

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

ZALOŽNIŠTVO
JUTRO

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
- www.wikipedia.com
- 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), Crouse-Henrich 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

1. Varno delo pri kemijskih poskusih ... 7	
1.1 Laboratorijski pripomočki... 8	
Spoznavanje s poskusi... 8	
1.2 Nevarne snovi... 12	
Slikovne in črkovne oznake ... 12	
Osnove toksikologije ... 14	
2. Delci snovi ... 17	
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	
3. Povezovanje delcev ... 39	
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	
4. Simbolni zapis in množina snovi ... 79	
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	
5. Kemijska reakcija kot snovna in energijska sprememba ... 93	
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	
6. Alkalijske kovine in halogeni ... 109	
6.1 Alkalijske kovine ... 110	
Od litija do francija... 110	
6.2 Halogeni ... 112	
Od fluora do astata ... 112	
7. Raztopine ... 117	
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	
8. KEMIJSKI SLOVAR ... 133	
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	<i>m</i>	kilogram	kg
Dolžina	<i>l</i>	meter	m
Čas	<i>t</i>	sekunda	s
Temperatura	<i>T</i>	kelvin	K
Množina snovi	<i>n</i>	mol	mol
Električni tok	<i>I</i>	amper	A
Svetilnost	<i>I_v</i>	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}
μ	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.

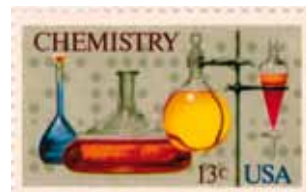
Nekatere količine spreminjajo svoje vrednosti – **spremenljivke**, nekatere pa ne – **konstante**. Temperaturo snovi lahko preprosto spreminjamo – snov lahko segrejemo ali ohladimo. Seveda lahko izvajamo reakcijo tudi pri konstantni (stalni, nespremenjeni) temperaturi. Osnovna enota za temperaturo je 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 ($96500 \text{ As mol}^{-1}$).

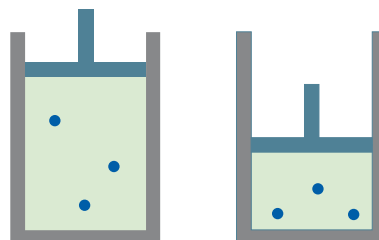
V laboratoriju uporabljamo različne pripomočke. Najbolj pogosto uporabljamo stekleno laboratorijsko posodo, redkeje plastično. Srečamo pa tudi pripomočke iz porcelana, kovine idr. Steklene posode lahko segrevamo, prozornost stekla omogoča opazovanje snovi, obenem pa je steklo kemijsko dobro odporno na 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 % SiO_2 , več kot 10 % B_2O_3 ter manjše količine drugih oksidov (npr. Na_2O , Al_2O_3 , CaO , K_2O).

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«.

1.2 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 $0,1 \mu\text{g}/\text{kg}$ 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 $1750 \text{ mg}/\text{kg}$ 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) $200 \text{ mg}/\text{kg}$ telesne mase (podgane, oralno). Predstavljajmo si, da imamo populacijo podgan, v kateri ima vsaka žival maso $0,25 \text{ kg}$. LD_{50} lahko s preprostim sklepnim računom preračunamo: $200 \text{ mg}/\text{kg}$ telesne mase ustreza $50 \text{ mg}/0,25 \text{ kg}$ 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 preživela.

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 $60 \text{ mg}/\text{kg}$ telesne mase, razdeljen na 4 do 6 odmerkov (torej je enkratni odmerek 10 mg do $15 \text{ mg}/\text{kg}$ 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 $11,9 \text{ g}/\text{kg}$ telesne mase, paracetamol (sestavina Lekadola) $2,4 \text{ g}/\text{kg}$ telesne mase, jedilni sladkor pa $29,7 \text{ g}/\text{kg}$ 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

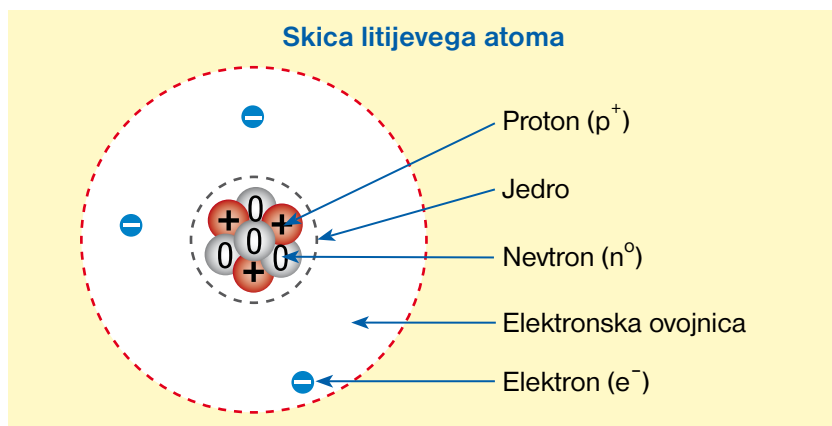
Kako je zgrajen atom?

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°) 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^{+}	$1,6726 \cdot 10^{-24}$ g	+1
elektron	e^{-}	$0,00091094 \cdot 10^{-24}$ g	-1
nevtron	n°	$1,6749 \cdot 10^{-24}$ 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).



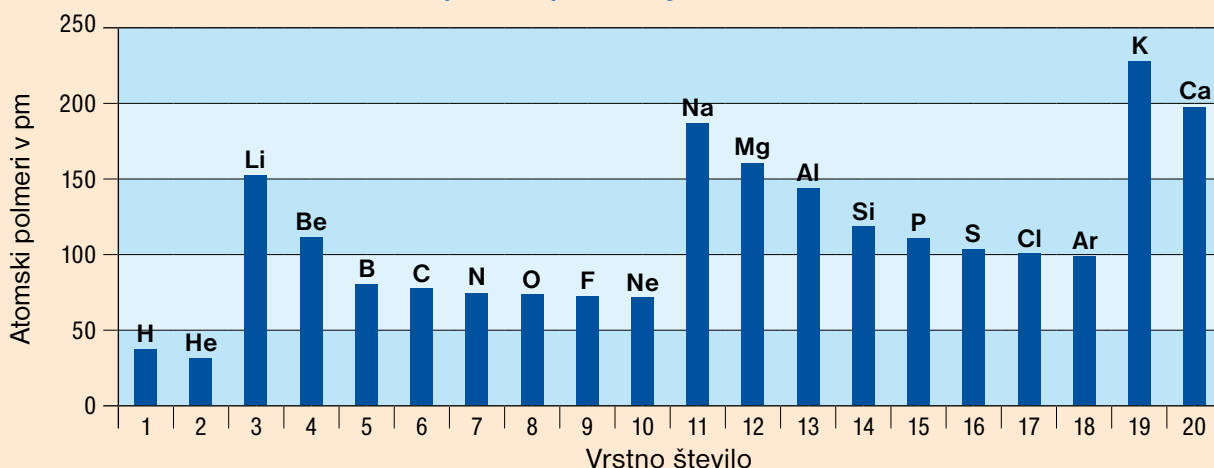
Rutherfordovo zamisel o zgradbi atoma je naprej razvil danski fizik Niels Bohr (1885–1962, Nobelova nagrada za fiziko 1922).

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 $1,602 \cdot 10^{-19}$ A s) ni pomembna za razumevanje zgradbe atoma.

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}B (v naravi ga je 19,91 %) in ^{11}B (v naravi ga je 80,09 %). Relativna atomska masa borovega izotopa ^{10}B znaša 10,0129, borovega izotopa ^{11}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 ^6Li znaša 6,0151, litijevega izotopa ^7Li 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_{11} in E_{12})?
5. Navedene so ionizacijske energije neznanega elementa X. Napišite simbol iona tega elementa ter formuli njegovih spojin z bromom in s kisikom. ($E_{11} = 419 \text{ kJ/mol}$, $E_{12} = 3052 \text{ kJ/mol}$, $E_{13} = 4420 \text{ kJ/mol}$, $E_{14} = 5877 \text{ kJ/mol}$).

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 O_2 ?
9. Atom titana je izoelektronski z molekulo spojine 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.

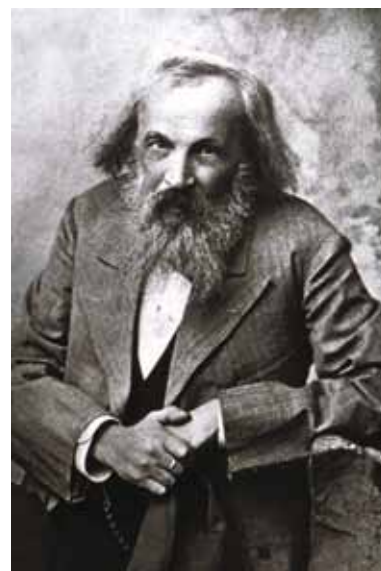
Imena in simboli elementov

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«.

3.4 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.

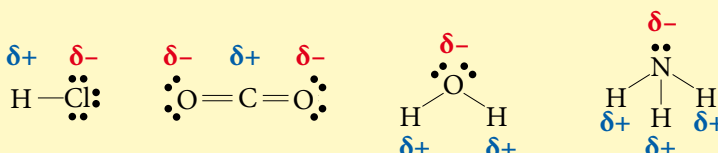
H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 1,0	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,9	Ca 1,0	Ga 1,7	Ge 1,9	As 2,1	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,9	Sr 1,0	In 1,6	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5



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 δ^- , bolj elektropozitiven element pa δ^+ . Simbol δ^- preberemo »delno negativen naboj«, simbol δ^+ pa »delno pozitiven naboj«. Oglejmo si nekaj primerov.



Kovalentni kristali imajo visoka tališča, so trdi in ne prevajajo električnega toka (grafit je izjema). Značilni predstavniki kovalentnih kristalov so diamant, kremen (SiO_2) in karborund (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 števnikami in po Stockovem sistemu.
11. Imenujte spojino 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 NH_4Cl in katera dva v amonijevem nitratu(V) NH_4NO_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 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 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

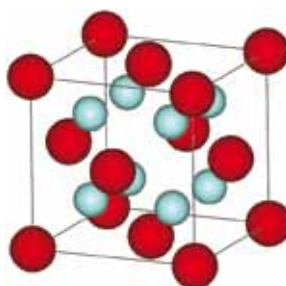
1. Katere sile oz. vezi uvrščamo med molekulske vezi?
2. Pojasnite nastanek disperzijskih, indukcijskih in orientacijskih sil.
3. Kaj je polarizacija?
4. Kako se spreminjajo vrelišča podobnih snovi z molsko maso?
5. Kaj je vodikova vez? Molekule katerih spojin se povezujejo z vodikovimi vezmi? V katerih 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

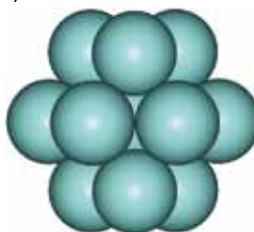
1. Navedite razlike med »amornimi snovmi« in »kristaliničnimi snovmi«.
2. Katere vrste kristalov poznamo? Navedite po en primer snovi za vsako vrsto kristala in opišite njihove lastnosti.
3. Kaj je kristalna mreža in kaj je osnovna celica?
4. Narišite primitivno, telesno centrirano in ploskovno centrirano 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 kremenca.
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: CaCO_3 (kalcijev karbonat), Li_2O , Ti, CO_2 . Za vsako od teh snovi opredelite vrsto kristala (kovinski, kovalentni, molekulski ali ionski).

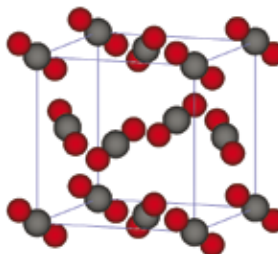
a)



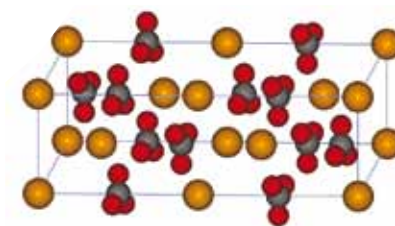
b)



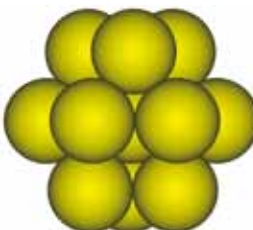
c)



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 molekulsko maso primerjamo **maso molekule** glede na $\frac{1}{12}$ mase atoma ogljikovega izotopa ^{12}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}C .

$$M_r = \frac{\text{masa 1 molekule}}{\frac{1}{12} \text{ mase atoma } ^{12}\text{C}}$$

Relativno molekulsko maso izračunamo s **seštevanjem relativnih atomskih mas** vseh elementov, ki sestavljajo spojino ali večatomni element. Oglejmo si nekaj primerov.

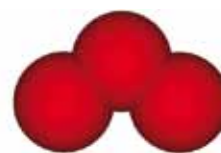
Izračun relativnih molekulskih mas večatomnih elementov:

Ime in formula elementa	Izračun relativne molekulске mase
Fluor, F_2	$M_r(\text{F}_2) = 2 \cdot A_r(\text{F}) = 2 \cdot 19,00 = 38,00$
Ozon, O_3	$M_r(\text{O}_3) = 3 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 16,00 = 48,00$
Fosfor, P_4	$M_r(\text{P}_4) = 4 \cdot A_r(\text{P}) = 4 \cdot 30,97 = 123,88$
Žveplo, 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, 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}C . Izračunamo jo s seštevanjem relativnih atomskih mas vseh elementov, ki sestavljajo spojino ali večatomni element.

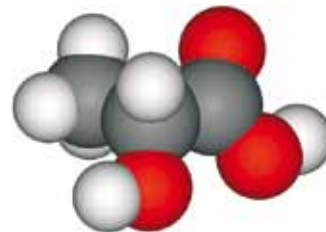


Ozon O_3 je triatomna oblika kisika. Relativna molekulska masa ozona je 48,00.



Račun relativne molekulске mase je bolj pregleden, če ga zapišemo v obliki stolpca. Oglejmo si izračun relativne molekulске mase fosforjeve(V) kisline H_3PO_4 .

$$\begin{array}{r} M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = ? \\ 3 \cdot A_r(\text{H}) = 3 \cdot 1,01 = 3,03 \\ 1 \cdot A_r(\text{P}) = 1 \cdot 30,97 = 30,97 \\ 4 \cdot A_r(\text{O}) = 4 \cdot 16,00 = 64,00 \\ \hline M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98,00 \end{array}$$



Mlečna kislina nastane pri kisanju mleka, pa tudi pri delu mišic. Izračunajmo relativno molekulsko maso mlečne kisline.

$$\begin{array}{r} M_r(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = ? \\ 3 \cdot A_r(\text{C}) = 3 \cdot 12,01 = 36,03 \\ 6 \cdot A_r(\text{H}) = 6 \cdot 1,01 = 6,06 \\ 3 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 16,00 = 48,00 \\ \hline M_r(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = 90,09 \end{array}$$

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 C_4H_{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 O_2 iz zraka, pri tem nastaneta ogljikov dioksid CO_2 in vodna para H_2O . 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 H_2O in ogljikovega dioksida CO_2 tvorijo glukozo $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ in kisik 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

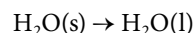
(l) – tekočina

(g) – plin

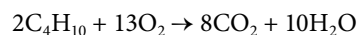
(aq) – vodna raztopina



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 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.



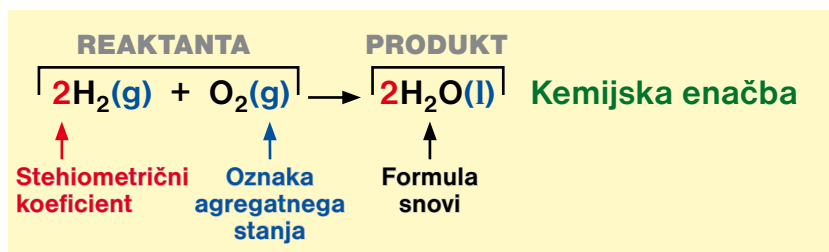
V velikem rezervoarju vesoljskega raketoplana (Space Shuttle) sta utekočinjena kisik in vodik, ki reagirata v treh glavnih motorjih.

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 H₂ in kisika O₂ nastane voda H₂O. Vodik in kisik sta reaktanta, voda je produkt.



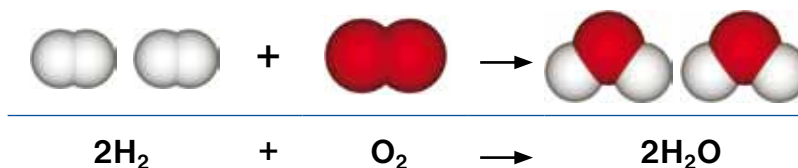
Oba reaktanta, vodik in kisik, smo zapisali na levi strani **kemijske enačbe** (uporabljamo tudi izraz **enačba kemijske reakcije**). Ločena sta z znakom **plus** (+), ki ponazarja, da reaktanta med seboj reagirata. Na desni strani smo zapisali edini produkt – vodo. Oba reaktanta smo od nastalega produkta ločili s **puščico** (→), 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.

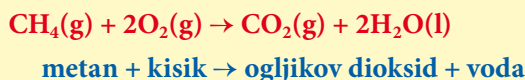
Številke, ki jih zapisujemo pred formulami snovi, imenujemo **stehiometrični koeficienti**. Koeficienta 1 običajno ne zapisujemo.

Enačbo smo opremili tudi z oznakami agregatnih stanj. Oba reaktanta, vodik H₂ in kisik O₂, sta pri sobnih pogojih plina. Produkt voda H₂O pa je pri sobnih pogojih v tekočem agregatnem stanju.

Kemijsko reakcijo lahko ponazorimo tudi z modeli. Manjše bele kroglice 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) zgorijo v ogljikov dioksid in vodo. Napišimo urejeno enačbo gorenja metana CH₄.



Metan, kisik in ogljikov dioksid so pri sobnih pogojih plini, voda pa je tekočina. Pri gorenju metana zaradi sproščene energije nastane vodna para H₂O(g), ki je nevidna.

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 nezreagirani. 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 ΔH predstavlja toploto, ki se sprosti ali porabi pri kemijski reakciji.
- 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.
- 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.
- Žveplovi in dušikovi oksidi se v ozračju spojijo z vodo in nato vrnejo na zemljo v obliki kislil 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 tvorbeno 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 tvorbeno entalpija«.
- Katere snovi imajo po dogovoru standardne tvorbeno 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:
 - $\Delta H_r^\circ = -100 \text{ kJ/mol}$ in $E_a = 75 \text{ kJ/mol}$,
 - $\Delta H_r^\circ = 25 \text{ kJ/mol}$ in $E_a = 75 \text{ kJ/mol}$.

5.4 Izračun reakcijske entalpije

- S pomočjo podatkov na str. 101 izračunajte standardne reakcijske entalpije naslednjih reakcij:
 - $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$
 - $4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(g)$
 - $2H_2S(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g) + 2SO_2(g)$
 - $2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \rightarrow 6H_2O(g) + 4CO_2(g)$
 - $2CO(g) + 2NO(g) \rightarrow N_2(g) + 2CO_2(g)$
 - $3N_2H_4(l) \rightarrow 4NH_3(g) + N_2(g)$
 - $N_2H_4(l) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

6.

Alkalijske kovine in halogeni

VSEBINA 6. POGLAVJA

- 6.1 - ALKALIJSKE KOVINE
- 6.2 - HALOGENI
- ZAPOMNIM SI
- VPRAŠANJA ZA UTRJEVANJE ZNANJA

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?

$$m(\text{topljenec}) = 50 \text{ g} \quad \leftarrow \text{Sladkor je topljenec.}$$

$$m(\text{topilo}) = 150 \text{ g} \quad \leftarrow \text{Voda je topilo.}$$

$$w(\text{topljenec}) = ? \quad \leftarrow \text{Izračunali bomo masni delež topljenca (sladkorja) v raztopini.}$$

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 %.

$$\text{Masni odstotek: } 0,25 \cdot 100 \% = 25 \%$$

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.

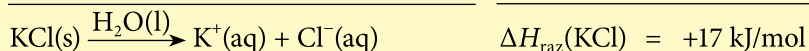
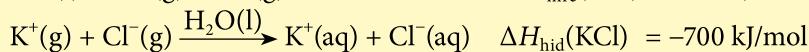
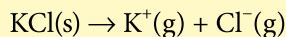
V primeru kalijevih in kloridnih ionov zapišemo ta proces z enačbo:



Pri hidrataciji 1 mol kalijevih in kloridnih ionov se sprosti 700 kJ energije.

Entalpijo raztapljanja ΔH_{raz} izračunamo s seštevanjem mrežne entalpije ΔH_{mre} in hidratacijske entalpije ΔH_{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.

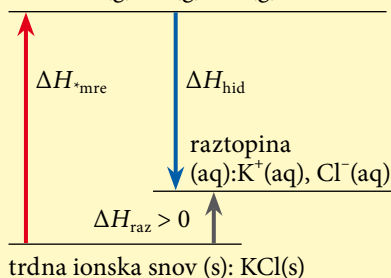
To ugotovitev si lažje predstavljamo s pomočjo energijskih diagramov raztapljanja. Raztapljanje kalijevega klorida je endotermen, raztapljanje natrijevega hidroksida pa eksotermen proces.

Endotermno raztapljanje

$$\Delta H_{\text{raz}} > 0$$

$$|\Delta H_{\text{mre}}| > |\Delta H_{\text{hid}}|$$

ioni (g): $\text{K}^+(\text{g}), \text{Cl}^-(\text{g})$

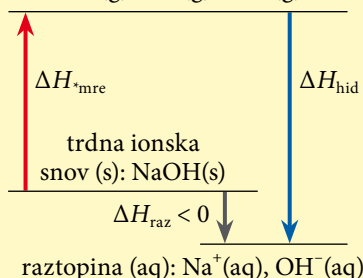


Eksotermno raztapljanje

$$\Delta H_{\text{raz}} < 0$$

$$|\Delta H_{\text{mre}}| < |\Delta H_{\text{hid}}|$$

ioni (g): $\text{Na}^+(\text{g}), \text{OH}^-(\text{g})$



Omenimo še topnost srebrovih soli. Mnoge srebrove soli, npr. srebrov klorid 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	ΔH_{mre}	ΔH_{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 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

- Rastopina je homogena zmes topljenca in topila. Topljenec je snov, ki se raztaplja. Topilo je snov, v kateri raztapljamo topljenec. Sestavo rastopine izražamo na različne načine. Masni delež topljenca (w) v rastopini izračunamo tako, da maso topljenca delimo z maso rastopine.
- Topnost je največja količina topljenca, ki ga lahko rastopimo v neki količini določenega topila pri določeni temperaturi. Običajno jo navajamo kot maso rastopljenega topljenca v 100 g topila pri določeni temperaturi. Odvisna je od vrste topljenca, vrste topila in od temperature. Nasičena rastopina je rastopina, ki vsebuje največjo možno količino rastopljenega topljenca pri določeni temperaturi. Topnost je odvisna od temperature. Večina trdnih topljencev ima večjo topnost pri višji temperaturi.
- Množinska ali molarna koncentracija predstavlja množino topljenca v litru rastopine. Masna koncentracija predstavlja maso topljenca v litru rastopine. 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).
- Rastopine lahko pripravimo tudi z mešanjem, redčenjem ali koncentriranjem (izparevanjem topila) obstoječih rastopin. Pri redčenju se koncentracija topljenca v rastopini zmanjša, pri koncentriranju pa poveča.
- Pri raztapljanju pride do prekinitve vezi med delci topljenca v trdni snovi, nastanejo nove vezi med delci topljenca in delci topila. Hidracija je proces, pri katerem molekule vode obdajo delce topljenca v vodnih rastopinah.
- 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 hidracijskih 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 NH_4Br v nasičeni raztopini 0,430. Izračunajte topnost amonijevega bromida.
- S pomočjo podatkov v stranskem stolpcu na strani 120 izračunajte masni delež kalijevega nitrata(V) 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 NH_4Cl 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 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 N_2 , O_2 , 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 »hidrirani 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 $\text{CH}\equiv\text{CH}$

acetone; 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 -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 O_2) ali triatomnih molekul (trikisik ali ozon 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 O_2 ali triatomnih molekul O_3 - ozon)

amonijak; brezbarven plin neprijetnega vonja NH_3 ; dobro se raztaplja v vodi, pri čemer nastane bazična raztopina

amonijev ion; ion 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; $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$; 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 ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10 \text{ \AA}$) in pikometer ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m} = 0,01 \text{ \AA}$)

anion; negativno nabit ion (npr. Cl^- , OH^- , O^{2-} , 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 neogljikove spojine ter ogljikovi oksidi (npr. ogljikov oksid CO , ogljikov dioksid CO_2), ogljikova kislina H_2CO_3 , njene soli karbonati (npr. kalcijev karbonat CaCO_3), cianidi (npr. kalijev cianid KCN) ter karbidi (npr. kalcijev karbid CaC_2)

apnec; trdna snov, ki vsebuje pretežno kalcijev karbonat CaCO_3 ; uporabljamo ga kot gradbeni material in za pridobivanje kalcijevega oksida 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}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 C_2H_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 H^+) od kisline; v vodnih raztopinah baz prevladujejo hidroksidni ioni OH^- ; najbolj znane baze so različni kovinski hidroksidi (npr. natrijev hidroksid NaOH , kalijev hidroksid KOH , kalcijev hidroksid Ca(OH)_2) in amonijak NH_3

beli fosfor; najbolj reaktivna oblika (alotropska modifikacija) fosforja; ima štiriatomne molekule 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 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 CaO), sulfidi (npr. natrijev sulfid Na_2S), fluoridi (npr. natrijev fluorid NaF), kloridi (npr. natrijev klorid NaCl), bromidi (npr. kalijev bromid KBr), jodidi (npr. kalijev jodid KI), nitridi (npr. aluminijev nitrid AlN), karbidi (npr. kalcijev karbid CaC_2), hidridi (npr. kalcijev hidrid 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 NaBr)

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. $V_m = 30,4 \text{ L/mol}$

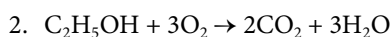
15. $P = 138 \text{ kPa}$

16. $T = 318 \text{ K}$

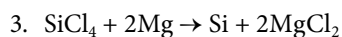
18. $\rho(\text{He}) = 0,170 \text{ g/L}$

19. $T(\text{N}_2) = 283 \text{ K}$ 20. $P(\text{O}_2) = 115 \text{ kPa}$

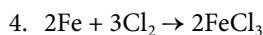
Poglavje 5.2



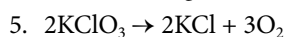
$n(\text{CO}_2) = 0,400 \text{ mol}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 10,8 \text{ g}$



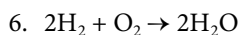
$m(\text{Mg}) = 7,29 \text{ g}$; $m(\text{Si}) = 4,21 \text{ g}$



$m(\text{Fe}) = 9,31 \text{ g}$; $m(\text{FeCl}_3) = 27,0 \text{ g}$



$m(\text{KCl}) = 18,6 \text{ g}$; $V(\text{O}_2) = 8,16 \text{ L}$



$n(\text{H}_2\text{-presežek}) = 0,75 \text{ mol}$

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. $N(\text{F}) = 4,95 \cdot 10^{23}$

21. $4\text{Li(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O(s)}$; $V(\text{O}_2) = 0,424 \text{ L}$;
 $n(\text{Li}_2\text{O}) = 0,0360 \text{ mol}$

22. $2\text{Li}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O} + \text{O}_2$; $n(\text{O}_2) = 0,218 \text{ mol}$

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(NH_4Br) = 75,4 g $\text{NH}_4\text{Br}/100 \text{ g}$ 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 $(\text{NH}_2)_2\text{CO}/100 \text{ g}$ 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. $w(\text{NaCl}) = 0,180$