za vežbe iz opšte i neorganske hemije za I razred srednje škole*, Zavod za udžbenike i nastavna sredstva, Beograd, 2003.
- Isaković, G., Lukić, Lj., Isaković, M., Panajotović, N. *Opšta i neorganska hemija za prvi razred srednje škole*, Zavod za udžbenike i nastavna sredstva, Beograd, 2003.
- Jankov, R., Bihelović, F., Trivić, D., Antić, S. *Hemija 1*, Zavod za udžbenike i nastavna sredstva, Podgorica, 2008.
- Antić, S., Segedinac, M., Varagić, S., Jankov, R. *Hemija 2*, Zavod za udžbenike i nastavna sredstva, Podgorica, 2008.
- Horvat, R. *Neorganska hemija za drugi razred srednje škole*, Zavod za izdavanje udžbenika, Novi Sad, 1991.
- Segedinac, M., Varagić, S. *Hemija 1, zbirka zadataka i pitanja*, Zavod za udžbenike i nastavna sredstva, Podgorica, 2018.
- Barić-Tominac, M., Habuš, A., Liber, S., Vladušić, R. *Kemija 1 – udžbenik kemije za I razred gimnazije*, Profil Klett d.o.o., Zagreb, 2019.
- Barić-Tominac, M., Habuš, A., Liber, S., Vladušić, R. *Kemija 1 – zbirka zadataka iz kemije za I razred gimnazije*, Profil Klett d.o.o., Zagreb, 2019.
- Habuš, A., Barić-Tominac, M., Liber, S., Bajić, D. *Kemija 2 – udžbenik kemije za II razred gimnazije*, Profil Klett d.o.o., Zagreb, 2020.
- Habuš, A., Barić-Tominac, M., Liber, S., Bajić, D. *Kemija 2 – zbirka zadataka iz kemije za II razred gimnazije*, Profil Klett d.o.o., Zagreb, 2020.
- Habuš, A., Barić-Tominac, M., Liber, S., Bajić, D. *Kemija 3 – udžbenik kemije za III razred gimnazije*, Profil Klett d.o.o., Zagreb, 2020.
- Habuš, A., Barić-Tominac, M., Liber, S., Bajić, D. *Kemija 3 – zbirka zadataka iz kemije za III razred gimnazije*, Profil Klett d.o.o., Zagreb, 2020.
- Luetić, M., Petrović-Peroković, V., Preočanin, T., Rupčić-Petelinc, S., Turčinović, D. *Kemija 1 – udžbenik za prvi razred gimnazije*, Školska knjiga, Zagreb, 2020.
- Lija, S. *Zbirka riješenih zadataka iz opšte i neorganske hemije*, Zavod za udžbenike, Beograd, 2006.
- Sikirica, M. *Stehiometrija*, Školska knjiga, Zagreb, 2001.

Korisni linkovi

- **Digitalna škola (learningpassport.org)**
  https://montenegro.learningpassport.org/#/
  (shorturl.at/vwEQW)
- **Kemija 1 (e-skole.hr)**
  https://edutorij.e-skole.hr/share/proxy/alfresco-noauth/edutorij/api/proxy-guest/e78bfca5-654d-4dcc-b431-7b505feb6fa4/index.html
  (shorturl.at/bhADU)
- **e-Škole digitalni obrazovni sadržaji – DOS (e-skole.hr)**
  https://edutorij.e-skole.hr/share/page/dos-eskole?schoolType=Srednje%20%C5%A1kole%20-%20op%C4%87i%20predmeti&schoolClass=1.%20razred&subject=Kemija
  (shorturl.at/gkpzP)

Prilozi

Osnovna veličina	Jedinica; definicija jedinice
dužina	Metar, simbol m, jeste SI jedinica dužine. Definisana je uzimajući da fiksna brojna vrijednost brzine svjetlosti u vakumu (*c*) iznosi 299 792 458 kada je izražena u jedinici m/s, gdje je sekunda definisana preko $\Delta\nu_{Cs}$.
masa	Kilogram, simbol kg, jeste SI jedinica mase. Definisana je uzimajući da fiksna brojna vrijednost Plankove konstante *h* iznosi $6,626\,070\,15 \cdot 10^{-34}$ kada se izražava u jedinici J · s, koja je jednaka kg · $m^2 \cdot s^{-1}$, gdje su metar i sekunda definisani preko *c* i $\Delta\nu_{Cs}$.
vrijeme	Sekunda, simbol s, jeste SI jedinica vremena. Definisana je uzimajući da fiksna brojna vrijednost frekvencije cezijuma $\Delta\nu_{Cs}$, frekvencije hiperfinog prelaza neperturbiranog osnovnog stanja atoma cezijuma 133, iznosi 9 192 631 770 kada je izražena u jedinici Hz, tj. s^{-1}.
električna struja	Amper, simbol A, jeste SI jedinica jačine električne struje. Definisana je uzimajući da fiksna brojna vrijednost elementarnog naelektrisanja *e* iznosi $1,602\,176\,634 \cdot 10^{-19}$ kada je izražena u jedinici C, koja je jednaka A · s, gdje je sekunda definisana preko $\Delta\nu_{Cs}$.
termodinamička temperatura	Kelvin, simbol K, jeste SI jedinica termodinamičke temperature. Definisana je uzimajući da fiksna brojna vrijednost Bolcmanove konstante *k* iznosi $1,380\,649 \cdot 10^{-23}$ kada je izražena u jedinici J · K^{-1}, koja je jednaka kg · $m^2 \cdot s^{-2} \cdot K^{-1}$, gdje su kilogram, metar i sekunda definisani preko *h*, *c* i $\Delta\nu_{Cs}$.
količina supstance	Mol, simbol mol, jeste SI jedinica količine supstance. Jedan mol sadrži tačno $6,022\,140\,76 \cdot 10^{23}$ elementarnih jedinica. Ovaj broj je fiksna, brojna vrijednost Avogadrove konstante, N_A, kada je izražena u jedinici mol^{-1}, i naziva se – Avogadrov broj. Količina supstance sistema, simbol *n*, mjera je broja određenih elementarnih jedinica. Elementarna jedinica može biti atom, molekul, jon, elektron ili bilo koja druga čestica ili određena grupa čestica.
jačina svjetlosti	Kandela, simbol cd, jeste SI jedinica jačine svjetlosti u datom smjeru. Definisana je uzimajući da fiksna brojna vrijednost svjetlosne efikasnosti monohromatskog zračenja frekvencije $540 \cdot 10^{12}$ Hz, K_{cd}, iznosi 683 kada je izražena u jedinici lm · W^{-1}, koja je jednaka cd · sr · W^{-1} ili cd · sr · $kg^{-1} \cdot m^{-2} \cdot s^3$, gdje su kilogram, metar i sekunda definisani preko *h*, *c* i $\Delta\nu_{Cs}$.

PERIODNI SISTEM ELEMENATA

relativna atomska masa — 12,01
simbol elementa — C
atomski (redni) broj — 6
raspored elektrona po energetskim nivoima — 4 2
naziv elementa — UGLJENIK

METALI
METALOIDI
NEMETALI

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
I	1,01 **H** 1 1 VODONIK																	4,00 **He** 2 2 HELIJUM
II	6,94 **Li** 3 1 2 LITIJUM	9,01 **Be** 4 2 2 BERILIJUM											10,81 **B** 5 3 2 BOR	12,01 **C** 6 4 2 UGLJENIK	14,01 **N** 7 5 2 AZOT	15,99 **O** 8 6 2 KISEONIK	19,00 **F** 9 7 2 FLUOR	20,18 **Ne** 10 8 2 NEON
III	22,99 **Na** 11 1 8 2 NATRIJUM	24,31 **Mg** 12 2 8 2 MAGNEZIJUM											26,98 **Al** 13 3 8 2 ALUMINIJUM	28,09 **Si** 14 4 8 2 SILICIJUM	30,97 **P** 15 5 8 2 FOSFOR	32,07 **S** 16 6 8 2 SUMPOR	33,45 **Cl** 17 7 8 2 HLOR	39,95 **Ar** 18 8 8 2 ARGON
IV	39,10 **K** 19 1 8 8 2 KALIJUM	40,08 **Ca** 20 2 8 8 2 KALCIJUM	44,96 **Sc** 21 2 9 8 2 SKANDIJUM	47,90 **Ti** 22 2 10 8 2 TITAN	50,94 **V** 23 2 11 8 2 VANADIJUM	52,00 **Cr** 24 1 13 8 2 HROM	54,94 **Mn** 25 2 13 8 2 MANGAN	55,85 **Fe** 26 2 14 8 2 GVOŽĐE	58,93 **Co** 27 2 15 8 2 KOBALT	58,71 **Ni** 28 2 16 8 2 NIKL	63,55 **Cu** 29 1 18 8 2 BAKAR	65,39 **Zn** 30 2 18 8 2 CINK	69,72 **Ga** 31 3 18 8 2 GALIJUM	72,59 **Ge** 32 4 18 8 2 GERMANIJUM	74,92 **As** 33 5 18 8 2 ARSEN	78,96 **Se** 34 6 18 8 2 SELEN	79,90 **Br** 35 7 18 8 2 BROM	83,80 **Kr** 36 8 18 8 2 KRIPTON
V	85,47 **Rb** 37 1 8 18 8 2 RUBIDIJUM	87,62 **Sr** 38 2 8 18 8 2 STRONCIJUM	88,91 **Y** 39 2 9 18 8 2 ITRIJUM	91,22 **Zr** 40 2 10 18 8 2 CIRKONIJUM	92,91 **Nb** 41 1 12 18 8 2 NIOBIJUM	95,94 **Mo** 42 1 13 18 8 2 MOLIBDEN	98,91 **Tc** 43 2 13 18 8 2 TEHNICIJUM	101,07 **Ru** 44 1 15 18 8 2 RUTENIJUM	102,91 **Rh** 45 1 16 18 8 2 RODIJUM	106,42 **Pd** 46 0 18 18 8 2 PALADIJUM	107,87 **Ag** 47 1 18 18 8 2 SREBRO	112,41 **Cd** 48 2 18 18 8 2 KADMIJUM	114,82 **In** 49 3 18 18 8 2 INDIJUM	118,71 **Sn** 50 4 18 18 8 2 KALAJ	121,75 **Sb** 51 5 18 18 8 2 ANTIMON	127,60 **Te** 52 6 18 18 8 2 TELUR	126,90 **I** 53 7 18 18 8 2 JOD	131,30 **Xe** 54 8 18 18 8 2 KSENON
VI	132,91 **Cs** 55 1 8 18 18 8 2 CEZIJUM	137,33 **Ba** 56 2 8 18 18 8 2 BARIJUM	38,91 ***La** 57 2 9 18 18 8 2 LANTAN	178,49 **Hf** 72 2 10 32 18 8 2 HAFNIJUM	180,95 **Ta** 73 2 11 32 18 8 2 TANTAL	183,85 **W** 74 2 12 32 18 8 2 VOLFRAM	186,21 **Re** 75 2 13 32 18 8 2 RENIJUM	190,23 **Os** 76 2 14 32 18 8 2 OSMIJUM	192,22 **Ir** 77 2 15 32 18 8 2 IRIDIJUM	195,09 **Pt** 78 1 17 32 18 8 2 PLATINA	196,97 **Au** 79 1 18 32 18 8 2 ZLATO	200,59 **Hg** 80 2 18 32 18 8 2 ŽIVA	204,37 **Tl** 81 3 18 32 18 8 2 TALIJUM	207,2 **Pb** 82 4 18 32 18 8 2 OLOVO	208,98 **Bi** 83 5 18 32 18 8 2 BIZMUT	(209) **Po** 84 6 18 32 18 8 2 POLONIJUM	(210) **At** 85 7 18 32 18 8 2 ASTAT	(222) **Rn** 86 8 18 32 18 8 2 RADON
VII	(223) **Fr** 87 1 8 18 32 18 8 2 FRANCIJUM	226,03 **Ra** 88 2 8 18 32 18 8 2 RADIJUM	27,03 ****Ac** 89 2 9 18 32 18 8 2 AKTINIJUM	(267) **Rf** 104 2 10 18 32 18 8 2 RATERFORDIJUM	(268) **Db** 105 2 11 18 32 18 8 2 DUBNIJUM	(269) **Sg** 106 SIBORGIJUM	(270) **Bh** 107 BORIJUM	(277) **Hs** 108 HASIJUM	(278) **Mt** 109 MAJTNERIJUM	(281) **Ds** 110 DARMSTADTIJUM	(282) **Rg** 111 RENDGENIJUM	(285) **Cn** 112 KOPERNICIJUM	(286) **Nh** 113 NIHONIJUM	(289) **Fl** 114 FLEROVIJUM	(290) **Mc** 115 MOSKOVIJUM	(293) **Lv** 116 LIVERMORIJUM	(294) **Ts** 117 TENESIN	(294) **Og** 118 OGANESON

* LANTANOIDI	140,12 **Ce** 58 2 8 20 18 8 2 CERIJUM	140,91 **Pr** 59 2 8 21 18 8 2 PRAZEODIJUM	144,24 **Nd** 60 2 8 22 18 8 2 NEODIJUM	(145) **Pm** 61 2 8 23 18 8 2 PROMETIJUM	150,4 **Sm** 62 2 8 24 18 8 2 SAMARIJUM	151,96 **Eu** 63 2 8 25 18 8 2 EUROPIJUM	157,25 **Gd** 64 2 8 25 18 8 2 GADOLINIJUM	158,93 **Tb** 65 2 8 27 18 8 2 TERBIJUM	162,50 **Dy** 66 2 8 28 18 8 2 DISPROZIJUM	164,93 **Ho** 67 2 8 29 18 8 2 HOLMIJUM	167,26 **Er** 68 2 8 30 18 8 2 ERBIJUM	168,93 **Tm** 69 2 8 31 18 8 2 TULIJUM	173,04 **Yb** 70 2 8 32 18 8 2 INTERBIJUM	174,97 **Lu** 71 2 9 32 18 8 2 LUTECIJUM
** AKTINOIDI	232,04 **Th** 90 2 10 18 32 18 8 2 TORIJUM	231,04 **Pa** 91 2 9 20 32 18 8 2 PROTAKTINIJUM	238,03 **U** 92 2 9 21 32 18 8 2 URANIJUM	(237) **Np** 93 2 9 22 32 18 8 2 NEPTUNIJUM	244 **Pu** 94 2 8 24 32 18 8 2 PLUTONIJUM	243 **Am** 95 2 8 25 32 18 8 2 AMERICIJUM	247 **Cm** 96 2 9 25 32 18 8 2 KIRIJUM	247 **Bk** 97 2 9 26 32 18 8 2 BERKELIJUM	251 **Cf** 98 2 8 28 32 18 8 2 KALIFORNIJUM	254 **Es** 99 2 8 29 32 18 8 2 AJNŠTAJNIJUM	257 **Fm** 100 2 8 30 32 18 8 2 FERMIJUM	258 **Md** 101 2 8 31 32 18 8 2 MENDELJEVIJUM	259 **No** 102 2 8 32 32 18 8 2 NOBELIJUM	260 **Lr** 103 2 9 32 32 18 8 2 LAVRENCIJUM