

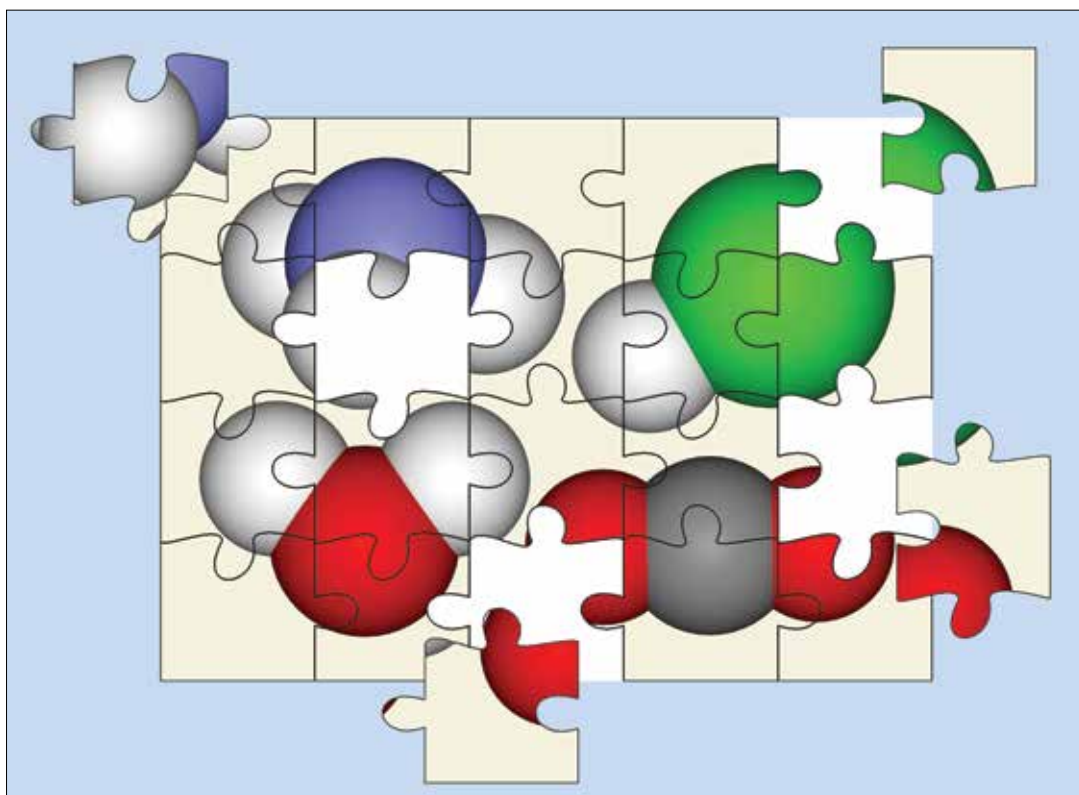
Andrej Smrdu

# KEMIJA

## SNOV IN SPREMEMBE

# 1

UČBENIK ZA KEMIJO  
V 1. LETNIKU GIMNAZIJE



ZALOŽNIŠTVO JUTRO

II. IZDAJA PO UČNEM NAČRTU IZ LETA 2008

SVET KEMIJE

Andrej Smrdu

# K E M I J A

---

## Snov in spremembe 1

**UČBENIK**

za kemijo v 1. letniku gimnazije

II. izdaja  
po učnem načrtu  
iz leta 2008

# SVET KEMIJE

Andrej Smrdu

## KEMIJA, Snov in spremembe 1

Učbenik za kemijo v 1. letniku gimnazije

II. IZDAJA

po učnem načrtu iz leta 2008

Recenzenti:

prof. dr. Alojz Demšar, mag. Mojca Orel, Alenka Mozer, Leon Čelik

Jezikovni pregled:

mag. Milan Koželj, Marta Pavlin

Likovno-tehnična urednica:

Karmen S. Žnidaršič

Stavek in oprema:

ONZ Jutro

Izdalo in založilo:

Založništvo Jutro, © Jutro d.o.o., Ljubljana

Natisnjeno v Sloveniji; naklada 8.000 izvodov

|      |      |      |      |   |   |   |
|------|------|------|------|---|---|---|
| 2012 | 2013 | 2014 | 2015 |   |   |   |
| 3    | 4    | 5    | 6    | 7 | 8 | 9 |

Strokovni svet Republike Slovenije za splošno izobraževanje je na 121. seji dne 23. 4. 2009 s sklepom št. 6130-1/2009/72 potrdil knjigo "KEMIJA, SNOV IN SPREMEMBE 1" kot učbenik za pouk kemije v 1. letniku gimnazijskega izobraževanja.

Strokovni svet Republike Slovenije za poklicno in strokovno izobraževanje je na 116. seji dne 3. 4. 2009 s sklepom št. 6130-3/2009/15 potrdil knjigo "KEMIJA, SNOV IN SPREMEMBE 1" kot učbenik za pouk modula Splošna in anorganska kemija v programu kemijski tehnik.

© Vse pravice pridržane.

**Fotokopiranje** in vse druge vrste reproduciranja po delih ali v celoti **ni dovoljeno** brez pisnega dovoljenja založbe.

CIP - Kataložni zapis o publikaciji  
Narodna in univerzitetna knjižnica, Ljubljana  
54(075.3)

SMRDU, Andrej

Kemija. Snov in spremembe 1 : učbenik za kemijo v 1. letniku gimnazije / Andrej Smrdu. - 2. izd. po učnem načrtu iz leta 2008. - Ljubljana : Jutro, 2012. - (Svet kemije)

ISBN 978-961-6746-23-6  
244771072

### NAROČILA:

JUTRO d.o.o., Črnuška c. 3, p.p. 4986, 1001 Ljubljana

Tel. (01) 561-72-30, 031 521-195, 041 698-788

Faks (01) 561-72-35

E-pošta: Jutro@siol.net • www.jutro.si

# PREDGOVOR

Učbenik »Kemija, Snov in spremembe 1«, II. izdaja, je namenjen dijakom prvega letnika gimnazije. Temelji na novem učnem načrtu (v veljavi od šolskega leta 2008/09) in obsega snov do vključno raztopin.

Učbenik je urejen v sedem poglavij, ki se naprej delijo na manjše enote. Kemija v prvem letniku gimnazije je nadgradnja vsebin, ki so jih dijaki spoznali v osmem in devetem razredu osnovne šole. Prav zato je precej navezovanja na osnovnošolsko snov in ponovitev vsebin osnovne šole. Na ta način lahko tudi dijaki z manj predznanja zapolnijo vrzeli v razumevanju in lažje pristopijo k sprejemanju novih vsebin.

Pri pisanju učbenika sem si prizadeval pisati v preprostem in razumljivem jeziku, primernem za samostojno učenje. Zahtevnejši pojmi so posebej razloženi. Večina spojin je v besedilu navedena z imenom in s formulo. Posebna pozornost je namenjena povezovanju kemije z vsakdanjim življenjem. Precej je tudi nazornih prikazov reševanja računskih nalog, k boljšemu razumevanju pa pripomore tudi večje število primerov.

Vsebine, ki so v učnem načrtu opredeljene kot posebna znanja, so označene z modro črto ob besedilu.

Vsebine, ki presegajo splošna in posebna znanja učnega načrta, so označene z rdečo črto ob besedilu.

Pomembni pojmi in ugotovitve so krepko tiskani, bistvo obravnavane snovi pa je še posebej označeno in poudarjeno. Večina besedila je urejena v dveh stolpcih; v glavnem stolpcu je razloženo bistvo obravnavane snovi, v stranskem stolpcu pa se nahajajo zanimivosti, opombe in večina slikovnega gradiva. Veliko pozornosti je namenjeno vizualizaciji delcev; mnoge snovi so predstavljene s krogličnimi oz. kalotnimi modeli. Precej je tudi preglednic, fotografij, grafov, shem in drugega slikovnega gradiva.

Na koncu vsakega poglavja so vprašanja za preverjanje in utrjevanje znanja. Več nalog pa lahko dijaki najdejo v zbirki nalog »Kemijo razumem, kemijo znam 1«, ki podpira učbenik.

Ob koncu učbenika je slovarček, ki vsebuje več kot 200 pojmov. Z njim si lahko dijaki hitro pomagajo pri razumevanju obravnavane snovi. Na zadnji strani so rešitve vseh računskih nalog.

Prepričan sem, da bodo dijaki spoznali, da kemija ni težka. Upam, da bodo pozitivne izkušnje, pridobljene v prvem letniku gimnazije, vplivale na izbiro kemije kot izbirnega maturitetnega predmeta.

Andrej Smrdu

## Literatura:

A dictionary of chemistry, 3. izd.; Oxford University Press, 1996.

A dictionary of scientists; Oxford University Press, 1999.

Brady, J. E.; Russel, J. W.; Holum, J. R.: Chemistry: Matter and Its Changes, 3. izd.; John Wiley & Sons, Inc., New York, 2000.

Čeh, B.: Splošna in anorganska kemija, Zbirka pojmov, vprašanj in nalog z odgovori in rešitvami; Univerza v Ljubljani, Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo, Ljubljana, 2005.

Ebbing, D. D.; Gammon, S. D.: General Chemistry, 8. izd.; Houghton Mifflin Company, New York, 2005.

Grlić, L.: Mali kemijski leksikon; Naprijed, Zagreb, 1988.

Jones, L.; Atkins, P.W.: Chemistry: Molecules, Matter, and Change, 4. izd.; W. H. Freeman and Company, New York, 1999.

Lazarini, B.; Brenčič, J.: Splošna in anorganska kemija (visokošolski učbenik); DZS, Ljubljana, 1989.

Moore, J. W.; Stanitski, C. L.; Jurs, P. C.: Chemistry, The Molecular Science; Harcourt College Publishers, 2002.

Olmsted III, J.; Williams, G. M.: Chemistry, 3. izd; John Wiley & Sons, Inc., New York, 2001.

Rayner-Canham G.; Overton T.: Descriptive Inorganic Chemistry, 3. izd.; W. H. Freeman and Co., New York, 2002.

Schröter, W.; Lautenschläger, K. H., Bibrack, H; Schnabel, H.: Kemija, splošni priročnik (slovenski prevod); Tehniška založba Slovenije, Ljubljana, 1993.

The Merck index, 13. izd.; Merck & Co., Inc., Rahway, 2001.

[www.webelements.com](http://www.webelements.com)

[www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com)

[http://teleschach.de/teleschach/f\\_hund\\_en.htm](http://teleschach.de/teleschach/f_hund_en.htm)

## Zahvala

Večina fotografij v učbeniku je delo avtorja in studija ONZ Jutro.

Uporabili smo tudi fotografije iz naslednjih virov: NASA, Corel Gallery, Oregon State University, IBM, Jedrska elektrarna Krško (avtor Miran Pribožič), Crounse District Library, Duke University Archives – Perkins Library.

Slikovno in drugo gradivo so prispevali tudi naslednji posamezniki: Manfred Dietl, Janne Grönkvist, Gerhard Hund, Rana Khoury, Owen Linzmayer, Cornel Moga, Vlado Pirc, Jerzy Rutkowski, Tilen Sepič, Božo Sulič, Avi Šorn, dr. Boris Zmazek, Karmen S. Žnidaršič.

Pri fotografiranju kemijskih poskusov v Šolskem centru Ljubljana je sodelovala Maja Auman.

VSEM SE ISKRENO ZAHVALJUJEMO.

# VSEBINA

|                                                                      |  |
|----------------------------------------------------------------------|--|
| <b>1. Varno delo pri kemijskih poskusih .. 7</b>                     |  |
| 1.1 Laboratorijski pripomočki .. 8                                   |  |
| Spoznavanje s poskusi .. 8                                           |  |
| 1.2 Nevarne snovi .. 12                                              |  |
| Slikovne in črkovne oznake .. 12                                     |  |
| Osnove toksikologije .. 14                                           |  |
| <b>2. Delci snovi .. 17</b>                                          |  |
| 2.1 Delci v atomu .. 18                                              |  |
| Atom je zgrajen iz še manjših delcev .. 18                           |  |
| Vrstno in masno število .. 19                                        |  |
| 2.2 Izotopi .. 21                                                    |  |
| Izotopi so različni atomi istega elementa .. 21                      |  |
| Izotopska sestava in relativna atomska masa .. 22                    |  |
| 2.3 Ioni .. 23                                                       |  |
| Ioni so električno nabiti delci .. 23                                |  |
| 2.4 Elektronska ovojnica .. 25                                       |  |
| Verjetnost nahajanja elektrona .. 25                                 |  |
| 2.5 Ionizacijska energija .. 31                                      |  |
| Nastanek kationov .. 31                                              |  |
| 2.6 Atomski in ionski polmeri .. 34                                  |  |
| Velikost atoma .. 34                                                 |  |
| Velikost iona .. 35                                                  |  |
| <b>3. Povezovanje delcev .. 39</b>                                   |  |
| 3.1 Imenovanje elementov in binarnih spojin .. 40                    |  |
| Elementi so enostavne kemijsko čiste snovi .. 40                     |  |
| Imena in simboli elementov .. 40                                     |  |
| Molekule elementov in agregatna stanja .. 42                         |  |
| Binarne spojine so spojine dveh elementov .. 43                      |  |
| 3.2 Ionska in kovalentna vez .. 46                                   |  |
| Zunanji ali valenčni elektroni .. 46                                 |  |
| Ionska vez – privlak med ioni .. 47                                  |  |
| Kovalentna vez povezuje atome nekovin .. 48                          |  |
| 3.3 Struktura molekul .. 50                                          |  |
| Atomi se povezujejo v različne molekule .. 50                        |  |
| 3.4 Elektronegativnost elementov, polarnost spojin .. 57             |  |
| Elektronegativnost elementov .. 57                                   |  |
| Polarnost spojin .. 58                                               |  |
| 3.5 Molekulske vezi .. 61                                            |  |
| Privlačne sile med molekulami .. 61                                  |  |
| 3.6 Lastnosti in zgradba trdnih snovi .. 67                          |  |
| Razdelitev trdnih snovi .. 67                                        |  |
| Osnovne celice .. 68                                                 |  |
| Ionski kristali .. 70                                                |  |
| Kovalentni kristali .. 72                                            |  |
| Molekulski kristali .. 74                                            |  |
| Kovinski kristali .. 74                                              |  |
| <b>4. Simbolni zapis in množina snovi .. 79</b>                      |  |
| 4.1 Relativna molekulska masa in molska masa .. 80                   |  |
| Relativna molekulska masa .. 80                                      |  |
| Molska masa .. 81                                                    |  |
| 4.2 Izračun množine snovi .. 82                                      |  |
| Množina snovi ima enoto mol .. 82                                    |  |
| 4.3 Množina atomov, množina molekul .. 84                            |  |
| 4.4 Prostornina plina .. 86                                          |  |
| Osnovne lastnosti plinov .. 86                                       |  |
| Splošna plinska enačba .. 87                                         |  |
| Molska prostornina plina .. 88                                       |  |
| Gostota plina .. 90                                                  |  |
| <b>5. Kemijska reakcija kot snovna in energijska sprememba .. 93</b> |  |
| 5.1 Enačba kemijske reakcije .. 94                                   |  |
| Kemijska reakcija in fizikalna sprememba .. 94                       |  |
| Kemijska enačba je zapis kemijske reakcije .. 95                     |  |
| Spajanje in razkroj .. 96                                            |  |
| 5.2 Množinska razmerja .. 97                                         |  |
| Snovi reagirajo med seboj v določenih razmerjih .. 97                |  |
| Presežek snovi .. 98                                                 |  |
| 5.3 Reakcijska in tvorben entalpija .. 100                           |  |
| Energija se sprošča ali porablja .. 100                              |  |
| Standardna reakcijska entalpija .. 101                               |  |
| Standardna tvorben entalpija .. 102                                  |  |
| Energijski grafi .. 103                                              |  |
| 5.4 Izračun reakcijske entalpije .. 104                              |  |
| Standardna reakcijska entalpija .. 104                               |  |
| Sežig fosilnih goriv in vpliv na okolje .. 105                       |  |
| Kisli dež .. 105                                                     |  |
| Učinek tople grede .. 105                                            |  |
| <b>6. Alkalijske kovine in halogeni .. 109</b>                       |  |
| 6.1 Alkalijske kovine .. 110                                         |  |
| Od litija do francija .. 110                                         |  |
| 6.2 Halogeni .. 112                                                  |  |
| Od fluora do astata .. 112                                           |  |
| <b>7. Raztopine .. 117</b>                                           |  |
| 7.1 Masni delež in topnost .. 118                                    |  |
| Masni delež .. 118                                                   |  |
| Topnost .. 119                                                       |  |
| 7.2 Množinska in masna koncentracija .. 122                          |  |
| Izračun množinske in masne koncentracije .. 122                      |  |
| Topnost plinov v vodi .. 125                                         |  |
| 7.3 Priprava raztopin .. 126                                         |  |
| Mešanje, redčenje in koncentriranje raztopin .. 126                  |  |
| 7.4 Hidratacija .. 128                                               |  |
| Raztapljanje kristalov v vodi .. 128                                 |  |
| Mrežna in hidratacijska entalpija .. 128                             |  |
| <b>8. KEMIJSKI SLOVAR .. 133</b>                                     |  |
| Rešitve računskih nalog .. 144                                       |  |

### Pomembnejše enačbe

|                                  |                                                                                                                                                             |
|----------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| MNOŽINA SNOVI:                   | $n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$                                                                                             |
| GOSTOTA:                         | $\rho = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$                                                                                                          |
| MOLSKA PROSTORNINA PLINA:        | $V_m = \frac{V}{n} = \frac{R \cdot T}{P} = \frac{M}{\rho}$                                                                                                  |
| MASNI DELEŽ TOPLJENCA:           | $w(\text{topljenec}) = \frac{m(\text{topljenec})}{m(\text{raztopina})}$                                                                                     |
| TOPNOST:                         | $\text{topnost} = \frac{100 \cdot w}{1 - w}$                                                                                                                |
| MNOŽINSKA KONCENTRACIJA:         | $c(\text{topljenec}) = \frac{n(\text{topljenec})}{V(\text{raztopina})}$                                                                                     |
| MASNA KONCENTRACIJA:             | $\gamma(\text{topljenec}) = \frac{m(\text{topljenec})}{V(\text{raztopina})}$                                                                                |
| RAZTOPINE:                       | $c(\text{topljenec}) = \frac{w(\text{topljenec}) \cdot \rho(\text{raztopina})}{M(\text{topljenec})} = \frac{\gamma(\text{topljenec})}{M(\text{topljenec})}$ |
| STANDARDNA REAKCIJSKA ENTALPIJA: | $\Delta H_r^\circ = \Sigma(n(\text{prod.}) \cdot \Delta H_{iv}^\circ(\text{prod.})) - \Sigma(n(\text{reak.}) \cdot \Delta H_{iv}^\circ(\text{reak.}))$      |

### Osnovne veličine in enote

| VELIČINA       | SIMBOL | ENOTA    | KRATICA |
|----------------|--------|----------|---------|
| Masa           | $m$    | kilogram | kg      |
| Dolžina        | $l$    | meter    | m       |
| Čas            | $t$    | sekunda  | s       |
| Temperatura    | $T$    | kelvin   | K       |
| Množina snovi  | $n$    | mol      | mol     |
| Električni tok | $I$    | amper    | A       |
| Svetilnost     | $I_v$  | kandela  | cd      |

### Pretvarjanje enot za temperaturo

Kelvinova temperaturna lestvica:  $T [\text{K}] = T [^\circ\text{C}] + 273,15$

Fahrenheitova temperaturna lestvica:  $T [^\circ\text{F}] = \frac{9}{5} \cdot T [^\circ\text{C}] + 32$

### Predpone za desetiške mnogokratnike

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

### Konstanti

Avogadrova konstanta:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Splošna plinska konstanta:

$$R = 8,31 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

# 1.

# Varno delo pri kemijskih poskusih

## VSEBINA 1. POGLAVJA

- 1.1 - LABORATORIJSKI PRIPOMOČKI
- 1.2 - NEVARNE SNOVI
- ZAPOMNIM SI
- VPRAŠANJA ZA UTRJEVANJE ZNANJA



## 1.1 Laboratorijski pripomočki

### Katere pripomočke uporabljamo v laboratoriju?

#### Spoznavanje s poskusi

**Kemija je naravoslovna znanost, ki proučuje snovi in snovne spremembe.** Snov je vse, kar ima maso in zavzame prostor (npr. bakrena žica, olje v steklenici, helij v balonu).

Kemija je predvsem eksperimentalna veda. Kemiki pridobivajo nova spoznanja s poskusi (eksperimenti) v laboratorijih. Pri eksperimentih je potrebno izbrati ustrezne **eksperimentalne pogoje** (npr. temperaturo, tlak, katalizator). Mnoge reakcije potekajo le pri povišani temperaturi (segrevanje reakcijske zmesi), nekatere reakcije potrebujejo svetlobo določene valovne dolžine (npr. UV svetlobo). Pri reakcijah, v katerih je vsaj eden od reaktantov plin, pogosto uporabljamo visoke tlake. Mnoge reakcije pa pospešimo s pomočjo katalizatorjev.

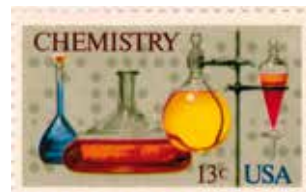
Nekatere količine spreminjajo svoje vrednosti – **spremenljivke**, nekatere pa ne – **konstante**. Temperaturo snovi lahko preprosto spreminjamo – snov lahko segrejemo ali ohladimo. Seveda lahko izvajamo reakcijo tudi pri konstantni (stalni, nespremenjeni) temperaturi. Osnovna enota za temperaturo je kelvin (K), a v vsakdanjem življenju navajamo temperaturo v stopinjah Celzija. Kelvine in stopinje Celzija medsebojno pretvarjamo z enačbo  $T[\text{K}] = T[^\circ\text{C}] + 273,15$  (v šoli bomo uporabljali zaokroženo vrednost 273). Običajna sobna temperatura je okoli 20 °C oziroma 293 K. Predvsem v ZDA pa pogosto uporabljajo enoto stopinje Fahrenheita (°F).

Že iz osnovne šole vemo, da se **masa snovi pri kemijski reakciji ne spreminja** (je konstantna). Drugače je s tlakom in prostornino. Reakcijo lahko izvajamo v zaprti posodi, torej je njena prostornina konstanta. A če v zaprti posodi pri reakciji nastanejo plini, se tlak v posodi poveča. Zračni tlak je močno odvisen od višine (z naraščajočo višino se tlak manjša).

Ena od najbolj znanih konstant je hitrost svetlobe ( $299792458 \text{ m s}^{-1}$ , ki jo pogosto zaokrožimo na  $3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ). Tudi v kemiji uporabljamo nekatere konstante. V 1. letniku bomo spoznali Avogadrovo konstanto ( $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ) in splošno plinsko konstanto ( $8,31 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ), v 2. letniku pa še Faradayevo konstanto ( $96500 \text{ As mol}^{-1}$ ).

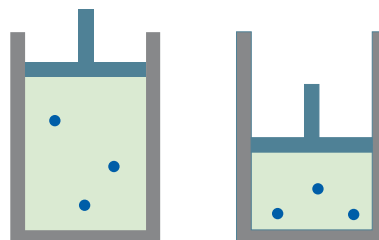
V laboratoriju uporabljamo različne pripomočke. Najbolj pogosto uporabljamo stekleno laboratorijsko posodo, redkeje plastično. Srečamo pa tudi pripomočke iz porcelana, kovine idr. Steklene posode lahko segrevamo, prozornost stekla omogoča opazovanje snovi, obenem pa je steklo kemijsko dobro odporno na mnoge (a ne vse) snovi. Laboratorijsko steklo je po sestavi nekoliko drugačno kot običajno steklo, ki ga uporabljamo za okna in kozarce.

Pri delu v kemijskem laboratoriju pogosto odmerjamo prostornine tekočin. Nekateri laboratorijski pripomočki imajo označeno prostornino z merilno lestvico.



Ameriška znamka posvečena kemiji. Mnogo ljudi si kemijo predstavlja kot množico raznobarnih tekočin v nenavadnih posodah.

**Hitrost svetlobe v vakuumu je  $3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ . Skozi zrak potuje svetloba le malce počasneje, bistveno počasneje pa skozi steklo ali vodo.**



V posodi s premično steno se prostornina lahko spreminja.

**Sestavo stekla običajno navajamo z odstotkom posameznih oksidov. Običajno laboratorijsko steklo vsebuje okoli 80 %  $\text{SiO}_2$ , več kot 10 %  $\text{B}_2\text{O}_3$  ter manjše količine drugih oksidov (npr.  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ).**

**Posode, ki imajo merilno lestvico, so graduirane (graduirati = označiti z lestvico).**

**V starejših učbenikih, pa tudi v nekaterih sodobnih virih, pogosto zasledimo besedo »volumen«. Navadimo se uporabljati lepo slovensko besedo »prostornina«. Podobno bomo namesto besede »skala« uporabljali besedo »lestvica«.**

## 1.1 Laboratorijski pripomočki

**Utrdimo pretvarjanje prostorninskih enot.**


---

|                  |   |                      |
|------------------|---|----------------------|
| 1 L              | = | 1 dm <sup>3</sup>    |
| 1 mL             | = | 1 cm <sup>3</sup>    |
| 1 m <sup>3</sup> | = | 1000 L               |
| 1 L              | = | 0,001 m <sup>3</sup> |
| 1 L              | = | 1000 mL              |
| 1 mL             | = | 0,001 L              |

---



Laboratorijske steklene posode (časa z epruvetami, bučka, merilni valj in erlenmajerica).

---

»Bučka« je manjšalnica od »buče«. V šolskem laboratoriju običajno uporabljamo bučke manjših prostornin in ne večlitrskih buč.

---



Erlenmajerico je leta 1861 zasnoval nemški kemik Emil Erlenmeyer (1825-1909).

V kemiji imamo običajno opravka z manjšimi količinami snovi, zato ne uporabljamo enote »kubični meter« (m<sup>3</sup>), temveč 1000-krat manjšo enoto liter (oznaka L) oz. še manjšo enoto mililiter (oznaka mL). Liter je po velikosti enak kubičnemu decimetru (dm<sup>3</sup>), mililiter pa kubičnemu centimetru (cm<sup>3</sup>).

V šolskem kemijskem laboratoriju pogosto delamo z različnimi epruvetami, čašami, bučkami, erlenmajericami ... Spoznajmo nekaj najbolj pogostih pripomočkov v kemijskem laboratoriju.

**Epruvete** so namenjene izvedbi preprostejših poskusov z manjšimi količinami snovi. Poznamo epruvete različnih velikosti, srečamo pa tudi epruvete z merilno lestvico, epruvete z brušenim zamaškom idr. Epruvete lahko neposredno segrevamo v plamenu plinskega gorilnika. Epruveto primemo s pomočjo posebnega držala za epruvete in jo premikamo skozi plamen. S tem dosežemo enakomerno segrevanje epruvete. Če epruveto segrevamo s plamenom le na enem mestu, bo steklo hitro počilo. Pri segrevanju epruvete tudi pazimo, da njeno ustje ni usmerjeno v človeka.

**Čaše** so namenjene predvsem pripravi raztopin in izvedbi preprostih poskusov. Poznamo čaše različnih velikosti (višje in ožje ter nižje in širše; od nekaj deset mililitrov do več litrov), običajno so opremljene z oznako prostornine, včasih pa tudi z merilno lestvico. Potrebno je poudariti, da s čašami ne moremo natančno odmeriti prostornine tekočin.

**Buče oz. bučke** imajo lahko okroglo ali ravno dno, lahko imajo dolg in ozek vrat ali kratek in širok vrat. So različnih velikosti (od nekaj deset mililitrov do več litrov). Pogosto imajo brušen zgornji del (t.i. obrus), da jih lahko sestavimo v večje aparature ali pa zapremo s steklenimi zamaški. V bučkah izvajamo različne reakcije. Bučke z dolgim in ozkim vratom ter oznako prostornine (na vratu bučke je označena tanka črta) – **merilne bučke** – uporabljamo za pripravo raztopin določenih koncentracij.

**Erlenmajerice** so konično (stožčasto) oblikovane posode z ožjim vratom (grlom). So različnih velikosti (od nekaj deset mililitrov do več litrov). Poznamo izvedbe z ozkim in s širokim vratom, srečamo pa tudi erlenmajerice z brušenim zgornjim delom (brušen vrat). V erlenmajericah lahko izvajamo reakcije, segrevamo raztopine idr. Nekatere erlenmajerice so opremljene z merilno lestvico, a z njimi ne moremo natančno odmeriti prostornine tekočin.

**Merilni valji** (srečamo tudi starejše ime »menzure«) so valjasto oblikovane posode z merilno lestvico, namenjene odmerjanju prostornine tekočin. So različnih velikosti (od nekaj mililitrov do več litrov). Z merilnimi valji lahko odmerimo prostornine tekočin bistveno bolj natančno kot s čašami primerljivih prostornin.

Za odmerjanje prostornine tekočin uporabljamo tudi **pipete**. Običajne pipete so steklene cevke, obstajajo pa tudi plastične izvedbe. Poznamo dve osnovni izvedbi: polnilne (srečamo tudi izraza »polne« in »trebušaste«) in merilne. **Polnilne pipete** so v sredini razširjene, nad tem razširjenim delom pa je oznaka prostornine. S polnilnimi pipetami torej lahko odmerimo le tolikšno prostornino tekočine, kot je navedena na pipeti (t.i. imenska prostornina). **Merilne pipete** so ravne, vrisano

imajo merilno lestvico in omogočajo tudi odmerjanje manjšega delimske prostornine. Pipete izdelujejo v različnih velikosti. V šolskem laboratoriju boste najbrž našli pipete s prostornino od 1 mL do 50 mL. Pri odmerjanju prostornin nevarnih tekočin s pipetami (uporabljamo izraz »pipetiranje«) uporabljamo posebne nastavke (v šolskem laboratoriju imate najbrž **gumijasto sesalko**).

V sodobnih laboratorijih se za pipetiranje uporabljajo **avtomatske pipete** (izdelane so iz plastike), ki jih delimo na mehanske in elektronske. Z njimi lahko hitro odmerimo tudi zelo majhne prostornine (npr. samo 1  $\mu\text{L}$  – mikroliter =  $10^{-6}$  L) zgolj s pritiskom na gumb.

Omenimo še **pipetorje** (uporabljamo tudi izraz dispenser). To so posebni plastični nastavki, ki jih namestimo na reagenčne steklenice, da lahko iz njih odvezemo izbrane prostornine tekočin.

Preproste **birete** so po obliki podobne pipetam. Uporabljamo jih za titiranje (postopek bomo spoznali v drugem letniku). Imajo daljšo ravno cev z merilno lestvico, na spodnjem koncu pa je ventil, s katerim izpuščamo tekočino iz birete. Poznamo različne izvedbe boret, nekatere lahko preprosto nastavimo na reagenčne steklenice. Običajno imajo birete vzdolž merilnega dela cevi t.i. **Schellbachovo črto** (črta modre barve), ki omogoča lažji odčitek z merilne lestvice.

V šolskem laboratoriju boste uporabljali še mnoge druge pripomočke. S **kapalko** (srečamo tudi izraz kapalna pipeta) po kapljicah dodajamo tekočine. Za dodajanje tekočin in spiranje z destilirano vodo uporabljamo **puhalko**. Puhalka je lahko plastična ali steklena. Z **lijem ločnikom** lahko ločimo tekočine, ki se med seboj ne mešajo. Lij ločnik ima ventil (pipo) na odtočni cevi, ustje pa zapira zamašek. Pri ločevanju dveh tekočin počakamo, da se plasti dobro ločita, nakar spustimo gostejšo tekočino skozi odtočno cev, redkejšo tekočino pa izlijemo skozi grlo. **Lij** uporabljamo za lažje pretakanje tekočin, pa tudi pri filtraciji (vanj vstavimo **filtrirni papir**). Filtrirni papirji se med drugim razlikujejo v velikosti por. Pravimo, da so različno gosti. Izbira filtrirnega papirja je odvisna od velikosti trdnih delcev, ki jih želimo odfiltrirati iz tekočine. Za filtriranje trdnih snovi, ki imajo manjše delce, uporabljamo filtrirni papir z manjšimi porami. Manjše pore lahko zadržijo tudi majhne delce, a je zaradi manjših por tudi hitrost filtriranja manjša. Na **urno steklo** lahko položimo različne snovi, z njim pa tudi prekrijemo čašo. Tekoče snovi hranimo v **reagenčnih steklenicah**, trdne pa v **prahovkah**.

**Eksikator** je steklena posoda, ki ga uporabljamo za zaščito snovi pred vlago in za sušenje nekaterih snovi. Nekaterih snovi namreč ne smemo segrevati, saj pri tem razpadejo. Sušilno sredstvo (npr. kalcijev klorid  $\text{CaCl}_2$  ali silikagel  $\text{SiO}_2$ ) damo v spodnji del eksikatorja. Poznamo tudi t.i. vakuumske eksikatorje, iz katerih lahko črpamo zrak (in s tem tudi vodne hlapne) ter na ta način pospešimo sušenje.

V **kovinsko stojalo** lahko vpneemo **mufo**, **prižemo** in **filtrirni obroč**. V **terilnici** s **pestilom** tremo (drobimo) trdne snovi, v **izparilnici** pa odparimo tekočine. Terilnice so večinoma izdelane iz porcelana ali ahata. Izparilnice so izdelane iz porcelana ali stekla. Terilnice in izparilnice so si po obliki nekoliko podobne, a imajo terilnice bistveno debelejša stena.



Pri pipetiranju si pomagamo z različnimi nastavki. Gumijasta sesalka ima tri ventile. S hkratnim pritiskom na ventil »A« in okrogli del nastavka pripravimo sesalko na uporabo. S pritiskom na ventil »S« povlečemo tekočino v pipeto, s pritiskom na ventil »E« pa izpraznimo pipeto.



V stojalo vpneemo filtrirni obroč in vanj vstavimo lij ločnik. Z lijem ločnikom ločimo tekočine, ki se med seboj ne mešajo. Zgornja tekočina (olje) ima manjšo gostoto kot spodnja tekočina (voda).

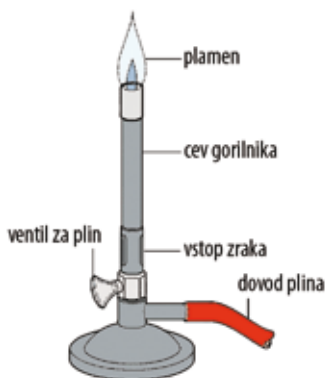


V eksikatorju so snovi zaščitene pred vlago, lahko pa jih tudi sušimo.

## 1.1 Laboratorijski pripomočki



Priložnostni alžirski kovanec, na katerem je poleg knjige in šestila upodobljena tudi puhalka.



Plinski (Bunsenov) gorilnik.

Gorilnik sta leta 1855 zasnovala nemški kemik Robert Bunsen (1811–1899) in njegov pomočnik Peter Desaga.

**Razlikujte med besedama »žarjenje« (glagolnik od »žariti«) in »žarenje« (glagolnik od »žareti«). Poiščite pomen teh besed v SSKJ.**



Tehtnica je nepogrešljiva pri kemijskem delu.

Za bolj enakomerno vrenje si običajno pomagamo s t.i. vrelnimi kamenčki (steklene kroglice), ki zmanjšajo »butanje« tekočine iz posode.

Za določena opravila v laboratoriju moramo sestaviti aparaturo iz več pripomočkov (npr. aparatura za destilacijo). Pri tem si pomagamo z različnimi **nastavki**, ki povežejo posamezne dele v aparaturo.

S **plinskim (Bunsenovim) gorilnikom** segrevamo snovi. Količino plina (goriva), ki prihaja v gorilnik po cevi, lahko reguliramo z ventilom. Poleg tega lahko reguliramo tudi količino zraka, ki vstopa v gorilnik skozi odprtine in se v cevi zmeša s plinom. Temperatura plamena je odvisna od razmerja med plinom in zrakom ter v srednjem (najbolj vročem) delu doseže temperaturo okoli 1200 °C. Še višje temperature lahko dosežemo z uporabo čistega kisika namesto zraka, na temperaturo plamena pa vpliva tudi vrsta goriva.

Kako pravilno uporabljamo gorilnik? Gorilnik prižgemo tako, da ob zaprtem dovodu kisika (zaprte odprtine za zrak) malo odpremo dovod za plin in približamo vžigalico ali vžigalnik. Nato z ventiloma za plin in zrak ustrezno uravnavamo velikost in obliko plamena. Gorilnik ugasnemo tako, da najprej zapremo dovod zraka, nato pa še dovod plina.

V laboratorijih za segrevanje uporabljamo tudi **električne grelce** (npr. grelne plošče). Za sušenje snovi ali steklenih pripomočkov uporabljamo **laboratorijske sušilnike**, ki dosežejo temperaturo nekaj sto stopinj Celzija. Včasih moramo snovi segreti na zelo visoko temperaturo (tudi nad 1000 °C). V ta namen lahko uporabljamo porcelanske **žarilne lončke** ali **žarilne ladjice**, v katere damo snovi in jih segrevamo v **laboratorijskih žarilnih pečeh** (pečeh za žarjenje).

Eden od nepogrešljivih pripomočkov v kemijskem laboratoriju je tehtnica. Danes uporabljamo **elektronske tehtnice**, s katerimi lahko hitro in zelo natančno ugotovimo maso snovi. Natančnost tehtanja je pomembna v kemiji. Z običajnimi kuhinjskimi tehtnicami lahko tehtamo le na 1 g natančno in so premalo natančne za laboratorijsko delo. V šolskem laboratoriju običajno zadostuje natančnost na stotinko grama ( $\pm 0,01$  g). Obstajajo tehtnice, s katerimi lahko določimo maso bistveno bolj natančno. Osnovna enota za maso je kilogram (kg). Pri delu v kemijskem laboratoriju pa običajno uporabljamo manjše količine snovi, zato maso izražamo v gramih (g) ali celo v miligramih (mg).

Pri nekaterih kemijskih reakcijah se sproščajo tudi nevarni plini. Take reakcije izvajamo v **digestoriju**. Digestorij ima poleg priključkov za vodo, elektriko in plin tudi ventilacijske odprtine, ki odsesavajo pline ven iz prostora.

Pri delu v kemijskem laboratoriju moramo uporabljati zaščitna sredstva in poskrbeti za varno delo.

**Kemija je naravoslovna znanost, ki proučuje snovi in snovne spremembe. Konstanta je količina, ki ima nespremenljivo vrednost. Spremenljivka je količina, ki se ji vrednost spreminja. V laboratoriju uporabljamo različne pripomočke.**



## 1.2 Nevarne snovi

### Kako prepoznamo nevarne snovi?

#### Slikovne in črkovne oznake

V laboratoriju, pa tudi v vsakdanjem življenju, se srečujemo z nevarnimi snovmi. Na njihove lastnosti nas opozarjajo slikovne in črkovne oznake.

|                                                                                     |                                                                                                                                                                                                 |
|-------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
|    | <b>E</b> <b>EKSPLOZIVNO</b> — Črkovna oznaka je <b>E</b> . Take snovi lahko ob določenih pogojih (ob udarcu, stiskanju, trenju, višji temperaturi) eksplodirajo.                                |
|    | <b>F</b> <b>VNETLJIVO</b> — Črkovna oznaka je <b>F</b> . Take snovi se lahko vnamejo že po krajšem stiku z virom vžiga, stiku z zrakom, če so izpostavljene segrevanju in višjemu tlaku.        |
|    | <b>F<sup>+</sup></b> <b>ZELO LAHKO VNETLJIVO</b> — Take snovi imajo črkovno oznako <b>F<sup>+</sup></b> .                                                                                       |
|   | <b>O</b> <b>OKSIDATIVNO</b> — Črkovna oznaka je <b>O</b> . Take snovi zaradi različnih vplivov oddajajo kisik in lahko zelo burno reagirajo ob stiku z drugimi, zlasti vnetljivimi snovmi.      |
|  | <b>T</b> <b>STRUPENO</b> — Črkovna oznaka je <b>T</b> . Take snovi lahko povzročijo hude okvare zdravja ali celo smrt, če jih zaužijemo, vdihavamo oz. če pridejo v stik z našo kožo.           |
|  | <b>T<sup>+</sup></b> <b>ZELO STRUPENO</b> — Take snovi imajo črkovno oznako <b>T<sup>+</sup></b> .                                                                                              |
|  | <b>Xn</b> <b>ZDRAVJU ŠKODLJIVO</b> — Črkovna oznaka je <b>Xn</b> . Take snovi lahko povzročijo takojšnje okvare zdravja pri zaužitju, vdihavanju ali stiku s kožo.                              |
|  | <b>Xi</b> <b>DRAŽILNO</b> — Črkovna oznaka je <b>Xi</b> . Povzročajo draženje kože, oči in dihal. V določenih primerih povzročijo hude poškodbe oči.                                            |
|  | <b>C</b> <b>JEDKO</b> — Črkovna oznaka je <b>C</b> . Povzročajo poškodbe ali celo uničenje živega tkiva in nekaterih materialov. Pri delu s takimi snovmi moramo uporabljati zaščitne rokavice. |
|  | <b>N</b> <b>OKOLJU NEVARNO</b> — Črkovna oznaka je <b>N</b> . Take snovi lahko povzročijo takojšnjo ali pa trajno škodo v okolju (voda, tla, zrak) in organizmom, ki živijo v teh okoljih.      |

Navedene slikovne in črkovne oznake so v uporabi v Evropski uniji. V nekaterih drugih državah pa uporabljajo tudi drugačne simbole.

Opozorilni znaki se nahajajo tudi na nalepkah nekaterih izdelkov, ki jih uporabljamo v gospodinjstvu. Preden začnete uporabljati tak izdelek, si pozorno preberite varnostna opozorila.



Snovi v razpršilih so pogosto vnetljive.



Razpršilo za obnavljanje barve semiša in nubuka vsebuje okolju nevarno, zelo lahko vnetljivo in dražilno snov.



Nalepka na prašku za pomivanje posode. Opozorilne nalepke vsebujejo pomembne podatke in navodila za varno uporabo.

## 1.2 Nevarne snovi



Slikovna oznaka za radioaktivne snovi. Radioaktivno sevanje povzroča hude poškodbe tkiva.

**Za slikovno oznako uporabljamo tudi izraz piktogram. Eden od bolj znanih piktogramov je prečrtana cigareta, ki prepoveduje kajenje.**



R in S stavki ter črkovne in slikovne oznake na nalepki svetilnega petroleja.

**Vsak stik z rakotvorno snovjo seveda ne pomeni tudi takojšnjega nastanka raka. Rakotvorne snovi tudi povečujejo možnost nastanka rakastih obolenj.**



Na embalaži lepila Neostik so poleg slikovnih oznak (lahko vnetljivo, dražilno in okolju nevarno) tudi R in S stavki.

V času pisanja učbenika je bil v pripravi nov, mednarodno dogovorjen sistem označevanja kemikalij, ki naj bi v kratkem nadomestil različne načine označevanja. Te nove predpise pogosto označujemo s kratico **GHS** (Globally Harmonized System of Classification and Labeling of Chemicals). Oglejmo si GHS slikovne oznake in njihove opise.

|                  |                   |                                                 |
|------------------|-------------------|-------------------------------------------------|
|                  |                   |                                                 |
| Vnetljivo        | Eksplozivno       | Jedko                                           |
|                  |                   |                                                 |
| Akutna nevarnost | Okolju nevarno    | Oksidativno                                     |
|                  |                   |                                                 |
| Plin pod tlakom  | Akutna strupenost | Rakotvorno, mutageno, strupeno za razmnoževanje |

Še posebej moramo biti previdni pri delu z **rakotvornimi** (kancerogenimi) snovmi (povzročajo raka), **mutagenimi** snovmi (poškodujejo dedni material – DNK) in **teratogenimi** snovmi (škodljivimi za razmnoževanje; vplivajo na razvoj in lahko povzročijo deformacijo zarodka).

Poleg slikovnih oznak uporabljamo za označevanje nevarnih snovi tudi t. i. **R/S stavke** (srečamo tudi izraze R/S izjave, R/S števila in R/S fraze). R/S stavki predstavljajo **mednarodni sistem označevanja nevarnih snovi**. R-stavki so **opozorilne oznake**, ki navajajo **nevarnost snovi** (risk). S-stavki so **obvestilne oznake**, ki navajajo **varnostna navodila** pri ravnanju z nevarno snovjo (safety). Vsak »R« oz. »S« stavek vsebuje številčno oznako in kratek opis. R-stavki so oštevilčeni od R1 do R68. Poznamo tudi sestavljene R-stavke (več številčk skupaj), nekaterih R-stavkov pa ne uporabljamo več. Podobno so S-stavki oštevilčeni od S1 do S64. Poznamo tudi sestavljene S-stavke (več številčk skupaj), nekaterih S-stavkov pa ne uporabljamo več.

R/S stavke najdemo tudi na nekaterih izdelkih, ki jih uporabljamo v gospodinjstvu (nekatera čistila, lepila idr.).

Oglejmo si primere dveh osnovnih in enega sestavljenega R-stavka.

R14 – Burno reagira z vodo

R15 – V stiku z vodo se sproščajo zelo lahko vnetljivi plini.

R14/15 – Burno reagira z vodo, pri čemer se sprošča zelo lahko vnetljiv plin.

Oglejmo si primere dveh osnovnih in enega sestavljenega S-stavka.

S20 – Med uporabo ne jesti in ne piti.

S21 – Med uporabo ne kaditi.

S20/21 – Med uporabo ne jesti, ne piti in ne kaditi.

Nekatere snovi so nevarne za naše zdravje in okolje, v katerem živimo. Na njihove lastnosti nas opozarjajo slikovne in črkovne oznake. Pri delu z njimi moramo upoštevati varnostna navodila. Nevarne snovi označujemo z mednarodno dogovorjenimi črkovnimi in slikovnimi oznakami ter z R- in S-stavki.

## Osnove toksikologije

Toksikologija je veda o strupenih snoveh in njihovem učinkovanju (SSKJ). A snovi ne moremo preprosto deliti na strupene in nestrupene. Tveganje za zdravje je odvisno od strupenosti snovi in izpostavljenosti tej snovi. V splošnem na nevarnost vplivajo naslednji dejavniki:

- lastnost snovi (snovi se razlikujejo po škodljivosti);
- količina snovi, s katero smo v stiku (večja količina je bolj škodljiva);
- način, s katerim nevarna snov pride v stik s telesom (nekateri snovi so škodljive že pri vdihavanju ali pri stiku s kožo);
- čas in pogostost izpostavljenosti (dlje časa trajajoča in pogostejša izpostavljenost predstavlja večjo nevarnost).

**Količina (odmerek, doza) zaužite snovi** bistveno vpliva na tveganje za zdravje. Povsem nestrupenih snovi ni. Tudi povsem običajne snovi, ki jih uporabljamo celo v prehrani, so v večjih količinah lahko smrtne. Pri večini odraslih ljudi bi enkratno zaužitje več kot 400 g natrijevega klorida (običajne kuhinjske soli) povzročilo smrt. Podobno nevarno bi bilo tudi enkratno zaužitje dvajsetih litrov vode ali 3 kg običajnega jedilnega sladkorja. Težko si predstavljamo, da bi kdo lahko naenkrat zaužil tolikšne količine navedenih snovi. Snovi, ki jih opredeljujemo kot strupe, so smrtne že v bistveno manjših količinah. Nekateri povzročijo smrt že pri zaužitju enega miligrama (1 mg = 0,001 g).

Na kakšen način lahko nevarne snovi vstopijo v telo? Možnih načinov je več, npr. **z zaužitjem** (oralno), **z vdihavanjem** (z inhalacijo – respiratorno), **skozi kožo** (dermalno), **z vbrizganjem** (injiciranjem) v žilo (intravenozno).

Pri opredeljevanju tveganja, ki ga povzročajo nevarne snovi, ločimo med **akutnimi in kroničnimi zastrupitvami** (akutna oz. kronična toksičnost). O akutnih zastrupitvah govorimo, ko snov zaradi enkratnega stika povzroči takojšnjo okvaro zdravja. O kroničnih zastrupitvah govorimo, ko se okvare zdravja pojavijo zaradi dalj časa trajajočega stika

Vsak R- oz. S-stavek ima enak pomen v različnih jezikih. Npr. S21 se v angleščini glasi »When using do not smoke«, v španščini pa »No fumar durante su utilización«.

Po novem označevanju bomo namesto R/S stavkov uporabljali H/P stavke (H – hazard, P – precautionary).



Paracelsus (1493–1541) je bil alkimist, zdravnik in astrolog. Znan je po trditvi, da so vse snovi strupene, njihovo strupenost pa določa doza. Nekateri ga imenujejo za »očeta toksikologije«.



Priložnostni švicarski kovanec in nemška znamka, izdana ob 500-letnici rojstva Paracelsusa.



## 1.2 Nevarne snovi

V nekaterih virih najdemo za  $LD_{50}$  tudi izraz »letalna doza« (popačenka iz ang. »lethal dose«). Uporabi takih popačenk se seveda praviloma izogibamo.

Ena od najbolj strupenih snovi je botulin (Botulinum toxin), ki ima  $LD_{50}$  manj kot 0,1  $\mu\text{g/kg}$  telesne mase (oralno). Ta strup proizvaja bakterija *Clostridium botulinum*. Kljub veliki strupenosti pa uporabljamo spojino v zdravstvene in kozmetične namene (botoks za glajenje gub), seveda v zelo majhnih količinah.



Tableta Aspirina vsebuje 500 mg acetilsalicilne kisline in druge (pomožne) snovi. Zdravila moramo jemati v skladu z navodili.

Podatki za  $LD_{50}$  se v različnih virih lahko precej razlikujejo in nam zato predstavljajo le okvirno vrednost za primerjavo toksičnosti snovi. Npr. za Aspirin najdemo tudi vrednosti do 1750  $\text{mg/kg}$  telesne mase (oralno, podgane). Upoštevati moramo tudi, da je lahko človek bolj ali manj odporen na določene snovi kot testirane laboratorijske živali, razlike pa se lahko pojavijo tudi glede na spol.

z manjšimi količinami nevarnih snovi (npr. delavec v tovarni, ki je več let v stiku z nevarnimi snovmi).

**Akutno toksičnost snovi običajno izražamo z  $LD_{50}$ .**  $LD_{50}$  imenujemo **srednja vrednost (mediana) smrtne doze**. Predstavlja količino snovi (odmerek), ki povzroči smrt polovice (50 %) testirane populacije. Čim manjša je vrednost  $LD_{50}$ , tem bolj strupena je snov.  $LD_{50}$  običajno izražamo v »**mg snovi/kg telesne mase**«, ob tem pa običajno navajamo tudi **način doziranja** (vstopa snovi v telo) in **vrsto testirane živali** (običajno uporabljamo miši in podgane).

Vrednost  $LD_{50}$  lahko eksperimentalno ugotovimo na laboratorijskih živalih. Eksperiment je dokaj zapleten (uporaba različnih doz, večje število izenačenih živali obeh spolov ...). Spoznajmo pomen vrednosti  $LD_{50}$  na primeru.

Zasledili smo podatek, da je  $LD_{50}$  za acetilsalicilno kislino (aktivna sestavina Aspirina) 200  $\text{mg/kg}$  telesne mase (podgane, oralno). Predstavljajmo si, da imamo populacijo podgan, v kateri ima vsaka žival maso 0,25 kg.  $LD_{50}$  lahko s preprostim sklepnim računom preračunamo: 200  $\text{mg/kg}$  telesne mase ustreza 50  $\text{mg}/0,25$  kg telesne mase (obe vrednosti smo delili s 4).

Če vsaka podgana v populaciji naenkrat zaužije 50 mg acetilsalicilne kisline, bo v kratkem času po zaužitju poginila polovica podgan, polovica pa bo preživel.

Manjši odmerek acetilsalicilne kisline (npr. 30 mg) bo smrten za manjši delež podgan, večji odmerek (npr. 80 mg) pa za večji delež podgan. Kolikšen odmerek bo smrten za vse podgane v populaciji, pa iz  $LD_{50}$  ne moremo ugotoviti. Za živali z drugačno maso bi seveda potrebovali drugačne odmerke snovi za enak učinek smrtnosti.

Vpliv posamezne snovi na različne vrste živih bitij je različen. A vendar lahko privzamemo, da so snovi, ki so škodljive za laboratorijske živali, podobno škodljive tudi za ljudi.

Zdravila moramo jemati v skladu z navodili. V navodilih za uporabo tablet Aspirina je navedeno, da je priporočen dnevni odmerek za otroke nad 12 let 60  $\text{mg/kg}$  telesne mase, razdeljen na 4 do 6 odmerkov (torej je enkratni odmerek 10  $\text{mg}$  do 15  $\text{mg/kg}$  telesne mase, kar je seveda bistveno manj kot  $LD_{50}$ ).

Potrebno je poudariti, da se  $LD_{50}$  nanaša na enkratno doziranje in ne na dolgotrajno jemanje. V daljšem času lahko zaužijemo tudi večje količine, a je pri večini zdravil navedena tudi časovna omejitev (npr. pri Aspirinu tri dni).

Primerjajmo še vrednosti  $LD_{50}$  za nekatere druge snovi. Vitamin C (askorbinska kislina) ima vrednost 11,9  $\text{g/kg}$  telesne mase, paracetamol (sestavina Lekadola) 2,4  $\text{g/kg}$  telesne mase, jedilni sladkor pa 29,7  $\text{g/kg}$  telesne mase. Pričakovano je med navedenimi snovmi najmanj nevaren sladkor, najbolj nevaren pa paracetamol.

**Toksikologija je veda o strupenih snoveh in njihovem učinkovanju.** **Akutno toksičnost snovi običajno izražamo s srednjo vrednostjo smrtne doze ( $LD_{50}$ ).**  $LD_{50}$  predstavlja količino snovi (odmerek), ki povzroči smrt polovice testirane populacije.



## Zapomnim si

Kemija je naravoslovna znanost, ki proučuje snovi in snovne spremembe. Konstanta je količina, ki ima nespremenljivo vrednost. Spremenljivka je količina, ki se ji vrednost spreminja. V laboratoriju uporabljamo različne pripomočke.

Nekatere snovi so nevarne za naše zdravje in okolje, v katerem živimo. Na njihove lastnosti nas opozarjajo slikovne in črkovne oznake. Pri delu z njimi moramo upoštevati varnostna navodila. Nevarne snovi označujemo z mednarodno dogovorjenimi črkovnimi in slikovnimi oznakami ter z R- in S-stavki.

Toksikologija je veda o strupenih snoveh in njihovem učinkovanju. Akutno toksičnost snovi običajno izražamo s srednjo vrednostjo smrtne doze ( $LD_{50}$ ).  $LD_{50}$  predstavlja količino snovi (odmerek), ki povzroči smrt polovice testirane populacije.

## Vprašanja za utrjevanje znanja

### 1.1 Laboratorijski pripomočki

1. Naštejte nekaj eksperimentalnih pogojev.
2. Kaj so spremenljivke in kaj konstante?
3. Katera je osnovna enota za temperaturo? Katero temperaturno enoto uporabljamo v vsakdanjem življenju? Kako pretvarjamo ti dve enoti?
4. Vrelišče je odvisno od zunanega tlaka. Pri tlaku 100 kPa ima voda vrelišče 99,61 °C. Izrazite to temperaturo v kelvinih na dve decimalni mesti natančno. Uporabite natančen pretvornik med stopinjami Celzija in kelvini (str. 8).
5. Kako je zračni tlak odvisen od višine? Kje je (ob enakih vremenskih razmerah) tlak višji: na Kredarici ali v Portorožu? Ali je zračni tlak na isti nadmorski višini vedno enak (konstanten)?
6. Zakaj v laboratoriju ne moremo uporabljati običajnih kuhinjskih tehtnic?
7. Kako imenujemo plinski gorilnik, ki ga običajno uporabljamo v šolskem laboratoriju?
8. Katere laboratorijske pripomočke poznate? Navedite njihov namen.
9. S katerim od laboratorijskih pripomočkov lahko najbolj natančno odmerimo prostornino 10 mL (vsi pripomočki imajo enako imensko prostornino)? Na razpolago imamo erlenmajerico, čašo in pipeto.
3. Pojasnite izraze »rakovorno«, »mutageno« in »teratogeno«.
4. Kaj je prikazano na GHS oznaki za plin pod tlakom?
5. Opišite bistveno razliko v obliki opozorilnih slikovnih oznak po starejšem in novejšem (GHS) načinu označevanja.
6. Kaj opisujejo R- in kaj S-stavki?
7. Zimska tekočina za čiščenje avtomobilskih stekel ima na nalepki naslednje R/S stavke: R10, S2, S7, S16. Poiščite pomen teh R/S stavkov.
8. Tablete za pomivanje posode vsebujejo naslednje opise: Nevarnost hudih poškodb oči. Hraniti izven dosega otrok. Preprečiti stik z očmi. Če pride v oči, takoj izpirati z obilo vode in poiskati zdravniško pomoč. Nositi zaščito za oči/obraz. Če pride do zaužitja, takoj poiskati zdravniško pomoč in pokazati embalažo ali etiketo. Napišite številčne oznake pripadajočih R- oz. S-stavkov.
9. Pojasnite pojem »toksikologija«.
10. Kateri dejavniki vplivajo na nevarnost snovi?
11. Na kakšne načine lahko nevarne snovi vstopijo v telo?
12. Pojasnite razliko med akutno in kronično zastupitvijo.

### 1.2 Nevarne snovi

1. Po vrsti napišite črkovne oznake za okolju nevarne, eksplozivne, jedke, vnetljive, dražilne, zelo lahko vnetljive, zdravju škodljive, oksidativne, strupene in zelo strupene snovi.
2. Na slikovni oznaki sta dve epruveti, iz katerih kaplja na pravokotni predmet in na roko. Kakšna je pripadajoča črkovna oznaka in kako imenujemo tovrstne snovi?
13. Kako imenujemo in kaj predstavlja  $LD_{50}$ ? V katerih enotah jo običajno navajamo?
14.  $LD_{50}$  za močan strup strihnin je 16 mg / kg telesne mase (podgana, oralno).
  - a) Preračunajte  $LD_{50}$  v ustrezen odmerek za podgano z maso 0,20 kg.
  - b) Kolikšna je verjetnost, da bo podgana poginila, če prejme odmerek iz naloge a)?

# 2.

## Delci snovi

### VSEBINA 2. POGLAVJA

- 2.1 - DELCI V ATOMU
- 2.2 - IZOTOPI
- 2.3 - IONI
- 2.4 - ELEKTRONSKA OVOJNICA
- 2.5 - IONIZACIJSKA ENERGIJA
- 2.6 - ATOMSKI IN IONSKI POLMERI
- ZAPOMNIM SI
- VPRAŠANJA ZA UTRJEVANJE ZNANJA

## 2.1 Delci v atomu

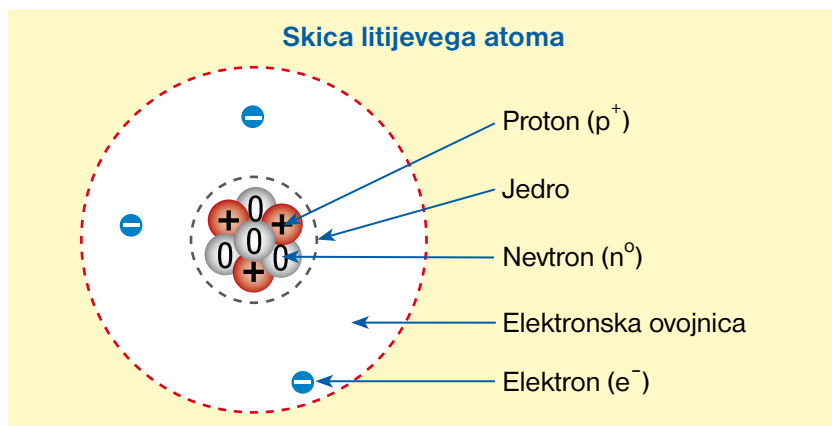
### Kako je zgrajen atom?

#### Atom je zgrajen iz še manjših delcev

Atom je najmanjši delec s kemijskimi lastnostmi določenega elementa. S prostim očesom ga ne moremo videti, pa tudi ne z običajnim optičnim mikroskopom.

Atom je zgrajen iz **jedra**, v katerem se nahajajo **nevtroni** (oznaka  $n^0$ ) in **protoni** (oznaka  $p^+$ ). Okoli jedra je prostor, ki ga imenujemo **elektronska ovojnica**. V tem prostoru se z veliko hitrostjo gibljejo **elektroni** (oznaka  $e^-$ ).

Oglejmo si primer. V jedru litijevega atoma so trije protoni in štirje nevtroni. V elektronski ovojnici litijevega atoma se z veliko hitrostjo gibljejo trije elektroni.



**Proton ima pozitiven naboj, elektron negativnega, nevtron pa je nevtralen.** Naboja elektrona in protona sta enako velika, a nasprotna po predznaku. V atomih vseh elementov je število pozitivnih protonov enako številu negativnih elektronov, zato je atom navzven **električno nevtralen**.

Protoni, nevtroni in elektroni so delci z zelo majhno maso. Protoni in nevtroni imajo približno enako maso, elektroni pa so bistveno lažji – masa elektrona je 1836-krat manjša kot masa protona. Protoni in nevtroni se nahajajo v jedru, zato lahko rečemo, da je skoraj vsa masa atoma zbrana v njegovem jedru.

| Delci v atomu |        |                                       |                 |
|---------------|--------|---------------------------------------|-----------------|
| Delec         | Simbol | Masa                                  | Relativni naboj |
| proton        | $p^+$  | $1,6726 \cdot 10^{-24} \text{ g}$     | +1              |
| elektron      | $e^-$  | $0,00091094 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ | -1              |
| nevtron       | $n^0$  | $1,6749 \cdot 10^{-24} \text{ g}$     | 0               |



Podoba atoma na grškem kovancu iz leta 1990. Jedro in okoli jedra krože trije elektroni.



Model atoma z majhnim jedrom, v katerem je zbrana skoraj vsa masa, in z velikim prostorom okoli njega, v katerem se gibljejo elektroni, je leta 1911 objavil novozelandski znanstvenik Ernest Rutherford (1871–1937, Nobelova nagrada za kemijo 1908).



Rutherfordovo zamisel o zgradbi atoma je naprej razvil danski fizik Niels Bohr (1885–1962, Nobelova nagrada za fiziko 1922).

**Z relativnim nabojem opredelimo le razmerje med nabojema elektrona in protona.** Naboja elektrona in protona sta enako velika, a nasprotna po predznaku. Elektron ima negativen, proton pa pozitiven naboj. Relativni naboj uporabljamo, ker absolutna vrednost naboja (ta znaša  $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ A s}$ ) ni pomembna za razumevanje zgradbe atoma.

## 2.1 Delci v atomu

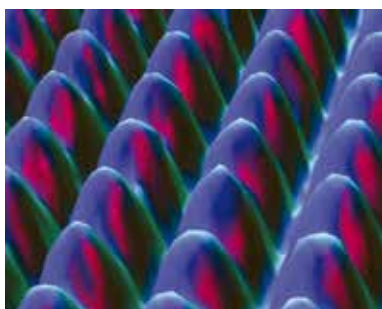


Jantar. Beseda elektron izvira iz starogrškega imena za jantar. Ob drgnjenju jantarja nastane privlačna električna sila. Ime nevtron je vpeljal irski fizik George Johnstone Stoney (1826–1911).

|    |    |    |    |    |    |    |    |   |
|----|----|----|----|----|----|----|----|---|
| 1  |    |    |    |    |    |    |    | 2 |
| 3  | 4  | 5  | 6  | 7  | 8  | 9  | 10 |   |
| 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |   |

V periodnem sistemu so elementi razporejeni glede na vrstno število.

**Pogosto prihaja do nerazumevanja razlike med relativno atomsko maso in masnim številom. Številki sta si pogosto podobni, vendar je masno število celo število, ker predstavlja vsoto števila protonov in nevtronov. Relativna atomska masa ni celo število. Npr. aluminij ima relativno atomsko maso 26,98, njegovo masno število pa je 27. V periodnem sistemu elementov torej najdemo relativno atomsko maso in ne masnega števila!**



Slika nikljevih atomov, posneta z elektronskim mikroskopom.

Atomi so zelo majhni delci. Premer atomskega jedra, v katerem je zbrana skoraj vsa masa, pa je še približno 100.000-krat manjši od premera atoma. Če bi bilo jedro veliko kot frnikula (premer 1 cm), bi bil premer atoma približno 1 km!

Elektronska ovojnica tako obsega večji del atoma – elektroni imajo na razpolago veliko prostora za gibanje.

**Atom je zgrajen iz atomskega jedra in elektronske ovojnice. V jedru se nahajajo protoni (oznaka  $p^+$ ) in nevtroni (oznaka  $n^0$ ), v elektronski ovojnici pa so elektroni (oznaka  $e^-$ ). Protoni imajo pozitiven naboj, elektroni negativnega, nevtroni pa so nevtralni. Atom je navzven električno nevtralen. Proton in nevtron imata približno enako maso, elektron pa je 1836-krat lažji od protona. Atomsko jedro je približno 100.000-krat manjše od atoma.**

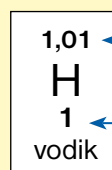
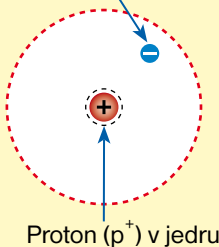
## Vrstno in masno število

Oglejte si periodni sistem na platnici učbenika. V njem je razporejenih 114 elementov. Ob vsakem elementu je navedeno **vrstno** ali **atomsko število**. Opazite lahko, da so elementi razporejeni glede na vrstno število. Vodik ima vrstno število 1, helij 2, litij 3 itn. **Vrstno število je enako številu protonov v atomskem jedru.** Vsi atomi vodika imajo po en proton. Vsi atomi helija imajo po dva protona, vsi atomi litija imajo po tri protone itn.

V atomu je število protonov in elektronov enako. To pomeni, da je **vrstno število enako tudi številu elektronov** v atomu.

### Skica vodikovega atoma

Elektron ( $e^-$ )  
v elektronski ovojnici



Relativna atomska  
masa

Vrstno število je enako  
številu protonov in  
številu elektronov

Vodik je najpreprostejši element. Vrstno število vodika je 1, iz česar lahko razberemo, da se v vodikovem atomu nahajata en proton in en elektron. Običajni vodikov atom nima nobenega nevtrona.

Poleg vrstnega števila poznamo še **masno število**. Masnega števila ne najdemo v periodnem sistemu, lahko pa ga izračunamo tako, da seštejemo število protonov in število nevtronov v atomu.

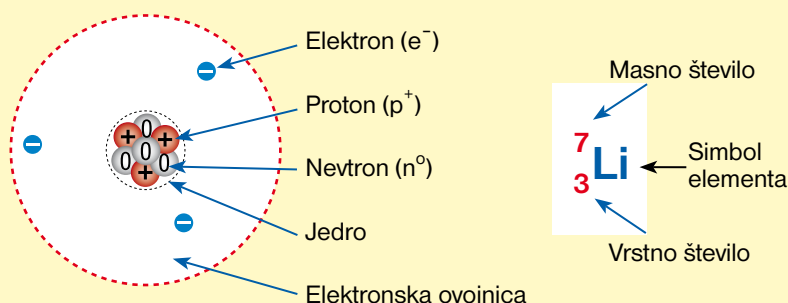
**število protonov + število nevtronov = masno število**

Običajni vodikov atom nima nobenega nevtrona, zato je njegovo masno število 1. Relativna atomska masa vodika je 1,01 (decimalno in ne celo število). Pomen relativne atomske mase bomo spoznali v nadaljevanju.

Vrstno število običajno zapisujemo levo spodaj, masno število pa levo zgoraj ob simbolu elementa. Vrstno število nam predstavlja število protonov in število elektronov v atomu elementa. Razlika med masnim in vrstnim številom pa ustreza številu nevtronov.

Ponovno si oglejmo zgradbo atoma litija in jo povežimo z njegovim masnim in vrstnim številom.

### Skica litijevega atoma



Litijev atom ima tri protone, zato je vrstno število litija 3. V jedru litijevega atoma je sedem delcev (trije protoni in štirje nevtroni), zato je masno število litija 7. V periodnem sistemu masnega števila ni.

Nahajata se vrstno število (3) in relativna atomska masa (6,94).

Preverimo svoje znanje.

#### Naloga:

Atom iskanega elementa X ima v jedru 18 protonov in 20 nevtronov. Kateri element je X? Ugotovite njegovo vrstno število, masno število in število elektronov. Zapišite simbol elementa z navedenim vrstnim in masnim številom. V kateri skupini in kateri periodi se nahaja element X?

#### Odgovor:

S pomočjo periodnega sistema lahko iz podanega števila protonov razberemo, da je iskani element argon. Število protonov je enako vrstnemu številu, torej je vrstno število 18. Masno število je vsota števila protonov in nevtronov, torej  $18 + 20 = 38$ . Število elektronov v atomu je enako številu protonov, torej 18. Argon je element tretje periode in VIII. skupine (18. skupina po novi razporeditvi).

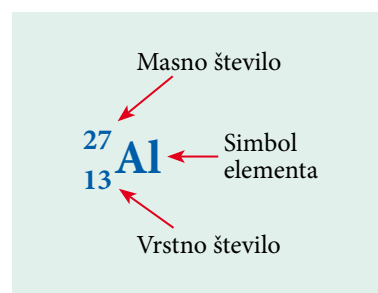
**Število protonov: 18    Število elektronov: 18    Število nevtronov: 20**

**Perioda: tretja    Skupina: VIII. (oz. 18. po novi razporeditvi)**

**Vrstno število: 18    Masno število: 38**

**Zapis simbola elementa:  $^{38}_{18}\text{Ar}$**

Vrstno ali atomsko število je enako številu protonov in številu elektronov v atomu. Vsak element ima svoje lastno vrstno število. Masno število je vsota števila protonov in števila nevtronov v atomu. Vrstno število običajno zapisujemo levo spodaj, masno število pa levo zgoraj ob simbolu elementa.



Iz prikazanega zapisa lahko razberemo, da je vrstno število aluminija 13, njegovo masno število pa 27. V atomu aluminija je torej 13 protonov in 13 elektronov. Število nevtronov dobimo, če od masnega števila odštejemo vrstno število:  
 $27 - 13 = 14$ .



Atomium v Bruslju so postavili leta 1958 za svetovno razstavo (Expo 58). Konstrukcija je izdelana iz jekla in ima maso 2400 ton. Predstavlja devet atomov železa, vsaka kroglja ima premer 18 m, celotna konstrukcija pa je visoka 102 m. Kroglice povezujejo cevi, v katerih so tekoče stopnice. Atomium je ena večjih znamenitosti prestolnice Evropske unije.



## 2.2 Izotopi

### Kaj so izotopi in v čem se razlikujejo?

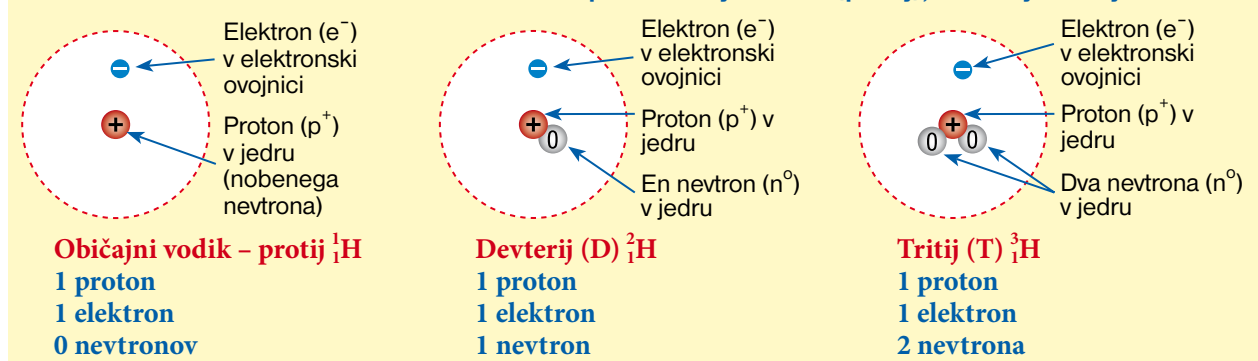
Kaj je težka voda ali  $D_2O$ ? Težka voda je voda, ki ima namesto atomov običajnega vodika  $^1H$  vezana atoma »težkega vodika« – devterija  $^2H$ , ki ga pogosto označimo s črko D. Težka voda je pomembna v jedrski tehnologiji. Tališče težke vode je  $3,8\text{ }^{\circ}C$ , vrelišče pa  $101,4\text{ }^{\circ}C$ .

### Izotopi so različni atomi istega elementa

Izotopi so atomi istega elementa, ki se med seboj razlikujejo v masnem številu oz. v številu nevtronov.

Oglejmo si izotope vodika. Vodik je najpreprostejši element. Njegovo vrstno število je 1. Iz tega lahko razberemo, da imajo vsi atomi vodika po en proton in en elektron. Vodikovi atomi pa se lahko razlikujejo v številu nevtronov. Nekateri vodikovi atomi nimajo nobenega nevtrona, nekateri imajo en nevtron, nekateri pa dva.

#### Skice atomov treh vodikovih izotopov: običajni vodik (protij), devterij in tritij



V naravi najdemo tri uranove izotope, ki se razlikujejo v razširjenosti.

| Izotop    | Razširjenost |
|-----------|--------------|
| $^{234}U$ | 0,0055 %     |
| $^{235}U$ | 0,7200 %     |
| $^{238}U$ | 99,2745 %    |

Za uporabo v jedrskih elektrarnah potrebujemo uran z večjo vsebnostjo izotopa  $^{235}U$ , kot se nahaja v naravi. Zato je potrebno naravni uran obogatiti – povečati vsebnost izotopa  $^{235}U$ .

Posamezne izotope določenega elementa lahko ločimo na osnovi razlik v njihovih fizikalnih lastnostih.

Najpogostejši vodikov izotop  $^1H$  (protij) nima nevtronov. V naravi je takšnih več kot 99,98 % atomov vodika. Vodikov izotop z enim nevtronom v jedru  $^2H$  imenujemo **devterij**. Včasih ga označujemo s črko D. Takšnih atomov je v naravi manj kot 0,02 %. Najredkejši je vodikov izotop z dvema nevtronom v jedru  $^3H$ , ki ga imenujemo **tritij**. V naravi se nahaja le v sledovih, včasih ga označujemo s črko T.

Zaradi različnega števila nevtronov imajo izotopi tudi različna masna števila. Običajni vodik  $^1H$  ima masno število 1, devterij  $^2H$  ima masno število 2, tritij  $^3H$  pa ima masno število 3.

Različni izotopi so različno razširjeni v naravi, imajo različne fizikalne, a enake kemijske lastnosti.

Vodik seveda ni edini element z različnimi izotopi. Nekateri elementi imajo le en naravni izotop, npr. berilij  $^9Be$ , fluor  $^{19}F$ , natrij  $^{23}Na$ , aluminij  $^{27}Al$ , fosfor  $^{31}P$ . Večina elementov pa nastopa v naravi z več izotopi. Helij ima npr. dva naravna izotopa:  $^3He$  in  $^4He$ , kisik ima tri naravne izotope:  $^{16}O$ ,  $^{17}O$  in  $^{18}O$ , železo pa kar štiri naravne izotope:  $^{54}Fe$ ,  $^{56}Fe$ ,  $^{57}Fe$  in  $^{58}Fe$ . Poleg naravnih pa poznamo tudi umetno dobljene izotope. Z jedrskimi reakcijami lahko dobimo tudi takšne izotope, ki jih v naravi ni, a so praviloma neobstojni in radioaktivni.

Izotopi so atomi istega elementa, ki se razlikujejo v številu nevtronov. Različne so tudi njihove fizikalne lastnosti, masna števila in razširjenost v naravi.

## Izotopska sestava in relativna atomska masa

Relativne atomske mase elementov v periodnem sistemu so ugotovljene na podlagi izotopske sestave elementov na Zemlji. **Relativna atomska masa  $A_r$  je število, ki pove, kolikokrat je masa atoma večja od ene dvanajstine mase atoma ogljikovega izotopa  $^{12}\text{C}$ .** Relativna atomska masa je število brez enote. Lahko jo izračunamo, če poznamo razširjenost (delež) in relativne atomske mase posameznih izotopov.

Relativna atomska masa elementa je vsota produktov med razširjenostjo in relativno atomsko maso posameznih izotopov. V primeru dveh izotopov se enačba glasi:

$$A_r(\text{elementa}) = \text{razširjenost}(1. \text{ izotopa}) \cdot A_r(1. \text{ izotopa}) + \text{razširjenost}(2. \text{ izotopa}) \cdot A_r(2. \text{ izotopa})$$

Oglejmo si primer.

**Naloga:** V naravi se nahajata le dva bakrova izotopa:  $^{63}\text{Cu}$  (v naravi ga je 69,17 %) in  $^{65}\text{Cu}$  (v naravi ga je 30,83 %). Relativna atomska masa bakrovega izotopa  $^{63}\text{Cu}$  znaša 62,9296, bakrovega izotopa  $^{65}\text{Cu}$  pa 64,9278. Izračunajte relativno atomsko maso bakra.

$$\begin{array}{l} \text{razšir.}(^{63}\text{Cu}) = 69,17 \% = 0,6917 \\ \text{razšir.}(^{65}\text{Cu}) = 30,83 \% = 0,3083 \\ A_r(^{63}\text{Cu}) = 62,9296 \\ A_r(^{65}\text{Cu}) = 64,9278 \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} \text{Izpišemo podatke. Podatka} \\ \text{za razširjenost obeh izotopov} \\ \text{pretvorimo iz odstotkov v} \\ \text{deleža (delimo s 100).} \end{array} \right\}$$

$A_r(\text{Cu}) = ? \leftarrow$  Izračunali bomo relativno atomsko maso bakra.

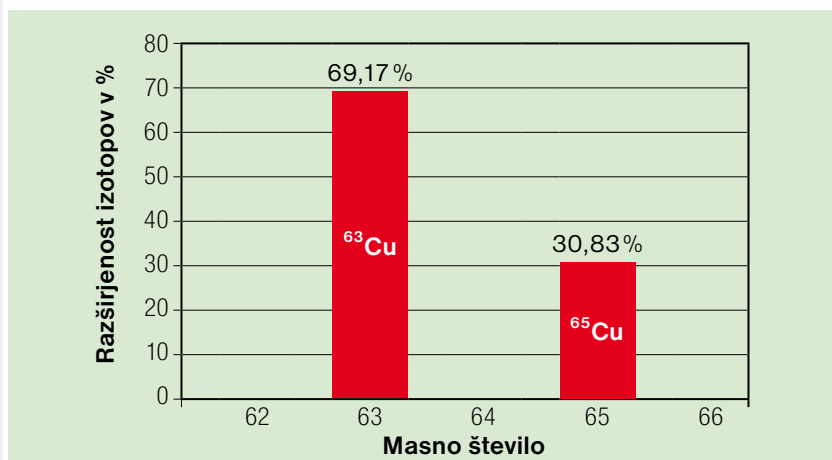
$$A_r(\text{Cu}) = \text{razšir.}(^{63}\text{Cu}) \cdot A_r(^{63}\text{Cu}) + \text{razšir.}(^{65}\text{Cu}) \cdot A_r(^{65}\text{Cu})$$

$$A_r(\text{Cu}) = 0,6917 \cdot 62,9296 + 0,3083 \cdot 64,9278 = \underline{63,55}$$

**Odgovor:** Relativna atomska masa bakra je 63,55.

Relativno atomsko maso elementa dobimo, če seštejemo produkte med razširjenostjo in relativno atomsko maso posameznih izotopov. Izračunana relativna atomska masa se mora ujemati z relativno atomsko maso elementa v periodnem sistemu.

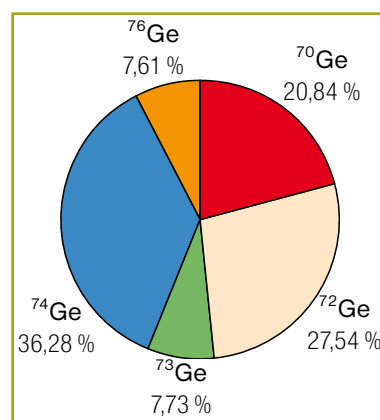
Izotopsko sestavo lahko prikažemo z diagrami, v katerih imamo na abscisi (x os) relativne atomske mase ali masna števila, na ordinati (y os) pa razširjenost posameznih izotopov. Prikazan je diagram razširjenosti bakrovih izotopov.



Relativno atomsko maso elementa lahko izračunamo, če poznamo razširjenost (delež) in relativne atomske mase posameznih izotopov.

**Z relativno atomsko maso primerjamo maso določenega atoma glede na  $\frac{1}{12}$  mase atoma ogljikovega izotopa  $^{12}\text{C}$ .**

$$A_r(X) = \frac{\text{masa 1 atoma X}}{\frac{1}{12} \text{ mase atoma } ^{12}\text{C}}$$



Krožni diagram prikazuje izotopsko sestavo germanija. Večina elementov se v naravi pojavlja kot zmes izotopov. Germanij ima kar pet naravnih izotopov.

## 2.3 Ioni

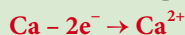
### Kaj so ioni in kako nastanejo?

Bodite pozorni na razliko v zapisu oksidacijskega števila in naboja iona. Oksidacijsko število zapisujemo nad simbolom elementa v spojini; najprej znak + ali –, nato številko, npr. +2. Naboj iona zapisujemo desno zgoraj ob simbolu elementa; najprej številko in nato + ali –, npr. 2+.

|                                       |                                 |
|---------------------------------------|---------------------------------|
| <sup>+2</sup><br><b>Mg</b>            | <b>Mg</b> <sup>2+</sup>         |
| Oksidacijsko število magnezija je +2. | Naboj magnezijevega iona je 2+. |

Številke 1 v simbolu iona običajno ne pišemo, torej K<sup>+</sup> in ne K<sup>1+</sup>.

V enačbi nastanka kationa lahko oddane elektrone zapišemo tudi na levi strani, npr.:



Mineralne vode vsebujejo večjo količino raztopljenih ionskih snovi. Količino ionov lahko preberemo na nalepki.

### Ioni so električno nabiti delci

Atomi so nevtralni delci, torej nimajo naboja. Poznamo pa tudi delce z električnim nabojem – imenujemo jih **ioni**.

Ion nastane, če atom odda ali sprejme elektrone. Če atom odda elektrone, nastane **pozitivno nabit ion – kation**. Če atom sprejme elektrone, nastane **negativno nabit ion – anion**.

Naboj iona zapisujemo **desno zgoraj ob simbolu elementa**. Najprej zapišemo številko in nato znak plus (+) ali minus (–).

Oglejmo si nekaj primerov nastanka pozitivnih ionov – kationov.

|                                                     |                                                     |
|-----------------------------------------------------|-----------------------------------------------------|
| <b>K</b> → <b>K<sup>+</sup> + 1e<sup>-</sup></b>    | <b>Ca</b> → <b>Ca<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup></b> |
| <b>kalij</b> <b>kalijev ion</b>                     | <b>kalcij</b> <b>kalcijev ion</b>                   |
| <b>Al</b> → <b>Al<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup></b> | <b>Fe</b> → <b>Fe<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup></b> |
| <b>aluminij</b> <b>aluminijev ion</b>               | <b>železo</b> <b>železov(III) ion</b>               |

Imena kationov tvorimo tako, da slovenskemu imenu elementa dodamo končnico **–ev** oz. **–ov** in besedo **ion**. A zakaj imajo ioni različen naboj; nekateri 1+, drugi 2+?

Naboj iona lahko ugotovimo iz položaja elementa v periodnem sistemu. Elementi I. skupine periodnega sistema imajo en zunanji elektron, ki ga lahko oddajo, zato imajo njihovi ioni naboj 1+, npr. Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup> itn.

Elementi II. skupine periodnega sistema imajo dva zunanja elektrona, ki ju lahko oddajo, zato imajo njihovi ioni naboj 2+, npr. Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup> itn. Podobno elementi tretje skupine tvorijo ione z nabojem 3+. Zakaj?

Nastali ioni imajo enako razporeditev elektronov kot atomi osme skupine periodnega sistema – žlahtni plini. Takšna razporeditev je zelo **stabilna**.

Prehodni elementi lahko tvorijo ione z različnim nabojem, npr. pri železu sta najbolj pogosta iona Fe<sup>2+</sup> in Fe<sup>3+</sup>. Zaradi možnosti nastanka različnih ionov zapisujemo naboj iona v njihovih imenih z rimsko številko, npr. železov(II) ion Fe<sup>2+</sup> oz. železov(III) ion Fe<sup>3+</sup>.

Oglejmo si nekaj primerov nastanka negativnih ionov – anionov.

|                                             |                                             |
|---------------------------------------------|---------------------------------------------|
| <b>Cl + 1e<sup>-</sup> → Cl<sup>-</sup></b> | <b>Br + 1e<sup>-</sup> → Br<sup>-</sup></b> |
| <b>klor</b> <b>kloridni ion</b>             | <b>brom</b> <b>bromidni ion</b>             |
| <b>O + 2e<sup>-</sup> → O<sup>2-</sup></b>  | <b>S + 2e<sup>-</sup> → S<sup>2-</sup></b>  |
| <b>kisik</b> <b>oksidni ion</b>             | <b>žveplo</b> <b>sulfidni ion</b>           |

Imena anionov tvorimo tako, da latinski osnovi dodamo končnico **–idni** in besedo **ion**. Tudi tukaj opazimo, da imajo nekateri ioni naboj 1–, drugi 2– itn. Elementom VII. skupine periodnega sistema manjka samo en zunanji elektron do polne zunanje lupine. S sprejemom **enega manjkajočega elektrona** nastane ion z nabojem 1–, npr. Cl<sup>–</sup>, Br<sup>–</sup> itn.

Elementom VI. skupine periodnega sistema manjkata dva zunanja elektrona do polne zunanje lupine. S sprejemom **dveh manjkajočih elektronov** nastane ion z nabojem 2–, npr. O<sup>2–</sup>, S<sup>2–</sup> itn.

Podobno kot pri kationih lahko tudi pri anionih ugotovimo, da imajo nastali ioni zapolnjene lupine in s tem stabilno zgradbo. Atomi osme skupine periodnega sistema (žlahtni plini) običajno ne tvorijo ionov, ker že imajo stabilno elektronsko zgradbo. Sprejemanje ali oddajanje elektronov pa bi to stabilnost porušilo.

Ioni se od atomov razlikujejo le v številu elektronov. Pozitivni ioni (kationi) imajo manj, negativni ioni (anioni) pa več elektronov v primerjavi z ustreznimi atomi. Oglejmo si primere.

| Delec                      | Število protonov | Število nevtronov | Število elektronov |
|----------------------------|------------------|-------------------|--------------------|
| $^{23}_{11}\text{Na}$      | 11               | 12                | 11                 |
| $^{23}_{11}\text{Na}^+$    | 11               | 12                | 10                 |
| $^{40}_{20}\text{Ca}$      | 20               | 20                | 20                 |
| $^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$ | 20               | 20                | 18                 |
| $^{19}_9\text{F}$          | 9                | 10                | 9                  |
| $^{19}_9\text{F}^-$        | 9                | 10                | 10                 |
| $^{16}_8\text{O}$          | 8                | 8                 | 8                  |
| $^{16}_8\text{O}^{2-}$     | 8                | 8                 | 10                 |

Natrijev ion  $\text{Na}^+$  ima en elektron manj kot natrijev atom Na. Kalcijev ion  $\text{Ca}^{2+}$  ima dva elektrona manj kot kalcijev atom Ca. Fluoridni ion  $\text{F}^-$  ima en elektron več kot fluorov atom F. Oksidni ion  $\text{O}^{2-}$  ima dva elektrona več kot kisikov atom O.

Spoznali smo preproste ione. Poznamo pa tudi ione, v katerih je več atomov, npr. sulfatni(VI) ion  $\text{SO}_4^{2-}$ , hidrogenkarbonatni ion  $\text{HCO}_3^-$ , amonijev ion  $\text{NH}_4^+$  itn.

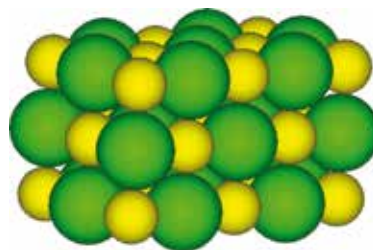
Uredimo svoje znanje in ponovimo, kaj lahko zapišemo ob simbolu elementa.

Masno število  $\rightarrow$  **A**  $\times$   $\text{Y}^{+/-}$   $\leftarrow$  Naboj iona  
 Vrsto število  $\rightarrow$  **Z**  $\times$  **n**  $\leftarrow$  Število atomov

Spodaj levo ob simbolu elementa zapisujemo vrsto število, zgoraj levo masno število, spodaj desno število atomov v delcu in zgoraj desno naboj iona.

**Ioni so delci z električnim nabojem. Poznamo pozitivno nabite ione – katione, ki nastanejo z oddajanjem elektronov, in negativno nabite ione – anione, ki nastanejo s sprejemanjem elektronov.**

**Elementi I. skupine periodnega sistema tvorijo ione z nabojem 1+, elementi II. skupine periodnega sistema pa ione z nabojem 2+. Elementi VII. skupine periodnega sistema tvorijo ione z nabojem 1-, elementi VI. skupine periodnega sistema pa ione z nabojem 2-. Nastali ioni imajo polno zasedene lupine, podobno kot atomi žlahtnih plinov. Žlahtni plini običajno ne tvorijo ionov.**



V natrijevem kloridu NaCl se nahajajo natrijevi ioni  $\text{Na}^+$  in kloridni ioni  $\text{Cl}^-$ .

Izračunajmo število protonov in elektronov v sulfatnem(VI) ionu  $\text{SO}_4^{2-}$ :

|                           | $\text{p}^+$ | $\text{e}^-$ |
|---------------------------|--------------|--------------|
| $^{16}_{16}\text{S}$      | 16           | 16           |
| $^{16}_8\text{O} \cdot 4$ | 32           | 32           |
| naboj $2-$                |              | 2            |
|                           | <u>48</u>    | <u>50</u>    |

Izračunajmo število protonov in elektronov v amonijevem ionu  $\text{NH}_4^+$ :

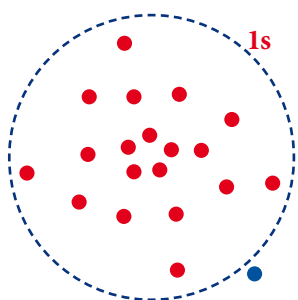
|                        | $\text{p}^+$ | $\text{e}^-$ |
|------------------------|--------------|--------------|
| $^{14}_7\text{N}$      | 7            | 7            |
| $^1_1\text{H} \cdot 4$ | 4            | 4            |
| naboj $1+$             |              | -1           |
|                        | <u>11</u>    | <u>10</u>    |

**Primeri zapisov:**

- $^8\text{O}$  atom kisika z navedenim vrstnim številom
- $^{18}\text{O}$  atom kisika z navedenim masnim številom
- $\text{O}_2$  dvoatomna molekula kisika
- $\text{O}_3$  molekula ozona
- $\text{O}^{2-}$  oksidni ion
- $\text{O}_2^{2-}$  peroksidni ion

## 2.4 Elektronska ovojnica

### Kako so razporejeni elektroni?



V namišljenem poskusu spremljamo gibanje edinega vodikovega elektrona. Trenutni položaj elektrona označimo s piko.

Od 20 ugotovljenih trenutnih položajev jih je 19 (rdeče pike,  $19/20 = 0,95 = 95\%$ ) znotraj področja 1s orbitale.

**Orbitala je namišljen prostor! Elektroni se lahko nahajajo tudi izven območja orbitale, le da je to manj verjetno.**

### Verjetnost nahajanja elektrona

V poglavju 2.1 smo spoznali, da je atom sestavljen iz **jedra**, v katerem se nahajajo **protoni** in **nevtroni**, ter iz **elektronske ovojnice**, v kateri se z veliko hitrostjo gibljejo **elektroni**.

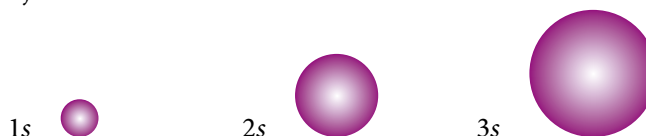
Elektronov **ne moremo videti**, ker so premajhni oz. se gibljejo prehitro. Prav tako **ne moremo natančno določiti njihovega položaja** v elektronski ovojnici. Lahko pa določimo **verjetnost**, s katero se elektron nahaja v določenem prostoru okoli jedra. **Atomska orbitala je prostor okoli jedra atoma, v katerem se s 95 % verjetnostjo nahaja elektron.**

Oglejmo si primer. Vodikov atom ima v elektronski ovojnici le en elektron. Orbitalo, v kateri se nahaja ta elektron, imenujemo **1s orbitala**. 1s orbitala je torej prostor, v katerem se vodikov elektron nahaja s 95 % verjetnostjo. Če bi lahko zasledovali gibanje vodikovega elektrona, bi ugotovili, da se 95 % časa nahaja znotraj orbitale, 5 % časa pa zunaj nje.

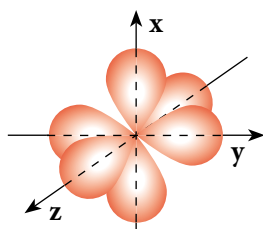
Orbitala 1s je le ena od mnogih orbital. V njej se lahko nahajata največ dva elektrona. Za razporejanje večjega števila elektronov moramo spoznati še druge orbitale.

Orbitale se razlikujejo po vrsti (obliki), velikosti in usmerjenosti v prostoru. Poznamo **s-orbitale**, **p-orbitale**, **d-orbitale** in **f-orbitale**, ki se razlikujejo v obliki. Oglejmo si nekaj primerov.

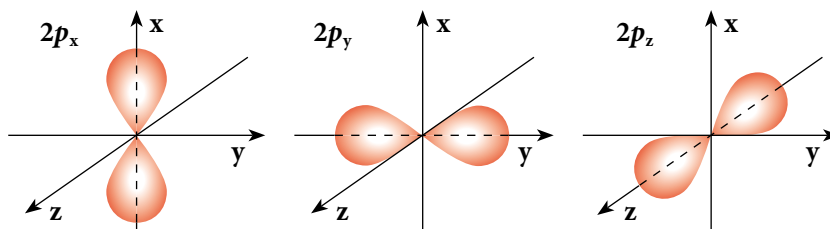
S-orbitale imajo kroglasto obliko. 1s orbitala je manjša kot 2s orbitala in ta manjša kot 3s orbitala ...



P-orbitale imajo že bolj zapletene oblike. Razlikujejo se tudi po usmerjenosti v prostoru. Tako poznamo  $p_x$ ,  $p_y$  in  $p_z$  orbitale.



P-orbitale se razlikujejo po usmerjenosti v prostoru. Njihove smeri (osi) so pravokotne druga na drugo, označimo jih s črkami x, y in z.



Še bolj zapletenih oblik so d-orbitale in f-orbitale.

**Razporeditev elektronov po orbitalah imenujemo elektronska konfiguracija.** Elektroni so razporejeni po orbitalah v skladu z določenimi pravili. Spoznajmo tri bistvena pravila (**princip izgradnje**, **Paulijevo izključitveno načelo** in **Hundovo pravilo**), ki jih moramo upoštevati pri zapisu elektronskih konfiguracij.



## Princip izgradnje

Pri razporejanju elektronov moramo upoštevati vrstni red polnjenja orbital. **Elektroni najprej zasedejo orbitale z najmanjšo energijo.** Najmanjšo energijo ima  $1s$  orbitala, sledi ji  $2s$  orbitala itn. Vrstni red polnjenja orbital je:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s \dots$$

Navedeno zaporedje lahko razberemo iz oblike periodnega sistema, zato se ga ne bomo učili na pamet.

Periode

|   |    |    |    |
|---|----|----|----|
| 1 | 1s |    |    |
| 2 | 2s |    | 2p |
| 3 | 3s |    | 3p |
| 4 | 4s | 3d | 4p |
| 5 | 5s | 4d | 5p |
| 6 | 6s | 5d | 6p |
| 7 | 7s | 6d | 7p |

|            |    |
|------------|----|
| Lantanoidi | 4f |
| Aktinoidi  | 5f |

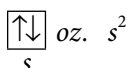
Iz prikazanega ogrodja periodnega sistema odberemo vrstni red polnjenja orbital tako, da vodoravno po periodah preberemo zapisane oznake orbital. Opazimo, da se številčne oznake  $s$ - in  $p$ -orbital ujemajo s periodami (npr.  $2s$  in  $2p$  orbitale so v drugi periodi). Številčne oznake  $d$ -orbital pa so vedno za ena manjše od periode (npr.  $3d$  orbitale so v četrti periodi).

Modro je obarvano  $s$ -področje periodnega sistema. Elementom v tem področju se zadnja polni navedena  **$s$ -orbitala**. Podobno velja tudi za  **$p$ -področje**,  **$d$ -področje** in  **$f$ -področje**. Elementov v  $f$ -področju ne bomo obravnavali.

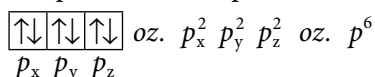
## Paulijevo izključitveno načelo

Leta 1924 je Wolfgang Pauli (Nobelova nagrada za fiziko leta 1945) ugotovil, da sta v **vsaki orbitali lahko največ dva elektrona**. Ta dva elektrona imata **nasprotna spina**, kar pogosto prikažemo s puščicama v nasprotnih smereh  $\uparrow$  in  $\downarrow$ . Dvojici elektronov z nasprotnima spinoma pravimo tudi **elektronski par**.

Iz strukture periodnega sistema je razvidno, da  $s$ -področje v posamezni periodi obsega dva elementa. Ker sta lahko v vsaki orbitali po dva elektrona, to pomeni **eno  $s$ -orbitalo**, kar lahko prikažemo z zapisom:

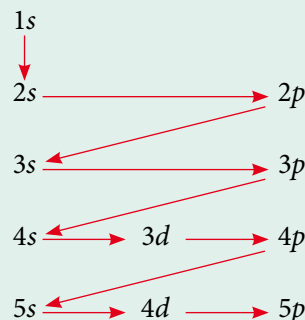


Drugače je pri  $p$ -področju, ki obsega po šest elementov v posamezni periodi. Ker sta lahko v vsaki orbitali dva elektrona, to pomeni **tri  $p$ -orbitale** (imenujemo jih  $p_x$ ,  $p_y$  in  $p_z$ , ker se razlikujejo v **usmerjenosti v prostoru**), kar lahko prikažemo z zapisom:

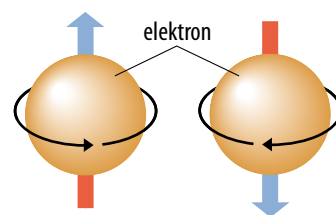


**Bodite pozorni na oznake možnih orbital.  $1p$  orbitale niso možne. Prav tako tudi ne  $1d$  in  $2d$  orbitale.**

Vrstni red polnjenja orbital lahko razberemo iz periodnega sistema:



Wolfgang Pauli (1900–1958) je leta 1945 prejel Nobelovo nagrado za fiziko.

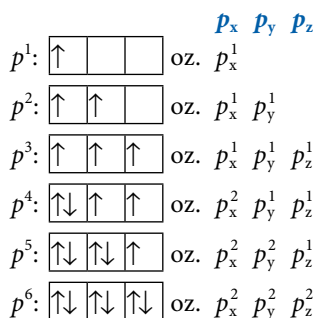


Elektron lahko zavzame eno od dveh možnih stanj (smeri) spina. Poenostavljeno si lahko predstavljamo elektron kot nabito kroglo, ki se vrte okoli svoje osi. Tak vrteči se naboj ustvarja magnetno polje. Spina v nasprotnih smereh ustvarjata nasprotno usmerjeni magnetni polji. Elektrona v isti orbitali imata nasprotna spina. To pogosto prikažemo s puščicama v nasprotnih smereh  $\uparrow$  in  $\downarrow$ .

**Tudi naš planet Zemlja ima spin. Posledica vrtenja Zemlje okoli lastne osi je menjavanje dneva in noči.**

## 2.4 Elektronska ovojnica

**D-orbitale** imajo oznake  $d_{x^2-y^2}$ ,  $d_{z^2}$ ,  $d_{xy}$ ,  $d_{yz}$ ,  $d_{xz}$ , a teh oznak pri zapisovanju elektronskih konfiguracij ne bomo uporabljali. V *f*-področju je po 14 elementov v posamezni periodi, kar pomeni sedem *f*-orbital. Elementov z elektroni v teh orbitalah ne bomo obravnavali.



**Način razporejanja elektronov v *p*-orbitalah v skladu s Hundovim pravilom.**

Orbitale  $p_x$ ,  $p_y$  in  $p_z$  imajo enako energijo. Pri polnjenju *p*-orbital upoštevamo Hundovo pravilo, ni pa pomembno, katera od njih nosi elektron. Elektronsko konfiguracijo bora bi tako lahko zapisali tudi:  $1s^2 2s^2 2p_x^1$  ali  $1s^2 2s^2 2p_z^1$ .

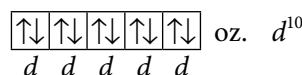
Število elektronov

H: 1s

Simbol orbitale (energijski nivo 1 in vrsta orbitale s)

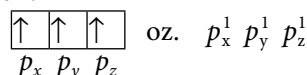
Elektronska konfiguracija vodika. V 1s orbitali se nahaja en elektron.

V *d*-področju je po 10 elementov v posamezni periodi, torej **pet *d*-orbital**. Pet *d*-orbital z 10 elektroni lahko prikažemo z zapisom:



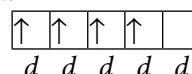
## Hundovo pravilo

Leta 1925 je nemški fizik Friedrich Hund (1896–1997) ugotovil, da **elektroni zasedejo energijsko enakovredne orbitale posamično**. Povedano drugače: vsako energijsko enakovredno orbitalo zasede najprej po en elektron; orbitala se lahko zapolni z drugim elektronom šele potem, ko je v vseh energijsko enakovrednih orbitalah po en elektron. Na primer trije elektroni se v *p*-orbitalah razporedijo tako, da je v vsaki *p*-orbitali po en elektron:



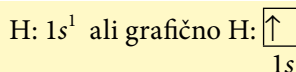
Razporeditev  $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \\ \hline \end{array}$  oz.  $p_x^2 p_y^1$  je napačna.

Podobno velja tudi za polnjenje *d*-orbital. Štirje elektroni se v petih *d*-orbitalah razporedijo tako, da je v vsaki *d*-orbitali po en elektron. Ena *d*-orbitala pa ostane prazna.



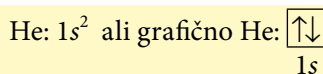
## Primeri elektronskih konfiguracij

Vodik H ima le en elektron v 1s orbitali. Elektronsko konfiguracijo vodika zapišemo na naslednji način:

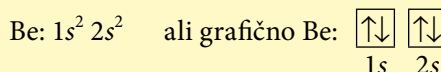
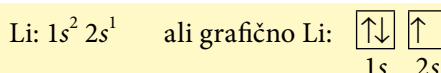


Številka desno nad simbolom orbitale (npr.  $s^1$ ), predstavlja število elektronov v tej orbitali. Zapis  $1s^1$  izgovarjamo »ena es ena«.

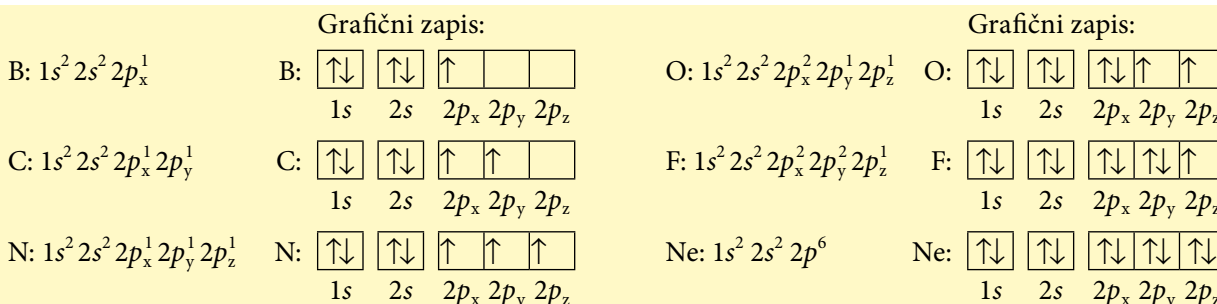
Helij He ima dva elektrona v 1s orbitali.



Litij Li in berilij Be imata elektrone tudi v 2s orbitali.



Elementi od bora do neona imajo elektrone tudi v 2p orbitalah.



Pri neonu so vse tri *p*-orbitale polno zasedene, zato smo oznake usmerjenosti teh orbital izpustili in namesto  $2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$  napisali kar  $2p^6$ .

Na koncu tega poglavja so napisane elektronske konfiguracije prvih 55 elementov. Pri nekaterih elementih *d*-področja lahko ugotovimo odstopanja, s katerimi pa se ne bomo ukvarjali.

Omenimo še **krajši način zapisa elektronske konfiguracije**. Predvsem pri višjih elementih postane zapis elektronske konfiguracije dolg in nepregleden. Namesto daljšega zapisa uporabimo **krajši način zapisa** oz. **zapis s konfiguracijo žlahtnega plina**. Pri tem zapisu del elektronske konfiguracije zapišemo s **simbolom žlahtnega plina v oglatem oklepaju**, preostale orbitale pa v običajni obliki. V zapisu uporabimo tisti žlahtni plin (element VIII. skupine periodnega sistema), ki se nahaja v periodi pred obravnavanim elementom.

Oglejmo si elektronsko konfiguracijo galija Ga.

Daljši način:

Ga:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

*Ta del je enak elektronski konfiguraciji argona.*

Krajši način:

Ga:  $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^1$

Galij je element 4. periode. Žlahtni plin 3. periode je argon Ar, njegova elektronska konfiguracija je  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ . Del elektronske konfiguracije galija je enak elektronski konfiguraciji argona.

Elektronska konfiguracija galija, zapisana na krajši način, vsebuje simbol argona v oglatem oklepaju in simbole preostalih orbital.

Spoznajmo še pojma **elektronska lupina** in **elektronska podlupina**. Elektronska lupina je del elektronske ovojnice atoma, v kateri imajo elektroni podobno energijo. Povedano drugače: v posamezno lupino uvrščamo orbitale s podobno energijo. To so orbitale z enakim vodilnim številom (npr. v drugi lupini so orbitale  $2s$  in  $2p$ ). Prvo lupino včasih označujemo s črko K, drugo lupino s črko L, tretjo lupino s črko M itn. V posamezno elektronsko podlupino pa uvrščamo orbitale z enako energijo (npr. v podlupini  $2p$  so orbitale  $2p_x$ ,  $2p_y$  in  $2p_z$ ).

V spodnji preglednici so zbrani podatki o možnih podlupinah, orbitalah in največjem možnem številu elektronov.

| Lupina | Podlupine      | Orbitale                                                        | Največje možno štev. elektronov |
|--------|----------------|-----------------------------------------------------------------|---------------------------------|
| 1. (K) | 1s             | 1s                                                              | 2                               |
| 2. (L) | 2s, 2p         | 2s, $2p_x$ , $2p_y$ , $2p_z$                                    | 8                               |
| 3. (M) | 3s, 3p, 3d     | 3s, $3p_x$ , $3p_y$ , $3p_z$ , pet 3d orbital                   | 18                              |
| 4. (N) | 4s, 4p, 4d, 4f | 4s, $4p_x$ , $4p_y$ , $4p_z$ , pet 4d orbital, sedem 4f orbital | 32                              |

Preberimo podatke v preglednici. Prva lupina ima oznako K, v njej je podlupina 1s, v tej podlupini pa ena orbitala 1s. V prvi lupini sta lahko največ 2 elektrona. Druga lupina ima oznako L, v njej sta podlupini 2s in 2p, v teh podlupinah pa ena orbitala 2s in tri orbitale 2p. V drugi lupini je lahko največ 8 elektronov itn.

Iz elektronske konfiguracije lahko razberemo tudi število **samskih (neparnih) elektronov**. To so elektroni, ki se znotraj posamezne orbitale ne nahajajo v obliki elektronskega para, temveč so v njih posamično.



Nemški fizik Friedrich Hund je znan po svojem delu na področju atomske fizike. (Sliko je omogočil njegov sin Gerhard Hund.)



Priložnostni srebrnik ob stoletnici odkritja polonija in radija. Njuna odkriteljica Marie Curie Skłodowska je bila po rodu Poljakinja. Elektronska konfiguracija polonija na kovancu je napačna.

**V vsaki orbitali sta lahko največ dva elektrona. Največje možno število elektronov v posamezni lupini je tako dvokratnik števila orbital te lupine.**

## 2.4 Elektronska ovojnica

Rešimo nalogo, v kateri bomo uporabili pridobljeno znanje.

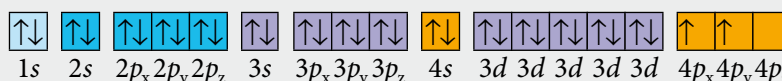
**Naloga:**

Napišite elektronsko konfiguracijo germanija Ge na daljši in krajši način ter grafično s puščicami. Ugotovite število lupin, podlupin in orbital, ki jih zasedajo elektroni v osnovnem stanju atoma germanija. Koliko je samskih (neparnih) elektronov?

**Odgovor:** Elektronska konfiguracija na daljši način:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p_x^1 4p_y^1$

Elektronska konfiguracija na krajši način:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p_x^1 4p_y^1$

Grafični zapis:

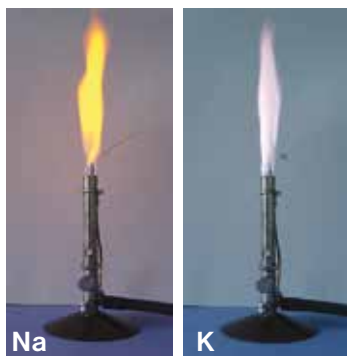


Število lupin: 4 (zaradi nazornosti so v grafičnem zapisu področja posameznih lupin različno obarvana)

Število podlupin: 8 (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p)

Število orbital: 17 (ena 1s, ena 2s, tri 2p, ena 3s, tri 3p, ena 4s, pet 3d, dve 4p)

Število samskih (neparnih) elektronov: 2 (v dveh 4p orbitalah)



Prisotnost določenega elementa v vzorcu značilno obarva plamen. Rumena barva je značilna za natrij, vijolična pa za kalij. Obarvanje plamena je posledica elektronskih prehodov med različnimi energijskimi stanji.

Opišimo še izraza **osnovno stanje** in **vzbujeno stanje** atoma. **Osnovno stanje** atoma je energijsko najbolj ugodno stanje, v katerem se lahko nahaja atom določenega elementa. To pomeni, da se elektroni nahajajo v energijsko najbolj ugodnih (najnižjih) orbitalah. Če atomu dovedemo energijo (npr. s segrevanjem), pa lahko elektroni preidejo v višje orbitale. To stanje imenujemo **vzbujeno stanje** atoma. Vzbujeno stanje atoma je energijsko manj ugodno kot osnovno stanje. V vzbujenem stanju se elektroni nahajajo v energijsko manj ugodnih (višjih) orbitalah. Oglejmo si primer.

**Osnovno stanje vodikovega atoma:**  $1s^1$

**Vzbujeno stanje vodikovega atoma:**  $5s^1$

Navedeno vzbujeno stanje je le eno od možnih. Elektron lahko preide tudi v druge orbitale. Vzbujeno stanje ni stabilno. V njem se elektron zadrži le kratek čas. Pri prehodu iz vzbujenega stanja v osnovno stanje (iz orbitale z višjo energijo na orbitalo z nižjo energijo) elektron odda energijo v obliki svetlobe.

**Atomska orbitala je prostor okoli jedra atoma, v katerem se s 95 % verjetnostjo nahaja elektron. Razporeditev elektronov po orbitalah imenujemo elektronska konfiguracija.**

Elektronske konfiguracije prvih 55 elementov:

| Vrstno število | Simbol elementa | Elektronska konfiguracija na daljši način | Elektronska konfiguracija na krajši način |
|----------------|-----------------|-------------------------------------------|-------------------------------------------|
| 1              | H               | $1s^1$                                    | $1s^1$                                    |
| 2              | He              | $1s^2$                                    | $1s^2$                                    |
| 3              | Li              | $1s^2 2s^1$                               | $[\text{He}] 2s^1$                        |
| 4              | Be              | $1s^2 2s^2$                               | $[\text{He}] 2s^2$                        |
| 5              | B               | $1s^2 2s^2 2p^1$                          | $[\text{He}] 2s^2 2p^1$                   |
| 6              | C               | $1s^2 2s^2 2p^2$                          | $[\text{He}] 2s^2 2p^2$                   |
| 7              | N               | $1s^2 2s^2 2p^3$                          | $[\text{He}] 2s^2 2p^3$                   |

## 2.4 Elektronska ovojnica

| Vrstno število | Simbol elementa | Elektronska konfiguracija na daljši način                           | Elektronska konfiguracija na krajši način |
|----------------|-----------------|---------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------|
| 8              | O               | $1s^2 2s^2 2p^4$                                                    | [He] $2s^2 2p^4$                          |
| 9              | F               | $1s^2 2s^2 2p^5$                                                    | [He] $2s^2 2p^5$                          |
| 10             | Ne              | $1s^2 2s^2 2p^6$                                                    | [He] $2s^2 2p^6$                          |
| 11             | Na              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$                                               | [Ne] $3s^1$                               |
| 12             | Mg              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$                                               | [Ne] $3s^2$                               |
| 13             | Al              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$                                          | [Ne] $3s^2 3p^1$                          |
| 14             | Si              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$                                          | [Ne] $3s^2 3p^2$                          |
| 15             | P               | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$                                          | [Ne] $3s^2 3p^3$                          |
| 16             | S               | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$                                          | [Ne] $3s^2 3p^4$                          |
| 17             | Cl              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$                                          | [Ne] $3s^2 3p^5$                          |
| 18             | Ar              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$                                          | [Ne] $3s^2 3p^6$                          |
| 19             | K               | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$                                     | [Ar] $4s^1$                               |
| 20             | Ca              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$                                     | [Ar] $4s^2$                               |
| 21             | Sc              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$                                | [Ar] $4s^2 3d^1$                          |
| 22             | Ti              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$                                | [Ar] $4s^2 3d^2$                          |
| 23             | V               | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$                                | [Ar] $4s^2 3d^3$                          |
| 24             | Cr              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$                                | [Ar] $4s^1 3d^5$                          |
| 25             | Mn              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$                                | [Ar] $4s^2 3d^5$                          |
| 26             | Fe              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$                                | [Ar] $4s^2 3d^6$                          |
| 27             | Co              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$                                | [Ar] $4s^2 3d^7$                          |
| 28             | Ni              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$                                | [Ar] $4s^2 3d^8$                          |
| 29             | Cu              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$                             | [Ar] $4s^1 3d^{10}$                       |
| 30             | Zn              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$                             | [Ar] $4s^2 3d^{10}$                       |
| 31             | Ga              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$                        | [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^1$                  |
| 32             | Ge              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$                        | [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^2$                  |
| 33             | As              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$                        | [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$                  |
| 34             | Se              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$                        | [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$                  |
| 35             | Br              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$                        | [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$                  |
| 36             | Kr              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$                        | [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^6$                  |
| 37             | Rb              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$                   | [Kr] $5s^1$                               |
| 38             | Sr              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$                   | [Kr] $5s^2$                               |
| 39             | Y               | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$              | [Kr] $5s^2 4d^1$                          |
| 40             | Zr              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$              | [Kr] $5s^2 4d^2$                          |
| 41             | Nb              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^4$              | [Kr] $5s^1 4d^4$                          |
| 42             | Mo              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$              | [Kr] $5s^1 4d^5$                          |
| 43             | Tc              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5$              | [Kr] $5s^2 4d^5$                          |
| 44             | Ru              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^7$              | [Kr] $5s^1 4d^7$                          |
| 45             | Rh              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^8$              | [Kr] $5s^1 4d^8$                          |
| 46             | Pd              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$                | [Kr] $4d^{10}$                            |
| 47             | Ag              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$           | [Kr] $5s^1 4d^{10}$                       |
| 48             | Cd              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$           | [Kr] $5s^2 4d^{10}$                       |
| 49             | In              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$      | [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^1$                  |
| 50             | Sn              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$      | [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^2$                  |
| 51             | Sb              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$      | [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^3$                  |
| 52             | Te              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$      | [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^4$                  |
| 53             | I               | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$      | [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$                  |
| 54             | Xe              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$      | [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^6$                  |
| 55             | Cs              | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$ | [Xe] $6s^1$                               |

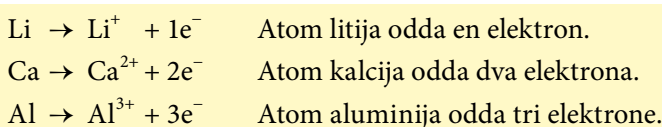


## 2.5 Ionizacijska energija

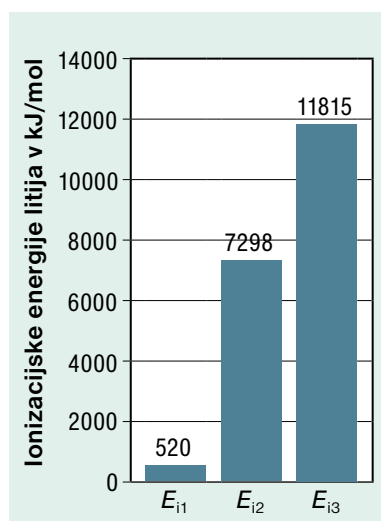
### Koliko energije potrebujemo za nastanek kationov?

#### Nastanek kationov

Atomom lahko odstranimo elektrone, če dovedemo zadostno količino energije (npr. s segrevanjem). Pri tem iz atoma nastane pozitivni ion – kation. Spremembo, pri kateri nastanejo ioni, imenujemo **ionizacija**. Oglejmo si nekaj primerov.



Nekatera literatura uporablja za označevanje ionizacijske energije zapis IE namesto  $E_i$ .



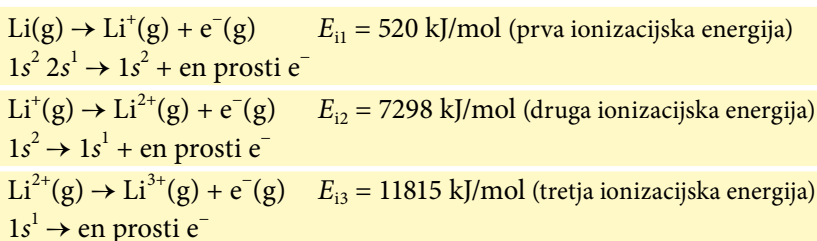
Ionizacijske energije litija. Prva ionizacijska energija je najmanjša.

Najšibkeje je vezan elektron, ki je najbolj oddaljen od jedra. To je elektron, ki se nahaja v zadnji orbitali. Prva ionizacijska energija je torej povezana z oddajanjem elektrona iz zadnje orbitale.

Atomu lahko odstranimo enega ali več elektronov, kar je odvisno od količine dovedene energije. Tudi atomu litija lahko odstranimo več kot le en elektron (lahko tudi vse tri elektrone).

**Ionizacijska energija  $E_i$  je energija, ki je potrebna za odstranitev enega elektrona iz atoma ali iona plinastega elementa v njegovem osnovnem stanju.** Za odstranitev prvega (najšibkeje vezanega) elektrona potrebujemo t. i. **prvo ionizacijsko energijo  $E_{i1}$** , za odstranitev drugega elektrona **drugo ionizacijsko energijo  $E_{i2}$**  itn. Odstranitev elektrona iz atoma je **endotermen proces** (energijo je potrebno dovesti), zato imajo ionizacijske energije pozitivne vrednosti. Čim težje je odstraniti elektron, tem večja je ionizacijska energija. Oglejmo si primer.

Litij ima tri elektrone, zato ima tudi tri vrednosti ionizacijskih energij. Vsaka ionizacijska energija je vezana na določeno ionizacijo.



Primerjava kaže, da ionizacijske energije za posamezen element naraščajo. Za odstranitev prvega elektrona, ki je najbolj oddaljen od pozitivnega jedra in ga zato jedro tudi najmanj privlači, je potrebno najmanj energije. V primeru litija je to elektron v 2s orbitali. Za odstranitev nadaljnjih elektronov pa potrebujemo vse več energije, ker pozitivno jedro vse bolj privlači preostale elektrone.

Kaj ugotovimo s primerjanjem navedenih ionizacijskih energij litija? Že med prvo in drugo ionizacijsko energijo je ogromna razlika ( $7298 \text{ kJ/mol} - 520 \text{ kJ/mol} = 6778 \text{ kJ/mol}$ ). Nastanek iona  $\text{Li}^{2+}$  je energijsko bistveno bolj zahteven proces kot nastanek iona  $\text{Li}^+$ . Visoka potrebna energija za nastanek iona  $\text{Li}^{2+}$  je tudi vzrok, da litij običajno odda le en elektron in tvori le ione z nabojem 1+. Ion  $\text{Li}^{4+}$  pa sploh ni možen, ker ima litij le tri elektrone.

Rešimo nalogo, v kateri bomo uporabili osvojeno znanje.

**Naloga:**

Navedene so ionizacijske energije neznanega elementa X. Napišite simbol iona tega elementa in formuli njegovih spojin s klorom in z žveplom. Koliko energije je potrebno za ionizacijo 1 mol atomov tega elementa v njegove običajne ione?

Ionizacijske energije:  $E_{i1} = 738 \text{ kJ/mol}$ ,  $E_{i2} = 1451 \text{ kJ/mol}$ ,  $E_{i3} = 7733 \text{ kJ/mol}$ ,  $E_{i4} = 10543 \text{ kJ/mol}$

**Odgovor:**

Prva izjemno velika razlika se pojavi med drugo in tretjo ionizacijsko energijo ( $7733 \text{ kJ/mol}$  je bistveno več kot  $1451 \text{ kJ/mol}$ ). Sklepamo, da element X običajno odda le dva elektrona, saj bi za oddajo tretjega potreboval bistveno več energije. Element X torej tvori ione z nabojem  $2+$  oz. spojine, v katerih ima oksidacijsko število  $+2$ .

**Simbol iona:**  $X^{2+}$

**Formula spojine s klorom:**  $XCl_2$

**Formula spojine z žveplom:**  $XS$

**Za ionizacijo 1 mol atomov tega elementa v njegove običajne ione  $X^{2+}$  je potrebno:**

$$738 \text{ kJ} + 1451 \text{ kJ} = 2189 \text{ kJ}$$

**Opomba:** Vrsto elementa bi lahko ugotovili iz dodatnega podatka, da gre za element tretje periode periodnega sistema. Element tretje periode periodnega sistema, ki tvori ione z nabojem  $2+$ , je magnezij.

V spodnji preglednici so navedene ionizacijske energije prvih dvanajstih elementov v kJ/mol.

| Ime in simbol elementa | $E_{i1}$ | $E_{i2}$ | $E_{i3}$ | $E_{i4}$ | $E_{i5}$ |
|------------------------|----------|----------|----------|----------|----------|
| Vodik, H               | 1312     | /        | /        | /        | /        |
| Helij, He              | 2372     | 5250     | /        | /        | /        |
| Litij, Li              | 520      | 7298     | 11815    | /        | /        |
| Berilij, Be            | 899      | 1757     | 14849    | 21007    | /        |
| Bor, B                 | 801      | 2427     | 3660     | 25026    | 32827    |
| Ogljik, C              | 1086     | 2353     | 4620     | 6223     | 37831    |
| Dušik, N               | 1402     | 2856     | 4578     | 7475     | 9445     |
| Kisik, O               | 1314     | 3388     | 5300     | 7469     | 10989    |
| Fluor, F               | 1681     | 3374     | 6050     | 8408     | 11023    |
| Neon, Ne               | 2081     | 3952     | 6122     | 9371     | 12177    |
| Natrij, Na             | 496      | 4562     | 6910     | 9543     | 13354    |
| Magnezij, Mg           | 738      | 1451     | 7733     | 10543    | 13630    |

Oglejmo si še, kako se prve ionizacijske energije spreminjajo glede na položaj elementa v periodnem sistemu.

Iz preglednice na naslednji strani je razvidno, da se prve ionizacijske energije elementov glavnih skupin po periodi desno večajo, po skupini navzdol pa manjšajo. Ionizacijske energije nekaterih elementov sicer odstopajo od tega opažanja, a se s temi posebnostmi ne bomo ukvarjali.

## 2.5 Ionizacijska energija

Prve ionizacijske energije elementov glavnih skupin prvih šestih period.

Številčne vrednosti predstavljajo ionizacijske energije v kJ/mol.

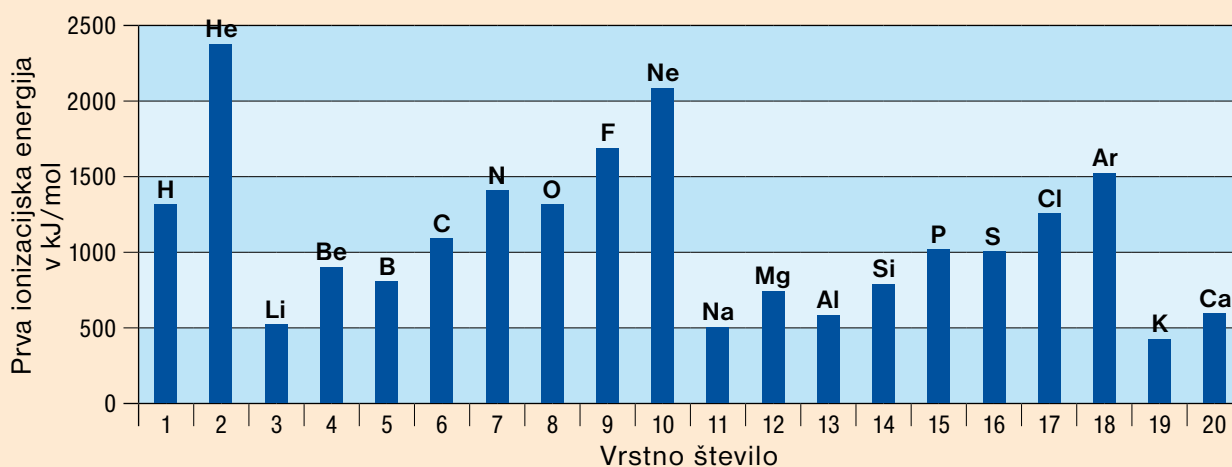
Prve ionizacijske energije se po periodi desno večajo.

Prve ionizacijske energije se po skupini navzdol manjšajo.

|           |           |           |           |           |           |            |            |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|
| H<br>1312 |           |           |           |           |           |            | He<br>2372 |
| Li<br>520 | Be<br>899 | B<br>801  | C<br>1086 | N<br>1402 | O<br>1314 | F<br>1681  | Ne<br>2081 |
| Na<br>496 | Mg<br>738 | Al<br>578 | Si<br>786 | P<br>1012 | S<br>1000 | Cl<br>1251 | Ar<br>1521 |
| K<br>419  | Ca<br>590 | Ga<br>579 | Ge<br>762 | As<br>947 | Se<br>941 | Br<br>1140 | Kr<br>1351 |
| Rb<br>403 | Sr<br>550 | In<br>558 | Sn<br>709 | Sb<br>834 | Te<br>869 | I<br>1008  | Xe<br>1170 |
| Cs<br>376 | Ba<br>503 | Tl<br>589 | Pb<br>716 | Bi<br>703 | Po<br>812 | At<br>920  | Rn<br>1037 |

Periodičnost spreminjanja prvih ionizacijskih energij je razvidna tudi iz naslednjega diagrama.

Prve ionizacijske energije prvih dvajsetih elementov



V diagramu je lepo razvidno spreminjanje prve ionizacijske energije elementov v isti periodi periodnega sistema. Žlahtni plini (elementi VIII. skupine) imajo največjo, alkalijske kovine (elementi I. skupine) pa najmanjšo prvo ionizacijsko energijo znotraj iste periode.

Elektron je tem lažje odstraniti, čim bolj je oddaljen od jedra. Pri večjih atomih se elektroni nahajajo v višjih orbitalah in so tako dlje od jedra. Zato jih jedro manj privlači in jih je lažje odstraniti, njihove ionizacijske energije pa so manjše.

V naslednjem poglavju bomo spoznali, da se ionizacijske energije elementov spreminjajo ravno nasprotno kot velikosti atomov.

**Ionizacijska energija  $E_i$**  je energija, ki je potrebna za odstranitev enega elektrona iz atoma ali iona plinastega elementa v njegovem osnovnem stanju. Odstranitev elektrona iz atoma je endotermen proces, ionizacijske energije imajo pozitivne vrednosti. Prve ionizacijske energije se po skupini navzdol manjšajo, po periodi desno pa večajo.

## 2.6 Atomski in ionski polmeri

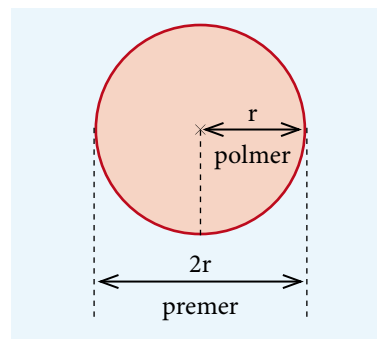
### Kako se spreminjajo atomski in ionski polmeri?

#### Velikost atoma

Atomi imajo določeno velikost. Velikost atomov izražamo z **atomskimi polmeri** ali **radiji**. Atomski polmeri se periodično spreminjajo. Iz položaja v periodnem sistemu lahko predvidimo, kateri element ima večje atome. Pri elementih glavnih skupin periodnega sistema se **atomski polmeri po skupini navzdol večajo, po periodi desno pa manjšajo**.

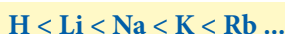
Tako je npr. litijev atom večji kot vodikov atom (litij se nahaja v drugi, vodik pa v prvi periodi). Litijev atom je tudi večji kot berilijev atom (litij se nahaja v prvi, berilij pa v drugi skupini iste periode).

Atomski polmeri po skupini navzdol naraščajo, ker elektroni zasedajo orbitale, ki so vse bolj oddaljene od jedra. Atom litija je večji kot atom vodika, ker en litijev elektron zaseda tudi 2s orbitalo, vodikov elektron pa le 1s orbitalo. Podobno je natrijev atom še večji, ker njegov elektron zaseda tudi 3s orbitalo.



Polmer in premer

Oglejte si diagram spreminjanja atomskih polmerov na strani 37.



Atomski polmeri elementov glavnih skupin prvih petih period.  
Številčne vrednosti predstavljajo atomske polmere v pikometrih ( $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$ ).

Atomski polmeri se po periodi desno manjšajo.

|                                               |         |         |         |         |         |         |         |         |  |
|-----------------------------------------------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|--|
| Atomski polmeri se po skupini navzdol večajo. |         |         |         |         |         |         |         |         |  |
|                                               | H, 37   |         |         |         |         |         |         | He, 31  |  |
|                                               | Li, 152 | Be, 111 | B, 80   | C, 77   | N, 74   | O, 73   | F, 72   | Ne, 71  |  |
|                                               | Na, 186 | Mg, 160 | Al, 143 | Si, 118 | P, 110  | S, 103  | Cl, 100 | Ar, 98  |  |
|                                               | K, 227  | Ca, 197 | Ga, 125 | Ge, 122 | As, 120 | Se, 119 | Br, 114 | Kr, 112 |  |
|                                               | Rb, 248 | Sr, 215 | In, 167 | Sn, 140 | Sb, 140 | Te, 142 | I, 133  | Xe, 131 |  |

Atomski polmeri se po periodi desno manjšajo, ker ima z naraščajočim vrstnim številom jedro vse bolj pozitiven naboj in zato vse bolj privlači elektrone iste lupine. Litij in berilij imata elektrone v enakih (1s in 2s) orbitalah, a ima jedro berilijevega atoma zaradi večjega števila protonov ( $4 p^+$ ) bolj pozitiven naboj kot jedro litijevega atoma ( $3 p^+$ ) in zato bolj privlači elektrone. Berilijevi elektroni so zaradi večjega privlaka bližje jedru, zato je berilijev atom manjši.

Ker obstajajo različni pristopi do ugotavljanja velikosti atoma, se tudi podatki v literaturi razlikujejo.

## 2.6 Atomski in ionski polmeri

Za navajanje atomskega polmera včasih uporabljamo tudi drugačno dolžinsko enoto – ångström, označena Å.

$$1\text{Å} = 10^{-10}\text{ m}$$

Enota je imenovana po švedskem fiziku in astronomu Andersu Jonasu Ångströmu (1814–1874).

Podobno je tudi borov atom manjši od berilijevega. Bor ima sicer en elektron v energijsko višji  $2p$  orbitali, a obe orbitali ( $2s$  in  $2p$ ) pripadata isti lupini.

$$\text{Li} > \text{Be} > \text{B} > \text{C} \dots$$

Iz prikazane slike pa je razvidno, da zapisano pravilo o spreminjanju atomskih polmerov ni povsem zanesljivo. Galijev atom je manjši od aluminijevega, čeprav bi iz položaja v periodnem sistemu pričakovali ravno nasprotno. Še več izjem najdemo v šesti periodi ter med prehodnimi elementi.

**Atomski polmeri se po skupini navzdol večajo, po periodi desno pa manjšajo.**

## Velikost iona

Ion se po velikosti razlikuje od atoma istega elementa. Velikost ionov izražamo z **ionskimi polmeri** ali **radiji**.

Podobno kot pri atomih tudi pri ionih ugotovimo, da njihova **velikost po skupini navzdol narašča**. Litijev ion  $\text{Li}^+$  je manjši kot natrijev ion  $\text{Na}^+$  in ta je manjši kot kalijev ion  $\text{K}^+$ .

$$\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+ \dots$$

Upoštevati moramo, da poznamo pozitivne ione (katione) in negativne ione (anione). V vseh primerih velja, da je **kation manjši kot atom istega elementa ter da je anion večji kot atom istega elementa**. Litijev ion  $\text{Li}^+$  je manjši kot litijev atom Li, fluoridni ion  $\text{F}^-$  pa je večji kot fluorov atom F.

$$\text{Li}^+ < \text{Li} ; \text{F}^- > \text{F}$$

**Ionski in atomski polmeri nekaterih elementov prve, druge, šeste in sedme glavne skupine štirih period. Številčne vrednosti predstavljajo ionske oz. atomske polmere v pikometrih ( $1\text{ pm} = 10^{-12}\text{ m}$ ).**

| I. skupina                                                                                                            | II. skupina                                                                                                              |  | VI. skupina                                                                                                              | VII. skupina                                                                                                            |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <br>$\text{Li}^+$ , 76    Li, 152  | <br>$\text{Be}^{2+}$ , 45    Be, 111  |  | <br>$\text{O}^{2-}$ , 140    O, 73    | <br>$\text{F}^-$ , 133    F, 72    |
| <br>$\text{Na}^+$ , 102    Na, 186 | <br>$\text{Mg}^{2+}$ , 66    Mg, 160  |  | <br>$\text{S}^{2-}$ , 184    S, 103   | <br>$\text{Cl}^-$ , 181    Cl, 100 |
| <br>$\text{K}^+$ , 151    K, 227   | <br>$\text{Ca}^{2+}$ , 100    Ca, 197 |  | <br>$\text{Se}^{2-}$ , 198    Se, 119 | <br>$\text{Br}^-$ , 196    Br, 114 |
| <br>$\text{Rb}^+$ , 161    Rb, 248 | <br>$\text{Sr}^{2+}$ , 126    Sr, 215 |  | <br>$\text{Te}^{2-}$ , 207    Te, 142 | <br>$\text{I}^-$ , 220    I, 133   |



V pozitivnih ionih je število elektronov manjše od števila protonov. Zato lahko pozitivni protoni v jedru bolj privlačijo negativne elektrone v elektronski ovojnici. Preostali elektroni so bližje jedru in pozitivni ion je zato manjši kot atom.

Primerjajmo polmera litijevega atoma in njegovega iona.

|                 | Polmer | Število protonov | Število elektronov | Elektronska konfiguracija |
|-----------------|--------|------------------|--------------------|---------------------------|
| Li              | 152 pm | 3                | 3                  | $1s^2 2s^1$               |
| Li <sup>+</sup> | 76 pm  | 3                | 2                  | $1s^2$                    |

Litijev ion Li<sup>+</sup> je veliko manjši kot litijev atom. V litijevem ionu je en elektron manj kot v litijevem atomu, zato trije protoni v jedru bolj učinkovito privlačijo preostala dva elektrona. Dodaten vzrok za tako veliko zmanjšanje polmera je tudi zmanjšanje števila zasedenih lupin. V litijevem atomu je zunanji elektron že v drugi lupini (večja orbitala 2s), v ionu pa zasedata elektrona le prvo lupino (manjša orbitala 1s).

V negativnih ionih je število elektronov večje od števila protonov. Zato pozitivni protoni v jedru ne morejo tako učinkovito privlačiti negativnih elektronov v elektronski ovojnici. Elektroni so bolj oddaljeni od jedra in negativni ion je zato večji kot atom.

Primerjajmo polmera kisikovega atoma in njegovega iona.

|                 | Polmer | Število protonov | Število elektronov | Elektronska konfiguracija |
|-----------------|--------|------------------|--------------------|---------------------------|
| O               | 73 pm  | 8                | 8                  | $1s^2 2s^2 2p^4$          |
| O <sup>2-</sup> | 140 pm | 8                | 10                 | $1s^2 2s^2 2p^6$          |

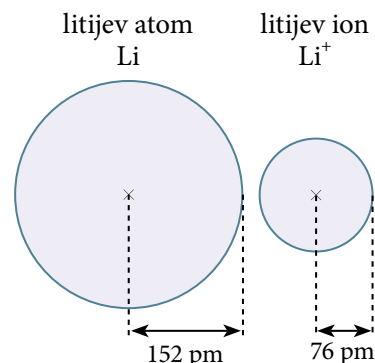
Oksidni ion O<sup>2-</sup> je veliko večji kot kisikov atom. V oksidnem ionu sta dva elektrona več kot v kisikovem atomu, zato osem protonov v jedru ne more tako učinkovito privlačiti večjega števila elektronov.

Primerjajmo še velikosti treh ionov, ki imajo enako število elektronov.

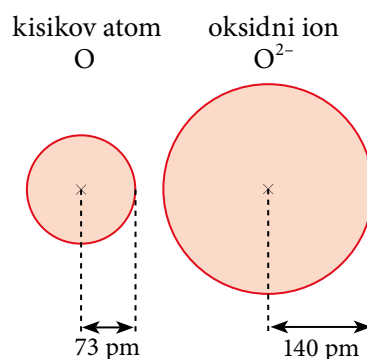
|                  | Polmer | Število protonov | Število elektronov |
|------------------|--------|------------------|--------------------|
| Na <sup>+</sup>  | 102 pm | 11               | 10                 |
| Mg <sup>2+</sup> | 66 pm  | 12               | 10                 |
| Al <sup>3+</sup> | 51 pm  | 13               | 10                 |

Natrijev, magnezijev in aluminijev ion imajo enako število elektronov. Pravimo, da so **izoelektronski**. Enako imajo tudi elektronsko konfiguracijo  $1s^2 2s^2 2p^6$ , ki se ujema z elektronsko konfiguracijo žlahtnega plina neona. V zapisani vrsti lahko ponovno opazimo, da na velikost ionov vpliva razmerje med številom protonov in elektronov. Aluminijev ion je med trojico ionov najmanjši, ker njegovih 13 protonov najbolj učinkovito privlači elektrone.

**Kation je manjši, anion pa večji kot atom istega elementa. Izoelektronski delci imajo enako število elektronov.**



Primerjava velikosti litijevega atoma in litijevega iona. Litijev ion je manjši kot litijev atom.



Primerjava velikosti kisikovega atoma in oksidnega iona. Oksidni ion je večji kot kisikov atom.

**Izoelektronski delci imajo enako število elektronov. Po 14 elektronov imajo npr. molekula dušika N<sub>2</sub>, molekula ogljikovega oksida CO in atom silicija Si. Navedeni delci imajo seveda tudi enako število protonov.**

## Zapomnim si

Atom je zgrajen iz atomskega jedra in elektronske ovojnice. V jedru se nahajajo protoni (oznaka  $p^+$ ) in nevtroni (oznaka  $n^0$ ), v elektronski ovojnici pa so elektroni (oznaka  $e^-$ ). Protoni imajo pozitiven naboj, elektroni negativnega, nevtroni pa so nevtralni. Atom je navzven električno nevtralen. Proton in nevtron imata približno enako maso, elektron pa je 1836-krat lažji od protona. Atomsko jedro je približno 100.000-krat manjše od atoma.

Vrstno ali atomsko število je enako številu protonov in številu elektronov v atomu. Vsak element ima svoje lastno vrstno število. Masno število je vsota števila protonov in števila nevtronov v atomu. Vrstno število običajno zapisujemo levo spodaj, masno število pa levo zgoraj ob simbolu elementa.

Izotopi so atomi istega elementa, ki se razlikujejo v številu nevtronov. Različne so tudi njihove fizikalne lastnosti, masna števila in razširjenost v naravi.

Relativno atomsko maso elementa lahko izračunamo, če poznamo razširjenost (delež) in relativne atomske mase posameznih izotopov.

Ioni so delci z električnim nabojem. Poznamo pozitivno nabite ione – katione, ki nastanejo z oddajanjem elektronov, in negativno nabite ione – anione, ki nastanejo s sprejemanjem elektronov. Elementi I. skupine periodnega sistema tvorijo ione z nabojem  $1+$ , elementi II. skupine periodnega sistema pa ione z nabojem  $2+$ . Elementi VII. skupine periodnega sistema tvorijo ione z nabojem  $1-$ , elementi VI. skupine periodnega sistema pa ione z nabojem  $2-$ . Nastali ioni imajo polno zasedene lupine, podobno kot atomi žlahtnih plinov. Žlahtni plini običajno ne tvorijo ionov.

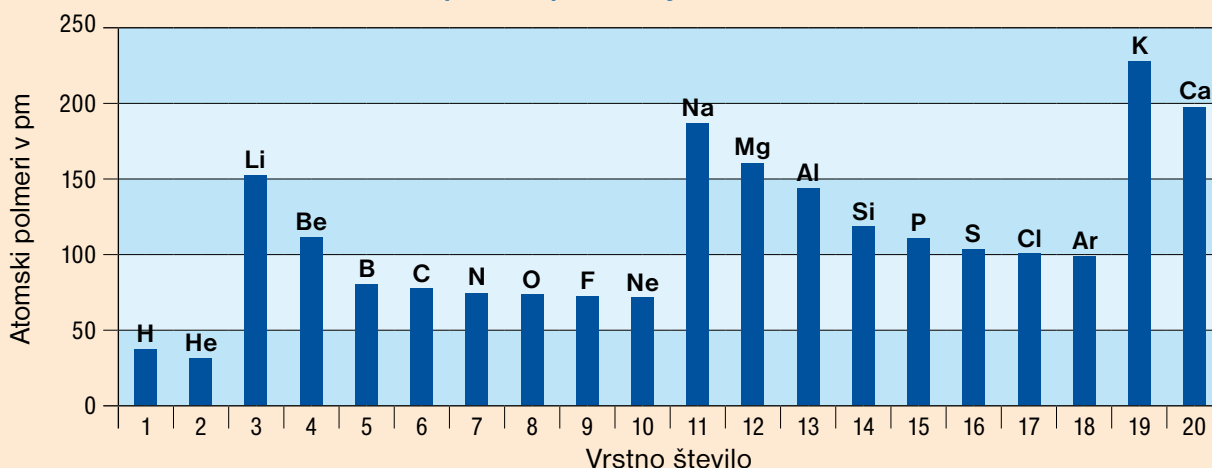
Atomska orbitala je prostor okoli jedra atoma, v katerem se s 95 % verjetnostjo nahaja elektron. Razporeditev elektronov po orbitalah imenujemo elektronska konfiguracija.

Ionizacijska energija  $E_i$  je energija, ki je potrebna za odstranitev enega elektrona iz atoma ali iona plinastega elementa v njegovem osnovnem stanju. Odstranitev elektrona iz atoma je endotermen proces, ionizacijske energije imajo pozitivne vrednosti. Prve ionizacijske energije se po skupini navzdol manjšajo, po periodi desno pa večajo.

Atomski polmeri se po skupini navzdol večajo, po periodi desno pa manjšajo.

Kation je manjši, anion pa večji kot atom istega elementa. Izoelektronski delci imajo enako število elektronov.

Atomski polmeri prvih dvajsetih elementov



# Vprašanja za utrjevanje znanja

## 2.1 Delci v atomu

1. Kaj je atom in kako je zgrajen?
2. Kateri delci v atomu imajo najmanjšo maso?
3. Kakšen je naboj delcev znotraj atoma?
4. Približno kolikokrat je atom večji kot atomsko jedro?
5. Glede na katero število so razporejeni elementi v periodnem sistemu?
6. Kaj predstavlja vrstno ali atomsko število?
7. Kako izračunamo masno število?
8. Kje ob simbolu elementa zapisujemo vrstno in kje masno število?
9. Atom iskanega elementa X ima v jedru 17 protonov in 20 nevtronov. Kateri element je X? Ugotovite njegovo vrstno število, masno število in število elektronov. Napišite simbol elementa z navedenim vrstnim in masnim številom. V kateri skupini in kateri periodi se nahaja element X?

## 2.2 Izotopi

1. Kaj so izotopi?
2. V čem se razlikujejo izotopi?
3. Opišite razlike med vodikovimi izotopi.
4. V naravi se nahajata le dva borova izotopa:  $^{10}\text{B}$  (v naravi ga je 19,91 %) in  $^{11}\text{B}$  (v naravi ga je 80,09 %). Relativna atomska masa borovega izotopa  $^{10}\text{B}$  znaša 10,0129, borovega izotopa  $^{11}\text{B}$  pa 11,0093. Izračunajte relativno atomsko maso bora in jo primerjajte z vrednostjo v periodnem sistemu.
5. V naravi se nahajata le dva litijeva izotopa. Relativna atomska masa litijevega izotopa  $^6\text{Li}$  znaša 6,0151, litijevega izotopa  $^7\text{Li}$  pa 7,0160. Relativna atomska masa litija je 6,941. Izračunajte razširjenost litijevih izotopov v naravi.

## 2.3 Ioni

1. Kaj so ioni in kako nastanejo?
2. Kako imenujemo pozitivno in kako negativno nabite ione?
3. V številu katerih delcev se ion razlikuje od atoma istega elementa?
4. Koliko protonov, elektronov in nevtronov se nahaja v ionih  $^{52}\text{Cr}^{3+}$ ,  $^{63}\text{Cu}^{2+}$ ,  $^{74}\text{Ge}^{4+}$ ,  $^{107}\text{Ag}^+$ ,  $^{78}\text{Se}^{2-}$  in  $^{79}\text{Br}^-$ ?

## 2.4 Elektronska ovojnica

1. Kaj je atomska orbitala?
2. Katere vrste (glede na obliko) orbital poznamo?
3. V čem se razlikujejo orbitale  $p_x$ ,  $p_y$  in  $p_z$ ?
4. Kaj je elektronska konfiguracija?
5. Pojasnite princip izgradnje, Paulijevo izključitveno načelo in Hundovo pravilo.
6. Napišite elektronsko konfiguracijo žvepla na daljši in krajši način ter grafično s puščicami. Ugotovite število lupin, podlupin in orbital, ki jih zasedajo elektroni v osnovnem stanju atoma žvepla. Koliko je samskih (neparnih) elektronov?
7. Pojasnite razliko med osnovnim in vzbujenim stanjem atoma.

## 2.5 Ionizacijska energija

1. Kaj je ionizacijska energija?
2. Kako se spreminjajo prve ionizacijske energije glede na lego elementov v periodnem sistemu?
3. Zakaj ima prva ionizacijska energija manjšo vrednost kot druga ionizacijska energija?
4. Zakaj sta v preglednici na str. 32 pri heliju navedeni le dve ionizacijski energiji ( $E_{i1}$  in  $E_{i2}$ )?
5. Navedene so ionizacijske energije neznanega elementa X. Napišite simbol iona tega elementa ter formuli njegovih spojin z bromom in s kisikom. ( $E_{i1} = 419 \text{ kJ/mol}$ ,  $E_{i2} = 3052 \text{ kJ/mol}$ ,  $E_{i3} = 4420 \text{ kJ/mol}$ ,  $E_{i4} = 5877 \text{ kJ/mol}$ ).

## 2.6 Atomski in ionski polmeri

1. Kako se spreminjajo atomski polmeri glede na položaj elementov v periodnem sistemu?
2. Zakaj je atom kalija večji kot atom natrija?
3. Zakaj je atom kalija večji kot atom kalcija?
4. Opredelite velikost iona v primerjavi z velikostjo atoma istega elementa.
5. Zakaj je natrijev ion manjši kot natrijev atom?
6. Zakaj je fluoridni ion večji kot fluorov atom?
7. Pojasnite izraz: »Delci so izoelektronski«.
8. Atom katerega elementa je izoelektronski z molekulo kisika  $\text{O}_2$ ?
9. Atom titana je izoelektronski z molekulo spojine  $\text{XO}_2$ . Napišite simbol elementa X.

# 3.

# Povezovanje delcev

## VSEBINA 3. POGLAVJA

- 3.1 - IMENOVANJE ELEMENTOV IN BINARNIH SPOJIN
- 3.2 - IONSKA IN KOVALENTNA VEZ
- 3.3 - STRUKTURA MOLEKUL
- 3.4 - ELEKTRONEGATIVNOST ELEMENTOV, POLARNOST SPOJIN
- 3.5 - MOLEKULSKE VEZI
- 3.6 - LASTNOSTI IN ZGRADBA TRDNIH SNOVI
- ZAPOMNIM SI
- VPRAŠANJA ZA UTRJEVANJE ZNANJA

## 3.1 Imenovanje elementov in binarnih spojin

### Koliko elementov poznamo in kako jih imenujemo?

#### Elementi so enostavne kemijsko čiste snovi

Človeštvu je že dolgo jasno, da obstajajo določene osnovne (elementarne) snovi. Take snovi imenujemo **elementi** oz. **prvine**. Iz elementov se s kemijskimi reakcijami ne da narediti drugih elementov, pa tudi ne enostavnejših snovi. Ugotavljanje, ali je neka snov element ali ne, je bilo za naše prednike vse prej kot lahko delo. Pogosto so za neko snov dolgo časa verjeli, da je element, pa se je kasneje izkazalo drugače.

Zlato, srebro in baker so elementi, ki jih je človeštvo poznalo že pred začetkom našega štetja. Nekateri elementi pa so bili odkriti šele pred nekaj desetletji.

Ob koncu osemnajstega stoletja je bilo kemikom znanih le 32 elementov. V devetnajstem stoletju pa je napredek v znanosti omogočil odkritje mnogih novih elementov in pojavila se je potreba po njihovem sistematičnem razporejanju. Leta 1869 je ruski kemik *Dimitrij Ivanovič Mendeljejev* (1834–1907) na osnovi kemijskih in fizikalnih lastnosti razporedil 62 tedaj poznanih elementov v preglednico, ki jo danes imenujemo **periodni sistem elementov**.

Koliko elementov pravzaprav poznamo? V naravi se nahaja 90 različnih elementov, nekatere pa so znanstveniki naredili umetno s t. i. jedrskimi reakcijami. V času pisanja tega učbenika je bilo 114 uradno potrjenih in imenovanih elementov.

**Element je čista snov, ki je s kemijsko reakcijo ne moremo pretvoriti v enostavnejše snovi. Zgrajena je iz istovrstnih atomov. Periodni sistem elementov je zasnoval ruski kemik Dimitrij Ivanovič Mendeljejev.**

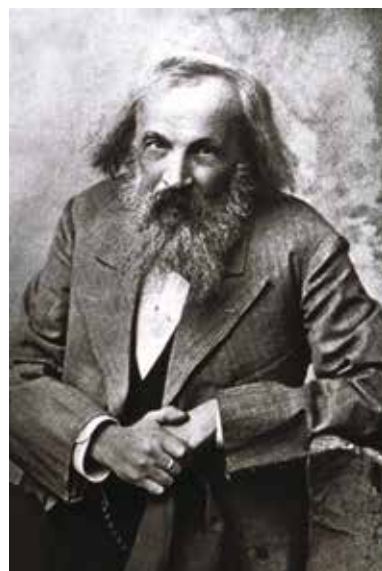
#### Imena in simboli elementov

Vsak element ima svoje **ime** in enočrkovni ali dvočrkovni **simbol**. Prvi element v periodnem sistemu je vodik, ki ima enočrkovni simbol H, drugi element pa je helij z dvočrkovnim simbolom He. V dvočrkovnih simbolih je prva črka vedno velika, druga pa majhna.

Simboli elementov so mednarodno dogovorjeni, zato iz slovenskih imen nekaterih elementov ne moremo preprosto uganiti njihovih simbolov. Simbol za kisik ni K, temveč O. Podobno simbol za dušik ni D, temveč N itn. Prav tako se simboli za žveplo, železo in živo srebro ne začnejo s črko Ž. Simboli elementov so izpeljani iz latinskih imen elementov. Vsi kemiki uporabljajo enake simbole. V preglednici na naslednji strani so navedeni nekateri elementi, katerih latinska in slovenska imena se bistveno razlikujejo.



Zlat kovanec. Alkimisti so skušali narediti zlato iz drugih elementov. S kemijskimi reakcijami tega ni mogoče narediti. Iz enega elementa je možno narediti povsem drugačen element, vendar ne s kemijskimi, temveč z jedrskimi reakcijami, o katerih pa v tem učbeniku ne bomo govorili.



Ruski kemik Dimitrij Ivanovič Mendeljejev (1834–1907) je prvi ustrezno razporedil elemente. Napovedal je obstoj treh takrat nepoznanih elementov. Po njem so element 101 poimenovali »mendelevij«.

## 3.1 Imenovanje elementov in binarnih spojin



Švedski kemik Jöns Jakob Berzelius (1779–1848) je uvedel preprost način označevanja elementov s simboli, ki ga uporabljamo še danes.

Ne

←

simbol  
elementa

Neon

←

ime  
elementa

Vsak element ima eno- ali dvočrkovni simbol in ime.

Izvor imen elementov je zelo raznolik. Nekateri so poimenovani po **zemljepisnih pojmi** (npr. francij, evropij, americij, kalifornij ...), po **bogovih** in **mitoloških bitjih** (npr. titan, vanadij, niobij ...), po **planetih in nebesnih telesih** našega osončja (npr. uran, neptunij, plutonij, cerij), po **znanstvenikih** (nobelij, mendelevij, ajnštajnij ...) idr.

Vsak jezik ima svoje posebnosti, zato se imena elementov v različnih jezikih včasih tudi precej razlikujejo. Kot zanimivost si oglejte preglednico, v kateri so imena za baker v štiriindvajsetih tujih jezikih.

**Vsak element ima svoj simbol in ime. Simboli elementov so mednarodno dogovorjeni.**

Izpeljava simbolov nekaterih elementov iz latinskih imen in slovenska imena:

| Latinsko ime | Simbol elementa | Slovensko ime |
|--------------|-----------------|---------------|
| argentum     | Ag              | srebro        |
| aurum        | Au              | zlato         |
| carboneum    | C               | ogljik        |
| cuprum       | Cu              | baker         |
| ferrum       | Fe              | železo        |
| hydrogenium  | H               | vodik         |
| hydrargyrum  | Hg              | živo srebro   |
| nitrogenium  | N               | dušik         |
| oxygenium    | O               | kisik         |
| plumbum      | Pb              | svinec        |
| sulfur       | S               | žveplo        |
| stibium      | Sb              | antimon       |
| stannum      | Sn              | kositer       |

Ime za baker v različnih jezikih:

| Jezik      | Ime za baker |
|------------|--------------|
| špansko    | cobre        |
| hrvaško    | bakar        |
| angleško   | copper       |
| rusko      | медь         |
| nizozemsko | Koper        |
| francosko  | cuivre       |
| nemško     | Kupfer       |
| hebrejsko  | תשחנ         |

| Jezik      | Ime za baker |
|------------|--------------|
| švedsko    | koppar       |
| finsko     | kupari       |
| islandsko  | kopar        |
| češko      | med          |
| albansko   | bakër        |
| filipinsko | tanso        |
| poljsko    | miedź        |
| arabsko    | نحاس         |

| Jezik       | Ime za baker |
|-------------|--------------|
| romunsko    | cupru        |
| zambijsko   | mukuba       |
| dansko      | kobber       |
| estonsko    | vask         |
| norveško    | kobber       |
| italijansko | rame         |
| malezijsko  | tembaga      |
| kitajsko    | 銅            |



## Molekule elementov in agregatna stanja

V zraku je približno 1 % elementov osme skupine periodnega sistema. Te elemente (helij, neon, argon itn.) imenujemo tudi žlahtni plini, ker so manj reaktivni kot drugi elementi. Nahajajo se v obliki atomov.

Nekateri elementi obstajajo v obliki **večatomnih molekul**. Takšni elementi so vodik, dušik, kisik, fosfor, žveplo in halogeni – elementi VII. skupine periodnega sistema (fluor, klor, brom, jod in astat).

Dva atoma vodika se lahko povežeta v **molekulo vodika**  $H_2$ . Z izrazom »molekula vodika« označujemo delec, ki vsebuje združena dva atoma vodika. Vodik kot element se nahaja v obliki molekul in ne atomov, zato besedo »molekula« običajno kar izpuščamo. Ko rečemo »vodik«, tako običajno mislimo na molekulo in ne na atom vodika.

Podobno kot vodik se tudi dva atoma dušika lahko povežeta v **molekulo dušika**  $N_2$ . Dušik v zraku je v obliki dvoatomnih molekul.

Zanimivo posebnost opazimo pri kisiku. Poznamo dvoatomne in triatomne molekule kisika. Običajni kisik v zraku je v obliki **dvoatomnih molekul**  $O_2$ . Manjši delež kisika pa se nahaja v obliki **triatomnih molekul**  $O_3$ . Triatomno obliko kisika imenujemo **ozon** in ima pomembno vlogo v Zemljinem ekosistemu. Ko rečemo »kisik«, mislimo na običajno molekulo  $O_2$ . Če želimo poudariti število atomov v molekuli, lahko običajno molekulo kisika  $O_2$  imenujemo tudi dikisik, molekulo ozona  $O_3$  pa trikisik, vendar oba izraza uporabljamo redko.

Nekoliko drugače se povezujejo atomi fosforja, ki lahko tvorijo tudi **štiriatomne molekule**  $P_4$  (to obliko fosforja imenujemo beli fosfor). Žveplo pa je pri sobnih pogojih v obliki **osematomnih molekul**  $S_8$ . Formule večatomnih elementov so zbrane v preglednici v stranskem stolpcu.

| Modeli molekul elementov (velikosti niso v sorazmerju)                              |                                                                                     |                                                                                     |                                                                                     |
|-------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|
|  |  |  |  |
| molekula vodika $H_2$                                                               | molekula kisika $O_2$                                                               | molekula ozona $O_3$                                                                | molekula fosforja $P_4$                                                             |

Elementi imajo različne fizikalne lastnosti, razlikujejo se v tališčih in vreliščih. Pri sobnih pogojih (20 °C, 100 kPa) so v plinastem agregatnem stanju vodik  $H_2$ , dušik  $N_2$ , kisik  $O_2$ , fluor  $F_2$ , klor  $Cl_2$  in vsi žlahtni plini (18. oz. VIII. skupina periodnega sistema). V tekočem agregatnem stanju se nahajata brom  $Br_2$  in živo srebro Hg, ostali elementi so trdni.

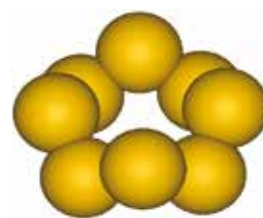
**Vodik, kisik, dušik in elementi VII. skupine periodnega sistema tvorijo dvoatomne molekule. Fosfor tvori štiriatomne molekule, žveplo pa osematomne molekule. Pri sobnih pogojih so vodik, kisik, dušik, fluor, klor in elementi VIII. skupine periodnega sistema v plinastem, živo srebro in brom v tekočem, ostali elementi pa v trdnem agregatnem stanju.**



Fosfor se lahko nahaja v različnih oblikah. Ena od oblik je beli fosfor, ki ga sestavljajo molekule  $P_4$ . Zaradi velike reaktivnosti ga shranjujemo v vodi.

Imena in formule večatomnih elementov:

| Ime elementa | Formula elementa |
|--------------|------------------|
| vodik        | $H_2$            |
| dušik        | $N_2$            |
| kisik        | $O_2$            |
| fluor        | $F_2$            |
| klor         | $Cl_2$           |
| brom         | $Br_2$           |
| jod          | $I_2$            |
| fosfor       | $P_4$            |
| žveplo       | $S_8$            |



Kalotni model osematomne molekule žvepla  $S_8$ .

## 3.1 Imenovanje elementov in binarnih spojin

Število znanih snovi lahko najdete na spletni strani: [www.cas.org](http://www.cas.org)

Števniki, ki jih uporabljamo pri imenovanju spojin:

| Število | Števnik |
|---------|---------|
| 1       | mono*   |
| 2       | di      |
| 3       | tri     |
| 4       | tetra   |
| 5       | penta   |
| 6       | heksa   |
| 7       | hepta   |
| 8       | okta    |
| 9       | nona**  |
| 10      | deka    |

\* Števnik mono uporabljamo le v posebnih primerih.

\*\* Števnik nona je latinski, ostali števniki so grški.

Fonetično zapisana latinska imena s končnico **-id**:

| Ime in simbol elementa | Ime v spojini |
|------------------------|---------------|
| fluor, F               | fluorid       |
| klor, Cl               | klorid        |
| brom, Br               | bromid        |
| jod, I                 | jodid         |
| vodik, H               | hidrid        |
| kisik, O               | oksid         |
| žveplo, S              | sulfid        |
| ogljik, C              | karbid        |
| dušik, N               | nitrid        |
| fosfor, P              | fosfid        |

## Binarne spojine so spojine dveh elementov

Spojina je čista snov sestavljena iz dveh ali več elementov. Julija 2012 je bilo znanih že več kot 67 milijonov spojin.

Najpreprostejše spojine so sestavljene iz dveh različnih elementov. Imenujemo jih **binarne spojine**. Takšna spojina je na primer voda  $\text{H}_2\text{O}$ , ki je sestavljena iz dveh elementov: vodika in kisika.

Formulo vode si je lahko zapomniti, vendar je voda le ena izmed stotine znanih binarnih spojin. Iz besede »voda« ne moremo preprosto sklepati, da se v molekuli te spojine nahajata dva atoma vodika in en atom kisika.

Včasih, ko formule spojin še niso bile poznane, so kemiki uporabljali nenavadna imena, s katerimi so opisovali snovi. Pogosto so za iste snovi uporabljali različna imena.

Danes imamo za imenovanje spojin določena pravila. Za ta pravila imenovanja snovi uporabljamo izraz **kemijska nomenklatura**. Če poznamo pravila imenovanja snovi, lahko iz imen spojin napišemo njihove formule in obratno.

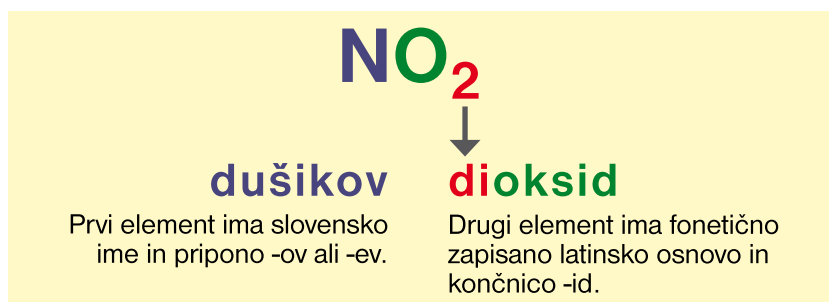
Z določanjem pravil imenovanja elementov in spojin se ukvarja **Mednarodna zveza za čisto in uporabno kemijo** (IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry).

Binarne spojine lahko imenujemo s pomočjo grških števnikov ali po Stockovem sistemu. Spoznajmo oba načina imenovanja.

### Imenovanje z grškimi števnikami (množilnimi predponami)

Pri imenovanju z grškimi števnikami (množilnimi predponami) navedemo število atomov in ime elementa. Uporabljamo grške števnike **di** (2), **tri** (3), **tetra** (4), **penta** (5) itn. Le za označevanje devetih atomov običajno uporabljamo latinski števnik **nona** in ne grškega števnik **enea**. Imena števnikov (množilnih predpon) so zbrana v preglednici v stranskem stolpcu.

Oglejmo si primer imenovanja binarne spojine  $\text{NO}_2$ . Slovenskemu imenu prvega elementa (v našem primeru je to dušik) v formuli dodamo pripono **-ov** ali **-ev**. V molekuli  $\text{NO}_2$  je en atom dušika, zato zapišemo »dušikov« (števnika mono ne uporabljamo). Pri drugemu elementu v formuli uporabljamo za imenovanje fonetično zapisano latinsko osnovo in končnico **-id**. V molekuli  $\text{NO}_2$  sta **dva** kisikova atoma, zato zapišemo »dioksid«. Celo ime spojine je dušikov dioksid.



Vrstni red zapisovanja simbolov obeh elementov v formuli binarne spojine je pomemben. Formula  $\text{O}_2\text{N}$  (namesto  $\text{NO}_2$ ) ni ustrezna, prav tako tudi ne ime dikisikov nitrid (namesto dušikov dioksid).

V formulah binarnih spojin je vrstni red elementov odvisen od njihovega položaja (skupine) v periodnem sistemu elementov. Pri tem upoštevamo naslednja pravila:

- ▶ element VIII. skupine pišemo na prvo mesto, npr.  $\text{XeF}_2$ ;
- ▶ vodik pišemo na prvo mesto, če je ob elementu VI. ali VII. skupine, npr.  $\text{H}_2\text{S}$ ; ob elementih ostalih skupin pišemo vodik na drugo mesto, npr.  $\text{NH}_3$ ;
- ▶ če sta elementa v isti skupini, pišemo na prvo mesto element, ki je nižje v periodnem sistemu, npr.  $\text{SO}_3$ .
- ▶ v ostalih primerih (elementa v različnih skupinah), pišemo na prvo mesto element, ki je bolj levo v periodnem sistemu, npr.  $\text{NaCl}$ .

## Imenovanje po Stockovem sistemu

Imenovanje po Stockovem sistemu je podobno, le da namesto grških števnikov navedemo **oksidacijsko število** bolj pozitivnega elementa.

**Oksidacijsko število je naboj, ki bi ga imel atom v molekuli, če bi bila ta zgrajena zgolj iz ionov.** Zapisujemo ga nad simbolom elementa. Najprej navedemo predznak (+ ali -), nato pa še številčno vrednost.

Isti element ima v različnih spojinah lahko različna oksidacijska števila. V binarnih spojinah ima levo zapisani element običajno pozitivno, desno zapisani element pa običajno negativno oksidacijsko število. Pri določanju oksidacijskih števil si pomagamo z naslednjimi pravili:

- ▶ vsota oksidacijskih števil vseh elementov v spojini je 0;
- ▶ vodik ima oksidacijsko število +1 ali -1;
- ▶ kovine I. skupine periodnega sistema imajo oksidacijsko število +1, kovine II. skupine +2; kovine III. skupine pa običajno +3;
- ▶ kot negativni deli spojin (zapisani desno) imajo elementi VII. skupine periodnega sistema oksidacijsko število -1, elementi VI. skupine -2, elementi V. skupine pa -3.

Imenujmo spojino  $\text{NO}_2$  po Stockovem sistemu. Slovenskemu imenu prvega elementa v formuli dodamo pripono **-ov** ali **-ev**. V našem primeru »dušikov«. Za njim brez presledka z rimsko številko v oklepaju navedemo oksidacijsko število dušika, v našem primeru (IV). Kisik je element VI. skupine periodnega sistema, zato mu pripišemo oksidacijsko število -2. Izračunamo lahko, da ima v tej spojini dušik oksidacijsko število +4. Pri drugem elementu uporabljamo za imenovanje fonetično zapisano latinsko osnovo in končnico **-id**. V našem primeru torej »oksid«. Celo ime spojine je dušikov(IV) oksid.



Prvi element ima slovensko ime in pripono -ov ali -ev.

Drugi element ima fonetično zapisano latinsko osnovo in končnico -id.

Oksidacijsko število kisika je -2, dva kisikova atoma imata torej skupaj  $2 \cdot (-2) = -4$ . Da bo vsota oksidacijskih števil vseh elementov v spojini 0, mora biti oksidacijsko število dušika +4.

V učbeniku pretežno uporabljamo starejši način označevanja osmih glavnih skupin periodnega sistema elementov z rimskimi številkami od I. do VIII. Po novem načinu označimo skupine periodnega sistema elementov z arabskimi številkami od 1 do 18. Oglejte si periodni sistem elementov na zadnji strani učbenika.

**Način imenovanja binarnih spojin je nemški kemik Alfred Stock (1876–1946) objavil leta 1919.**

Primeri običajnih oksidacijskih števil elementov v binarnih spojinah:

|               |          |     |    |    |
|---------------|----------|-----|----|----|
|               | +1       | -1  | +1 | +1 |
| I. skupina:   | H ali H, | Na, | K  |    |
|               | +2       | +2  |    |    |
| II. skupina:  | Ca,      | Mg  |    |    |
|               | +3       |     |    |    |
| III. skupina: | Al       |     |    |    |
|               | -3       |     |    |    |
| V. skupina:   | N        |     |    |    |
|               | -2       | -2  |    |    |
| VI. skupina:  | O,       | S   |    |    |
|               | -1       | -1  |    |    |
| VII. skupina: | F,       | Cl  |    |    |

**Element, ki ni vezan v spojini, ima oksidacijsko število 0**

(npr.  $\overset{0}{\text{Ar}}$ ,  $\overset{0}{\text{O}_2}$ ).

Ponovimo rimske številke:

I – 1; II – 2; III – 3; IV – 4;

V – 5; VI – 6; VII – 7;

VIII – 8; IX – 9; X – 10

Rimljani niso poznali števila 0.



Natrijev fluorid  $\text{NaF}$  preprečuje nastajanje zobnega kariesa.

## 3.1 Imenovanje elementov in binarnih spojin

Za spojino  $\text{NH}_3$  navaja Slovenski pravopis ime »amonijak«, Nomenklatura anorganske kemije pa ime »amoniak«.



Trden ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$  imenujemo »suhi led«. Pri temperaturi  $-78,5^\circ\text{C}$  sublimira. Uporabljamo ga za globoko zamrzovanje, za nastanek umetne megle in dima v gledališčih idr. Dobimo ga lahko tudi iz gasilnega aparata na  $\text{CO}_2$ . V gasilnih aparatih se nahaja delno utekočinjen ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$ , ki pri izhodu iz aparata deloma preide v trdno agregatno stanje.



Kromov(III) oksid  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  je zelene barve.

Poleg imenovanja s števniki in po Stockovem sistemu lahko nekatere binarne spojine imenujemo tudi z nabojnim številom (Ewens–Bassetov sistem).

Spojino  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  po tem načinu imenujemo kromov(3+) oksid. Imenovanje binarnih spojin z nabojnim številom se redko uporablja, primerno je le za ionske spojine.

Titanov dioksid  $\text{TiO}_2$  najdemo v nekaterih zobnih kremah in kremah za sončenje, didušikov oksid  $\text{N}_2\text{O}$  pa je potisni plin v dozah stepene smetane.

Pri elementih, ki imajo le eno možno oksidacijsko število (npr. elementi prve in druge skupine periodnega sistema), tega običajno ne navajamo. Npr. spojino  $\text{Na}_2\text{O}$  imenujemo natrijev oksid in ne natrijev(I) oksid, čeprav tudi ime z navedenim oksidacijskim številom natrija ni napačno. Vrednosti negativnih oksidacijskih števil ne navajamo.

Za nekatere spojine še vedno uporabljamo vsakdanja imena. Spojino  $\text{H}_2\text{O}$  imenujemo voda in ne divodikov oksid. Spojino  $\text{NH}_3$  imenujemo amonijak in ne dušikov trihidrid,  $\text{H}_2\text{O}_2$  pa je vodikov peroksid in ne divodikov dioksid. V amonijaku  $\text{NH}_3$  ima dušik oksidacijsko število  $-3$ , v vodikovem peroksidu  $\text{H}_2\text{O}_2$  ima kisik oksidacijsko število  $-1$ .

Oglejmo si nekaj primerov imenovanja binarnih spojin z grškimi števiki in po Stockovem sistemu.

| Formula spojine         | Ime z grškimi števiki (množilnimi predponami) | Ime po Stockovem sistemu |
|-------------------------|-----------------------------------------------|--------------------------|
| $\text{AlCl}_3$         | aluminijev triklorid                          | aluminijev klorid        |
| $\text{CO}$             | ogljikov oksid                                | ogljikov(II) oksid       |
| $\text{CO}_2$           | ogljikov dioksid                              | ogljikov(IV) oksid       |
| $\text{CaF}_2$          | kalcijev difluorid                            | kalcijev fluorid         |
| $\text{Cr}_2\text{O}_3$ | dikromov trioksid                             | kromov(III) oksid        |
| $\text{CrO}_3$          | kromov trioksid                               | kromov(VI) oksid         |
| $\text{CoCl}_2$         | kobaltov diklorid                             | kobaltov(II) klorid      |
| $\text{Cu}_2\text{S}$   | dibakrov sulfid                               | bakrov(I) sulfid         |
| $\text{CuS}$            | bakrov sulfid                                 | bakrov(II) sulfid        |
| $\text{FeO}$            | železov oksid                                 | železov(II) oksid        |
| $\text{Fe}_2\text{O}_3$ | diželezov trioksid                            | železov(III) oksid       |
| $\text{Li}_3\text{N}$   | trilitijev nitrid                             | litijev nitrid           |
| $\text{MnO}$            | manganov oksid                                | manganov(II) oksid       |
| $\text{Mn}_2\text{O}_3$ | dimanganov trioksid                           | manganov(III) oksid      |
| $\text{MnO}_2$          | manganov dioksid                              | manganov(IV) oksid       |
| $\text{MoS}_2$          | molibdenov disulfid                           | molibdenov(IV) sulfid    |
| $\text{N}_2\text{O}$    | didušikov oksid                               | dušikov(I) oksid         |
| $\text{PCl}_3$          | fosforjev triklorid                           | fosforjev(III) klorid    |
| $\text{PCl}_5$          | fosforjev pentaklorid                         | fosforjev(V) klorid      |
| $\text{SO}_2$           | žveplov dioksid                               | žveplov(IV) oksid        |
| $\text{SO}_3$           | žveplov trioksid                              | žveplov(VI) oksid        |
| $\text{Sb}_2\text{S}_5$ | diantimonov pentasulfid                       | antimonov(V) sulfid      |
| $\text{TiH}_2$          | titanov dihidrid                              | titanov(II) hidrid       |
| $\text{TiO}_2$          | titanov dioksid                               | titanov(IV) oksid        |

Binarne spojine so spojine dveh elementov. Imenujemo jih s pomočjo števnikov ali po Stockovem sistemu. Slovenskemu imenu prvega elementa v binarni spojini dodamo pripono  $-\text{ov}$  ali  $-\text{ev}$ , pri imenovanju drugega elementa pa uporabimo fonetično zapisano latinsko osnovo in končnico  $-\text{id}$ .

## 3.2 Ionska in kovalentna vez

### Kako se povezujejo delci v spojinah?

#### Zunanji ali valenčni elektroni

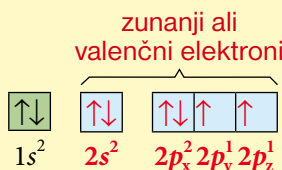
V tem in v naslednjih poglavjih se bomo seznanili z različnimi vezmi, ki povezujejo delce. Med najpomembnejše vezi uvrščamo:

- ▶ ionsko vez, ki povezuje ione;
- ▶ kovalentno vez, ki povezuje atome nekovin;
- ▶ kovinsko vez, ki povezuje atome kovin;
- ▶ molekulske vezi, ki povezujejo molekule.

Za boljše razumevanje nastanka teh vezi moramo najprej spoznati **zunanje ali valenčne elektrone**. Izraz običajno uporabljamo pri elementih glavnih osmih skupin.

**Zunanji ali valenčni elektroni so elektroni v zadnji (zunanji) lupini.** Število zunanjih elektronov se ujema z glavno skupino, v kateri se nahaja element. Elementi prve skupine periodnega sistema (npr. natrij) imajo en zunanji elektron, elementi druge skupine (npr. magnezij) dva zunanja elektrona in tako naprej vse do elementov osme skupine (npr. neon), ki imajo osem zunanjih elektronov. Oglejmo si primer.

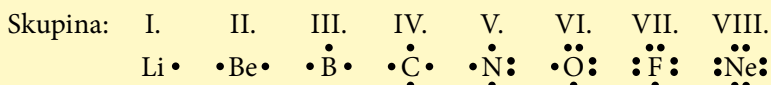
Kisik ima vrstno število 8, zato ima njegov atom osem elektronov, razporejenih v dve lupini. Dva elektrona sta v prvi lupini ( $1s^2$ ), šest pa v drugi lupini ( $2s^2 2p^4$ ). Šest elektronov v zadnji (zunanji) lupini je zunanjih ali valenčnih.



Povedano drugače: kisik se nahaja v šesti skupini periodnega sistema in ima šest zunanjih ali valenčnih elektronov.

Zunanje ali valenčne elektrone lahko rišemo kot pike, čim bolj enakomerno razporejene na štiri strani okoli simbola elementa.

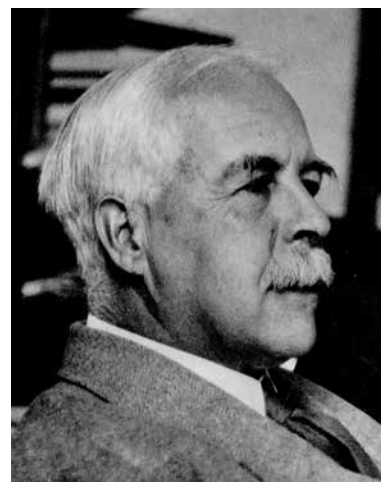
Oglejmo si risanje valenčnih elektronov pri elementih druge periode periodnega sistema.



Zapis je zelo priročen za risanje formul spojin.

**Zunanji ali valenčni elektroni so elektroni v zadnji (zunanji) lupini.** Število zunanjih elektronov se ujema z glavno skupino, v kateri se nahaja element.

Pri elementih od III. do VIII. skupine periodnega sistema med valenčne elektrone ne uvrščamo *d*-elektronov. Jod ima sedem valenčnih elektronov; dva v orbitali  $5s$  in pet v orbitalah  $5p$ :  $5s^2 5p^5$ .



Označevanje valenčnih elektronov kot pik okoli simbola elementa je vpeljal ameriški kemik Gilbert N. Lewis (1875–1946).

**Zunanji ali valenčni elektroni so v učbeniku zaradi nazornosti razlage kemijske vezi in strukture molekul narisani kot velike raznobarvne pike. Elektroni seveda nimajo barve, pa tudi videti jih ne moremo.**



## 3.2 Ionska in kovalentna vez

## Ionska vez – privlak med ioni

Med ionsko zgrajene spojine uvrščamo tudi amonijeve soli, npr. amonijev klorid  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . V amonijevem kloridu so amonijevi ioni  $\text{NH}_4^+$  in kloridni ioni  $\text{Cl}^-$ .

Bodite pozorni na uporabo ustreznih izrazov. Natrijev klorid je spojina, ker je sestavljen iz dveh različnih elementov – natrija in klora. Natrijev klorid pa ne tvori molekul, ker je to ionska snov! Natrijev klorid je sestavljen iz natrijevih in kloridnih ionov.

Zunanji elektroni natrija in klora so zaradi nazornosti različno obarvani. Formule ionskih spojin bomo v nadaljevanju pisali brez zunanjih elektronov.



Kuhinjsko sol pridobivamo tudi v rudnikih soli – kamena sol. Na sliki je rudnik soli pri Salzburgu v Avstriji.

Natrijev klorid in litijev oksid nastaneta z neposrednima reakcijama med elementoma:



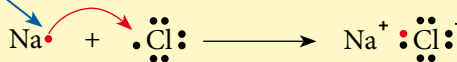
Ionska vez je privlak med pozitivnimi in negativnimi ioni. Običajno nastane tako, da kovina odda svoje zunanje elektrone **nekovini**. Pri tem nastanejo **kovinski kationi** in **nekovinski anioni**. Ionska vez **ni usmerjena**.

Razložimo ionsko vez v natrijevem kloridu  $\text{NaCl}$ .

Natrijev klorid  $\text{NaCl}$  je **ionska spojina**, kar spoznamo iz njegove sestave – vsebuje kovinski natrij in nekovinski klor. Elementi prve skupine periodnega sistema tvorijo ione z nabojem  $1+$ , elementi sedme skupine pa ione z nabojem  $1-$ . Tako lahko sklepamo, da so z ionskimi vezmi povezani natrijevi ioni  $\text{Na}^+$  in kloridni ioni  $\text{Cl}^-$ .

Razlaga ionske vezi v natrijevem kloridu  $\text{NaCl}$ 

Natrij se nahaja v prvi skupini periodnega sistema in ima en zunanji elektron, ki ga odda kloru.



Klor se nahaja v sedmi skupini periodnega sistema in ima sedem zunanjih elektronov. Manjkajoči elektron do polne zunanje lupine sprejme od natrija.

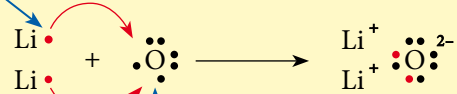
Natrijev in kloridni ion imata nasprotna naboja, zato se privlačita. Ta privlak imenujemo **ionska vez**. Natrijev klorid  $\text{NaCl}$  je **ionska spojina**, zato ne tvori molekul, temveč nastopa kot **skupek ionov**.

Razložimo še ionsko vez v litijevem oksidu.

Litijev oksid je **ionska spojina**, kar spoznamo iz njegove sestave – vsebuje kovinski litij in nekovinski kisik. Litij je element prve skupine in tvori ione z nabojem  $1+$ , kisik pa element šeste skupine in tvori ione z nabojem  $2-$ . Tako lahko sklepamo, da so z ionskimi vezmi povezani litijevi ioni  $\text{Li}^+$  in oksidni ioni  $\text{O}^{2-}$ .

Razlaga ionske vezi v litijevem oksidu  $\text{Li}_2\text{O}$ 

Litij se nahaja v prvi skupini periodnega sistema in ima en zunanji elektron, ki ga odda kisiku.



Kisik se nahaja v šesti skupini periodnega sistema in ima šest zunanjih elektronov. Manjkajoča dva elektrona do polne zunanje lupine sprejme od dveh litijevih atomov.

Litijev in oksidni ion imata nasprotna naboja, zato se privlačita. Litijev oksid  $\text{Li}_2\text{O}$  je ionska spojina, zato ne tvori molekul, temveč nastopa kot skupek ionov.

Formula litijevega oksida je torej  $\text{Li}_2\text{O}$  in ne  $\text{LiO}$ . Spojino bi lahko imenovali tudi dilitijev oksid in s tem natančno opisali njeno sestavo. A pri imenovanju preprostih ionskih snovi običajno ne navajamo grških števnikov, ker lahko na formulo spojine sklepamo že iz njene sestave oz. položaja elementov v periodnem sistemu.

**Ionska vez je privlak med pozitivnimi in negativnimi ioni. Ionska vez ni usmerjena.**



## Kovalentna vez povezuje atome nekovin

Kovalentna vez je vez med atomi nekovin, ki si delijo skupne (vezne) elektronske pare in se tako povezujejo v molekule. Za nastanek enega skupnega ali veznega elektronskega para prispeva vsak atom po en zunanji elektron. Elektronski par, ki ne tvori kovalentne vezi, imenujemo **nevezni elektronski par**. Kovalentna vez je **usmerjena**.

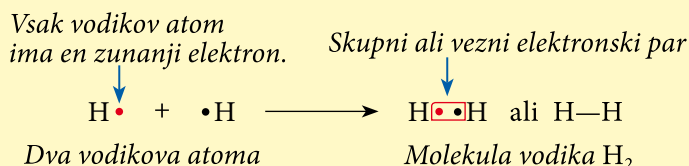
Dva atoma iste nekovine se povezujeta z **nepolarno kovalentno vezjo**. Dva atoma različnih nekovin se povezujeta s **polarno kovalentno vezjo**. Oglejmo si primere nastanka nepolarne kovalentne vezi.

### Molekula vodika $H_2$

Molekulo vodika  $H_2$  sestavljata dva vodikova atoma, ki sta povezana z nepolarno kovalentno vezjo.

Vsak atom vodika ima en zunanji elektron. Oba zunanja elektrona se povežeta v t. i. **skupni ali vezni elektronski par**.

#### Razlaga vezi v molekuli vodika $H_2$



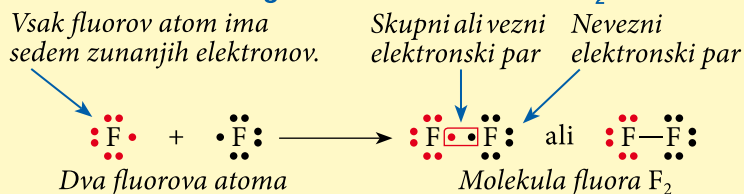
Že ime »skupni ali vezni elektronski par« pove, da sta oba elektrona v njem skupna obema atomoma. Jedri obeh vodikovih atomov privlačita oba elektrona, kar omogoči povezovanje vodikovih atomov. Skupni ali vezni elektronski par običajno označimo kot črtico, ki predstavlja kovalentno vez.

### Molekula fluora $F_2$

Molekula fluora  $F_2$  je podobna molekuli vodika. Sestavljata jo dva fluorova atoma, ki sta povezana z nepolarno kovalentno vezjo.

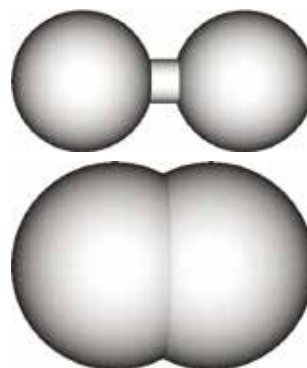
Vsak atom fluora ima sedem zunanjih elektronov. Ker želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), bo za tvorbo kovalentne vezi potreboval le en zunanji elektron drugega fluorovega atoma. Vsak fluorov atom prispeva po en elektron za tvorbo enega skupnega ali veznega elektronskega para.

#### Razlaga vezi v molekuli fluora $F_2$

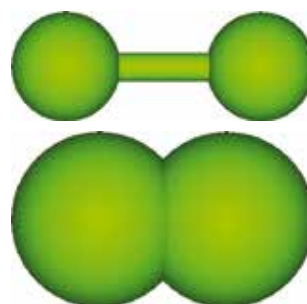


Vsakemu atomu fluora ostane še šest elektronov (trije elektronski pari), ki ne sodelujejo v vezi. To so **nevezni elektronski pari**.

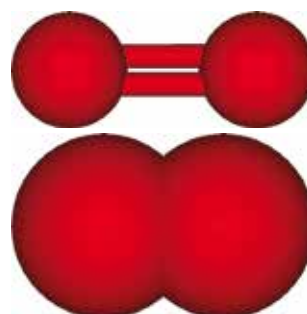
Elektrona v skupnem ali veznem elektronskem paru sta skupna obema atomoma. V molekuli fluora  $F_2$  je en vezni elektronski par (nepolarna kovalentna vez) in šest neveznih elektronskih parov. Podobne so tudi strukture molekul ostalih halogenov: klora  $Cl_2$ , broma  $Br_2$  itn.



Kroglični in kalotni model vodika  $H_2$ . V molekuli vodika sta atoma povezana z enojno nepolarno kovalentno vezjo.

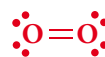


Kroglični in kalotni model fluora  $F_2$ . V molekuli fluora sta atoma povezana z enojno nepolarno kovalentno vezjo.



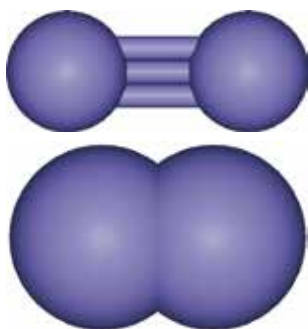
Kroglični in kalotni model kisika  $O_2$ . V molekuli kisika sta atoma povezana z dvojno nepolarno kovalentno vezjo.

Molekulo kisika včasih prikažejo s formulo:



Struktura s tako zapisanimi elektronskimi pari pa je v nasprotju z eksperimentalno ugotovljenimi lastnostmi kisika.

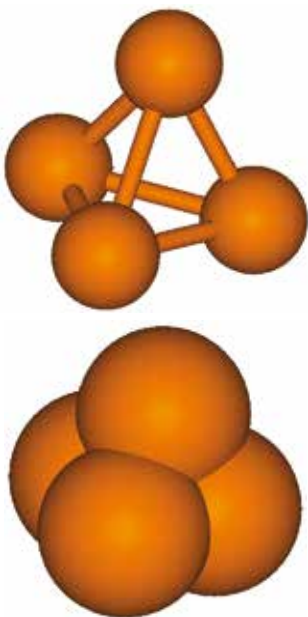
## 3.2 Ionska in kovalentna vez



Kroglični in kalotni model dušika  $N_2$ . V molekuli dušika sta atoma povezana s trojno nepolarno kovalentno vezjo.



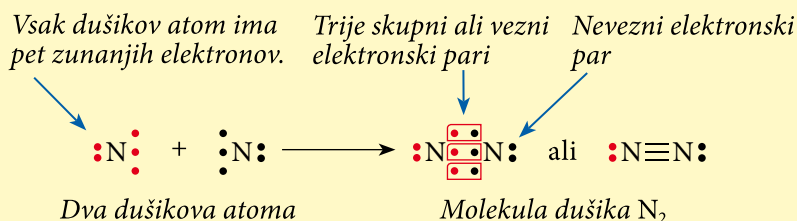
Dušik  $N_2$  (78 %) in kisik  $O_2$  (21 %) sta glavni sestavini ozračja našega planeta.



Kroglični in kalotni model belega fosforja  $P_4$ . Molekula je tetraedrične oblike.

Molekula dušika  $N_2$ 

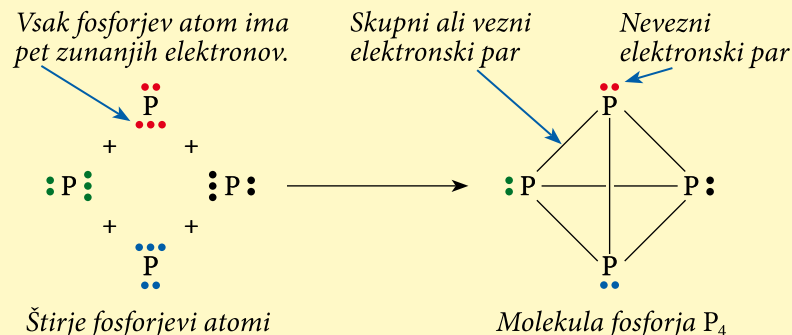
Molekulo dušika  $N_2$  sestavljata dva dušikova atoma. Dušik se nahaja v peti skupini periodnega sistema, vsak dušikov atom ima pet zunanjih elektronov. Ker želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), bo za tvorbo kovalentnih vezi potreboval še tri zunanje elektrone drugega dušikovega atoma. Vsak dušikov atom prispeva tri elektrone za tvorbo treh skupnih ali veznih elektronskih parov.

Razlaga vezi v molekuli dušika  $N_2$ 

V molekuli dušika  $N_2$  so trije vezni elektronski pari (trojna nepolarna kovalentna vez) in dva nevezna elektronska para.

Molekula belega fosforja  $P_4$ 

Molekulo belega fosforja  $P_4$  sestavljajo štirje fosforjevi atomi. Fosfor se nahaja v peti skupini periodnega sistema, vsak fosforjev atom ima pet zunanjih elektronov. Ker želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), bo za tvorbo kovalentnih vezi potreboval še tri zunanje elektrone drugega fosforjevega atoma. Vsak fosforjev atom prispeva tri elektrone za tvorbo treh skupnih ali veznih elektronskih parov.

Razlaga vezi v molekuli fosforja  $P_4$ 

V molekuli belega fosforja  $P_4$  je šest veznih elektronskih parov (nepolarne kovalentne vezi) in štirje nevezni elektronski pari. Molekula je tetraedrične oblike.

Beli fosfor je le ena od možnih oblik (modifikacij) tega elementa. Na zraku se vžge že pri blagem segrevanju. Zaradi velike reaktivnosti ga hranimo v vodi.

**Atomi nekovin se s kovalentnimi vezmi povezujejo v molekule. Pri nastanku kovalentne vezi sodelujejo zunanji elektroni, ki se povežejo v skupne ali vezne elektronske pare. Jedri obeh atomov privlačita elektrone v skupnih elektronskih parih. Kovalentna vez je usmerjena. Atomi iste nekovine se povezujejo z nepolarnimi kovalentnimi vezmi.**

## 3.3 Struktura molekul

### Kakšne so oblike molekul preprostih spojin?

#### Atomi se povezujejo v različne molekule

V prejšnjem poglavju smo spoznali **molekule elementov**. V teh molekulah so atomi povezani z **nepolarnimi kovalentnimi vezmi**. Pri povezovanju atomov različnih nekovin pa nastanejo **molekule spojin**. V njih so atomi povezani s **polarnimi kovalentnimi vezmi**.

Dvoatomne molekule imajo lahko le **linearno obliko**. V molekulah s tremi ali več atomi, pa se le-ti lahko različno prostorsko razporedijo. Oblika molekule je odvisna od vrste, števila in načina povezovanja atomov. Lahko jo predvidimo glede na število veznih in neveznih elektronskih parov.

Oglejmo si najbolj pogoste oblike molekul.

#### Linearna oblika

Linearno obliko že poznamo iz dvoatomnih molekul elementov (npr. fluor  $F_2$ , dušik  $N_2$ ). V tej obliki ležijo vsi atomi na isti črti. Tudi nekatere molekule spojin imajo to obliko. Oglejmo si nekaj primerov.

#### Vodikov klorid HCl

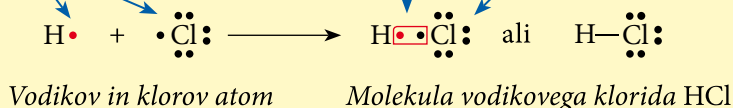
Molekulo vodikovega klorida HCl sestavljata atom vodika in atom klora, ki sta povezana s polarno kovalentno vezjo.

Atom klora ima sedem zunanjih elektronov. Ker želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), bo za tvorbo kovalentne vezi potreboval še en zunanji elektron vodikovega atoma. En vodikov in en klorov elektron tvorita skupni ali vezni elektronski par.

#### Razlaga vezi v molekuli vodikovega klorida HCl

Vodikov atom ima enega, klorov atom pa sedem zunanjih elektronov.

Skupni ali vezni elektronski par      Trije nevezni elektronski pari



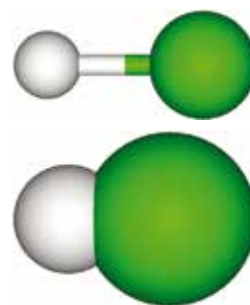
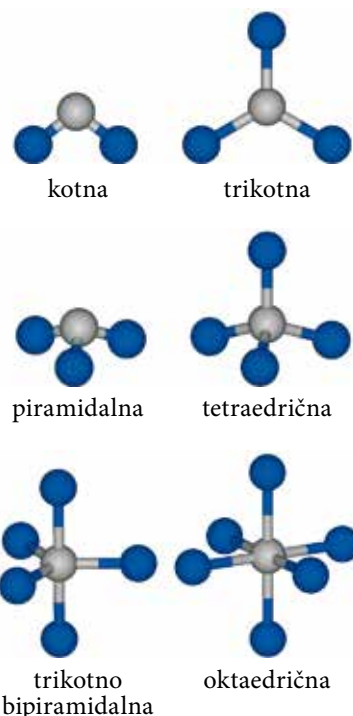
V molekuli vodikovega klorida HCl je en vezni elektronski par (polarna kovalentna vez) in trije nevezni elektronski pari na klorovem atomu.

Podobne so tudi strukture molekul ostalih vodikovih halogenidov: vodikovega bromida HBr in vodikovega jodida HI.

#### Berilijev klorid $\text{BeCl}_2$

Molekulo berilijevega klorida  $\text{BeCl}_2$  sestavljajo atom berilija in dva atoma klora, ki so povezani z dvema polarnima kovalentnima vezema.

Poleg linearne bomo spoznali še naslednje oblike molekul:



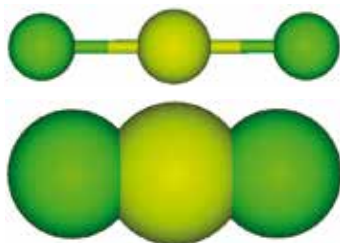
Kroglični in kalotni model vodikovega klorida HCl. V molekuli HCl sta vodikov in klorov atom povezana s polarno kovalentno vezjo.

Vodikov klorid nastane z neposredno reakcijo med elementoma:

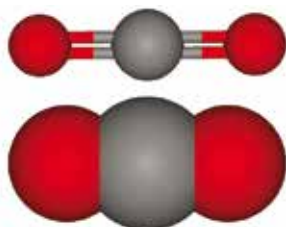


## 3.3 Struktura molekul

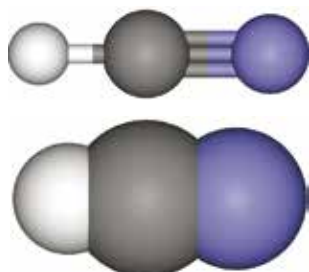
Berilij sicer uvrščamo med kovine, klor pa med nekovine, a berilijevega klorida  $\text{BeCl}_2$  izjemoma ne uvrščamo med ionske spojine.



Kroglični in kalotni model berilijevega klorida  $\text{BeCl}_2$ . Molekula ima linearno obliko. Kot med vezema je  $180^\circ$ .



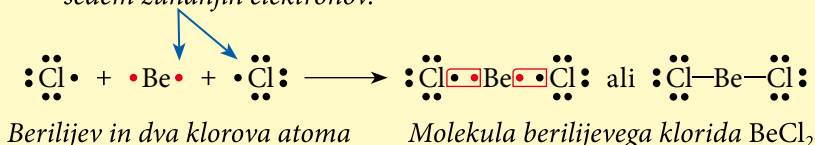
Kroglični in kalotni model ogljikovega dioksida  $\text{CO}_2$ . Molekula ima linearno obliko. Kot med vezema je  $180^\circ$ .



Kroglični in kalotni model vodikovega cianida  $\text{HCN}$ . Molekula ima linearno obliko. Kot med vezema je  $180^\circ$ .

Razlaga vezi v molekuli berilijevega klorida  $\text{BeCl}_2$ 

Berilijev atom ima dva, vsak klorov atom pa sedem zunanjih elektronov.



En klorov in en berilijev elektron tvorita skupni ali vezni elektronski par. Atom klora želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo kovalentne vezi potreboval le en zunanji elektron berilijevega atoma. Berilijev atom potrebuje dva klorova elektrona za nastanek dveh polarnih kovalentnih vezi. V molekuli berilijevega klorida  $\text{BeCl}_2$  sta dva vezna elektronska para (dve polarni kovalentni vezi) in šest neveznih elektronskih parov na dveh klorovih atomih.

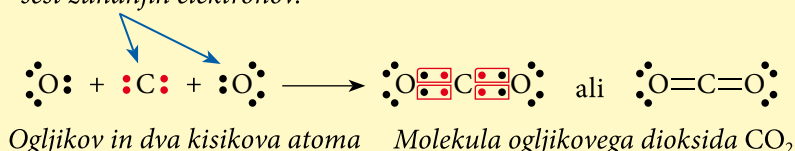
V molekulah z linearno obliko je kot med vezmi  $180^\circ$ .

Ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$ 

Molekulo ogljikovega dioksida  $\text{CO}_2$  sestavljajo atom ogljika in dva atoma kisika, ki so povezani s štirimi veznimi elektronskimi pari.

Razlaga vezi v molekuli ogljikovega dioksida  $\text{CO}_2$ 

Ogljikov atom ima štiri, vsak kisikov atom pa šest zunanjih elektronov.



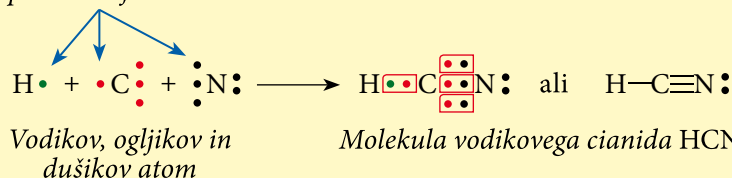
En ogljikov in en kisikov elektron tvorita skupni ali vezni elektronski par. Atom kisika želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo dveh veznih elektronskih parov potreboval še dva zunanja elektrona ogljikovega atoma. Ogljikov atom potrebuje štiri kisikove elektrone (od dveh kisikovih atomov) za nastanek štirih veznih elektronskih parov. V molekuli ogljikovega dioksida  $\text{CO}_2$  so štirje vezni elektronski pari (dve dvojni polarni kovalentni vezi) in štirje nevezni elektronski pari na dveh kisikovih atomih.

Vodikov cianid  $\text{HCN}$ 

Molekulo vodikovega cianida  $\text{HCN}$  sestavljajo atom vodika, atom ogljika in atom dušika, ki so povezani s štirimi veznimi elektronskimi pari.

Razlaga vezi v molekuli vodikovega cianida  $\text{HCN}$ 

Vodikov atom ima en, ogljikov atom štiri, dušikov atom pa pet zunanjih elektronov.

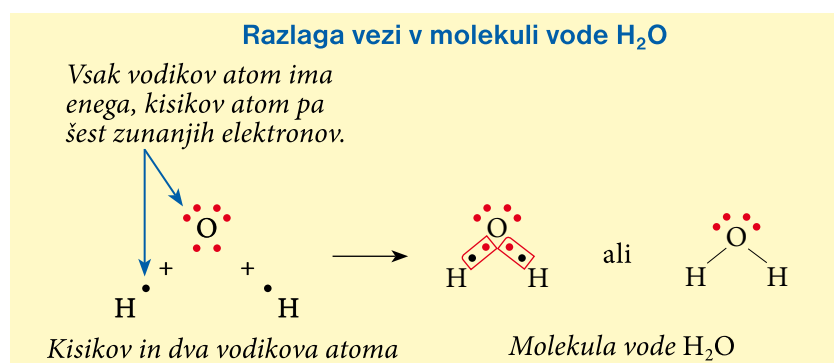




Atom ogljika ima štiri zunanje elektrone in želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo štirih veznih elektronskih parov potreboval še štiri zunanje elektrone; enega od vodikovega in tri od dušikovega atoma. Atom dušika ima pet zunanjih elektronov in želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo treh veznih elektronskih parov potreboval še tri zunanje elektrone – vse tri od ogljikovega atoma. V molekuli vodikovega cianida HCN so štirje vezni elektronski pari (ena enojna in ena trojna polarna kovalentna vez) in en nevezni elektronski par na dušikovem atomu.

### Kotna oblika – voda H<sub>2</sub>O

Molekulo vode H<sub>2</sub>O sestavljajo atom kisika in dva atoma vodika, ki so povezani z dvema polarnima kovalentnima vezema.



En kisikov in en vodikov elektron tvorita skupni ali vezni elektronski par. Atom kisika želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo dveh kovalentnih vezi potreboval še dva zunanja elektrona dveh vodikovih atomov. V molekuli vode H<sub>2</sub>O sta dva vezna elektronska para (dve polarni kovalentni vezi) in dva nevezna elektronska para na kisikovem atomu.

Molekula vode ima kotno obliko, kot med vezema H–O–H je 104,5°.

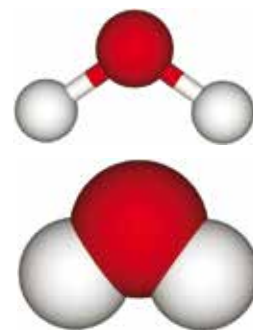
Pojasnimo, zakaj ima voda kotno obliko in ne linearne kot berilijev klorid BeCl<sub>2</sub>, ki ima na prvi pogled podobno formulo.

V obeh spojinah je razmerje med elementoma 1 : 2 (en berilijev atom na dva klorova atoma oz. en kisikov atom na dva vodikova atoma). Okoli centralnega berilijevega atoma ni neveznih elektronskih parov, zato se vezna elektronska para (kovalentni vezi s klorovima atomoma) lahko razporedita vsak na svojo stran v linearno obliko. V molekuli vode pa so okoli centralnega kisikovega atoma štirje elektronski pari; dva vezna in dva nevezna. Razporeditev elektronskih parov je tetraedrična.

Idealni tetraedrski kot je 109,5°. Kot med vezema pri molekuli vode odstopa od te idealne vrednosti – je le 104,5°. Vzrok temu odstopanju so razlike v odbojih med veznimi in neveznimi elektronskimi pari. **Odboj med neveznima elektronskima paroma je večji kot odboj med veznim in neveznim elektronskim parom in ta večji kot odboj med veznima elektronskima paroma.**



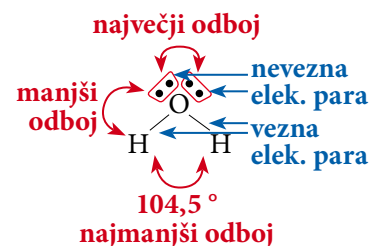
Vodikov cianid je strupena tekočina, ki se dobro meša z vodo. Zavre pri 26 °C in ima značilen vonj. Spojina je strupena že v zelo majhnih koncentracijah, strupeni so tudi njeni hlapi. Vodikov cianid lahko dobimo z reakcijo med metanom, amonijakom in kisikom pri temperaturi 1200 °C ob prisotnosti platine kot katalizatorja:



Kroglični in kalotni model vode H<sub>2</sub>O. Molekula ima kotno obliko. Kot med vezema je 104,5°.

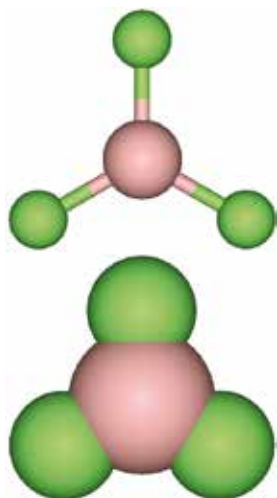


Leto 2011 je bilo proglašeno za mednarodno leto kemije. Ob tej priložnosti je več držav izdalo znamenke s kemijskimi motivi.

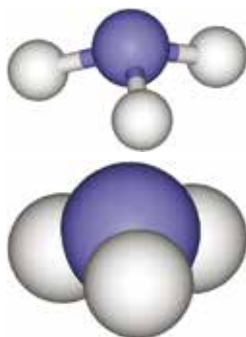


Voda ima kotno obliko. Kot med vezema H–O–H je 104,5°. Med neveznima elektronskima paroma je odboj največji, med veznima elektronskima paroma pa najmanjši.

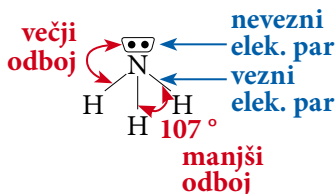
## 3.3 Struktura molekul



Kroglični in kalotni model boro-vega trifluorida  $\text{BF}_3$ . Molekula ima trikotno obliko. Koti med vezmi so  $120^\circ$ .



Kroglični in kalotni model amonijaka  $\text{NH}_3$ . Molekula ima piramidalno obliko. Koti med vezmi so  $107^\circ$ .



Amonijak ima piramidalno obliko. Kot med vezema H–N–H je  $107^\circ$ . Med veznim in neveznim elektronskim parom je odboj večji, med veznima elektronskima paroma pa manjši.

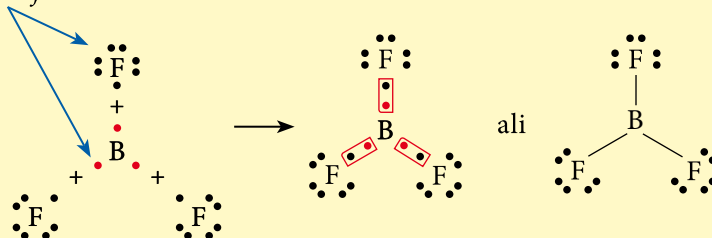
Trikotna oblika – borov trifluorid  $\text{BF}_3$ 

Molekulo boro-vega trifluorida  $\text{BF}_3$  sestavljajo atom bora in trije atomi fluora, ki so povezani s tremi polarnimi kovalentnimi vezmi.

En fluorov in en borov elektron tvorita skupni ali vezni elektronski par. Atom fluora želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo kovalentne vezi potreboval le en zunanji elektron boro-vega atoma. Borov atom potrebuje tri fluorove elektrone za nastanek treh polarnih kovalentnih vezi.

Razlaga vezi v molekuli boro-vega trifluorida  $\text{BF}_3$ 

Vsak borov atom ima tri, fluorov atom pa sedem zunanjih elektronov.



En borov in trije fluorovi atomi Molekula boro-vega trifluorida  $\text{BF}_3$

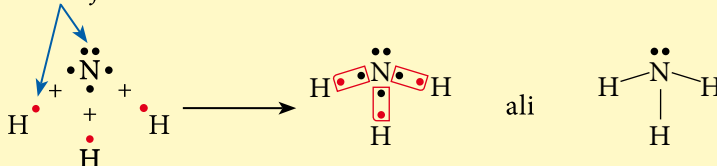
V molekuli boro-vega trifluorida  $\text{BF}_3$  so trije vezni elektronski pari (tri polarne kovalentne vezi) in devet neveznih elektronskih parov na treh fluorovih atomih. Molekula ima trikotno obliko (vsi atomi so v isti ravnini), kot med vezmi je  $120^\circ$ .

Piramidalna oblika – amonijak  $\text{NH}_3$ 

Molekulo amonijaka  $\text{NH}_3$  sestavljajo atom dušika in trije atomi vodika, ki so povezani s tremi polarnimi kovalentnimi vezmi.

Razlaga vezi v molekuli amonijaka  $\text{NH}_3$ 

Vsak vodikov atom ima enega, dušikov atom pa pet zunanjih elektronov.



En dušikov in trije vodikovi atomi Molekula amonijaka  $\text{NH}_3$

En vodikov in en dušikov elektron tvorita skupni ali vezni elektronski par. Atom dušika želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo treh kovalentnih vezi potreboval še tri zunanje elektrone treh vodikovih atomov. V molekuli amonijaka  $\text{NH}_3$  so trije vezni elektronski pari (tri polarne kovalentne vezi) in en nevezni elektronski par na dušikovem atomu.

Molekula amonijaka ima piramidalno obliko, kot med vezema H–N–H je  $107^\circ$ . Pojasnimo, zakaj ima amonijak piramidalno obliko in ne trikotne kot borov trifluorid  $\text{BF}_3$ , ki ima na prvi pogled podobno formulo.

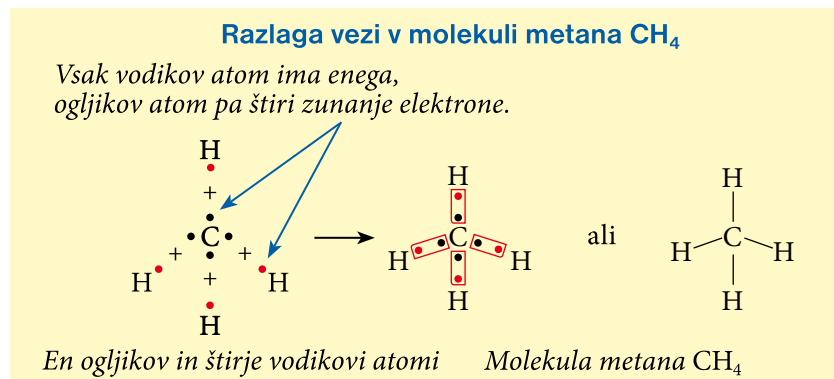


V obeh spojinah je razmerje med elementoma 1 : 3 (en borov atom na tri fluorove atome oz. en dušikov atom na tri vodikove atome). Okoli centralnega borovega atoma ni neveznih elektronskih parov, zato se vsi trije vezni elektronski pari (kovalentne vezi s fluorovimi atomi) lahko razporedijo enakomerno v trikotno obliko. V molekuli amonijaka pa so okoli centralnega dušikovega atoma štirje elektronski pari; trije vezni in en nevezni. Razporeditev elektronskih parov je tetraedrična.

Idealni tetraedriški kot je  $109,5^\circ$ . Kot med vezmi pri molekuli amonijaka odstopa od te idealne vrednosti – je le  $107^\circ$ . Vzrok je enak kot smo ga že omenili pri molekuli vode: odboj med veznim in neveznim elektronskim parom je večji kot odboj med veznima elektronskima paroma.

### Tetraedrična oblika – metan $\text{CH}_4$

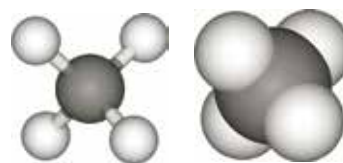
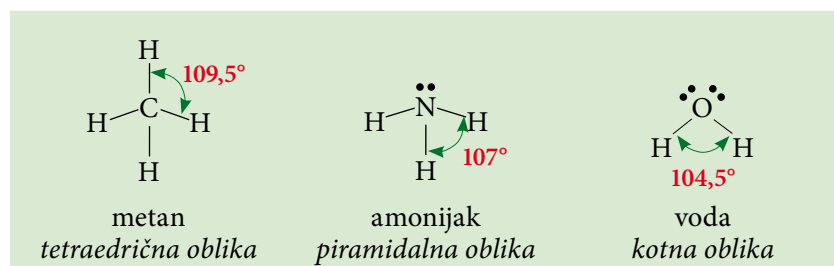
Molekulo metana  $\text{CH}_4$  sestavljajo atom ogljika in štirje atomi vodika, ki so povezani s štirimi polarnimi kovalentnimi vezmi.



Atom ogljika želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo štirih kovalentnih vezi potreboval še štiri zunanje elektrone štirih vodikovih atomov. En vodikov in en ogljikov elektron tvorita skupni ali vezni elektronski par. V molekuli metana  $\text{CH}_4$  so štirje vezni elektronski pari (štiri polarne kovalentne vezi), neveznih elektronskih parov pa ni.

Molekula metana ima tetraedrično obliko, kot med vezema  $\text{H}-\text{C}-\text{H}$  je  $109,5^\circ$ .

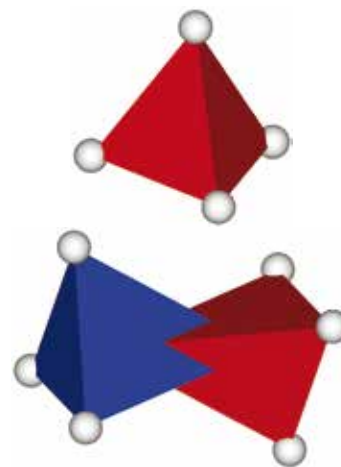
Primerjajmo strukture metana, amonijaka in vode. V vseh treh molekulah so okoli centralnega atoma štirje elektronski pari, različno pa je razmerje med veznimi in neveznimi elektronskimi pari. Zaradi različnega odboja med elektronskimi pari so poleg drugačne oblike drugačni tudi koti med vezmi.



Kroglični in kalotni model metana  $\text{CH}_4$ . Molekula ima tetraedrično obliko. Koti med vezmi so  $109,5^\circ$ .



Tetraedrično razporeditev vezi okoli ogljikovega atoma je leta 1874 prvi predpostavil nizozemski kemik Jacobus Henricus Van't Hoff (1852–1911), prvi dobitnik Nobelove nagrade za kemijo (leta 1901).

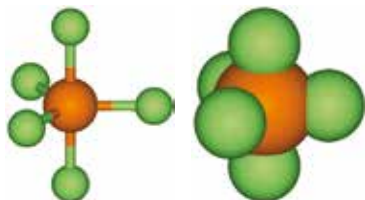


Prikaz tetraedrične orientacije (oblike) v metanu (zgornja slika) in etanu (spodnja slika). V molekulah alkanov so vezi usmerjene v oglišča tetraedrov, ogljikovi atomi pa se nahajajo v centrih tetraedrov. Bele kroglice v vidnih ogliščih tetraedrov predstavljajo vodikove atome.

## 3.3 Struktura molekul

Trikotno bipiramidalna oblika – fosforjev pentafluorid  $\text{PF}_5$ 

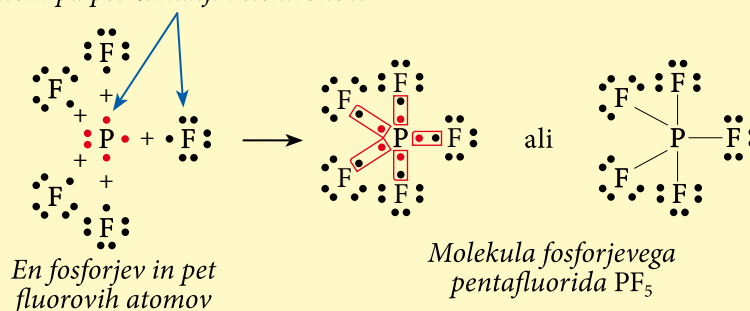
Molekulo fosforjevega pentafluorida  $\text{PF}_5$  sestavljajo atom fosforja in pet atomov fluora, ki so povezani s petimi polarnimi kovalentnimi vezmi.



Kroglični in kalotni model fosforjevega pentafluorida  $\text{PF}_5$ . Molekula ima trikotno bipiramidalno obliko. Koti med vezmi so  $90^\circ$  in  $120^\circ$ . Spojina je pri sobnih pogojih v plinastem agregatnem stanju, uporabljamo jo kot katalizator pri nekaterih reakcijah.

Razlaga vezi v molekuli fosforjevega pentafluorida  $\text{PF}_5$ 

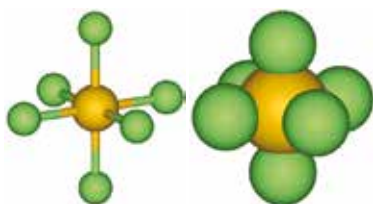
Vsak fluorov atom ima sedem, fosforjev atom pa pet zunanjih elektronov.



En fluorov in en fosforjev elektron tvorita skupni ali vezni elektronski par. Atom fluora želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo kovalentne vezi potreboval le en zunanji elektron fosforjevega atoma. Fosforjev atom potrebuje pet fluorovih elektronov za nastanek petih polarnih kovalentnih vezi. V molekuli fosforjevega pentafluorida  $\text{PF}_5$  je pet veznih elektronskih parov (pet polarnih kovalentnih vezi) in petnajst neveznih elektronskih parov na petih fluorovih atomih.

Oktaedrična oblika – žveplov heksafluorid  $\text{SF}_6$ 

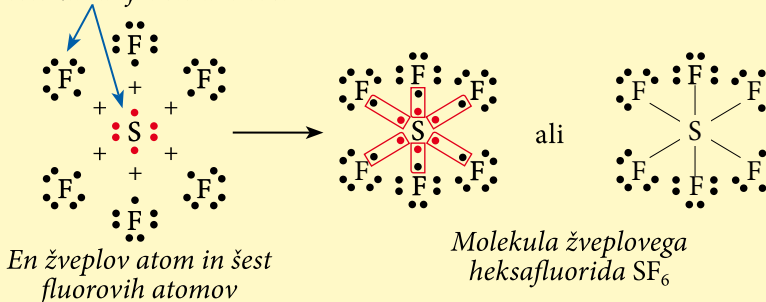
Molekulo žveplovega heksafluorida  $\text{SF}_6$  sestavljajo atom žvepla in šest atomov fluora, ki so povezani s šestimi polarnimi kovalentnimi vezmi.



Kroglični in kalotni model žveplovega heksafluorida  $\text{SF}_6$ . Molekula ima oktaedrično obliko. Koti med vezmi so  $90^\circ$ .

Razlaga vezi v molekuli žveplovega heksafluorida  $\text{SF}_6$ 

Vsak fluorov atom ima sedem, žveplov atom pa šest zunanjih elektronov.



En fluorov in en žveplov elektron tvorita skupni ali vezni elektronski par. Atom fluora želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), zato bo za tvorbo kovalentne vezi potreboval le en zunanji elektron žveplovega atoma. Žveplov atom potrebuje šest fluorovih elektronov za nastanek šestih polarnih kovalentnih vezi. V molekuli žveplovega heksafluorida  $\text{SF}_6$  je šest veznih elektronskih parov (šest polarnih kovalentnih vezi) in osemnajst neveznih elektronskih parov na šestih fluorovih atomih.

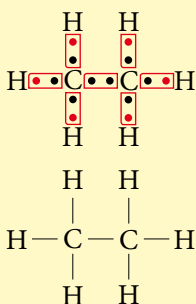
**Žveplov heksafluorid je nevnetljiv plin brez barve in vonja. Ni strupen, uporablja pa se v nekaterih elektronskih napravah kot dielektrik (ne prevaja električnega toka). Nastane z reakcijo med žveplom in fluorom.**

## Ogljikovodiki z dvema ogljikovima atomoma

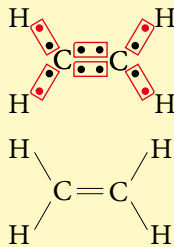
Metan  $\text{CH}_4$  uvrščamo med **ogljikovodike** – spojine ogljika in vodika. Ogljikovi in vodikovi atomi se lahko povezujejo tudi v večje molekule. Oglejmo si molekule ogljikovodikov s po dvema ogljikovima atomoma.

Poznamo tri ogljikovodike s po dvema ogljikovima atomoma v molekuli: **etan**  $\text{C}_2\text{H}_6$ , **eten**  $\text{C}_2\text{H}_4$  in **etin**  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

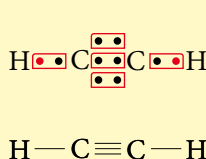
### Razlaga vezi v molekulah etana, etena in etina



*Etan – sedem veznih elektronskih parov, enojna kovalentna vez med ogljikovima atomoma*



*Eten – šest veznih elektronskih parov, dvojna kovalentna vez med ogljikovima atomoma*



*Etin – pet veznih elektronskih parov, trojna kovalentna vez med ogljikovima atomoma*

Ogljik se nahaja v četrty skupini periodnega sistema in ima štiri zunanje elektrone. Ker želi doseči polno zunanjo lupino (osem elektronov), bo za tvorbo štirih veznih elektronskih parov potreboval še štiri zunanje elektrone sosednjega ogljikovega in vodikovih atomov. Vsak ogljikov atom je s sosednjimi atomi povezan s štirimi kovalentnimi vezmi.

V etanu je med ogljikovima atomoma **enojna kovalentna vez**, s preostalimi tremi kovalentnimi vezmi so na vsak ogljikov atom vezani še po trije vodikovi atomi. Vezi okoli ogljikovih atomov so razporejene podobno kot v molekuli metana (tetraedrična razporeditev vezi). Vsi koti med vezmi niso povsem enaki, a ne odstopajo bistveno od idealnega tetraedrskega kota ( $109,5^\circ$ ).

V etenu je med ogljikovima atomoma **dvojna kovalentna vez**, s preostalima dvema kovalentnima vezema sta na vsak ogljikov atom vezana še po dva vodikova atoma. Vsi atomi molekule etena so v isti ravnini – molekula je planarna. Razporeditev vezi okoli ogljikovega atoma je trikotna, a se koti med vezmi nekoliko razlikujejo od kotov v idealni trikotni razporeditvi vezi ( $120^\circ$ ).

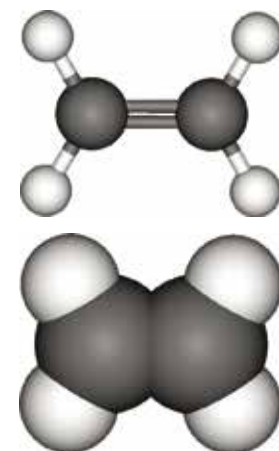
V etinu je med ogljikovima atomoma **trojna kovalentna vez**, s preostalo kovalentno vezjo je na vsak ogljikov atom vezan še po en vodikov atom. Etin (drugo ime: **acetilen**) uporabljamo za avtogeno varjenje.

Primerjajmo še moč (jakost) in dolžine vezi med ogljikovima atomoma v etanu, etenu in etinu. Trojna vez v etinu je močnejša (ima večjo energijo) kot dvojna vez v etenu in ta močnejša kot enojna vez v etanu. Poenostavljeno si lahko predstavljamo, da močnejša vez bolj privlači atome, zato je trojna vez krajša kot dvojna vez in ta krajša kot enojna vez.

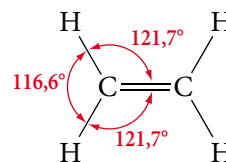
**Oblika molekule je odvisna od vrste, števila in načina povezovanja atomov. Lahko jo predvidimo glede na število veznih in neveznih elektronskih parov.**



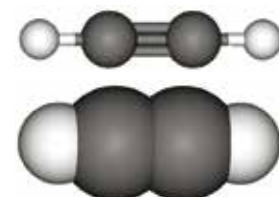
Kroglični in kalotni model etana  $\text{C}_2\text{H}_6$ . Spojina je pri sobnih pogojih v plinastem agregatnem stanju.



Kroglični in kalotni model etena  $\text{C}_2\text{H}_4$ . Molekula etena je planarna (vsi atomi so v isti ravnini).



Koti med vezmi v molekuli etena se nekoliko razlikujejo od kotov v idealni trikotni razporeditvi vezi ( $120^\circ$ ).



Kroglični in kalotni model etina  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Molekula etina ima linearno obliko.

## 3.4 Elektronegativnost elementov, polarnost spojin

### Katere molekule so polarne?

#### Elektronegativnost elementov

Vez med atomoma iste nekovine smo opredelili kot »nepolarno kovalentno«, vez med atomoma različnih nekovin pa kot »polarno kovalentno«. Pojasnimo to delitev.

Molekula je sestavljena iz dveh ali več atomov. Vsak atom ima pozitivno jedro, ki privlači elektrone v svoji bližini. Privlači tudi elektrone v veznem elektronskem paru. Nekateri elementi privlačijo elektrone bolj, drugi manj. Moč tega privlaka opisujemo z elektronegativnostjo. **Elektronegativnost je sposobnost atoma elementa, vezanega v spojini, da privlači elektrone.**

Običajno uporabljamo **Paulingovo lestvico elektronegativnosti**, po kateri je fluor najbolj elektronegativen element z relativno vrednostjo elektronegativnosti 4,0.

**Elektronegativnosti elementov glavnih skupin prvih petih period.** Številčne vrednosti predstavljajo relativne vrednosti po Paulingu.

Elektronegativnosti se po periodi desno večajo.

Elektronegativnosti se po skupini navzdol manjšajo.

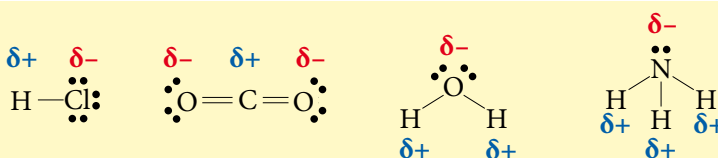
|           |           |           |           |           |           |           |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| H<br>2,1  |           |           |           |           |           |           |
| Li<br>1,0 | Be<br>1,5 | B<br>2,0  | C<br>2,5  | N<br>3,0  | O<br>3,5  | F<br>4,0  |
| Na<br>1,0 | Mg<br>1,2 | Al<br>1,5 | Si<br>1,8 | P<br>2,1  | S<br>2,5  | Cl<br>3,0 |
| K<br>0,9  | Ca<br>1,0 | Ga<br>1,7 | Ge<br>1,9 | As<br>2,1 | Se<br>2,4 | Br<br>2,8 |
| Rb<br>0,9 | Sr<br>1,0 | In<br>1,6 | Sn<br>1,8 | Sb<br>1,9 | Te<br>2,1 | I<br>2,5  |



Ameriški kemik *Linus Pauling* (1901–1994), dvakratni Nobelov nagrajenec (za kemijo 1954, za mir 1962). Običajno uporabljamo njegovo lestvico elektronegativnosti.

V preglednici ni žlahtnih plinov, ki tvorijo manj spojin kot drugi elementi. Nekovine v desnem zgornjem delu periodnega sistema so najbolj elektronegativne. Na drugi strani periodnega sistema pa so kovine, ki imajo najmanjšo elektronegativnost. Pravimo, da so **elektropozitivne**.

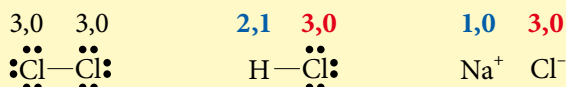
Z vrednostmi elektronegativnosti lahko predvidimo polarnost kovalentne vezi. V molekuli spojine označimo bolj elektronegativen element z  $\delta^-$ , bolj elektropozitiven element pa  $\delta^+$ . Simbol  $\delta^-$  preberemo »delno negativen naboj«, simbol  $\delta^+$  pa »delno pozitiven naboj«. Oglejmo si nekaj primerov.



V vseh navedenih primerih je vez polarna kovalentna, ker se nekovine razlikujejo v elektronegativnosti. Čim večja je razlika v elektronegativnosti elementov, tem bolj je vez polarna. Pri zelo velikih razlikah v elektronegativnosti elementov, npr. v spojini kovine in nekovine, pa govorimo o ionski vezi.

Vez med atomoma iste nekovine (npr. v dvoatomnih molekulah halogenov) je nepolarna kovalentna, ker se elementa ne razlikujeta v elektronegativnosti.

Primerjajmo klor  $\text{Cl}_2$ , vodikov klorid  $\text{HCl}$  in natrijev klorid  $\text{NaCl}$ .



V molekuli klora  $\text{Cl}_2$  sta oba atoma enako elektronegativna, zato je vez nepolarna kovalentna. V molekuli vodikovega klorida  $\text{HCl}$  se vodik in klor razlikujeta v elektronegativnosti, zato je vez polarna kovalentna. Natrijev klorid je ionska spojina (natrij je kovina, klor je nekovina), razlika v elektronegativnosti je velika.

**Elektronegativnost je sposobnost atoma elementa, vezanega v spojini, da privlači elektrone. Elektronegativnost narašča po periodi desno in se manjša po skupini navzdol. Najbolj elektronegativen element je fluor. Čim bolj se elementa, vezana v spojini, razlikujeta v elektronegativnosti, tem bolj je vez med njima polarna. Pri ionskih spojinah je razlika v elektronegativnosti elementov velika.**

## Polarnost spojin

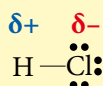
V molekulah elementov (npr. klor  $\text{Cl}_2$ ) so vezi nepolarne kovalentne in tudi te molekule so nepolarne. Drugače je pri molekulah spojin. V molekulah spojin so vezi polarne kovalentne, a je od strukture molekule odvisno, ali je le-ta polarna ali nepolarna. Povedano drugače: molekula je lahko tudi nepolarna, čeprav so vezi med atomi polarne kovalentne.

**Molekula je polarna, če ima en del molekule drugačno elektronsko gostoto kot drugi del molekule.** Pravimo, da ima **dipol** (dva pola). En pol je bolj pozitiven, drugi pol je bolj negativen.

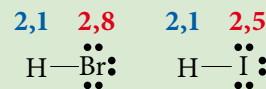
Nepolarne molekule nimajo dipola. V nepolarni molekuli ima en del molekule enako elektronsko gostoto kot drugi del molekule.

Pojasnimo polarnost nekaterih molekul.

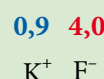
V molekuli vodikovega klorida je klorov atom bolj elektronegativen kot vodikov atom, torej bolj privlači elektrone. Elektronska gostota je večja pri kloru in manjša pri vodiku. Ker ima en del molekule drugačno elektronsko gostoto kot drugi del molekule, je molekula polarna oz. ima dipol.



V molekuli ogljikovega dioksida  $\text{CO}_2$  sta kisikova atoma bolj elektronegativna kot ogljikov atom, torej bolj privlačita elektrone. Oba kisikova atoma seveda privlačita elektrone enako močno, zato je



V nizu spojin  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  in  $\text{HI}$  je vez najbolj polarna pri vodikovem fluoridu, kjer je razlika v elektronegativnosti elementov največja. Najmanj je polarna vez pri vodikovem jodidu, kjer je razlika v elektronegativnosti elementov najmanjša.



Pri ionskih spojinah je razlika v elektronegativnosti velika.

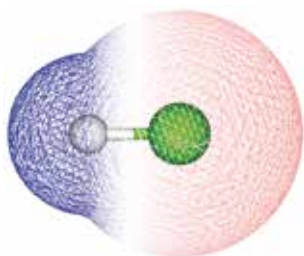
| Molekula             | Dipolni moment (D) |
|----------------------|--------------------|
| $\text{H}_2$         | 0                  |
| $\text{CO}_2$        | 0                  |
| $\text{CH}_4$        | 0                  |
| $\text{HF}$          | 1,78               |
| $\text{HCl}$         | 1,07               |
| $\text{HBr}$         | 0,79               |
| $\text{HI}$          | 0,38               |
| $\text{H}_2\text{O}$ | 1,85               |
| $\text{H}_2\text{S}$ | 0,95               |
| $\text{NH}_3$        | 1,47               |

Velikost dipola izražamo z dipolnim momentom. Čim bolj je molekula polarna, tem večji je njen dipolni moment. Dipolni moment označujemo s črko  $\mu$ . Enota za dipolni moment je debye (oznaka D). Bolj polarne molekule imajo večje dipolne momente. Nepolarne molekule imajo dipolni moment 0.

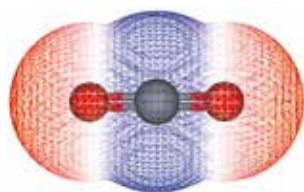
**Dipol pomeni dva pola; en pol je bolj pozitiven, drugi pol je bolj negativen.**



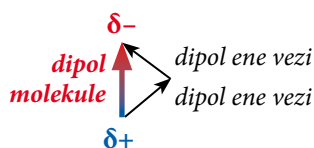
## 3.4 Elektronegativnost elementov, polarnost spojin



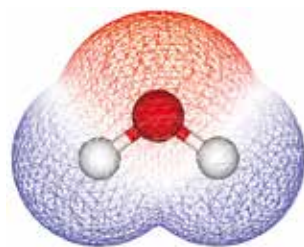
Model molekule vodikovega klorida HCl s prikazano porazdelitvijo naboja. Bolj negativni del molekule je obarvan rdeče, bolj pozitivni del molekule pa modro. Molekula je polarna.



Model molekule ogljikovega dioksida CO<sub>2</sub> s prikazano porazdelitvijo naboja. Molekula je nepolarna.

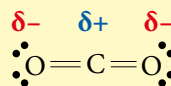


Dipole obeh vezi se seštejemo tako, da začetek ene puščice premaknemo v konec druge puščice. Dipol molekule predstavlja puščica, ki poteka od začetka ene do konca druge puščice.

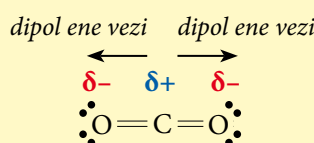


Model molekule vode H<sub>2</sub>O s prikazano porazdelitvijo naboja. Molekula je polarna.

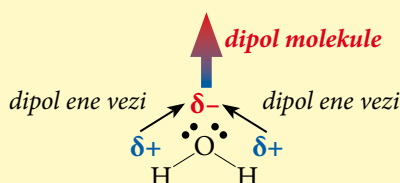
elektronska gostota na enem delu molekule enaka kot na drugem delu molekule. Molekula ogljikovega dioksida je nepolarna, čeprav sta vezi med atomi polarni kovalentni.



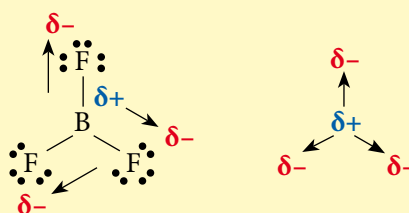
Nepolarnost molekule lahko pojasnimo tudi drugače. Dipol polarne kovalentne vezi označimo s puščico, ki se začne pri bolj elektropozitivnem atomu in konča pri bolj elektronegativnem atomu ter poteka v smeri vezi. Ker sta oba kisikova atoma enako elektronegativna in enako oddaljena od ogljikovega atoma, sta tudi dolžini puščic enaki. Ker pa sta puščici orientirani ravno v nasprotnih smereh se oba dipola kovalentnih vezi izničita. Molekula je nepolarna.



V molekuli vode H<sub>2</sub>O je kisikov atom bolj elektronegativen kot vodikovi atomi, torej bolj privlači elektrone. Elektronska gostota je tako večja pri kisiku in manjša pri vodiku. Ker ima en del molekule drugačno elektronsko gostoto kot drugi del molekule, je molekula polarna. Pojasnjeno drugače: dipol vsake kovalentne vezi je označen s črno puščico, ki poteka od bolj elektropozitivnega vodikovega atoma k bolj elektronegativnemu kisikovemu atomu v smeri kovalentne vezi. Puščici sta enako dolgi, ker sta vodikova atoma enako elektronegativna in enako oddaljena od kisikovega atoma. Ker pa nista orientirani v nasprotnih smereh, se dipola vezi ne izničita. Dipol molekule (modro-rdeča puščica) je vsota obeh dipolov vezi (črni puščici). Molekula ima dipol in je polarna.



V molekuli borovega trifluorida BF<sub>3</sub> so fluorovi atomi bolj elektronegativni kot borov atom, torej bolj privlačijo elektrone. Vsi fluorovi atomi privlačijo elektrone enako močno, zato je elektronska gostota na vseh treh delih molekule enaka. Molekula borovega trifluorida je nepolarna, čeprav je vez med atomi polarna kovalentna. Molekula nima dipola, ker se dipoli treh kovalentnih vezi izničijo.



Nepolarnost molekule  $\text{BF}_3$  je posledica simetrične trikotne razporeditve fluorovih atomov okoli borovega atoma.

Povsem drugačna je razporeditev vodikovih atomov okoli dušikovega atoma v molekuli amonijaka  $\text{NH}_3$ . Dušikov atom je bolj elektronegativen kot vodikovi atomi. Elektronska gostota je večja pri dušiku, molekula je polarna.

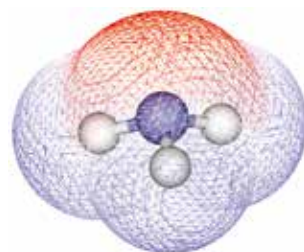
Polarna je tudi molekula vodikovega cianida  $\text{HCN}$ . Dušikov atom je bolj elektronegativen kot vodikov in ogljikov atom. Elektronska gostota je večja pri dušiku, molekula je polarna.

Polarna je npr. tudi molekula vodikovega sulfida  $\text{H}_2\text{S}$ , ki ima podobno obliko kot molekula vode (kotna oblika).

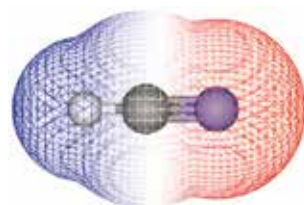
Nepolarne so npr. molekule berilijevega klorida  $\text{BeCl}_2$ , (simetrična linearna razporeditev klorovih atomov okoli centralnega berilijevega atoma), ogljikovega disulfida  $\text{CS}_2$  (simetrična linearna razporeditev žveplovih atomov okoli centralnega ogljikovega atoma), fosforjevega pentafluorida  $\text{PF}_5$  (simetrična trikotno bipiramidalna razporeditev fluorovih atomov okoli centralnega fosforjevega atoma) in žveplovega heksafluorida  $\text{SF}_6$  (simetrična oktaedrična razporeditev fluorovih atomov okoli centralnega žveplovega atoma).

Iz navedenih primerov je razvidno, da lahko na polarnost molekule sklepamo iz njene strukture (vrste in razporeditve atomov v molekuli). Utrdimo znanje s pomočjo spodnje preglednice.

**Molekule spojin so lahko polarne ali nepolarne. Če ima en del molekule drugačno elektronsko gostoto kot drugi del molekule, je molekula polarna. Pravimo, da ima dipol.**



Model molekule amonijaka  $\text{NH}_3$  s prikazano porazdelitvijo naboja. Molekula je polarna.



Model molekule vodikovega cianida  $\text{HCN}$  s prikazano porazdelitvijo naboja. Molekula je polarna.

| Formula spojine    | $\text{HCl}$                 | $\text{BeCl}_2$                                 | $\text{CO}_2$                                | $\text{HCN}$                       |
|--------------------|------------------------------|-------------------------------------------------|----------------------------------------------|------------------------------------|
| Ime spojine        | vodikov klorid               | berilijev klorid                                | ogljikov dioksid                             | vodikov cianid                     |
| Polarnost spojine  | polarna                      | nepolarna                                       | nepolarna                                    | polarna                            |
| Oblika molekule    | linearna                     | linearna                                        | linearna                                     | linearna                           |
| Kot med vezmi      | /                            | $180^\circ$                                     | $180^\circ$                                  | $180^\circ$                        |
| Strukturna formula | $\text{H}-\ddot{\text{Cl}}:$ | $:\ddot{\text{Cl}}-\text{Be}-\ddot{\text{Cl}}:$ | $:\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}:$ | $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}:$ |

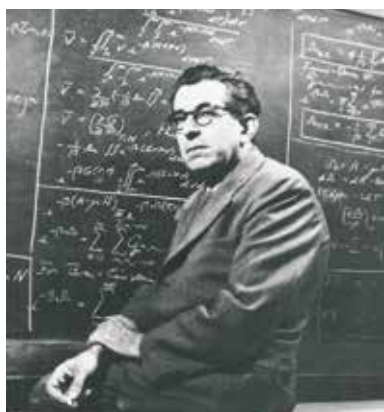
| Formula spojine    | $\text{BF}_3$                                                                                                                        | $\text{H}_2\text{O}$                                                                              | $\text{NH}_3$                                                                                                      | $\text{CH}_4$                                                                               |
|--------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------|
| Ime spojine        | borov trifluorid                                                                                                                     | voda                                                                                              | amonijak                                                                                                           | metan                                                                                       |
| Polarnost spojine  | nepolarna                                                                                                                            | polarna                                                                                           | polarna                                                                                                            | nepolarna                                                                                   |
| Oblika molekule    | trikotna                                                                                                                             | kotna                                                                                             | piramidalna                                                                                                        | tetraedrična                                                                                |
| Kot med vezmi      | $120^\circ$                                                                                                                          | $104,5^\circ$                                                                                     | $107^\circ$                                                                                                        | $109,5^\circ$                                                                               |
| Strukturna formula | $\begin{array}{c} :\ddot{\text{F}}: \\   \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ :\ddot{\text{F}}: \quad :\ddot{\text{F}}: \end{array}$ | $\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} :\ddot{\text{N}}: \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ |

## 3.5 Molekulske vezi

### Kakšne sile delujejo med molekulami?



Molekulske vezi imenujemo tudi Van der Waalove vezi po nizozemskem fiziku Johannesu Dideriku van der Waalsu (1837–1923), ki je proučeval vpliv molekulskih sil na obnašanje plinov. Leta 1910 je dobil Nobelovo nagrado za fiziko.



V tuji literaturi uporabljajo za disperzijske sile tudi izraz Londonove sile po fiziku Fritzu Londonu (1900–1954). (Slika je iz Duke University Archives, Perkins Library.)

### Privlačne sile med molekulami

Med molekulami delujejo **privlačne sile**. Vzrok teh sil je **privlak med nasprotnimi (pozitivnimi oz. negativnimi) naboji**. Te sile imenujemo **molekulske vezi** ali **Van der Waalove vezi**.

**Molekulske vezi so bistveno šibkejše** kot kovalentne ali ionske vezi. Energija kovalentnih vezi je nekaj sto kJ/mol, npr. energija kovalentne vezi v molekuli vodika  $H_2$  je 436 kJ/mol. Energija molekulskih vezi ima vrednosti od manj kot 1 kJ/mol do približno 40 kJ/mol.

Med molekulske vezi uvrščamo:

- ▶ disperzijske sile;
- ▶ induksijske sile;
- ▶ orientacijske sile;
- ▶ vodikove vezi.

Vodikove vezi bomo zaradi pomembnosti obravnavali ločeno.

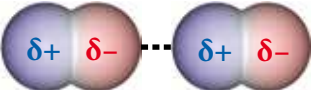
### Disperzijske sile

Disperzijske sile opazimo **med nepolarnimi molekulami** (npr. dvoatomne molekule  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$  ali druge nepolarne molekule, npr. metan  $CH_4$  ali etan  $C_2H_6$ ), pa tudi **med atomi žlahtnih plinov** (npr. neon, argon ...).

Vzrok disperzijskih sil so privlaki med kratkotrajnimi (trenutnimi) dipoli sosednjih molekul. Pojasnimo nastanek teh sil.

Elektroni znotraj molekule se gibljejo neurejeno, zato se lahko zgodi, da je zelo kratek čas v določenem področju molekule več elektronov kot v drugem področju. Področje z več elektroni ima tako trenutno delno negativen naboj ( $\delta^-$ ), področje z manj elektroni pa trenutno delno pozitiven naboj ( $\delta^+$ ). Neenaka razporeditev elektronov (in s tem tudi naboja) povzroči nastanek kratkotrajnega dipola (poenostavljeno lahko rečemo, da nepolarna molekula postane za kratek čas polarna). Ta kratkotrajni dipol nato povzroči premik elektronov v bližnji nepolarni molekuli – inducira (vzbudi) ji dipol. Pravimo, da ena molekula **polarizira** sosednjo molekulo. Proces imenujemo **polarizacija**. Tako nastali dipoli se privlačijo med seboj. Privlak imenujemo disperzijska sila.

Oglejmo si nastanek disperzijskih sil z modeli.

| Dve nepolarni molekuli                                                                                                                               | Molekula s kratkotrajnim dipolom (levo) in bližnja nepolarna molekula                                                                 | Privlak med dvema molekulama s kratkotrajnima dipoloma                                |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|
|                                                                   |                                                    |  |
| Zaradi neurejenega gibanja elektronov nastane v določenem trenutku v eni nepolarni molekuli (bela barva) kratkotrajni dipol (modro-rdeče obarvanje). | Molekula s kratkotrajnim dipolom inducira dipol v bližnji nepolarni molekuli (jo polarizira). Nastali dipoli se med seboj privlačijo. |                                                                                       |

Disperzijske sile so šibke, njihova moč pa je odvisna od tega, kako lahko se molekula polarizira (kako je **polarizabilna**) oz. kako lahko se v molekuli inducira dipol. Večje molekule z večjim številom elektronov je lažje polarizirati (so bolj polarizabilne), v njih se elektronski oblak (elektronska gostota) zaradi učinkovanja sosednjih polarnih molekul lažje spremeni. Manjše molekule z manjšim številom elektronov je težje polarizirati (so manj polarizabilne). **Polarizabilnost** je merilo, s katerim opisujemo, kako lahko se delec (atom ali molekula) polarizira.

Moč disperzijskih sil narašča s številom elektronov v molekuli.

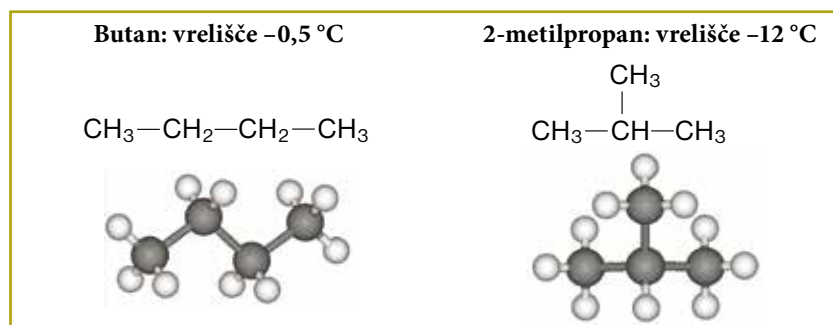
Molekulske vezi vplivajo na različne fizikalne lastnosti snovi, še posebej pa je to opazno pri vreliščih. V spodnji preglednici so navedena vrelišča žlahtnih plinov (elementi VIII. skupine periodnega sistema), halogenov (elementi VII. skupine periodnega sistema) in šestih alkanov.

Tako med atomi žlahtnih plinov kot tudi med molekulami halogenov in alkanov delujejo disperzijske sile. V vseh treh serijah opazimo, da se **vrelišča podobnih snovi povečujejo z naraščajočo molsko maso**.

| Žlahtni plin | Vrelišče (°C) | Halogen         | Vrelišče (°C) | Alkan                          | Vrelišče (°C) |
|--------------|---------------|-----------------|---------------|--------------------------------|---------------|
| He           | -269          | F <sub>2</sub>  | -188          | CH <sub>4</sub>                | -161          |
| Ne           | -246          | Cl <sub>2</sub> | -34           | C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>  | -88           |
| Ar           | -186          | Br <sub>2</sub> | 59            | C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>  | -42           |
| Kr           | -153          | I <sub>2</sub>  | 184           | C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> | -0,5          |
| Xe           | -108          |                 |               | C <sub>5</sub> H <sub>12</sub> | 36            |
| Rn           | -62           |                 |               | C <sub>6</sub> H <sub>14</sub> | 69            |

V tekočinah so delci (atomi oz. molekule) zelo blizu drug drugega, med seboj se privlačijo z molekulskimi vezmi. Pri uparevanju tekočin je za premagovanje tega privlaka potrebno dovesti zadostno količino energije. **Čim močnejše so molekulske vezi, tem več energije potrebujemo za njihovo premagovanje in tem višje je zato vrelišče.**

Na moč molekulskih vezi in s tem tudi na vrelišče vpliva tudi oblika molekule. Butan in 2-metilpropan sta alkana z enako molekulsko formulo C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, a se razlikujeta v vreliščih. Butan ima vrelišče -0,5 °C, 2-metilpropan pa -12 °C.



Kako lahko pojasnimo to razliko v vreliščih? Molekula butana je bolj raztegnjena, zato omogoča večji stik s sosednjimi molekulami kot bolj kompaktna molekula 2-metilpropana. Poenostavljeno bi lahko rekli, da ima molekula butana večjo površino kot molekula 2-metilpropana, zato lahko tvori več molekulskih vezi oz. močnejši privlak. Zaradi močnejšega privlaka je tudi vrelišče butana višje.



Znanstveno-fantastični filmi pogosto vpletajo spoznanja iz fizike in kemije. V eni od epizod nanizanke Zvezdne steze (Star Trek – Voyager) so se soočili s sevanjem, ki je razkrajalo molekulske (»molekularne«) vezi.



Butan je v jeklenkah gospodinjskega plina zaradi visokega tlaka utekočinjen.



## 3.5 Molekulske vezi



V epruveto smo dali vodo in tetraklorometan  $\text{CCl}_4$ . Voda je polarna,  $\text{CCl}_4$  pa nepolarna spojina, zato se ne mešata. Zgornja plast je voda, ki ima manjšo gostoto kot  $\text{CCl}_4$ . Nato smo dodali kristalček joda, ki se je raztopil v  $\text{CCl}_4$  (vijolično obarvanje), vodna plast pa ni opazno spremenila barve. Jod  $\text{I}_2$  je nepolarna snov in se bolje raztaplja v nepolarnih topilih kot v polarni vodi.

V tuji literaturi uporabljajo za orientacijske sile tudi izraz dipol-dipol privlak.



Led ima manjšo gostoto kot voda (vzrok so vodikove vezi med molekulami), zato na njej plava. Dne 14. aprila 1912 je razkošna potniška ladja Titanic na svoji prvi plovbi v New York trčila v ledeno goro in se potopila.

Nekateri avtorji obravnavajo vodikovo vez kot poseben primer orientacijske sile, nekateri pa je sploh ne uvrščajo med molekulske vezi.

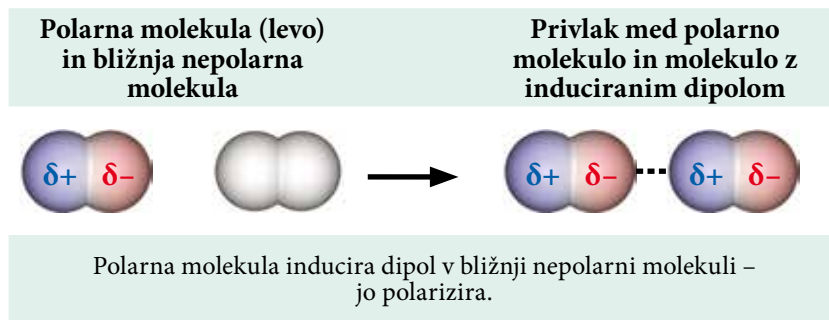
Nekateri avtorji omenjajo manj izrazito vodikovo vez tudi v primeru spojin vodika z manj elektronegativnimi elementi (klorom, bromom, jodom in žveplom).

## Indukcijske sile

O indukcijskih silah govorimo v primeru privlaka **med polarnimi in nepolarnimi molekulami**. Polarna molekula s svojim stalnim dipolom inducira dipol v bližnji nepolarni molekuli. Pravimo, da polarna molekula polarizira sosednjo nepolarno molekulo. Tako nastali dipoli se med seboj privlačijo. Privlak imenujemo indukcijska sila.

Indukcijske sile so šibke. Prisotne so npr. v vodni raztopini joda. Polarne molekule vode  $\text{H}_2\text{O}$  polarizirajo nepolarne molekule joda  $\text{I}_2$ .

Oglejmo si nastanek indukcijskih sil z modeli.

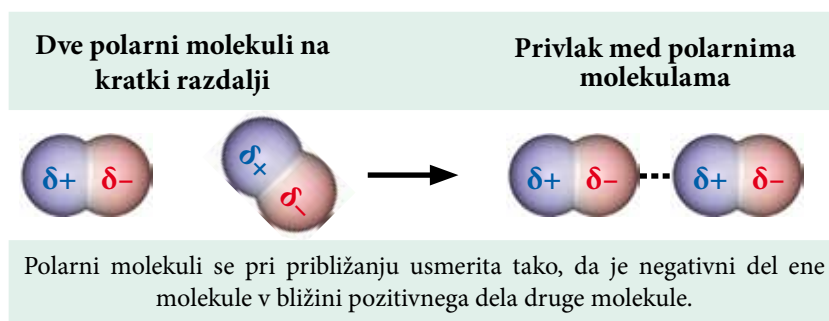


## Orientacijske sile

Orientacijske sile nastanejo **med polarnimi molekulami** (npr. med molekulami vodikovega sulfida  $\text{H}_2\text{S}$ ). Polarne molekule imajo stalen dipol. Pri približanju na dovolj majhne razdalje se molekule orientirajo tako, da se negativni del ene molekule usmeri k pozitivnemu delu druge molekule. Privlak imenujemo orientacijska sila.

Orientacijske sile so šibke, njihova moč pa je odvisna od polarnosti molekule. Bolj polarne molekule tvorijo močnejše orientacijske sile.

Oglejmo si nastanek orientacijskih sil z modeli.



**Med molekulske vezi uvrščamo disperzijske sile, indukcijske sile, orientacijske sile in vodikove vezi.**

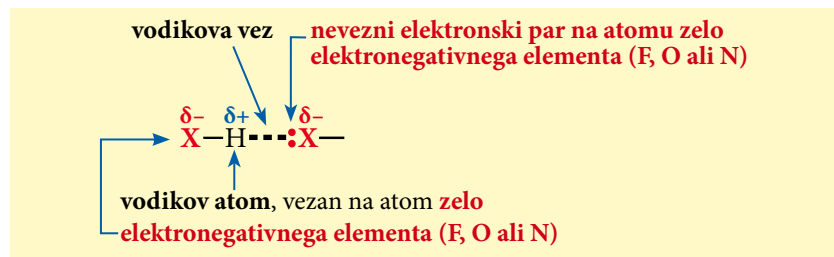
## Vodikova vez

V nekaterih snoveh srečamo še posebej močan privlak, ki zelo vpliva na njihove fizikalne lastnosti. Ta privlak imenujemo **vodikova vez**, ker je vodikov atom ključni del tega privlaka. **Vodikova vez je privlak med elektropozitivnim vodikovim atomom, ki je vezan na atom zelo elektronegativnega elementa (fluor, kisik ali dušik), in neveznim elektronskim parom atoma zelo elektronegativnega elementa (fluor, kisik ali dušik).**



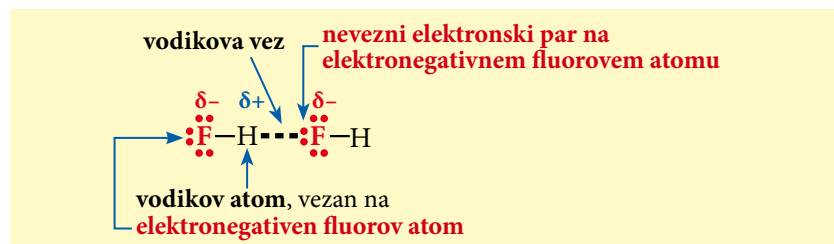
Med binarnimi spojinami (spojine, v katerih sta vezana dva različna elementa) tvorijo vodikovo vez npr. vodikov fluorid HF, voda  $\text{H}_2\text{O}$  in amonijak  $\text{NH}_3$ . Najdemo jo tudi med molekulami vodikovega peroksida  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

Vodikovo vez prikažemo z naslednjim splošnim zapisom (X predstavlja atom fluora, kisika ali dušika):



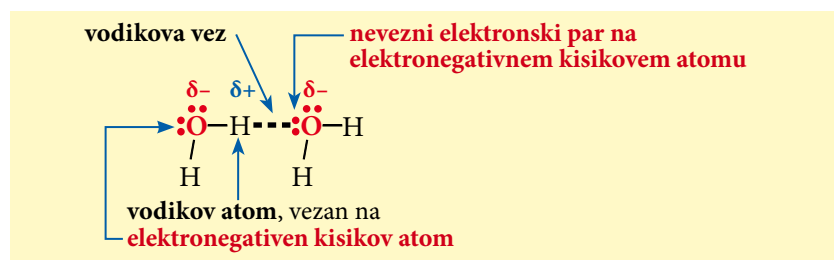
Pojasnimo vodikovo vez na primeru vodikovega fluorida HF.

Atom fluora je zelo elektronegativen, torej močno privlači elektrone in ima delno negativen naboj ( $\delta^-$ ). Zato ima nanj vezan vodikov atom v molekuli HF primanjkljaj elektronov in delno pozitiven naboj ( $\delta^+$ ). Pojavi se privlak med vodikovim atomom, ki mu primanjkuje elektronov, in neveznim elektronskim parom elektronegativnega fluorovega atoma sosednje molekule. Ta privlak (na sliki označen s črtkano črto) imenujemo vodikova vez.



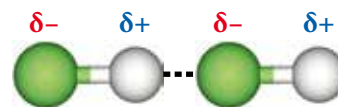
Poenostavljeno si lahko predstavljamo, da je vodikov atom vezan med dva zelo elektronegativna atoma – na enega s kovalentno vezjo, na drugega pa z vodikovo vezjo.

Še posebej so močne vodikove vezi med molekulami vode. Vodikov atom ene molekule vode privlači nevezni elektronski par na kisikovem atomu druge molekule vode. Ker sta na vsakem kisikovem atomu vezana dva vodikova atoma, obenem pa ima kisikov atom še dva nevezna elektronska para, se lahko vsaka molekula vode povezuje s kar štirimi vodikovimi vezmi s sosednjimi molekulami vode.

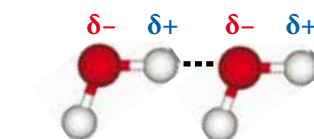


Vodikova vez povzroča nekatere nenavadne (uporabljamo tudi izraz »anomalne«) lastnosti vode. To so:

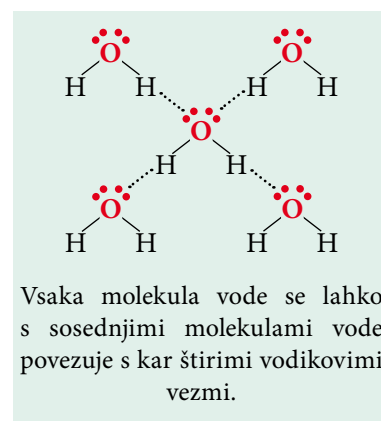
- ▶ visoko vrelišče vode;
- ▶ visoka talilna, izparilna in specifična toplota vode;
- ▶ nenavadna gostota vode (majhna gostota ledu).



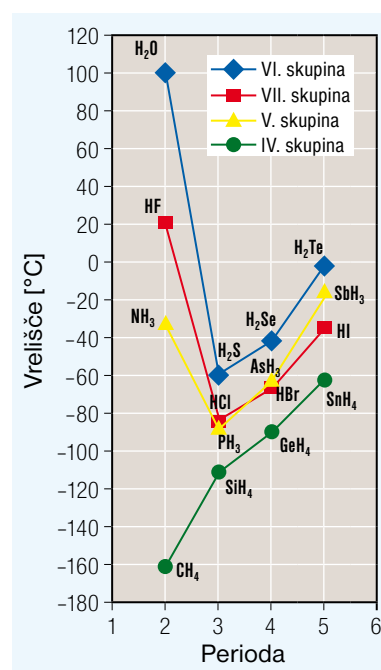
Vodikova vez med molekulama vodikovega fluorida je prikazana s črtkano črto. Zelena kroglja predstavlja atom fluora, bela kroglja pa atom vodika.



Vodikova vez med molekulama vode je prikazana s črtkano črto. Rdeča kroglja predstavlja atom kisika, bela kroglja pa atom vodika.



Vsaka molekula vode se lahko s sosednjimi molekulami vode povezuje s kar štirimi vodikovimi vezmi.

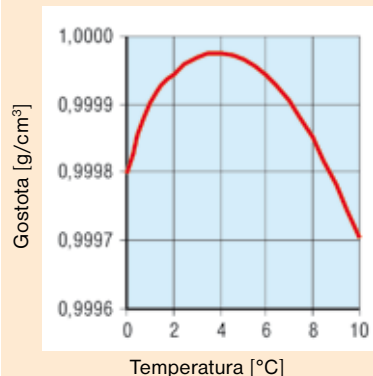
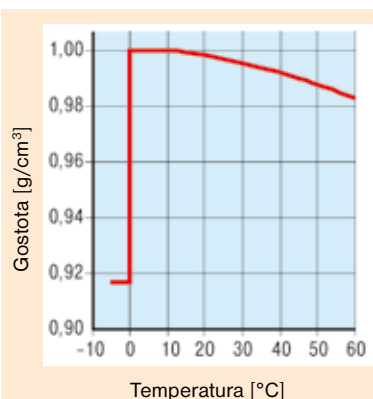


Vrelišča hidridov: voda  $\text{H}_2\text{O}$ , vodikov fluorid HF in amonijak  $\text{NH}_3$  imajo nenavadno visoka vrelišča.

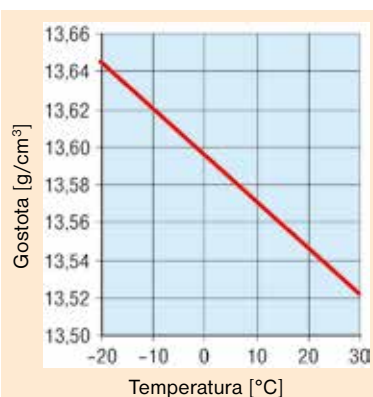
## 3.5 Molekulske vezi

|                    | benzen | voda |
|--------------------|--------|------|
| vrelišče [°C]      | 80     | 100  |
| specifična [J/kgK] | 1705   | 4190 |
| talilna [J/g]      | 127    | 333  |
| izparilna [J/g]    | 396    | 2260 |

**Primerjava vrelišča, specifične toplote, talilne toplote in izparilne toplote benzena  $C_6H_6$  in vode  $H_2O$**



Gostota vode pri različnih temperaturah. Voda ima največjo gostoto pri 4 °C.



Gostota živega srebra pri različnih temperaturah. Z naraščajočo temperaturo se gostota živega srebra enakomerno zmanjšuje.

Vrelišče vode pri običajnem zračnem tlaku je 100 °C, kar je presenetljivo visoko za spojino s tako majhno molsko maso. Praviloma v vrsti sorodnih spojin vrelišče narašča z molsko maso. Pričakovali bi, da bi v vrsti spojin  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$  in  $H_2Te$  (hidridi VI. skupine) imela voda najnižje vrelišče, vodikov telurid  $H_2Te$  pa najvišje. Iz grafa na prejšnji strani lahko razberemo, da ima  $H_2Te$  pričakovano višje vrelišče kot  $H_2Se$  in ta kot  $H_2S$ , vendar pa ima voda med navedenimi spojinami najvišje vrelišče. Vzrok temu so vodikove vezi med molekulami vode, zaradi katerih je pri spremembi agregatnega stanja potrebno dovesti dodatno energijo.

Podobno odstopanje opazimo tudi pri vreliščih vodikovega fluorida HF in amonijaka  $NH_3$ .

Vodikova vez vpliva tudi na talilno toploto (količina energije, ki jo moramo dovesti, da stalimo določeno maso snovi), izparilno toploto (količina energije, ki jo moramo dovesti, da uparimo določeno maso snovi) in specifično toploto (količina energije, ki jo moramo dovesti, da segrejemo določeno maso snovi za 1 K) vode.

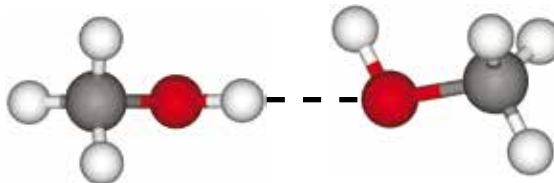
Primerjava vrednosti specifične, talilne in izparilne toplote vode  $H_2O$  in benzena  $C_6H_6$  (glejte stranski stolpec) pokaže, da so te vrednosti pri vodi bistveno večje. Benzen  $C_6H_6$  je nepolarna spojina, ki ima sicer večjo molsko maso, a za razliko od vode ne tvori vodikovih vezi.

Vodikova vez močno vpliva tudi na gostoto vode. Grafa v stranskem stolpcu prikazujeta odvisnost gostote vode od temperature. Voda ima tališče pri 0 °C. Iz grafov lahko razberemo, da se gostota vode precej nenavadno spreminja s temperaturo. Led ima manjšo gostoto kot tekoča voda, zato plava na njej. Največjo gostoto doseže voda pri 4 °C (0,999973 g/cm<sup>3</sup>), nakar se z naraščajočo temperaturo zmanjšuje. Pri 100 °C je gostota vode 0,958 g/cm<sup>3</sup>. Pojasnimo to opažanje.

V kristalu ledu so molekule vode preko vodikovih vezi povezane v posebno strukturo, znotraj katere so veliki prazni prostori. To pojasnjuje majhno gostoto ledu (0,917 g/cm<sup>3</sup>). Pri taljenju ledu se del vodikovih vezi prekine, struktura ledu se začne rušiti. Proste molekule vode, ki niso več omejene z vodikovimi vezmi, zaidejo v prazne prostore. Zato se pri 0 °C gostota vode naenkrat poveča od 0,917 g/cm<sup>3</sup> na 0,9998 g/cm<sup>3</sup>. Pri nadaljnjem segrevanju se prekine še več vodikovih vezi, kar sprosti še več molekul vode in omogoči še boljšo zasedenost prostora. Zato se gostota povečuje tudi v območju med 0 °C in 4 °C. Pri segrevanju nad 4 °C pa opazimo pričakovano zmanjševanje gostote vode z naraščajočo temperaturo. Za primerjavo si oglejmo še graf spreminjanja gostote tekočega živega srebra s temperaturo. Opazimo lahko, da se gostota živega srebra dokaj enakomerno zmanjšuje z naraščajočo temperaturo.

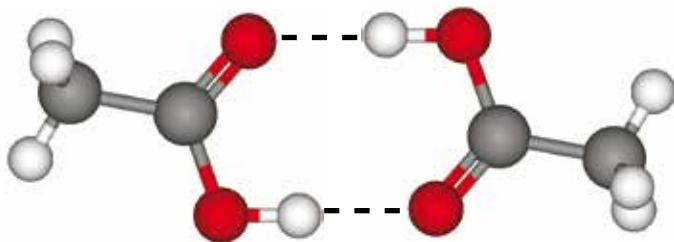
Vodikovo vez najdemo tudi v nekaterih organskih spojinah, npr. alkoholih in karboksilnih kislinah.

**Vodikova vez med molekulama najpreprostejšega alkohola – metanola  $CH_3OH$**

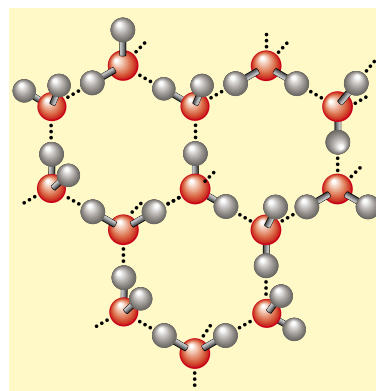


Molekuli karboksilnih kislin se lahko povežeta z dvema vodikovima vezema.

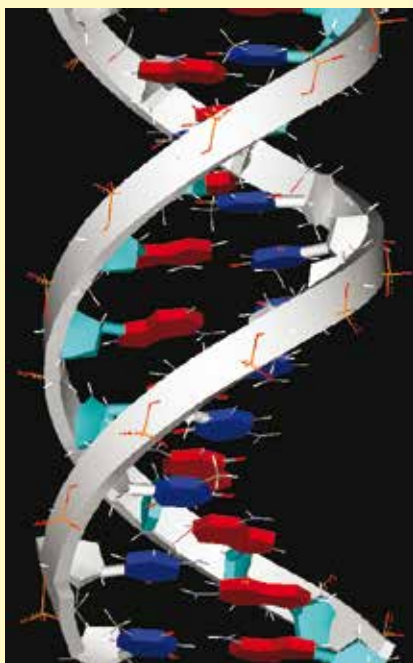
Vodikova vez med molekulama očetne kisline  $\text{CH}_3\text{COOH}$



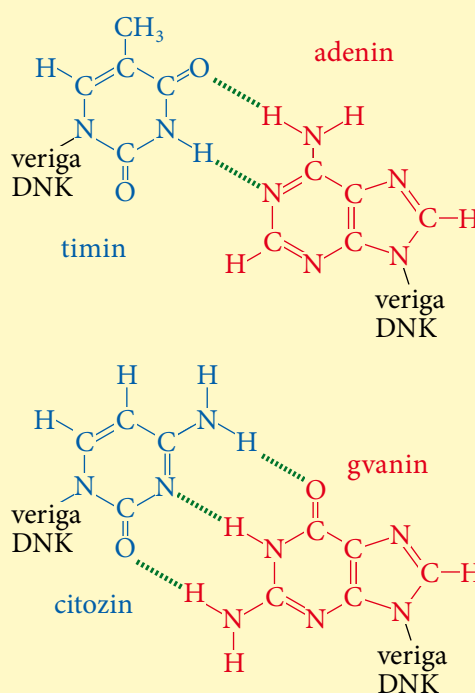
Vodikova vez ima pomembno vlogo tudi v beljakovinah in DNK (deoksiribonukleinska kislina).



Model strukture ledu. Molekule vode so preko vodikovih vezi povezane v posebno strukturo, znotraj katere so veliki prazni prostori.



Model molekule DNK. Molekulo DNK sestavljata dve verigi atomov (bel trak), ki sta oviti ena okoli druge (dvojna vijačnica). Obe verigi sta povezani preko organskih dušikovih spojin (rdeče in temno modro obarvani liki) z vodikovimi vezmi.



V DNK se z vodikovimi vezmi (zelena barva) povezujejo organski dušikovi spojin **timin** in **adenin** ter **citozin** in **gvanin**.

Vodikova vez je privlak med elektropozitivnim vodikovim atomom, ki je vezan na atom zelo elektronegativnega elementa (fluor, kisik ali dušik) in neveznim elektronskim parom atoma zelo elektronegativnega elementa (fluor, kisik ali dušik). Najdemo jo v preprostih anorganskih spojinah ( $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ) in v nekaterih organskih spojinah (alkoholi, karboksilne kisline, beljakovine, DNK). Zaradi vodikove vezi ima voda nekatere anomalne lastnosti: visoko vrelišče, majhno gostoto ledu, visoko talilno, izparilno in specifično toploto.



Model molekule salicilne kisline. V nekaterih primerih lahko vodikova vez nastane tudi znotraj molekule.

## 3.6 Lastnosti in zgradba trdnih snovi

### Katere vrste trdnih snovi poznamo in kakšne so njihove lastnosti?



Plastika je amorfna snov.

### Razdelitev trdnih snovi

Trdne snovi so lahko sestavljene iz različnih delcev: atomov, ionov ali molekul. Privlačne sile med temi delci so močne, zato lahko delci le nihajo okoli svojih položajev, ne morejo pa se premikati.

Trdne snovi delimo na **amorfne** in **kristalinične**. Kristalinične snovi imajo urejeno notranjo strukturo, ki se kaže tudi navzven kot ravne ploskve in ostri robovi kristalov. Amorfne snovi (npr. steklo, mnoge plastične mase) pa nimajo urejene notranje strukture.

Poznamo štiri osnovne vrste kristalov. V preglednici so navedene značilne lastnosti in primeri kristalov.

| Kristal               | Ionski                        | Kovalentni                             | Kovinski                                       | Molekulski                                                                                                               |
|-----------------------|-------------------------------|----------------------------------------|------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Osnovni gradniki      | ioni                          | atomi nekovin                          | atomi kovin                                    | molekule                                                                                                                 |
| Vrsta vezi            | ionska                        | kovalentna                             | kovinska                                       | molekulska                                                                                                               |
| Primeri               | NaCl, CsCl, CaF <sub>2</sub>  | diamant (C),<br>SiO <sub>2</sub> , SiC | Fe, W, Cu, Ag                                  | C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (glukoza),<br>I <sub>2</sub> (s), CO <sub>2</sub> (s), H <sub>2</sub> O(s) |
| Električna prevodnost | prevaja v talini in raztopini | ne prevaja                             | prevaja v trdnem agregatnem stanju in v talini | ne prevaja                                                                                                               |
| Tališče               | visoko                        | visoko                                 | raznoliko                                      | nizko                                                                                                                    |
| Mehanske lastnosti    | drobljiv                      | trd                                    | koven, se ne drobi                             | drobljiv                                                                                                                 |

| Formula           | Tališče (°C) |
|-------------------|--------------|
| KCl               | 773          |
| SrF <sub>2</sub>  | 1477         |
| Li <sub>2</sub> O | 1570         |
| CaS               | 2525         |

Ionske spojine imajo visoka tališča.



Baker je ena od človeštvu najdlje znanih kovin. V naravi se nahaja tudi samorodno (v elementarni obliki).

Iz preglednice lahko razberemo, da se kristali v lastnostih zelo razlikujejo. Običajno lahko že iz preprostega opisa tališča in električne prevodnosti ugotovimo, v katero vrsto kristala sodi preiskovana snov.

Oglejmo si primer.

**Naloga:** Katero vrsto kristalov tvori snov, ki ima tališče 1085 °C in prevaja električni tok že v trdnem agregatnem stanju?

**Odgovor:** Tališče te snovi je visoko, a nam ta podatek ne pove ničesar o vrsti kristala, ker ima več vrst kristalov visoko tališče. Pač pa lahko iz podatka za električno prevodnost razberemo, da snov sodi med kovinske kristale. Zgolj kovinski kristali prevajajo električni tok v trdnem agregatnem stanju.

Opisana snov je baker, ena od človeštvu najdlje znanih kovin.

Trdne snovi delimo na **amorfne** in **kristalinične**. Poznamo ionske, kovalentne, kovinske in molekulske kristale. Ionski kristali (npr. NaCl) imajo visoka tališča, so drobljivi, električni tok pa prevajajo le v talini in raztopini. Kovalentni kristali (npr. diamant) so običajno trdi, imajo visoka tališča in ne prevajajo električnega toka. Kovinski kristali (npr. Fe) so kovni in se ne drobijo, električni tok pa prevajajo v trdnem agregatnem stanju in v talini. Molekulski kristali so drobljivi, imajo nizka tališča in ne prevajajo električnega toka.



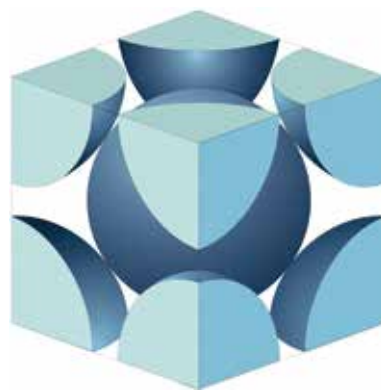
## Osnovne celice

Kristalinične snovi imajo **urejeno notranjo zgradbo**. To pomeni, da se njihovi gradniki (ioni, atomi, molekule) nahajajo na določenih mestih v kristalni mreži. **Kristalna mreža je urejena, ponavljajoča se razporeditev gradnikov snovi v prostoru**. Vzorec razporeditve gradnikov v kristalu se ponavlja v vseh treh smereh v prostoru.

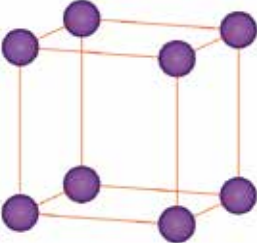
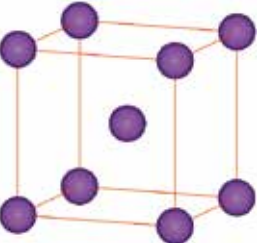
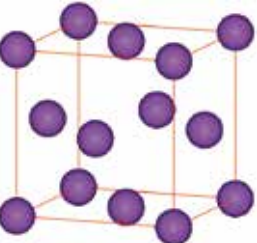
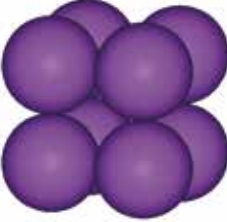
Kristalno mrežo lahko opišemo z osnovno celico. **Osnovna celica je najmanjši del kristalne mreže, ki se ponavlja v vseh smereh**. Predstavlja skupino gradnikov, ki so razvrščeni na določen način.

Osnovne celice so **različnih dimenzij** (imajo različno dolge robove in različno velike kote) ter so **različno centrirane** (imajo različno razporejene gradnike). Najbolj preproste osnovne celice imajo obliko kocke (t. i. kubični kristalni sistem).

Poznamo več načinov razporejanja gradnikov znotraj osnovne celice. Oglejmo si tri: **primitivno osnovno celico, telesno centrirano osnovno celico in ploskovno centrirano osnovno celico**.



Telesno centrirana osnovna celica s prikazanimi samo tistimi deli gradnikov, ki so znotraj celice.

| Vrsta osnovne celice                     | Primitivna                                                                          | Telesno centrirana                                                                   | Ploskovno centrirana                                                                  |
|------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|
| Slika osnovne celice                     |   |   |   |
|                                          |  |  |  |
| Položaj gradnikov                        | 8 v ogliščih                                                                        | 8 v ogliščih<br>1 v središču celice                                                  | 8 v ogliščih<br>6 v središčih ploskev                                                 |
| Število gradnikov znotraj osnovne celice | $8 \cdot \frac{1}{8} = 1$                                                           | $8 \cdot \frac{1}{8} + 1 = 2$                                                        | $8 \cdot \frac{1}{8} + 6 \cdot \frac{1}{2} = 4$                                       |

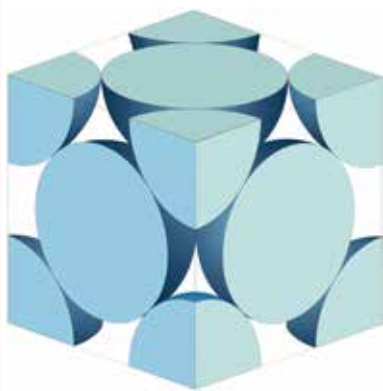
Vsaka osnovna celica je prikazana z dvema slikama. Zgornja slika je bolj pregledna in omogoča boljši vpogled v razporeditev gradnikov. Dejansko pa se gradniki stikajo. Spodnja slika je bolj realna – ustrezno predstavlja zasedenost prostora v osnovni celici. Iz spodnjih slik je razvidno, da so v vseh treh osnovnih celicah med gradniki tudi praznine (kar je razumljivo, če si gradnike – atome predstavljamo kot krogle). Očitno je v primitivni osnovni celici zasedenost prostora najmanjša, v ploskovno centrirani osnovni celici pa največja. Pojasnimo razporeditev gradnikov v osnovnih celicah.



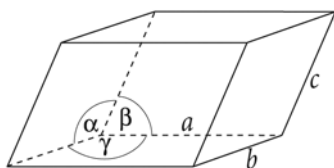
Natrijev klorid tvori lepe kockaste kristale. Mineral ima ime halit.



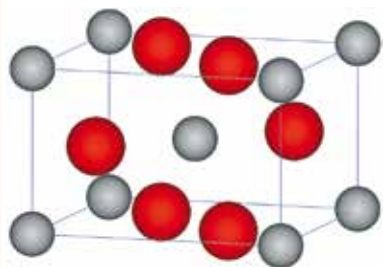
## 3.6 Lastnosti in zgradba trdnih snovi



Ploskovno centrirana osnovna celica s prikazanimi samo tistimi deli gradnikov, ki so znotraj celice. Zaradi boljše preglednosti so prikazani le gradniki treh vidnih ploskev.



Osnovna celica z označenimi robovi in koti med ploskvami. Med robovoma  $b$  in  $c$  je kot  $\alpha$ , med robovoma  $a$  in  $c$  je kot  $\beta$ , med robovoma  $a$  in  $b$  je kot  $\gamma$ .



Osnovna celica rutila  $\text{TiO}_2$ . Sive krogle predstavljajo titanove ione, rdeče krogle pa oksidne ione. Rutil kristalizira v tetragonalnem kristalnem sistemu. Titanovi ioni so razporejeni kot v telesno centrirani osnovni celici. Dva oksidna iona se nahajata znotraj osnovne celice, štirje pa imajo svoja središča na dveh nasprotnih ploskvah.

**Primitivna osnovna celica:** osem gradnikov se nahaja v ogliščih osnovne celice.

**Telesno centrirana osnovna celica:** osem gradnikov se nahaja v ogliščih osnovne celice, eden pa je v njenem središču.

**Ploskovno centrirana osnovna celica:** osem gradnikov se nahaja v ogliščih osnovne celice, šest pa jih je na sredinah ploskev.

Število gradnikov, ki se nahajajo znotraj osnovne celice, izračunamo z upoštevanjem naslednjih dejstev:

- ▶ Gradnik s središčem v oglišču osnovne celice je znotraj osnovne celice z  $\frac{1}{8}$  svoje prostornine.
- ▶ Gradnik s središčem na robu osnovne celice je znotraj osnovne celice z  $\frac{1}{4}$  svoje prostornine.
- ▶ Gradnik s središčem na ploskvi osnovne celice je znotraj osnovne celice z  $\frac{1}{2}$  svoje prostornine.

Znotraj primitivne osnovne celice je tako le en gradnik (osem gradnikov v ogliščih osnovne celice po  $\frac{1}{8}$ ), znotraj telesno centrirane osnovne celice sta dva gradnika (osem gradnikov v ogliščih osnovne celice po  $\frac{1}{8}$  in še eden v središču osnovne celice), znotraj ploskovno centrirane osnovne celice so štirje gradniki (osem gradnikov v ogliščih osnovne celice po  $\frac{1}{8}$  in šest gradnikov po  $\frac{1}{2}$  na ploskvah osnovne celice).

Osnovne celice so **različnih dimenzij**. Glede na velikost kotov osnovne celice in razmerje med dolžinami njenih robov, ločimo **šest kristalnih sistemov**: kubični, heksagonalni, tetragonalni, ortorombski, monoklinški in triklinški. Najpreprostejši je **kubični kristalni sistem**, v katerem ima osnovna celica obliko kocke: vsi robovi so enako dolgi, vsi koti so  $90^\circ$ .

Oglejmo si značilnosti kristalnih sistemov. S črkami  $a$ ,  $b$  in  $c$  označujemo robove v osnovni celici, s črkami  $\alpha$ ,  $\beta$  in  $\gamma$  pa kote med njimi.

| Kristalni sistem | Dolžine robov osnovne celice | Velikosti kotov osnovne celice                    |
|------------------|------------------------------|---------------------------------------------------|
| kubični          | $a = b = c$                  | $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$              |
| heksagonalni     | $a = b \neq c$               | $\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$   |
| tetragonalni     | $a = b \neq c$               | $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$              |
| ortorombski      | $a \neq b \neq c$            | $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$              |
| monoklinški      | $a \neq b \neq c$            | $\alpha = \gamma = 90^\circ, \beta \neq 90^\circ$ |
| triklinški       | $a \neq b \neq c$            | $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$     |

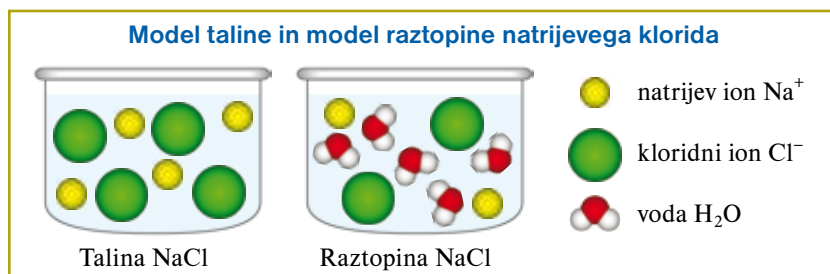
Oglejmo si primer. Rutil je mineral s formulo  $\text{TiO}_2$ . Dimenzije njegove osnovne celice so  $a = b = 4,594 \text{ \AA}$ ,  $c = 2,959 \text{ \AA}$ , vsi koti so  $90^\circ$ . S pomočjo zgornje preglednice lahko ugotovimo, da navedeni podatki ustrezajo tetragonalnemu kristalnemu sistemu.

**Kristalna mreža je urejena, ponavljajoča se razporeditev gradnikov snovi v prostoru. Osnovna celica je najmanjši del kristalne mreže, ki se ponavlja v vseh smereh. Osnovne celice so različnih dimenzij in imajo različno razporedjene gradnike.**

## Ionski kristali

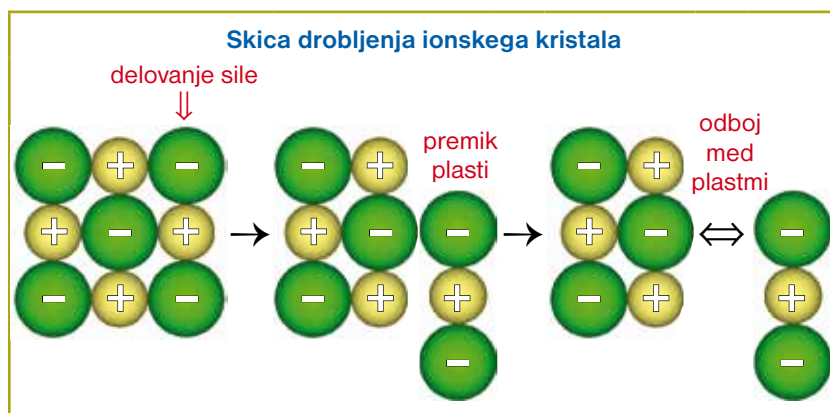
Ionski kristali imajo **visoka tališča**, ker so ionske vezi, ki povezujejo ione v kristalno strukturo, zelo močne. **Električni tok prevajajo v talini in raztopini**, ne pa tudi v trdnem agregatnem stanju. Zakaj?

V trdnem agregatnem stanju ioni niso prosto gibljivi, saj so z močnimi ionskimi vezmi povezani v kristalno strukturo. **V talini in raztopini pa so ioni prosto gibljivi** in lahko prenašajo električni naboj.



Vodna raztopina kuhinjske soli dobro prevaja električni tok.

Ionski kristali so **krhki**. Poenostavljeno si lahko predstavljamo, da se plasti premaknejo zaradi delovanja sile. Premik plasti povzroči spremembo lege ionov, zaradi česar se približajo istovrstni naboji, ki pa se med seboj odbijajo. Ta odboj povzroči drobljenje kristala.



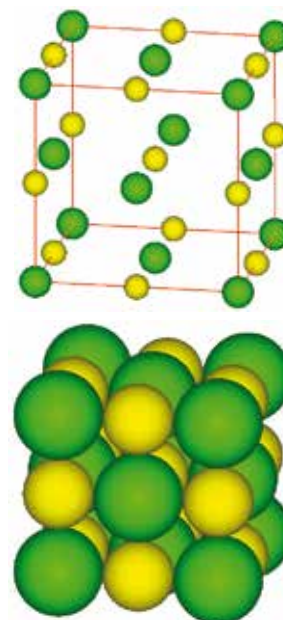
Oglejmo si strukturi dveh ionskih kristalov: natrijevega klorida NaCl in cezijevega klorida CsCl.

### Natrijev klorid NaCl

Natrijev klorid je ionsko zgrajena snov. Osnovni gradniki so natrijevi in kloridni ioni ( $\text{Na}^+$  in  $\text{Cl}^-$ ), med katerimi delujejo privlačne sile – ionske vezi. Natrijev klorid tako **ne tvori molekul, temveč skupek ionov**. Enostavna formula natrijevega klorida (včasih uporabljamo izraz formula enota) je NaCl; natrijevi in kloridni ioni so v razmerju 1 : 1.

V stranskem stolpcu je prikazana ena osnovna celica NaCl, na naslednji strani pa dve osnovni celici NaCl.

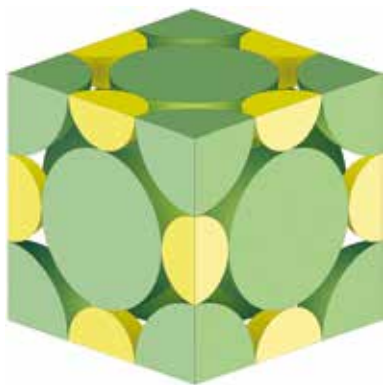
Zeleno obarvane krogle predstavljajo kloridne ione  $\text{Cl}^-$ , rumeno obarvane pa natrijeve ione  $\text{Na}^+$ . Iz slike osnovne celice lahko razberemo, da so kloridni ioni razporejeni kot v ploskovno centrirani osnovni celici, natrijevi ioni pa na sredini vseh robov in v centru osnovne celice.



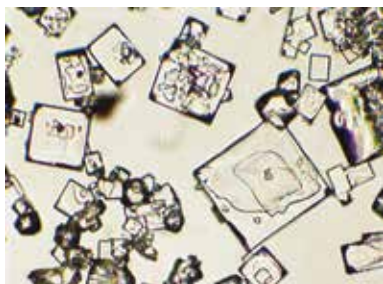
Modela osnovne celice natrijevega klorida NaCl. Zgornja slika je bolj pregledna, omogoča boljši vpogled v razporeditev gradnikov. Spodnja slika je bolj realna – ustrezno predstavlja zasedenost prostora v kristalu. Natrijev klorid kristalizira v kubičnem kristalnem sistemu. Vsi koti so veliki  $90^\circ$ , dolžina vseh robov je  $5,64 \text{ \AA}$ .

**Bodite pozorni na ustrezno izražanje.  $\text{Cl}^-$  imenujemo kloridni ion, ne klorov ion!**

## 3.6 Lastnosti in zgradba trdnih snovi



Osnovna celica natrijevega klorida NaCl s prikazanimi samo tistimi deli ionov, ki so znotraj osnovne celice.



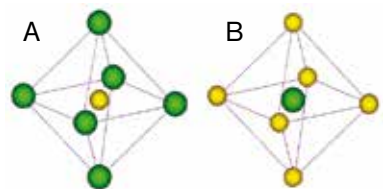
Pod mikroskopom je dobro vidna kubična (kockasta) oblika kristalov NaCl.

Okoli enega natrijevega iona je 6 kloridnih ionov.

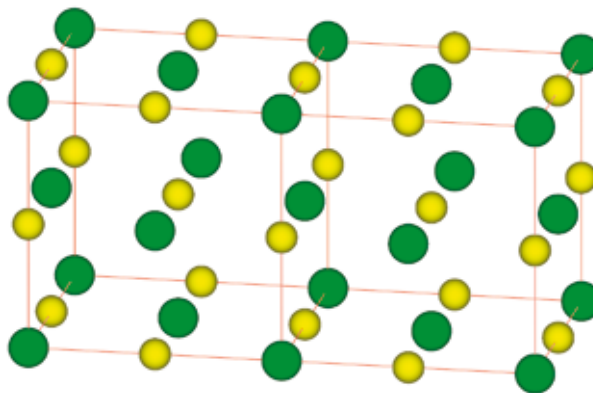


Okoli enega kloridnega iona je 6 natrijevih ionov.

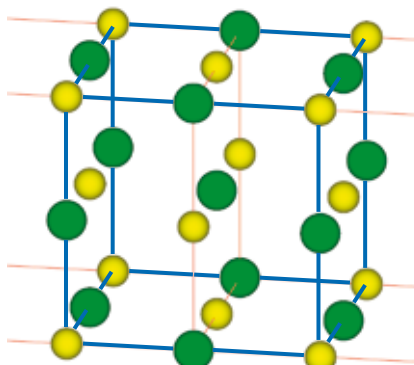
Koordinacijsko število predstavlja število istovrstnih gradnikov, ki se nahajajo v neposredni bližini opazovanega gradnika.



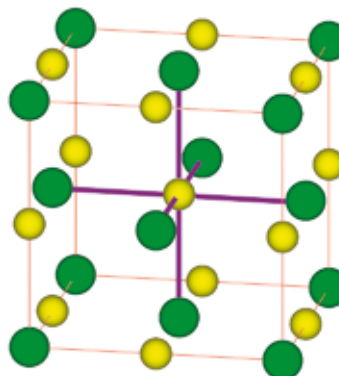
Okoli enega natrijevega iona je oktaedrično razporejenih 6 kloridnih ionov (slika A). Okoli enega kloridnega iona je oktaedrično razporejenih 6 natrijevih ionov (slika B).



Dokažimo, da so tudi natrijevi ioni razporejeni kot v ploskovno centrirani osnovni celici. Iz zgornje slike dveh osnovnih celic NaCl »odrežimo« skrajno levo in skrajno desno plast gradnikov. Ostane nam osnovna celica (njeni robovi so označeni z modro črto), v kateri so natrijevi in kloridni ioni razporejeni ravno nasprotno kot na začetni sliki – natrijevi ioni kot v ploskovno centrirani osnovni celici, kloridni ioni pa na sredini vseh robov in v središču osnovne celice.



Spoznajmo še pojem **koordinacijsko število**. Koordinacijsko število v kristalu predstavlja število istovrstnih gradnikov, ki se nahajajo v neposredni bližini opazovanega gradnika.

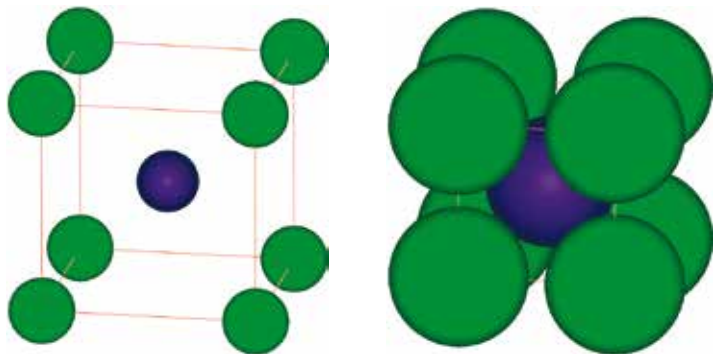


Z vijolično črto so povezani kloridni ioni, ki so v bližini centralnega natrijevega iona. Iz slike je razvidno, da je okoli enega natrijevega iona oktaedrično razporejenih 6 kloridnih ionov. Velja tudi obratno: okoli enega kloridnega iona je oktaedrično razporejenih 6 natrijevih ionov. Koordinacijsko število v kristalu natrijevega klorida zapišemo na naslednji način:  $\text{NaCl}_{6/6}$ .

## Cezijev klorid CsCl

Cezijev klorid je v marsičem podoben natrijevemu kloridu. Obe snovi sta dobro topni v vodi, električni tok prevajata v talini in raztopini, njuni tališči sta visoki (NaCl: 801 °C; CsCl: 646 °C). Osnovni gradniki v CsCl so cezijeve in kloridni ioni ( $\text{Cs}^+$  in  $\text{Cl}^-$ ), med kateri delujejo privlačne sile – ionske vezi. Podobno kot v natrijevem kloridu so tudi v cezijevem kloridu cezijeve in kloridni ioni v razmerju 1 : 1.

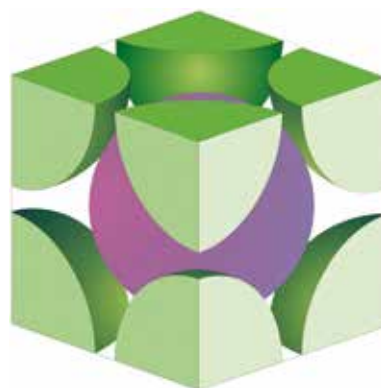
Na sliki v stranskem stolpcu sta dve osnovni celici CsCl, na spodnji sliki pa ena osnovna celica CsCl prikazana na dva načina.



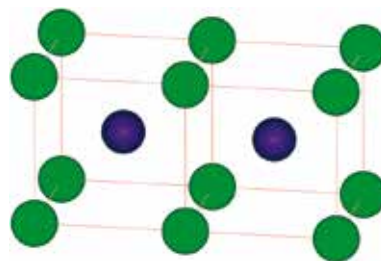
Zeleno obarvane krogle predstavljajo kloridne ione  $\text{Cl}^-$ , modro obarvane pa cezijeve ione  $\text{Cs}^+$ . Iz slike osnovne celice lahko razberemo, da so kloridni ioni razporejeni kot v primitivni osnovni celici, cezijev ion pa je v središču osnovne celice.

Struktura CsCl je drugačna kot struktura NaCl. Tudi koordinacijsko število je drugačno. Iz slike je razvidno, da je okoli enega cezijevega iona razporejenih 8 kloridnih ionov. Velja tudi obratno: okoli enega kloridnega iona je razporejenih 8 cezijevih ionov. Koordinacijsko število v kristalu cezijevega klorida zapišemo na naslednji način:  $\text{CsCl}_{8/8}$ .

**Natrijev klorid NaCl in cezijev klorid CsCl tvorita različne ionske kristale. Koordinacijsko število v natrijevem kloridu je  $\text{NaCl}_{6/6}$ , v cezijevem kloridu pa  $\text{CsCl}_{8/8}$ .**



Osnovna celica cezijevega klorida CsCl s prikazanimi samo tistimi deli ionov, ki so znotraj osnovne celice.



Model dveh osnovnih celic cezijevega klorida CsCl. Cezijev klorid kristalizira v kubičnem kristalnem sistemu. Vsi koti so veliki 90°, dolžina vseh robov je 4,12 Å.

## Kovalentni kristali

Kovalentni kristali imajo **visoka tališča**, ker so kovalentne vezi, ki povezujejo atome nekovin v kristalno strukturo, zelo močne. **Električnega toka ne prevajajo in so trdi.**

**Diamant** je značilen primer kovalentnega kristala. Ne prevaja električnega toka in je zelo trd (najtrša naravna snov). V diamantu se atomi ogljika medsebojno povezujejo s štirimi močnimi tetraedrično razporejenimi (med njimi je kot 109,5°) kovalentnimi vezmi.

Povsem drugačne lastnosti ima **grafit**, ki je prav tako kot diamant zgrajen iz ogljikovih atomov, a so ti razporejeni na drugačen način. V grafitu ogljikovi atomi tvorijo plasti, v katerih je vsak ogljikov atom povezan s tremi sosednjimi ogljikovimi atomi (plasti povezanih šestkotnikov – podobno kot satovje).



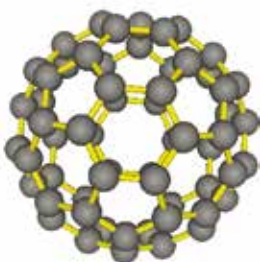
Diamante uporabljamo za izdelavo nakita, različnih brusov, svedrov, nožev itn. Najpomembnejša nahajališča diamantov so v Južnoafriški republiki, Kongu, Tanzaniji, Rusiji, Braziliji, Indiji in Avstraliji. Diamante izdelujemo tudi umetno. Maso diamantov izražamo v karatih. 1 karat ustreza 0,2 g. Na sliki je eden najbolj znanih diamantov Koh-i-noor.



## 3.6 Lastnosti in zgradba trdnih snovi



Grafit ima povsem drugačne lastnosti kot diamant, čeprav ga prav tako gradijo ogljikovi atomi. Je mehak in prevaja električni tok. Uporabljamo ga za izdelavo različnih pisal ter elektrod (npr. v baterijah).

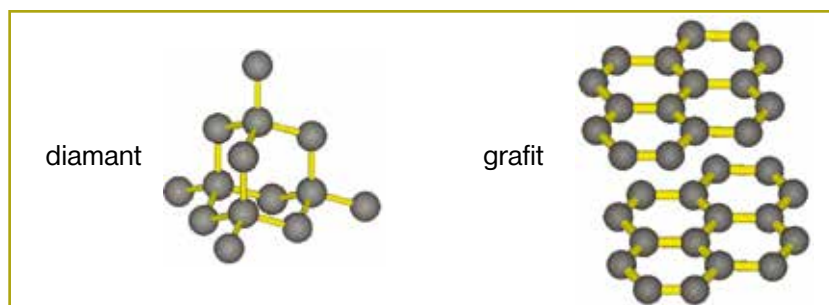


Poleg diamanta in grafita poznamo še eno alotropsko modifikacijo ogljika – fulerene. Fulereni so molekule, v katerih so ogljikovi atomi povezani v trodimenzionalna telesa. Ime so dobili po ameriškem arhitektu (*Buckminster Fuller*), ki je načrtoval zgradbe podobnih oblik. Med fulerene je najbolj znana molekula s 60 ogljikovimi atomi – fuleren  $C_{60}$ , ki je po obliki podobna nogometni žogi. Prvič so jo sintetizirali leta 1985 z obstreljevanjem grafita z laserskim žarkom. Za odkritje fulerenov so leta 1996 podelili Nobelovo nagrado za kemijo.



Mineral kremen (kvarc) pogosto tvori lepe kristale, ki jih imenujemo kamena strela.

Plasti ogljikovih atomov pa so med seboj povezane s šibkimi vezmi, kar omogoča premik plasti (oz. luščenje plasti pri pisanju z grafitnim svinčnikom). Za nastanek treh kovalentnih vezi s sosednjimi atomi v plasti potrebuje vsak ogljikov atom tri valenčne (zunanje) elektrone. Preostali četrti valenčni elektron (ogljik se nahaja v četrti skupini periodnega sistema in ima 4 valenčne elektrone) se lahko premika, kar grafitu omogoča električno prevodnost.



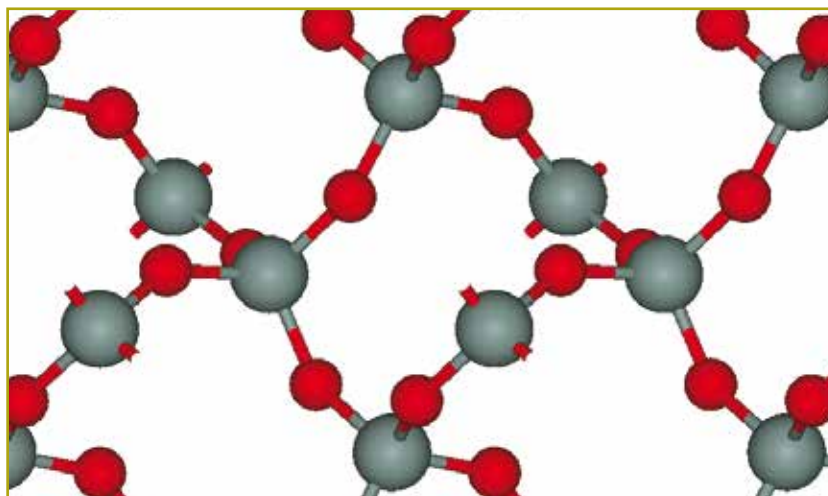
Primerjajmo lastnosti diamanta in grafita.

|                       | Diamant              | Grafit                       |
|-----------------------|----------------------|------------------------------|
| Barva                 | brezbarven           | črn                          |
| Trdota                | zelo trd             | mehak                        |
| Gostota               | $3,5 \text{ g/cm}^3$ | $\approx 2,2 \text{ g/cm}^3$ |
| Električna prevodnost | ne prevaja           | prevaja                      |

Ogljikovi atomi se lahko razporejajo na različne načine. **Pojav, ko se element nahaja v različnih oblikah, imenujemo alotropija.** Diamant in grafit sta torej dve **alotropski modifikaciji** ogljika.

Med kovalentne kristale uvrščamo tudi **kremen**  $\text{SiO}_2$  (silicijev dioksid) in **karborund**  $\text{SiC}$  (silicijev karbid).

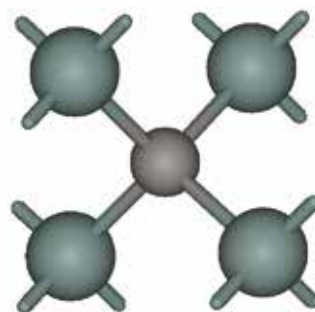
V kremenu  $\text{SiO}_2$  je vsak silicijev atom povezan s štirimi tetraedrično razporejenimi kisikovimi atomi, vsak kisikov atom pa je povezan z dvema silicijevima atomoma. Šest silicijevih (sive krogle) in šest kisikovih (rdeče krogle) atomov tvori obročaste strukture. Na spodnji sliki je prikazana struktura kremenca.





V karborundu SiC (silicijev karbid) so s kovalentnimi vezmi povezani silicijevi in ogljikovi atomi, ki so tetraedrično razporejeni drug okoli drugega. Oba elementa se nahajata v četrty skupini periodnega sistema in tvorita štiri močne vezi. Karborund je zelo trd (a nekoliko manj kot diamant), odporen proti mnogim kemikalijam in visokim temperaturam (stali se pri pribl. 2700 °C). Izdelujemo ga umetno iz SiO<sub>2</sub> in ogljika. Uporabljamo ga za izdelavo brusov in rezil.

**Kovalentni kristali imajo visoka tališča, so trdi in ne prevajajo električnega toka (grafit je izjema). Značilni predstavniki kovalentnih kristalov so diamant, kremen (SiO<sub>2</sub>) in karborund (SiC). Alotropija je pojav nahajanja elementa v različnih oblikah (alotropskih modifikacijah). Alotropske modifikacije ogljika so diamant, grafit in fulereni.**

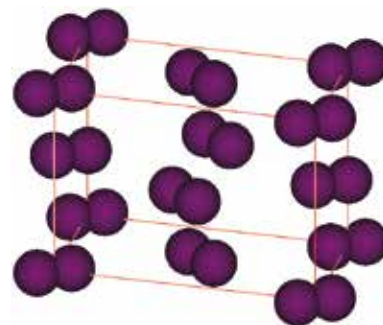


V karborundu so ogljikovi in silicijevi atomi povezani z močnimi kovalentnimi vezmi.

## Molekulski kristali

Molekulski kristali imajo **nizka tališča**, ker so molekulske vezi, ki povezujejo molekule v kristalno strukturo, šibke. Molekulske kristale tvorijo različne molekule (npr. CO<sub>2</sub> – suhi led, I<sub>2</sub> – jod, H<sub>2</sub>O – led, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> – glukoza), pa tudi atomi žlahtnih plinov. Nekateri molekulski kristali sublimirajo. **Električnega toka ne prevajajo in so krhki.**

**Molekulski kristali imajo nizka tališča, električnega toka ne prevajajo in so krhki.**



Kristalna struktura joda. Po dva atoma joda sta v molekulo I<sub>2</sub> povezana z nepolarno kovalentno vezjo, med molekulami joda pa so šibke molekulske (disperzijske) sile.

## Kovinski kristali

Kovine **dobro prevajajo električni tok, so kovne in tanljive** (lahko jih oblikujemo v tanke lističe in žice), imajo pa **raznolika tališča**. Živo srebro Hg je pri sobni temperaturi tekoče (ima nizko tališče), volfram W pa se stali šele nad 3400 °C.

Privlak med kovinskimi atomi imenujemo **kovinska vez**. V kovinskem kristalu so osnovni gradniki **atomi kovin s skupnimi, prosto gibljivimi valenčnimi elektroni**. Kovine prevajajo električni tok prav zaradi prosto gibljivih elektronov.

Kovine kristalizirajo na različne načine. Pogosto srečamo **kubični najgostejši sklad** in **heksagonalni najgostejši sklad**. V teh dveh skladih je zasedenost prostora zelo velika, **koordinacijsko število pa je 12**. Vsak atom kovine je obdan z 12 sosednjimi atomi.

### Kubični najgostejši sklad

Razporeditev v kubičnem najgostejšem skladu je identična razporeditvi v ploskovno centrirani kubični osnovni celici – atomi so v vseh ogliščih in na sredinah vseh ploskev, osnovna celica ima obliko kocke. Za boljši vpogled v strukturo kovin pa bomo prikazali razporeditev kovinskih atomov v obliki ponavljajočih se plasti.

V kubičnem najgostejšem skladu se plasti gradnikov ponavljajo v zaporedju ABC ABC ABC ... To pomeni, da se v kristalni strukturi tega sklada atomi razvrščajo v treh različnih plasteh, naslednje plasti pa so enake predhodnim. Četrta plast je enaka prvi, peta plast je enaka drugi, šesta plast je enaka tretji itn.

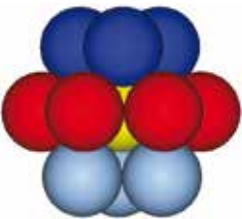
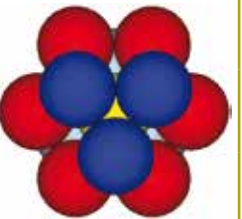
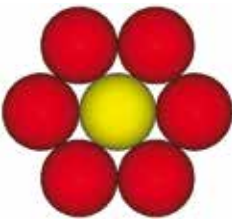


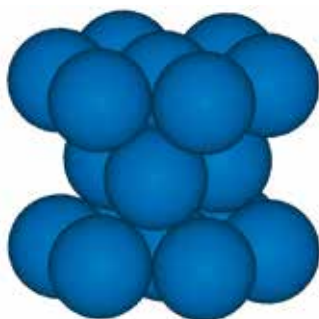
Trden jod. Jod tvori dvoatomne molekule I<sub>2</sub>, uvrščamo ga med molekulske kristale.

**Za atome v kovinskem kristalu pravimo, da so ionizirani, njihovi valenčni elektroni pa se dokaj prosto gibljejo po vsem kristalu (v tuji literaturi srečamo izraz »morje elektronov«). Kovinsko vez poenostavljeno razlagamo kot privlak med pozitivnimi kovinskimi ioni in skupnimi, prosto gibljivimi elektroni.**

## 3.6 Lastnosti in zgradba trdnih snovi

Oglejmo si razporeditev treh plasti.

|   | Stranski pogled                                                                   | Pogled od zgoraj                                                                  | Plast A                                                                           | Plast B                                                                            | Plast C                                                                             |
|---|-----------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|
| A |  |  |  |  |  |
| B |                                                                                   |                                                                                   |                                                                                   |                                                                                    |                                                                                     |
| C |                                                                                   |                                                                                   |                                                                                   |                                                                                    |                                                                                     |



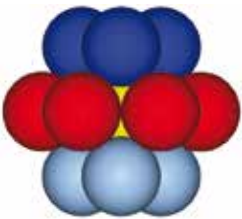
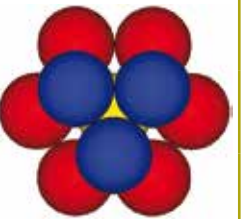
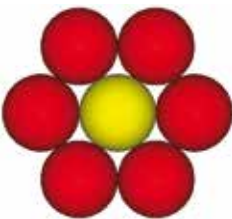
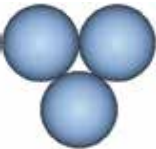
Model heksagonalnega najgostejšega sklada. Prva in tretja plast imata enako razporeditev gradnikov.

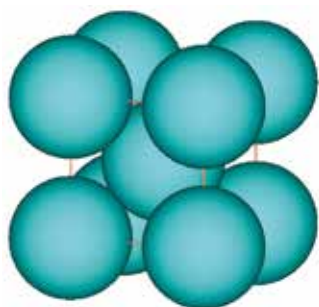
Zaradi boljše preglednosti so plasti različno obarvane. Zgornja plast atomov A je obarvana temno modro, srednja plast B rdeče, spodnja plast C pa svetlo modro. Centralni atom v srednji plasti B je obarvan rumeno. Iz slike je razvidno, da je v kubičnem najgostejšem skladu **koordinacijsko število 12**. Okoli centralnega (rumeno obarvanega) atoma je šest (rdeče obarvanih) atomov v isti plasti B, trije atomi (temno modro obarvani) v zgornji plasti A in trije atomi (svetlo modro obarvani) v spodnji plasti C, skupaj torej 12. V kubičnem najgostejšem skladu kristalizirajo npr. srebro, zlato, baker.

### Heksagonalni najgostejši sklad

V heksagonalnem najgostejšem skladu se plasti gradnikov ponavljajo v zaporedju AB AB AB ... To pomeni, da se v kristalni strukturi tega sklada atomi razvrščajo v dveh različnih plasteh, naslednje plasti pa so enake predhodnim. Tretja plast je enaka prvi, četrta plast je enaka drugi itn.

Oglejmo si razporeditev treh plasti.

|   | Stranski pogled                                                                     | Pogled od zgoraj                                                                    | Plast A                                                                             | Plast B                                                                              | Plast A                                                                               |
|---|-------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|
| A |  |  |  |  |  |
| B |                                                                                     |                                                                                     |                                                                                     |                                                                                      |                                                                                       |
| A |                                                                                     |                                                                                     |                                                                                     |                                                                                      |                                                                                       |



Litij kristalizira v telesno centrirani kubični osnovni celici z dolžino roba osnovne celice  $3,51 \cdot 10^{-10}$  m, koordinacijsko število je 8.

Zgornja in spodnja plast imata enaki razporeditvi delcev, zato ju tudi enako označimo (plast A). Tudi v heksagonalnem najgostejšem skladu je **koordinacijsko število 12**. V heksagonalnem najgostejšem skladu kristalizirajo npr. magnezij, titan, cink.

Nekatere kovine (npr. litij, natrij, kalij) kristalizirajo v kristalni mreži s preprosto telesno centrirano kubično osnovno celico, nekatere pa tudi v kristalni mreži s primitivno osnovno celico.

**Kovine dobro prevajajo električni tok, so kovne, tanljive in imajo raznolika tališča. Kristalizirajo lahko na različne načine; pogosto v kubičnem in heksagonalnem najgostejšem skladu. Kubični najgostejši sklad ima zaporedje plasti ABC ABC, heksagonalni najgostejši sklad pa AB AB.**

## Zapomnim si

- Element je čista snov, ki je s kemijsko reakcijo ne moremo pretvoriti v enostavnejše snovi. Zgrajena je iz istovrstnih atomov. Periodni sistem elementov je zasnoval ruski kemik Dimitrij Ivanovič Mendeljejev.
- Vsak element ima svoj simbol in ime. Simboli elementov so mednarodno dogovorjeni.
- Vodik, kisik, dušik in elementi VII. skupine periodnega sistema tvorijo dvoatomne molekule. Fosfor tvori štiriatomne molekule, žveplo pa osematomne molekule. Pri sobnih pogojih so vodik, kisik, dušik, fluor, klor in elementi VIII. skupine periodnega sistema v plinastem, živo srebro in brom v tekočem, ostali elementi pa v trdnem agregatnem stanju.
- Binarne spojine so spojine dveh elementov. Imenujemo jih s pomočjo števnikov ali po Stockovem sistemu. Slovenskemu imenu prvega elementa v binarni spojini dodamo pripono -ov ali -ev, pri imenovanju drugega elementa pa uporabimo fonetično zapisano latinsko osnovo in končnico -id.
- Zunanji ali valenčni elektroni so elektroni v zadnji (zunanji) lupini. Število zunanjih elektronov se ujema z glavno skupino, v kateri se nahaja element.
- Ionska vez je privlak med pozitivnimi in negativnimi ioni. Ionska vez ni usmerjena.
- Atomi nekovin se s kovalentnimi vezmi povezujejo v molekule. Pri nastanku kovalentne vezi sodelujejo zunanji elektroni, ki se povežejo v skupne ali vezne elektronske pare. Jedri obeh atomov privlačita elektrone v skupnih elektronskih parih. Kovalentna vez je usmerjena. Atomi iste nekovine se povezujejo z nepolarnimi kovalentnimi vezmi.
- Oblika molekule je odvisna od vrste, števila in načina povezovanja atomov. Lahko jo predvidimo glede na število veznih in neveznih elektronskih parov.
- Elektronegativnost je sposobnost atoma elementa, vezanega v spojini, da privlači elektrone. Elektronegativnost narašča po periodi desno in se manjša po skupini navzdol. Najbolj elektronegativen element je fluor. Čim bolj se elementa, vezana v spojini, razlikujeta v elektronegativnosti, tem bolj je vez med njima polarna. Pri ionskih spojinah je razlika v elektronegativnosti elementov velika.
- Molekule spojin so lahko polarne ali nepolarne. Če ima en del molekule drugačno elektronsko gostoto kot drugi del molekule, je molekula polarna. Pravimo, da ima dipol.
- Med molekulske vezi uvrščamo disperzijske sile, indukcijske sile, orientacijske sile in vodikove vezi.
- Vodikova vez je privlak med elektropozitivnim vodikovim atomom, ki je vezan na atom zelo elektronegativnega elementa (fluor, kisik ali dušik) in neveznim elektronskim parom atoma zelo elektronegativnega elementa (fluor, kisik ali dušik). Najdemo jo v preprostih anorganskih spojinah (HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>) in v nekaterih organskih spojinah (alkoholi, karboksilne kisline, beljakovine, DNK). Zaradi vodikove vezi ima voda nekatere anomalne lastnosti: visoko vrelišče, majhno gostoto ledu, visoko talilno, izparilno in specifično toploto.
- Trdne snovi delimo na amorfne in kristalinične. Poznamo ionske, kovalentne, kovinske in molekulske kristale. Ionski kristali (npr. NaCl) imajo visoka tališča, so drobljivi, električni tok pa prevajajo le v talini in raztopini. Kovalentni kristali (npr. diamant) so običajno trdi, imajo visoka tališča in ne prevajajo električnega toka. Kovinski kristali (npr. Fe) so kovni in se ne drobijo, električni tok pa prevajajo v trdnem agregatnem stanju in v talini. Molekulski kristali so drobljivi, imajo nizka tališča in ne prevajajo električnega toka.
- Kristalna mreža je urejena, ponavljajoča se razporeditev gradnikov snovi v prostoru. Osnovna celica je najmanjši del kristalne mreže, ki se ponavlja v vseh smereh. Osnovne celice so različnih dimenzij in imajo različno razporejene gradnike.
- Natrijev klorid NaCl in cezijev klorid CsCl tvorita različne ionske kristale. Koordinacijsko število v natrijevem kloridu je NaCl<sub>6/6</sub>, v cezijevem kloridu pa CsCl<sub>8/8</sub>.

Kovalentni kristali imajo visoka tališča, so trdi in ne prevajajo električnega toka (grafit je izjema). Značilni predstavniki kovalentnih kristalov so diamant, kremen ( $\text{SiO}_2$ ) in karborund ( $\text{SiC}$ ). Alotropija je pojav nahajanja elementa v različnih oblikah (alotropskih modifikacijah). Alotropske modifikacije ogljika so diamant, grafit in fulereni).

Molekulski kristali imajo nizka tališča, električnega toka ne prevajajo in so krhki.

Kovine dobro prevajajo električni tok, so kovne, tanljive in imajo raznolika tališča. Kristalizirajo lahko na različne načine; pogosto v kubičnem in heksagonalnem najgostejšem skladu. Kubični najgostejši sklad ima zaporedje plasti ABC ABC, heksagonalni najgostejši sklad pa AB AB.

## Vprašanja za utrjevanje znanja

### 3.1 Imenovanje elementov in binarnih spojin

1. Kaj je element? Koliko elementov poznamo?
2. Kdo je zasnoval periodni sistem elementov?
3. Napišite formule večatomnih elementov.
4. Kaj so »žlahtni plini«?
5. Kaj je ozon? Napišite njegovo formulo.
6. Pojasnite agregatna stanja elementov pri sobnih pogojih.
7. Kaj so binarne spojine?
8. Navedite števnike, ki jih uporabljamo pri imenovanju spojin.
9. Kaj pomeni kratica IUPAC?
10. Pojasnite imenovanje binarnih spojin z grškimi števniki in po Stockovem sistemu.
11. Imenujte spojino  $\text{CrO}_2$  na dva načina.
12. Napišite formuli amonijaka in vodikovega peroksida.
6. Med ionske spojine uvrščamo tudi amonijeve soli. Katera dva iona sta v amonijevem kloridu  $\text{NH}_4\text{Cl}$  in katera dva v amonijevem nitratu(V)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ?
7. Navedite razlike med ionsko vezjo in kovalentno vezjo.
8. Navedite razlike med »veznim elektronskim parom« in »neveznim elektronskim parom«.
9. Pojasnite vezi v molekulah vodika, fluora, klora, dušika in belega fosforja.

### 3.3 Struktura molekul

1. Navedite razlike med »polarno kovalentno vezjo« in »nepolarno kovalentno vezjo«.
2. Navedite razlike med »molekulo elementa« in »molekulo spojine«.
3. Pojasnite vezi v molekulah vodikovega klorida, berilijevega klorida, ogljikovega dioksida, vodikovega cianida, vode, borovega trifluorida, amonijaka, metana, fosforjevega pentafluorida in žveplovega heksafluorida. Ugotovite tudi oblike in polarnost teh molekul.
4. Zakaj voda nima linearne oblike kot  $\text{BeCl}_2$  in zakaj je kot med vezmi v molekuli vode manjši kot idealni tetraedrski kot  $109,5^\circ$ ?
5. Zakaj amonijak nima trikotne oblike kot  $\text{BF}_3$  in zakaj je kot med vezmi v molekuli amonijaka manjši kot idealni tetraedrski kot  $109,5^\circ$ ?
6. Opredelite velikosti kotov med vezmi v idealni linearni, trikotni, tetraedrični, trikotno bipiramidalni in oktaedrični obliki molekul.
7. Pojasnite vezi in strukture molekul etana, etena in etina.

### 3.2 Ionska in kovalentna vez

1. Pojasnite pojem »valenčni elektroni«.
2. Koliko valenčnih elektronov imajo elementi druge skupine periodnega sistema?
3. Navedite značilnosti ionske vezi. Med katerimi delci nastane ionska vez?
4. Zakaj se kationi in anioni v ionskih snoveh privlačijo?
5. Pojasnite nastanek ionske vezi v kalijevem bromidu, magnezijevem kloridu, natrijevem oksidu in kalcijevem oksidu.



### 3.4 Elektronegativnost elementov, polarnost spojin

1. Kaj je elektronegativnost? Kako se spreminjajo elektronegativnosti glede na lego elementov v periodnem sistemu?
2. Pojasnite pojem »dipol«.

### 3.5 Molekulske vezi

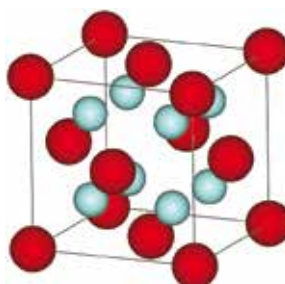
1. Katere sile oz. vezi uvrščamo med molekulske vezi?
2. Pojasnite nastanek disperzijskih, indukcijskih in orientacijskih sil.
3. Kaj je polarizacija?
4. Kako se spreminjajo vrelišča podobnih snovi z molsko maso?
5. Kaj je vodikova vez? Molekule katerih spojin se povezujejo z vodikovimi vezmi? V katerih organskih spojinah najdemo vodikovo vez?
6. Pojasnite nastanek vodikovih vezi med molekulami vode. Katere nenavadne lastnosti vode so posledica vodikove vezi?

### 3.6 Lastnosti in zgradba trdnih snovi

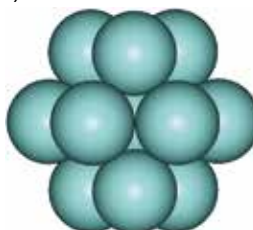
1. Navedite razlike med »amorfniimi snovmi« in »kristaliničnimi snovmi«.
2. Katere vrste kristalov poznamo? Navedite po en primer snovi za vsako vrsto kristala in opišite njihove lastnosti.
3. Kaj je kristalna mreža in kaj je osnovna celica?
4. Narišite primitivno, telesno centrirano in ploskovno centrirano osnovno celico ter pojasnite razporeditev gradnikov v njih.
5. Opišite kubični kristalni sistem.
6. Pojasnite električno prevodnost talin in raztopin ionskih kristalov.
7. Pojasnite krhkost ionskih kristalov.
8. Pojasnite pojem »koordinacijsko število«. Kolikšno je koordinacijsko število v natrijevem kloridu in kolikšno v cezijevem kloridu?
9. Navedite razlike med diamantom in grafitom.
10. Kaj je alotropija?
11. Opišite strukturo kremena.
12. Opišite razliko med kubičnim najgostejšim skladom in heksagonalnim najgostejšim skladom.

13. Kolikšno je koordinacijsko število v kubičnem najgostejšem in heksagonalnem najgostejšem skladu?
14. Prikazane so kristalne strukture štirih snovi. K vsaki strukturi pripišite eno od naslednjih formul:  $\text{CaCO}_3$  (kalcijev karbonat),  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Ti}$ ,  $\text{CO}_2$ . Za vsako od teh snovi opredelite vrsto kristala (kovinski, kovalentni, molekulski ali ionski).

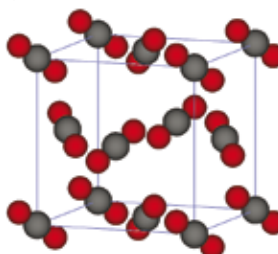
a)



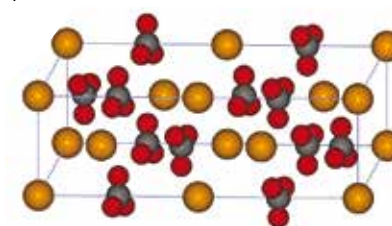
b)



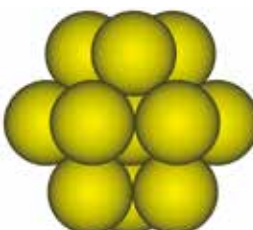
c)



č)



15. Kateri najgostejši sklad je prikazan na spodnji sliki? Odgovor utemeljite.





# 4.

# Simbolni zapis in množina snovi

## VSEBINA 4. POGLAVJA

- 4.1 – RELATIVNA MOLEKULSKA MASA IN MOLSKA MASA
- 4.2 – IZRAČUN MNOŽINE SNOVI
- 4.3 – MNOŽINA ATOMOV, MNOŽINA MOLEKUL
- 4.4 – PROSTORNINA PLINA
- ZAPOMNIM SI
- VPRAŠANJA ZA UTRJEVANJE ZNANJA

## 4.1 Relativna molekulska masa in molska masa

### Kaj je relativna masa? Kako izračunamo molsko maso?

#### Relativna molekulska masa

Mnoge spojine, pa tudi nekateri elementi se ne nahajajo v obliki atomov, temveč kot **molekule**. Tudi posamezne molekule imajo premajhne mase, da bi jih lahko tehtali z običajnimi tehtnicami. Zato njihove mase izražamo s **primerjalno vrednostjo**, ki jo imenujemo **relativna molekulska masa**.

Relativna molekulska masa ima oznako  $M_r$ . Definirano jo podobno kot relativno atomsko maso. Razlika je le v tem, da z relativno molekulske maso primerjamo **maso molekule** glede na  $\frac{1}{12}$  mase atoma ogljikovega izotopa  $^{12}\text{C}$ . Relativna molekulska masa je število **brez enote**.

Relativna molekulska masa  $M_r$  je število, ki pove, kolikokrat je masa molekule večja od ene dvanajstine mase atoma ogljikovega izotopa  $^{12}\text{C}$ .

$$M_r = \frac{\text{masa 1 molekule}}{\frac{1}{12} \text{ mase atoma } ^{12}\text{C}}$$

Relativno molekulske maso izračunamo s **seštevanjem relativnih atomskih mas** vseh elementov, ki sestavljajo spojino ali večatomni element. Oglejmo si nekaj primerov.

Izračun relativnih molekulskih mas večatomnih elementov:

| Ime in formula elementa | Izračun relativne molekulске mase                                  |
|-------------------------|--------------------------------------------------------------------|
| Fluor, $\text{F}_2$     | $M_r(\text{F}_2) = 2 \cdot A_r(\text{F}) = 2 \cdot 19,00 = 38,00$  |
| Ozon, $\text{O}_3$      | $M_r(\text{O}_3) = 3 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 16,00 = 48,00$  |
| Fosfor, $\text{P}_4$    | $M_r(\text{P}_4) = 4 \cdot A_r(\text{P}) = 4 \cdot 30,97 = 123,88$ |
| Žveplo, $\text{S}_8$    | $M_r(\text{S}_8) = 8 \cdot A_r(\text{S}) = 8 \cdot 32,07 = 256,56$ |

Izračun relativnih molekulskih mas spojin:

| Ime in formula spojine                  | Izračun relativne molekulске mase                                                                                                                           |
|-----------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Ogljikov dioksid, $\text{CO}_2$         | $M_r(\text{CO}_2) = 1 \cdot A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01$                                                          |
| Aceton, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$  | $M_r(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 3 \cdot A_r(\text{C}) + 6 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,01 + 16,00 = 58,09$  |
| Etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | $M_r(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2 \cdot A_r(\text{C}) + 6 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,01 + 16,00 = 46,08$ |

Relativna molekulska masa  $M_r$  je število brez enote, ki pove, kolikokrat je masa molekule večja od ene dvanajstine mase atoma ogljikovega izotopa  $^{12}\text{C}$ . Izračunamo jo s seštevanjem relativnih atomskih mas vseh elementov, ki sestavljajo spojino ali večatomni element.

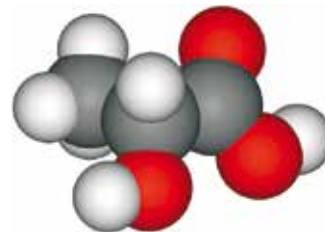


Ozon  $\text{O}_3$  je triatomna oblika kisika. Relativna molekulska masa ozona je 48,00.



Račun relativne molekulске mase je bolj pregleden, če ga zapišemo v obliki stolpca. Oglejmo si izračun relativne molekulске mase fosforjeve(V) kisline  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

$$\begin{array}{rcl}
 M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) & = & ? \\
 3 \cdot A_r(\text{H}) & = & 3 \cdot 1,01 = 3,03 \\
 1 \cdot A_r(\text{P}) & = & 1 \cdot 30,97 = 30,97 \\
 4 \cdot A_r(\text{O}) & = & 4 \cdot 16,00 = 64,00 \\
 \hline
 M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) & = & 98,00
 \end{array}$$



Mlečna kislina nastane pri kisanju mleka, pa tudi pri delu mišic. Izračunajmo relativno molekulske maso mlečne kisline.

$$\begin{array}{rcl}
 M_r(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) & = & ? \\
 3 \cdot A_r(\text{C}) & = & 3 \cdot 12,01 = 36,03 \\
 6 \cdot A_r(\text{H}) & = & 6 \cdot 1,01 = 6,06 \\
 3 \cdot A_r(\text{O}) & = & 3 \cdot 16,00 = 48,00 \\
 \hline
 M_r(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) & = & 90,09
 \end{array}$$

## 4.1 Relativna molekulska masa in molska masa

Običajni jedilni sladkor saharoza ima formulo  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Izračunajmo relativno molekulska maso in molsko maso te spojine.

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

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

$$12 \cdot A_r(C) = 12 \cdot 12,01 = 144,12$$

$$22 \cdot A_r(H) = 22 \cdot 1,01 = 22,22$$

$$11 \cdot A_r(O) = 11 \cdot 16,00 = 176,00$$

$$M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342,34$$

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

Pri navajanju molske mase napišite snov v oklepaju ter enoto g/mol.



V tabletah Lekadola se nahaja paracetamol. Znižuje povišano telesno temperaturo in blaži bolečine. Izračunajmo relativno molekulska maso in molsko maso te spojine.

$$M_r(C_8H_9NO_2) = ?$$

$$M(C_8H_9NO_2) = ?$$

$$8 \cdot A_r(C) = 8 \cdot 12,01 = 96,08$$

$$9 \cdot A_r(H) = 9 \cdot 1,01 = 9,09$$

$$1 \cdot A_r(N) = 1 \cdot 14,01 = 14,01$$

$$2 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 16,00 = 32,00$$

$$M_r(C_8H_9NO_2) = 151,18$$

$$M(C_8H_9NO_2) = 151,18 \text{ g/mol}$$

## Molska masa

Pri kemijskem računanju namesto relativnih mas uporabljamo molske mase.

Kaj je molska masa? **Molska masa je masa enega mola snovi.** Množino snovi in njeno enoto mol bomo spoznali v naslednjem poglavju, zato nam definicija molske mase zaenkrat še ne pomeni veliko.

Kako izračunamo molsko maso? Molska masa je številčno enaka relativni atomski masi  $A_r$  oz. relativni molekulska masi  $M_r$ , vendar ima tudi **enoto g/mol** (izg. gram na mol). Enoto g/mol lahko zapišemo tudi drugače:  $\text{g mol}^{-1}$ . Oznaka za molsko maso je velika črka  $M$ . Oglejmo si nekaj primerov.

| Snov   | Relativna atomska masa oz. relativna molekulska masa | Molska masa                                   |
|--------|------------------------------------------------------|-----------------------------------------------|
| helij  | $A_r(\text{He}) = 4,00$                              | $M(\text{He}) = 4,00 \text{ g/mol}$           |
| železo | $A_r(\text{Fe}) = 55,85$                             | $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$          |
| dušik  | $M_r(\text{N}_2) = 28,02$                            | $M(\text{N}_2) = 28,02 \text{ g/mol}$         |
| voda   | $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,02$                    | $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$ |

Razlika med relativno atomsko maso oz. relativno molekulska maso in molsko maso je torej le v **enoti**. Relativna atomska masa in relativna molekulska masa sta veličini brez enot, molska masa pa ima enoto g/mol. Oglejmo si razlike med relativno atomsko maso, relativno molekulska maso in molsko maso kisika.

| Snov                         | Relativna atomska masa oz. relativna molekulska masa | Molska masa                           |
|------------------------------|------------------------------------------------------|---------------------------------------|
| atom kisika O                | $A_r(\text{O}) = 16,00$                              | $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$   |
| molekula kisika $\text{O}_2$ | $M_r(\text{O}_2) = 32,00$                            | $M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g/mol}$ |
| molekula ozona $\text{O}_3$  | $M_r(\text{O}_3) = 48,00$                            | $M(\text{O}_3) = 48,00 \text{ g/mol}$ |

Iz navedenih primerov je jasno razvidno, kako pomembno je zapisovati simbole oz. formule snovi v oklepajih za oznakami veličin.

Molske mase lahko navajamo tudi za ione, ionske zgrajene spojine in kristalohidrate. Oglejmo si nekaj primerov.

| Snov                           | Molska masa                                                                    |
|--------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------|
| aluminijev ion                 | $M(\text{Al}^{3+}) = 26,98 \text{ g/mol}$                                      |
| oksidni ion                    | $M(\text{O}^{2-}) = 16,00 \text{ g/mol}$                                       |
| amonijev ion                   | $M(\text{NH}_4^+) = 18,05 \text{ g/mol}$                                       |
| natrijev klorid                | $M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}$                                         |
| kalcijev nitrat(V) tetrahidrat | $M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}) = 236,18 \text{ g/mol}$ |

**Molska masa je masa enega mola snovi. Številčno je enaka relativni atomski masi oz. relativni molekulska masi, a ima enoto g/mol. Označujemo jo z veliko črko  $M$ .**

## 4.2 Izračun množine snovi

### Kakšna je povezava med maso in množino snovi?

#### Množina snovi ima enoto mol

V prejšnjem poglavju smo spoznali, da molska masa predstavlja maso enega mola snovi. **Mol je osnovna enota**, podobno kot kilogram (kg), meter (m), sekunda (s) ... Z enoto kilogram merimo maso, z enoto meter merimo dolžino oz. razdaljo, z enoto sekunda merimo čas. Z enoto mol merimo **množino snovi**.

Množino snovi označujemo s črko ***n***. Izračunamo jo tako, da maso snovi (*m*) delimo z njeno molsko maso (*M*).

**Enačba:** **Veličine** [najpogostejše enote]:

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

***n*** – množina snovi [mol]

***m*** – masa [g]

***M*** – molska masa [g/mol]

Koliko delcev (atomov, molekul) je v enem molu snovi?

**1 mol katerekoli snovi vsebuje enako delcev, kolikor je atomov v natančno 12 g ogljika  $^{12}\text{C}$ .** V 12 g ogljika  $^{12}\text{C}$  pa je  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomov ogljika. En mol katerekoli snovi torej predstavlja  $6,02 \cdot 10^{23}$  delcev te snovi. Vrsta snovi sploh ni pomembna. Konstanto  $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$  imenujemo **Avogadrova konstanta**, njena oznaka je  $N_A$ .

Oglejmo si nekaj primerov.

|                      |         |                                        |
|----------------------|---------|----------------------------------------|
| 1 mol helija (He)    | vsebuje | $6,02 \cdot 10^{23}$ atomov helija.    |
| 1 mol aluminija (Al) | vsebuje | $6,02 \cdot 10^{23}$ atomov aluminija. |
| 1 mol ogljika (C)    | vsebuje | $6,02 \cdot 10^{23}$ atomov ogljika.   |

Enako velja tudi za elemente, ki se nahajajo v obliki molekul.

|                               |         |                                      |
|-------------------------------|---------|--------------------------------------|
| 1 mol vodika ( $\text{H}_2$ ) | vsebuje | $6,02 \cdot 10^{23}$ molekul vodika. |
| 1 mol ozona ( $\text{O}_3$ )  | vsebuje | $6,02 \cdot 10^{23}$ molekul ozona.  |
| 1 mol klora ( $\text{Cl}_2$ ) | vsebuje | $6,02 \cdot 10^{23}$ molekul klora.  |

Množino snovi (*n*) povežemo s številom delcev (*N*) in Avogadrovo konstanto ( $N_A$ ) preko naslednje enačbe:

**Enačba:** **Veličine** [najpogostejše enote]:

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

***n*** – množina snovi [mol]

***N*** – število delcev [/]

**$N_A$**  – Avogadrova konstanta [ $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$ ]

Obe enačbi lahko povežemo:

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

**Poznamo sedem osnovnih veličin in njihovih enot.**

| Veličina       | Osnovna enota |
|----------------|---------------|
| Masa           | kilogram (kg) |
| Dolžina        | meter (m)     |
| Čas            | sekunda (s)   |
| Temperatura    | kelvin (K)    |
| Množina snovi  | mol (mol)     |
| Električni tok | amper (A)     |
| Svetilnost     | kandela (cd)  |

**Konstanta je količina, ki ne spreminja svoje vrednosti.**



Konstanto  $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$  imenujemo Avogadrova konstanta v čast italijanskemu fiziku in kemiku Amedeu Avogadru (1776–1856).

**Količino »mol« lahko primerjamo s količino »ducat«.** Ducat predstavlja 12 istovrstnih stvari. Ducat jajc je 12 jajc, ducat gumbov je 12 gumbov ... Podobno 1 mol predstavlja  $6,02 \cdot 10^{23}$  delcev. 1 mol helija predstavlja  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomov helija, 1 mol neona predstavlja  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomov neona ... Avogadrova konstanta je znana na več zanesljivih mest natančno.  
 $N_A = 6,0221415 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

## 4.2 Izračun množine snovi

Pri reševanju računskih nalog je zelo pomembno, da si iz besedila izpišemo podatke. Podatek naj vsebuje oznako veličine (npr. masa  $m$ ), formulo snovi (npr. metan  $\text{CH}_4$ ) in številčno vrednost z enoto.

Na primer:  $m(\text{CH}_4) = 5,25 \text{ g}$



Vrečko z 1 kg (1000 g) jedilnega sladkorja smo toliko izpraznili, da se v njej nahaja 1 mol sladkorja.

Saharoza ima molsko maso 342 g/mol. To pomeni, da ima 1 mol saharoze maso 342 g.



Iz odpadne aluminijaste folije smo naredili kroglo z maso 27 g. Aluminij ima molsko maso 27 g/mol. To pomeni, da ima 1 mol aluminija maso 27 g. Na sliki je kovanec za primerjavo velikosti aluminijaste krogle.



Voda ima molsko maso 18 g/mol. To pomeni, da ima 1 mol vode maso 18 g. Ker ima voda pri sobnih pogojih gostoto 1,0 g/mL, zavzema 1 mol vode prostornino 18 mL.

Oglejmo si primere.

**Naloga:**

Kolikšno množino predstavlja 10,0 g helija (He)?

$m(\text{He}) = 10,0 \text{ g}$  ← Izpišemo podatek za maso helija.

$M(\text{He}) = 4,00 \text{ g/mol}$  ← V periodnem sistemu poiščemo relativno atomsko maso helija (4,00) in dopišemo enoto "g/mol".

$n(\text{He}) = ?$  ← Izračunali bomo množino helija.

**Račun:**

$$n(\text{He}) = \frac{m(\text{He})}{M(\text{He})} = \frac{10,0 \text{ g mol}}{4,00 \text{ g}} = 2,50 \text{ mol}$$

Napišemo enačbo. Vstavimo podatke in izračunamo. Enoti "g" se okrajšata. Množina ima enoto "mol".

**Odgovor:** 10,0 g helija ima množino 2,50 mol.

**Naloga:**

Koliko atomov je v 0,500 mol železa (Fe)?

$n(\text{Fe}) = 0,500 \text{ mol}$  ← Izpišemo podatek za množino železa.

$N(\text{Fe}) = ?$  ← Izračunali bomo število atomov železa.

**Račun:**

$$N(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot N_A = 0,500 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol} = 3,01 \cdot 10^{23}$$

Iz enačbe izrazimo število delcev. Vstavimo podatke in izračunamo. Enoti "mol" se okrajšata. Število delcev nima enote.

**Odgovor:** V 0,500 mol železa je  $3,01 \cdot 10^{23}$  železovih atomov.

**Naloga:**

Koliko atomov je v 0,500 g kroma (Cr)?

$m(\text{Cr}) = 0,500 \text{ g}$  ← Izpišemo podatek za maso kroma.

$M(\text{Cr}) = 52,00 \text{ g/mol}$  ← V periodnem sistemu poiščemo relativno atomsko maso kroma (52,00) in dopišemo enoto "g/mol".

$N(\text{Cr}) = ?$  ← Izračunali bomo število atomov kroma.

**Račun:**

$$N(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr}) \cdot N_A}{M(\text{Cr})} = \frac{0,500 \text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}}{52,00 \text{ g}} = 5,79 \cdot 10^{21}$$

Iz enačbe izrazimo število delcev. Vstavimo podatke in izračunamo. Enoto "g" in "mol" se okrajšajo. Število delcev nima enote.

**Odgovor:** V 0,500 g kroma je  $5,79 \cdot 10^{21}$  kromovih atomov.

V enem molu katerekoli snovi je  $6,02 \cdot 10^{23}$  delcev te snovi.

Konstanto  $6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol}$  imenujemo Avogadrova konstanta, njena oznaka je  $N_A$ .



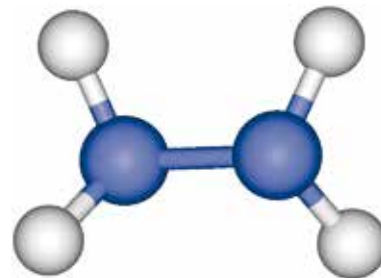
## 4.3 Množina atomov, množina molekul

### Kako izračunamo množino atomov in molekul?

Pri kemijskem računanju pogosto srečamo naloge, v katerih je podana količina spojine, izračunati pa moramo količino elementa vezanega v spojini. Pri reševanju tovrstnih nalog lahko uporabljamo postopek, pri katerem s pomočjo **razmerja množin** upoštevamo razmerje med podano in iskano snovjo. Enak postopek bomo uporabljali tudi pri računanju snovi v kemijski reakciji (poglavje 5.2, množinska razmerja).

Pri reševanju nalog uporabljamo naslednje zaporedje korakov:

- ▶ napišemo razmerje množin med podano in iskano snovjo;
- ▶ križno množimo (s tem se znebimo ulomkov);
- ▶ vstavimo ustrezne dele enačbe (enačba, ki povezuje množino z ostalimi veličinami, stranski stolpec);
- ▶ izrazimo iskano veličino;
- ▶ vstavimo podatke in izračunamo.



Hidrazin  $\text{N}_2\text{H}_4$  uporabljamo predvsem za izdelavo raketnega goriva.

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

Oglejmo si primer.

**Naloga:** Hidrazin je brezbarvna tekočina s formulo  $\text{N}_2\text{H}_4$ . Izračunajte maso vodika in število vseh atomov v 1,20 mol hidrazina.

$$n(\text{N}_2\text{H}_4) = 1,20 \text{ mol} \quad \leftarrow \text{Izpišemo podatek za množino hidrazina.}$$

$$\text{a) } m(\text{H}) = ? \quad \leftarrow \text{Izračunali bomo maso vodika.}$$

$$\text{b) } N(\text{atomi}) = ? \quad \leftarrow \text{Izračunali bomo število vseh atomov (ne molekul!).}$$

$$\text{a) } \frac{n(\text{N}_2\text{H}_4)}{n(\text{H})} = \frac{1}{4} \quad \begin{array}{l} \text{Napišemo razmerje množin med hidrazinom } \text{N}_2\text{H}_4 \text{ (podana snov) in vodikovimi} \\ \text{atomi H (iskana snov). V vsaki molekuli hidrazina so štirje atomi vodika, zato} \\ \text{je množinsko razmerje med tema dvema snovema } 1 : 4. \end{array}$$

$$n(\text{H}) = 4 \cdot n(\text{N}_2\text{H}_4) \quad \text{Križno množimo, da se znebimo ulomkov.}$$

$$\frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = 4 \cdot n(\text{N}_2\text{H}_4) \quad \begin{array}{l} \text{Naloga zahteva izračun mase vodika, zato namesto množine vodikovih} \\ \text{atomov vstavimo maso in molsko maso vodikovih atomov.} \end{array}$$

$$m(\text{H}) = 4 \cdot n(\text{N}_2\text{H}_4) \cdot M(\text{H}) = 4 \cdot 1,20 \text{ mol} \cdot 1,01 \text{ g/mol} = 4,85 \text{ g}$$

Izrazimo iskano veličino (maso vodika).      Vstavimo podatke in izračunamo. Masa ima enoto "g".

$$\text{b) } \frac{n(\text{N}_2\text{H}_4)}{n(\text{atomi})} = \frac{1}{6} \quad \begin{array}{l} \text{Napišemo razmerje množin med hidrazinom } \text{N}_2\text{H}_4 \text{ (podana snov) in vsemi atomi} \\ \text{(iskana snov). V vsaki molekuli hidrazina je šest atomov (štirje atomi vodika in} \\ \text{dva atoma dušika), zato je množinsko razmerje med tema dvema snovema } 1 : 6. \end{array}$$

$$n(\text{atomi}) = 6 \cdot n(\text{N}_2\text{H}_4) \quad \text{Križno množimo, da se znebimo ulomkov.}$$

$$\frac{N(\text{atomi})}{N_A} = 6 \cdot n(\text{N}_2\text{H}_4) \quad \begin{array}{l} \text{Naloga zahteva izračun števila vseh atomov, zato namesto množine vseh} \\ \text{atomov vstavimo število vseh atomov in Avogadrovo konstanto.} \end{array}$$

$$N(\text{atomi}) = 6 \cdot n(\text{N}_2\text{H}_4) \cdot N_A = 6 \cdot 1,20 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol} = 4,33 \cdot 10^{24}$$

Izrazimo iskano veličino (število atomov). Vstavimo podatke in izračunamo. Število delcev nima enote.

**Odgovor:** V 1,20 mol hidrazina je 4,85 g vodika in  $4,33 \cdot 10^{24}$  atomov (vodika in dušika).

## 4.3 Množina atomov, množina molekul

Rešimo še eno računsko nalogo.

**Naloga:** Izračunajte število kisikovih atomov in maso kristalno vezane vode v 20,0 g natrijevega karbonata dekahidrata ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ).

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 20,0 \text{ g} \quad \leftarrow \text{Izpišemo podatek za maso } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}.$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286 \text{ g mol}^{-1} \quad \leftarrow \text{Izračunamo molsko maso } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}.$$

a)  $N(\text{O}) = ?$   $\leftarrow$  Izračunali bomo število kisikovih atomov.

b)  $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$   $\leftarrow$  Izračunali bomo maso kristalno vezane vode.

$$\text{a) } \frac{n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}{n(\text{O})} = \frac{1}{13}$$

Napišemo razmerje množin med  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (podana snov) in kisikovimi atomi O (iskana snov). V vsaki formuli enoti  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  je trinajst atomov kisika, zato je množinsko razmerje med tema dvema snovema 1 : 13.

$$n(\text{O}) = 13 \cdot n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$$

Križno množimo, da se znebimo ulomkov.

$$\frac{N(\text{O})}{N_A} = \frac{13 \cdot m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}$$

Podana je masa  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , zato namesto množine  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  vstavimo maso in molsko maso te spojine. Naloga zahteva izračun števila kisikovih atomov, zato namesto množine kisikovih atomov vstavimo število kisikovih atomov in Avogadrovo konstanto  $N_A$ .

$$N(\text{O}) = \frac{13 \cdot m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})} = \frac{13 \cdot 20,0 \text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}}{286 \text{ g mol}} = 5,47 \cdot 10^{23}$$

Izrazimo iskano veličino (število kisikovih atomov).

Vstavimo podatke in izračunamo. Število delcev nima enote.

$$\text{b) } \frac{n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1}{10}$$

Napišemo razmerje množin med  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (podana snov) in vodo  $\text{H}_2\text{O}$  (iskana snov). V vsaki formuli enoti  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  je deset molekul vode, zato je množinsko razmerje med tema dvema snovema 1 : 10.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 10 \cdot n(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$$

Križno množimo, da se znebimo ulomkov.

$$\frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10 \cdot m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}$$

Podana je masa  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , zato namesto množine  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  vstavimo maso in molsko maso te spojine. Naloga zahteva izračun mase vode, zato namesto množine vode vstavimo maso in molsko maso vode.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{10 \cdot m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})} = \frac{10 \cdot 20,0 \text{ g} \cdot 18}{286} = 12,6 \text{ g}$$

Izrazimo iskano veličino (maso vode).

Vstavimo podatke in izračunamo. Masa ima enoto "g".

**Odgovor:** V 20,0 g natrijevega karbonata dekahidrata je  $5,47 \cdot 10^{23}$  atomov kisika in 12,6 g kristalno vezane vode.

Računske naloge, v katerih je podana ena vrsta snovi, računamo pa drugo vrsto snovi, lahko rešujemo s pomočjo razmerja množin med podano in iskano snovjo.

## 4.4 Prostornina plina

### Kakšne so lastnosti plinov?

#### Osnovne lastnosti plinov

Zemljino ozračje je zmes plinov, ki obdaja naš planet. V njem prevladujeta dušik  $N_2$  (78,079 %) in kisik  $O_2$  (20,946 %). Vseh drugih plinov (predvsem žlahtni plini in ogljikov dioksid  $CO_2$ ) je manj kot 1 %. V zraku pa seveda najdemo tudi vodno paro.

V preglednici so navedeni nekateri plini in njihova uporaba.

| Ime in formula plina     | Uporaba plina                             |
|--------------------------|-------------------------------------------|
| helij, He                | baloni, lažji od zraka                    |
| dušik, $N_2$             | hlajenje in zamrzovanje (npr. v medicini) |
| ogljikov dioksid, $CO_2$ | gasilno sredstvo, gaziranje pijač         |
| amonijak, $NH_3$         | gnojilo                                   |
| metan, $CH_4$            | gorivo (zemeljski plin)                   |
| butan, $C_4H_{10}$       | gorivo (vžigalniki, gospodinjstvi plin)   |
| didušikov oksid, $N_2O$  | anestetik »smejalni plin«                 |
| klor, $Cl_2$             | razkužilo, belilo                         |
| argon, Ar                | polnilo v običajnih žarnicah              |
| etin, $C_2H_2$           | gorivo (avtogeno varjenje)                |

Pri sobnih pogojih (20 °C, 100 kPa) so v plinastem agregatnem stanju naslednji elementi: vodik  $H_2$ , dušik  $N_2$ , kisik  $O_2$ , fluor  $F_2$ , klor  $Cl_2$  in vsi žlahtni plini (elementi VIII. skupine periodnega sistema).

Mnoge spojine, ki so pri sobnih pogojih tekočine ali trdne snovi, lahko s segrevanjem uparimo. Nekatere spojine pa pri višjih temperaturah razpadejo in jih tako ne poznamo v plinastem agregatnem stanju.

#### Bistvene lastnosti plinov so:

- ▶ Plin nima stalne oblike in prostornine, temveč zavzema vso prostornino posode. Lahko ga stisnemo na manjšo prostornino ali ekspandiramo (razširimo) na večjo prostornino.
- ▶ Delci v plinu se razmeroma prosto gibljejo, ker so privlačne sile med njimi šibke.
- ▶ Plini se med seboj popolnoma mešajo.

Pline opisujemo z veličinami **tlak**, **prostornina**, **temperatura** in **množina**.

Osnovna enota za prostornino je sicer  $m^3$  (kubični meter), a v kemiji pogosto uporabljamo 1000-krat manjšo enoto L (liter), ki je enaka enoti  $dm^3$  (kubični decimeter). Še 1000-krat manjša enota je mL (mililiter), ki je enaka enoti  $cm^3$  (kubični centimeter).



Običajne otroške balone polnimo z nereaktivnim helijem.

Paskal je sestavljena enota:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$$

V tuji in starejši literaturi pogosto najdemo tudi drugačne enote za tlak (bar, atm, torr, psi). Pri preračunavanju enot uporabljajte naslednje pretvorbene faktorje:

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ kPa}$$

$$1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$$

$$1 \text{ torr} = 0,133 \text{ kPa}$$

$$1 \text{ psi} = 6,89 \text{ kPa}$$



Enota za tlak paskal ima ime po francoskem matematiku in fiziku Blaiseju Pascalu (1623–1662).

## 4.4 Prostornina plina



Anders Celsius (1701–1744), švedski fizik in astronom. Leta 1742 je zasnoval lestvico, pri kateri je temperaturo talečnega se ledu določil kot  $100^\circ$ , temperaturo vrele vode pa  $0^\circ$  (nasprotno glede na sodobno Celzijevo temperaturno lestvico).

**Pretvorba iz Celzijeve v Kelvinovo temperaturno lestvico:**

$$T[\text{K}] = T[^\circ\text{C}] + 273,15$$

Tlak plina povzročajo **trki delcev** (atomov, molekul) ob steno posode. Čim večkrat trčijo delci ob steno posode in čim večja je njihova hitrost, tem večji je tlak v njej. Osnova enota za tlak je sicer Pa (paskal), a v kemiji pogosteje uporabljamo 1000-krat večjo enoto kPa (kilopaskal).

Temperaturo v vsakdanjem življenju merimo v  $^\circ\text{C}$  (stopinje Celzija), pri računanju s plini pa moramo uporabljati t. i. **absolutno** ali **Kelvinovo temperaturno lestvico**, ki ima enoto K (kelvin). Temperaturo v enotah K dobimo tako, da temperaturi v  $^\circ\text{C}$  prištejemo 273,15. Vrednost 273,15 bomo zaokroževali na 273. Temperatura  $25^\circ\text{C}$  je torej enaka temperaturi 298 K. Temperatura 0 K (oz. natančno  $-273,15^\circ\text{C}$ ) je teoretično najnižja možna temperatura, imenujemo jo **absolutna ničla**.

**Plin nima stalne oblike in prostornine, temveč zavzema vso prostornino posode. Lahko ga stisnemo na manjšo prostornino ali ekspanziramo (razširimo) na večjo prostornino. Delci v plinu se razmeroma prosto gibljejo, ker so privlačne sile med njimi šibke. Plini se med seboj popolnoma mešajo. Opisujemo jih z veličinami tlak, prostornina, temperatura in množina.**

## Splošna plinska enačba

**Splošna plinska enačba** povezuje tlak, prostornino, množino in temperaturo plina. Običajno jo zapisujemo v obliki:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ .

Iz enačbe izrazimo množino snovi in pojasnimo veličine v enačbi.

**Enačba:**

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

**Veličine [najpogostejše enote]:**

$n$  – množina snovi [mol]

$P$  – tlak [kPa]

$V$  – prostornina [L]

$R$  – splošna plinska konstanta [ $8,31 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ]

$T$  – temperatura [K]

Konstanto  $R$  imenujemo **splošna plinska konstanta** (včasih rečemo zgolj plinska konstanta) in ima vrednost  $8,31 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ . Vrednost lahko zapišemo tudi  $8,31 \text{ kPa L/(mol K)}$ .

Oglejmo si primer uporabe splošne plinske enačbe.

**Naloga:** Kolikšno množino predstavlja 20,0 L kisika, merjenega pri temperaturi  $20^\circ\text{C}$  in tlaku 100 kPa?

$P(\text{O}_2) = 100 \text{ kPa}$  ← Izpišemo podatek za tlak kisika.

$V(\text{O}_2) = 20,0 \text{ L}$  ← Izpišemo podatek za prostornino kisika.

$T(\text{O}_2) = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$  ← Izpišemo podatek za temperaturo kisika in pretvorimo enoto iz  $^\circ\text{C}$  v  $\text{K}$ .

$n(\text{O}_2) = ?$  ↗ Izračunali bomo množino kisika.

**Račun:**

$$n(\text{O}_2) = \frac{P(\text{O}_2) \cdot V(\text{O}_2)}{R \cdot T(\text{O}_2)} = \frac{100 \text{ kPa} \cdot 20,0 \text{ L mol K}}{8,31 \text{ kPa L} \cdot 293 \text{ K}} = \underline{\underline{0,821 \text{ mol}}}$$

Napišemo Vstavimo podatke in izračunamo.

enačbo. Enote "kPa", "L" in "K" se okrajšajo.

Množina ima enoto "mol".

**Odgovor:** Množina 20,0 L kisika, merjenega pri  $20^\circ\text{C}$  in 100 kPa, je 0,821 mol.



Bodite pozorni na razliko v zapisu  $^\circ\text{C}$  in  $\text{K}$ . V zapisu enote kelvin ni stopinje. Enoto imenujemo po britanskem znanstveniku Lordu Kelvinu (1824–1907). (Slika iz Crompton District Library.)



Pline lahko stisnemo. S tlačilko vnesemo v zračnico dodatno količino zraka. Ker je prostornina zračnice omejena, se v njej poveča tlak.

**Splošna plinska konstanta je znana na več zanesljivih mest natančno.**

$$R = 8,314472 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Splošno plinsko enačbo lahko povežemo z že znanimi enačbami za množino.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Oglejmo si še en računski primer.

**Naloga:** Kolikšno prostornino zavzema 12,0 g dušika, merjenega pri temperaturi 15 °C in tlaku 200 kPa?

$M(\text{N}_2) = 28,02 \text{ g/mol}$  ← Izpišemo podatek za molsko maso dušika.

$m(\text{N}_2) = 12,0 \text{ g}$  ← Izpišemo podatek za maso dušika.

$P(\text{N}_2) = 200 \text{ kPa}$  ← Izpišemo podatek za tlak dušika.

$T(\text{N}_2) = 15 \text{ °C} = 288 \text{ K}$  ← Izpišemo podatek za temperaturo dušika in pretvorimo enoto iz "°C" v "K".

$V(\text{N}_2) = ?$  ← Izračunali bomo prostornino dušika.

**Račun:**

$$\frac{m}{M} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \quad \text{Uporabimo enačbo, ki povezuje maso in molsko maso s tlakom, prostornino in temperaturo.}$$

$$V(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2) \cdot R \cdot T(\text{N}_2)}{P(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2)} = \frac{12,0 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ kPa L} \cdot 288 \text{ K mol}}{200 \text{ kPa} \cdot 28,02 \text{ g mol K}} = 5,12 \text{ L}$$

Iz enačbe izrazimo prostornino.
Vstavimo podatke in izračunamo. Enote "g", "kPa", "K" in "mol" se okrajšajo.
Prostornina ima enoto "L".

**Odgovor:** 12,0 g dušika, merjenega pri 15 °C in 200 kPa, ima prostornino 5,12 L.



V začetku 20. stoletja so gradili velike krmiljene zrakoplove z lahko nosilno konstrukcijo. Med vodilnimi konstruktorji je bil Ferdinand von Zeppelin (1838–1917), čigar ime je postalo sinonim za velike zračne ladje (cepelin). Najbolj znan cepelin Hindenburg je bil dolg kar 248 m in je bil polnjen z 200000 m<sup>3</sup> plinastega vodika. 6. maja 1937 je zgorel pri pristajanju v Lakehurstu, ZDA.

## Molska prostornina plina

**Molska prostornina je prostornina 1 mol plina pri določenih pogojih.** Njena oznaka je  $V_m$ , enota pa L/mol (L mol<sup>-1</sup>). Izračunamo jo lahko iz prostornine in množine plina. Oglejmo si primer.

**Naloga:**

V posodi s prostornino 400 mL je pri določenih pogojih 0,0200 mol plina. Izračunajte molsko prostornino plina pri teh pogojih.

$V = 400 \text{ mL} = 0,400 \text{ L}$  ← Izpišemo podatek za prostornino plina (pretvorimo enoto iz "mL" v "L").

$n = 0,0200 \text{ mol}$  ← Izpišemo podatek za množino plina.

$V_m = ?$  ← Izračunali bomo molsko prostornino plina.

**Račun:**

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{0,400 \text{ L}}{0,0200 \text{ mol}} = 20,0 \text{ L/mol}$$

Uporabimo osnovno enačbo. Vstavimo podatke in izračunamo. Molska prostornina ima enoto "L/mol".

**Odgovor:** Pri danih pogojih je molska prostornina plina 20,0 L/mol.

**Enačbo za izračun molske prostornine plina lahko zapišemo na naslednji način:**

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{R \cdot T}{P}$$

**Molsko prostornino plina lahko izračunamo tudi iz molske mase plina in njegove gostote z enačbo:**

$$V_m = \frac{M}{\rho}$$

**Molsko prostornino lahko izračunamo tudi za snovi v tekočem in trdnem agregatnem stanju.**



## 4.4 Prostornina plina

Molsko prostornino plina lahko izračunamo tudi s pomočjo splošne plinske enačbe, v katero vstavimo podatka za tlak in temperaturo ter množino 1 mol (ker se molska prostornina nanaša na 1 mol snovi).

Oglejmo si primer.

Stanje plina pri temperaturi 0 °C in tlaku 101,3 kPa smo včasih imenovali »normalni pogoji«. Danes tega izraza ne uporabljamo več.

V literaturi pogosto srečamo izraz STP, ki je kratica za standardno temperaturo (0 °C) in standardni tlak (100 kPa).

**Naloga:**

Kolikšna je molska prostornina plina pri temperaturi 0 °C in tlaku 101,3 kPa?

$n = 1 \text{ mol}$  ← Molska prostornina se nanaša na 1 mol plina.

$P = 101,3 \text{ kPa}$  ← Izpišemo podatek za tlak plina.

$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$  ← Izpišemo podatek za temperaturo plina in pretvorimo enoto iz "°C" v "K".

$V_m = ?$  ← Izračunali bomo molsko prostornino plina.

**Račun:**

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$  Uporabimo splošno plinsko enačbo.

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ kPa L} \cdot 273 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa mol K}} = 22,4 \text{ L}$$

Iz enačbe Vstavimo podatke in izračunamo. Prostornina izrazimo Enote "mol", "kPa" in "K" se ima enoto "L". prostornino. okrajšajo.

Prostornina 1 mol plina je 22,4 L.

Molska prostornina:  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$  pri 0 °C in 101,3 kPa.

**Odgovor:** Molska prostornina plina pri 0 °C in 101,3 kPa je 22,4 L/mol.

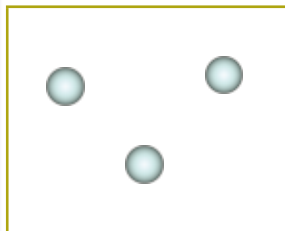
Iz slike znamke v poglavju 4.2 (str. 82) lahko razberete Avogadrov zakon, zapisan v italijanščini: »Volumi equali di gas nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione contengono lo stesso numero di molecole.«

Prevedite stavek s pomočjo slovarja.

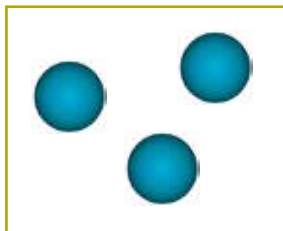
Molska prostornina je odvisna od temperature in tlaka, ne pa tudi od vrste plina. Vsi plini imajo pri enakih pogojih (tlaku in temperaturi) enako molsko prostornino.

Razmišljamo lahko tudi v drugi smeri: Enake prostornine plinov vsebujejo pri enakih pogojih (tlak, temperatura) enako množino snovi. V primeru molekularno zgrajenih snovi tako velja, da imajo enake prostornine plinov pri enakih pogojih tudi enako število molekul. To ugotovitev je že leta 1811 zapisal italijanski fizik in kemik Amedeo Avogadro (1776–1856), imenujemo jo tudi **Avogadrov zakon**.

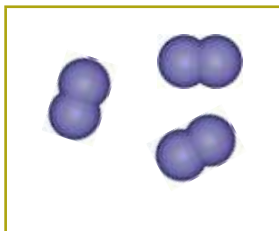
Zamislimo si štiri posode enake prostornine. V vseh posodah naj bo enak tlak in enaka temperatura. V prvi posodi naj bo helij He, v drugi argon Ar, v tretji dušik N<sub>2</sub> in v četrti ogljikov dioksid CO<sub>2</sub>. V prvih dveh posodah so atomi (helija oz. argona), v tretji in četrti posodi pa so molekule (dušika oz. ogljikovega dioksida).



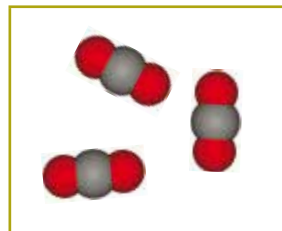
Helij, He



Argon, Ar



Dušik, N<sub>2</sub>



Ogljikov dioksid, CO<sub>2</sub>

Ker so ob enakih pogojih (tlak, temperatura) enake tudi prostornine vseh plinov, so enake tudi njihove množine. Posledično je tudi število atomov helija enako številu atomov argona, molekul dušika in molekul ogljikovega dioksida. Plini se seveda razlikujejo v masi, saj je njihova molska masa različna.

**Splošna plinska enačba:**  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ . Molska prostornina je prostornina 1 mol plina pri določenih pogojih. Enake prostornine plinov vsebujejo pri enakih pogojih (tlak, temperatura) enake množine snovi.

**Bodite pozorni na pravilno izražanje.** Število atomov helija je enako številu molekul dušika, ne pa tudi številu atomov dušika. Dušik namreč tvori dvoatomne molekule  $N_2$ .

## Gostota plina

Gostota je opredeljena kot masa prostorninske enote snovi. Izračunamo jo tako, da maso snovi delimo z njeno prostornino ( $\rho = m/V$ ). Pri trdnih in tekočih snoveh temperatura opazno vpliva na gostoto snovi, pri plinih pa je vpliv temperature še bistveno večji. Trdne in tekoče snovi so zelo malo stisljive. Torej manjša sprememba tlaka zelo malo vpliva na njihovo gostoto. Pri plinih pa je ta vpliv zelo velik.

**Gostota plina je odvisna od vrste plina (njegove molske mase) ter od tlaka in temperature.** Izračunamo jo z naslednjo enačbo:

| Enačba:                              | Veličine [najpogostejše enote]:                                                               |
|--------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------|
| $\rho = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$ | $\rho$ – gostota [ $g \cdot L^{-1}$ ]                                                         |
|                                      | $P$ – tlak [kPa]                                                                              |
|                                      | $M$ – molska masa [ $g \cdot mol^{-1}$ ]                                                      |
|                                      | $R$ – splošna plinska konstanta<br>[ $8,31 \text{ kPa} \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ ] |
|                                      | $T$ – temperatura [K]                                                                         |

Oglejmo si primer:

### Naloga:

Kolikšna je gostota kisika pri temperaturi  $25^\circ C$  in tlaku 120 kPa?

$M(O_2) = 32,00 \text{ g/mol}$  ← Izpišemo podatek za molsko maso kisika.

$P(O_2) = 120 \text{ kPa}$  ← Izpišemo podatek za tlak kisika.

$T(O_2) = 25^\circ C = 298 \text{ K}$  ← Izpišemo podatek za temperaturo kisika in pretvorimo enoto iz " $^\circ C$ " v " $K$ ".

$\rho(O_2) = ?$  ← Izračunali bomo gostoto kisika.

### Račun:

$$\rho(O_2) = \frac{P(O_2) \cdot M(O_2)}{R \cdot T(O_2)} = \frac{120 \text{ kPa} \cdot 32,00 \text{ g mol K}}{8,31 \text{ kPa L} \cdot 298 \text{ K mol}} = 1,55 \text{ g/L}$$

Napišemo enačbo. Vstavimo podatke in izračunamo. Gostota ima enote "kPa", "mol" in "K" se okrajšajo. enoto "g/L".

**Odgovor:** Pri  $25^\circ C$  in 120 kPa ima kisik gostoto 1,55 g/L.

Primerjava gostot med agregatnimi stanji pokaže, da imajo plini precej manjšo gostoto kot tekočine in trdne snovi.

**Gostota plina je odvisna od molske mase, tlaka in temperature plina.** Izračunamo jo z enačbo  $\rho = P \cdot M / (R \cdot T)$ .



Baloni na vroč zrak lahko letijo, ker ima zrak v njih manjšo gostoto kot zunanji zrak.

Enačbo za gostoto plina lahko izpeljemo iz splošne plinske enačbe.

Osnovna enačba:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Množino nadomestimo z maso  $m$  in molsko maso  $M$ :

$$\frac{m}{M} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Obe strani enačbe množimo z molsko maso  $M$  in delimo s prostornino  $V$  ter poenostavimo (okrajšamo):

$$\frac{m \cdot \cancel{M}}{\cancel{M} \cdot V} = \frac{P \cdot \cancel{V} \cdot M}{R \cdot T \cdot \cancel{V}}$$

Dobimo:

$$\frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Količnik med maso  $m$  in prostornino  $V$  je gostota  $\rho$ :

$$\rho = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

## Zapomnim si

- Relativna molekulska masa  $M_r$  je število brez enote, ki pove, kolikokrat je masa molekule večja od ene dvanajstine mase atoma ogljikovega izotopa  $^{12}\text{C}$ . Izračunamo jo s seštevanjem relativnih atomskih mas vseh elementov, ki sestavljajo spojino ali večatomni element.
- Molska masa je masa enega mola snovi. Številčno je enaka relativni atomski masi oz. relativni molekulski masi, a ima enoto g/mol. Označujemo jo z veliko črko  $M$ .
- V enem molu katerekoli snovi je  $6,02 \cdot 10^{23}$  delcev te snovi. Konstanto  $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$  imenujemo Avogadrova konstanta, njena oznaka je  $N_A$ .
- Računske naloge, v katerih je podana ena vrsta snovi, računamo pa drugo vrsto snovi, lahko rešujemo s pomočjo razmerja množin med podano in iskano snovjo.
- Plin nima stalne oblike in prostornine, temveč zavzema vso prostornino posode. Lahko ga stisnemo na manjšo prostornino ali ekspandiramo (razširimo) na večjo prostornino. Delci v plinu se razmeroma prosto gibljejo, ker so privlačne sile med njimi šibke. Plini se med seboj popolnoma mešajo. Opisujemo jih z veličinami tlak, prostornina, temperatura in množina.
- Splošna plinska enačba:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ . Molska prostornina je prostornina 1 mol plina pri določenih pogojih. Enake prostornine plinov vsebujejo pri enakih pogojih (tlak, temperatura) enake množine snovi.
- Gostota plina je odvisna od molske mase, tlaka in temperature plina. Izračunamo jo z enačbo  $\rho = P \cdot M / (R \cdot T)$ .

## Vprašanja za utrjevanje znanja

### 4.1 Relativna molekulska masa in molska masa

- Pojasnite pojme »relativna atomska masa«, »relativna molekulska masa« in »molska masa«.
- Izračunajte molsko maso kofeina  $C_8H_{10}N_4O_2$ .
- Izračunajte molske mase naslednjih spojin:  $H_2SO_4$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

### 4.2 Izračun množine snovi

- Katera veličina ima enoto »mol«?
- Kaj predstavlja 1 mol?
- Koliko atomov je v 1 mol neona?
- Koliko molekul in koliko atomov je v 1 mol kisika  $O_2$ ?
- Kolikšna je množina 20,0 g argona?
- Kolikšna je masa 1,50 mol kroma?
- Koliko atomov je v 2,50 g niklja?

### 4.3 Množina atomov, množina molekul

- V vzorcu se nahaja 0,500 g paracetamola  $C_8H_9NO_2$ . Izračunajte:
  - množino spojine;
  - število molekul spojine;
  - maso ogljika;
  - število vodikovih atomov;
  - število vseh atomov.
- V vzorcu se nahaja 2,50 g  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ . Izračunajte:
  - molsko maso spojine;
  - množino spojine;
  - maso kristalno vezane vode;
  - število kisikovih atomov;
  - množino vodikovih atomov.

### 4.4 Prostornina plina

- Opišite sestavo Zemljinega ozračja.
- Kateri elementi so pri sobnih pogojih v plinastem agregatnem stanju?
- Navedite bistvene lastnosti plinov.
- Kako pretvarjamo enoto  $^{\circ}C$  v K? Kako imenujemo temperaturo 0 K?
- Napišite splošno plinsko enačbo in pojasnite člene v njej.

- Kolikšna je množina 200 mL dušika  $N_2$ , merjenega pri temperaturi  $20^{\circ}C$  in tlaku 105 kPa?
- Kolikšna je masa 100 mL ogljikovega dioksida  $CO_2$ , merjenega pri temperaturi  $30^{\circ}C$  in tlaku 110 kPa?
- Pojasnite pojem »molska prostornina plina«.
- V posodi s prostornino 150 mL je pri določenih pogojih 0,300 mol plina. Izračunajte molsko prostornino plina pri teh pogojih.
- V posodi s prostornino 250 mL je pri določenih pogojih 0,900 g plinastega kisika. Izračunajte množino, število molekul in molsko prostornino kisika pri teh pogojih.
- V posodi je pri določenih pogojih 2,50 g plinastega dušika  $N_2$ . Molska prostornina pri teh pogojih je 15,0 L/mol. Izračunajte množino, število molekul in prostornino dušika pri teh pogojih.
- Imamo dve posodi neznanih velikosti. Prva posoda je večja kot druga posoda. V prvi posodi se nahaja plinasti kisik, v drugi posodi pa plinasti dušik. Tlak in temperatura sta v obeh posodah enaka. V kateri posodi je večja molska prostornina plina? V kateri posodi je večja množina plina? Odgovora tudi utemeljite.
- V posodi s premično steno (možnost spreminjanja prostornine) imamo neznano količino plinastega helija. Kako povečanje prostornine posode vpliva na velikost molske prostornine plina?
- Izračunajte molsko prostornino plina pri temperaturi  $20^{\circ}C$  in tlaku 80 kPa.
- Plin ima temperaturo  $25^{\circ}C$ . Pri kolikšnem tlaku bo molska prostornina plina 18,0 L/mol?
- Tlak plina je 120 kPa. Pri kolikšni temperaturi bo molska prostornina plina 22,0 L/mol?
- Od česa je odvisna gostota plina?
- Izračunajte gostoto helija pri temperaturi  $10^{\circ}C$  in tlaku 100 kPa.
- Tlak dušika v posodi je 120 kPa. Kolikšna je temperatura dušika, če je njegovo gostota 1,43 g/L?
- Temperatura kisika v posodi je  $20^{\circ}C$ . Kolikšen je tlak kisika, če je njegovo gostota 1,51 g/L?

# 5.

# Kemijska reakcija kot snovna in energijska sprememba

## VSEBINA 5. POGLAVJA

- 5.1 – ENAČBA KEMIJSKE REAKCIJE
- 5.2 – MNOŽINSKA RAZMERJA
- 5.3 – REAKCIJSKA IN TVORBENA ENTALPIJA
- 5.4 – IZRAČUN REAKCIJSKE ENTALPIJE
- SEŽIG FOSILNIH GORIV IN VPLIV NA OKOLJE
- ZAPOMNIM SI
- VPRAŠANJA ZA UTRJEVANJE ZNANJA



## 5.1 Enačba kemijske reakcije

### Kako zapišemo kemijske enačbe in kako jih uredimo?

#### Kemijska reakcija in fizikalna sprememba

Okoli nas se vsakodnevno odvija veliko **kemijskih reakcij** in **fizikalnih sprememb**. Kakšna je razlika med njimi? Pri kemijskih reakcijah nastanejo povsem **drugačne snovi**, pri fizikalnih spremembah pa snovi le **spremenijo obliko**.

Oglejmo si primer fizikalne spremembe. Led je voda v trdnem agregatnem stanju –  $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ . Kocka ledu se pri sobni temperaturi stali, nastane tekoča voda –  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . Pri tem se spremeni le agregatno stanje, vrsta snovi pa ne. Zato je taljenje ledu fizikalni proces. **Vse spremembe agregatnih stanj – taljenje, izparevanje, kristalizacija, sublimacija, kondenzacija – so fizikalne spremembe.**

Kuhinjska sol je natrijev klorid  $\text{NaCl}(\text{s})$ . Če kuhinjski soli dodamo vodo, se raztopi – dobimo raztopino  $\text{NaCl}(\text{aq})$ . V vodi je še vedno sol, a je ne vidimo, ker je raztopljena. Raztopina soli je slana, tako kot trdna sol. Tudi **raztapljanje** kuhinjske soli je fizikalna sprememba.

Povsem drugačne so **kemijske reakcije**. Pri kemijskih reakcijah **nastanejo drugačne snovi**.

Oglejmo si primer **kemijske reakcije**. V običajnem vžigalniku se nahaja butan  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ . Butan je pri sobnih pogojih sicer plin, vendar v vžigalniku vidimo tekočino, ker so butan utekočinili s stiskanjem. Če sprostim ventil, lahko slišimo izhajanje plina, zaznamo ga lahko tudi po vonju. Sprememba butana iz tekočega v plinasto agregatno stanje seveda še ni kemijska reakcija. S pomočjo iskre pa se butan vname – sproži se kemijska reakcija **gorenje**. Butan reagira s kisikom  $\text{O}_2$  iz zraka, pri tem nastaneta ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$  in vodna para  $\text{H}_2\text{O}$ . Iz butana in kisika smo dobili povsem drugačni snovi – ogljikov dioksid in vodno paro, zato je gorenje **kemijska reakcija**.

V naravi se odvija veliko kemijskih reakcij. Med najpomembnejšimi reakcijami v naravi je prav gotovo **fotosinteza**, pri kateri rastline iz vode  $\text{H}_2\text{O}$  in ogljikovega dioksida  $\text{CO}_2$  tvorijo glukozo  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  in kisik  $\text{O}_2$ . Pri **rjavenju** se železo na vlažnem zraku pretvori v rjo, ob neustreznem shranjevanju se vino **skisa** zaradi prisotnosti kisika, pri **alkoholnem vrenju** se sladkor pretvori v alkohol itn.

Tudi v našem telesu se odvija na tisoče kemijskih reakcij. Reakcije, ki se odvijajo v živih bitjih, pogosto imenujemo **biokemijske reakcije**. Večina teh reakcij je dokaj zapletenih, mnoge med njimi pa so še vedno nepojasnjene.

**Pri fizikalnih spremembah snov spremeni le svojo obliko. Vse spremembe agregatnih stanj so fizikalne spremembe. Pri kemijskih reakcijah nastanejo drugačne snovi. Med kemijske reakcije uvrščamo gorenje, rjavenje, fotosintezo, kisanje, alkoholno vrenje ...**

#### Oznake stanj:

**(s)** – trdna snov

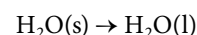
**(l)** – tekočina

**(g)** – plin

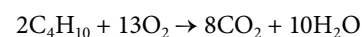
**(aq)** – vodna raztopina



Taljenje ledu je fizikalna sprememba. Voda spremeni agregatno stanje. Taljenje ledu lahko zapišemo:



Gorenje je kemijska reakcija. Iz butana in kisika nastaneta ogljikov dioksid in voda:



**Pojem »alkoholno vrenje«** ne pomeni vrenja alkohola (prehoda iz tekočega v plinasto agregatno stanje). Alkoholno vrenje je proces razkroja sladkorja (npr. glukoze  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) na alkohol (etanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) in ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$  s pomočjo encimov gliv kvasovk:



## Kemijska enačba je zapis kemijske reakcije

Kemijske enačbe z več snovmi je težje urediti. V večini primerov je urejanje lažje, če elemente v kemijski enačbi urejamo v naslednjem vrstnem redu:

1. kovine
2. nekovine
3. vodik
4. kisik

Zmes vodika in kisika imenujemo pokalni plin. Če zmesi približamo plamen, pride do hitre reakcije – eksplozije, ki jo spremlja močan pok. Pri reakciji se sprosti veliko energije.



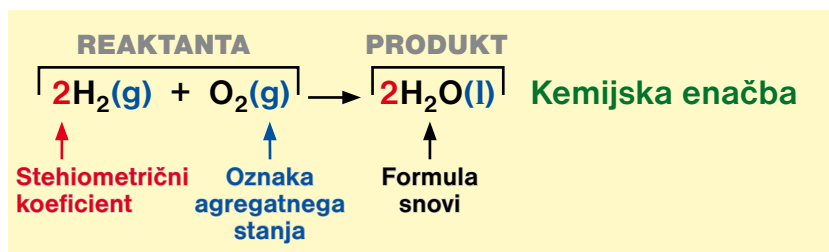
V velikem rezervoarju vesoljskega raketoplana (Space Shuttle) sta utekočinjena kisik in vodik, ki reagirata v treh glavnih motorjih.

Še na začetku 18. stoletja so mislili, da je voda element (in ne spojina). Odkritje, da se vodik in kisik spajata v vodo v (množinskem) razmerju 2 : 1, pripisujemo angleškemu kemiku in fiziku Henryju Cavendishu (1731–1810), ki je leta 1781 prvi izvedel ta poskus. Rezultate poskusov pa je objavil šele leta 1784. Leta 1783 je nastanek vode iz vodika in kisika pojasnil francoski kemik Antoine Laurent Lavoisier (1743–1794).

Pri kemijski reakciji se snov spremeni. Snovi, ki vstopajo v reakcijo, imenujemo **reaktanti** (uporabljamo tudi izraz **izhodne snovi**). Snovi, ki pri kemijski reakciji nastanejo, imenujemo **produkti**.

### REAKTANTI → PRODUKTI

Oglejmo si primer. Iz vodika  $H_2$  in kisika  $O_2$  nastane voda  $H_2O$ . Vodik in kisik sta reaktanta, voda je produkt.



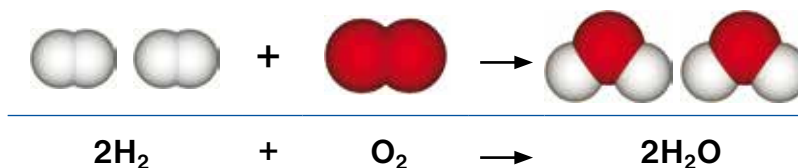
Oba reaktanta, vodik in kisik, smo zapisali na levi strani **kemijske enačbe** (uporabljamo tudi izraz **enačba kemijske reakcije**). Ločena sta z znakom **plus** (+), ki ponazarja, da reaktanta med seboj reagirata. Na desni strani smo zapisali edini produkt – vodo. Oba reaktanta smo od nastalega produkta ločili s **puščico** ( $\rightarrow$ ), ki ponazarja smer reakcije.

Zapisana enačba je že urejena. **Enačba kemijske reakcije je urejena, ko je na obeh straneh enako število atomov posameznih elementov.** Enačbo reakcije med vodikom in kisikom je lahko urediti. V zahtevnejših enačbah pa običajno najprej uredimo kovine in nato še nekovine.

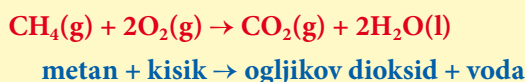
Številke, ki jih zapisujemo pred formulami snovi, imenujemo **stehiometrični koeficienti**. Koeficienta 1 običajno ne zapisujemo.

Enačbo smo opremili tudi z oznakami agregatnih stanj. Oba reaktanta, vodik  $H_2$  in kisik  $O_2$ , sta pri sobnih pogojih plina. Produkt voda  $H_2O$  pa je pri sobnih pogojih v tekočem agregatnem stanju.

Kemijsko reakcijo lahko ponazorimo tudi z modeli. Manjše bele krogle predstavljajo atome vodika, večje rdeče pa atome kisika.

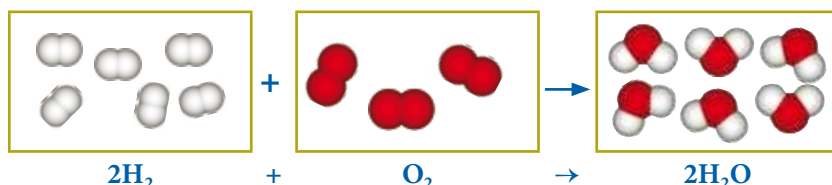


Gorenje je ena od najbolj znanih reakcij. Preproste spojine, ki vsebujejo le ogljik in vodik (lahko pa tudi kisik) zgorejo v ogljikov dioksid in vodo. Napišimo urejeno enačbo gorenja metana  $CH_4$ .



Metan, kisik in ogljikov dioksid so pri sobnih pogojih plini, voda pa je tekočina. Pri gorenju metana zaradi sproščene energije nastane vodna para  $H_2O(g)$ , ki je nevidna.

Enačbo kemijske reakcije uredimo tako, da so pred formulami snovi **najmanjši možni celi koeficienti**. Naj vas ne zavede število delcev v submikroskopskem prikazu. Oglejmo si primer submikroskopskega prikaza nastanka vode iz elementov.



Iz šestih molekul vodika  $\text{H}_2$  (prvi okvir) in treh molekul kisika  $\text{O}_2$  (drugi okvir) nastane šest molekul vode  $\text{H}_2\text{O}$ . Število posameznih atomov vodika (12) in atomov kisika (6) je na obeh straneh enako. A koeficienti v urejeni enačbi odražajo zgolj razmerje med delci, ne pa tudi njihovega števila v submikroskopskem prikazu.

Zapis enačbe v obliki  $6\text{H}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow 6\text{H}_2\text{O}$  je zato neustrezen.

**Kemijska enačba je zapis kemijske reakcije. Reaktante zapisujemo na levi, produkte pa na desni strani enačbe. Reaktante ločimo od produktov s puščico ( $\rightarrow$ ), ki ponazarja smer reakcije. Posamezne snovi v enačbi ločimo z znakom plus (+). Kemijska enačba je urejena, ko je na obeh straneh enačbe enako število atomov posameznih elementov.**

## Spajanje in razkroj

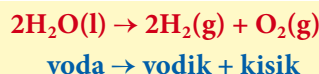
Spoznali smo reakcijo nastanka vode iz vodika in kisika. Takšno vrsto kemijske reakcije imenujemo **spajanje**, uporabljamo pa tudi izraz **sintheza**. **Spajanje ali sintheza je kemijska reakcija, pri kateri iz dveh ali več snovi (elementov ali spojin) dobimo novo snov – spojino.**

**VEČ SNOVI (elementi ali spojine)  $\rightarrow$  ENA SNOV (spojina)**

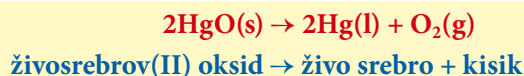
Ravno nasprotna je reakcija **razkroja**. Pri razkroju iz ene snovi (spojine) dobimo dve ali več novih snovi (elementov ali spojin).

**ENA SNOV (spojina)  $\rightarrow$  VEČ SNOVI (elementi ali spojine)**

Vodo lahko z električnim tokom razkrojimo na elementa vodik in kisik. Reakcijo imenujemo **elektroliza vode**.



Oglejmo si še en primer reakcije razkroja. Pri segrevanju živosrebrov(II) oksid  $\text{HgO}$  razpade na živo srebro  $\text{Hg}$  in kisik  $\text{O}_2$ .



Reakcijo razkroja živosrebrovega(II) oksida je že leta 1774 izvedel britanski kemik Joseph Priestley (1733–1804) in na ta način odkril kisik.

**Spajanje ali sintheza je kemijska reakcija, pri kateri iz dveh ali več snovi (elementov ali spojin) dobimo novo snov – spojino. Razkroj je kemijska reakcija, pri kateri iz ene snovi dobimo dve ali več snovi.**



Razkroj snovi z električnim tokom imenujemo **elektroliza**. Elektrolizo vode lahko izvedemo tudi v šolskem laboratoriju. Nastala plina (vodik in kisik) lahko ujamemo v epruvete in ju dokažemo. Iz slike naprave je razvidno, da je v desni cevi nastalo dvakrat več plina kot v levi cevi. V levi cevi je kisik, v desni pa vodik. Prostorninsko razmerje med obema plinoma je enako njunemu množinskemu razmerju.

$$V(\text{O}_2) : V(\text{H}_2) = n(\text{O}_2) : n(\text{H}_2) = 1 : 2$$

**Kalcijev karbonat  $\text{CaCO}_3$  pri segrevanju nad  $900^\circ\text{C}$  razpade na kalcijev oksid  $\text{CaO}$  (žgano apno) in ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$ :**



Cink burno reagira s klorovodikovo kislino  $\text{HCl}(\text{aq})$ . Pri tem nastajajo mehurčki vodika  $\text{H}_2(\text{g})$ .

## 5.2 Množinska razmerja

### Kako izračunamo količine snovi v kemijski reakciji?

#### Snovi reagirajo med seboj v določenih razmerjih



Francoski kemik Antoine Laurent Lavoisier (1743–1794) je na podlagi skrbnega opazovanja kemijskih poskusov zasnoval zakon o ohranitvi mase.

#### Splošno plinsko enačbo

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

lahko uporabljamo le pri plinih.

Že v osnovni šoli smo spoznali **zakon o ohranitvi mase**, ki ga je zasnoval francoski kemik Antoine Laurent Lavoisier: **Pri kemijski reakciji se celotna masa snovi ne spreminja. Masa reaktantov je enaka masi produktov.**

Na podlagi poznanega razmerja množin iz urejene enačbe kemijske reakcije lahko izračunamo količino reaktantov in produktov. Pri tem uporabimo enačbo, ki povezuje množino snovi z ostalimi veličinami.

Enačba: 
$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

**Veličine** [najpogostejše enote]:

$n$  – množina snovi [mol]

$m$  – masa [g]

$M$  – molska masa [g mol<sup>-1</sup>]

$N$  – število delcev [/]

$N_A$  – Avogadrova konstanta [6,02 · 10<sup>23</sup> mol<sup>-1</sup>]

$P$  – tlak [kPa]

$V$  – prostornina [L]

$R$  – splošna plinska konstanta [8,31 kPa L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>]

$T$  – temperatura [K]

Postopek reševanja je podoben kot v poglavju 4.3.

Oglejmo si primer.

#### Naloga:

Metan CH<sub>4</sub> zgori s kisikom v ogljikov dioksid in vodo. Kolikšna masa vode nastane pri gorenju 0,250 mol metana?

$n(\text{CH}_4) = 0,250 \text{ mol}$  ← Izpišemo podatek za množino metana.

$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$  ← Izračunali bomo maso vode.

$1\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  Napišemo urejeno enačbo kemijske reakcije.

$\frac{n(\text{CH}_4)}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1}{2}$  Napišemo razmerje množin med metanom CH<sub>4</sub> (podana snov) in vodo H<sub>2</sub>O (iskana snov).

$n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot n(\text{CH}_4)$  Križno množimo, da se znebimo ulomkov.

$\frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = 2 \cdot n(\text{CH}_4)$  Naloga zahteva izračun mase vode, zato namesto množine vode vstavimo maso in molsko maso vode.

$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot n(\text{CH}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,250 \text{ mol} \cdot 18,0 \text{ g/mol} = 9,00 \text{ g}$   
Izrazimo iskano veličino (maso vode). Vstavimo podatke in izračunamo.

**Odgovor:** Pri gorenju 0,250 mol metana nastane 9,00 g vode.



Uran je za Jupitrom in Saturnom tretji največji planet našega osončja. Njegovo ozračje je sestavljena iz 83 % vodika, 15 % helija in 2 % metana. Modrozeleni barva planeta je posledica metana v višjih plasteh ozračja.



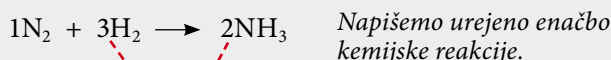
Oglejmo si še primer, v katerem bomo računali prostornino plina.

### Naloga:

Dušik  $N_2$  in vodik  $H_2$  se spajata v amonijak  $NH_3$ . Kolikšno prostornino vodika, merjenega pri temperaturi  $20\text{ }^\circ\text{C}$  in tlaku  $120\text{ kPa}$ , potrebujemo za nastanek  $10,0\text{ g}$  amonijaka?

$$\left. \begin{array}{l} T(H_2) = 20\text{ }^\circ\text{C} = 293\text{ K} \\ P(H_2) = 120\text{ kPa} \\ m(NH_3) = 10,0\text{ g} \end{array} \right\} \text{Izpišemo podatke.}$$

$V(H_2) = ?$  ← Izračunali bomo prostornino vodika.



$$\frac{n(H_2)}{n(NH_3)} = \frac{3}{2} \quad \text{Napišemo razmerje množin med vodikom } H_2 \text{ (iskana snov) in amonijakom } NH_3 \text{ (podana snov).}$$

$$2 \cdot n(H_2) = 3 \cdot n(NH_3) \quad \text{Križno množimo, da se znebimo ulomkov.}$$

$$\frac{2 \cdot P(H_2) \cdot V(H_2)}{R \cdot T(H_2)} = \frac{3 \cdot m(NH_3)}{M(NH_3)}$$

Naloga zahteva izračun prostornine vodika, zato namesto množine vodika vstavimo tlak, prostornino in temperaturo vodika ter splošno plinsko konstanto. Podana je masa amonijaka, zato namesto množine amonijaka vstavimo maso in molsko maso amonijaka.

$$V(H_2) = \frac{3 \cdot m(NH_3) \cdot R \cdot T(H_2)}{2 \cdot M(NH_3) \cdot P(H_2)} = \frac{3 \cdot 10,0\text{ g} \cdot 8,31\text{ kPa L} \cdot 293\text{ K}}{2 \cdot 17,04\text{ g} \cdot 120\text{ kPa}} = 17,9\text{ L}$$

Izrazimo iskano veličino (prostornino vodika).      Vstavimo podatke, okrajšamo enote in izračunamo.      Prostornina ima enoto "L".

**Odgovor:** Za nastanek  $10,0\text{ g}$  amonijaka potrebujemo  $17,9\text{ L}$  vodika, merjenega pri  $20\text{ }^\circ\text{C}$  in  $120\text{ kPa}$ .

S pomočjo urejene kemijske enačbe lahko izračunamo količine snovi, ki sodelujejo v kemijski reakciji.

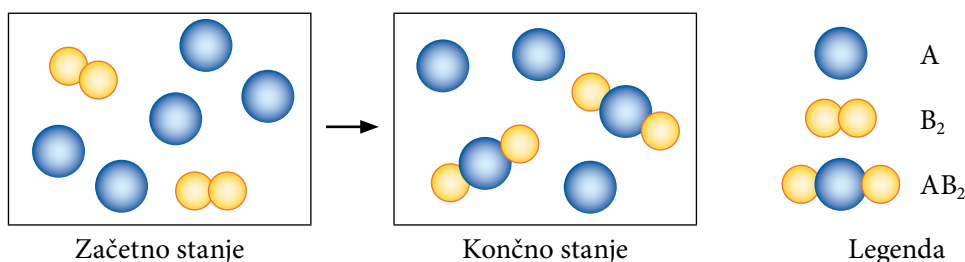
## Presežek snovi

Pri kemijskih reakcijah med dvema reaktantoma se pogosto zgodi, da je eden od reaktantov v **presežku** (uporabljamo tudi izraz **prebitek**). To pomeni, da po končani reakciji **ostane nezreagiran**. V takem primeru pravimo, da reaktanta **nista v stehiometričnem razmerju**.

Oglejmo si primer.

Poznamo tudi reakcije, v katerih reagirajo trije ali celo več reaktantov, a jih ne bomo obravnavali. V teh primerih lahko ostane nezreagiranih tudi več reaktantov.

Shema predstavlja začetno in končno stanje pri reakciji med dvema reaktantoma, ki ju označimo s črkama A in B.

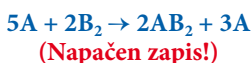




## 5.2 Množinska razmerja

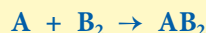
Pri tovrstnih primerih pogosto prihaja do napačnega razumevanja sheme in pomena enačbe kemijske reakcije. Število delcev (atomov, molekul) v shemi ne ponazarja stehiometričnih koeficientov kemijske enačbe, temveč omogoča le vpogled v dogajanje pri kemijski reakciji na molekularni ravni.

Naslednji zapis ima na obeh straneh puščice sicer enako število delcev snovi A in B, a ne predstavlja pravilnega zapisa enačbe kemijske reakcije:



Iz sheme je razvidno, da se snov A pojavlja v obliki atomov, snov B pa v obliki dvoatomnih molekul, kar lahko ustrezneje zapišemo s formulo  $B_2$ . Iz barv in velikosti krogcev je očitno, da sta oba reaktanta elementa, ki se spajata v spojino. Produkt je triatomna molekula, sestavljena iz enega atoma snovi A in dveh atomov snovi B, ki jo lahko predstavimo s formulo  $AB_2$  (lahko bi zapisali tudi  $B_2A$ , ker ne poznamo položaja elementov A in B v periodnem sistemu).

Na podlagi sheme lahko napišemo enačbo kemijske reakcije:



Iz sheme je razvidno, da je zreagiral le del snovi A, del pa je ostal nezreagiran. Reaktanta torej nista v stehiometričnem razmerju, temveč je snov A v presežku (prebitku).

Računske naloge s snovmi v presežku rešujemo podobno kot naloge, v katerih so snovi v stehiometričnem razmerju. Oglejmo si primer.

**Naloga:**

Pri reakciji med žveplom in fluorom nastane žveplov heksafluorid  $SF_6$ . Napišite enačbo kemijske reakcije in ugotovite, kateri reaktant in koliko ga je v presežku, če imamo na razpolago 1,50 g žvepla in 0,500 mol fluora  $F_2$ .

$m(S) = 1,50 \text{ g}$   
 $n(F_2) = 0,500 \text{ mol}$

Izpišemo podatke.  
V računskih nalogah žveplo običajno zapisujemo v obliki atomov in ne osematomnih molekul  $S_8$ .

Presežek = ? ← Ugotovili bomo snov v presežku.

$1S + 3F_2 \rightarrow SF_6$  Napišemo urejeno enačbo kemijske reakcije.

$\frac{n(S)}{n(F_2)} = \frac{1}{3}$

Napišemo razmerje množin med obema reaktantoma.

$n(F_2) = 3 \cdot n(S)$  Križno množimo, da se znebimo ulomkov.

$n(F_2) = \frac{3 \cdot m(S)}{M(S)}$

V podatkih je navedena masa žvepla, zato namesto množine žvepla vstavimo maso in molsko maso žvepla.

$n(F_2) = \frac{3 \cdot 1,50 \text{ g mol}}{32,07 \text{ g}} = 0,140 \text{ mol}$

Vstavimo podatke in izračunamo.

$n(F_2 - \text{presežek}) = 0,500 \text{ mol} - 0,140 \text{ mol} = 0,360 \text{ mol}$

**Odgovor:** Za reakcijo z 1,50 g žvepla potrebujemo 0,140 mol fluora, na razpolago pa imamo 0,500 mol fluora. Fluor je v presežku – po končani reakciji ostane nezreagiranega 0,360 mol fluora.

Kaj bi ugotovili, če bi iz zgornje enačbe namesto množine fluora izrazili maso žvepla? Izračunali bi, da za reakcijo z 0,500 mol fluora potrebujemo 5,34 g žvepla, torej več kot ga je na razpolago. Povedano drugače: žvepla je premalo za reakcijo z 0,500 mol fluora.

**Reaktant, ki je v presežku, ostane po končani kemijski reakciji nezreagiran. Pravimo, da reaktanta nista v stehiometričnem razmerju.**

## 5.3 Reakcijska in tvorbena entalpija

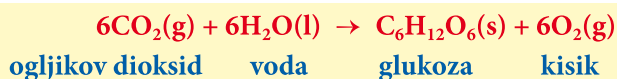
### Kaj se dogaja z energijo pri kemijskih reakcijah?

#### Energija se sprošča ali porablja

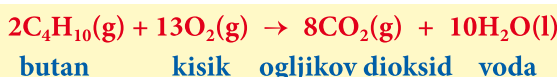
Pri kemijskih reakcijah prihaja tudi do **energijskih sprememb**. Energija se lahko **sprošča ali porablja** (veže), običajno v obliki **toplote**, lahko pa tudi v obliki **svetlobe** ali **električne energije**.

Pri **eksotermnih reakcijah** se **energija sprošča**, pri **endotermnih reakcijah** se **energija porablja**. Oglejmo si primera.

**Fotosinteza** je **endotermna kemijska reakcija**. Rastline za izvedbo fotosinteze potrebujejo **svetlobo (energijo)**. Pri fotosintezi iz ogljikovega dioksida  $\text{CO}_2$  in vode  $\text{H}_2\text{O}$  nastane glukoza  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  in kisik  $\text{O}_2$ .



**Gorenje** je **eksotermna kemijska reakcija**. Pri gorenju se energija sprošča v obliki toplote in svetlobe. Oglejmo si enačbo gorenja butana.



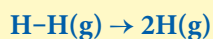
Butan se nahaja v jeklenkah gospodinjanskega plina in v vžigalnikih, kjer je zaradi visokega tlaka utekočinjen. Gorenje je reakcija s kisikom. Pri gorenju ogljikovodikov (spojin iz ogljika in vodika) nastane ogljikov dioksid in voda.

Pri energijskih spremembah običajno prihaja do izmenjave toplote z okolico. Če v epruveti izvedemo eksotermno reakcijo, se bo epruveta segrela (energija se sprošča v obliki toplote). Pri izvedbi endotermne reakcije pa se bo epruveta ohladila (toplota se porablja, veže).

Kemijske reakcije potekajo tudi v baterijah in akumulatorjih. Pri praznjenju akumulatorja poteka eksotermna reakcija – energija se sprošča v obliki električne energije. Pri polnjenju akumulatorja dovajamo električno energijo, ki omogoči potek nasprotno, endotermne reakcije.

Pri kemijskih reakcijah se kemijske vezi prekinjajo in na novo nastajajo.

**Pri prekinutvi vezi se energija porablja, pri nastanku vezi se energija sprošča.** Nekatere vezi so močnejše, druge šibkejše. Čim močnejša je vez, tem več energije potrebujemo za njeno prekinitev oz. tem več energije se sprosti pri njenem nastanku. Oglejmo si primer.



Atoma vodika sta v molekuli  $\text{H}_2$  povezana s kovalentno vezjo. Za prekinitev vezi med atomoma vodika je potrebno dovesti energijo. **Prekinitev vezi je torej endotermen proces, nasproten proces (nastanek kemijske vezi) pa eksotermen proces.**

**Pri eksotermnih reakcijah (npr. gorenje) se energija sprošča, pri endotermnih reakcijah (npr. fotosinteza) se energija porablja.**



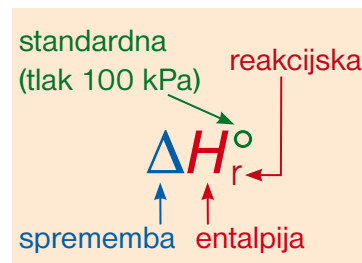
Pri gorenju se energija sprošča v obliki toplote in svetlobe.



Fotosinteza je endotermna reakcija.



Kemijske reakcije potekajo tudi v baterijah in akumulatorjih.



Pomen simbolov v zapisu spremembe standardne reakcijske entalpije. Veličino pogosto skrajšano imenujemo kar »reakcijska entalpija« (izpustimo besedi »sprememba« in »standardna«).

**Termokemija je veda, ki proučuje toplotne spremembe pri kemijskih reakcijah.**

**Standardne tvorbeni entalpije nekaterih spojin pri 25 °C.**

| Snov                                                       | $\Delta H_{\text{tv}}^{\circ}$ [kJ/mol] |
|------------------------------------------------------------|-----------------------------------------|
| HBr(g)                                                     | -36                                     |
| CaC <sub>2</sub> (s)                                       | -60                                     |
| CaCO <sub>3</sub> (s)                                      | -1207                                   |
| CaCl <sub>2</sub> (s)                                      | -796                                    |
| CaF <sub>2</sub> (s)                                       | -1220                                   |
| CaH <sub>2</sub> (s)                                       | -186                                    |
| CaO(s)                                                     | -635                                    |
| CH <sub>4</sub> (g)                                        | -75                                     |
| C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g)                          | 227                                     |
| C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (g)                          | 52                                      |
| C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (g)                          | -85                                     |
| C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (s, glukoza) | -1274                                   |
| CO(g)                                                      | -110                                    |
| CO <sub>2</sub> (g)                                        | -394                                    |
| CsCl(s)                                                    | -443                                    |
| HCl(g)                                                     | -92                                     |
| Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)                         | -1140                                   |
| HF(g)                                                      | -271                                    |
| H <sub>2</sub> O(l)                                        | -286                                    |
| H <sub>2</sub> O(g)                                        | -242                                    |
| HI(g)                                                      | 26                                      |
| MgO(s)                                                     | -602                                    |
| NH <sub>3</sub> (g)                                        | -46                                     |
| N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (l)                          | 51                                      |
| NO(g)                                                      | 90                                      |
| NO <sub>2</sub> (g)                                        | 33                                      |
| N <sub>2</sub> O(g)                                        | 82                                      |
| P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> (s)                         | -2984                                   |
| KCl(s)                                                     | -437                                    |
| NaCl(s)                                                    | -411                                    |
| SF <sub>6</sub> (g)                                        | -1209                                   |
| H <sub>2</sub> S(g)                                        | -21                                     |
| SO <sub>2</sub> (g)                                        | -297                                    |
| TiO <sub>2</sub> (s)                                       | -940                                    |
| ZnO(s)                                                     | -348                                    |

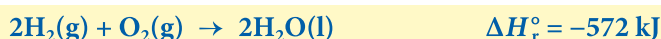
## Standardna reakcijska entalpija

Količino energije, ki se pri nekem procesu sprosti ali porabi, izražamo s **spremembo entalpije**. Sprememba entalpije predstavlja toploto, ki se sprošča ali porablja **pri stalnem tlaku**, označujemo jo z  $\Delta H$ . Običajno navajamo **standardno entalpijo**  $\Delta H^{\circ}$ , to je entalpija pri tlaku 100 kPa.

**Standardna reakcijska entalpija predstavlja toploto, ki se sprosti ali porabi pri kemijski reakciji pri tlaku 100 kPa.** Označujemo jo z  $\Delta H_r^{\circ}$ . Endotermne reakcije imajo pozitivne reakcijske entalpije ( $\Delta H_r^{\circ} > 0$ ), eksotermne reakcije pa negativne reakcijske entalpije ( $\Delta H_r^{\circ} < 0$ ).

**Vrednost standardne reakcijske entalpije se nanaša na zapisano in urejeno enačbo kemijske reakcije z navedenimi agregatnimi stanji.**

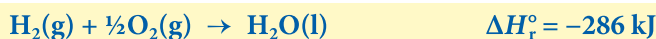
Oglejmo si primer. Pri nastanku 2 mol vode iz vodika in kisika se sprosti 572 kJ energije. Reakcija je eksotermna, zato ima standardna reakcijska entalpija negativno vrednost.



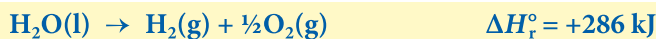
Urejeno enačbo kemijske reakcije z navedenimi agregatnimi stanji in reakcijsko entalpijo imenujemo **termokemijska enačba**.

Vrednost reakcijske entalpije je odvisna od zapisa enačbe kemijske reakcije. Drugače urejena enačba kemijske reakcije (drugačni stehiometrični koeficienti) ima tudi drugačno vrednost standardne reakcijske entalpije.

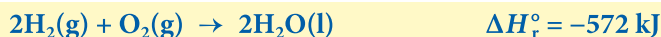
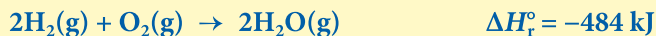
Oglejmo si primer. Spodnja termokemijska enačba ima polovične koeficiente v primerjavi z zgoraj zapisano enačbo, zato je prepolovljena tudi vrednost standardne reakcijske entalpije.



Nasprotno zapisana enačba kemijske reakcije spremeni predznak standardne reakcijske entalpije. Reakcija razkroja vode na vodik in kisik je torej endotermna (pozitiven predznak standardne reakcijske entalpije).



Na vrednost standardne reakcijske entalpije vpliva tudi **agregatno stanje** snovi v enačbi kemijske reakcije. Standardna reakcijska entalpija reakcije, v kateri je voda v plinastem agregatnem stanju, ima drugačno vrednost.



Primerjajmo obe reakciji nastanka vode iz elementov. Pri nastanku vode v plinastem agregatnem stanju  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  se sprosti manj energije kot pri nastanku vode v tekočem agregatnem stanju  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . Opaženo razliko poenostavljeno pojasnimo s tem, da za uparevanje vode (spremembo agregatnega stanja  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ) potrebujemo dodatno energijo.

**Sprememba entalpije  $\Delta H$  predstavlja toploto, ki se sprosti ali porabi pri kemijski reakciji.**

## Standardna tvorben entalpija

Poleg standardne reakcijske entalpije poznamo tudi **standardno tvorbeno entalpijo**, ki jo označujemo z  $\Delta H_{\text{tv}}^\circ$ . Standardna tvorben entalpija je poseben primer standardne reakcijske entalpije. Predstavlja **toploto, ki se sprosti ali porabi pri nastanku enega mola spojine iz elementov v njihovih standardnih stanjih pri tlaku 100 kPa**. Običajno jo navajamo v enotah kJ/mol. Oglejmo si primer.



Standardna tvorben entalpija je vezana na snov, zato ni potrebno pisati enačbe kemijske reakcije. Agregatno stanje snovi pa je potrebno navajati, ker vpliva na vrednost standardne tvorben entalpije.



Standardna tvorben entalpija vode v plinastem agregatnem stanju ima večjo vrednost ( $-242 \text{ kJ/mol} > -286 \text{ kJ/mol}$ ), ker je za prehod iz tekočega v plinasto agregatno stanje potrebno dovesti dodatno energijo.

**Standardne tvorben entalpije vseh elementov v njihovih standardnih stanjih imajo po dogovoru vrednost 0.**

Pri sobnih pogojih je ogljik trden element. Pojavlja se lahko v obliki grafita ali diamanta. Grafit je standardno stanje ogljika, standardna tvorben entalpija grafita je nič. Standardna tvorben entalpija diamanta je pozitivna.



Primerjajmo še standardni tvorben entalpiji običajnega dvoatomnega kisika  $\text{O}_2$  in njegove triatomne oblike ozona  $\text{O}_3$ .



Dvoatomni kisik  $\text{O}_2$  je standardno stanje kisika, njegova standardna tvorben entalpija je nič. Standardna tvorben entalpija ozona  $\text{O}_3$  je pozitivna.

V preprostih primerih, ko je na eni strani enačbe le ena spojina, na drugi strani enačbe pa le elementi v njihovih standardnih stanjih, lahko standardno tvorben entalpijo spojine preprosto izračunamo s »pretvarjanjem« termokemijskih enačb. Oglejmo si primer.

Kako s pomočjo spodnje termokemijske enačbe izračunamo standardno tvorben entalpijo didušíkovega oksida  $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$ ?



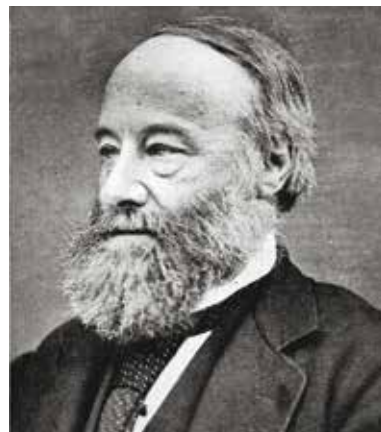
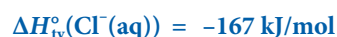
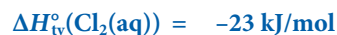
Enačbo zapišimo v nasprotni smeri (s tem se tudi spremeni predznak entalpije) in nato delimo koeficiente z dva (s tem se tudi prepolovi vrednost entalpije). Dobimo:



Iz dobljene termokemijske enačbe je razvidno, da nastane 1 mol spojine  $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$  iz elementov v njihovih standardnih stanjih, standardna tvorben entalpija nastale spojine ima vrednost:  $\Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{N}_2\text{O}(\text{g})) = 82 \text{ kJ/mol}$ .

**Standardna tvorben entalpija predstavlja toploto, ki se sprosti ali porabi pri nastanku enega mola spojine iz elementov v njihovih standardnih stanjih pri tlaku 100 kPa.**

Standardna tvorben entalpija elementa je nič le v primeru, ko se element nahaja v standardnem stanju. Vse ostale oblike elementa imajo drugačne vrednosti  $\Delta H_{\text{tv}}^\circ$ .

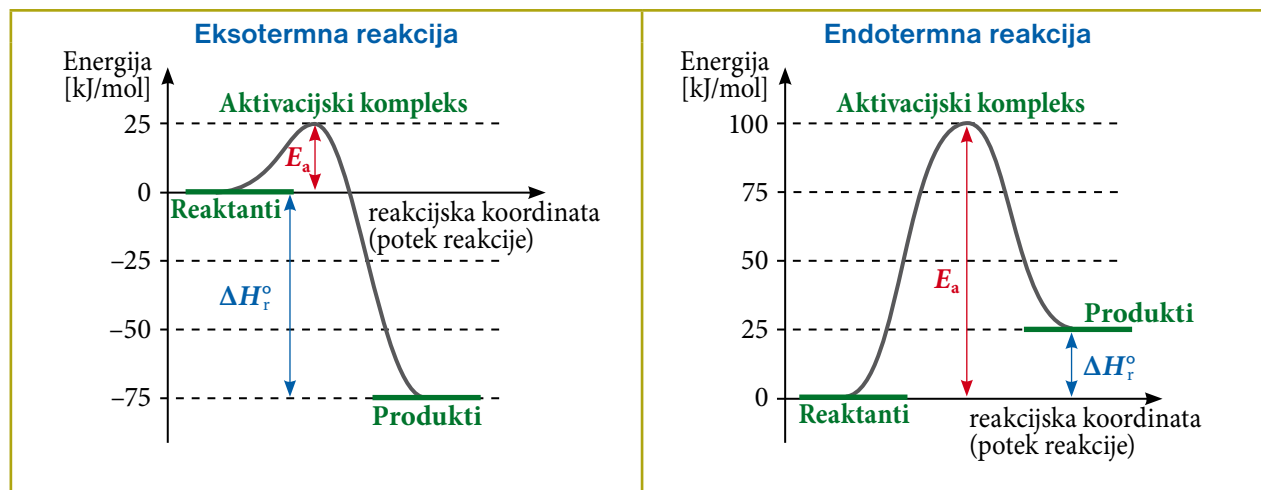


Enota za energijo je imenovana po britanskem fiziku Jamesu Prescottu Joule (1818–1889). Joule [J] (izg. džul) je majhna enota, zato običajno uporabljamo tisočkrat večjo enoto kJ (izg. kilodžul).

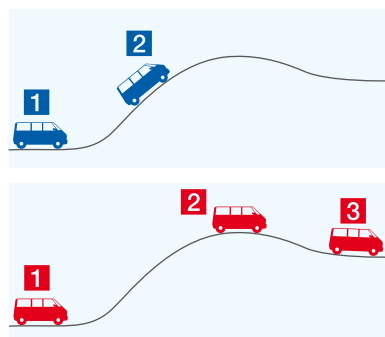
## Energijski grafi

V literaturi za energijski graf srečamo tudi izraz »reakcijski profil«.

Potek reakcije in energijska stanja snovi lahko predstavimo tudi grafično. Oglejmo si energijska grafa za eksotermno in endotermno reakcijo.



Aktivacijski kompleks je nestabilna struktura (skupek atomov), ki lahko razpade nazaj v reaktante ali pa se pretvori v produkte.



Do razumevanja aktivacijske energije si pomagajmo z analogijo. Predstavljamo si dva avtomobila (modri in rdeči), ki z različno hitrostjo in ugasnjenim motorjem zapeljeta v klanec (stanje 1, 1). Rdeči avtomobil ima večjo hitrost kot modri. Modri avtomobil nima dovolj energije in lahko pride le do sredine klanca (2). Rdeči avtomobil pa ima dovolj energije, da prevozi klanec (2) in pripelje na drugo stran hriba (3). Podobno zgolj reaktanti, ki imajo dovolj energije, dosežejo prehodno stanje in zreagirajo v produkte.

Vrednosti energije na ordinatni osi so navedene zgolj primerjalno. Reaktanti nimajo energije 0 kJ/mol in produkti nimajo energije -75 kJ/mol oz. 25 kJ/mol. Iz tako narisanih grafov zgolj lažje razberemo aktivacijsko energijo  $E_a$  in standardno reakcijsko entalpijo  $\Delta H_r^\circ$ . V navedenih dveh grafi:

|                    | Eksotermna reakcija | Endotermna reakcija |
|--------------------|---------------------|---------------------|
| $E_a$              | 25 kJ/mol           | 100 kJ/mol          |
| $\Delta H_r^\circ$ | -75 kJ/mol          | 25 kJ/mol           |

Prvi graf pripada **eksotermni**, drugi pa **endotermni** reakciji. Vodoravna os predstavlja **reakcijsko koordinato** oz. **potek reakcije** (od reaktantov k produktom), navpična os pa **energijsko stanje snovi**. Krivulji predstavljata spreminjanje energije snovi med reakcijo. V obeh grafih sta z zeleno črto označeni energijski stanji reaktantov in produktov. Stanje z največjo energijo (vrh krivulje) imenujemo **aktivacijsko** ali **prehodno stanje**, molekularno strukturo v tem stanju pa **aktivacijski kompleks**. Z modro puščico je označena razlika med energijskima stanjema reaktantov in produktov, kar predstavlja **reakcijsko entalpijo** ( $\Delta H_r^\circ$ ). Z rdečo puščico je označena razlika med energijskim stanjem reaktantov in aktivacijskim (prehodnim) stanjem, kar predstavlja **aktivacijsko energijo** ( $E_a$ ).

**Aktivacijska energija predstavlja minimalno energijo, ki jo morajo imeti reaktanti, da dosežejo aktivacijsko (prehodno) stanje in nato zreagirajo v produkte.**

Pri **eksotermni reakciji** imajo produkti manjšo energijo kot reaktanti, zato je **vrednost reakcijske entalpije negativna** ( $\Delta H_r^\circ < 0$ ).

Pri **endotermni reakciji** imajo produkti večjo energijo kot reaktanti, zato je **vrednost reakcijske entalpije pozitivna** ( $\Delta H_r^\circ > 0$ ).

**Z energijskimi grafi lahko grafično predstavimo energijske spremembe pri reakciji. Aktivacijska energija predstavlja minimalno energijo, ki jo morajo imeti reaktanti, da dosežejo aktivacijsko (prehodno) stanje in nato zreagirajo v produkte.**



## 5.4 Izračun reakcijske entalpije

### Kako iz tvorbenih entalpij izračunamo reakcijske entalpije?

#### Standardna reakcijska entalpija

Standardno reakcijsko entalpijo lahko določimo s poskusom ali pa jo izračunamo iz standardnih tvorbenih entalpij s pomočjo enačbe:

$$\Delta H_r^\circ = \Sigma(n(\text{produkti}) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{produkti})) - \Sigma(n(\text{reaktanti}) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{reaktanti}))$$

Z veliko grško črko  $\Sigma$  (sigma) označimo vsoto.

Standardno reakcijsko entalpijo izračunamo tako, da seštejemo (znak  $\Sigma$ ) vse zmnožke med množinami (koeficienti) in standardnimi tvorbenimi entalpijami produktov ter od te vsote odštejemo vsoto vseh zmnožkov med množinami (koeficienti) in standardnimi tvorbenimi entalpijami reaktantov. Oglejmo si primer.

**Naloga:** Amonijak  $\text{NH}_3$  ob prisotnosti katalizatorja zgori v dušikov(II) oksid in vodno paro. S pomočjo navedenih standardnih tvorbenih entalpij izračunajte standardno reakcijsko entalpijo za reakcijo  $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ . Ugotovite, ali je reakcija eksotermna ali endotermna.

$$\left. \begin{array}{l} \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{NH}_3(\text{g})) = -46 \text{ kJ/mol} \\ \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{NO}(\text{g})) = 90 \text{ kJ/mol} \\ \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242 \text{ kJ/mol} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Navedene so standardne tvorbenne entalpije spojin. Standardna} \\ \text{tvorbena entalpija kisika } \text{O}_2 \text{ (element v standardnem stanju) ni} \\ \text{podana, ker ima po dogovoru vrednost nič.} \end{array}$$

$\Delta H_r^\circ = ?$  ← Izračunali bomo standardno reakcijsko entalpijo.

$$\begin{aligned} \text{Račun: } \Delta H_r^\circ &= \Sigma(n(\text{produkti}) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{produkti})) - \Sigma(n(\text{reaktanti}) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{reaktanti})) = \\ &= n(\text{NO}) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{NO}) + n(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (n(\text{NH}_3) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{NH}_3) + n(\text{O}_2) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{O}_2)) = \\ &= 4 \text{ mol} \cdot 90 \text{ kJ/mol} + 6 \text{ mol} \cdot (-242 \text{ kJ/mol}) - (4 \text{ mol} \cdot (-46 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol} \cdot 0 \text{ kJ/mol}) = \underline{\underline{-908 \text{ kJ}}} \end{aligned}$$

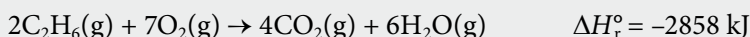
**Odgovor:** Standardna reakcijska entalpija za podano reakcijo je  $-908 \text{ kJ}$ .

Negativni predznak standardne reakcijske entalpije nam pove, da je reakcija eksotermna.

Enačbo lahko uporabimo tudi za izračun neznane standardne tvorbenne entalpije, a potrebujemo nekaj matematične spretnosti.

Oglejmo si primer.

S pomočjo navedene termokemijske enačbe in poznanih standardnih tvorbenih entalpij ogljikovega dioksida ( $-394 \text{ kJ/mol}$ ) in vodne pare ( $-242 \text{ kJ/mol}$ ) želimo izračunati standardno tvorbeno entalpijo etana  $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ .



Enačba za izračun standardne reakcijske entalpije ima obliko (člen s kisikom smo izpustili, ker je standardna tvorbeno entalpija kisika nič):

$$\Delta H_r^\circ = n(\text{CO}_2) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{CO}_2) + n(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{H}_2\text{O}) - n(\text{C}_2\text{H}_6) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{C}_2\text{H}_6)$$

Iz enačbe izrazimo standardno

$$\text{tvorbena entalpijo etana in dobimo: } \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{n(\text{CO}_2) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{CO}_2) + n(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_r^\circ}{n(\text{C}_2\text{H}_6)}$$

Z vstavljanjem ustreznih vrednosti v zgornjo enačbo dobimo rezultat:  $\Delta H_{\text{tv}}^\circ(\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})) = -85 \text{ kJ/mol}$ .

Standardno reakcijsko entalpijo lahko določimo s poskusom ali pa jo izračunamo iz poznanih standardnih tvorbenih entalpij.

## Medpredmetna povezava

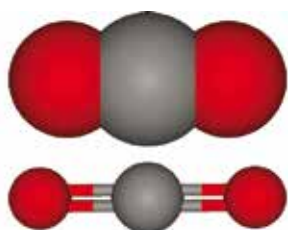
# Sežig fosilnih goriv in vpliv na okolje



Zaradi žveplovega dioksida in dušikovih oksidov nastanejo kisle padavine – kisli dež. Kisli dež povzroča odmiranje rastlin in propadanje kamnitih zgradb.



Katalizator se nahaja tudi v izpušnih ceveh avtomobilov. Pri izgo-revanju bencina v avtomobilskih motorjih nastanejo tudi strupeni plini (predvsem ogljikov oksid CO in dušikovi oksidi, npr. NO). Katalizator pospeši pretvorbo strupenih snovi v nestrupene.



Kalotni in kroglični model ogljikovega dioksida. Ogljikovega dioksida v ozračju ni veliko, le pribl. 0,038 %. A tudi že tako majhna količina močno vpliva na klimatske razmere našega planeta.

## Kisli dež

Fosilna goriva (predvsem premog in nafta) vsebujejo tudi nekaj žveplo-vih spojin. Pri gorenju se te spojine pretvorijo v plinasti žveplov dioksid  $\text{SO}_2$ . Ta strupen plin se v ozračju spoji z vodo iz ozračja in se vrne na zemljo v obliki kislh padavin – pojav imenujemo kisli dež. Kisli dež povzroča odmiranje rastlin, pa tudi propadanje kamnitih zgradb. Problem že uspešno rešujemo s čiščenjem odpadnih plinov in uporabo goriv z manjšo vsebnostjo žvepla (npr. zemeljski plin namesto premoga).

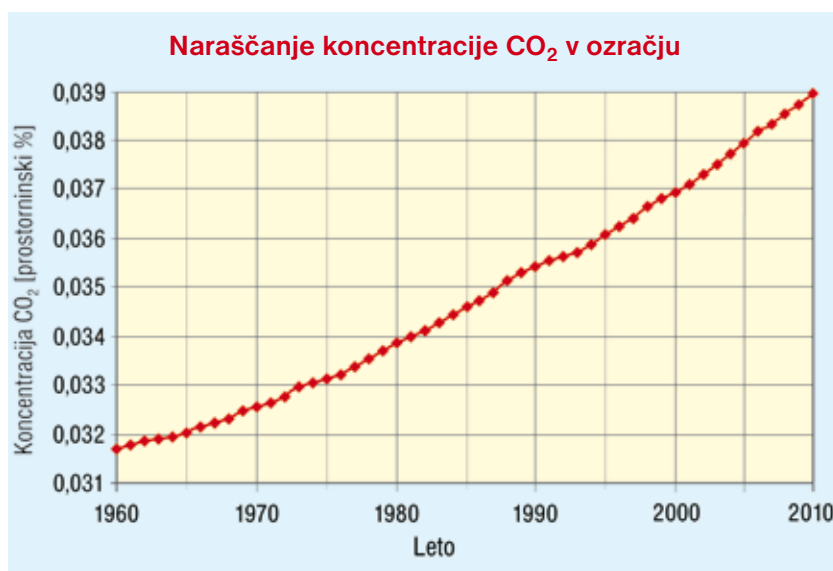
Poleg žveplovega dioksida povzročajo kislост padavin tudi različni dušikovi oksidi  $\text{NO}_x$ . Dušikovi oksidi nastanejo npr. v avtomobilskem motorju iz dušika in kisika. Vsi novejši avtomobili pa imajo vgrajene posebne katalizatorje, ki pospešujejo pretvorbo škodljivih dušikovih oksidov v nestrupene sestavine ozračja.

**Žveplov in dušikovi oksidi se v ozračju spojijo z vodo in nato vrnejo na zemljo v obliki kislh padavin. Pojav imenujemo kisli dež.**

## Učinek tople grede

Ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$  ni strupen plin. Hkrati z vodno paro nastaja pri popolnem gorenju organskih spojin. Gorenje smo že spoznali v poglavju 5.1.

Zaradi vse večje uporabe fosilnih goriv, ki jih uporabljamo kot vir energije, pa tudi zaradi krčenja gozdov se količina ogljikovega dioksida v zadnjem stoletju povečuje. Diagram prikazuje naraščanje koncentracije ogljikovega dioksida v ozračju od leta 1960 naprej.



Posledica povečane koncentracije ogljikovega dioksida v ozračju je t.i. učinek tople grede – globalno segrevanje Zemlje. Ogljikov dioksid in drugi toplogredni plini prepuščajo sončno svetlobo, ki segreva zemeljsko površje, a zadržujejo toplotno energijo Zemlje. Zaradi tega pojava so spremenjene vremenske razmere in s tem vpliv na poljedelstvo, povečana temperatura pa povzroča taljenje polarnega ledu in ledenikov, s tem dvig morske gladine itn.

Kako lahko zmanjšamo koncentracijo ogljikovega dioksida v ozračju? Število ljudi in s tem tudi potrebe človeštva se nenehno povečujejo, zato ne moremo pričakovati zmanjšanja industrijske proizvodnje in porabe. V prihodnosti bo treba fosilna goriva nadomestiti z drugačnimi energetskimi viri. Velike rezerve so še v izkoriščanju sončne energije in energije vetra, najbrž pa bomo morali vsaj še nekaj desetletij uporabljati tudi jedrsko energijo. Izkoriščanje obnovljivih, okolju prijaznih virov energije je že dostopno, vendar zaenkrat še drago.



Mnoge hiše imajo sončne kolektorje, s katerimi ogrevajo vodo.



Vse več električne energije pridobivamo s sončnimi celicami.

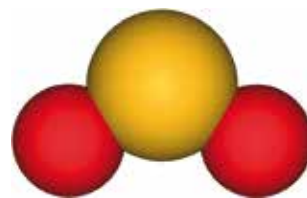
Zdravju bolj nevaren je ogljikov oksid CO, ki nastane pri nepopolnem gorenju. Pogosto se uporablja njegovo staro ime ogljikov monoksid. Ogljikov oksid je zelo strupen, ker se veže na hemoglobin v krvi in s tem prepreči vezavo kisika. Nevarnost je še toliko večja, ker je ogljikov oksid plin brez barve in vonja in ga zato z našimi čutili ne moremo zaznati.

Napredek v tehniki izgorevanja, uporaba bolj kakovostnih goriv in katalizatorjev so omogočili, da so avtomobilski izpušni plini veliko čistejši, kot so bili še pred nekaj desetletji. Današnji avtomobili porabijo manj bencina, v avtomobilskih izpuhkih pa tudi ni več nevarnega svinca, ki je včasih zastrupljal okolje.

Danes lahko tovarne spuščajo v reke le prečiščene odplake, čistilne naprave pa imajo tudi že mnoga slovenska mesta. V tovarniških dimnikih so nameščeni posebni filtri, ki zadržijo večino nečistoč. Tudi v kmetijstvu se uporabljajo sodobnejši pripravki za zaščito rastlin, ki se hitreje razgrajujejo v naravi.

Kazni za onesnaževalce so visoke, zato se umazanija enostavno ne izplača. Razvoj pa prinaša vedno nove izzive, tudi v kemiji.

**Zaradi velike uporabe fosilnih goriv se v ozračju povečuje koncentracija ogljikovega dioksida, kar povzroča t.i. učinek tople grede. Posledice se kažejo v spremenjenih vremenskih razmerah.**



Kalotni model žveplovega dioksida  $\text{SO}_2$ . Žveplov dioksid je strupen plin, ki povzroča kisle padavine.



Plast ogljikovega dioksida zadržuje toploto, podobno kot vrtna topla greda. Brez ogljikovega dioksida in drugih toplogrednih plinov bi večji del toplotne energije ušel v vesolje.



Na trgu so že avtomobili z gorivnimi celicami. V gorivnih celicah poteka reakcija med vodikom in kisikom, pri čemer nastaja le voda.



Jedrsko elektrarna v Krškem. Jedrske elektrarne sicer ne spuščajo ogljikovega dioksida v okolje, vendar so radioaktivni odpadki zelo pereč problem.

## Zapomnim si

Pri fizikalnih spremembah snov spremeni le svojo obliko. Vse spremembe agregatnih stanj so fizikalne spremembe. Pri kemijskih reakcijah nastanejo drugačne snovi. Med kemijske reakcije uvrščamo gorenje, rjavenje, fotosintezo, kisanje, alkoholno vrenje ...

Kemijska enačba je zapis kemijske reakcije. Reaktante zapisujemo na levi, produkte pa na desni strani enačbe. Reaktante ločimo od produktov s puščico ( $\rightarrow$ ), ki ponazarja smer reakcije. Posamezne snovi v enačbi ločimo z znakom plus (+). Kemijska enačba je urejena, ko je na obeh straneh enačbe enako število atomov posameznih elementov.

Spajanje ali sinteza je kemijska reakcija, pri kateri iz dveh ali več snovi (elementov ali spojin) dobimo novo snov – spojino. Razkroj je kemijska reakcija, pri kateri iz ene snovi dobimo dve ali več snovi.

S pomočjo urejene kemijske enačbe lahko izračunamo količine snovi, ki sodelujejo v kemijski reakciji.

Reaktant, ki je v presežku, ostane po končani kemijski reakciji nezreagiran. Pravimo, da reaktanta nista v stehiometričnem razmerju.

Pri eksotermnih reakcijah (npr. gorenje) se energija sprošča, pri endotermnih reakcijah (npr. fotosinteza) se energija porablja.

Sprememba entalpije  $\Delta H$  predstavlja toploto, ki se sprosti ali porabi pri kemijski reakciji.

Standardna tvorbeni entalpija predstavlja toploto, ki se sprosti ali porabi pri nastanku enega mola spojine iz elementov v njihovih standardnih stanjih pri tlaku 100 kPa.

Z energijskimi grafi lahko grafično predstavimo energijske spremembe pri reakciji. Aktivacijska energija predstavlja minimalno energijo, ki jo morajo imeti reaktanti, da dosežejo aktivacijsko (prehodno) stanje in nato zreagirajo v produkte.

Standardno reakcijsko entalpijo lahko določimo s poskusom ali pa jo izračunamo iz poznanih standardnih tvorbenih entalpij.

Žveplov in dušikovi oksidi se v ozračju spojijo z vodo in nato vrnejo na zemljo v obliki kislj padavin. Pojav imenujemo kisli dež. Zaradi velike uporabe fosilnih goriv se v ozračju povečuje koncentracija ogljikovega dioksida, kar povzroča t. i. učinek tople grede. Posledice se kažejo v spremenjenih vremenskih razmerah.

## Vprašanja za utrjevanje znanja

### 5.1 Enačba kemijske reakcije

- Pojasnite razliko med kemijsko reakcijo in fizikalno spremembo.
- Katere spremembe uvrščamo med fizikalne spremembe?
- Pojasnite, zakaj sta gorenje in fotosinteza kemijski reakciji.
- Pojasnite pojme »reaktant«, »produkt« in »stehiometrični koeficienti«.
- Kdaj je enačba kemijske reakcije urejena?
- Opreделите kemijski reakciji »spajanje« in »razkroj«.

### 5.2 Množinska razmerja

- Napišite enačbo, ki povezuje množino snovi z njeno maso oz. s številom delcev oz. s prostornino plina. Pojasnite vse veličine v enačbi.
- Etanol  $C_2H_5OH$  zgori v ogljikov dioksid in vodno paro. Napišite urejeno enačbo kemijske reakcije. Kolikšna množina ogljikovega dioksida in kolikšna masa vode nastane pri reakciji iz 0,200 mol etanola in zadostne količine kisika?
- Pri reakciji med silicijevim tetrakloridom in magnezijem nastaneta silicij in magnezijev klorid. Napišite urejeno enačbo kemijske reakcije. Kolikšno maso magnezija potrebujemo za reakcijo z 0,150 mol silicijevega tetraklorida? Kolikšna je masa nastalega elementa?
- Pri reakciji med železom in klorom nastane železov(III) klorid. Napišite urejeno enačbo kemijske reakcije. Kolikšna masa železa reagira z 0,250 mol klora? Kolikšna je masa nastalega produkta?
- Kalijev klorat(V)  $KClO_3$  pri segrevanju razpade na kalijev klorid in kisik. Napišite urejeno enačbo kemijske reakcije. Kolikšna masa kalijevega klorida nastane iz 0,250 mol kalijevega klorata(V)? Kolikšna prostornina kisika, merjenega pri 15 °C in 110 kPa, nastane pri tej reakciji?
- Pri reakciji med vodikom in kisikom nastane voda. Napišite urejeno enačbo kemijske reakcije in ugotovite, kateri reaktant ter koliko ga je v presežku, če imamo na razpolago 2,00 mol vodika in 20,0 g kisika.

### 5.3 Reakcijska in tvorben entalpija

- Kakšna je razlika med eksotermnimi in endotermnimi reakcijami? Navedite po en primer eksotermne in endotermne reakcije.
- Napišite enačbo reakcije fotosinteze.
- Kaj predstavlja sprememba entalpije?
- Pojasnite pojem »standardna reakcijska entalpija«.
- Kakšne so vrednosti entalpij za eksotermne oz. endotermne reakcije?
- Kako imenujemo urejeno enačbo kemijske reakcije z navedenimi agregatnimi stanji in reakcijsko entalpijo?
- Kako se spremeni vrednost standardne reakcijske entalpije, če enačbo reakcije zapišemo v nasprotni smeri?
- Pojasnite pojem »standardna tvorben entalpija«.
- Katere snovi imajo po dogovoru standardne tvorben entalpije enako nič? Navedite en primer take snovi.
- Pojasnite energijska grafa za eksotermno in endotermno reakcijo.
- Aktivacijska energija za pretvorbo *cis*-but-2-ena (reaktant) v *trans*-but-2-en ima vrednost 262 kJ/mol. *Trans*-but-2-en ima za 4 kJ/mol manjšo energijo kot *cis*-but-2-en. Opreделите reakcijo kot eksotermno oz. endotermno.
- Na milimetrski papir narišite energijska grafa za hipotetični reakciji z vrednostmi:  
a)  $\Delta H_r^\circ = -100 \text{ kJ/mol}$  in  $E_a = 75 \text{ kJ/mol}$ ,  
b)  $\Delta H_r^\circ = 25 \text{ kJ/mol}$  in  $E_a = 75 \text{ kJ/mol}$ .

### 5.4 Izračun reakcijske entalpije

- S pomočjo podatkov na str. 101 izračunajte standardne reakcijske entalpije naslednjih reakcij:  
a)  $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$   
b)  $4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(g)$   
c)  $2H_2S(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g) + 2SO_2(g)$   
č)  $2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \rightarrow 6H_2O(g) + 4CO_2(g)$   
d)  $2CO(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2CO_2(g)$   
e)  $3N_2H_4(l) \rightarrow 4NH_3(g) + N_2(g)$   
f)  $N_2H_4(l) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$



# 6.

# Alkalijske kovine in halogeni

## VSEBINA 6. POGLAVJA

- 6.1 – ALKALIJSKE KOVINE
- 6.2 – HALOGENI
- ZAPOMNIM SI
- VPRAŠANJA ZA UTRJEVANJE ZNANJA

## 6.1 Alkalijske kovine

### Kakšne so lastnosti alkalijskih kovin?

#### Od litija do francija

V prvi skupini periodnega sistema se nahajajo **alkalijske kovine**: litij, natrij, kalij, rubidij, cezij in francij. Vodik, ki ga v periodnem sistemu običajno zapisujemo v prvo skupino, je nekovina in je po lastnostih povsem drugačen od alkalijskih kovin. Rubidij in cezij sta redka elementa z majhno uporabo, francij pa je radioaktiven element, zato teh elementov ne bomo podrobno obravnavali.

Oglejmo si tališča, vrelišča in gostote alkalijskih kovin.

|                | Litij | Natrij | Kalij | Rubidij | Cezij |
|----------------|-------|--------|-------|---------|-------|
| Tališče [°C]   | 181   | 98     | 63    | 39      | 28    |
| Vrelišče [°C]  | 1342  | 883    | 759   | 688     | 671   |
| Gostota [g/mL] | 0,534 | 0,971  | 0,862 | 1,53    | 1,87  |

Opazimo lahko, da se tališča in vrelišča manjšajo po skupini navzdol. Alkalijske kovine imajo **nizka tališča, vrelišča in gostote** v primerjavi z drugimi kovinami. Nekatere med njimi (tiste z gostoto manj kot 1 g/mL) celo plavajo na vodi.

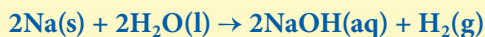
Alkalijske kovine so **srebrnosive** barve, **prevajajo električni tok**, imajo pa še eno značilno lastnost – so **mehke**. Natrij lahko režemo kar z običajnim nožem. Dobimo jih z elektrolizo talin njihovih kloridov.

Alkalijske kovine so **zelo reaktivne**, reaktivnost pa **narašča po skupini navzdol**. Litij, natrij in kalij hranimo v nereaktivni tekočini **petroleju**, rubidij in cezij pa v zataljenih ampulah. Na ta način preprečimo dostop zraka in vode.

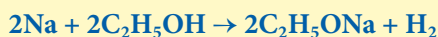
Prav zaradi njihove velike reaktivnosti jih v naravi ne najdemo v elementarnem stanju (samorodno), temveč le v spojinah. Njihove spojine so zelo razširjene.

Natrijev klorid NaCl je običajna kuhinjska sol, pridobivamo ga iz morja ali koplremo v rudnikih soli (kamena sol).

Alkalijske kovine burno reagirajo z vodo, reakcije so eksotermne. Pri tem nastanejo raztopine kovinskih hidroksidov in plin vodik  $H_2(g)$ .



Alkalijske kovine reagirajo tudi z običajnim alkoholom (etanolom), le manj burno. Tudi v tem primeru nastaja vodik  $H_2(g)$ .



Pri reakciji med natrijem in etanolom  $C_2H_5OH$  nastane raztopina natrijevega etoksida  $C_2H_5ONa$  (natrijev etoksid raztopljen v presežku etanola) in plin vodik.

Spojine alkalijskih kovin so ionske, večinoma so dobro topne v vodi.



Reaktivni natrij hranimo v petroleju. Dovolj je mehak, da ga lahko režemo z nožem. Sveže odrezan kos natrija ima kovinski lesk. Z alkalijskimi kovinami delamo zelo previdno. Paziti moramo, da ne pridejo v stik s kožo.



Etanolu  $C_2H_5OH$  (levo) in vodi  $H_2O$  (desno) smo dodali kapljico indikatorja fenolftaleina in košček natrija. V obeh primerih nastaja vodik  $H_2$ , ki ga vidimo v obliki izhajajočih mehurčkov. Reakcija z vodo poteka bolj burno. Obe raztopini postaneta bazični, fenolftalein se obarva vijolično. Etanol ima manjšo, voda pa večjo gostoto kot natrij, zato natrij plava na vodi in se potopi v etanolu.

## 6.1 Alkalijske kovine

Alkalijski peroksidi nastanejo, če 30 % raztopino  $\text{H}_2\text{O}_2$  reagiramo z  $\text{NaOH}$  ali  $\text{KOH}$ .



Natrijev klorid  $\text{NaCl}$  uporabljamo kot kuhinjsko sol, pa tudi v zdravstvu za pripravo fiziološke raztopine.

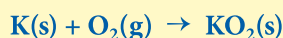
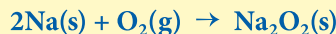
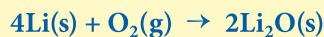


V živilski industriji je pomembna spojina natrijev hidrogenkarbonat  $\text{NaHCO}_3$ , ki jo pogosto imenujemo s starejšimi imeni soda bikarbona ali natrijev bikarbonat. Nahaja se tudi v pecilnem prašku.

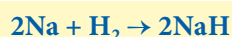


Litijve spojine obarvajo plamen rdeče, natrijeve rumeno, kalijeve pa vijolično.

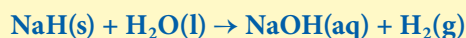
Zanimive so reakcije s kisikom iz zraka, saj pri tem nastanejo različni oksidi. Litij tvori litijev oksid  $\text{Li}_2\text{O}$ , natrij tvori natrijev peroksid  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , kalij, rubidij in cezij pa superoksido (kalijev superoksid  $\text{KO}_2$ , rubidijev superoksid  $\text{RbO}_2$ , cezijev superoksid  $\text{CsO}_2$ ).



Pri višji temperaturi reagirajo alkalijske kovine tudi z vodikom. Pri tem nastanejo kovinski hidridi (npr. natrijev hidrid  $\text{NaH}$ ), v katerih sta kovina in vodik povezana z ionsko vezjo.



Kovinski hidridi burno reagirajo z vodo, reakcije so eksotermne. Pri tem nastanejo raztopine kovinskih hidroksidov in plin vodik.



Nekatere spojine alkalijskih kovin so industrijsko pomembne. Ena od najpomembnejših kemikalij je natrijev hidroksid  $\text{NaOH}$ , ki ga dobimo z elektrolizo nasičene vodne raztopine natrijevega klorida  $\text{NaCl(aq)}$ .



Natrijev hidroksid je bela trdna snov. Prodajajo ga v obliki granul ali pripravljenih raztopin.

Velik pomen imata natrijev karbonat  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (starejše ime soda) in natrijev hidrogenkarbonat  $\text{NaHCO}_3$  (starejše ime soda bikarbona ali natrijev bikarbonat).

Natrijev hidrogenkarbonat (tudi sestavina pecilnega praška) dobimo, če v vodno raztopino natrijevega klorida uvajamo ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$  in amonijak  $\text{NH}_3$ . Pri tej reakciji nastane tudi amonijev klorid  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .



Natrijev hidrogenkarbonat je slabše topen v vodi in ga lahko odfiltriramo iz raztopine. S segrevanjem ga nato lahko pretvorimo v natrijev karbonat  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .



Spoznamo še pojem **plamenske reakcije**. Spojine določenih elementov značilno obarvajo plamen. Če platinasto žičko potopimo v raztopino natrijevega klorida in jo nato vstavimo v plamen, se plamen obarva rumeno. Natrijeve spojine obarvajo plamen rumeno, kalijeve spojine vijolično, litijeve spojine pa rdeče. S pomočjo plamenskih reakcij lahko ugotovimo element, ki se nahaja v vzorcu.

Alkalijske kovine so zelo reaktivne kovine, reaktivnost narašča po skupini navzdol. Imajo nizka tališča, vrelišča in gostote ter so mehke. Tvorijo ionske spojine, ki so večinoma dobro topne v vodi. Tehnološko pomembna natrijeva spojina je natrijev hidroksid, ki ga dobimo z elektrolizo nasičene raztopine natrijevega klorida.

## 6.2 Halogeni

### Kakšne so lastnosti halogenov?

#### Od fluora do astata

Elemente VII. skupine (17. skupina po novem označevanju) periodnega sistema imenujemo **halogeni**. Fluor, klor, brom in jod so pomembni elementi. Astat je umetno dobljen radioaktiven element, ki v kemiji ni pomemben, zato ga ne bomo obravnavali.

Halogeni tvorijo **dvoatomne molekule**:  $F_2$ ,  $Cl_2$  itn. Pri sobnih pogojih je **fluor rumen plin**, **klor rumenozelen plin**, **brom rdečrjava tekočina** in **jod trdna siva snov**.



Klor je rumenozelen plin, brom je rdečrjava tekočina, jod je siva trdna snov.

Halogeni so reaktivni elementi. V naravi se zato nahajajo le **vezani v različne spojine**, v elementarnem stanju pa jih ni. Najbolj reaktiven je fluor, nato pa se reaktivnost halogenov manjša po skupini navzdol.

**Tališča in vrelišča halogenov se večajo po skupini navzdol**, kar lahko pojasnimo s privlačnimi molekulskimi (Van der Waalsovimi) silami med molekulami halogenov. Med molekulami fluora so te sile najšibkeje, pri halogenih z večjim številom elektronov pa so te sile večje.

|                      | Fluor | Klor | Brom | Jod |
|----------------------|-------|------|------|-----|
| <b>Tališče [°C]</b>  | -220  | -101 | -7   | 114 |
| <b>Vrelišče [°C]</b> | -188  | -34  | 59   | 184 |

Zanimivo posebnost opazimo, če primerjamo vrelišča vodikovih halogenidov (spojin vodika in halogenov).

|                      | HF   | HCl | HBr | HI  |
|----------------------|------|-----|-----|-----|
| <b>Vrelišče [°C]</b> | 19,5 | -85 | -67 | -35 |

Vodikov jodid HI ima pričakovano višje vrelišče kot vodikov bromid HBr in ta višje kot vodikov klorid HCl. A vodikov fluorid HF ima med vsemi spojinami najvišje vrelišče, kar je presenetljivo za spojino s tako majhno molsko maso. Vzrok nenavadno visokega vrelišča vodikovega fluorida so vodikove vezi med molekulami te spojine.

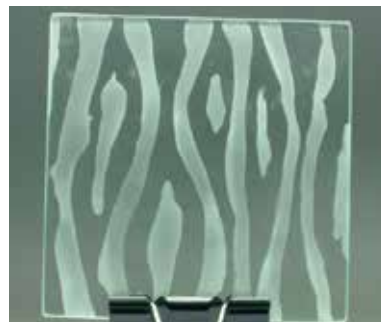
Izraz **halogen** izhaja iz grščine (**halos** – sol, **gennan** – tvoriti). Pri neposrednih reakcijah halogenov s kovinami nastanejo soli.



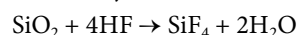
Kuhinjska sol ali natrijev klorid je spojina natrija in klora s formulo NaCl.



Fluor je izoliral francoski kemik Henri Moissan (1852–1907). Za svoje delo pri raziskavah in izolaciji fluora je leta 1906 prejel Nobelovo nagrado za kemijo.



Vodikov fluorid HF (plinast, tekoč in vodna raztopina) reagira s steklom (steklo vsebuje pretežno silicijev dioksid  $SiO_2$ ). Pri tem nastane plinasti silicijev tetrafluorid  $SiF_4$ .



## 6.2 Halogeni

## Fluor



Mineral fluorit vsebuje kalcijev fluorid  $\text{CaF}_2$ . Čisti  $\text{CaF}_2$  je bele barve, obarvanje minerala je posledica nečistoč.

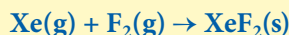


Fluorove spojine se v majhnih količinah nahajajo v zobnih pastah. Običajno uporabljamo natrijev fluorid  $\text{NaF}$  in natrijev monofluorofosfat  $\text{Na}_2\text{FPO}_3$ .

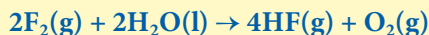


Klor uporabljamo za razkuževanje vode.

Fluor je **najbolj reaktiven element**. Reagira s skoraj vsemi elementi, celo z nekaterimi žlahtnimi plini (npr. s ksenonom tvori spojine  $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$  in  $\text{XeF}_6$ ).



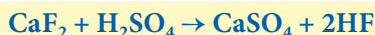
Eksplzivno reagira z vodo, pri čemer nastane zmes produktov. Običajno zapisujemo naslednjo (poenostavljeno) enačbo reakcije:



Zaradi velike reaktivnosti je delo s fluorom zelo nevarno in ga v šoli ne uporabljamo. Fluor se v naravi nahaja vezan v spojinah. Najdemo ga v različnih mineralih, npr. v fluoritu, ki vsebuje kalcijev fluorid  $\text{CaF}_2$ .

Fluorove spojine so raznovrstno uporabne. Najbolj znana pa je uporaba fluorovih spojin v zobnih pastah za preprečevanje **zobne gnilobe (kariesa)**. V nekaterih državah fluorove spojine celo dodajajo pitni vodi.

Vodikov fluorid  $\text{HF}$  je nevarna spojina. Dobimo jo npr. pri reakciji kalcijevega fluorida  $\text{CaF}_2$  z žveplovo(VI) kislino  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .



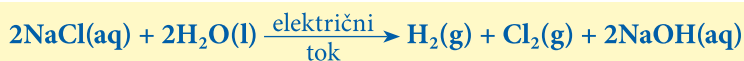
Vodno raztopino vodikovega fluorida  $\text{HF(aq)}$  pogosto imenujemo fluorovodikova kislina. Z njo lahko jedkamo steklo.



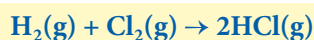
## Klor

Klor je strupen rumenozelen plin zadušljivega vonja. V prvi svetovni vojni so ga uporabljali kot bojni strup, danes pa ga uporabljamo za razkuževanje vode. V pitni vodi in v bazenih je raztopljenega klora seveda zelo malo, lahko pa ga zaznamo zaradi značilnega vonja.

Klor pridobivamo tudi v Sloveniji, v Tovarni kemičnih izdelkov Hrastnik. S pomočjo električnega toka (elektroliza) razkrojimo raztopino natrijevega klorida  $\text{NaCl}$  na tri zelo pomembne snovi – vodik  $\text{H}_2(\text{g})$ , klor  $\text{Cl}_2(\text{g})$  in vodno raztopino natrijevega hidroksida  $\text{NaOH(aq)}$ .

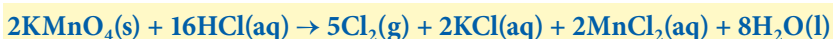


Tudi klor reagira z mnogimi elementi, a je bistveno manj reaktiven kot fluor. Pri reakciji vodika in klora nastane vodikov klorid  $\text{HCl(g)}$ .



Vodikov klorid se dobro raztaplja v vodi. Nasičena vodna raztopina vsebuje 36–37 % vodikovega klorida. Vodno raztopino vodikovega klorida  $\text{HCl(aq)}$  imenujemo **klorovodikova kislina**, pogosto je v rabi tudi njeno starejše ime **solna kislina**. Klorovodikova kislina je ena od najpomembnejših kemikalij. Najdemo jo tudi v želodčnem soku ljudi, kjer ima pomembno vlogo pri razgradnji hrane. Soli klorovodikove kisline so kloridi (npr. natrijev klorid  $\text{NaCl}$  – kuhinjska sol).

V laboratoriju lahko dobimo klor pri reakciji med klorovodikovo kislino in kalijevim manganatom(VII)  $\text{KMnO}_4$ .

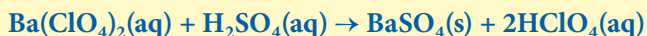




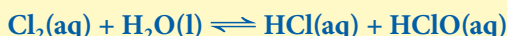
Poleg klorovodikove kisline poznamo tudi različne oksokisline klora. Njihove soli so klorati.

| Formula in ime kisline |                      | Formula in ime natrijeve soli |                      |
|------------------------|----------------------|-------------------------------|----------------------|
| HClO                   | klorova(I) kislina   | NaClO                         | natrijev klorat(I)   |
| HClO <sub>2</sub>      | klorova(III) kislina | NaClO <sub>2</sub>            | natrijev klorat(III) |
| HClO <sub>3</sub>      | klorova(V) kislina   | NaClO <sub>3</sub>            | natrijev klorat(V)   |
| HClO <sub>4</sub>      | klorova(VII) kislina | NaClO <sub>4</sub>            | natrijev klorat(VII) |

Klorova(VII) kislina HClO<sub>4</sub> je najmočnejša kislina. Dobimo jo lahko z delovanjem žveplove(VI) kisline na barijev klorat(VII) Ba(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.



V laboratoriju pogosto delamo z vodno raztopino klora Cl<sub>2</sub>(aq), ki jo imenujemo **klorovica**. Klor z vodo deloma tudi reagira. Reakcija je ravnotežna.



Klor uporabljamo za izdelavo **varikine**, ki se uporablja kot razkužilo in belilno sredstvo. Dobimo jo z uvajanjem klora v raztopino natrijevega hidroksida NaOH(aq). Varikina vsebuje natrijev klorat(I) NaClO.



Ena od najbolj znanih klorovih spojin je umetna masa **PVC** – poli(vinil klorid).

Klor vsebujejo tudi mnogi insekticidi. Najbolj znan med njimi je **DDT**, ki so ga včasih v velikih količinah uporabljali za zatiranje insektov. Z njegovo pomočjo so močno zmanjšali populacijo komarjev, ki prenašajo povzročitelja malarije. Na žalost se je izkazalo, da so DDT in tudi mnogi drugi klor vsebujoči insekticidi nevarni za človeka. DDT se nabira v maščobnih tkivih in se le počasi razgrajuje, zato njegovo uporabo omejujejo.

## Brom

Brom je škodljiva rdečerjava tekočina z dušljivimi in strupenimi parami. Raztopina broma v vodi se imenuje **bromovica**. Bromove spojine imajo v kemiji bistveno manjši pomen kot klorove spojine.

## Jod

Jod je siva trdna snov. **Sublimira** že pri nizki temperaturi. **Sublimacija** je neposreden prehod iz trdnega v plinasto agregatno stanje. Če trden jod nekoliko segrejemo, preide v lepe vijolične pare.

V vodi je jod bistveno slabše topen kot klor in brom, dobro pa je topen v običajnem alkoholu etanolu. Raztopino joda v etanolu C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH imenujemo **jodova tinktura** in jo uporabljamo v zdravstvu za razkuževanje. Pomanjkanje joda v prehrani povzroča bolezen **golšavost**.

**Halogeni so elementi VII. skupine periodnega sistema. Tvorijo dvoatomne molekule. Reaktivnost halogenov se manjša po skupini navzdol.**



Klor uporabljamo za izdelavo varikine. Če se polijemo, moramo kožo hitro sprati z veliko količino vode. Natrijev hipoklorit, ki je naveden na nalepki varikine, je staro ime za natrijev klorat(I) NaClO.



Pri segrevanju jod sublimira. Jodove pare so vijolične barve. Na ta način ga lahko ločimo iz zmesi z drugimi trdnimi snovmi.

**Kuhinjski soli je običajno dodana majhna količina kalijevega jodida KI ali kalijevega jodata(V) KIO<sub>3</sub> (jodirana sol), ki je glavni vir joda za človeški organizem. Zaradi pomanjkanja joda v prehrani se lahko poveča žleza ščitnica, pojavi se bolezen golšavost.**

## Zapomnim si

Alkalijske kovine so zelo reaktivne kovine, reaktivnost narašča po skupini navzdol. Imajo nizka tališča, vrelišča in gostote ter so mehke. Tvorijo ionske spojine, ki so večinoma dobro topne v vodi. Tehnološko pomembna natrijeva spojina je natrijev hidroksid, ki ga dobimo z elektrolizo nasičene raztopine natrijevega klorida.

Halogeni so elementi VII. skupine periodnega sistema. Tvorijo dvoatomne molekule. Reaktivnost halogenov se manjša po skupini navzdol.

## Vprašanja za utrjevanje znanja

### 6.1 Alkalijske kovine

1. V kateri skupini periodnega sistema so alkalijske kovine?
2. V večini periodnih sistemov je vodik napisan v prvi skupini. Zakaj vodika ne uvrščamo med alkalijske kovine?
3. Kako se spreminjajo tališča in vrelišča alkalijskih kovin glede na položaj v periodnem sistemu?
4. Opišite lastnosti alkalijskih kovin.
5. Kako se spreminja reaktivnost alkalijskih kovin glede na položaj v periodnem sistemu?
6. Kako hranimo alkalijske kovine?
7. Napišite enačbo reakcije natrija z vodo in imenujte nastala produkta.
8. Natrij reagira tudi z etanolom. Nastali vodik lovimo v drugo epruveto, ki ji nato približamo plamen. Kaj opazimo? Pojasnite.
9. Napišite enačbo reakcije natrijevega hidrida z vodo in imenujte nastala produkta.
10. Napišite enačbe reakcij litija, natrija in kalija s kisikom. Imenujte nastale produkte.
11. Napišite enačbo reakcije natrija z vodikom in imenujte nastali produkt. Katera vez je med elementoma v tej spojini?
12. Opišite obarvanje raztopin litijevih, natrijevih in kalijevih spojin v plamenu.

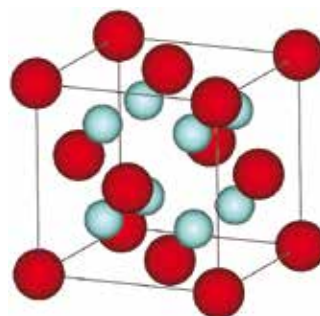
### 6.2 Halogeni

1. V kateri skupini periodnega sistema so halogeni?
2. Kakšne molekule tvorijo halogeni?
3. Opišite barve in agregatna stanja halogenov pri sobnih pogojih.
4. Zakaj halogenov v naravi ni v elementarnem stanju, temveč so le vezani v spojinah?
5. Kako se spreminja reaktivnost halogenov glede na položaj v periodnem sistemu? Kateri halogen je najbolj reaktiven?
6. Opredelite izraz »vodikov halogenid«. Pojasnite, zakaj ima vodikov fluorid višje vrelišče kot ostali vodikovi halogenidi.
7. V katerem izdelku vsakdanje rabe se nahajajo fluorove spojine?
8. Kalcijev fluorid ima formulo  $\text{CaF}_2$ . Zakaj lahko v imenu te spojine izpustimo številko »di« (kalcijev difluorid) oz. rimsko številko »II« (ime po Stockovem sistemu kalcijev(II) fluorid)?
9. Napišite enačbo reakcije, ki ponazarja jedkanje stekla. Imenujte reaktanta in produkta.
10. Kako pridobivamo elementarni klor?
11. Kako nastane vodikov klorid? Opišite razlike v pomenu in imenovanju snovi  $\text{HCl(g)}$  in  $\text{HCl(aq)}$ .
12. Navedite klorove oksokisliline ter napišite formule in imena kalijevih in kalcijevih soli teh oksokislin.
13. Kaj je klorovica? Napišite enačbo reakcije klora z vodo.
14. Kako dobimo varikino? V katere namene se uporablja?
15. Pojasnite izraz »sublimacija«. Kateri halogen sublimira pri blagem segrevanju? Kakšne barve so pare tega elementa?

**Za odgovarjanje na naslednja vprašanja boste poleg poznavanja lastnosti alkalijskih kovin in halogenov uporabili tudi že pridobljeno znanje iz prejšnjih poglavij.**

- Koliko protonov, nevtronov in elektronov je v:
  - atomu broma  $^{81}\text{Br}$ ?
  - molekuli klora  $^{37}\text{Cl}_2$ ?
  - kalijevem ionu  $^{39}\text{K}^+$ ?
  - fluoridnem ionu  $^{19}\text{F}^-$ ?
- Koliko protonov, nevtronov in elektronov je v molekuli vodikovega fluorida HF? Upoštevajte najbolj pogosti izotop vodika oz. fluora.
- V naravi se nahajata dva klorova izotopa:  $^{35}\text{Cl}$  (75,78 %;  $A_r = 34,9689$ ) in  $^{37}\text{Cl}$  (24,22 %,  $A_r = 36,9659$ ). Izračunajte relativno atomsko maso klora.
- Napišite dolgo in kratko obliko elektronske konfiguracije klora.
- Katera alkalijska kovina ima največjo prvo ionizacijsko energijo?
- Kateri delec je večji?
  - K ali  $\text{K}^+$
  - Li ali Na
  - Cl ali  $\text{Cl}^-$
  - Br ali Cl
- Kolikšno je oksidacijsko število alkalijskih kovin v spojinah in kolikšno je oksidacijsko število halogenov v vodikovih halogenidih?
- Napišite formule naslednjih spojin: kalijev oksid, kalcijev klorid, aluminijev fluorid, natrijev jodid.
- Opreделите vez med elementoma v natrijevem kloridu.
- Opreделите vez med atomoma v molekuli klora in med atomoma v molekuli vodikovega klorida.
- Napišite strukturno formulo fosforjevega triklorida. Opreделите obliko te molekule in ugotovite število neveznih elektronskih parov v molekuli. Ali je spojina polarna?
- Kateri element v molekuli vodikovega klorida je bolj elektronegativen?
- Katera molekulska vez oz. sila prevladuje med molekulami vodikovega fluorida, katera med molekulami vodikovega bromida in katera med molekulami broma?
- Kolikšna je relativna atomska masa fluora in kolikšna relativna molekulska masa fluora?
- Izračunajte molsko maso ter množino in število molekul natančno 1 g plinastega fluora.
- Izračunajte molsko prostornino fluora pri 20 °C in 90 kPa.

- V posodi s prostornino 200 mL imamo 0,600 g plinastega klora. Izračunajte množino in število molekul ter molsko prostornino klora.
- V posodi s prostornino 250 mL je plinasti fluor pri tlaku 120 kPa in temperaturi 20 °C. Izračunajte množino, maso in število molekul fluora v posodi.
- Koliko atomov fluora je v 20,0 g žveplovega(VI) fluorida?
- Prikazana je osnovna celica litijevega oksida. Večje krogle predstavljajo oksidne ione.



- Napišite formulo litijevega oksida.
  - Opišite položaje oksidnih ionov in litijevih ionov v osnovni celici.
  - Koliko oksidnih ionov in koliko litijevih ionov je znotraj osnovne celice?
- Pri reakciji med litijem in kisikom nastane litijev oksid. Napišite urejeno enačbo kemijske reakcije z označenimi agregatnimi stanji. Na razpolago imamo 0,500 g litija. Kolikšno prostornino kisika, merjenega pri 10 °C in 100 kPa, potrebujemo za reakcijo? Kolikšna množina produkta pri tem nastane?
  - Pri termičnem razkroju litijevega peroksida  $\text{Li}_2\text{O}_2$  nastaneta litijev oksid in neki element. Napišite urejeno enačbo kemijske reakcije in izračunajte množino elementa, ki nastane pri termičnem razkroju 20,0 g litijevega peroksida.
  - S pomočjo standardnih tvorbenih entalpij izračunajte standardno reakcijsko entalpijo za reakcijo:
 
$$2\text{Li}_2\text{O}_2(\text{s}) \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$$

$$\Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{Li}_2\text{O}_2(\text{s})) = -151 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{Li}_2\text{O}(\text{s})) = -143 \text{ kJ/mol}$$
 Opreделите reakcijo kot eksotermno ali endotermno in utemeljite svojo izbiro.

# 7.

# Raztopine

## VSEBINA 7. POGLAVJA

- 7.1 - MASNI DELEŽ IN TOPNOST
- 7.2 - MNOŽINSKA IN MASNA KONCENTRACIJA
- 7.3 - PRIPRAVA RAZTOPIN
- 7.4 - HIDRATACIJA
- ZAPOMNIM SI
- VPRAŠANJA ZA UTRJEVANJE ZNANJA

## 7.1 Masni delež in topnost

### Kako izražamo sestavo raztopin?

#### Masni delež

**Raztopina** je homogena zmes **topljenca** in **topila**. Topljenec je snov, ki se raztaplja. Topilo je snov, v kateri raztapljamo topljenec. Običajno za raztapljanje uporabljamo vodo, ki je dobro topilo za mnoge snovi. Včasih uporabljamo organska (organske spojine vsebujejo ogljik) topila, npr. etanol  $C_2H_5OH$ , aceton  $CH_3COCH_3$ , heksan  $C_6H_{14}$  idr. Omejili se bomo le na raztopine, v katerih je topilo tekoče.

Oglejmo si primer. Če kuhinjsko sol raztopimo v vodi, dobimo slano vodo. V tem primeru je **kuhinjska sol topljenec**, **voda je topilo**, **slana voda pa je raztopina**.

Sestavo raztopine izražamo na različne načine. Pogosto uporabljamo **masni delež topljenca** v raztopini. Označujemo ga s črko  $w$ , izračunamo pa z enačbo:

$$w(\text{topljenec}) = \frac{m(\text{topljenec})}{m(\text{raztopina})}$$

↑  
masni delež topljenca v raztopini

← masa topljenca  
← masa raztopine

Za izračun masnega deleža topljenca v raztopini potrebujemo **maso topljenca** in **maso raztopine**. Maso raztopine izračunamo s **seštevanjem mase topljenca in mase topila**.

$$m(\text{raztopina}) = m(\text{topljenec}) + m(\text{topilo})$$

Oglejmo si primer.

**Naloga:** V 150 g vode smo raztopili 50 g sladkorja. Kolikšen je masni delež sladkorja v raztopini?

$m(\text{topljenec}) = 50 \text{ g}$  ← Sladkor je topljenec.

$m(\text{topilo}) = 150 \text{ g}$  ← Voda je topilo.

$w(\text{topljenec}) = ?$  ← Izračunali bomo masni delež topljenca (sladkorja) v raztopini.

**Račun:**

$$w(\text{topljenec}) = \frac{m(\text{topljenec})}{m(\text{raztopina})} = \frac{m(\text{topljenec})}{m(\text{topljenec}) + m(\text{topilo})} = \frac{50 \text{ g}}{50 \text{ g} + 150 \text{ g}} = \frac{50 \text{ g}}{200 \text{ g}} = \underline{\underline{0,25}}$$

Uporabimo enačbo za izračun masnega deleža topljenca iz poznanih mas topljenca in topila.      Vstavimo podatke in izračunamo.      Masni delež nima enote.

**Odgovor:** Masni delež sladkorja v raztopini je 0,25.

Masni delež pretvorimo v masni odstotek tako, da rezultat pomnožimo s 100 %.

Masni odstotek:  $0,25 \cdot 100 \% = 25 \%$

Homogena zmes je zmes, ki je na zunaj videti enotna in ima enakomerno sestavo.



Kis je vodna raztopina etanojske (ocetne) kisline  $CH_3COOH$ . V običajnem jedilnem kislu je od 4 do 5 % etanojske kisline. Poznamo pa tudi t.i. alkoholni kis, ki vsebuje 9 % etanojske kisline.

Raztopina je homogena zmes topljenca in topila. Topljenec je snov, ki se raztaplja. Topilo je snov, v kateri raztapljamo topljenec. Sestavo raztopine izražamo na različne načine. Masni delež topljenca ( $w$ ) v raztopini izračunamo tako, da maso topljenca delimo z maso raztopine.



## 7.1 Masni delež in topnost

### Topnost



Če v 100 g vode damo 50 g kuhinjske soli (natrijevega klorida NaCl) in dlje časa mešamo, se večina soli raztopi, nastane nasičena raztopina. Na dnu čaše ostane še nekaj neraztopljenih soli.



Citronsko kislino veliko uporabljamo v živilski industriji. Včasih je navedena z oznako E330.



Citronsko kislino se nahaja tudi v mnogih rastlinah. Limonin sok vsebuje 5–8 % citronske kisline.

Iz diagrama je razvidno, da se topnosti snovi zelo različno spreminjajo s temperaturo. Med navedenimi šestimi snovmi se z naraščajočo temperaturo topnost najbolj večja kalijevemu dikromatu(VI)  $K_2Cr_2O_7$ . Topnost litijevega sulfata(VI)  $Li_2SO_4$  pa se z naraščajočo temperaturo celo manjša.

Topnost je največja količina topljenca, ki ga lahko raztopimo v neki količini določenega topila pri določeni temperaturi. Običajno jo navajamo kot maso raztopljenega topljenca v 100 g topila (običajno vode) pri določeni temperaturi. Topnost je odvisna od vrste topljenca, vrste topila in tudi od temperature.

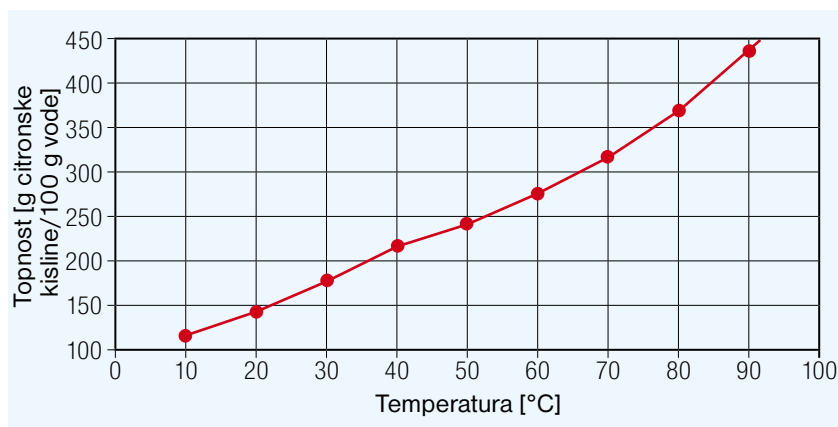
Oglejmo si primer. Topnost citronske kisline je 145 g v 100 g vode pri 20 °C. Torej lahko pri 20 °C v 100 g vode raztopimo le 145 g citronske kisline. Na ta način dobimo **nasičeno raztopino**. Nasičena raztopina je raztopina, ki vsebuje največjo možno količino raztopljenega topljenca pri določeni temperaturi.

Če pri 20 °C v 100 g vode poskušamo raztopiti npr. 160 g citronske kisline, prav tako dobimo nasičeno raztopino, presežni topljenec (15 g) pa ostane neraztopljen na dnu čaše.

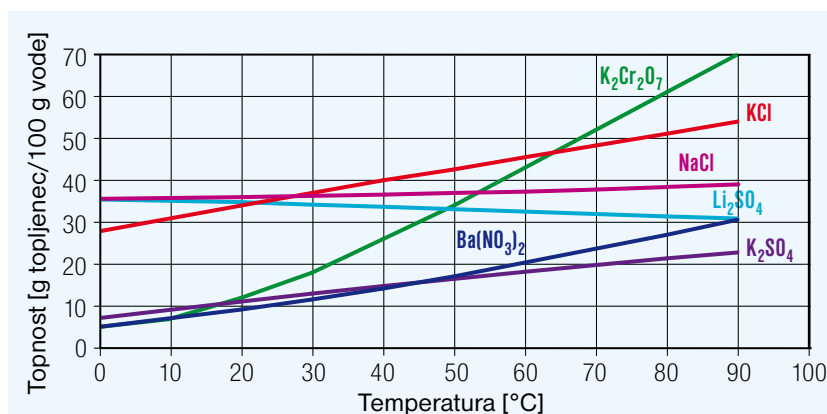
Topnost je včasih bolj, včasih manj odvisna od temperature. Večina trdnih topljencev ima večjo topnost pri višji temperaturi. Nasprotno pa imajo plini večjo topnost pri nižji temperaturi. Več o topnosti plinov bomo spoznali v naslednjem poglavju.

S **krivuljo topnosti** predstavljamo topnost pri različnih temperaturah.

Oglejmo si krivuljo topnosti citronske kisline.



Iz grafa lahko razberemo, da je topnost citronske kisline močno odvisna od temperature. Pri višji temperaturi je topnost citronske kisline v vodi večja (pri 10 °C je 117 g/100 g vode, pri 90 °C pa kar 438 g/100 g vode). Oglejmo si še krivulje topnosti šestih drugih trdnih snovi.



Poudariti je potrebno, da je **hitrost raztapljanja** povsem drug pojem kot topnost. Hitrost raztapljanja lahko povečamo z **mešanjem** in z uporabo bolj **drobnega topljenca** (če topljenec bolj zdrobimo, je površina topljenca večja in s tem je tudi več topljenca v stiku s topilom).

V podatku za topnost sta navedeni masa topljenca in masa topila, zato lahko topnost hitro preračunamo v masni delež. Iz masnega deleža izračunamo topnost s sklepnim računom ali z naslednjo enačbo:

$$\text{topnost} = \frac{100 \cdot w}{1 - w}$$

Tako izračunana topnost ima enoto »g topljenca/100 g topila«.

Oglejmo si primer.

#### Naloga:

Kolikšna je topnost kobaltovega(II) klorida  $\text{CoCl}_2$  v vodi pri 20 °C? Masni delež spojine v nasičeni vodni raztopini pri 20 °C je 0,335.

$T = 20 \text{ °C}$  ← Podatka za temperaturo ne potrebujemo.

$w(\text{CoCl}_2) = 0,335$  ← Izpišemo podatek za masni delež  $\text{CoCl}_2$  v nasičeni vodni raztopini pri 20 °C.

topnost ( $\text{CoCl}_2$ ) = ? ↗ Izračunali bomo topnost  $\text{CoCl}_2$ .

#### Račun:

$$\text{topnost} = \frac{100 \cdot w}{1 - w} = \frac{100 \cdot 0,335}{1 - 0,335} = \underline{\underline{50,4 \text{ g CoCl}_2 / 100 \text{ g H}_2\text{O}}}$$

Napišemo enačbo.      Vstavimo podatke in izračunamo.      Topnost ima enoto "g topljenca/100 g topila".

**Odgovor:** Topnost  $\text{CoCl}_2$  pri 20 °C je 50,4 g  $\text{CoCl}_2$  /100 g vode.

Pri preračunavanju topnosti v masni delež ni potrebno »obračati« enačbe, ki povezuje masni delež in topnost. Iz podatka za topnost zgolj izpišemo vrednosti za maso topljenca in maso topila (100 g). Oglejmo si primer.

#### Naloga:

Pri 60 °C je topnost kalijevega nitrata(V) 110 g  $\text{KNO}_3$  / 100 g vode. Izračunajte masni delež  $\text{KNO}_3$  v nasičeni raztopini pri 60 °C.

$T = 60 \text{ °C}$  ← Podatka za temperaturo ne potrebujemo.

topnost ( $\text{KNO}_3$ ) = 110 g / 100 g  $\text{H}_2\text{O}$  ← Izpišemo podatek za topnost  $\text{KNO}_3$  v vodi pri 60 °C.

$w(\text{KNO}_3) = ?$  ↗ Izračunali bomo masni delež  $\text{KNO}_3$  v nasičeni raztopini pri 60 °C.

#### Račun:

$$w(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(\text{KNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{110 \text{ g}}{110 \text{ g} + 100 \text{ g}} = \frac{110 \text{ g}}{210 \text{ g}} = \underline{\underline{0,524}}$$

Uporabimo enačbo za izračun masnega deleža topljenca iz poznanih mas topljenca ( $\text{KNO}_3$ ) in topila ( $\text{H}_2\text{O}$ ), ki ju razberemo iz topnosti. Vstavimo podatke in izračunamo. Masni delež nima enote.

**Odgovor:** V nasičeni raztopini kalijevega nitrata(V) je pri 60 °C masni delež  $\text{KNO}_3$  0,524.



Kristali kobaltovega(II) klorida heksahidrata  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  so temno rdeče barve.

Topnost kalijevega nitrata(V)  $\text{KNO}_3$  in amonijevega klorida  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

| Temperatura | Topnost<br>[g toplj./100 g vode] |                        |
|-------------|----------------------------------|------------------------|
|             | $\text{KNO}_3$                   | $\text{NH}_4\text{Cl}$ |
| 10 °C       | 20,9                             | 33,3                   |
| 20 °C       | 31,6                             | 37,2                   |
| 30 °C       | 45,8                             | 41,4                   |
| 40 °C       | 63,9                             | 45,8                   |
| 50 °C       | 85,5                             | 50,4                   |
| 60 °C       | 110                              | 55,2                   |
| 70 °C       | 138                              | 60,2                   |
| 80 °C       | 169                              | 65,6                   |
| 90 °C       | 202                              | 71,3                   |

Topnost natrijevega klorida  $\text{NaCl}$  in cezijevega klorida  $\text{CsCl}$ .

| Temperatura | Topnost<br>[g toplj./100 g vode] |               |
|-------------|----------------------------------|---------------|
|             | $\text{NaCl}$                    | $\text{CsCl}$ |
| 10 °C       | 35,8                             | 175           |
| 20 °C       | 36,0                             | 186           |
| 30 °C       | 36,3                             | 197           |
| 40 °C       | 36,6                             | 208           |
| 50 °C       | 37,0                             | 219           |
| 60 °C       | 37,3                             | 230           |
| 70 °C       | 37,8                             | 240           |
| 80 °C       | 38,4                             | 250           |
| 90 °C       | 39,0                             | 260           |

# 7.1 Masni delež in topnost

Topnost amonijevega nitrata(V)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  in saharoze (jedilnega sladkorja)  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

| Temperatura | Topnost<br>[g toplj./100 g vode] |                                           |
|-------------|----------------------------------|-------------------------------------------|
|             | $\text{NH}_4\text{NO}_3$         | $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ |
| 10 °C       | 150                              | 191                                       |
| 20 °C       | 192                              | 204                                       |
| 30 °C       | 242                              | 220                                       |
| 40 °C       | 297                              | 238                                       |
| 50 °C       | 344                              | 260                                       |
| 60 °C       | 421                              | 287                                       |
| 70 °C       | 499                              | 320                                       |
| 80 °C       | 580                              | 362                                       |
| 90 °C       | 740                              | 416                                       |

Topnost kalijevega sulfata(VI)  $\text{K}_2\text{SO}_4$  in kalijevega bromida KBr.

| Temperatura | Topnost<br>[g toplj./100 g vode] |      |
|-------------|----------------------------------|------|
|             | $\text{K}_2\text{SO}_4$          | KBr  |
| 10 °C       | 9,2                              | 59,5 |
| 20 °C       | 11,1                             | 65,2 |
| 30 °C       | 13,0                             | 70,6 |
| 40 °C       | 14,8                             | 75,5 |
| 50 °C       | 16,5                             | 80,2 |
| 60 °C       | 18,2                             | 85,5 |
| 70 °C       | 19,8                             | 90,0 |
| 80 °C       | 21,4                             | 95,0 |
| 90 °C       | 22,8                             | 99,2 |

Topnost nikljevega(II) jodida  $\text{NiI}_2$  in kalijevega jodida KI.

| Temperatura | Topnost<br>[g toplj./100 g vode] |     |
|-------------|----------------------------------|-----|
|             | $\text{NiI}_2$                   | KI  |
| 10 °C       | 135                              | 136 |
| 20 °C       | 148                              | 144 |
| 30 °C       | 161                              | 152 |
| 40 °C       | 174                              | 160 |
| 50 °C       | 183                              | 168 |
| 60 °C       | 184                              | 176 |
| 70 °C       | 186                              | 184 |
| 80 °C       | 187                              | 192 |
| 90 °C       | 188                              | 200 |

Iz krivulje topnosti lahko odberemo topnost pri določeni temperaturi. Topnost lahko pretvorimo v masni delež topljenca in nato iz masnega deleža izračunamo mase topljenca, topila oz. raztopine. Pri izračunu teh mas lahko uporabimo tudi sklepni (križni) račun. Oglejmo si primer.

**Naloga:** Iz diagrama na str. 119 odberite topnost kalijevega dikromata(VI)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  pri 70 °C ter izračunajte maso topljenca in maso topila, ki ju potrebujemo za pripravo 240 g nasičene raztopine pri 70 °C.

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  je topljenec

$m(\text{raztopina}) = 240 \text{ g}$  ← Izpišemo podatek za maso raztopine.

$\text{topnost}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = ?$  ← Topnost bomo odbrali iz diagrama.

$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = ?$  ← Izračunali bomo maso topljenca.

$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$  ← Izračunali bomo maso topila.

**Podatek iz diagrama (str. 119, zelena krivulja):**

$\text{topnost}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 52 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / 100 \text{ g H}_2\text{O}$  pri 70 °C

**Račun:**

**Prvi način:** uporaba enačbe za masni delež topljenca.

Iz podatka za topnost izračunamo masni delež topljenca v raztopini.

$$w(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{52 \text{ g}}{52 \text{ g} + 100 \text{ g}} = \underline{0,342}$$

S pomočjo izračunanega masnega deleža topljenca in podane mase raztopine izračunamo maso raztopljenega topljenca v nasičeni raztopini.

$$m(\text{topljenec}) = w(\text{topljenec}) \cdot m(\text{raztopina}) = 0,342 \cdot 240 \text{ g} = \underline{82 \text{ g}}$$

Iz mase topljenca in mase raztopine nato izračunamo še maso topila.

$$m(\text{topilo}) = m(\text{raztopina}) - m(\text{topljenec}) = 240 \text{ g} - 82 \text{ g} = \underline{158 \text{ g}}$$

**Drugi način:** uporaba sklepnega (križnega) računa.

Uporabimo podatek za topnost in s pomočjo sklepnega (križnega) računa iz podane mase raztopine izračunamo maso topljenca (X).

$$\begin{array}{ccc} m(\text{topljenec}) & m(\text{topilo}) & m(\text{raztopina}) \\ 52 \text{ g} & 100 \text{ g} & 152 \text{ g} \\ X & & 240 \text{ g} \end{array}$$

$$X = m(\text{topljenec}) = \frac{52 \text{ g} \cdot 240 \text{ g}}{152 \text{ g}} = \underline{82 \text{ g}}$$

Maso topila lahko izračunamo s sklepnim (križnim) računom ali iz mase raztopine in mase topljenca.

**Odgovor:** Za pripravo 240 g nasičene raztopine  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  pri 70 °C potrebujemo 82 g  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  in 158 g vode.

Topnost je največja količina topljenca, ki ga lahko raztopimo v neki količini določenega topila pri določeni temperaturi. Običajno jo navajamo kot maso raztopljenega topljenca v 100 g topila pri določeni temperaturi. Odvisna je od vrste topljenca, vrste topila in od temperature. Nasičena raztopina je raztopina, ki vsebuje največjo možno količino raztopljenega topljenca pri določeni temperaturi. Topnost je odvisna od temperature. Večina trdnih topljencev ima večjo topnost pri višji temperaturi.

## 7.2 Množinska in masna koncentracija

### Kako izražamo sestavo raztopin?

#### Izračun množinske in masne koncentracije

Količino raztopljenega topljenca lahko izražamo tudi kot **množinsko koncentracijo** ali **masno koncentracijo** topljenca v raztopini. Množinska koncentracija ponazarja množino, masna koncentracija pa maso raztopljenega topljenca v določeni prostornini raztopine. Obe koncentraciji sta temperaturno odvisni, ker je gostota raztopine (in s tem tudi njena prostornina) odvisna od temperature. Množinsko koncentracijo označujemo s črko  $c$ , masno koncentracijo s črko  $\gamma$  (grška črka gama), izračunamo pa z naslednjima enačbama:

$$c(\text{topljenec}) = \frac{n(\text{topljenec})}{V(\text{raztopina})}$$

↑  
množinska koncentracija  
topljenca v raztopini [mol/L]

← množina topljenca [mol]  
← prostornina raztopine [L]

$$\gamma(\text{topljenec}) = \frac{m(\text{topljenec})}{V(\text{raztopina})}$$

↑  
masna koncentracija  
topljenca v raztopini [g/L]

← masa topljenca [g]  
← prostornina raztopine [L]

Oglejmo si nekaj primerov.

#### Naloga:

V bučko s prostornino 250 mL smo stresli 0,0200 mol nikljevega(II) sulfata(VI)  $\text{NiSO}_4$ , dodali vodo do oznake in dobro premešali. Kolikšna je množinska koncentracija nikljevega(II) sulfata(VI)  $\text{NiSO}_4$  v tako pripravljeni raztopini?

$\text{NiSO}_4$  je topljenec

$n(\text{NiSO}_4) = 0,0200 \text{ mol}$  ← Izpišemo podatek za množino  $\text{NiSO}_4$ .

$V(\text{raztopina}) = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$  ← Izpišemo podatek za prostornino raztopine in pretvorimo enoto iz "mL" v "L".

$c(\text{NiSO}_4) = ?$  ← Izračunali bomo množinsko koncentracijo  $\text{NiSO}_4$ .

#### Račun:

$$c(\text{NiSO}_4) = \frac{n(\text{NiSO}_4)}{V(\text{raztopina})} = \frac{0,0200 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,0800 \text{ mol/L}$$

Napišemo enačbo.      Vstavimo podatke in izračunamo.      Množinska koncentracija ima enoto "mol/L".

**Odgovor:** Množinska koncentracija  $\text{NiSO}_4$  je 0,0800 mol/L.

V osnovni enačbi za izračun množinske koncentracije topljenca lahko namesto množine topljenca pišemo količnik med maso in molsko maso topljenca. Dobimo:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

Dijaki pogosto zamenjujejo masno koncentracijo topljenca in gostoto raztopine. Enačbi sta si podobni, razlika je le v vrsti snovi v števcu enačbe.

$$\gamma(\text{topljenec}) = \frac{m(\text{topljenec})}{V(\text{raztopina})}$$

$$\rho(\text{raztopina}) = \frac{m(\text{raztopina})}{V(\text{raztopina})}$$

Za izračun masne koncentracije topljenca potrebujemo maso topljenca, za izračun gostote raztopine pa maso raztopine.



Nikljev(II) sulfat(VI) heptahidrat  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  je turkizne barve.

## 7.2 Množinska in masna koncentracija

Bodite pozorni na pomen velike črke M. Velika črka M lahko predstavlja oznako za molsko maso ali pa enoto za množinsko koncentracijo.

Primer:

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$$

$$c(\text{NaCl}) = 0,15 \text{ M}$$

Prvi zapis pove, da je molska masa kisika 32 g/mol. Drugi zapis pove, da ima raztopina NaCl množinsko koncentracijo 0,15 mol/L (0,15 molarna raztopina).



Vijolična raztopina kalijevega manganata(VII)  $\text{KMnO}_4$ . Uporablja se tudi ime kalijev permanganat.



Ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$  uporabljamo tudi za odstranjevanje kofeina iz kave (dekofeinizacija). Bolj znana je njegova uporaba v gaziranih pijačah in kot gasilno sredstvo.

Za množinsko koncentracijo uporabljamo tudi izraz »**molarna koncentracija**«. Enoto »mol/L« (lahko tudi  $\text{mol L}^{-1}$ ) pogosto zapisujemo zgolj z veliko črko »M«, ki jo beremo »molarnost«. Izračunano koncentracijo »0,0800 mol/L« lahko zapišemo »0,0800 M«. Pravimo, da je raztopina »0,0800 molarna«.

**Naloga:**

Koliko gramov kalijevega manganata(VII)  $\text{KMnO}_4$  se nahaja v 100 mL 0,0200 M raztopine?

$\text{KMnO}_4$  je topjenec  $\leftarrow$  Izračunamo molsko maso  $\text{KMnO}_4$ .

$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g/mol}$   $\leftarrow$  Izpišemo podatek za množinsko  $c(\text{KMnO}_4) = 0,0200 \text{ mol/L}$   $\leftarrow$  koncentracijo  $\text{KMnO}_4$ .

$V(\text{raztopina}) = 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}$   $\leftarrow$  Izpišemo podatek za prostornino raztopine in pretvorimo enoto iz »mL« v »L«.

$m(\text{KMnO}_4) = ?$   $\leftarrow$  Izračunali bomo maso  $\text{KMnO}_4$ .

**Račun:**

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} \quad \begin{array}{l} \text{V osnovni enačbi nadomestimo} \\ \text{množino s količnikom } m/M. \end{array}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{raztopina}) = 0,0200 \text{ mol/L} \cdot 158 \text{ g/mol} \cdot 0,100 \text{ L} = 0,316 \text{ g}$$

Iz enačbe Vstavimo podatke in izračunamo. Masa ima izrazimo maso. Enote »mol« in »L« se okrajšajo. enoto »g«.

**Odgovor:** V 100 mL 0,0200 M raztopine je 0,316 g  $\text{KMnO}_4$ .

**Naloga:**

Koliko gramov ogljikovega dioksida  $\text{CO}_2$  je raztopljenega v 1,50 L gazirane pijače, v kateri je masna koncentracija  $\text{CO}_2$  4,90 g/L?

$\text{CO}_2$  je topjenec  $\leftarrow$  Izpišemo podatek za masno  $\gamma(\text{CO}_2) = 4,90 \text{ g/L}$   $\leftarrow$  koncentracijo  $\text{CO}_2$ .

$V(\text{raztopina}) = 1,50 \text{ L}$   $\leftarrow$  Izpišemo podatek za prostornino raztopine.

$m(\text{CO}_2) = ?$   $\leftarrow$  Izračunali bomo maso raztopljenega  $\text{CO}_2$ .

**Račun:**

$$\gamma(\text{topljenec}) = \frac{m(\text{topljenec})}{V(\text{raztopina})} \quad \begin{array}{l} \text{Uporabimo osnovno enačbo za izračun} \\ \text{masne koncentracije.} \end{array}$$

$$m(\text{CO}_2) = \gamma(\text{CO}_2) \cdot V(\text{raztopina}) = 4,90 \text{ g/L} \cdot 1,50 \text{ L} = 7,35 \text{ g}$$

Iz enačbe Vstavimo podatke in izračunamo. Masa ima izrazimo maso. Enote »L« se okrajšata. enoto »g«.

**Odgovor:** V 1,50 L gazirane pijače je raztopljeno 7,35 g  $\text{CO}_2$ .

Masni delež, množinsko koncentracijo in masno koncentracijo lahko medsebojno pretvarjamo s pomočjo naslednje enačbe:

$$c(\text{topljenec}) = \frac{w(\text{topljenec}) \cdot \rho(\text{raztopina})}{M(\text{topljenec})} = \frac{\gamma(\text{topljenec})}{M(\text{topljenec})}$$



Oglejmo si primera.

**Naloga:** Kolikšna je množinska koncentracija vodikovega klorida HCl v raztopini, ki vsebuje 22 % HCl in ima gostoto 1,11 g/mL?

HCl je topjenec

$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$  ← Izračunamo molsko maso HCl.

$\rho(\text{raztopina}) = 1,11 \text{ g/mL}$  ← Izpišemo podatek za gostoto raztopine.

$w(\text{HCl}) = 0,22$  ← Masni odstotek HCl pretvorimo v masni delež (delimo s 100).

$c(\text{HCl}) = ?$  ← Izračunali bomo množinsko koncentracijo HCl.

**Račun:**

$$c(\text{HCl}) = \frac{w(\text{HCl}) \cdot \rho(\text{raztopina})}{M(\text{HCl})} = \frac{0,22 \cdot 1,11 \text{ g} \cdot \text{mol}}{36,5 \text{ g} \cdot \cancel{\text{mol}} \cdot 0,001 \text{ L}} = 6,7 \text{ mol/L}$$

Napišemo enačbo. Vstavimo podatke in izračunamo. Množinska koncentracija ima enoto "mol/L".  
Enoti "g" se okrajšata, enoto "mL" pretvorimo tako, da jo nadomestimo z "0,001 L".

**Odgovor:** Množinska koncentracija HCl v raztopini je 6,7 mol/L.

**Naloga:** 500 mL vodne raztopine vsebuje 102 g raztopljenega neznanega topjenca. Gostota raztopine je 1,132 g/mL. Izračunajte masno koncentracijo in masni delež topjenca v raztopini.

$V(\text{raztopina}) = 500 \text{ mL}$  ← Izpišemo podatek za prostornino raztopine.

$\rho(\text{raztopina}) = 1,132 \text{ g/mL}$  ← Izpišemo podatek za gostoto raztopine.

$m(\text{topljenec}) = 102 \text{ g}$  ← Izpišemo podatek za maso topjenca.

$\gamma(\text{topljenec}) = ?$  ← Izračunali bomo masno koncentracijo topjenca.

$w(\text{topljenec}) = ?$  ← Izračunali bomo masni delež topjenca.

**Račun:**

$$\gamma(\text{topljenec}) = \frac{m(\text{topljenec})}{V(\text{raztopina})} = \frac{102 \text{ g}}{500 \text{ mL}} = 0,204 \text{ g/mL}$$

Uporabimo osnovno enačbo za masno koncentracijo. Vstavimo podatke in izračunamo.

$$\frac{w(\text{topljenec}) \cdot \rho(\text{raztopina})}{M(\text{topljenec})} = \frac{\gamma(\text{topljenec})}{M(\text{topljenec})}$$

Uporabimo enačbo, ki povezuje masni delež in masno koncentracijo. Molsko maso topjenca na obeh straneh enačbe okrajšamo in dobimo:

$$w(\text{topljenec}) \cdot \rho(\text{raztopina}) = \gamma(\text{topljenec})$$

$$w(\text{topljenec}) = \frac{\gamma(\text{topljenec})}{\rho(\text{raztopina})} = \frac{0,204 \text{ g mL}}{1,132 \text{ g mL}} = 0,180$$

Iz enačbe izrazimo masni delež topjenca. Vstavimo podatke in izračunamo. Enoto "g" in "mL" se okrajšajo.

**Odgovor:** Masna koncentracija topjenca je 0,204 g/mL, masni delež topjenca je 0,180.

Množinska ali molarne koncentracija predstavlja množino topjenca v litru raztopine. Masna koncentracija predstavlja maso topjenca v litru raztopine. Množinska koncentracija ima enoto "mol/L", masna koncentracija pa "g/L".

Enačbo za pretvarjanje masnega deleža topjenca v množinsko koncentracijo lahko izpeljemo. Osnovna enačba:

$$c(\text{topljenec}) = \frac{n(\text{topljenec})}{V(\text{raztopina})}$$

Množino topjenca nadomestimo z maso in molsko maso topjenca:

$$c(\text{toplj.}) = \frac{m(\text{toplj.})}{M(\text{toplj.}) \cdot V(\text{razt.})}$$

Maso topjenca nadomestimo z masnim deležem topjenca in maso raztopine:

$$c(\text{toplj.}) = \frac{w(\text{toplj.}) \cdot m(\text{razt.})}{M(\text{toplj.}) \cdot V(\text{razt.})}$$

Količnik med maso raztopine in prostornino raztopine je gostota raztopine:

$$c(\text{toplj.}) = \frac{w(\text{toplj.}) \cdot \rho(\text{razt.})}{M(\text{toplj.})}$$

Enačbo za pretvarjanje masne koncentracije topjenca v množinsko koncentracijo lahko izpeljemo.

Osnovna enačba:

$$c(\text{topljenec}) = \frac{n(\text{topljenec})}{V(\text{raztopina})}$$

Množino topjenca nadomestimo z maso in molsko maso topjenca:

$$c(\text{toplj.}) = \frac{m(\text{toplj.})}{M(\text{toplj.}) \cdot V(\text{razt.})}$$

Količnik med maso topjenca in prostornino raztopine je masna koncentracija topjenca v raztopini:

$$c(\text{toplj.}) = \frac{\gamma(\text{toplj.})}{M(\text{toplj.})}$$

## Topnost plinov v vodi

**Plini se bolje raztapljajo pri nižji temperaturi topila in pri višjem tlaku plina nad gladino topila (vode).**

Oglejmo si diagram odvisnosti topnosti kisika v vodi od temperature pri zračnem tlaku 100 kPa (stranski stolpec). Topnost je izražena kot masna koncentracija raztopljenega kisika. Opazimo, da se z naraščajočo temperaturo količina raztopljenega kisika manjša. Tudi pri mnogih drugih plinih (npr. ogljikov dioksid, dušik, helij) opazimo, da se topnost plina v vodi manjša s temperaturo.

Pri napovedovanju odvisnosti topnosti plinov od temperature moramo biti previdni. Opaženo zmanjševanje topnosti plinov z naraščajočo temperaturo ne velja za vse kombinacije plin/topilo v celotnem temperaturnem območju. Dobro pa velja za topnost večine preprostih plinov v vodi pri relativno nizkih temperaturah (do 70 °C) in običajnem zračnem tlaku.

S poznavanjem povezave med temperaturo vode (topila) in topnostjo plinov v vodi lahko pojasnimo nekatera opažanja iz vsakdanjega življenja.

Pri blagem segrevanju vode (pod temperaturo vrelišča) opazimo, da se na stenah posode pojavijo mehurčki. Mehurčki plina se pojavijo, ker je pri višji temperaturi topnost plinov v vodi manjša. Presežna količina plina se zato izloči iz vode (v mehurčkih so poleg običajnih sestavin zraka tudi vodni hlapi – voda v plinastem agregatnem stanju).

Višje poletne temperature rek pomenijo tudi manj raztopljenega kisika za vodna bitja. Ob povečani porabi kisika (npr. ob gnitju odmrlih alg) lahko zmanjšana koncentracija kisika v vodi povzroči pogin rib.

Globalno segrevanje našega planeta povzroča, da se povečuje tudi temperatura oceanov. V oceanih so raztopljene velike količine ogljikovega dioksida in drugih toplogrednih plinov (npr. metana  $\text{CH}_4$ ). Zvišanje temperature oceanov sprošča iz morskih globin dodatne količine teh plinov in na ta način še poveča problem »tople grede«.

V stranskem stolpcu si oglejmo še diagram odvisnosti topnosti štirih plinov v vodi od njihovega tlaka nad vodno gladino pri 20 °C. Topnost je izražena kot množinska koncentracija raztopljenega plina.

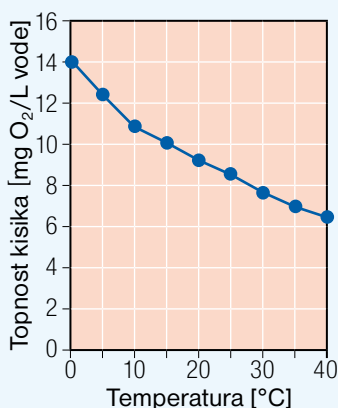
Opazimo lahko, da se pri vseh štirih plinih s povečevanjem tlaka plina premo sorazmerno večja tudi količina raztopljenega plina v vodi. Plini se razlikujejo v topnosti. Pri enakem tlaku je najbolj topen ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$ , najmanj pa helij.

S poznavanjem povezave med tlakom plina in njegovo topnostjo v vodi lahko pojasnimo nekatera opažanja iz vsakdanjega življenja.

Gazirane pijače so polnjene z ogljikovim dioksidom pri višjem tlaku. Ko odpremo plastenko gazirane pijače (enako velja tudi za peneče vino), se presežni  $\text{CO}_2$  sprosti v obliki mehurčkov, ker je tlak  $\text{CO}_2$  v zraku manjši.

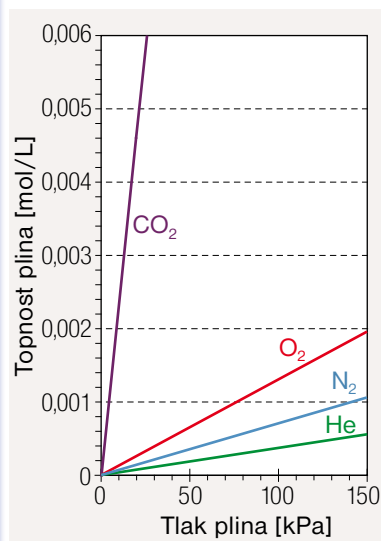
Podobno lahko predpostavimo, da bo pri enaki temperaturi v morski vodi (nadmorska višina 0 m) količina raztopljenega kisika nekoliko večja kot v visokogorskih jezerih. Ob morski gladini je namreč zračni tlak večji (zato tudi večja topnost plinov) kot v visokogorju.

**Plini se bolje raztapljajo pri nižji temperaturi topila in pri višjem tlaku plina nad gladino topila (vode).**



Topnost kisika v vodi pri različnih temperaturah in zračnem tlaku 100 kPa. Z naraščajočo temperaturo se topnost plinov manjša.

**Mnogi akvariji so opremljeni s črpalkami za uvajanje zraka v vodo. Na ta način hitreje nadomestimo kisik, ki ga živa bitja v akvariju porabijo za dihanje.**



Odvisnost topnosti štirih plinov v vodi od njihovega tlaka nad vodno gladino pri 20 °C.

**Beseda šampanjec se praviloma lahko uporablja le za peneča vina (penine), ki jih po klasični metodi pridobivajo v francoski pokrajini Champagne. A v pogovornem jeziku pogosto vsako peneče vino imenujemo šampanjec.**

## 7.3 Priprava raztopin

### Kako izražamo sestavo raztopin?

#### Mešanje, redčenje in koncentriranje raztopin

Raztopine lahko pripravimo tudi z **mešanjem** obstoječih raztopin, **redčenjem** ali **koncentriranjem** (izparevanjem topila). Pri redčenju se koncentracija toplogena v raztopini zmanjša, pri koncentriranju pa poveča. Pri računanju tovrstnih nalog uporabljamo naslednje enačbe:

##### Mešanje dveh raztopin

$$w_1 \cdot m_1 + w_2 \cdot m_2 = w_3 \cdot m_3$$

$$c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = c_3 \cdot V_3$$

##### Redčenje in koncentriranje raztopine

$$w_1 \cdot m_1 = w_2 \cdot m_2$$

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

Številčne oznake 1, 2 in 3 predstavljajo posamezne raztopine. Veličine "w" predstavljajo masne deleže toplogena v posameznih raztopinah, veličine "c" množinske koncentracije toplogena, veličine "m" mase raztopin, veličine "V" pa prostornine raztopin (glejte stranski stolpec).

Enačbe so izpeljane z upoštevanjem dejstva, da se pri pripravi raztopin skupna masa oz. množina toplogena ne spreminja (npr. pri mešanju dveh raztopin je vsota mas oz. množin toplogena v začetnih raztopinah enaka masi oz. množini toplogena v nastali zmesi). Pri računanju upoštevamo ohranitev skupne mase (npr. pri mešanju dveh raztopin je vsota mas začetnih raztopin enaka masi nastale zmesi).

Oglejmo si primer mešanja dveh raztopin.

##### Naloga:

Zmešamo 100 g 15,0 % in 200 g 20,0 % raztopine natrijevega klorida. Kolikšen je masni delež natrijevega klorida v nastali raztopini?

NaCl je toplogenec

$$m_1 = 100 \text{ g} \quad \leftarrow \text{Izpišemo podatka za masi obeh raztopin.}$$

$$m_2 = 200 \text{ g} \quad \leftarrow \text{Masna odstotka spremenimo v masna deleža (delimo s 100).}$$

$$w_1 = 0,150 \quad \leftarrow \text{Masna deleža (delimo s 100).}$$

$$w_2 = 0,200 \quad \leftarrow \text{Masna deleža (delimo s 100).}$$

$$m_3 = 300 \text{ g} \quad \leftarrow \text{Masa raztopine 3 dobimo s seštevanjem mas raztopin 1 in 2.}$$

$$w_3 = ? \quad \leftarrow \text{Izračunali bomo masni delež toplogena v raztopini 3.}$$

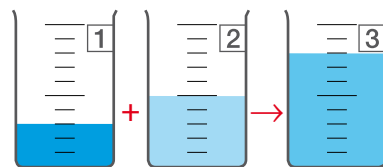
##### Račun:

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = m_3 \cdot w_3 \quad \text{Uporabimo enačbo za mešanje.}$$

$$w_3 = \frac{m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2}{m_3} = \frac{100 \text{ g} \cdot 0,150 + 200 \text{ g} \cdot 0,200}{300 \text{ g}} = 0,183$$

Iz enačbe izrazimo  $w_3$ . Vstavimo podatke in izračunamo. Masni delež nima enote. Enoto "g" se okrajšajo.

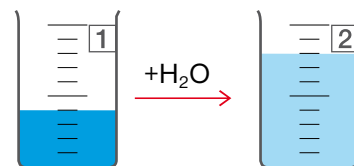
**Odgovor:** Masni delež NaCl v nastali raztopini je 0,183.



Skica mešanja dveh raztopin.

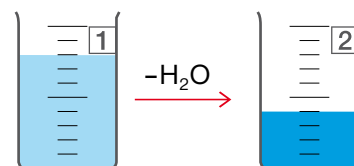
Če zmešamo raztopino 1 in raztopino 2, nastane raztopina 3. Pri mešanju velja aditivnost mas:  $(m_1 + m_2 = m_3)$ .

Prostornine v splošnem niso aditivne ( $V_1 + V_2 \neq V_3$ ). Zaradi poenostavitve računa pa včasih nastalo razliko v prostorninah raztopin zanemarimo.



Skica redčenja raztopine.

Če raztopini 1 dodamo vodo, nastane raztopina 2. Pri redčenju velja:  $m_1 + m(\text{H}_2\text{O}) = m_2$ .



Skica koncentriranja raztopine.

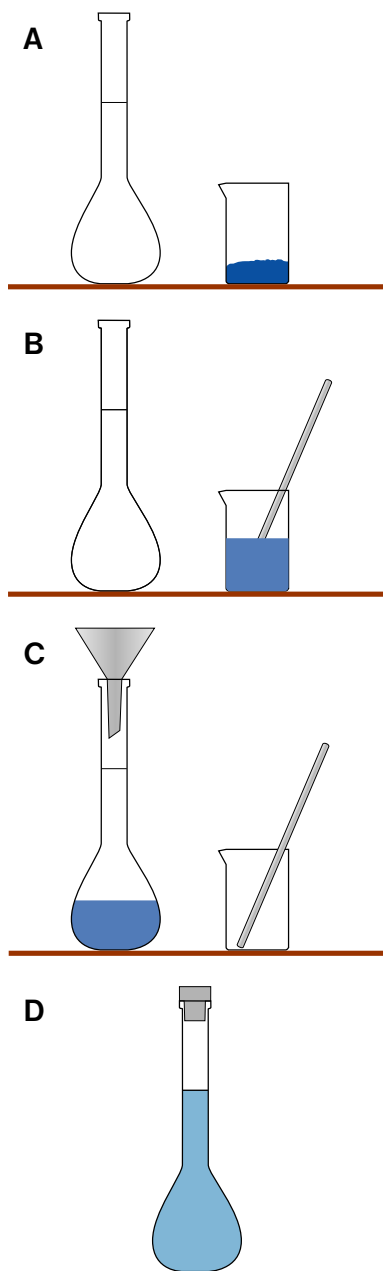
Če iz raztopine 1 odparimo del vode, nastane raztopina 2. Pri koncentriranju velja:

$$m_1 - m(\text{H}_2\text{O}) = m_2$$

**Bodite pozorni pri uporabi računalu.** Zaradi dvočlenika v števcu je potrebno pred vnosom vrednosti v imenovalcu na računalu pritisniti enačaj. V računalu vnašamo številčne vrednosti in računske znake v naslednjem zaporedju:

$$100 \times 0,150 + 200 \times 0,200 = \div 300 =$$

### 7.3 Priprava raztopin



Skica priprave raztopine določene koncentracije. V čašo natehtamo določeno maso topjenca (slika A), dodamo topilo in s palčko premešamo, da se ves topjenec raztopi (slika B). Dobljeno raztopino preko lija prelijemo v bučko (slika C). V bučko dodamo topilo, zapremo bučko z zamaškom in dobro premešamo (slika D). Zadnje kapljice topila (do oznake na bučki) dodamo s kapalko.

Oglejmo si primer redčenja raztopine.

#### Naloga:

200 mL 0,250 M raztopine kalijevega nitrata(V)  $\text{KNO}_3$  razredčimo na 500 mL. Kolikšna je množinska koncentracija  $\text{KNO}_3$  v razredčeni raztopini?

$\text{KNO}_3$  je topjenec

$c_1 = 0,250 \text{ mol/L}$  ← Izpišemo podatek za množinsko koncentracijo.

$V_1 = 200 \text{ mL}$

$V_2 = 500 \text{ mL}$  ← Izpišemo podatka za prostornini raztopin.

$c_2 = ?$  ← Izračunali bomo množinsko koncentracijo topjenca v raztopini 2.

#### Račun:

$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$  Uporabimo enačbo za redčenje.

$$c_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{0,250 \text{ mol/L} \cdot 200 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} = 0,100 \text{ mol/L}$$

Iz enačbe Vstavimo podatke in izračunamo. Množinska koncentracija izrazimo  $c_2$ . Enoti "mL" se okrajšata. ima enoto "mol/L".

**Odgovor:** Množinska koncentracija  $\text{KNO}_3$  v razredčeni raztopini je 0,100 mol/L.

Oglejmo si primer koncentriranja raztopine.

#### Naloga:

Iz 200 g 10,0 % raztopine natrijevega klorida  $\text{NaCl}$  smo odparili 50 g vode. Kolikšen je masni delež natrijevega klorida v nastali raztopini?

$\text{NaCl}$  je topjenec

$m_1 = 200 \text{ g}$  ← Izpišemo podatek za maso raztopine 1.

$m(\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ g}$  ← Izpišemo podatek za maso odparjene vode.

$w_1 = 0,100$  ← Masni odstotek spremenimo v masni delež (delimo s 100).

$m_2 = 150 \text{ g}$  ← Maso raztopine 2 dobimo z odštevanje mase odparjene vode od mase raztopine 1.

$w_2 = ?$  ← Izračunali bomo masni delež topjenca v raztopini 2.

#### Račun:

$m_1 \cdot w_1 = m_2 \cdot w_2$  Uporabimo enačbo za koncentriranje.

$$w_2 = \frac{m_1 \cdot w_1}{m_2} = \frac{200 \text{ g} \cdot 0,100}{150 \text{ g}} = 0,133 \text{ Masni delež nima enote.}$$

Iz enačbe Vstavimo podatke in izračunamo. izrazimo  $w_2$ . Enoti "g" se okrajšata.

**Odgovor:** Masni delež  $\text{NaCl}$  v nastali raztopini je 0,133.

Raztopine lahko pripravimo tudi z mešanjem, redčenjem ali koncentriranjem (izparevanjem topila) obstoječih raztopin. Pri redčenju se koncentracija topjenca v raztopini zmanjša, pri koncentriranju pa poveča.

## 7.4 Hidratacija

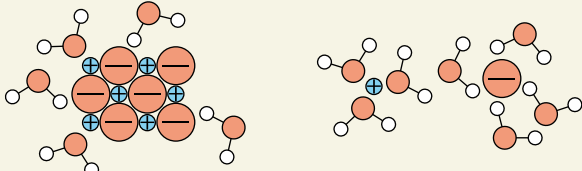
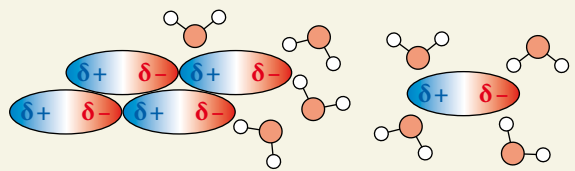
### Kaj se dogaja pri raztapljanju?

#### Raztapljanje kristalov v vodi

Pri raztapljanju se dogaja več procesov. Kristalna mreža, v katero so povezani delci topljenca, se poruši. Vezi med delci (molekulami ali ioni) trdnega topljenca se prekinajo. Med molekulami topila in delci topljenca pa nastanejo nove vezi.

Oglejmo si raztapljanje ionskega kristala (npr. natrijevega klorida NaCl) in molekulskega kristala (npr. sladkorja glukoze  $C_6H_{12}O_6$ ) v vodi.

Včasih smo uporabljali izraza **hidratizirani ioni oz. hidratizirane molekule**. Po novem uporabljamo izraza **hidratirani ioni oz. hidratirane molekule**.

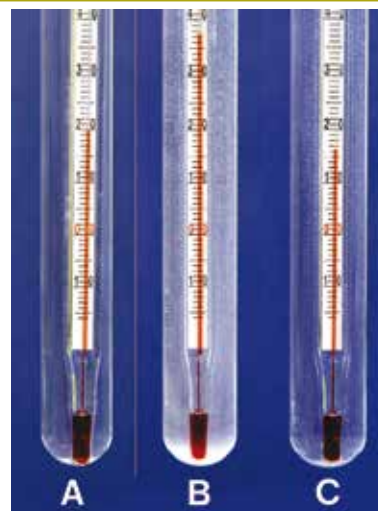
| Raztapljanje ionskega kristala                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                   | Raztapljanje molekulskega kristala                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                               |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Natrijev klorid NaCl je ionski kristal, ki se dobro raztaplja v polarni vodi. V procesu raztapljanja molekule vode obdajo natrijeve in kloridne ione v kristalu. Pozitivni deli molekul vode se usmerijo k negativnim kloridnim ionom, negativni deli molekul vode pa k pozitivnim natrijevim ionom. Med molekulami vode in ioni nastanejo privlačne sile.</p>  <p style="text-align: center;">hidratirani ioni</p> <p>Ionske vezi v kristalu se prekinajo. Iz kristalne strukture se izločijo ioni, ki so obdani z molekulami vode. Imenujemo jih <b>hidratirani ioni</b>. Proces, pri katerem molekule vode obdajo delce topljenca v vodnih raztopinah, imenujemo <b>hidratacija</b>.</p> | <p>Glukoza <math>C_6H_{12}O_6</math> tvori molekulske kristale. Spojina je polarna in se dobro raztaplja v vodi. V procesu raztapljanja molekule vode obdajo molekule glukoze v kristalu. Pozitivni deli molekul vode se usmerijo k negativnim delom molekul glukoze, negativni deli molekul vode pa k pozitivnim delom molekul glukoze. Med molekulami vode in glukoze nastanejo privlačne sile.</p>  <p style="text-align: center;">hidratirana molekula</p> <p>Molekulske vezi v kristalu se prekinajo. Iz kristalne strukture se izločijo <b>hidratirane molekule</b> glukoze. Če namesto vode raztapljamo snov z drugačnimi topili, uporabljamo izraza <b>solvatirane molekule</b> (oz. ioni) in <b>solvatacija</b>.</p> |

Pri raztapljanju trdnih topljencev v vodi se v nekaterih primerih nastala raztopina segreje, v nekaterih primerih pa ohladi. Raztapljanje je torej lahko eksotermen ali endotermen proces.

Pri raztapljanju pride do prekinitve vezi med delci topljenca v trdni snovi, nastanejo nove vezi med delci topljenca in delci topila. Hidratacija je proces, pri katerem molekule vode obdajo delce topljenca v vodnih raztopinah.

#### Mrežna in hidratacijska entalpija

Energijske spremembe pri raztapljanju lahko ugotovimo eksperimentalno, izražamo pa jih z **entalpijo raztapljanja**  $\Delta H_{\text{raz}}$ . **Entalpija raztapljanja predstavlja spremembo entalpije, ko se en mol snovi raztopi v zelo veliki količini topila.** Pri snoveh, ki imajo negativno entalpijo raztapljanja ( $\Delta H_{\text{raz}} < 0$ ), je raztapljanje eksotermno – raztopina se segreje. Pri snoveh, ki imajo pozitivno entalpijo raztapljanja ( $\Delta H_{\text{raz}} > 0$ ), je raztapljanje endotermno – raztopina se ohladi. V preglednici na naslednji strani so zbrane entalpije raztapljanja nekaterih soli v kJ/mol.



V epruveti smo imeli vodo pri 20 °C (A). Ob dodatku natrijevega hidroksida NaOH se je temperatura zvečala (B), ob dodatku amonijevega klorida  $NH_4Cl$  pa zmanjšala (C).



## 7.4 Hidratacija

Iz preglednice je razvidno, da je tudi raztapljanje natrijevega klorida NaCl (kuhinjske soli) endotermen proces. Ker pa je absolutna vrednost entalpije raztapljanja zelo majhna, je tako majhno spremembo z otipom težko zaznati.



Kalcijev klorid  $\text{CaCl}_2$  uporabljamo za hitro ogrevanje napitkov. Prikazana embalaža ima dvojno steno. V zunanji steni sta ločena kalcijev klorid in voda. Pri predrtju vmesne membrane se kalcijev klorid v vodi raztopi, proces je eksotermen. Sproščena toplota segreje napitek v notranjem delu posode. Entalpija raztapljanja  $\text{CaCl}_2$  je  $-81 \text{ kJ/mol}$ .

### \*Opomba:

Entalpijo endotermnega procesa prekinitev vezi v 1 mol trdne snovi smo zaradi nazornosti razlage označili z  $\Delta H_{\text{mre}}$ . Vrednosti  $\Delta H_{\text{mre}}$  in  $\Delta H_{\text{hid}}$  se razlikujeta le v predznaku, njuni absolutni vrednosti pa sta enaki.

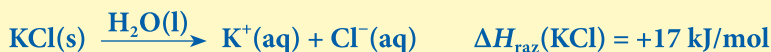
Za poenostavitev razlage energijskih procesov pri raztapljanju bomo obe entalpiji ( $\Delta H_{\text{mre}}$  in  $\Delta H_{\text{hid}}$ ) imenovali mrežna entalpija. Za razlago entalpije raztapljanja uporabljamo  $\Delta H_{\text{mre}}$ .

Mrežne entalpije  $\Delta H_{\text{mre}}$  imajo negativne vrednosti, ker predstavljajo eksotermne procese nastanka vezi.

Mrežne entalpije  $\Delta H_{\text{mre}}$  imajo pozitivne vrednosti, ker predstavljajo endotermne procese prekinitev vezi.

|            | klorid | bromid | jodid | nitrat(V) | sulfat(VI) |
|------------|--------|--------|-------|-----------|------------|
| natrijev   | +4     | -1     | -9    | +20       | -2         |
| kalijev    | +17    | +20    | +20   | +35       | +24        |
| amonijev   | +15    | +16    | +14   | +26       | +7         |
| srebrov(I) | +66    | +84    | +112  | +23       | +18        |

V primeru kalijevega klorida KCl lahko ta proces zapišemo z enačbo:



Iz preglednice je razvidno, da je raztapljanje kalijevega klorida KCl endotermen proces – pri raztapljanju se zmes ohladi.

Od česa je odvisna vrednost entalpije raztapljanja?

Pri raztapljanju se prekinijo vezi v strukturi topljenca, hkrati pa nastanejo nove vezi med delci topljenca in delci topila. Procese prekinitev in nastanka vezi spremljajo tudi energijske spremembe. Prekinitev vezi je vedno endotermen proces – energijo je potrebno dovesti. Nastanek vezi je vedno eksotermen proces – energija se sprošča.

Če je za prekinitev vezi v topljencu potrebno več energije, kot se jo sprosti pri nastanku novih vezi z molekulami topila, je raztapljanje endotermen proces ( $\Delta H_{\text{raz}} > 0$ ). Če je za prekinitev vezi v topljencu potrebno manj energije, kot se jo sprosti pri nastanku novih vezi z molekulami topila, pa je raztapljanje eksotermen proces ( $\Delta H_{\text{raz}} < 0$ ).

Količinsko te procese opisujeta **mrežna entalpija**  $\Delta H_{\text{mre}}$  (uporabljamo tudi izraz **mrežna energija**) in **hidratacijska entalpija**  $\Delta H_{\text{hid}}$ .

**Mrežna entalpija**  $\Delta H_{\text{mre}}$  predstavlja spremembo entalpije, ko nastane en mol kristalinične snovi iz osnovnih gradnikov (ionov ali molekul) v plinastem agregatnem stanju. V primeru kalijevega klorida KCl zapišemo ta proces z enačbo:



Čim večja je absolutna vrednost mrežne entalpije  $\Delta H_{\text{mre}}$ , tem več energije se sprosti pri nastanku kristalinične snovi.

Prekinitev vezi v 1 mol trdne snovi je ravno nasproten proces, ki ga v primeru kalijevega klorida KCl zapišemo z enačbo:



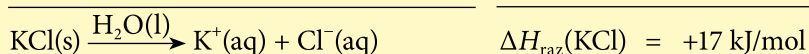
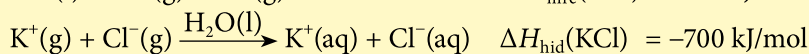
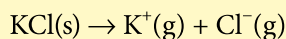
Čim večja je absolutna vrednost mrežne entalpije, tem več energije potrebujemo za **prekinitev vezi v trdni snovi in razpad na osnovne gradnike (ione ali molekule) v plinastem agregatnem stanju**. Za razpad 1 mol trdnega kalijevega klorida na kalijeve in kloridne ione v plinastem agregatnem stanju potrebujemo 717 kJ energije.

Pri hidrataciji plinastih ionov (ioni se obdajo z molekulami vode) se sprosti energija, ki jo ponazarjamo s **hidratacijsko entalpijo**  $\Delta H_{\text{hid}}$ . **Hidratacijska entalpija** predstavlja spremembo entalpije, ko se en mol snovi (ionov ali molekul) v plinastem agregatnem stanju raztopi v vodi. To je eksotermen proces, pri katerem se energija (toplota) sprošča zaradi nastanka vezi med topljencem in molekulami vode.

V primeru kalijevih in kloridnih ionov zapišemo ta proces z enačbo:



Pri hidrataciji 1 mol kalijevih in kloridnih ionov se sprosti 700 kJ energije. Entalpijo raztapljanja  $\Delta H_{\text{raz}}$  izračunamo s seštevanjem mrežne entalpije  $\Delta H_{\text{mre}}$  in hidratacijske entalpije  $\Delta H_{\text{hid}}$ :

**Proces:****Entalpija:**

$$\Delta H_{\text{mre}}(\text{KCl}) = +717 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{hid}}(\text{KCl}) = -700 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{raz}}(\text{KCl}) = +17 \text{ kJ/mol}$$

Izračunana entalpija raztapljanja se ujema z izmerjeno vrednostjo. Raztapljanje kalijevega klorida je endotermen proces.

**Raztapljanje je endotermen proces, če je absolutna vrednost mrežne entalpije večja od absolutne vrednosti hidratacijske entalpije. Raztapljanje je eksotermen proces, če je absolutna vrednost mrežne entalpije manjša od absolutne vrednosti hidratacijske entalpije.**

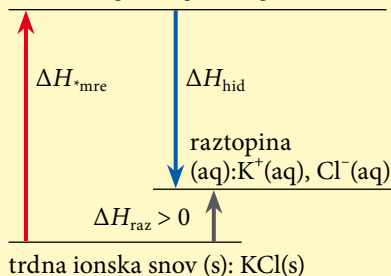
To ugotovitev si lažje predstavljamo s pomočjo energijskih diagramov raztapljanja. Raztapljanje kalijevega klorida je endotermen, raztapljanje natrijevega hidroksida pa eksotermen proces.

**Endotermno raztapljanje**

$$\Delta H_{\text{raz}} > 0$$

$$|\Delta H_{\text{mre}}| > |\Delta H_{\text{hid}}|$$

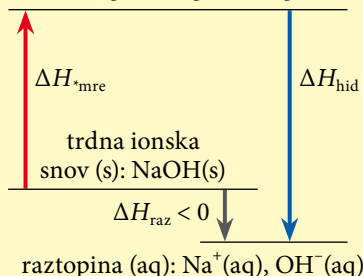
ioni (g):  $\text{K}^+(\text{g}), \text{Cl}^-(\text{g})$

**Eksotermno raztapljanje**

$$\Delta H_{\text{raz}} < 0$$

$$|\Delta H_{\text{mre}}| < |\Delta H_{\text{hid}}|$$

ioni (g):  $\text{Na}^+(\text{g}), \text{OH}^-(\text{g})$



Omenimo še topnost srebrovih soli. Mnoge srebrove soli, npr. srebrov klorid  $\text{AgCl}$ , so v vodi zelo slabo topne. Na to lahko v določeni meri sklepamo iz entalpije raztapljanja, ki je v primeru srebrovega klorida zelo velika (+66 kJ/mol). Mnoge snovi z zelo pozitivno entalpijo raztapljanja se v vodi slabo raztapljajo. Zelo pozitivna entalpija raztapljanja kaže na veliko vrednost mrežne entalpije (močne vezi v trdni snovi) v primerjavi s hidratacijsko entalpijo. Povedano drugače: pri hidrataciji se sprosti premalo energije za prekinitev vezi v strukturi trdne snovi, zato so te snovi v vodi slabo topne.

**Raztapljanje trdnih topljencev v vodi je lahko eksotermen ali endotermen proces. Energijske spremembe pri raztapljanju izražamo z entalpijo raztapljanja, ki jo lahko izračunamo iz mrežnih in hidratacijskih entalpij.**

Mrežne in hidratacijske entalpije nekaterih spojin v kJ/mol.

| Snov | $\Delta H_{\text{mre}}$ | $\Delta H_{\text{hid}}$ |
|------|-------------------------|-------------------------|
| NaCl | -788                    | -784                    |
| NaBr | -752                    | -753                    |
| NaI  | -704                    | -713                    |
| KCl  | -717                    | -700                    |
| KBr  | -690                    | -670                    |
| AgCl | -916                    | -850                    |
| AgBr | -903                    | -819                    |



Pri reakciji med raztopinama srebrovega nitrata(V) in natrijevega klorida nastane bela oborina srebrovega klorida  $\text{AgCl}$ .

**Zgolj iz vrednosti entalpije raztapljanja ne moremo z gotovostjo ugotoviti, ali je snov v vodi dobro topna ali ne. Tudi nekatere snovi z negativno vrednostjo entalpije raztapljanja se slabo raztapljajo v vodi.**

## Zapomnim si

- Raztopina je homogena zmes topljenca in topila. Topljenec je snov, ki se raztaplja. Topilo je snov, v kateri raztapljamo topjenec. Sestavo raztopine izražamo na različne načine. Masni delež topljenca ( $w$ ) v raztopini izračunamo tako, da maso topljenca delimo z maso raztopine.
- Topnost je največja količina topljenca, ki ga lahko raztopimo v neki količini določenega topila pri določeni temperaturi. Običajno jo navajamo kot maso raztopljenega topljenca v 100 g topila pri določeni temperaturi. Odvisna je od vrste topljenca, vrste topila in od temperature. Nasičena raztopina je raztopina, ki vsebuje največjo možno količino raztopljenega topljenca pri določeni temperaturi. Topnost je odvisna od temperature. Večina trdnih toplicev ima večjo topnost pri višji temperaturi.
- Množinska ali molarna koncentracija predstavlja množino topljenca v litru raztopine. Masna koncentracija predstavlja maso topljenca v litru raztopine. Množinska koncentracija ima enoto "mol/L", masna koncentracija pa "g/L".
- Plini se bolje raztapljajo pri nižji temperaturi topila in pri višjem tlaku plina nad gladino topila (vode).
- Raztopine lahko pripravimo tudi z mešanjem, redčenjem ali koncentriranjem (izparevanjem topila) obstoječih raztopin. Pri redčenju se koncentracija topljenca v raztopini zmanjša, pri koncentriranju pa poveča.
- Pri raztapljanju pride do prekinitve vezi med delci topjenca v trdni snovi, nastanejo nove vezi med delci topjenca in delci topila. Hidratacija je proces, pri katerem molekule vode obdajo delce topjenca v vodnih raztopinah.
- Raztapljanje trdnih toplicev v vodi je lahko eksotermen ali endotermen proces. Energijske spremembe pri raztapljanju izražamo z entalpijo raztapljanja, ki jo lahko izračunamo iz mrežnih in hidratacijskih entalpij.

## Vprašanja za utrjevanje znanja

### 7.1 Masni delež in topnost

- Pojasnite pojme »raztopina«, »topljenec« in »topilo«.
- Kako izračunamo masni delež topljenca v raztopini?
- Kolikšen je masni delež natrijevega klorida v raztopini, ki smo jo pripravili tako, da smo 10,0 g natrijevega klorida raztopili v 150 g vode?
- Koliko gramov topljenca se nahaja v 200 g raztopine, ki vsebuje 10,0 % topljenca?
- Pojasnite pojem »topnost«. Od česa je odvisna topnost? S katero enoto jo običajno izražamo?
- Kaj je nasičena raztopina?
- Kako se topnost večine trdnih topljencev spreminja s temperaturo?
- Kako se topnost plinov spreminja s temperaturo?
- Kaj predstavlja krivulja topnosti?
- Iz krivulje topnosti citronske kisline na strani 119 odberite topnost te spojine pri 60 °C. Kolikšen je masni delež citronske kisline v nasičeni raztopini pri 60 °C? Koliko gramov citronske kisline in koliko gramov vode potrebujemo za pripravo 300 g nasičene raztopine pri 60 °C?
- Kako lahko povečamo hitrost raztapljanja?
- Napišite enačbo, s katero preračunamo masni delež v topnost.
- Pri 20 °C je masni delež amonijevega bromida  $\text{NH}_4\text{Br}$  v nasičeni raztopini 0,430. Izračunajte topnost amonijevega bromida.
- S pomočjo podatkov v stranskem stolpcu na strani 120 izračunajte masni delež kalijevega nitrata(V)  $\text{KNO}_3$  v nasičeni raztopini pri temperaturi 20 °C.
- Iz diagrama topnosti šestih topljencev v vodi na strani 119 opišite spreminjanje topnosti natrijevega klorida s temperaturo.
- Koliko gramov amonijevega klorida  $\text{NH}_4\text{Cl}$  je raztopljeno v 200 mL 0,0500 M raztopine?
- Izračunajte masno koncentracijo kalijevega klorida v 100 mL raztopine, v kateri je raztopljeno 5,0 g KCl.
- Masni delež natrijevega hidroksida v raztopini je 0,10. Gostota raztopine je 1,11 g/mL. Izračunajte množinsko koncentracijo natrijevega hidroksida NaOH v raztopini.
- Pri 25 °C je množinska koncentracija sečnine  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  v nasičeni vodni raztopini 10,3 mol/L. Gostota raztopine je 1,15 g/mL. Izračunajte masni delež in topnost sečnine pri 25 °C.
- Kako je topnost plina v vodi (topilu) odvisna od njegovega tlaka nad vodno gladino?
- Iz diagrama odvisnosti topnosti plinov v vodi od njihovega tlaka na str. 125 odberite topnost kisika pri tlaku 120 kPa in jo preračunajte v »mg  $\text{O}_2$ /L«.
- Iz diagrama odvisnosti topnosti plinov v vodi od njihovega tlaka na str. 125 odberite tlak kisika, pri katerem je njegova topnost v vodi 0,001 mol/L.
- S pomočjo diagrama odvisnosti topnosti plinov v vodi od njihovega tlaka na str. 125 razvrstite pline  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$  in He po topnosti od najmanj do najbolj topnega v vodi (pri enakem tlaku).

### 7.3 Priprava raztopin

- Zmešamo 150 g 10,0 % raztopine in 200 g 15,0 % raztopine kalijevega klorida. Kolikšen je masni delež kalijevega klorida v nastali raztopini?
- Iz 300 g 15,0 % raztopine natrijevega klorida odparimo 50 g vode. Kolikšen je masni delež natrijevega klorida v nastali raztopini?
- K 200 g 20,0 % raztopine natrijevega klorida dodamo 5,00 g čistega NaCl. Kolikšen je masni delež natrijevega klorida v nastali raztopini?

### 7.4 Hidratacija

- Pojasnite procese, ki potekajo pri raztapljanju ionskega kristala.
- Pojasnite pojma »hidratacija« in »hidratirani ioni«.
- V epruveto damo nek trden topljenec. Raztapljanje tega topljenca v vodi je zelo eksotermno. Kaj opazimo pri dodatku vode k topljencu?

### 7.2 Množinska in masna koncentracija

- Kaj predstavlja množinska koncentracija in kaj masna koncentracija topljenca?
- Izračunajte množinsko koncentracijo natrijevega klorida v 250 mL raztopine, v kateri je raztopljeno 10,0 g NaCl.

**8.**

# **KEMIJSKI SLOVAR**



## A

**absolutna ničla;** 0 K (–273,15 °C), najnižja možna temperatura

**absolutna temperaturna lestvica;** glej Kelvinova temperaturna lestvica

**acetat;** glej etanoat

**acetilen;** starejše ime za etin  $\text{CH}\equiv\text{CH}$

**aceton;** glej propanon

**aktinoidi (aktinidi);** elementi od torija do vključno lavrencija

**aktivacijska energija;** minimalna energija, ki jo morajo imeti reaktanti, da dosežejo aktivacijsko (prehodno) stanje in nato zreagirajo v produkte; energijska razlika med energijskim stanjem reaktantov in energijskim stanjem aktivacijskega (prehodnega) stanja

**aktivacijski kompleks;** nestabilna struktura (skupek atomov) pri pretvorbi reaktantov v produkte, ki lahko razpade nazaj v reaktante ali pa se pretvori v produkte

**aktivacijsko stanje;** glej prehodno stanje

**akumulator;** naprava, ki pretvarja kemijsko energijo v električno (pri praznjenju) in obratno: električno energijo v kemijsko (pri polnjenju); v akumulatorju potekajo elektrokemijske reakcije, s katerimi lahko shranjujemo energijo in jo po potrebi izkoriščamo; za razliko od običajnih baterij lahko akumulator tudi napolnimo, če ga priključimo na izvor električnega toka; najbolj znan je avtomobilski (svinčen) akumulator

**alkalija;** glej baza

**alkalijske kovine;** kovine prve skupine periodnega sistema; so zelo reaktivne, njihova reaktivnost se večja po skupini navzdol; imajo nizka tališča in so mehke (z izjemo litija jih lahko režemo z nožem); hranimo jih v nereaktivnih tekočinah (npr. natrij v petroleju); tvorijo ione z nabojem 1+

**alkohol;** 1. udomačeno ime za etanol  $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH}$ ;  
2. organska kisikova spojina, ki vsebujejo hidroksilno skupino  $\text{--OH}$

**alkoholno vrenje;** proces razkroja sladkorja (npr. glukoza) na alkohol (etanol) in ogljikov dioksid s pomočjo encimov gliv kvasovk:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$

**alotropija;** pojav, ko se element nahaja v različnih oblikah (alotropskih modifikacijah); npr. kisik se nahaja v obliki dvoatomnih molekul (dikisik  $\text{O}_2$ ) ali triatomnih molekul (trikisik ali ozon  $\text{O}_3$ ); fosfor se nahaja v obliki belega, rdečega ali črnega fosforja; ogljik se nahaja v obliki grafita, diamanta ali fulerenov

**alotropske modifikacije;** različne oblike določenega elementa (npr. kisik se nahaja v obliki dvoatomnih molekul  $\text{O}_2$  ali triatomnih molekul  $\text{O}_3$  – ozon)

**amonijak;** brezbarven plin neprijetnega vonja  $\text{NH}_3$ ; dobro se raztaplja v vodi, pri čemer nastane bazična raztopina

**amonijev ion;** ion  $\text{NH}_4^+$ , ki nastane, ko amonijak sprejme proton, npr. od vode:  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  ali od kisline:  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

**amorfn snov;** trdna snov, ki nima urejene razporeditve gradnikov (npr. steklo, mnoge plastične mase, oglje)

**ångström;** enota za merjenje majhnih dolžin, npr. atomskih polmerov;  $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$ ; enota je bila imenovana po švedskem fiziku in astronomu Andersu Jonasu Ångströmu (1814–1874); namesto enote ångström se v zadnjem času pretežno uporablja enoti nanometer ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10 \text{ Å}$ ) in pikometer ( $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m} = 0,01 \text{ Å}$ )

**anion;** negativno nabit ion (npr.  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ); anion nastane, če atom ali atomska skupina sprejme enega ali več elektronov

**anorganska kemija;** veja kemije, ki se ukvarja s proučevanjem anorganskih spojin

**anorganske spojine;** vse neorganske spojine ter ogljikovi oksidi (npr. ogljikov oksid  $\text{CO}$ , ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$ ), ogljikova kislina  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , njene soli karbonati (npr. kalcijev karbonat  $\text{CaCO}_3$ ), cianidi (npr. kalijev cianid  $\text{KCN}$ ) ter karbidi (npr. kalcijev karbid  $\text{CaC}_2$ )

**apnenec;** trdna snov, ki vsebuje pretežno kalcijev karbonat  $\text{CaCO}_3$ ; uporabljamo ga kot gradbeni material in za pridobivanje kalcijevega oksida  $\text{CaO}$

**askorbinska kislina;** glej vitamin C

**atom;** najmanjši delec s kemijskimi lastnostmi določenega elementa; sestavljen je iz jedra, v katerem so protoni in nevtroni, ter elektronske ovojnice, v kateri so elektroni (npr. običajni fluorov atom  $^{19}\text{F}$  vsebuje 9 protonov in 10 nevtronov v jedru ter 9 elektronov v elektronski ovojnici)

**atomska masa;** glej relativna atomska masa

**atomska orbitala;** prostor okoli jedra atoma, v katerem se s 95 % verjetnostjo nahaja elektron

**atomsko število;** glej vrstno število

**Avogadrova konstanta (Avogadrovo število);** število delcev v enem molu; označujemo jo z  $N_A$  in ima vrednost  $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$

**Avogadrovo število;** glej Avogadrova konstanta

**avtoogen varjenje;** varjenje s plamenom, ki nastane pri gorenju etina  $\text{C}_2\text{H}_2$  s kisikom

## B

**baterija;** naprava, ki pretvarja kemično energijo v električno; v bateriji potekajo določene kemijske reakcije

**baza (alkalija, lug);** snov, ki sprejme proton (vodikov ion  $\text{H}^+$ ) od kisline; v vodnih raztopinah baz prevladujejo hidroksidni ioni  $\text{OH}^-$ ; najbolj znane baze so različni kovinski hidroksidi (npr. natrijev hidroksid  $\text{NaOH}$ , kalijev hidroksid  $\text{KOH}$ , kalcijev hidroksid  $\text{Ca(OH)}_2$ ) in amonijak  $\text{NH}_3$

**beli fosfor;** najbolj reaktivna oblika (alotropska modifikacija) fosforja; ima štiriatomne molekule  $\text{P}_4$  tetraedrične oblike; na zraku se vžge že pri blagem segrevanju, hranimo ga v vodi

**beljakovine;** organske spojine, sestavljene iz velikega števila aminokislin

**binarna kislina;** spojina dveh elementov s kislimi lastnostmi (npr. klorovodikova kislina  $\text{HCl}$ ); v binarnih kislinah je vodikov atom vezan neposredno na nekovinski atom

**binarna spojina;** spojina dveh elementov; najbolj znane binarne spojine so različni oksidi (npr. kalcijev oksid  $\text{CaO}$ ), sulfidi (npr. natrijev sulfid  $\text{Na}_2\text{S}$ ), fluoridi (npr. natrijev fluorid  $\text{NaF}$ ), kloridi (npr. natrijev klorid  $\text{NaCl}$ ), bromidi (npr. kalijev bromid  $\text{KBr}$ ), jodidi (npr. kalijev jodid  $\text{KI}$ ), nitridi (npr. aluminijev nitrid  $\text{AlN}$ ), karbidi (npr. kalcijev karbid  $\text{CaC}_2$ ), hidridi (npr. kalcijev hidrid  $\text{CaH}_2$ )

**biokemijske reakcije;** kemijske reakcije v živih bitjih

**Boyle–Mariotteov zakon;** pri stalni temperaturi sta tlak in prostornina določene količine plina obratnosorazmerna; velja le za idealne pline

**bromid;** binarna bromova spojina (npr. natrijev bromid  $\text{NaBr}$ )

## C

**Celzijeve temperaturna lestvica;** temperaturna lestvica, pri kateri je temperatura 0 °C temperatura talečega se ledu, temperatura 100 °C pa temperatura vrele vode pri tlaku 101,3 kPa (opisana definicija je dober približek sodobni definiciji); velikost stopinje Celzija (°C) je enaka velikosti kelvina; temperaturo v °C izračunamo tako, da od temperature v K odštejemo 273,15:  $T[°C] = T[K] - 273,15$

**citronska kislina;** bela trdna snov  $C_6H_8O_7$ ; najdemo jo v različnem sadju (npr. v limonah)

## Č

**čista snov (substancia);** kemijsko opredeljena snov s stalno sestavo

## D

**D;** glej devterij

**deka;** števnik, s katerim označujemo deset delcev (npr. dekan  $C_{10}H_{22}$  vsebuje v molekuli deset ogljikovih atomov)

**deoksiribonukleinske kisline;** glej DNK

**destilacija;** proces, pri katerem tekočino uparimo in nato utekočinimo (kondenziramo) pare; uporabljamo jo za čiščenje tekočin (npr. priprava destilirane vode), za ločevanje tekočin glede na vrelišča ipd.; pri predelavi nafte s frakcionirano destilacijo ločimo nafto na posamezne frakcije (skupine spojin) glede na njihova vrelišča; z destilacijo pripravljamo tudi žgane pijače

**destilirana voda;** voda, ki je očiščena z destilacijo; destilirana voda ne vsebuje raztopljenih soli, zato zelo slabo prevaja električni tok; uporabljamo jo za likalnike, akumulatorje ipd.

**devterij (D);** vodikov izotop  $^2H$  z enim nevtronom in enim protonom v jedru; masno število devterija je 2; pogosto ga označujemo s črko D; kemijske lastnosti devterija in običajnega vodikovega izotopa  $^1H$  so skoraj enake

**di;** števnik, s katerim označujemo dva delca (npr. didušikov oksid  $N_2O$  vsebuje v molekuli dva atoma dušika)

**diamant;** alotropska modifikacija ogljika; v strukturi diamanta je vsak ogljikov atom tetraedrično povezan s štirimi sosednjimi ogljikovimi atomi; najtrša naravna snov, ne prevaja električnega toka; popolnoma čist je brezbarven; brušen diamant imenujemo briljant; uporablja se za izdelavo nakita ter različnih rezil, brusov, svedrov ipd.; industrijske diamante proizvajamo tudi umetno; najpomembnejša nahajališča diamantov so v Južnoafriški republiki, Zairu, Tanzaniji, Rusiji, Braziliji, Indiji in Avstraliji

**dipol;** polarna molekula s pozitivnim in negativnim delom, ki se razlikujeta v elektronski gostoti

**dipol-dipol privlak;** glej orientacijske sile

**dipolni moment;** merilo za polarnost molekul

**disperzijske sile (Londonove sile);** privlačne sile med nepolarnimi molekulami (tudi med atomi zlahtnih plinov); nastanejo zaradi kratkotrajnih (trenutnih) dipolov sosednjih molekul; molekula s kratkotrajnim dipolom povzroči premik elektronov v sosednji nepolarni molekuli (inducira ji dipol, jo polarizira); npr. med molekulami klora  $Cl_2$

**DNK (deoksiribonukleinske kisline);** velike organske molekule, nosilke dednih informacij; molekula DNK je sestavljena iz dveh verig atomov, ki sta povezani z

vodikovimi vezmi in oviti v dvojno vijačnico; gradijo jo enote fosfatne skupine, sladkorja deoksiriboze in organskih dušikovih spojin (adenin, gvanin, citozin, timin)

**dušikova(V) kislina;** brezbarvna jedka tekočina  $HNO_3$ ; močna kislina in močan oksidant, ki raztaplja skoraj vse kovine (razen zlata in platine); na zraku se močno kadi; njene soli so nitrati(V) (npr. natrijev nitrat(V)  $NaNO_3$ )

## E

**eksotermna sprememba;** sprememba (kemijska reakcija ali fizikalni proces), pri kateri se energija sprošča (npr. kondenzacija hlapov, nastanek kemijske vezi)

**elektroliza;** kemijska reakcija razgradnje snovi s pomočjo električnega toka (npr. pri elektrolizi vode nastaneta vodik in kisik:  $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ )

**elektron;** negativno nabit delec v elektronski ovojnici atoma; masa elektrona je  $9,10939 \cdot 10^{-31}$  kg; ima enako velik, a nasproten naboj od protona in je 1836-krat lažji od protona

**elektronegativnost;** sposobnost atoma elementa, vezanega v spojini, da privlači elektrone; po Paulingovi lestvici elektronegativnosti je najbolj elektronegativen element fluor

**elektronska konfiguracija;** razporeditev elektronov po orbitalah (npr. litij ima elektronsko konfiguracijo  $1s^2 2s^1$ )

**elektronska lupina;** del elektronske ovojnice atoma, v kateri imajo elektroni podobno energijo; prva lupina ima oznako K, druga lupina ima oznako L itn.; lupine lahko delimo na podlupine in orbitale (npr. v drugi lupini sta podlupini 2s in 2p oz. ena orbitala 2s in tri orbitale 2p)

**elektronska ovojnica;** prostor okoli jedra atoma, v katerem se gibljejo elektroni

**elektronska podlupina;** del elektronske ovojnice atoma, v kateri imajo elektroni enako energijo; vsako *p*-podlupino sestavljajo tri energijsko enakovredne *p*-orbitale ( $p_x, p_y, p_z$ ); vsako *d*-podlupino sestavlja pet energijsko enakovrednih *d*-orbital

**elektronski par;** dva elektrona; poznamo vezne in nevezne elektronske pare; vezni (skupni) elektronski pari tvorijo kovalentne vezi

**element;** glej kemijski element

**empirična formula;** kemijska formula, ki predstavlja vrsto atomov in celoštevilčno razmerje med njimi v molekuli (npr. empirična formula glukoze je  $CH_2O$ ); empirična formula nima velike uporabnosti

**enačba kemijske reakcije;** glej kemijska enačba

**endotermna sprememba;** sprememba (kemijska reakcija ali fizikalni proces), pri kateri se energija porablja (npr. taljenje ledu, prekinitev kemijske vezi)

**enea;** grški števnik, s katerim označujemo devet delcev; pogosteje uporabljamo latinski števnik nona

**entalpija;** glej sprememba entalpije

**entalpija raztapljanja ( $\Delta H_{\text{raz}}$ );** sprememba entalpije, ko se en mol snovi raztopi v zelo veliki količini topila (npr.:  $KCl(s) \xrightarrow{H_2O(l)} K^+(aq) + Cl^-(aq)$ ;  $\Delta H_{\text{raz}}(KCl) = +17 \text{ kJ/mol}$ )

**etan;** alkan z dvema ogljikovima atomoma  $CH_3CH_3$ ; brezbarven vnetljiv plin

**etanoat (acetat);** sol etanojske (ocetne) kisline (npr. natrijev etanoat  $CH_3COONa$ )

**etanojska kislina (ocetna kislina);** karboksilna kislina z dvema ogljikovima atomoma  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; brezbarvna tekočina značilnega ostrega vonja; nastane pri fermentaciji alkohola s pomočjo ocetnokislinskih bakterij; v jedilnem kisu je približno 4–5 % etanojske kisline; brezvodna (100 %) etanojska kislina se imenuje ledocet

**etanol (etilni alkohol, špirit);** alkohol z dvema ogljikovima atomoma  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ; brezbarvna tekočina, sestavina alkoholnih pijač (piva, vina, žganih pijač); nastane pri alkoholnem vrenju iz ogljikovih hidratov (npr. iz glukoze:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{CO}_2$ ); alkoholno vrenje omogočajo kvasovke, ki lahko tvorijo raztopino z do približno 15 % etanola; žgane pijače z višjo vsebnostjo etanola dobijo z destilacijo; uporabljamo ga tudi kot topilo, razkužilo, konzervans in pogonsko gorivo

**eten;** najpreprostejši alken  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ; starejše ime je etilen; brezbarven vnetljiv plin

**etilen;** starejše ime za eten  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

**etilni alkohol;** glej etanol

**etin;** najpreprostejši alkin  $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ ; starejše ime je acetilen; brezbarven vnetljiv plin; uporabljamo ga za avtogeno varjenje, ker daje plamen visoke temperature; shranjujemo ga v jeklenkah, kjer je raztopljen v acetonu; v laboratoriju ga pridobimo z reakcijo med kalcijevim karbidom  $\text{CaC}_2$  in vodo:  $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ ; na ta način so ga pridobivali tudi v starih jamskih svetilkah karbidovkah

## F

**fizikalna sprememba;** sprememba, pri kateri snov spremeni le svojo obliko; vse spremembe agregatnih stanj (npr. taljenje, kondenzacija, sublimacija) so fizikalne spremembe

**fiziološka raztopina soli;** 0,9-odstotna raztopina natrijevega klorida  $\text{NaCl}$ ; uporablja se v medicini

**fluorid;** binarna fluorova spojina (npr. natrijev fluorid  $\text{NaF}$ )

**format;** glej metanoat

**formula;** glej kemijska formula

**fosfat;** sol fosforjeve kisline (npr. natrijev fosfat(V)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  je sol fosforjeve(V) kisline)

**fosfid;** binarna fosforjeva spojina (npr. natrijev fosfid  $\text{Na}_3\text{P}$ )

**fosforjeva(V) kislina;** bela trdna snov  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; higroskopska, dobro se topi v vodi; uporablja se predvsem za izdelavo umetnih gnojil; njene soli so fosfati (npr. natrijev fosfat(V)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ )

**fosilna goriva;** goriva (premog, nafta in zemeljski plin), ki so nastala iz odmrlih živih bitij; uporabljamo jih kot vir energije, kot pogonska goriva ter kot surovine za izdelavo različnih kemikalij

**fotosinteza;** endotermna kemijska reakcija v rastlinah; rastline s pomočjo sončne energije pretvarjajo ogljikov dioksid in vodo v glukozo in kisik:  $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$

**fulereni;** oblike ogljika, v katerih so ogljikovi atomi povezani v tridimenzionalne strukture; najbolj znan je fuleren  $\text{C}_{60}$ , v katerem je 60 ogljikovih atomov povezanih v molekulo oblike nogometne žoge; lahko jih dobimo iz grafitu s pomočjo laserja; imenovani so po ameriškem arhitektu (Buckminster Fuller), ki je konstruiral zgradbe podobnih oblik

## G

**gašeno apno;** glej kalcijev hidroksid

**Gay–Lussacov zakon;** pri stalnem tlaku je prostornina določene količine plina premosorazmerna z njegovo temperaturo; velja le za idealne pline

**globalno segrevanje Zemlje;** glej topla greda

**glukoza (grozdni sladkor, krvni sladkor);** ogljikov hidrat  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ; je zelo razširjena v naravi in jo najdemo v različnih rastlinah (npr. v grozdju); ima pomembno vlogo v metabolizmu živih bitij; sestavlja mnoge polisaharide (npr. celulozo, škrob, glikogen)

**gorenje;** kemijska reakcija, pri kateri element ali spojina burno reagira s kisikom (oksidacija); pri gorenju se sprošča energija v obliki toplote in svetlobe; pri popolnem gorenju ogljikovodikov nastane ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$  in vodna para  $\text{H}_2\text{O}$  (npr. gorenje metana:  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ); pri nepopolnem gorenju lahko nastanejo tudi saje (ogljik) in ogljikov oksid  $\text{CO}$

**gorivo;** snov, ki jo uporabljamo kot vir energije; fosilna goriva sproščajo energijo (predvsem v obliki toplote) pri gorenju (oksidaciji); jedrska goriva sproščajo energijo pri pretvorbi v druge elemente

**gostota;** masa prostorninske enote snovi

**grafit;** oblika ogljika, v kateri so ogljikovi atomi razporejeni v plasteh, v katerih je vsak ogljikov atom povezan s tremi sosednjimi ogljikovimi atomi; plasti ogljikovih atomov so povezane s šibkimi vezmi; črna mehka snov, ki se pojavlja v naravi, lahko pa jo tudi umetno izdelamo; dober prevodnik električnega toka in toplote; uporabljamo ga za izdelavo pisal (črnila, grafitni svinčniki), elektrod, maziv idr.

**grozdni sladkor;** glej glukoza

**grški števnik;** števnik, ki jih v kemiji uporabljamo za označevanje števila delcev: di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), hekso (6), hepta (7), okta (8), enea (9) - pogosteje uporabljamo latinski števnik nona, deka (10)

## H

**halit;** mineral natrijev klorid  $\text{NaCl}$ ; čist mineral tvori lepe brezbarvne ali bele kockaste kristale

**halogeni;** elementi sedme skupine periodnega sistema (17. skupina po novi klasifikaciji); pri sobnih pogojih je fluor rumenozelen plin, klor zelen plin, brom rdečerjava tekočina in jod trdna siva snov, ki sublimira z vijoličnimi parami; reaktivne nekovine, njihova reaktivnost se manjša po skupini navzdol; tvorijo ionsko in kovalentno grajene spojine; v ionskih spojinah imajo njihovi ioni naboj 1–

**hekso;** števnik, s katerim označujemo šest delcev (npr. žveplov heksafluorid  $\text{SF}_6$  vsebuje v molekuli šest atomov fluora)

**hepta;** števnik, s katerim označujemo sedem delcev (npr. jodov heptafluorid  $\text{IF}_7$  vsebuje v molekuli sedem atomov fluora)

**heterogena zmes;** zmes, ki je že na zunaj videti raznolika in nima enakomerne sestave (npr. zmes mivke in soli)

**hidratacija;** proces, pri katerem molekule vode obdajo delce topljenca v vodnih raztopinah; med delci topljenca in molekulami vode delujejo privlačne sile

**hidratacijska entalpija ( $\Delta H_{\text{hid}}$ );** sprememba entalpije, ko se en mol snovi (ionov ali molekul) v plinastem agregatnem stanju raztopi v vodi (npr.  $\text{K}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ ;  $\Delta H_{\text{hid}}(\text{KCl}) = -700 \text{ kJ/mol}$ )

**heksagonalni najgostejši sklad;** struktura trdne snovi, v kateri se plasti gradnikov ponavljajo v zaporedju AB AB

**hidratirane molekule;** molekule topljenca, obdane z molekulami vode

**hidratirani ioni;** ioni topljenca, obdani z molekulami vode

**hidrazin;** brezbarvna tekočina  $N_2H_4$ ; dobro se raztaplja v vodi; uporabljamo ga za izdelavo raketnega goriva

**hidrid;** binarna vodikova spojina (npr. natrijev hidrid  $NaH$ , kalcijev hidrid  $CaH_2$ )

**hidrogensol;** sol, v kateri vsi vodikovi atomi niso nadomeščeni s kationi (npr. natrijev hidrogenkarbonat  $NaHCO_3$ )

**hidroksid;** spojina, ki vsebuje hidroksidni ion  $OH^-$  ali hidroksidno skupino, vezano na kovinski ion ali atom (npr. natrijev hidroksid  $NaOH$ , kalcijev hidroksid  $Ca(OH)_2$ )

**hidroksidni ion;** ion  $OH^-$

**higroskopskost;** lastnost nekaterih snovi (npr. žveplova(VI) kislina  $H_2SO_4$ , silikagel), da vežejo vodo

**homogena zmes;** zmes, ki je na zunaj videti enotna in ima enakomerno sestavo (npr. čist suh zrak)

**Hundovo pravilo;** ugotovitev, da elektroniasedejo energijsko enakovredne orbitale posamično

## I

**idealni plin;** hipotetični plin, za katerega bi veljali plinski zakoni pri poljubnem tlaku in temperaturi; v idealnem plinu bi delci (atomi, molekule) zavzemali zanemarljivo majhen prostor, med njimi pa ne bi delovale sile

**indukcijske sile;** privlačne sile med polarnimi in nepolarnimi molekulami; polarna molekula povzroči premik elektronov v sosednji nepolarni molekuli (inducira ji dipol, jo polarizira); npr. med polarno molekulo vodikovega sulfida  $H_2S$  in nepolarno molekulo joda  $I_2$

**ion;** atom ali atomska skupina, ki je sprejel ali oddal enega ali več elektronov in tako postal električno nabit; poznamo pozitivno nabite ione – katione, ki nastanejo z oddajanjem elektronov, in negativno nabite ione – anione, ki nastanejo s sprejemanjem elektronov

**ionizacija;** sprememba, pri kateri nastane ion (npr. natrijev ion nastane, ko natrijev atom odda elektron:  $Na \rightarrow Na^+ + e^-$ )

**ionizacijska energija;** energija, ki je potrebna za odstranitev enega elektrona iz atoma ali iona plinastega elementa v njegovem osnovnem stanju; oznaka  $E_i$  ali  $IE$ ; za odstranitev prvega (najšibkeje vezanega) elektrona potrebujemo t. i. prvo ionizacijsko energijo  $E_{i1}$

**ionska vez;** kemijska vez, ki nastane med pozitivno nabitimi ioni – kationi in negativno nabitimi ioni – anioni (npr. v natrijevem kloridu  $NaCl$  so z ionsko vezjo povezani natrijevi kationi  $Na^+$  in kloridni anioni  $Cl^-$ ); običajno povezuje kovinske katione in nekovinske anione

**ionski kristal;** trdna kristalinična snov, v kateri so osnovni gradniki ioni povezani z ionskimi vezmi; ionski kristali imajo praviloma visoka tališča in so krhki (npr. natrijev klorid ima tališče  $804^\circ C$ ); električni tok prevajajo v talini in v raztopini

**IUPAC;** kratica za International Union of Pure and Applied Chemistry – Mednarodna zveza za čisto in uporabno kemijo; organizacija, ki se med drugim ukvarja tudi z določanjem pravil imenovanja kemijskih elementov in spojin

**IUPAC-ova nomenklatura;** pravila za imenovanje kemijskih elementov in spojin

**izhodna snov;** reaktant

**izoelektronski delci;** delci z enakim številom elektronov (npr. fluoridni ion  $F^-$ , neonov atom  $Ne$  in natrijev ion  $Na^+$  imajo enako število elektronov – so izoelektronski)

**izotopi;** atomi istega elementa, ki imajo različno število nevtronov v svojih jedrih (npr. trije vodikovi izotopi  $^1H$ ,  $^2H$  in  $^3H$ ); izotopi istega elementa imajo enako tudi število elektronov in vrstno število, a različno masno število; večina naravnih elementov obstaja kot zmes izotopov; poleg naravnih poznamo tudi umetno dobljene izotope; kemijske lastnosti izotopov so enake, razlikujejo pa se v fizikalnih lastnostih

**izotopska sestava;** razširjenost (delež) posameznih izotopov določenega elementa

## J

**jedka snov;** snov, ki spreminja oz. uničuje deluje na površino snovi (npr. žveplova(VI) kislina  $H_2SO_4$  je jedka)

**jedro atoma;** osrednji del atoma, v katerem se nahajajo protoni in nevtroni; najpreprostejše je jedro običajnega vodika  $^1H$ , ki vsebuje le en proton in nima nobenega nevtrona; v jedru je zbrana praktično vsa masa atoma, ker imajo protoni in nevtroni bistveno večjo maso kot elektroni; jedro ima zaradi pozitivnih protonov pozitiven naboj

**jodid;** binarna jodova spojina (npr. natrijev jodid  $NaI$ , kalcijev jodid  $CaI_2$ , aluminijev jodid  $AlI_3$ )

## K

**kalcijev hidroksid (gašeno apno);** bela trdna snov  $Ca(OH)_2$ , slabo topna v vodi; nastane pri reakciji kalcijevega oksida z vodo (gašenje apna):  $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ ; vodna raztopina kalcijevega hidroksida je bazična, imenujemo jo apnica; uporabljamo ga v gradbeništvu za pripravo malte in beljenj

**kalcijev karbonat;** bela trdna snov  $CaCO_3$ ; v naravi se pojavlja kot mineral kalcit in aragonit, najdemo ga v apnencu, kredi in marmorju; v vodi je zelo slabo topen; počasi se raztaplja v kislil deževnici, ki vsebuje raztopljen  $CO_2$ :  $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2$ ; pri segrevanju razpade na kalcijev oksid  $CaO$  in ogljikov dioksid  $CO_2$ :  $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ ; uporabljamo ga kot gradbeni material in za pripravo drugih kalcijevih spojin (npr. kalcijevega oksida)

**kalcijev oksid (apno, žgano apno, živo apno);** bela trdna snov  $CaO$ ; pridobivamo ga s segrevanjem kalcijevega karbonata pri temperaturi nad  $900^\circ C$ :  $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ ; uporabljamo ga v gradbeništvu za pripravo gašenega apna, v steklarstvu, za pridobivanje kalcijevega karbida:  $CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO$ , v laboratoriju pa za vezavo vode

**kalotni model;** način predstavitve zgradbe molekul z deloma prekrivajočimi se krogami; je manj pregleden od krogičnega modela, v katerem so krogle povezane s paličicami, vendar bolj ustrezno predstavlja oddaljenost med atomi in obliko molekule

**kamena strela;** glej kremen

**karbid;** binarna ogljikova spojina (npr. kalcijev karbid  $CaC_2$ )

**karboksilna kislina;** organska kisikova spojina, ki vsebuje karboksilno skupino  $-COOH$ ; pri imenovanju acikličnih



karboksilnih kislin uporabljamo končnico -ojska kislina; v splošnem so karboksilne kisline šibke kisline; najpreprostejši karboksilni kislini sta metanojska kislina (mravljinčna kislina)  $\text{HCOOH}$  in etanojska kislina (ocetna kislina)  $\text{CH}_3\text{COOH}$

**karbonat**; sol ogljikove kisline  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (npr. kalcijev karbonat  $\text{CaCO}_3$ )

**karborund**; silicijev karbid  $\text{SiC}$ ; zelo trda snov, netopna v vodi, odporna proti mnogim kemikalijam in visokim temperaturam; izdelujemo ga iz  $\text{SiO}_2$  in ogljika; uporabljamo ga za izdelavo brusov in rezil

**kation**; pozitivno nabit ion (npr.  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ); kation nastane, če atom ali atomska skupina odda enega ali več elektronov

**Kelvinova (absolutna) temperaturna lestvica**; temperaturna lestvica, pri kateri je temperatura 0 K najnižja možna temperatura (absolutna ničla); velikost enote kelvin je enaka velikosti stopinje Celzija ( $^{\circ}\text{C}$ ); temperaturo v K izračunamo tako, da temperaturi v  $^{\circ}\text{C}$  prištejemo 273,15:  
 $T[\text{K}] = T[^{\circ}\text{C}] + 273,15$

**kemija**; naravoslovna znanost o snovi in njenih spremembah

**kemijska enačba**; način zapisa kemijske reakcije s simboli in formulami (npr. enačba  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  predstavlja nastanek vode iz vodika in kisika); na levi strani kemijske enačbe so zapisani reaktanti, na desni strani pa produkti; pred simboli oz. formulami snovi so stehiometrični koeficienti; med reaktanti in produkti je puščica, ki ponazarja smer reakcije

**kemijska formula**; način predstavitve kemijskega elementa ali spojine (npr. formula kisika je  $\text{O}_2$ , formula vode je  $\text{H}_2\text{O}$ ); formula ponazarja vrsto in število posameznih delcev (atomov, ionov)

**kemijska reakcija**; sprememba, pri kateri se ena ali več snovi (reaktanti) pretvori v popolnoma drugačne snovi (produkte); poznamo različne vrste kemijskih reakcij: spajanje (sinteza), razkroj itn.

**kemijska vez**; privlačna sila, ki povezuje delce

**kemijski element (prvina)**; čista snov, sestavljena iz istovrstnih atomov; s kemijsko reakcijo ga ni mogoče razstaviti na enostavnejše snovi; poznamo več kot sto elementov, ki so razporejeni v periodnem sistemu elementov; označujemo jih s kemijskimi simboli

**kemijski simbol**; eno- ali dvočrkovna oznaka za kemijski element (npr. K – kalij, Ca – kalcij); kemijski simboli običajno izhajajo iz latinskih imen elementov (npr. Fe – ferrum)

**kisli dež**; kislina padavina; velik ekološki problem, ker ima škodljiv vpliv na živa bitja, pa tudi na zgradbe (razjedanje gradbenega materiala); nastane predvsem zaradi žveplovega dioksida  $\text{SO}_2$  in različnih dušikovih oksidov (npr. dušikov oksid  $\text{NO}$ ), ki so posledica izgorevanja fosilnih goriv in se raztapljajo v atmosferski vodi

**kislina**; snov, ki odda proton (vodikov ion  $\text{H}^+$ ) bazi; v vodnih raztopinah kislin prevladujejo oksonijevi ioni ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ); najbolj znane kisline so: žveplove(VI) kislina  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , dušikova(V) kislina  $\text{HNO}_3$ , fosforjeva(V) kislina  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , klorovodikova kislina  $\text{HCl}$ , metanojska (mravljinčna) kislina  $\text{HCOOH}$ , etanojska (ocetna) kislina  $\text{CH}_3\text{COOH}$

**klorid**; binarna klorova spojina (npr. natrijev klorid  $\text{NaCl}$ )

**klorofil**; skupina barvil v rastlinah, ki omogoča fotosintezo

**klorovodikova kislina (solna kislina)**; vodna raztopina

vodikovega klorida  $\text{HCl}$ ; brezbarvna tekočina, močna kislina; ena od najpomembnejših kemikalij; nahaja se tudi v želodčnem soku; njene soli so kloridi (npr. natrijev klorid)

**koeficienti**; glej stehiometrični koeficienti

**kondenzacija**; utekočinjenje; fizikalna sprememba iz plinastega v tekoče agregatno stanje (npr. vodna para se na mrzli površini kondenzira v tekočo vodo)

**kondenzat**; snov, ki nastane s kondenzacijo (utekočinjenjem)

**konstanta**; količina, ki ne spreminja svoje vrednosti

**koordinacijsko število**; v kristalu število istovrstnih gradnikov, ki se nahajajo v neposredni bližini opazovanega gradnika (npr.  $\text{NaCl}_{6/6}$ )

**kovalentna vez**; kemijska vez, ki nastane med atomi nekovin, ki si delijo skupne (vezne) elektronske pare in se tako povezujejo v molekule; lahko povezuje atome enakih nekovin (npr. dva atoma vodika v molekuli vodika  $\text{H}-\text{H}$ ) ali atome različnih nekovin (npr. atom vodika in atom klora v molekuli vodikovega klorida  $\text{H}-\text{Cl}$ ); lahko je enojna (npr. v molekuli fluora  $\text{F}-\text{F}$ ), dvojna (npr. v molekuli etena  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ) ali trojna (npr. v molekuli dušika  $\text{N}\equiv\text{N}$ )

**kovalentni kristal**; trdna kristalinična snov, v kateri so osnovni gradniki atomi nekovin povezani z kovalentnimi vezmi; kovalentni kristali imajo praviloma visoka tališča, so trdi, električnega toka ne prevajajo (npr. diamant C, kremen  $\text{SiO}_2$ , karborund  $\text{SiC}$ )

**kovine**; elementi, ki so dobri prevodniki električnega toka in toplote; so kovne in tanljive, imajo raznolika tališča; imajo značilen kovinski lesk, večina kovin je srebrnosive barve, razen bakra (rdečkastorjav) in zlata (rumeno); poznamo več kot 80 kovinskih elementov

**kovinska vez**; kemijska vez, ki povezuje atome kovin; poenostavljeno jo razlagamo kot privlak med pozitivnimi kovinskimi ioni in skupnimi, prosto gibljivimi elektroni

**kovinski kristal**; trdna kristalinična snov, v kateri so osnovni gradniki atomi kovin s skupnimi, prosto gibljivimi elektroni (glej tudi **kovine**)

**kremen**; najpogostejši mineral, silicijev dioksid  $\text{SiO}_2$ ; lepo oblikovane kristale imenujemo kamena strela

**kristal**; trdno telo značilne oblike z ravnimi mejnimi ploskvami; pravilna oblika kristala je posledica urejene notranje strukture - pravilne razporeditve gradnikov (atomov, ionov, molekul); poznamo kovalentne, kovinske, molekulske in ionske kristale

**kristalinična snov**; trdna snov, ki ima urejeno razporeditev gradnikov (atomov, ionov, molekul)

**kristalna mreža**; urejena, ponavljajoča se razporeditev gradnikov snovi (atomov, molekul, ionov) v prostoru

**kristalni sistem**; razporeditev kristaliničnih snovi glede na dimenzije (velikost kotov in razmerje med dolžinami robov) osnovne celice; poznamo kubični, heksagonalni, tetragonalni, ortorombski, monoklinski in triklinkski kristalni sistem

**kristalohidrat**; spojina, ki vsebujejo določeno količino kristalno vezane vode (npr. bakrov(II) sulfat(VI) pentahidrat  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )

**kroglični model**; način predstavitve zgradbe molekul s krogli in paličicami; krogle predstavljajo atome, paličice pa vezi med njimi; kroglični model je bolj pregleden od kalotnega modela, vendar manj ustrezno predstavlja oddaljenost med atomi in obliko molekule

**krvni sladkor**; glej glukoza



**kubična osnovna celica**; osnovna celica, ki ima obliko kocke; vsi koti so  $90^\circ$ , vsi robovi so enako veliki

**kubični najgostejši sklad**; struktura trdne snovi, v kateri se plasti gradnikov ponavljajo v zaporedju ABC ABC

**kuhinjska sol**; glej natrijev klorid

## L

**lantanoidi (lantanidi)**; elementi od cerija do vključno lutecija

**LD<sub>50</sub>**; srednja vrednost (mediana) smrtno doze; količina snovi (odmere), ki povzroči smrt polovice testirane populacije

**led**; voda v trdnem agregatnem stanju; led ima manjšo gostoto kot tekoča voda, zato plava na njej; voda zmrzne pri  $0^\circ\text{C}$

**Londonove sile**; glej disperzijske sile

**lug**; glej baza

**lupina**; glej elektronska lupina

## M

**masna koncentracija**; masa raztopljenega topjenca v določeni prostornini raztopine; merilo za izražanje sestave raztopin; označujemo jo z oznako  $\gamma$ ; običajno uporabljamo enoto g/L

**masni delež**; delež mase določenega elementa ali spojine v preiskovani snovi (v spojini ali v zmesi); merilo za izražanje sestave snovi (npr. masni delež vodika v vodi je 0,11); pogosto ga uporabljamo za izražanje vsebnosti topjenca v raztopini in ga izračunamo po enačbi:  
 $w(\text{topljenec}) = m(\text{topljenec}) / m(\text{raztopina})$

**masno razmerje**; razmerje med masami elementov ali spojin v preiskovani snovi (v spojini ali v zmesi); merilo za izražanje sestave snovi (npr. masno razmerje med vodikom in kisikom v vodi je 1 : 8)

**masno število**; vsota števila protonov in nevtronov v atomskem jedru; zapisujemo ga levo zgoraj ob simbolu elementa (npr. masno število fluora  $^{19}\text{F}$  je 19)

**metan**; najpreprostejši alkan  $\text{CH}_4$ ; plin brez barve in vonja; glavna sestavina zemeljskega plina; najdemo ga tudi v jamah (jamski plin) in v močvirjih (močvirski plin)

**metanoat (format)**; sol metanojske (mravljinčne) kisline (npr. natrijev metanoat  $\text{HCOONa}$ )

**metanojska kislina (mravljinčna kislina)**; najpreprostejša karboksilna kislina  $\text{HCOOH}$ ; brezbarvna tekočina močnega vonja; nahaja se v nekaterih rastlinah (koprive) in v žlezah nekaterih insektov (mravlje, čebele); uporabljamo jo v proizvodnji usnja, kavčuka ter kot konzervans v živilih

**metanol (metilni alkohol)**; najpreprostejši alkohol  $\text{CH}_3\text{OH}$ ; brezbarvna strupena tekočina; pridobivamo ga z reakcijo med ogljikovim oksidom CO in vodikom:  $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ ; uporabljamo ga kot topilo in za proizvodnjo različnih kemikalij

**metilni alkohol**; glej metanol

**množina snovi**; osnovna veličina, s katero izražamo količino snovi; označujemo jo s črko  $n$  in ima enoto mol

**množinska (molarna) koncentracija**; množina raztopljenega topjenca v določeni prostornini raztopine; merilo za izražanje sestave raztopin; označujemo jo z oznako  $c$ ; običajno uporabljamo enoto mol/L (enoto mol/L zapisujemo tudi z veliko črko M in beremo »molarna«)

**mol**; enota za množino snovi; 1 mol snovi vsebuje toliko delcev, kolikor je atomov v natančno 12 g ogljikovega izotopa  $^{12}\text{C}$  ( $6,02 \cdot 10^{23}$ )

**molarna koncentracija**; glej množinska koncentracija

**molekula**; delec, ki je sestavljen iz dveh ali več enakih ali različnih atomov; atomi so v molekulah povezani s kovalentnimi vezmi; molekule elementov so sestavljene iz enakih atomov (npr. molekula vodika  $\text{H}_2$  je sestavljena iz dveh vodikovih atomov, molekula fosforja  $\text{P}_4$  je sestavljena iz štirih fosforjevih atomov, molekula žvepla  $\text{S}_8$  je sestavljena iz osmih žveplovih atomov); molekule spojin so sestavljene iz različnih atomov (npr. molekula vode  $\text{H}_2\text{O}$  je sestavljena iz dveh vodikovih atomov in enega kisikovega atoma); ionske snovi niso sestavljene iz molekul, temveč so skupek ionov

**molekulska formula**; kemijska formula, ki predstavlja vrsto atomov in njihovo število v molekuli (npr. molekulska formula etana je  $\text{C}_2\text{H}_6$ ); molekulska formula ima omejeno uporabnost, ker ima pogosto več različnih spojin enako molekulsko formulo

**molekulska masa**; glej relativna molekulska masa

**molekulske (Van der Waalove) vezi**; privlačne sile med molekulami; med molekulske vezi uvrščamo disperzijske sile, induksijske sile, orientacijske sile in vodikove vezi; so šibkejšje od kovalentnih in ionskih vezi

**molekulski kristal**; trdna kristalinična snov, v kateri so osnovni gradniki molekule povezane z molekulskimi vezmi; molekulski kristali imajo praviloma nizka tališča, so krhki, električnega toka ne prevajajo (npr. glukoza  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )

**moljska masa**; masa enega mola snovi; označujemo jo s črko  $M$  in ima enoto g/mol; številčno je enaka relativni atomski masi oz. relativni molekulski masi

**moljska prostornina**; prostornina 1 mol snovi; običajno jo uporabljamo pri plinih; označujemo jo z oznako  $V_m$ ; običajno uporabljamo enoto L/mol

**mono**; števnik, s katerim označujemo en delec; pri imenovanju binarnih spojin ga ne uporabljamo (npr. ogljikov oksid CO so včasih imenovali ogljikov monoksid, ker ima en kisikov atom v molekuli)

**mravljinčna kislina**; glej metanojska kislina

**režna entalpija ( $\Delta H_{\text{mre}}$ )**; sprememba entalpije, ko nastane en mol kristalinične snovi iz osnovnih gradnikov (ionov ali molekul) v plinastem agregatnem stanju (npr.  $\text{K}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{KCl}(\text{s})$ ;  $\Delta H_{\text{mre}}(\text{KCl}) = -717 \text{ kJ/mol}$ )

**multipla vez**; kemijska vez med dvema atomoma, ki vsebuje več kot en skupni oz. vezni elektronski par (npr. dvojna vez med ogljikovima atomoma v molekuli etena  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ , trojna vez med ogljikovima atomoma v molekuli etina  $\text{CH}\equiv\text{CH}$ )

## N

**naftalen (naftalin)**; aromatski ogljikovodik z dvema spojenima benzenovima obročema  $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ; trdna snov značilnega vonja, ki sublimira; uporabljamo ga kot sredstvo proti moljem

**nasičena raztopina**; raztopina, ki vsebuje največjo možno količino raztopljenega topjenca pri določeni temperaturi (npr. nasičena je raztopina natrijevega klorida, ki ima pri  $20^\circ\text{C}$  v 100 g vode raztopljeno 36,0 g NaCl)

**natrijev bikarbonat**; glej natrijev hidrogenkarbonat

**natrijev hidrojenkarbonat (soda bikarbona, natrijev bikarbonat);** bela trdna snov  $\text{NaHCO}_3$ ; uporabljamo ga v medicini za nevtraliziranje želodčne kisline, v tekstilni, papirni in keramični industriji, nahaja se v pecilnem prašku, v praških za pripravo limonad, v šumečih tabletah idr.

**natrijev klorid (kuhinjska sol);** bela trdna snov  $\text{NaCl}$ , dobro topna v vodi; pridobivamo jo iz morske vode (morska sol) in kopljemo v rudnikih soli (kamena sol); z elektrolizo raztopine natrijevega klorida pridobivamo natrijev hidroksid  $\text{NaOH}$ , klor  $\text{Cl}_2$  in vodik  $\text{H}_2$ ; uporabljamo jo v prehrani, v medicini (fiziološka raztopina), za pridobivanje drugih natrijevih spojin idr.

**nekovine;** elementi, ki nimajo kovinskih lastnosti; med nekovine uvrščamo vodik, ogljik, dušik, kisik, fluor, fosfor, žveplo, klor, brom, jod in vse žlahtne pline; pri sobni temperaturi so slabi prevodniki električnega toka in toplote

**nenasičena raztopina;** raztopina, ki ne vsebuje največje možne količine raztopljenega topjenca pri določeni temperaturi

**nepolarna kovalentna vez;** kovalentna vez med atomoma iste nekovine

**nepolarna molekula;** molekula, ki nima ločenega negativnega in pozitivnega pola (npr. vodik ima nepolarne molekule)

**nevezni elektronski par;** par elektronov, ki ne sodeluje v tvorbi kemijske vezi (npr. v molekuli amonijaka  $\text{NH}_3$  ima dušikov atom pet zunanjih elektronov, od katerih se trije porabijo za tvorbo enojnih kovalentnih vezi s tremi elektroni treh vodikovih atomov, preostala dva zunanja dušikova elektrona pa tvorita nevezni elektronski par)

**nevtralizacija;** kemijska reakcija med kislino in bazo, pri kateri nastane sol in voda (npr. pri reakciji med natrijevim hidroksidom  $\text{NaOH}$  in klorovodikovo kislino  $\text{HCl}$  nastane natrijev klorid  $\text{NaCl}$  in voda:  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ )

**nevtralna snov;** snov, ki ni ne kislina ne bazična

**nevtron;** delec brez naboja v jedru atoma; njegova masa je  $1,67493 \cdot 10^{-27}$  kg; nevtroni se nahajajo v vseh naravnih atomskih jedrih, razen v jedru običajnega vodika  $^1\text{H}$

**nitrat;** sol dušikove kisline (npr. natrijev nitrat(V)  $\text{NaNO}_3$  je sol dušikove(V) kisline  $\text{HNO}_3$ )

**nitrid;** binarna dušikova spojina (npr. litijev nitrid  $\text{Li}_3\text{N}$ )

**nomenklatura;** glej IUPAC-ova nomenklatura

**nona;** števniki, s katerim označujemo devet delcev (npr. nonan  $\text{C}_9\text{H}_{20}$  vsebuje v molekuli devet ogljikovih atomov)

**$\text{NO}_x$ ;** splošna formula za dušikove okside

**ogljikova kislina;** šibka kislina  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; nastane pri raztapljanju ogljikovega dioksida v vodi:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ ; čiste kisline ne moremo izolirati; njene soli so karbonati (npr. kalcijev karbonat  $\text{CaCO}_3$ )

**ogljikovodik;** spojina, ki vsebuje le ogljik in vodik

**oksid;** binarna kisikova spojina (npr. kalcijev oksid  $\text{CaO}$ )

**oksidacijsko število;** naboje, ki bi ga imel atom v molekuli, če bi bila ta zgrajena zgolj iz ionov (npr. v vodi  $\text{H}_2\text{O}$  ima vodik oksidacijsko število +1, kisik pa -2); zapišemo ga nad simbolom elementa v formuli spojine

**oksokislina;** kislina, v kateri je vodikov atom vezan na kisikov atom (npr. žveplova(VI) kislina  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

**okta;** števniki, s katerim označujemo osem delcev (npr. oktan  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  vsebuje v molekuli osem ogljikovih atomov)

**orbitala;** glej atomska orbitala

**organska kemija;** veja kemije, ki se ukvarja s proučevanjem organskih (ogljikovih) spojin

**organske spojine;** skoraj vse ogljikove spojine (npr. metan  $\text{CH}_4$ , metanol  $\text{CH}_3\text{OH}$ ); med organske spojine ne uvrščamo ogljikovih oksidov (npr. ogljikov oksid  $\text{CO}$ , ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$ ), ogljikove kisline  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , njenih soli karbonatov (npr. kalcijev karbonat  $\text{CaCO}_3$ ), cianidov (npr. kalijev cianid  $\text{KCN}$ ) ter karbidov (npr. kalcijev karbid  $\text{CaC}_2$ ); organske spojine so številčnejše od anorganskih

**orientacijske sile (dipol-dipol privlak);** privlačne sile med polarnimi molekulami; pri približanju na dovolj majhne razdalje se molekule ustrezno usmerijo in privlačijo z nasprotno nabitimi deli; npr. med polarnimi molekulami vodikovega sulfida  $\text{H}_2\text{S}$

**osnovna celica;** najmanjši del kristalne mreže, ki se ponavlja v vseh smereh

**osnovno stanje atoma;** energijsko najbolj ugodno stanje, v katerem se lahko nahaja atom; v osnovnem stanju se elektroni nahajajo v energijsko najbolj ugodnih (najnižjih) orbitalah (npr. v osnovnem stanju vodikovega atoma je elektron v orbitali  $1s$ )

**ozon;** oblika kisika s triatomnimi molekulami  $\text{O}_3$ ; moder plin značilnega vonja, ki ga zaznamo že v zelo majhni koncentraciji; v višjih plasteh ozračja nastaja iz običajnega dvoatomnega kisika pod vplivom ultravijoličnih žarkov; uporabljamo ga za razkuževanje zraka in pitne vode, za predelavo industrijskih odpadkov, kot belilo ter v kemijski industriji; lahko ga pripravimo tudi v laboratoriju v t. i. ozonizatorju

## O

**ocetna kislina;** glej etanojska kislina

**ogljikov dioksid;** nestrupe plin brez barve in vonja  $\text{CO}_2$ ; topen v vodi; nahaja se v mineralnih vodah, v ozračju ga je približno 0,038 %; nastaja pri dihanju in gorenju fosilnih goriv, porabljajo ga rastline pri fotosintezi; v laboratoriju ga pridobivamo z delovanjem kislin na karbonate (npr.  $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ); uporabljamo ga za gašenje (gasilni aparati) in za pripravo gaziranih pijač; trden ogljikov dioksid (suhi led) se uporablja za hlajenje; vodna raztopina ogljikovega dioksida je kislina zaradi nastanka ogljikove kisline

**ogljikov monoksid;** glej ogljikov oksid

**ogljikov oksid (ogljikov monoksid);** plin brez barve in vonja  $\text{CO}$ ; je vnetljiv in zelo strupen; nastaja pri nepopolnem gorenju, najdemo ga tudi v izpušnih avtomobilskih plinih; veže se na hemoglobin in s tem prepreči vezavo in prenos kisika

## P

**Paulijevo izključitveno načelo;** ugotovitev, da sta lahko v eni orbitali največ dva elektrona, ki imata nasprotna spina

**penta;** števniki, s katerim označujemo pet delcev (npr. fosforjev pentaklorid  $\text{PCl}_5$  vsebuje v molekuli pet atomov klora)

**perioda;** vodoravna vrsta elementov v periodnem sistemu; znani elementi so razporejeni v sedem period

**periodni sistem elementov;** razporeditev kemijskih elementov glede na njihova vrstna števila; navpične vrste v periodnem sistemu imenujemo skupine, vodoravne vrste pa periode; elementi iste skupine imajo enako zapolnjeno zadnjo lupino, zaradi česar imajo tudi podobne določene kemijske lastnosti; po starem oštevilčenju je v periodnem sistemu 8 skupin, po novem pa 18, pri čemer so v prvi skupini alkalijske kovine in vodik, v 18. skupini pa žlahtni plini; v levem delu periodnega sistema so kovine (izjema je vodik, ki je nekovina)

**plinasto agregatno stanje;** agregatno stanje snovi, v katerem snov zavzema ves razpoložljivi prostor ne glede na velikost prostora in količino snovi; v tem stanju imajo delci (atomi, molekule) veliko energije, gibljejo se z veliko hitrostjo in se zaletavajo drug ob drugega ter ob stene posode; plini imajo manjšo gostoto kot tekočine in trdne snovi; označujemo jih z oznako (g) – gas

**plinska konstanta;** glej splošna plinska konstanta

**plinski zakoni;** zakoni, ki opisujejo medsebojno odvisnost tlaka, prostornine in temperature idealnega plina; glej Boyle–Mariotteov zakon in Gay–Lussacov zakon

**ploskovno centrirana osnovna celica;** osnovna celica z razporeditvijo enakovrstnih gradnikov (atomov, ionov, molekul) v njenih ogliščih in središčih vseh ploskev

**podlupina;** glej elektronska podlupina

**pokalni plin;** zmes vodika  $H_2$  in kisika  $O_2$ ; pri približanju plamena zmes eksplodira, reakcijo spremlja močan pok, poteka reakcija:  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

**polarizabilnost;** merilo, s katerim opisujemo, kako lahko se delec (atom ali molekula) polarizira; bolj polarizabilne delce je lažje polarizirati – v njih se elektronski oblak (elektronska gostota) zaradi učinkovanja sosednjih polarnih molekul lažje spremeni

**polarizacija;** proces razdelitve naboja; pri polarizaciji nepolarne molekule se naboj razdeli tako, da en del molekule dobi delno pozitiven naboj, drugi del molekule pa delno negativen naboj

**polarna kovalentna vez;** kovalentna vez med atomoma različnih nekovin

**polarna molekula;** molekula, ki ima negativni in pozitivni pol (npr. voda ima polarne molekule)

**polkovine;** elementi, ki imajo deloma kovinske in deloma nekovinske lastnosti; med polkovine uvrščamo bor, silicij, germanij, arzen, antimon, selen, telur in astat; polkovine so električni polprevodniki: električni tok prevajajo slabše kot kovine, a bolje kot nekovine

**prehodno (aktivacijsko) stanje;** stanje z največjo energijo pri pretvorbi reaktantov v produkte; v prehodnem stanju iz reaktantov nastane aktivacijski kompleks

**primitivna osnovna celica;** osnovna celica z razporeditvijo enakovrstnih gradnikov (atomov, ionov, molekul) v njenih ogliščih

**princip izgradnje;** ugotovitev o zaporedju polnjenja orbital kemijskih elementov; zaporedje:  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s$

**produkt;** snov, ki nastane pri kemijski reakciji (npr. pri reakciji med reaktantoma vodikom in kisikom nastane produkt voda:  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ ); produkte zapisujemo na desni strani kemijske enačbe

**propanon (acetan);** najpreprostejši keton  $CH_3COCH_3$ ; brezbarvna vnetljiva tekočina; z vodo se meša v vseh razmerjih; uporabljamo ga kot topilo za lake

**proton;** pozitivno nabit delec v jedru atoma; njegova masa je  $1,67261 \cdot 10^{-27}$  kg; proton ima enako velik, a nasproten naboj od elektrona; vodikov ion  $H^+$

**prvina;** glej kemijski element

## R

**R;** glej splošna plinska konstanta

**razkroj;** kemijska reakcija, pri kateri spojina razpade na več preprostejših snovi (npr. pri razkroju kalcijevega karbonata nastane kalcijev oksid in ogljikov dioksid:  $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ )

**raztopina;** homogena zmes topila in topljenca

**reakcija;** glej kemijska reakcija

**reakcijska entalpija;** glej standardna reakcijska entalpija

**reaktant;** snov, ki reagira v kemijski reakciji (npr. pri reakciji med reaktantoma vodikom in kisikom nastane produkt voda:  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ ); reaktante zapisujemo na levi strani kemijske enačbe; iz reaktantov pri kemijski reakciji nastanejo produkti

**relativna atomska masa;** število, ki pove, kolikokrat je masa atoma določenega elementa večja od ene dvanajstine mase atoma ogljikovega izotopa  $^{12}C$  (npr. relativna atomska masa helija je 4,0); oznaka je  $A_r$

**relativna molekulska masa;** število, ki pove, kolikokrat je masa molekule večja od ene dvanajstine mase atoma ogljikovega izotopa  $^{12}C$ ; dobimo jo s seštevanjem relativnih atomskih mas vseh elementov, ki sestavljajo molekulo spojine ali elementa (npr. relativna molekulska masa kisika  $O_2$  je 32,0); oznaka je  $M_r$

**rja;** produkt rjavenja železa ali jekla; hidratiziran železov oksid; rjav prah  $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$

**rjavenje;** reakcija površine (korozija) železa ali jekla, pri čemer nastane rja  $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$ ; rjavenje poteka le v prisotnosti vode (vlage) in kisika (npr. kisik iz zraka)

**rutil;** mineral titanov dioksid  $TiO_2$

## S

**saharoza (sladkor);** običajen namizni sladkor  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ; uvrščamo jo med ogljikove hidrate; disaharid, v katerem sta povezani enoti glukoze in fruktoze; bela trdna snov, dobro topna v vodi; zelo razširjena v naravi; pridobivamo jo iz sladkornega trsa in sladkorne pese; pri segrevanju saharoze nastane karamel

**sežigna entalpija;** glej standardna sežigna entalpija

**silikagel;** silicijev dioksid  $SiO_2$ ; uporabljamo ga kot sušilno sredstvo pri pakiranju izdelkov, ki so občutljivi na vlago

**simbol;** glej kemijski simbol

**sintheza (spajanje);** kemijska reakcija, pri kateri nastane spojina iz bolj preprostih snovi (npr. vodikov klorid nastane pri sinthezi iz vodika in klora:  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ )

**skupina;** navpična vrsta elementov v periodnem sistemu; znani elementi so razporejeni v osemnajst (nova razporeditev) oz. v osem skupin (stara razporeditev); elementi v isti skupini imajo podobne nekatere kemijske lastnosti

**skupni elektronski par (vezni elektronski par);** dva elektrona v kovalentni vezi, ki povezuje dva enaka ali različna atoma; skupni elektronski par pripada obema atomoma (npr. v molekuli vodika  $H-H$  imata vodikova atoma skupni – vezni elektronski par)

**sladkor;** glej saharoza

**snov;** vse, kar ima maso in zavzema prostor

**soda bikarbona;** glej natrijev hidrogenkarbonat

**sol;** 1. snov, ki nastane pri reakciji med kislino in bazo (npr. kalijev klorid KCl je sol, ki nastane pri nevtralizaciji iz klorovodikove kisline HCl in kalijevega hidroksida KOH:  $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ); 2. vsakdanje ime za kuhinjsko sol natrijev klorid NaCl; 3. splošno ime za ionsko snov

**solna kislina;** glej klorovodikova kislina

**solvatacija;** proces, pri katerem molekule topila obdajo delce topljenca v raztopinah; med delci topljenca in molekulami topila delujejo privlačne sile

**solvatirane molekule;** molekule topljenca, obdane z molekulami topila

**solvatirani ioni;** ioni topljenca, obdani z molekulami topila

**spajanje;** glej sinteza

**spin;** lastnost delca (npr. elektrona); elektron lahko zavzame eno od dveh možnih stanj (smeri) spina; elektrona v isti orbitali imata nasprotna spina, kar prikažemo s puščicama v nasprotnih smereh  $\uparrow$  in  $\downarrow$

**splošna plinska enačba;** enačba, ki podaja odvisnost med tlakom, prostornino, množino in temperaturo plina; za idealne pline se glasi:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

**splošna plinska konstanta;** konstanta v splošni plinski enačbi;  $R = 8,31 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

**spojina;** čista snov, sestavljena iz dveh ali več elementov; v spojinu so delci povezani s kemijsko (ionsko ali kovalentno) vezjo; nastane iz elementov ali iz drugih spojin pri kemijski reakciji; lahko jo ločimo na posamezne elemente s kemijskimi reakcijami, ne pa s fizikalnimi postopki

**sprememba entalpije;** količina toplote, ki se sprosti ali porabi pri določenem procesu, ki se odvija pri stalnem tlaku; označujemo jo z oznako  $\Delta H$ ; običajno navajamo standardne entalpije  $\Delta H^\circ$  – entalpije pri tlaku 100 kPa

**standardna reakcijska entalpija ( $\Delta H^\circ_r$ );** količina toplote, ki se sprosti ali porabi pri kemijski reakciji pri tlaku 100 kPa

**standardna tvorben entalpija ( $\Delta H^\circ_f$ );** količina toplote, ki se sprosti ali porabi pri nastanku 1 mol spojine iz elementov v njihovih standardnih stanjih pri tlaku 100 kPa

**standardna sežigna entalpija ( $\Delta H^\circ_c$ );** količina toplote, ki se sprosti pri popolnem sežigu 1 mol snovi (elementa ali spojine) pri tlaku 100 kPa

**standardna vezna entalpija ( $\Delta H^\circ_v$ );** količina energije, ki je potrebna za prekinitev 1 mol vezi v plinasti snovi

**standardni pogoji;** tlak 100 kPa, množinska koncentracija topljenca 1 mol/L; standardne vrednosti različnih veličin običajno navajamo pri temperaturi 25 °C

**stehiometrični koeficienti;** številke, s katerimi uredimo kemijsko enačbo (npr. v enačbi  $2\text{H}_2 + 1\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  so stehiometrični koeficienti številke 2, 1 in 2 pred formulami vodika  $\text{H}_2$ , kisika  $\text{O}_2$  in vode  $\text{H}_2\text{O}$ ); predstavljajo množinsko razmerje med delci reaktantov in produktov

**stehiometrično razmerje;** razmerje med reaktanti pri kemijski reakciji, pri kateri noben reaktant ni v presežku

**steklo;** nekristalinična (amorfna) trdna snov, v kateri so delci (atomi) razporejeni neenakomerno; nima natančnega tališča, temveč se mehča v določenem temperaturnem obsegu; običajno okensko steklo dobimo s segrevanjem zmesi kalcijevega oksida CaO, natrijevega karbonata  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  in silicijevega dioksida  $\text{SiO}_2$

**Stockov sistem imenovanja;** način imenovanja spojin z navedbo oksidacijskega števila pozitivnega dela spojine z rimsko številko v oklepaju brez presledka za imenom elementa (npr.  $\text{CrO}_3$  je kromov(VI) oksid)

**strukturna formula;** kemijska formula, pri kateri prikažemo vse atome in vse vezi med njimi, običajno pa tudi nevezne elektronske pare; je zelo nazorna in informativna, vendar se zaradi dolgega zapisa redkeje uporablja

**sublimacija;** neposreden prehod iz trdnega v plinasto agregatno stanje (npr. pri segrevanju se jod ne stali, temveč preide iz trdnega v plinasto agregatno stanje – sublimira)

**substancia;** glej čista snov

**suhi led;** trden ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$ ; uporablja se za hlajenje; pri sobnih pogojih se ne stali, temveč sublimira

**sulfat;** sol žveplove kisline (npr. natrijev sulfat(VI)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  je sol žveplove(VI) kisline  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

**sulfid;** binarna žveplova spojina (npr. natrijev sulfid  $\text{Na}_2\text{S}$ )

## T

**T;** glej tritij

**talina;** staljena snov; dobimo jo, če trdno snov segrejemo do temperature tališča ali nad njo

**tališče;** temperatura, pri kateri snov preide iz trdnega v tekoče agregatno stanje (npr. tališče ledu je 0 °C)

**tekoče agregatno stanje;** agregatno stanje snovi med trdnim in plinastim agregatnim stanjem; v tem stanju se delci (atomi, ioni, molekule) sicer gibljejo, a je njihovo gibanje počasnejše kot v plinastem agregatnem stanju; tekočine so gostejše kot plini, označujemo jih z oznako (l) – liquid

**telesno centrirana osnovna celica;** osnovna celica z razporeditvijo enakovrstnih gradnikov (atomov, ionov, molekul) v njenih ogliščih in v njenem središču

**termokemija;** veda, ki proučuje toplotne spremembe pri kemijskih reakcijah

**termokemijska enačba;** urejena enačba kemijske reakcije z navedenimi agregatnimi stanji in reakcijsko entalpijo (npr.  $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\Delta H^\circ_r = -572 \text{ kJ}$ )

**tetra;** števec, s katerim označujemo štiri delce (npr. ogljikov tetraklorid  $\text{CCl}_4$  vsebuje v molekuli štiri atome klora)

**težka voda;** voda, ki ima namesto atomov običajnega vodika  $^1\text{H}$  vezana atoma »težkega vodika« – devterija  $^2\text{H}$ ; zapisujemo jo s formulo  $\text{D}_2\text{O}$ ; pomembna je v jedrski tehnologiji; tališče težke vode je 3,8 °C, vrelišče pa 101,4 °C

**toksikologija;** veda o strupenih snoveh in njihovem učinkovanju

**topilo;** snov, ki raztaplja topljenec, pri čemer nastane raztopina; kot topilo pogosto uporabljamo vodo (npr. kuhinjsko sol – topljenec raztopimo v vodi – topilu)

**topla greda (globalno segrevanje Zemlje);** pojav povečanja temperature na Zemlji, ki je predvsem posledica intenzivne uporabe fosilnih goriv in krčenja gozdov, zaradi česar se v ozračju povečuje koncentracija ogljikovega dioksida; ogljikov dioksid in drugi toplogredni plini prepuščajo sončno svetlobo, ki segreva zemeljsko površje, a zadržujejo toplotno energijo Zemlje; posledice tega pojava so spremenjene vremenske razmere in s tem vpliv na poljedelstvo, taljenje polarnega ledu in ledenikov, dvig morske gladine

**topljenec;** snov, ki jo raztopimo v topilu, pri čemer nastane raztopina (npr. sladkor – topljenec raztopimo v vodi – topilu)

**toplogredni plini;** plinaste snovi v ozračju (predvsem ogljikov dioksid  $\text{CO}_2$  in metan  $\text{CH}_4$ ), ki povzročajo pojav globalnega segrevanja Zemlje (pojav tople grede)



**topnost**; največja količina določene snovi (topljenca), ki jo lahko raztopimo v neki količini določenega topila pri določeni temperaturi; odvisna je od narave topljenca in topila ter od temperature (pri plinih pa tudi od tlaka); pri večini trdnih snovi je pri večji temperaturi topnost večja; običajno jo podajamo kot maso topljenca v 100 g topila pri določeni temperaturi (npr. pri 20 °C je topnost kuhinjske soli – natrijevega klorida – 36,0 g NaCl na 100 g vode)

**trdno agregatno stanje**; agregatno stanje snovi, v katerem ima snov določeno obliko; v tem stanju se delci (atomi, ioni, molekule) ne premikajo, le nihajo

**tri**; števniki, s katerim označujemo tri delce (npr. dušikov trijodid  $\text{NI}_3$ , vsebuje v molekuli tri atome joda)

**tritij (T)**; radioaktiven vodikov izotop  $^3\text{H}$  z dvema nevtronoma in enim protonom v jedru; masno število tritija je 3; pogosto ga označujemo s črko T

**tvorbena entalpija**; glej standardna tvorben entalpija

## V

**valenčni elektron**; glej zunanji elektron

**Van der Waalsove vezi**; glej molekulske vezi

**vez**; glej kemijska vez

**vezna entalpija**; glej standardna vezna entalpija

**vezni elektronski par**; glej skupni elektronski par

**vitamin C (askorbinska kislina)**; vodotopen vitamin občutljiv na svetlobo in segrevanje  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ; v večjih količinah se nahaja v limonah, pomarančah ter v drugem sadju in zelenjavi; človek in drugi primati ga ne morejo sami izdelati, zato ga morajo zaužiti s hrano; pomanjkanje vitamina C povzroča bolezen skorbut

**vitamini**; kemijsko raznolike organske spojine, ki jih človeški oz. živalski organizem v relativno majhnih količinah nujno potrebuje za normalno delovanje; običajno jih delimo na topne v vodi (vitamina B in C) in na topne v maščobah (vitamini A, D, E in K); večine vitaminov človeško telo ne more izdelati, zato jih je potrebno zaužiti s hrano; pomanjkanje vitaminov povzroča bolezni

**voda**; tekočina brez barve, vonja in okusa  $\text{H}_2\text{O}$ ; vodo v trdnem agregatnem stanju imenujemo led, v plinastem agregatnem stanju pa vodna para; led ima manjšo gostoto od tekoče vode, zato plava na njej; najpomembnejše topilo v anorganski kemiji; najbolj razširjena spojina na Zemlji

**vodikov halogenid**; binarna spojina vodika in halogena (npr. vodikov klorid  $\text{HCl}$ )

**vodikov peroksid**; blede modra oljnata spojina  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; tališče  $-0,4\text{ °C}$ , vrelišče  $150\text{ °C}$ ; dobro se meša z vodo, na svetlobi ali v stiku z mnogimi snovmi razpade na vodo in kisik:  $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ; uporabljamo jo za beljenje, dezinfekcijo in kot sestavino raketnih goriv

**vodikova vez**; privlak med elektropozitivnim vodikovim atomom, vezanim na atom zelo elektronegativnega elementa (fluor, kisik ali dušik), in neveznim elektronskim parom atoma zelo elektronegativnega elementa; tvorijo jo vodikov fluorid  $\text{HF}$ , voda  $\text{H}_2\text{O}$ , amonijak  $\text{NH}_3$ , vodikov peroksid  $\text{H}_2\text{O}_2$ , alkoholi (npr. metanol  $\text{CH}_3\text{OH}$ ), karboksilne kisline (npr. očetna kislina  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), beljakovine, DNK ...

**vrelišče**; temperatura, pri kateri snov zavre (npr. vrelišče vode je  $100\text{ °C}$ ); odvisno je od tlaka nad tekočino

**vrstno število (atomska število)**; zaporedno število elementa v periodnem sistemu (npr. helij ima vrstno število 2); enako je številu protonov ter tudi številu elektronov v atomu; zapisujemo ga levo spodaj ob simbolu elementa (npr.  ${}_2\text{He}$ )

**vzbujeno stanje atoma**; energijsko stanje atoma, ki je drugačno (manj ugodno) od osnovnega stanja; v vzbujenem stanju se elektroni nahajajo v energijsko manj ugodnih (višjih) orbitalah (npr. v enem od možnih vzbujenih stanj vodikovega atoma je elektron v orbitali  $2s$ )

## Z

**zakon o ohranitvi mase**; spoznanje, da je masa reaktantov enaka masi produktov oz. da se masa snovi pri kemijski reakciji ne spreminja; zasnoval ga je francoski kemik Antoine Laurent Lavoisier (1743–1794)

**zemeljskoalkalijske kovine**; kovine druge skupine periodnega sistema; v splošnem so reaktivne, a manj kot alkalijske kovine; njihova reaktivnost se veča po skupini navzdol; tvorijo ione z nabojem  $2+$

**zlitina**; zmes dveh ali več kovin, redkeje nekovin (pogostejše ogljik, silicij); zlitine imajo običajno boljše lastnosti od čistih kovin; najbolj znane zlitine so bron, medenina, jeklo, amalgam idr.

**zrak**; zmes plinov, ki obkroža Zemljo; suh zrak ima na nadmorski višini 0 m sestavo 78,079 % dušika  $\text{N}_2$ , 20,946 % kisika  $\text{O}_2$ , 0,934 % argona  $\text{Ar}$ , 0,038 % ogljikovega dioksida  $\text{CO}_2$  ter manjše deleže ostalih snovi; v zraku se nahajajo tudi spremenljive količine vodne pare, prašnih delcev ter različnih snovi, ki so posledica človekovega delovanja

**zunanja lupina**; zadnja (energetsko najvišja) lupina, v kateri se še nahajajo elektroni

**zunANJI (valenčni) elektron**; elektron, ki se nahaja v zunanji lupini (npr. magnezij ima v zunanji lupini dva zunanja elektrona)

## Ž

**žgano apno**; glej kalcijev oksid

**živo apno**; glej kalcijev oksid

**žlahtni plini**; elementi osme skupine periodnega sistema (18. skupina po novi klasifikaciji); pri sobnih pogojih so vsi plini brez barve in vonja; so najmanj reaktivni elementi; spojine helija in neona niso znane, največ je znanih ksenonovih spojin (npr.  $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{XeF}_6$ ,  $\text{XeO}_3$ ,  $\text{XeO}_4$ ); v zraku je 0,934 % argona, ostalih žlahtnih plinov je bistveno manj; pridobivamo jih s fracionirano destilacijo utekočinjenega zraka, helij pa predvsem iz zemeljskega plina, kjer ga je lahko tudi do 7 %

**žveplova(VI) kislina**; brezbarvna higroskopska jedka oljnata tekočina  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; močna kislina in močan oksidant; industrijsko najpomembnejša kislina; njene soli so sulfati(VI) (npr. natrijev sulfat(VI)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )



# Rešitve računskih nalog

## Poglavje 1.1

4.  $T = 372,76 \text{ K}$

## Poglavje 1.2

14. a)  $LD_{50} = 3,2 \text{ mg}/0,20 \text{ kg}$  telesne mase

## Poglavje 2.2

4.  $A_r(\text{B}) = 10,81$

5. razširj. ( $^6\text{Li}$ ) = 7,59 %, razširj. ( $^7\text{Li}$ ) = 92,41 %

## Poglavje 4.1

2.  $M(\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2) = 194,22 \text{ g/mol}$

3.  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,09 \text{ g/mol}$ ;

$M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310,18 \text{ g/mol}$ ;

$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,72 \text{ g/mol}$

## Poglavje 4.2

4.  $N(\text{O}_2) = 6,02 \cdot 10^{23}$ ;  $N(\text{O}) = 1,204 \cdot 10^{24}$

5.  $n(\text{Ar}) = 0,501 \text{ mol}$

6.  $m(\text{Cr}) = 78,0 \text{ g}$                       7.  $N(\text{Ni}) = 2,56 \cdot 10^{22}$

## Poglavje 4.3

1. a)  $n(\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2) = 0,00331 \text{ mol}$

b)  $N(\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2) = 1,99 \cdot 10^{21}$

c)  $m(\text{C}) = 0,318 \text{ g}$                       č)  $N(\text{H}) = 1,79 \cdot 10^{22}$

d)  $N(\text{vsi atomi}) = 3,98 \cdot 10^{22}$

2. a)  $M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278,06 \text{ g/mol}$

b)  $n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 0,00899 \text{ mol}$

c)  $m(\text{H}_2\text{O}) = 1,13 \text{ g}$                       č)  $N(\text{O}) = 5,95 \cdot 10^{22}$

d)  $n(\text{H}) = 0,126 \text{ mol}$

## Poglavje 4.4

6.  $n(\text{N}_2) = 0,00862 \text{ mol}$

7.  $m(\text{CO}_2) = 0,192 \text{ g}$

9.  $V_m = 0,500 \text{ L/mol}$

10.  $n(\text{O}_2) = 0,0281 \text{ mol}$ ;  $N(\text{O}_2) = 1,69 \cdot 10^{22}$ ;

$V_m(\text{O}_2) = 8,89 \text{ L/mol}$

11.  $n(\text{N}_2) = 0,0892 \text{ mol}$ ;  $N(\text{N}_2) = 5,37 \cdot 10^{22}$ ;

$V(\text{N}_2) = 1,34 \text{ L}$

14.  $V_m = 30,4 \text{ L/mol}$

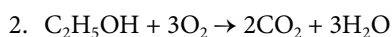
15.  $P = 138 \text{ kPa}$

16.  $T = 318 \text{ K}$

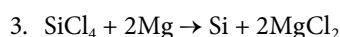
18.  $\rho(\text{He}) = 0,170 \text{ g/L}$

19.  $T(\text{N}_2) = 283 \text{ K}$                       20.  $P(\text{O}_2) = 115 \text{ kPa}$

## Poglavje 5.2



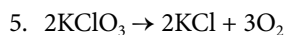
$n(\text{CO}_2) = 0,400 \text{ mol}$ ;  $m(\text{H}_2\text{O}) = 10,8 \text{ g}$



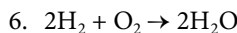
$m(\text{Mg}) = 7,29 \text{ g}$ ;  $m(\text{Si}) = 4,21 \text{ g}$



$m(\text{Fe}) = 9,31 \text{ g}$ ;  $m(\text{FeCl}_3) = 27,0 \text{ g}$



$m(\text{KCl}) = 18,6 \text{ g}$ ;  $V(\text{O}_2) = 8,16 \text{ L}$



$n(\text{H}_2\text{-presežek}) = 0,75 \text{ mol}$

## Poglavje 5.4

1. a)  $\Delta H_r^\circ = -568 \text{ kJ}$ ;                      d)  $\Delta H_r^\circ = -748 \text{ kJ}$

b)  $\Delta H_r^\circ = -1268 \text{ kJ}$ ;                      e)  $\Delta H_r^\circ = -337 \text{ kJ}$

c)  $\Delta H_r^\circ = -1036 \text{ kJ}$                       f)  $\Delta H_r^\circ = -535 \text{ kJ}$

č)  $\Delta H_r^\circ = -2858 \text{ kJ}$

## Poglavje 6. (str. 116)

3.  $A_r(\text{Cl}) = 35,45$

15.  $M(\text{F}_2) = 38,00 \text{ g/mol}$ ;  $n(\text{F}_2) = 0,02632 \text{ mol}$ ;

$N(\text{F}_2) = 1,58 \cdot 10^{22}$

16.  $V_m(\text{F}_2) = 27 \text{ L/mol}$

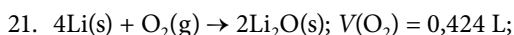
17.  $n(\text{Cl}_2) = 0,00846 \text{ mol}$ ;  $N(\text{Cl}_2) = 5,09 \cdot 10^{21}$ ;

$V_m(\text{Cl}_2) = 23,6 \text{ L/mol}$

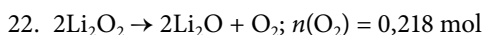
18.  $n(\text{F}_2) = 0,0123 \text{ mol}$ ;  $m(\text{F}_2) = 0,468 \text{ g}$ ;

$N(\text{F}_2) = 7,42 \cdot 10^{21}$

19.  $N(\text{F}) = 4,95 \cdot 10^{23}$



$n(\text{Li}_2\text{O}) = 0,0360 \text{ mol}$



23.  $\Delta H_r^\circ = 16 \text{ kJ}$ , endotermna reakcija

## Poglavje 7.1

3.  $w(\text{NaCl}) = 0,0625$

4.  $m(\text{topljenec}) = 20,0 \text{ g}$

10. topnost(citr. kis.) = 277 g citr. kis./100 g vode;

$w(\text{citr. kis.}) = 0,735$ ;

$m(\text{citr. kis.}) = 220 \text{ g}$ ,  $m(\text{H}_2\text{O}) = 80 \text{ g}$

13. topnost( $\text{NH}_4\text{Br}$ ) = 75,4 g  $\text{NH}_4\text{Br}$ /100 g vode

14.  $w(\text{KNO}_3) = 0,240$

## Poglavje 7.2

2.  $c(\text{NaCl}) = 0,684 \text{ mol/L}$

3.  $m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,535 \text{ g}$

4.  $\gamma(\text{KCl}) = 50 \text{ g/L}$

5.  $c(\text{NaOH}) = 2,8 \text{ mol/L}$

6.  $w((\text{NH}_2)_2\text{CO}) = 0,538$ ;

topnost( $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ) = 116 g  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ /100 g vode

8.  $c(\text{O}_2) = 0,0016 \text{ mol/L}$ ;  $\gamma(\text{O}_2) = 51 \text{ mg/L}$

9.  $P(\text{O}_2) = 77 \text{ kPa}$

## Poglavje 7.3

1.  $w(\text{KCl}) = 0,129$

3.  $w(\text{NaCl}) = 0,220$

2.  $w(\text{NaCl}) = 0,180$

# ZALOŽNIŠTVO JUTRO

PERIODE

SKUPINE

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1,01  
H  
1  
vodik  
+1,-1

6,94  
Li  
3  
litij  
+1

22,99  
Na  
11  
natrij  
+1

39,10  
K  
19  
kalij  
+1

85,47  
Rb  
37  
rubidij  
+1

132,91  
Cs  
55  
cezij  
+1

(223,02)  
Fr  
87  
francij  
+1

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78  
platina  
+4,+2

195,08  
Pt  
78