

Andrej Smrdu

K E M I J A

Snov in spremembe 1

UČBENIK

za kemijo v 1. letniku gimnazijskega izobraževanja

Po učnem načrtu iz leta 2025

Andrej Smrdu

KEMIJA, Snov in spremembe 1

Učbenik za kemijo v 1. letniku gimnazijskega izobraževanja

Po učnem načrtu iz leta 2025

Recenzentki: doc. dr. Marta Počkaj in dr. Mojca Orel

Jezikovni pregled: Marta Pavlin, prof.

Likovno-tehnična urednica: Karmen S. Žnidaršič

Urednik: Filip Kodrič

Stavek in oprema: ONZ Jutro

© Jutro d.o.o. in avtor. Vse pravice pridržane.

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

Izdalo in založilo: Založništvo Jutro,
Jutro d.o.o., Založništvo in trgovina, Črnuška cesta 3, 1000 Ljubljana

Natisnjeno v Sloveniji v nakladi 6.000 izvodov, 2026.

V skladu z Zakonom o enotni ceni knjig znaša cena te knjige ob izidu 16,50 €.

Strokovni svet Republike Slovenije za splošno izobraževanje je na 251. seji dne 16. 4. 2026 s sklepom št. 013-10/2026-3350-9 potrdil knjigo »KEMIJA, SNOV IN SPREMEMBE 1, učbenik za kemijo v 1. letniku gimnazijskega izobraževanja« kot učbenik za pouk kemije v 1. letniku gimnazijskega izobraževanja.

NAROČILA:

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

Tel. 041 999-027 • E-pošta: info@jutro.si

Spletna knjigarna: www.jutro.si

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 gimnazijskega izobraževanja : po učnem načrtu iz leta 2025 / Andrej Smrdu. - Ljubljana : Jutro, 2026

ISBN 978-961-7024-32-6

COBISS.SI-ID 273003523

Predgovor

Učbenik »Kemija, Snov in spremembe 1« je namenjen dijakom prvega letnika gimnazije. Temelji na novem učnem načrtu (v veljavi od šolskega leta 2026/27) in obsega snov do vključno alkalijskih kovin in halogenov.

Učbenik je urejen v šest poglavij, ki se naprej delijo na manjše učne 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 v skladu z učnim načrtom izhajajo iz izbirnih ciljev/standardov znanja, so posebej označene ob robu strani (izbirna znanja). Posebej so označene tudi vsebine, ki presejajo cilje učnega načrta (dodatna znanja).

Pomembni pojmi in ugotovitve so krepko tiskani. Večina besedila je urejena v dveh stolpcih; v glavnem stolpcu je razloženo bistvo obravnavane snovi, v stranskem stolpcu pa so 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. Vsi odgovori na ta vprašanja so objavljeni na spletni strani Založništva Jutro.

Pred vsakim poglavjem so za motivacijo izpostavljene tri teme. Ena od teh je opis preprostega poskusa, ki ga dijaki lahko naredijo doma.

Več nalog lahko dijaki najdejo v delovnem zvezku »Kemijo razumem in uporabljam 1«, ki podpira učbenik.

Ob koncu učbenika je slovarček, ki vsebuje več kot 350 pojmov. Z njim si lahko dijaki hitro pomagajo pri razumevanju obravnavane snovi.

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:

- Brett, C. M. A., Frey, J. G., Hinde, R., Kuroda, Y., Marquardt, R., Pavese, F., Quack, M., Stohner, J., Thor, A. J. (2023). *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry*. International Union of Pure and Applied Chemistry.
- Brown, T. L., LeMay, H. E. Jr., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., Stoltzfus, M. W. (2015). *Chemistry. The Central Science*. Pearson.
- Burdge, J. (2023). *Chemistry*. McGraw Hill LLC.
- Connelly, N. G., Damhus, T., Hartshorn, R. M., Hutton, A. T. (2008). *Nomenklatura anorganske kemije, Priporočila IUPAC 2005*. Slovensko kemijsko društvo.
- Čeh, B. (2018). *Splošna kemija*. Univerza v Ljubljani, Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo.
- Čeh, B. (2019). *Anorganska kemija*. Univerza v Ljubljani, Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo.
- Čeh, B. (2015). *Splošna in anorganska kemija, Zbirka pojmov, vprašanj in nalog z odgovori in rešitvami*. Univerza v Ljubljani, Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo.
- Daintith, J. (1996). *A dictionary of chemistry*. Oxford University Press.
- Ebbing, D. D.; Gammon, S. D. (2017). *General Chemistry*. Cengage Learning.
- Grlić, L. (1988). *Mali kemijski leksikon*. Naprijed.
- Haynes, W. M., Lide, D. R., Bruno, T. J. (2017). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. CRC Press.
- Kotz, J. C., Treichel, P. M., Townsend, J. R., Treichel, D. A. (2019). *Chemistry & Chemical Reactivity*. Cengage Learning.
- Lazarini, B., Brenčič, J. (1989). *Splošna in anorganska kemija* (visokošolski učbenik). DZS.
- Petrucchi, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., Bissonnette, C. (2023). *Petrucchi's General Chemistry: Principles and Modern Applications*. Pearson Education Limited.
- Rayner-Canham G., Overton T. (2002). *Descriptive Inorganic Chemistry*. W. H. Freeman and Co.
- Schröter, W., Lautenschläger, K.-H., Bibrack, H., Schnabel, H. (1993). *Kemija, splošni priročnik*. Tehniška založba Slovenije.
- Sodja-Božič, J. (1990). *Laboratorijska tehnika*. Državna založba Slovenije.
- Tro, N. J. (2014). *Chemistry. A Molecular Approach*. Pearson.
- Zumdahl, S. S., Zumdahl, S. A., DeCoste, D. J. (2018). *Chemistry*. Cengage Learning.

Zahvala

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

Uporabili smo tudi fotografije iz naslednjih virov: NASA, NIST, Corel Gallery, Oregon State University, Jedrska elektrarna Krško (avtor Miran Pribožič), Crompton District Library, Duke University Archives – Perkins Library, LPP Ljubljana, Lucara Diamond Corp., Pošta Slovenije, Steklarna Hrastnik, Studio Produktna fotografija, Talum, The College of Chemistry - UC Berkeley, iStock, Wikimedia Commons.

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, Tilan Sepič, Božo Sulič, Avi Šorn, dr. Boris Zmazek, Karmen S. Žnidaršič, Patrik Žnidaršič.

Pri fotografiranju kemijskih poskusov v Šolskem centru Ljubljana je sodelovala Maja Auman. Pri fotografiranju kemijskih poskusov na Gimnaziji Vič je sodelovala Andreja Šporar.

VSEM SE ISKRENO ZAHVALJUJEMO.

Pomembnejše enačbe	
MNOŽINA SNOVI:	$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$
GOSTOTA SNOVI:	$\rho = \frac{m}{V}$
STANDARDNA REAKCIJSKA ENTALPIJA: $\Delta_r H^\circ = \sum(N(\text{prod.}) \cdot \Delta_f H^\circ(\text{prod.})) - \sum(N(\text{reakt.}) \cdot \Delta_f H^\circ(\text{reakt.}))$	

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

Druge veličine [običajne enote]	
<i>M</i>	molska masa [g mol ⁻¹]
<i>N</i>	število delcev [/]
<i>V</i>	prostornina [L]
<i>p</i>	tlak [kPa]
<i>w</i>	masni delež [/]
<i>ρ</i>	gostota [g mL ⁻¹]
$\Delta_r H^\circ$	standardna reakcijska entalpija [kJ mol ⁻¹]
$\Delta_f H^\circ$	standardna tvorben entalpija [kJ mol ⁻¹]

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

Kazalo

1. Kemija je eksperimentalna veda	9	2.8 Atomski in ionski polmer	46
1.1 Laboratorijski pripomočki	10	Velikost atoma	46
Spoznavanje snovi z eksperimenti	10	Velikost iona	48
Pripomočki v šolskem kemijskem laboratoriju	11	3. Povezovanje delcev / gradnikov	53
1.2 Nevarne snovi	16	3.1 Elementi	54
Označevanje nevarnih lastnosti snovi	16	Imena in simboli elementov	54
Osnove toksikologije	17	Molekule elementov in agregatna stanja	55
2. Zgradba atomov in ionov, periodni sistem elementov.	23	3.2 Binarne spojine.	56
2.1 Delci v atomu	24	Formule binarnih spojin	56
Atom je zgrajen iz še manjših delcev.	24	Imenovanje s števniki (z množilnimi predponami).	57
2.2 Vrsto in masno število	26	Imenovanje po Stockovem sistemu	58
Vrstno (atomska) število	26	Imenovanje po Ewens-Bassettovega sistemu	59
Masno število	26	3.3 Ionska in kovalentna vez.	60
2.3 Izotopi	28	Označevanje zunanjih elektronov	60
Izotopi so različni atomi istega elementa	28	Ionska vez – privlak med ioni.	61
2.4 Relativna atomska masa in izotopska sestava.	30	Kovalentna vez povezuje atome nekovin	62
Atomi imajo različno maso	30	Nepolarna kovalentna vez	62
Izračun relativne atomske mase	31	Dolžina vezi, moč (jakost) vezi in energija vezi	64
2.5 Ioni	32	3.4 Struktura molekul	66
Ioni so delci z električnim nabojem	32	Oblike molekul in koti med vezmi	66
Kationi so pozitivno nabiti ioni.	32	Linearna oblika molekule	68
Anioni so negativno nabiti ioni.	33	Kotna oblika molekule	70
2.6 Periodni sistem elementov	34	Trikotno planarna oblika molekule	70
Elementi so enostavne kemijsko čiste snovi	34	Trikotno piramidalna oblika molekule	71
Periode in skupine v periodnem sistemu elementov	36	Tetraedrična oblika molekule	71
Kovine, nekovine in polkovine	37	Trikotno bipiramidalna oblika molekule	72
2.7 Elektronska ovojnica	38	Oktaedrična oblika molekule	72
Atomska orbitala in verjetnost nahajanja elektrona	38	Primerjava struktur metana, amonijaka in vode	73
Princip izgradnje	39	Ogljikovodiki z dvema ogljikovima atomoma	74
Paulijevo izključitveno načelo (Paulijev princip)	40	3.5 Elektronegativnost elementov	76
Hundovo pravilo	40	Atom elementa privlači elektrone v kemijski vezi.	76
Primeri elektronskih konfiguracij	41	Polarnost kovalentne vezi	77
Lupina, podlupina in zunanji (valenčni) elektroni	43	3.6 Polarnost molekul	78
Elektronske konfiguracije ionov	45	Nepolarne in polarne molekule spojin	78

3.7 Medmolekulske sile	80	5. Kemijska reakcija –	snovna in energijska sprememba 123
Privlačne sile med molekulami	80	5.1 Enačba kemijske reakcije	124
Orientacijske sile	80	Kemijska reakcija	
Indukcijske sile	81	in fizikalna sprememba	124
Disperzijske sile.	81	Reaktanti in produkti	125
Primerjava medmolekulskih sil.	82	Spajanje in razkroj	126
Vpliv medmolekulskih sil		Presežni reaktant	127
na fizikalne lastnosti snovi	82	5.2 Množinska razmerja.	128
3.8 Vodikova vez	84	Snovi reagirajo med seboj	
Nastanek vodikove vezi	84	v določenih razmerjih	128
Vpliv vodikove vezi na lastnosti snovi . .	86	Računanje s presežnim reaktantom . . .	130
3.9 Zgradba trdnih snovi	88	5.3 Energijske spremembe	
Razdelitev trdnih snovi	88	pri kemijski reakciji	132
Ionski kristali	89	Eksotermne	
Kovalentni kristali	90	in endotermne spremembe	132
Alotropija ogljika	92	5.4 Entalpija	134
Molekulski kristali	93	Standardna reakcijska entalpija.	134
Kovinski kristali	93	Standardna tvorben entalpija	136
3.10 Kristalna mreža.	94	Energijski (entalpijski) diagram.	138
Osnovna celica	94	5.5 Izračun standardne reakcijske entalpije .	140
Osnovna celica natrijevega klorida NaCl	96	Uporaba standardnih tvorbenih	
Osnovna celica cezijevega klorida CsCl .	97	entalpij za izračun standardne	
4. Množina snovi.	103	reakcijske entalpije	140
4.1 Relativna molekulska masa		6. Alkalijske kovine in halogeni . . .	145
in molska masa.	104	6.1 Alkalijske kovine	146
Relativna molekulska masa	104	Od litija do francija.	146
Molska masa	105	6.2 Halogeni	148
4.2 Izračun množine snovi	106	Od fluora do tenesa.	148
Množina snovi ima enoto mol	106	Posebnosti halogenov	
Množino snovi izračunamo		in njihovih spojin.	149
iz mase ali števila delcev.	107	7. Kemijski slovar	153
4.3 Množina atomov, množina molekul. . . .	110		
Razmerje med množinami snovi	110		
4.4 Plini	112		
Plini v ozračju.	112		
Toplogredni plini			
in segrevanje ozračja	113		
Ogljikov monoksid			
in nepopolno gorenje.	114		
Lastnosti plinov.	115		
Opisovanje plinov	116		
Splošna plinska enačba.	117		
Gostota plina	119		



Mednarodna kemijska olimpijada

Vsako leto najboljši dijaki z vsega sveta tekmujejo na Mednarodni kemijski olimpijadi (International Chemistry Olympiad, IChO). Vsako državo zastopajo štirje dijaki. Prva kemijska olimpijada je potekala leta 1968 v Češkoslovaški (nekdanja država, ki se je kasneje razdružila na Češko in Slovaško). Slovenski dijaki se kemijske olimpijade udeležujejo od leta 1991 in dosegajo lepe uspehe. Na sliki je srebrna medalja slovenskega dijak na IChO leta 2021.

Več informacij poiščite na: <https://www.ichosc.org/>



Tehtanje v šolskem laboratoriju

V šolskem laboratoriju uporabljamo elektronske tehtnice, ki se razlikujejo v natančnosti. Manj natančne so precizne tehtnice, bolj natančne so analizne (analitske) tehtnice.

Primerjajte natančnost tehtnic na sliki. S tehtnico na levi lahko tehtamo na 0,1 g natančno, s tehtnico na sredini lahko tehtamo na 0,01 g natančno, s tehtnico na desni pa kar na 0,0001 g natančno.

Kuhinjske tehtnice so manj natančne.

Eksperimentirate lahko tudi doma

V tem poglavju boste spoznali areometer – pripomoček za merjenje gostote tekočin. Kako lahko doma ugotovite gostoto tekočine? Pri izvedbi poskusa upoštevajte načela zelene kemije – uporabite nenevarno snov (npr. sadni sirup za redčenje) in jo po zaključku poskusa vrnite v originalno embalažo.

Navodilo:

Stehtajte prazno politrsko plastenko. Vanjo dolijte 500 g vode in s tankim flomastrom označite raven vode v plastenki.

Plastenko izpraznite, jo posušite, vanjo nalijte preiskovano tekočino do oznake in jo ponovno stehtajte.

Analizirajte in vrednotite izvedeni poskus ter pridobljene podatke (npr. natančnost, napake). Izračunajte gostoto preiskovane tekočine. Predlagajte alternativne pripomočke oz. tehnike za meritev prostornine.

Poskus ponovite še v šolskem laboratoriju (uporabite laboratorijske pripomočke) in primerjajte dobljene rezultate poskusa.



1.

Kemija je eksperimentalna veda

1.1 Laboratorijski pripomočki

1.2 Nevarne snovi

1.1 Laboratorijski pripomočki

Ključni pojmi:

- ▶ **kemija;**
- ▶ **znanost;**
- ▶ **snov;**
- ▶ **eksperiment (poskus);**
- ▶ **raziskava;**
- ▶ **eksperimentalni pogoji;**
- ▶ **konstanta in spremenljivka;**
- ▶ **čista snov in zmes;**
- ▶ **ločevanje zmesi.**



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



Najboljši dijaki lahko na tekmovaljih iz znanja kemije osvojijo Preglove plakete. Friderik (Fritz) Pregl (1869–1930, Nobelova nagrada za kemijo 1923) se je rodil v Ljubljani, očetu Slovincu in materi Nemki.

Kemija je temeljna naravoslovna znanost, ki temelji na eksperimentalnem pristopu. Eksperimenti omogočajo kemikom, da proučujejo zgradbo in lastnosti snovi ter njene spremembe. Spoznajmo laboratorijske pripomočke in tehnike bolj podrobno.

Spoznavanje snovi z eksperimenti

Osnove kemije ste že spoznali v osnovni šoli.

Kaj je kemija?

Kemija je naravoslovna veda, ki proučuje snovi, njihove lastnosti in spremembe.

V opredelitvi kemije smo uporabili besedo »snov«. **Snov** je vse, kar ima maso in zavzame prostor (npr. bakrena žica, olje v steklenici, helij v balonu). Poznamo čiste snovi (elemente in spojine) in zmesi. Zmesi lahko ločimo na čiste snovi. Toplota in svetloba nista snovi.

Kemija je predvsem eksperimentalna veda. Kemiki pridobivajo nova spoznanja z eksperimenti (s poskusi) v laboratorijih.

Eksperiment (poskus) je znanstveni postopek, s katerim se kaj ugotovi ali dokaže. V raziskavi pogosto izvedemo več eksperimentov. **Raziskava** je znanstveno ali strokovno delo, pri katerem pridobivamo znanstvena spoznanja ob načrtovanem eksperimentiranju, analiziranju ugotovitev in teoretičnem povezovanju zakonitosti pri določenih pogojih. V raziskavi s temeljitim, načrtnim delom in opazovanjem zbiramo podatke in ugotavljamo dejstva. Raziskave so pogosto skupinska naloga (interdisciplinarne raziskave), kjer znanstveniki z različnih področij skupaj rešujejo določene probleme.

Pri eksperimentih je potrebno izbrati ustrezne **eksperimentalne pogoje** (npr. temperaturo, tlak, katalizator). Mnoge reakcije potekajo le pri višji temperaturi (reakcijsko zmes segrejemo), nekatere 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 z uporabo katalizatorjev.

Med izvedbo eksperimenta lahko merljive veličine spreminjajo svoje vrednosti (**spremenljivke**) ali pa se njihove vrednosti ne spreminjajo (**konstante**). Temperaturo snovi lahko preprosto spreminjamo – snov lahko segrejemo ali ohladimo. Seveda lahko izvajamo reakcijo tudi pri konstantni (stalni, nespremenjeni) temperaturi.

Masa snovi se 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. Reakcijo lahko izvajamo pri konstantnem ali spremenljivem tlaku.

V znanosti uporabljamo mnoge konstante. V 1. letniku boste spoznali Avogadrovo konstanto (uporabljali bomo zaokroženo vrednost $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) in splošno plinsko konstanto (uporabljali bomo zaokroženo vrednost $R = 8,31 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

Pripomočki v šolskem kemijskem laboratoriju

V laboratoriju uporabljamo različne pripomočke za **ločevanje zmesi, pripravo raztopin, izvajanje kemijskih reakcij** idr. Običajno uporabljamo stekleno laboratorijsko posodo, nekateri pripomočki pa so tudi iz plastike, porcelana in kovine. Steklene posode lahko segrevamo, prozornost stekla omogoča opazovanje snovi, obenem pa je steklo kemijsko dobro odporno na mnoge (a ne vse) snovi. Laboratorijsko steklo ima nekoliko drugačno sestavo kot steklo, ki ga uporabljamo za izdelavo oken, embalaže in kozarcev.

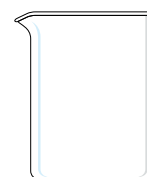
Pri delu v kemijskem laboratoriju pogosto odmerjamo **prostornine tekočin**. Nekateri laboratorijski pripomočki imajo označeno prostornino z **merilno lestvico**. V kemiji običajno izvajamo poskuse z manjšimi količinami snovi, zato ne uporabljamo osnovne enote za prostornino »kubični meter« (m^3), temveč 1000-krat manjšo enoto liter (oznaka L) oz. še 1000-krat manjšo enoto mililiter (oznaka mL). Liter je po velikosti enak kubičnemu decimetru ($1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$), mililiter pa kubičnemu centimetru ($1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$). En liter torej vsebuje tisoč mililitrov, en kubični meter pa milijon mililitrov.

Spoznamo pogoste pripomočke v šolskem kemijskem laboratoriju.

Epruvete so namenjene izvedbi preprostih 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. Primemo jo s pomočjo lesene ščipalke in jo premikamo skozi plamen. S tem dosežemo enakomerno segrevanje epruvete. Če epruveto segrevamo s plamenom le na enem mestu, bo steklo počilo. Pri segrevanju epruvete 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. **Merilne bučke** so bučke z dolgim in ozkim vratom, zamaškom (steklenim ali plastičnim) ter oznako prostornine (na vratu bučke je označena tanka črta), uporabljamo jih za pripravo raztopin določenih koncentracij.



Erlenmayerice 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 erlenmayerice z brušenim vratom. V erlenmayericah lahko izvajamo reakcije, segrevamo raztopine idr. Nekatere erlenmayerice so opremljene z merilno lestvico, a z njimi ne moremo natančno odmeriti prostornine tekočin. Erlenmayerico je zasnoval nemški kemik Emil Erlenmeyer (1825–1909).



Francoski kemik Antoine Laurent Lavoisier (1743–1794) je na podlagi skrbnega opazovanja kemijskih poskusov odkril zakon o ohranitvi mase.

Prikaz atoma



Atom pogosto prikažemo kot jedro, okoli katerega se po krožnicah gibljejo elektroni, podobno kot se planeti našega osončja gibljejo okoli Sonca. Tak »planetarni model« atoma je poenostavljen in zavajajoč, uporaben zgolj za osnovno predstavbo, a v samem bistvu napačen. Gibanja elektrona ne moremo opisati z natančno potjo (krožnico), temveč z verjetnostjo, kje v atomu se elektron nahaja.

Prikazana sta grški priložnostni srebrnik s podobo Demokrita in atoma ter danski priložnostni srebrnik, izdan ob 100-letnici objave atomske teorije. Danski znanstvenik Niels Bohr je atomsko teorijo objavil leta 1913.

Uporaba litija za izdelavo baterij

Litij je ključen element v sodobnih baterijah. Litijeve baterije imajo visoko energijsko gostoto in majhno maso, zato so idealne za prenosne elektronske naprave (pametni telefoni, prenosniki, tablice ...).

Litij je tudi v baterijah električnih avtomobilov, v prenosnih baterijah (power bank) in v hranilnikih električne energije (npr. za shranjevanje energije iz obnovljivih virov).

Zaradi rasti povpraševanja je postal litij strateško pomembna surovina, pridobivanje litija pa odpira tudi okoljska vprašanja. Razvijajo se recikliranje litija in bolj trajnostni načini rudarjenja litijevih rud.



Eksperimentirate lahko tudi doma

V tem poglavju boste spoznali ione. Mineralne vode vsebujejo večjo količino raztopljenih ionskih snovi, poleg tega pa tudi raztopljen ogljikov dioksid CO_2 . Kako lahko izločimo čim več tega plina iz plastenke?

Navodilo:

Pripravite pollitrsko plastenko mineralne vode, balon, 2 g kuhinjske soli, kozarec, čajno svečko in vžigalnik.

Balon nekajkrat napihnite, da se guma raztegne. Plastenko odprite, vanjo stresite sol in čim hitreje natakните balon na ustje plastenke. Vodo, ki bi morebiti brizgnila v balon, zlijte nazaj v plastenko. V kozarec vstavite čajno svečko in jo prižgite. Spodnji del balona zavijte (preprečite izhajanje plina), ga previdno snemite s plastenke, postavite nad kozarec z gorečo čajno svečko in počasi sprostite plin iz balona.

Analizirajte in vrednotite izvedeni poskus. Iz nalepke na plastenki izpišite količine ionov v mineralni vodi.



2.

Zgradba atomov in ionov, periodni sistem elementov

2.1 Delci v atomu

2.2 Vrsto in masno število

2.3 Izotopi

2.4 Relativna atomska masa in izotopska sestava

2.5 Ioni

2.6 Periodni sistem elementov

2.7 Elektronska ovojnica

2.8 Atomski in ionski polmer

2.1 Delci v atomu

Ključni pojmi:

- ▶ atom;
- ▶ atomsko jedro in elektronska ovojnica;
- ▶ proton, nevtron, elektron;
- ▶ nukleon;
- ▶ naboj in masa delcev v atomu.



Demokrit (460–371 pr. n. št.) je upodobljen tudi na nekdanjem grškem bankovcu za 100 drahem.



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).

Zavedati se moramo, da prikazana skica litijevega atoma ne predstavlja ustreznega razmerja velikosti v atomu.

Atomsko jedro je zelo majhno – približno 100.000-krat manjše od atoma. Če bi bilo atomsko jedro tako veliko, kot je na tej skici (približno 1 cm), potem bi bil atom velik 1 km!

Razmišljamo lahko tudi obratno: Če bi bil atom tako velik, kot je na tej skici, potem bi bilo atomsko jedro tako majhno, da ga sploh ne bi mogli videti s prostim očesom.

Poglobimo razumevanje zgradbe atoma. Spoznajmo delce znotraj atoma ter jih primerjajmo po masi in naboju.

Atom je zgrajen iz še manjših delcev

Že v petem stoletju pred našim štetjem je starogrški mislec Levkip omenjal atome. Verjel je, da obstajajo najmanjši delci, ki jih ne moremo razdeliti na še manjše delce (grško »atomos«, nedeljiv). Njegov učenec Demokrit je zamisel še dopolnil. Menil je, da so atomi trdni, nedeljivi in neuničljivi delci, ki se med seboj razlikujejo po velikosti in obliki. Domneval je, da je med atomi prazen prostor, ki jim omogoča gibanje in preurejanje. Prepričanje o nedeljivosti atomov je veljalo več kot dve tisočletji, vse do konca 19. stoletja, ko so odkrili delce, manjše od atoma.

Kaj je atom?

Atom je najmanjši delec s kemijskimi lastnostmi določenega elementa.

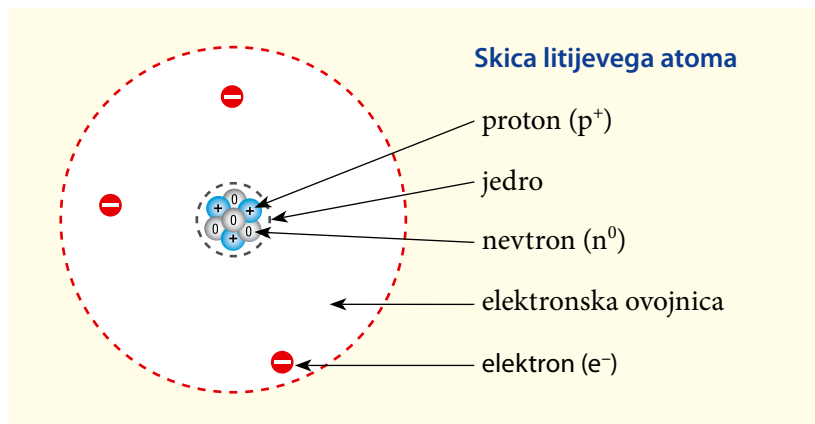
Vsak element ima svojo vrsto atomov. Atomi enega elementa se razlikujejo od atomov drugega elementa. V čistem diamantu so le ogljikovi atomi, v živem srebru so le atomi živega srebra itn. Ogljikov atom se razlikuje od atoma živega srebra.

Atome sicer lahko razbijemo na še manjše delce, vendar nastali delci nimajo več kemijskih lastnosti elementa.

Kako je zgrajen atom?

Atom je zgrajen iz atomskega jedra in elektronske ovojnice. V atomskem jedru so protoni (oznaka p^+) in nevtroni (oznaka n^0). V elektronski ovojnici se z veliko hitrostjo gibljejo elektroni (oznaka e^-). Število protonov v atomskem jedru je enako številu elektronov v elektronski ovojnici.

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



Za delce v atomskem jedru (protone in nevtrone) uporabljamo tudi izraz »**nukleoni**« (grško »nucleus«). V prikazanem atomskem jedru litija je torej sedem nukleonov.

Atom je zelo majhen delec. Tudi z običajnim optičnim mikroskopom ga ne moremo videti. Atomsko jedro pa je še bistveno manjše – elektroni imajo na razpolago veliko prostora za gibanje.

Primerjajmo električni naboj delcev znotraj atoma.

Kakšen je naboj protona, elektrona oz. nevtrona?

Proton ima pozitiven električni naboj, elektron negativnega, nevtron pa je nevtralen.

Kaj lahko sklepamo iz navedenega? V atomskem jedru so pozitivni in nevtralni delci, torej ima atomsko jedro pozitiven naboj.

Atom pa je električno nevtralen delec. Zakaj? 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**.

Primerjajmo mase protona, nevtrona in elektrona.

Kateri delci v atomu imajo največjo in kateri najmanjšo maso?

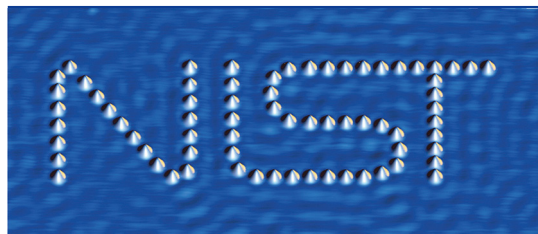
Proton in nevtron imata približno enako maso, elektron pa je bistveno lažji.

V spodnji preglednici so zbrani podatki o delcih 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

Kaj lahko sklepamo iz navedenega? Protoni in nevtroni so v jedru, zato je **skoraj vsa masa atoma zbrana v njegovem jedru**.

Iz navedenih vrednosti v zgornji preglednici lahko za litijev atom izračunamo, da je v atomskem jedru več kot 99,9 % mase atoma.



Ameriška agencija NIST (National Institute of Standards and Technology) je leta 2004 izdelala 40 nm ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$) širok logotip, narejen iz 70 atomov kobalta (svetlejšje izbockline) na bakreni površini. Valovi v ozadju so posledica elektronov, ki na bakreni površini ustvarijo tekočini podobno plast. Vsak atom kobalta na površini deluje kot kamenček, ki ga spustimo v ribnik. (J. Stroscio, R. Celotta/NIST)

Premer atoma litija znaša 304 pm ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$). Predstavljate si, da bi atome litija postavili v en meter dolgo ravno vrsto – v tej vrsti bi bilo približno 3,3 milijarde litijevih atomov. Če bi lahko vsako sekundo prešteli en atom, bi za štetje enega metra dolgega niza litijevih atomov porabili več kot 100 let!



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

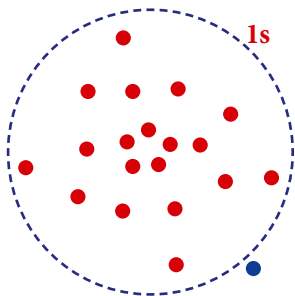
Z relativnim nabojem opredelimo le razmerje med nabojema elektrona in protona. Naboja elektrona in protona sta enako velika, a nasprotna po predznaku. Elektron ima negativen, proton pa pozitiven naboj. Relativni naboj uporabljamo, ker absolutna vrednost naboja ($1,602 \cdot 10^{-19} \text{ A s}$) ni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

ZAPOMNIM SI Atom je najmanjši delec s kemijskimi lastnostmi določenega elementa. Zgrajen je iz atomskega jedra in elektronske ovojnice. V atomskem jedru so protoni (oznaka p^+) in nevtroni (oznaka n^0). V elektronski ovojnici se z veliko hitrostjo gibljejo elektroni (oznaka e^-). Število protonov v atomskem jedru je enako številu elektronov v elektronski ovojnici. Proton ima pozitiven električni naboj, elektron negativnega, nevtron pa je nevtralen. Proton in nevtron imata približno enako maso, elektron pa je bistveno lažji.

2.7 Elektronska ovojnica

Ključni pojmi:

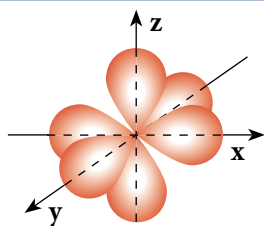
- ▶ atomska orbitala;
- ▶ elektronska konfiguracija;
- ▶ princip izgradnje;
- ▶ Paulijevo izključitveno načelo;
- ▶ Hundovo pravilo;
- ▶ samski (neparni) elektron;
- ▶ elektronska lupina;
- ▶ elektronska podlupina;
- ▶ zunanji (valenčni) elektron.



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.



Orbitale 2p se med seboj razlikujejo po usmerjenosti v prostoru. Njihove smeri (osi) so pravokotne druga na drugo, označimo jih s črkami x, y in z.

Spoznali smo, da je atom sestavljen iz jedra, v katerem so protoni in nevtroni, ter iz **elektronske ovojnice**, v kateri se z veliko hitrostjo gibljejo **elektroni**. Spoznajmo elektronsko ovojnico bolj podrobno.

Atomska orbitala in verjetnost nahajanja elektrona

Elektronov **ne moremo videti**, ker so premajhni oz. se gibljejo prehitro. Prav tako **ne moremo natančno določiti njihovega položaja** v elektronski ovojnici. Lahko pa izračunamo **verjetnost**, s katero se elektron nahaja v določenem prostoru okoli jedra.

Kaj je atomska orbitala?

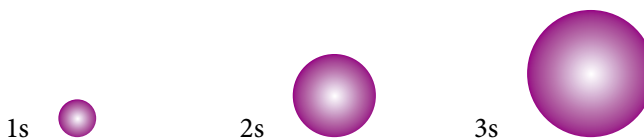
Atomska orbitala je prostor okoli jedra atoma, v katerem se s 95 % verjetnostjo nahaja elektron.

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.

V čem se razlikujejo orbitale?

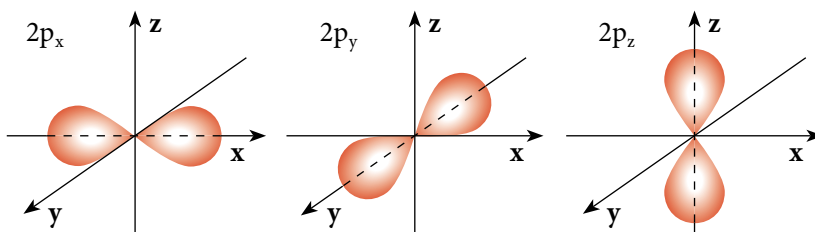
Orbitale se razlikujejo v velikosti, vrsti (obliki) in usmerjenosti v prostoru.

Najbolj preproste so s-orbitale, ki imajo kroglasto obliko. Primerjajmo jih po velikosti. Orbitala 1s je manjša kot orbitala 2s, orbitala 2s je manjša kot orbitala 3s itn.

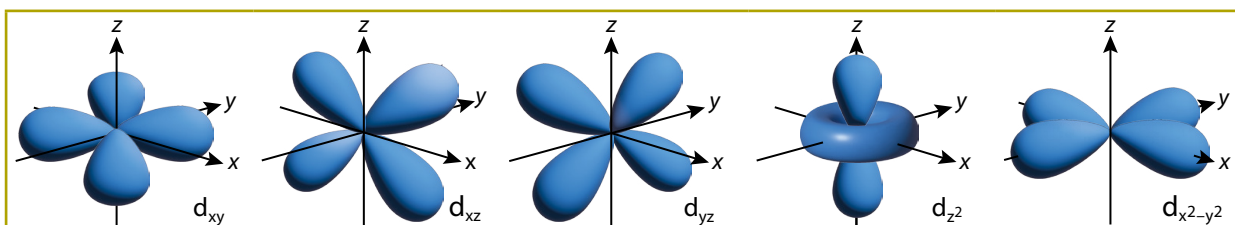


Spoznajmo še druge vrste orbital, ki imajo bolj zapletene oblike. Poleg s-orbital poznamo še p-orbitale, d-orbitale in f-orbitale.

Najprej si oglejmo p-orbitale, ki imajo obliko »pentlje«. Orbitale 1p niso možne, med p-orbitalami so najmanjše 2p-orbitale. Te orbitale se med seboj razlikujejo v usmerjenosti v prostoru. Njihove smeri (osi) so pravokotne druga na drugo. Usmerjenost p-orbital v prostoru označimo s črkami x, y in z, ki jih navedemo podpisano za črko »p«. Glede na usmerjenost tako razlikujemo med p_x -, p_y - in p_z -orbitalami.



Še bolj zapletenih oblik so d-orbitale in f-orbitale. Kot zanimivost si oglejmo oblike in oznake d-orbital.



Vodik ima svoj edini elektron v 1s-orbitali. V katerih orbitalah pa imajo razporejene svoje elektrone elementi z večjim številom elektronov?

Kako imenujemo razporeditev elektronov po orbitalah?

Razporeditev elektronov po orbitalah imenujemo elektronska konfiguracija.

Elektroni so razporejeni po orbitalah v skladu z določenimi pravili. Tri bistvena pravila, ki jih moramo upoštevati pri zapisu elektronskih konfiguracij, so:

- ♦ princip izgradnje,
- ♦ Paulijevo izključitveno načelo (Paulijev princip),
- ♦ Hundovo pravilo.

Princip izgradnje

Pri razporejanju elektronov moramo upoštevati vrstni red (zaporedje) polnjenja orbital. Princip izgradnje pravi, da se **elektroni razporejajo v orbitale po naraščajoči energiji orbital**. Elektroni najprej zasedejo orbitale z nižjo energijo, šele nato orbitale z višjo energijo. Najmanjšo energijo ima orbitala 1s, sledi ji orbitala 2s itn.

Vrstni red polnjenja orbital je:

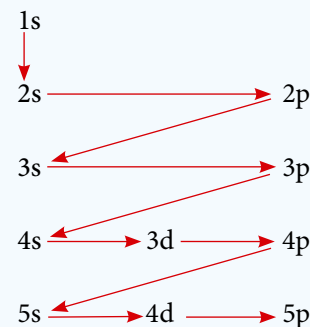
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s \dots$$

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

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

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

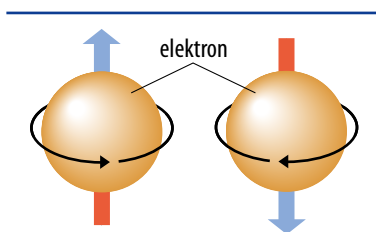
Vrstni red polnjenja orbital lahko razberemo iz periodnega sistema elementov:



V mnogih jezikih se je za princip izgradnje uveljavilo poimenovanje, izpeljano iz nemške besede Aufbau (npr. angleško Aufbau principle).

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).

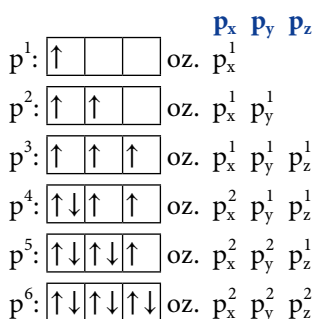
Modro je obarvano s-področje periodnega sistema. Elementom v tem področju se zadnja polni navedena **s-orbitala**. Podobno velja tudi za **p-področje**, **d-področje** in **f-področje**. Elementov v f-področju ne bomo obravnavali.



Elektron lahko zavzame eno od dveh možnih stanj (smeri) spina. Poenostavljeno si lahko predstavljamo elektron kot nabito kroglo, ki se vrtili 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 $\downarrow$.



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



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.

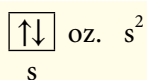
Paulijevo izključitveno načelo (Paulijev princip)

Paulijevo izključitveno načelo je zapleteno, za namen razlage na srednješolskem nivoju ga lahko zapišemo poenostavljeno: **v vsaki orbitali sta lahko največ dva elektrona; ta dva elektrona imata nasprotna spina.**

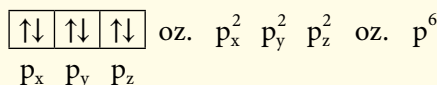
Takšno ugotovitev je leta 1925 objavil avstrijsko-švicarski teoretični fizik Wolfgang Ernst Pauli (Nobelova nagrada za fiziko leta 1945).

Nasprotna spina v isti orbitali pogosto prikažemo s puščicama v nasprotnih smereh $\uparrow$ in $\downarrow$. Dvojici elektronov z nasprotnima spinoma pravimo tudi **elektronski par**.

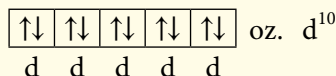
Iz strukture periodnega sistema je razvidno, da s-področje v posamezni periodi obsega dva elementa. Ker sta lahko v vsaki orbitali po dva elektrona, to pomeni **eno s-orbitalo**, kar prikažemo z zapisom:



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 prikažemo z zapisom:



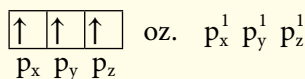
V d-področju je po 10 elementov v posamezni periodi, torej pet d-orbital. Pet d-orbital z 10 elektroni prikažemo z zapisom:



Elementov z elektroni v f-orbitalah ne bomo obravnavali.

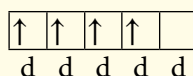
Hundovo pravilo

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:



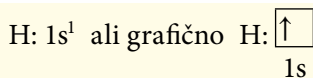
Razporeditev $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{}$ oz. $p_x^2 p_y^1$ je napačna.

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.



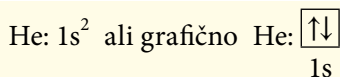
Primeri elektronskih konfiguracij

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

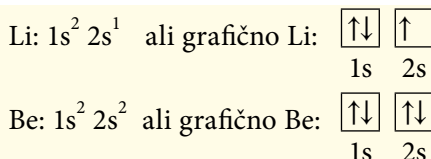


Številka desno nad simbolom orbitale (npr. s^1) predstavlja število elektronov v tej orbitali. Zapis $1s^1$ izgovarjamo »ena es ena«.

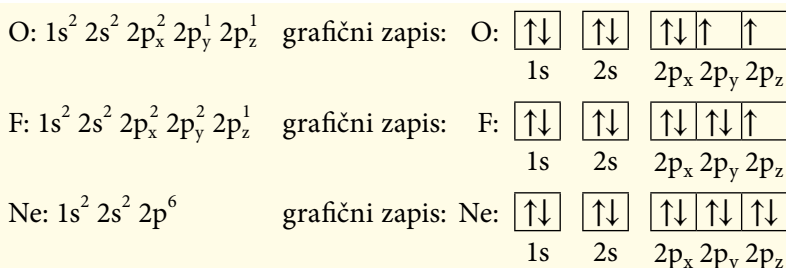
Helij ima dva elektrona v 1s-orbitali. V eni orbitali sta lahko kvečjemu dva elektrona – ta dva elektrona imata nasprotna spina (Paulijevo izključitveno načelo), kar prikažemo s puščicama v nasprotnih smereh. Zapis $1s^2$ izgovarjamo »ena es dva«.



Vodik in helij sta edina elementa v prvi periodi periodnega sistema elementov. V drugi periodi je osem elementov (od litija do neona). Litij in berilij imata elektrone tudi v 2s-orbitali.



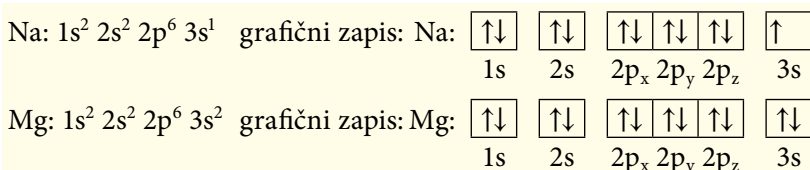
Elementi od bora do neona imajo elektrone tudi v 2p-orbitalah. Pri zapisu elektronskih konfiguracij elementov, ki imajo več elektronov v p-orbitalah, upoštevamo Hundovo pravilo.



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 $2p^6$.

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**. Bor, ogljik, dušik, kisik in fluor imajo delno zasedene p-orbitale in zato enega ali več **samskih (neparnih) elektronov**.

V tretji periodi je osem elementov (od natrija do argona). Natrij in magnezij imata elektrone tudi v 3s-orbitali.

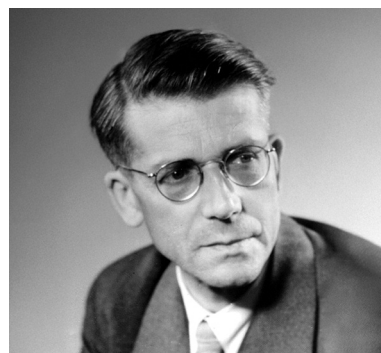


Število elektronov

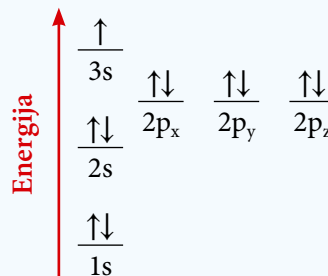
H: 1s

Simbol orbitale (energijski nivo 1 in vrsta orbitale s)

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



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



Elektronska konfiguracija atoma natrija. Elektronsko konfiguracijo lahko prikažemo grafično (s puščicami na črtah ali znotraj okvirčka) kot energijski diagram. Čim višje v diagramu je orbitala, tem večja je njena energija.

3.1 Elementi

Ključni pojmi:

- ▶ simboli in imena elementov;
- ▶ atomi / molekule elementov;
- ▶ agregatna stanja elementov;
- ▶ alotropne modifikacije;
- ▶ alotropija.

V učni enoti 2.6 smo obravnavali elemente v periodnem sistemu. Spoznajmo elemente bolj podrobno.

Imena in simboli elementov

Znanih je 118 elementov. Vsak element ima svoje **ime** in enočrkovni ali dvočrkovni **simbol**. Štirinajst elementov označujemo z enočrkovnimi simboli (npr. vodik H), ostale elemente pa z dvočrkovnimi simboli.

Vsi kemiki uporabljajo enake simbole. 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. Prav tako se simboli za žveplo, železo in živo srebro ne začnejo s črko Ž. Mnogi simboli elementov so izpeljani iz latinskih imen. Oglejmo si nekatere elemente, katerih latinska in slovenska imena se bistveno razlikujejo.

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

Latinsko ime	Simbol elementa	Slovensko ime
nitrogenium	N	dušik
oxygenium	O	kisik
phosphorus	P	fosfor
plumbum	Pb	svinec
sulfur	S	žveplo
stibium	Sb	antimon
stannum	Sn	kositer

Izvor imen elementov je raznolik. Elementi so poimenovani po **planetih in nebesnih telesih** našega osončja (uran, neptunij, plutonij ...), **zemljepisnih pojmi**h (evropij, americij ...), **bogovih in mitoloških bitjih** (titan, vanadij ...), **znanstvenikih** (nobelij, mendelevij ...) idr.

Vsak jezik ima svoje posebnosti, zato se imena elementov v različnih jezikih včasih precej razlikujejo. Kot zanimivost si oglejte preglednico, v kateri so imena za baker v 24 tujih jezikih.

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

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 18. skupine periodnega sistema. Ti elementi (helij, neon, argon itn.) so manj reaktivni kot drugi elementi. Imenujemo jih **žlahtni plini**, nahajajo se v obliki **atomov**.

Atomi nekaterih drugih elementov pa se med seboj povezujejo. Pri povezovanju atomov nastanejo molekule. Molekula je delec, sestavljen iz dveh ali več enakih ali različnih atomov.

Nekateri elementi obstajajo v obliki **dvoatomnih molekul**.

Kateri elementi tvorijo dvoatomne molekule?

Pri sobnih pogojih tvorijo dvoatomne molekule vodik, dušik, kisik in halogeni (elementi 17. skupine).

Dva atoma vodika se povežeta v molekulo vodika H_2 . Z izrazom »molekula vodika« označujemo delec, ki vsebuje združena dva atoma vodika. Vodik kot element je 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.

Nekateri elementi obstajajo v različnih strukturnih oblikah.

Kaj je alotropija?

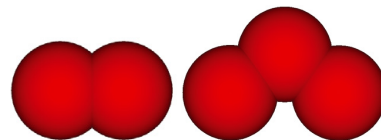
Alotropija je pojav, ko element obstaja v različnih strukturnih oblikah – alotropnih modifikacijah.

Alotropijo opazimo pri mnogih elementih, bolj znan je ta pojav pri kisiku. Poznamo dvoatomne in troatomne molekule kisika.

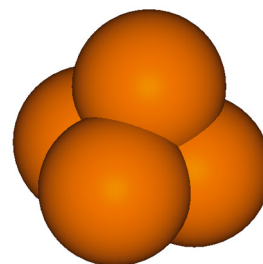
Običajni kisik v zraku je v obliki **dvoatomnih molekul** O_2 . Manjši delež kisika pa je v obliki **troatomnih molekul** O_3 . Troatomno obliko kisika imenujemo **ozon** in ima pomembno vlogo v Zemljinem ekosistemu. Ko rečemo »kisik«, mislimo na običajno molekulo O_2 . Če želimo poudariti število atomov 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 .

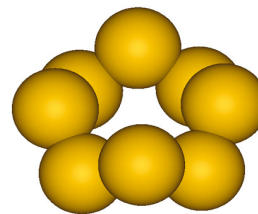
Elementi imajo različne fizikalne lastnosti, razlikujejo se v tališčih in vreliščih. Pri sobnih pogojih (20 °C, 100 kPa) so v plinastem agregatnem stanju vodik H_2 , dušik N_2 , kisik O_2 , fluor F_2 , klor Cl_2 in vsi žlahtni plini (18. skupina periodnega sistema). V tekočem agregatnem stanju sta brom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



Kalotna modela molekul dikisika in trikisika (ozona). Dikisik in trikisik sta alotropni modifikaciji.



Kalotni model molekule belega fosforja (tetrafosfor). Fosfor ima več alotropnih modifikacij. Poleg belega fosforja sta bolj znani modifikaciji še rdeči fosfor in črni fosfor.



Kalotni model osematomne molekule žvepla S_8 .

ZAPOMNIM SI Molekula je delec, sestavljen iz dveh ali več enakih ali različnih atomov. Pri sobnih pogojih tvorijo dvoatomne molekule vodik, dušik, kisik in halogeni (elementi 17. skupine). Ozon ima formulo O_3 , beli fosfor pa P_4 . Žveplo tvori osematomne molekule S_8 . Alotropija je pojav, ko element obstaja v različnih strukturnih oblikah – alotropnih modifikacijah. Pri sobnih pogojih so vodik, dušik, kisik, fluor, klor in elementi 18. skupine periodnega sistema v plinastem, živo srebro in brom v tekočem, ostali elementi pa v trdnem agregatnem stanju.

3.2 Binarne spojine

Ključni pojmi:

- ▶ binarna spojina;
- ▶ kemijska (IUPAC) nomenklatura;
- ▶ formula binarne spojine;
- ▶ imenovanje s števnikami (z množilnimi predponami);
- ▶ oksidacijsko število;
- ▶ imenovanje po Stockovem sistemu (z oksidacijskim številom).

Za spojino NH_3 navaja Slovenski pravopis ime »amonijak«. Nomenklatura anorganske kemije pa navaja ime »amoniak«.



Trden ogljikov dioksid 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 CO_2 . V gasilnih aparatih je delno utekočinjen ogljikov dioksid CO_2 , ki pri izhodu iz aparata deloma preide v trdno agregatno stanje.

Spojina je čista snov, sestavljena iz dveh ali več elementov. Poznamo več kot 100 milijonov spojin.

Formule binarnih spojin

Nekatere preproste spojine že poznate: vodo H_2O , amonijak NH_3 , ogljikov dioksid CO_2 itn. Te spojine lahko opredelimo kot binarne spojine.

Kaj so binarne spojine?

Binarne spojine so spojine, sestavljene iz dveh različnih elementov.

Voda H_2O je binarna spojina, ker 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 so v molekuli te spojine 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 isto snov uporabljali različna imena. Danes imamo za imenovanje spojin določena pravila – **kemijsko nomenklaturu**.

Kaj je kemijska nomenklatura?

Kemijska nomenklatura so pravila imenovanja snovi.

Pogosto uporabljamo tudi izraz **IUPAC nomenklatura**. Z določanjem pravil imenovanja snovi se ukvarja **Mednarodna zveza za čisto in uporabno kemijo** (IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry). Če poznamo pravila imenovanja snovi, lahko iz imen spojin napišemo njihove formule in obratno.

Spoznavmo najprej pravila za zapis formul binarnih spojin. Kateri element je prvi in kateri drugi v formuli binarne spojine? V formulah binarnih spojin je vrstni red elementov odvisen od njihovega položaja v periodnem sistemu elementov. Pri tem upoštevamo naslednja pravila:

- ♦ element 18. skupine pišemo na prvo mesto (npr. XeF_2);
- ♦ vodik pišemo na prvo mesto, če je ob elementu 16. ali 17. skupine (npr. H_2S , HF); ob elementih ostalih skupin pišemo vodik na drugo mesto (npr. NH_3 , CH_4 , CaH_2);
- ♦ če sta elementa v isti skupini, pišemo na prvo mesto element, ki je nižje v periodnem sistemu (npr. SO_3);
- ♦ v ostalih primerih (elementa v različnih skupinah), pišemo na prvo mesto element, ki je bolj levo v periodnem sistemu (npr. NaCl).

Binarne spojine lahko imenujemo na različne načine:

- ♦ imenovanje s števnikami (z množilnimi predponami);
- ♦ imenovanje po Stockovem sistemu (z oksidacijskim številom);
- ♦ imenovanje po Ewens-Bassetovem sistemu (z nabojnim številom).

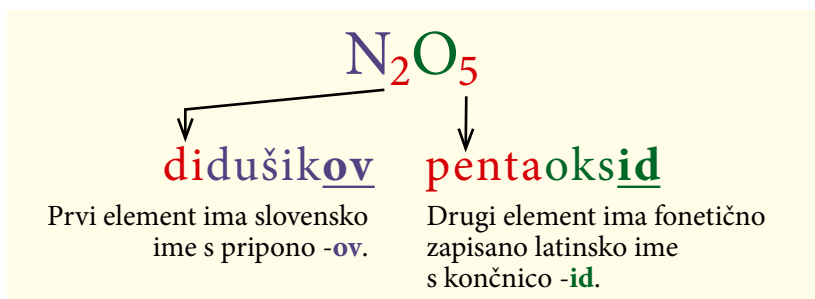
Imenovanje s števnik (z množilnimi predponami)

Imenovanje binarnih spojin s števnik (z množilnimi predponami) je preprosto. Ime binarne spojine sestavlja dve besedi. Upoštevamo naslednja pravila:

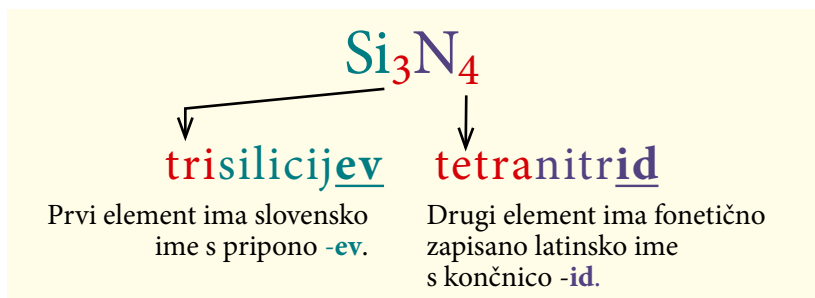
- ♦ število delcev posameznega elementa v spojini navedemo s števnikom (množilno predpono), ki ga napišemo neposredno (brez presledka) pred ime elementa. Uporabljamo grške števnik di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), hekza (6) itn. Le za označevanje devetih delcev uporabljamo latinski števniki nona in ne grškega števnik enea. Števniki mono uporabljamo le v posebnih primerih. Imena števnikov (množilnih predpon) so zbrana v stranskem stolpcu;
- ♦ prvi element v formuli ima slovensko ime s pripono -ov oz. -ev (npr. fosforjev, silicijev, žveplov, kositrov);
- ♦ drugi element v formuli ima fonetično zapisano latinsko ime s končnico -id (npr. oksid, sulfid). Primeri teh imen so zbrani v stranskem stolpcu.

Oglejmo si dva primera imenovanja binarnih spojin.

Napišimo ime spojine N_2O_5 . V molekuli te spojine sta dva atoma dušika in pet atomov kisika.



Imenujmo še binarno spojino s formulo Si_3N_4 .



Kdaj uporabljamo števniki (množilno predpono) »mono«? Navajanje tega števnik je odveč in ga uporabljamo le takrat, ko želimo poudariti razliko med spojinami s podobno sestavo.

Zelo pogosto uporabljamo števniki »mono« pri imenovanju spojine, ki ima formulo CO. V molekuli te spojine sta en atom ogljika in en atom kisika, ime spojine je ogljikov oksid. Spojino lahko imenujemo tudi ogljikov monooksid (v splošni rabi pa je tudi ime ogljikov monoksid z izpuščenim samoglasnikom »o« števnik »mono«). S tem poudarimo, da ne gre za podobno spojino ogljikov dioksid CO_2 .

Podobno velja tudi za spojino s formulo NO. Obstaja več dušikovih oksidov (npr. NO_2 , N_2O_3 , N_2O_5). Spojino NO tako lahko imenujemo dušikov oksid, dušikov monooksid ali dušikov monoksid.

Števniki, ki jih uporabljamo pri imenovanju spojin:

Število	Števniki
1	mono*
2	di
3	tri
4	tetra
5	penta
6	hekza
7	hepta
8	okta
9	nona
10	deka

* Števniki mono uporabljamo le v posebnih primerih.

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

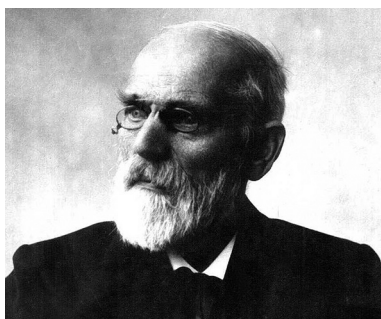


Natrijev fluorid NaF preprečuje nastajanje zobnega kariesa.

3.7 Medmolekulske sile

Ključni pojmi:

- ▶ medmolekulske sile;
- ▶ Van der Waalsove sile;
- ▶ orientacijske sile;
- ▶ indukcijske sile;
- ▶ disperzijske sile.



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

Spoznali smo kovalentne vezi, ki povezujejo atome v molekulah, in ionske vezi, ki povezujejo ione. Spoznajmo še šibkejše sile oz. vezi, ki delujejo med molekulami.

Privlačne sile med molekulami

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

Kaj so medmolekulske sile?

Medmolekulske sile so šibke privlačne sile med enakimi ali različnimi molekulami oz. atomi.

Medmolekulske sile **vplivajo na fizikalne lastnosti snovi** (tališče, vrelišče, topnost ...). Delujejo le na **kratkih razdaljah** in so **bistveno šibkejše** kot kovalentne ali ionske vezi. Medmolekulske sile imajo energijo od manj kot 1 kJ mol^{-1} do približno 40 kJ mol^{-1} , energija kovalentnih vezi pa je bistveno večja, npr. energija močne trojne kovalentne vezi v molekuli dušika N_2 je kar 946 kJ mol^{-1} .

Poznamo več vrst medmolekulskih sil. Med te sile uvrščamo:

- ♦ orientacijske sile;
- ♦ disperzijske sile;
- ♦ indukcijske sile;
- ♦ vodikove vezi.

Vodikove vezi bomo obravnavali ločeno v naslednjem poglavju.

Orientacijske sile

Orientacijske sile nastanejo **med polarnimi molekulami** (npr. med molekulami vodikovega klorida HCl). Pojasnimo ta privlak.

Polarne molekule imajo stalen dipol. Pri približanju na dovolj majhne razdalje se molekule usmerijo (orientirajo) tako, da se negativni del ene molekule usmeri k pozitivnemu delu druge molekule. Pri tem nastane privlak med nasprotnimi naboji, ta privlak imenujemo orientacijska sila (v tuji literaturi uporabljajo tudi izraz dipol–dipol privlak).

Oglejmo si nastanek orientacijskih sil z modeli.

Dve polarni molekuli
na kratki razdalji

Privlak med
polarnima molekulama



Polarni molekuli se pri približanju usmerita tako, da je negativni del ene molekule v bližini pozitivnega dela druge molekule.

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

Posledica orientacijskih je med drugim tudi višje vrelišče polarnih molekul v primerjavi z nepolarnimi molekulami.

Primerjamo molekuli HCl in F_2 .

Formula	HCl	F_2
Število e^-	18	18
Polarnost	polarna	nepolarna
Vrelišče	-85°C	-188°C

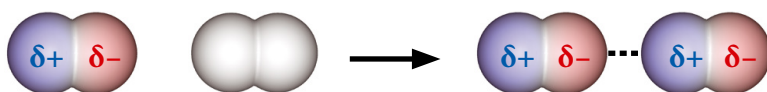
Precej višje vrelišče vodikovega klorida lahko pojasnimo z obstojem orientacijskih sil med polarnimi molekulami HCl .

Indukcijske sile

O indukcijskih silah govorimo v primeru privlaka **med polarnimi in nepolarnimi molekulami** (pa tudi med polarnimi molekulami). Indukcijske sile so šibkejšje od orientacijskih sil primerljivih molekul. Pojasnimo privlak med polarno in nepolarno molekulo (npr. med molekulama HCl in Cl_2). Polarna molekula s svojim stalnim dipolom inducira (povzroči, vzbudi) dipol v bližnji nepolarni molekuli. Pravimo, da polarna molekula **polarizira** sosednjo nepolarno molekulo. Proces imenujemo **polarizacija**. Tako nastali dipoli se med seboj privlačijo, privlak imenujemo indukcijska sila.

Oglejmo si nastanek indukcijskih sil z modeli.

Polarna molekula (levo) in bližnja nepolarna molekula **Privlak med polarno molekulo in molekulo z induciranim dipolom**



Polarna molekula inducira dipol v bližnji nepolarni molekuli – jo **polarizira**.

Disperzijske sile

V primerljivih molekulah so disperzijske sile najšibkejšje med vsemi medmolekulskimi silami. Delujejo **med vsemi molekulami**, tudi 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) in celo **med atomi žlahtnih plinov** (npr. neon, argon ...).

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

Pojasnimo privlak med nepolarnimi molekulami. 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 (δ^-), področje z manj elektroni pa trenutno delno pozitiven naboj (δ^+). 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 (povzroči, vzbudi) ji dipol. 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

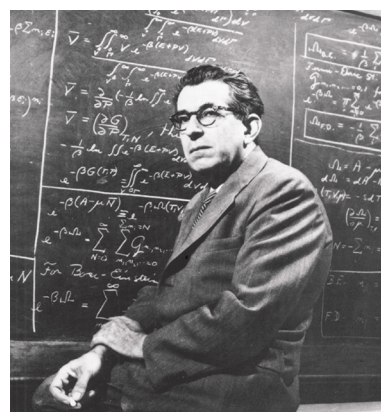


Zaradi neurejenega gibanja elektronov nastane v določenem trenutku v eni nepolarni molekuli (bela barva) kratkotrajni dipol (modro–rdeče obarvanje).

Molekula s kratkotrajnim dipolom inducira dipol v bližnji nepolarni molekuli (jo polarizira). Nastali dipoli se med seboj privlačijo.



V epruveto smo dali vodo in tetra-klorometan CCl_4 . Voda je polarna, CCl_4 pa nepolarna spojina, zato se ne mešata. Zgornja plast je voda, ki ima manjšo gostota kot CCl_4 . Nato smo dodali kristalček joda, ki se je raztopil v CCl_4 (vijolično obarvanje), vodna plast pa ni opazno spremenila barve. Jod I_2 je nepolarna snov in se bolje raztoplja v nepolarnih topilih kot v polarni vodi.



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



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 medmolekulske sile.

Primerjava medmolekulskih sil

Spoznali smo orientacijske, induksijske in disperzijske sile. Primerjajmo te sile po moči.

Za primerljive molekule (molekule s podobnim številom elektronov oz. s podobno molekulsko maso) velja, da so orientacijske sile najmočnejše, disperzijske sile pa najšibkeje. V naslednji učni enoti pa bomo spoznali še posebej močne medmolekulske sile – vodikove vezi, ki pa nastanejo le med nekaterimi molekulami.

Induksijske in disperzijske sile so zelo šibke, njihova moč narašča s številom elektronov v molekuli. Odvisna je predvsem 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.

Rešimo nalogo, v kateri bomo uporabili pridobljeno znanje.

NALOGA: V posodi je zmes vodikovega sulfida H_2S in dušika N_2 . Snovi med seboj ne reagirata. Katere medmolekulske sile prevladujejo med molekulami teh dveh snovi? Svojo izbiro tudi utemeljite.

Odgovor:

Vodikov sulfid ima polarne molekule, dušik pa nepolarne. Iz tega lahko sklepamo:

- ♦ med polarnima molekulama H_2S in H_2S : prevladujejo orientacijske sile (prisotne so tudi induksijske in disperzijske sile, a so šibkeje kot orientacijske sile);
- ♦ med polarno molekulo H_2S in nepolarno molekulo N_2 : prevladujejo induksijske sile (prisotne so tudi šibkeje disperzijske sile);
- ♦ med nepolarnima molekulama N_2 in N_2 : prisotne so samo disperzijske sile.

Žlahtne pline pridobivamo iz utekočinjenega zraka na osnovi razlik v njihovih vreliščih. Izjema je helij, ki ga pridobivamo iz zemeljskega plina, kjer ga je bistveno več kot v zraku.

Vpliv medmolekulskih sil na fizikalne lastnosti snovi

Medmolekulske sile vplivajo na različne fizikalne lastnosti snovi, še posebej pa je to opazno pri vreliščih. V spodnji preglednici so navedena vrelišča žlahtnih plinov (elementi 18. skupine periodnega sistema), halogenov (elementi 17. skupine periodnega sistema) in šestih alkanov. Med atomi žlahtnih plinov, med molekulami halogenov in med molekulami alkanov delujejo samo disperzijske sile. V vseh treh serijah opazimo, da **vrelišča podobnih snovi naraščajo z večanjem števila elektronov oz. z naraščajočo atomsko oz. molekulsko maso**.

Žlahtni plin	Vrelišče (°C)
He	-269
Ne	-246
Ar	-186
Kr	-153
Xe	-108
Rn	-62

Halogen	Vrelišče (°C)
F_2	-188
Cl_2	-34
Br_2	59
I_2	184

Alkan	Vrelišče (°C)
CH_4	-161
C_2H_6	-88
C_3H_8	-42
C_4H_{10}	-0,5
C_5H_{12}	36
C_6H_{14}	69

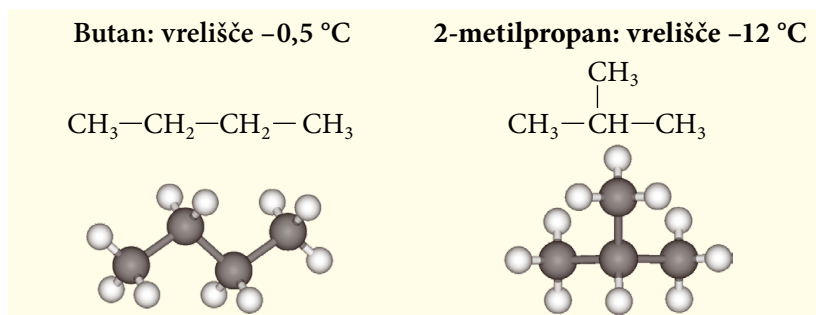
V seriji žlahtnih plinov ima helij atome z najmanjšim številom elektronov, medmolekulske (disperzijske) sile med atomi helija so najšibkejše, zato ima helij med vsemi elementi 18. skupine najnižje vrelišče. Podobno velja tudi za serijo halogenov in alkanov.

V tekočinah so delci (atomi oz. molekule) zelo blizu drug drugega, med njimi so privlačne medmolekulske sile. Pri uparevanju tekočin je za premagovanje tega privlaka potrebno dovesti zadostno količino energije.

Kakšna je povezava med močjo medmolekulskih sil in vreliščem primerljivih snovi?

Čim močnejše so medmolekulske sile, tem več energije potrebujemo za njihovo prekinitev in tem višje je tudi vrelišče.

Na moč medmolekulskih sil in s tem na vrelišče spojine vpliva tudi oblika molekule. Butan in 2-metilpropan sta alkana z enako molekulsko formulo C_4H_{10} , a se razlikujeta v vreliščih. Butan ima vrelišče $-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$, 2-metilpropan pa $-12\text{ }^{\circ}\text{C}$.



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 medmolekulskih sil oz. močnejši privlak. Zaradi močnejšega privlaka je tudi vrelišče butana višje.

Rešimo nalogo, v kateri bomo uporabili pridobljeno znanje.

NALOGA: Razvrstite dane snovi po naraščajočih vreliščih in razvrstitev tudi utemeljite.

Snovi: litijev hidrid (LiH), dušik (N_2), kisik (O_2), neon (Ne), dušikov monoksid (NO).

Odgovor: $\text{Ne} < \text{N}_2 < \text{O}_2 < \text{NO} < \text{LiH}$.

Utemeljitev: med atomi žlahtnega plina neona, pa tudi med molekulami N_2 oz. O_2 so samo šibke disperzijske sile. Zato bodo imele te snovi zelo nizka vrelišča. Atom neona ima med temi tremi snovmi najmanj elektronov, zato ima tudi najnižje vrelišče. V molekuli O_2 je več elektronov kot v molekuli N_2 , zato so med molekulami O_2 močnejše disperzijske sile kot med molekulami N_2 . Molekula NO je polarna, med temi molekulami so tudi močnejše orientacijske sile, zato ima višje vrelišče kot dani elementi. Litijev hidrid je ionska spojina, ionske vezi so zelo močne (bistveno močnejše kot medmolekulske sile), zato ima LiH najvišje vrelišče.

ZAPOMNIM SI Medmolekulske sile so šibke privlačne sile med enakimi ali različnimi molekulami oz. atomi. Med medmolekulske sile uvrščamo: orientacijske sile, indukcijske sile, disperzijske sile in vodikove vezi. Čim močnejše so medmolekulske sile, tem več energije potrebujemo za njihovo prekinitev in tem višje je tudi vrelišče.



Majhna jeklenka helija za polnjenje otroških balonov.



Zmes propana in butana je tudi v t.i. »plinski kartuši«, ki omogoča kuhanje (plinski kuhalnik) ali za osvetlitev (plinska svetilka).



Cepelin Hindenburg

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.

Najbolj znan cepelin Hindenburg je bil dolg kar 248 m in napolnjen z 200.000 m³ plinastega vodika, saj Nemčija ni imela dostopa do nereaktivnega helija. Uporabljali so ga za prevoz potnikov čez Atlantski ocean. Bil je simbol in ponos tehnološkega napredka nemške industrije.

Hindenburg je 6. maja 1937 popolnoma zgorel pri pristajanju v Lakehurstu, ZDA. Nesreča Hindenburga, v kateri je umrlo 36 ljudi in je bila celo posneta na filmski trak, velja za eno od najbolj znanih katastrof v zgodovini letalstva. Po tej nesreči so cepeline z vodikom opustili.

Koliko je 1 mol delcev?

V kemiji uporabljamo tehtnico, s katero lahko zelo natančno ugotovljamo maso snovi. Veličina »množina snovi« omogoča kemiku, da poveže maso snovi in število delcev. V tem poglavju boste spoznali, da 1 mol snovi vsebuje $6,02 \cdot 10^{23}$ (Avogadrovo število) delcev te snovi. 1 mol različnih snovi ima različno maso. 1 mol atomov bakra ima večjo maso kot 1 mol atomov aluminija.

Kako lahko ugotovimo maso 1 mol večjih predmetov, npr. frnikol? Oglejte si sliko. Stehtali smo osem frnikol (skupna masa 160 g). Iz tega lahko izračunamo maso ene frnikole. Maso ene frnikole pomnožimo z Avogadrovim številom in dobimo maso 1 mol frnikol.

Podobno ugotovite še maso 1 mol drugih (makroskopskih) »delcev«, npr. riževih zrn, jušnih kroglic, jajc.



Eksperimentirate lahko tudi doma

V tem poglavju boste spoznali pline. Kisik in ogljikov dioksid zlahka pripravite doma. Za izvedbo poskusa potrebujete vžigalnik, dve leseni paličici, dva steklena kozarca za vlaganje, suhi kvas, vodikov peroksid (3 % raztopino iz lekarne), jedilni kis, sodo bikarbono (NaHCO₃). Poskus izvajajte ob sodelovanju odrasle osebe, pri izvedbi poskusa uporabljajte zaščitna očala.

Navodilo:

Poskus 1: V prazen kozarec za vlaganje stresite veliko žlico sode bikarbone (naj prekrije dno kozarca) in dolijte približno 50 mL jedilnega kisa. Nastali peni približajte gorečo leseno paličico.

Poskus 2: V prazen kozarec za vlaganje stresite pol zavitka suhega kvasa in dolijte približno 50 mL raztopine vodikovega peroksida. Nastali peni približajte tlečo leseno paličico.

Analizirajte in vrednotite izvedena poskusa.



4.

Množina snovi

- 4.1 Relativna molekulska masa in molska masa
- 4.2 Izračun množine snovi
- 4.3 Množina atomov, množina molekul
- 4.4 Plini

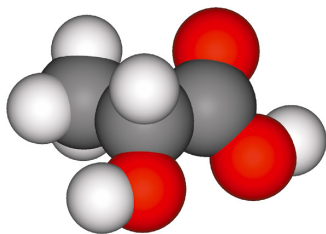
4.1 Relativna molekulska masa in molska masa

Ključna pojma:

- ▶ relativna molekulska masa;
- ▶ molska masa.

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

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



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

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = ?$$

$$3 \cdot A_r(\text{C}) = 3 \cdot 12,01 = 36,03$$

$$6 \cdot A_r(\text{H}) = 6 \cdot 1,01 = 6,06$$

$$3 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 16,00 = 48,00$$

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = 90,09$$

V učni enoti 2.4 smo spoznali relativno atomsko maso, ki jo lahko za vsak element poiščemo v periodnem sistemu elementov. Relativna atomska masa je vezana na atom elementa. Pri molekulah pa uporabljamo podobno veličino – relativno molekulsko maso. Spoznajmo jo bolj podrobno.

Relativna molekulska masa

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 nima enote, njena oznaka je M_r . Definiramo jo podobno kot relativno atomsko maso.

Kaj je relativna molekulska masa in kako jo izračunamo?

Relativna molekulska masa M_r je število, 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 molekulo elementa ali spojine.

Oglejmo si primere.

Izračun relativnih molekulskih mas 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	$M_r(\text{S}_8) = 8 \cdot A_r(\text{S}) = 8 \cdot 32,06 = 256,48$

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, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$M_r(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2 \cdot A_r(\text{C}) + 6 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,01 + 16,00 = 46,08$

Rešimo nalogo, v kateri bomo uporabili pridobljeno znanje.

NALOGA: Kofein se nahaja v mnogih pijačah (kava, čaj, kola pijače, energijski napitki, napitki iz guarane ...). Relativna molekulska masa kofeina je 194, nepopolna molekulska formula pa $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{X}_2$ (X je neznani element). Napišite ime elementa X.

Odgovor:

Od relativne molekulске mase kofeina odštejemo osem relativnih atomskih mas ogljika, deset relativnih atomskih mas vodika in štiri relativne atomske mase dušika. Dobljeno vrednost nato delimo z dva.

$$A_r(\text{X}) = (M_r(\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{X}_2) - 8 \cdot A_r(\text{C}) - 10 \cdot A_r(\text{H}) - 4 \cdot A_r(\text{N}))/2 = (194 - 8 \cdot 12 - 10 \cdot 1 - 4 \cdot 14)/2 = 16$$

Relativna atomska masa elementa X je 16, element X je kisik.

Molska masa

Pri kemijskem računanju namesto relativnih atomskih in relativnih molekulskih mas uporabljamo molske mase.

Kaj je molska masa?

Molska masa je masa enega mola snovi.

Mol je enota za množino snovi, kar bomo spoznali v naslednji učni enoti. Definicija molske mase nam zato zaenkrat še ne pomeni veliko. Kako izračunamo molsko maso? Molska masa je številčno enaka relativni atomski masi A_r oz. relativni molekulske masi M_r , a ima tudi enoto **g mol⁻¹** (izg. gram na mol). Oznaka za molsko maso je velika črka **M**. Oglejmo si primere.

Snov	Relativna atomska masa oz. relativna molekulska masa	Molska masa
helij	$A_r(\text{He}) = 4,00$	$M(\text{He}) = 4,00 \text{ g mol}^{-1}$
dušik	$M_r(\text{N}_2) = 28,02$	$M(\text{N}_2) = 28,02 \text{ g mol}^{-1}$
voda	$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,02$	$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g mol}^{-1}$

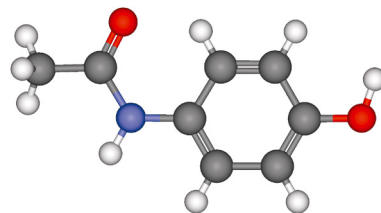
Razlika med relativno atomsko maso oz. relativno molekulske maso in molsko maso je torej le v **enoti**. Relativna atomska masa in relativna molekulska masa sta veličini brez enot, molska masa pa ima enoto g mol⁻¹. Oglejmo si razlike med relativno atomsko maso, relativno molekulske maso in molsko maso kisika.

Snov	Relativna atomska masa oz. relativna molekulska masa	Molska masa
atom kisika O	$A_r(\text{O}) = 16,00$	$M(\text{O}) = 16,00 \text{ g mol}^{-1}$
molekula kisika O ₂	$M_r(\text{O}_2) = 32,00$	$M(\text{O}_2) = 32,00 \text{ g mol}^{-1}$
molekula ozona O ₃	$M_r(\text{O}_3) = 48,00$	$M(\text{O}_3) = 48,00 \text{ g mol}^{-1}$

Iz navedenih primerov je jasno razvidno, kako pomembno je zapisovati simbole oz. formule snovi v oklepajih za oznakami veličin.

Molske mase navajamo tudi za ione, ionsko zgrajene spojine in kristalohidrate. Oglejmo si primere.

Snov	Molska masa
oksidni ion	$M(\text{O}^{2-}) = 16,00 \text{ g mol}^{-1}$
amonijev ion	$M(\text{NH}_4^+) = 18,05 \text{ g mol}^{-1}$
natrijev klorid	$M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g mol}^{-1}$
kalcijev nitrat tetrahidrat	$M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}) = 236,18 \text{ g mol}^{-1}$



V tabletah Lekadola je paracetamol. Znižuje povišano telesno temperaturo in blaži bolečine. Izračunajmo relativno molekulske maso in molsko maso te spojine.

$$M_r(\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2) = ?$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2) = ?$$

$$8 \cdot A_r(\text{C}) = 8 \cdot 12,01 = 96,08$$

$$9 \cdot A_r(\text{H}) = 9 \cdot 1,01 = 9,09$$

$$1 \cdot A_r(\text{N}) = 1 \cdot 14,01 = 14,01$$

$$2 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16,00 = 32,00$$

$$M_r(\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2) = 151,18$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2) = 151,18 \text{ g mol}^{-1}$$

Pri navajanju molske mase napišite snov v oklepaju in enoto g mol⁻¹.

ZAPOMNIM SI Relativna molekulska masa M_r je število, ki pove, kolikokrat je masa molekule večja od ene dvanajstine mase atoma ogljikovega izotopa ¹²C. Izračunamo jo s seštevanjem relativnih atomskih mas vseh elementov, ki sestavljajo molekulo elementa ali spojine. Molska masa M je masa enega mola snovi. Številčno je enaka relativni atomski masi oz. relativni molekulske masi, a ima enoto g mol⁻¹.

5.2 Množinska razmerja

Ključni pojmi:

- ▶ zakon o ohranitvi mase;
- ▶ razmerje množin;
- ▶ presežni reaktant.

V skladu z zakonom o ohranitvi mase je masa amonijevega dikromata (reaktanta) enaka vsoti mas kromovega(III) oksida, vodne pare in dušika (vseh produktov).

Urejena enačba kemijske reakcije omogoča izračun količin snovi (reaktantov in produktov), ki sodelujejo v kemijski reakciji. Spoznajmo uporabo množinskega razmerja v računskih nalogah.

Snovi reagirajo med seboj v določenih razmerjih

Ob koncu 18. stoletja je francoski kemik Antoine Laurent Lavoisier na podlagi skrbnega opazovanja kemijskih poskusov zasnoval temelj kemijske znanosti – zakon o ohranitvi mase: **Pri kemijski reakciji se celotna masa snovi ne spreminja. Masa reaktantov je enaka masi produktov.**

Iz enačbe kemijske reakcije lahko razberemo množinska razmerja med snovmi ter izračunamo količino reaktantov in produktov.

Oglejmo si primer. Če amonijev dikromat $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dovolj segrejemo (nad $180\text{ }^\circ\text{C}$), se razkroji na tri snovi: kromov(III) oksid, vodno paro in dušik. Reakcijo, ki poteka zelo burno, sprožimo s segrevanjem ali z vstavitvijo vročega predmeta. Potek reakcije spominja na bruhanje ognjenika. Reakcijska zmes je vroča, zato je nastala voda v obliki vodne pare. Napišimo enačbo reakcije in izpišimo množinska razmerja med reaktantom in vsakim od nastalih produktov.

Enačba reakcije: $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{s}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$

Množinska razmerja: $\frac{n((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{n(\text{Cr}_2\text{O}_3)} = \frac{1}{1}$ $\frac{n((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1}{4}$ $\frac{n((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{n(\text{N}_2)} = \frac{1}{1}$



Amonijev dikromat $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ je oranžnordeča trdna snov. Pri razpadu nastane poleg dušika in vodne pare tudi temno zelen dikromov trioksid Cr_2O_3 .

Enačbo, ki povezuje množino snovi z ostalimi veličinami, smo že spoznali v prejšnjih učnih enotah.

Enačba:	$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$
Veličine	n – množina snovi [mol]
[najpogostejše	m – masa [g]
enote]:	M – molska masa [g mol^{-1}]
	N – število delcev [/]
	N_A – Avogadrova konstanta [$6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$]
	p – tlak [kPa]
	V – prostornina [L]
	R – splošna plinska konstanta [$8,31 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$]
	T – temperatura [K]

Pri izračunu količin snovi, ki sodelujejo v kemijski reakciji, uporabimo enako zaporedje korakov, kot smo ga spoznali v učni enoti 4.3:

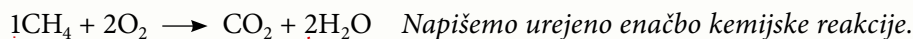
- ♦ napišemo razmerje množin med dano in iskano snovjo;
- ♦ križno množimo (s tem se znebimo ulomkov);
- ♦ vstavimo ustrezna dela enačbe (zgornja enačba);
- ♦ izrazimo iskano veličino, vstavimo podatke in izračunamo.

Oglejmo si primer.

NALOGA: Metan CH_4 zgore s kisikom v ogljikov dioksid in vodo. Kolikšna masa vode nastane pri gorenju 0,250 mol metana? Napišite urejeno enačbo kemijske reakcije.

$$n(\text{CH}_4) = 0,250 \text{ mol} \quad \leftarrow \text{Izpišemo podatek za množino metana.}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ? \quad \leftarrow \text{Izračunali bomo maso vode.}$$



$$\frac{n(\text{CH}_4)}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1}{2} \quad \text{Napišemo razmerje množin med metanom } \text{CH}_4 \text{ (dana snov) in vodo } \text{H}_2\text{O} \text{ (iskana snov).}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot n(\text{CH}_4) \quad \text{Križno množimo, da se znebimo ulomkov.}$$

$$\frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = 2 \cdot n(\text{CH}_4) \quad \text{Naloga zahteva izračun mase vode, zato namesto množine vode vstavimo maso in molsko maso vode.}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot n(\text{CH}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,250 \text{ mol} \cdot 18,02 \text{ g mol}^{-1} = \underline{9,01 \text{ g}} \quad \text{Masa ima enoto "g".}$$

Izrazimo iskano veličino (maso vode). Vstavimo podatka, okrajšamo enoti in izračunamo.

Odgovor: Pri gorenju 0,250 mol metana nastane 9,01 g vode.

Oglejmo si primer izračuna prostornine plina.

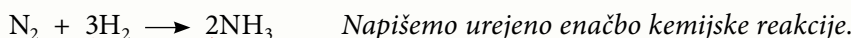
NALOGA: Dušik N_2 in vodik H_2 se spajata v amonijak NH_3 . Kolikšno prostornino vodika, merjenega pri temperaturi 20°C in tlaku 120 kPa, potrebujemo za nastanek 10,0 g amonijaka? Napišite urejeno enačbo kemijske reakcije.

$$T(\text{H}_2) = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$$

$$p(\text{H}_2) = 120 \text{ kPa} \quad \text{Izpišemo podatke.}$$

$$m(\text{NH}_3) = 10,0 \text{ g}$$

$$V(\text{H}_2) = ? \quad \leftarrow \text{Izračunali bomo prostornino vodika.}$$



$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{NH}_3)} = \frac{3}{2} \quad \text{Napišemo razmerje množin med vodikom } \text{H}_2 \text{ (iskana snov) in amonijakom } \text{NH}_3 \text{ (dana snov).}$$

$$2 \cdot n(\text{H}_2) = 3 \cdot n(\text{NH}_3) \quad \text{Križno množimo, da se znebimo ulomkov.}$$

$$\frac{2 \cdot p(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2)}{R \cdot T(\text{H}_2)} = \frac{3 \cdot m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} \quad \text{Naloga zahteva izračun prostornine vodika, zato namesto množine vstavimo tlak, prostornino in temperaturo vodika ter splošno plinsko konstanto. Dana je masa amonijaka, zato namesto množine amonijaka vstavimo maso in molsko maso amonijaka.}$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{3 \cdot m(\text{NH}_3) \cdot R \cdot T(\text{H}_2)}{2 \cdot M(\text{NH}_3) \cdot p(\text{H}_2)} = \frac{3 \cdot 10,0 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ kPa L} \cdot 293 \text{ K}}{2 \cdot 17,04 \text{ g} \cdot 120 \text{ kPa}} = \underline{17,9 \text{ L}} \quad \text{Prostornina ima enoto "L".}$$

Izrazimo iskano veličino (prostornino vodika).

Vstavimo podatke, okrajšamo enote in izračunamo.

Odgovor: Za nastanek 10,0 g amonijaka potrebujemo 17,9 L vodika, merjenega pri 20°C in 120 kPa.

Računanje s presežnim reaktantom

V prejšnji učni enoti smo spoznali pojem »presežni reaktant«. **Presežni reaktant je tisti reaktant v kemijski reakciji, ki je prisoten v večji količini, kot je potrebno glede na množinsko (stehiometrično) razmerje med reaktantoma.**

Količino presežnega reaktanta lahko izračunamo z uporabo množinskega razmerja med reaktantoma. Oglejmo si primer.

NALOGA: Pri reakciji med zlatom in jodovim(I) kloridom nastane zlatov(III) klorid in jod. Napišite enačbo reakcije. Na razpolago imamo 4,50 mol zlata in 4,50 mol jodovega(I) klorida. Kateri reaktant in kolikšna masa tega reaktanta je v presežku? Kolikšna masa zlatovega(III) klorida nastane pri tej reakciji?

$n(\text{Au}) = 4,50 \text{ mol}$ $\leftarrow$ Izpišemo podatek za množino zlata.

$n(\text{ICl}) = 4,50 \text{ mol}$ $\leftarrow$ Izpišemo podatek za množino jodovega(I) klorida.

Presežek = ? $\leftarrow$ Ugotovili bomo reaktant v presežku.

$m(\text{AuCl}_3) = ?$ $\leftarrow$ Izračunali bomo maso produkta AuCl_3 .

Enačba reakcije: $2\text{Au} + 6\text{ICl} \rightarrow 2\text{AuCl}_3 + 3\text{I}_2$

Ugotovimo množinsko razmerje med reaktantoma v enačbi kemijske reakcije in ga primerjamo z danima množinama obeh reaktantov. Iz enačbe kemijske reakcije je razvidno, da za reakcijo z 2 mol zlata potrebujemo 6 mol (torej trikratnik) jodovega(I) klorida. Dani množini zlata in jodovega(I) klorida pa sta enaki. Zlato je reaktant v presežku.

Uporabimo sklepni račun in preko množinskega razmerja med reaktantoma izračunamo množino zlata, ki ga potrebujemo za reakcijo z dano množino jodovega(I) klorida.

Množinsko razmerje: 2 mol Au 6 mol ICl
 X mol Au 4,50 mol ICl $X = \frac{2 \text{ mol} \cdot 4,50 \text{ mol}}{6 \text{ mol}} = \underline{1,50 \text{ mol}}$

$X = n(\text{Au, reagira}) = 1,50 \text{ mol}$

Izračunali smo, da za reakcijo s 4,50 mol jodovega(I) klorida potrebujemo 1,50 mol zlata.

Presežno množino zlata izračunamo tako, da od začetne (dane) množine zlata odštejemo množino zlata, ki reagira.

$n(\text{Au, presežek}) = n(\text{Au, začetek}) - n(\text{Au, reagira}) = 4,50 \text{ mol} - 1,50 \text{ mol} = \underline{3,00 \text{ mol}}$

Naloga zahteva izračun mase presežnega reaktanta. Maso presežnega zlata dobimo tako, da presežno množino zlata pomnožimo z molsko maso zlata.

$m(\text{Au, presežek}) = n(\text{Au, presežek}) \cdot M(\text{Au}) = 3,00 \text{ mol} \cdot 196,97 \text{ g mol}^{-1} = \underline{591 \text{ g}}$

Naloga zahteva še izračun mase nastalega zlatovega(III) klorida. Iz enačbe reakcije je razvidno, da je množina nastalega zlatovega(III) klorida enaka množini zlata, ki reagira (stehiometrična koeficienta pred formulama teh dveh snovi sta enaka). Torej velja:

$n(\text{AuCl}_3) = n(\text{Au, reagira}) = \underline{1,50 \text{ mol}}$

Maso zlatovega(III) klorida dobimo tako, da množino zlatovega(III) klorida pomnožimo z njegovo molsko maso.

$m(\text{AuCl}_3) = n(\text{AuCl}_3) \cdot M(\text{AuCl}_3) = 1,50 \text{ mol} \cdot 303,32 \text{ g mol}^{-1} = \underline{455 \text{ g}}$

Odgovor: V presežku je 591 g zlata. Pri reakciji nastane 455 g zlatovega(III) klorida.

Rešimo še nekoliko bolj zahtevno nalogo, v kateri sta dani masi obeh reaktantov.

NALOGA: Titan in fluor reagirata pri temperaturi 200 °C. Produkt te reakcije je titanov(IV) fluorid. Napišite enačbo reakcije. Na razpolago imamo 25,0 g titana in 25,0 g fluora. Kateri reaktant in kolikšna masa tega reaktanta je v presežku? Kolikšna masa titanovega(IV) fluorida nastane pri tej reakciji?

$$m(\text{Ti}) = 25,0 \text{ g} \leftarrow \text{Izpišemo podatek za maso titana.}$$

$$m(\text{F}_2) = 25,0 \text{ g} \leftarrow \text{Izpišemo podatek za maso fluora.}$$

Presežek = ? $\leftarrow$ Ugotovili bomo reaktant v presežku.

$m(\text{TiF}_4) = ?$ $\leftarrow$ Izračunali bomo maso produkta TiF_4 .

Izračunamo množino titana:

Izračunamo množino fluora:

$$n(\text{Ti}) = \frac{m(\text{Ti})}{M(\text{Ti})} = \frac{25,0 \text{ g}}{47,87 \text{ g}} = 0,522 \text{ mol}$$

$$n(\text{F}_2) = \frac{m(\text{F}_2)}{M(\text{F}_2)} = \frac{25,0 \text{ g}}{38,00 \text{ g}} = 0,658 \text{ mol}$$

Enačba reakcije: $\text{Ti} + 2\text{F}_2 \rightarrow \text{TiF}_4$

Ugotovimo množinsko razmerje med reaktantoma v enačbi kemijske reakcije in ga primerjamo z izračunanim množinama obeh reaktantov. Iz enačbe kemijske reakcije je razvidno, da za reakcijo z 1 mol titana potrebujemo 2 mol (torej dvakratnik) fluora. Iz izračunanih množin reaktantov vidimo, da je množina fluora sicer večja od množine titana, a fluora vseeno ni dovolj, ker ga potrebujemo dvakrat toliko kot titana. Titan je reaktant v presežku.

Uporabimo sklepni račun in preko množinskega razmerja med reaktantoma izračunamo množino titana, ki ga potrebujemo za reakcijo z dano množino fluora.

$$\begin{array}{lcl} \text{Množinsko razmerje:} & 1 \text{ mol Ti} & \dots \dots \dots 2 \text{ mol F}_2 \\ & X \text{ mol Ti} & \dots \dots \dots 0,658 \text{ mol F}_2 \end{array} \quad X = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,658 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,329 \text{ mol}$$

$$X = n(\text{Ti, reagira}) = 0,329 \text{ mol}$$

Izračunali smo, da za reakcijo z 0,658 mol fluora potrebujemo 0,329 mol titana.

Maso titana, ki reagira, dobimo tako, da množino titana, ki reagira, pomnožimo z molsko maso titana.

$$m(\text{Ti, reagira}) = n(\text{Ti, reagira}) \cdot M(\text{Ti}) = 0,329 \text{ mol} \cdot 47,87 \text{ g mol}^{-1} = 15,7 \text{ g}$$

Naloga zahteva izračun mase presežnega reaktanta. Maso presežnega titana dobimo tako, da maso titana, ki reagira, odštejemo od začetne mase titana.

$$m(\text{Ti, presežek}) = m(\text{Ti, začetna}) - m(\text{Ti, reagira}) = 25,0 \text{ g} - 15,7 \text{ g} = 9,3 \text{ g}$$

Naloga zahteva še izračun mase nastalega produkta. Dana reakcija je preprosto spajanje dveh reaktantov v en produkt. Uporabimo zakon o ohranitvi mase in maso nastalega produkta izračunamo tako, da seštejemo masi obeh reaktantov. Pri titanu ne uporabimo začetne mase (ker je titan v presežku), temveč maso titana, ki je dejansko reagiral.

$$m(\text{TiF}_4) = m(\text{Ti, reagira}) + m(\text{F}_2) = 15,7 \text{ g} + 25,0 \text{ g} = 40,7 \text{ g}$$

Odgovor: V presežku je 9,3 g titana. Pri reakciji nastane 40,7 g titanovega(IV) fluorida.

ZAPOMNIM SI Pri kemijski reakciji se celotna masa snovi ne spreminja. Masa reaktantov je enaka masi produktov. Iz enačbe kemijske reakcije lahko razberemo množinska razmerja med snovmi in izračunamo količino reaktantov in produktov.

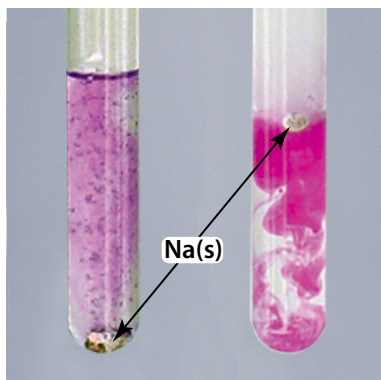
6.1 Alkalijske kovine

Ključni pojmi:

- ▶ fizikalne lastnosti alkalijskih kovin;
- ▶ reaktivnost alkalijskih kovin;
- ▶ plamenski test;
- ▶ pomembne spojine alkalijskih kovin.



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 kosček 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.

V učni enoti 2.6 smo že spoznali, da kovine 1. skupine periodnega sistema elementov imenujemo alkalijske kovine. Vodik, ki ga v periodnem sistemu elementov običajno zapisujemo v 1. skupino, je nekovina. Spoznajmo alkalijske kovine bolj podrobno.

Od litija do francija

Rubidij in cezij sta redka elementa z majhno uporabo, francij pa je radioaktiven element. Teh elementov ne bomo podrobno obravnavali. Oglejmo si preglednico s tališči, vrelišči in gostotami alkalijskih kovin.

	Litij	Natrij	Kalij	Rubidij	Cezij
Tališče [°C]	181	98	63	39	28
Vrelišče [°C]	1342	883	759	688	671
Gostota [g mL ⁻¹]	0,534	0,971	0,862	1,53	1,87

Številčnih vrednosti se ne bomo učili na pamet, določene lastnosti teh elementov pa lahko razberemo iz preglednice.

Tališča in vrelišča

Alkalijske kovine imajo nizka tališča in vrelišča v primerjavi z drugimi kovinami (npr. železo ima tališče 1538 °C in vrelišče 2861 °C), po skupini navzdol se manjšajo.

Gostote

Alkalijske kovine imajo majhne gostote. Nekatere (tiste z gostoto manj kot 1 g mL⁻¹) celo plavajo na vodi (z vodo tudi reagirajo).

Reaktivnost in shranjevanje

Alkalijske kovine so zelo reaktivne, reaktivnost narašča po skupini navzdol. Vzrok temu je samo en zunanji (valenčni) elektron, ki ga alkalijska kovina zlahka odda pri tvorbi ionskih spojin.

Litij, natrij in kalij hranimo v petroleju (zmes ogljikovodikov z večjo molsko maso), bolj reaktivna rubidij in cezij pa v zataljenih ampulah. Na ta način preprečimo dostop zraka in vode.

Alkalijskih kovin zaradi velike reaktivnosti ni v naravi v elementarnem stanju (niso samorodne), temveč so le vezane v spojinah. Spojine alkalijskih kovin so zelo razširjene, npr. NaCl pridobivamo iz morja v solinah (morska sol) ali kopljemo v rudnikih soli (kamena sol).

Druge lastnosti

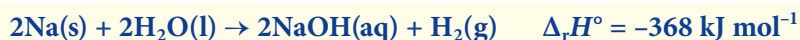
Alkalijske kovine so srebrnosive barve (cezij je srebrnozlate barve) in prevajajo električni tok. Imajo pa še eno značilno lastnost – so **mehke in lahko jih režemo z običajnim nožem**.

Plamenski test – značilno obarvanje plamena

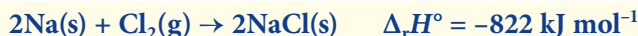
V učni enoti 2.7 smo že omenili **plamenski test**. Spojine določenih elementov značilno obarvajo plamen. Če platinasto žičko potopimo v raztopino natrijevega klorida in jo nato vstavimo v plamen, se plamen obarva rumeno. **Natrijeve spojine obarvajo plamen rumeno, kalijeve spojine pa vijolično.**

Spojine alkalijskih kovin so ionske, večinoma so dobro topne v vodi. Najbolj znana spojina te vrste je natrijev klorid NaCl (običajna kuhinjska sol), ki jo uporabljamo v prehrani, kot konzervans, pa tudi v zdravstvu za pripravo fiziološke raztopine (vsebuje 0,9 % NaCl).

Alkalijske kovine reagirajo že z zrakom (pri tem nastane zmes produktov). Reakcije alkalijskih kovin z vodo so burne in eksotermne. Pri tem nastanejo raztopine kovinskih hidroksidov in plin vodik H₂(g).



Alkalijske kovine reagirajo tudi s halogeni, pri tem nastanejo alkalijski halogenidi. Tudi te reakcije so eksotermne.

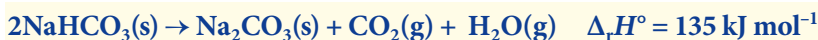


Natrijev hidroksid NaOH je ena od industrijsko najpomembnejših spojin. Dobimo ga z elektrolizo nasičene vodne raztopine natrijevega klorida NaCl(aq).



Natrijev hidroksid je bela trdna snov. Prodajajo ga v obliki granul ali pripravljenih raztopin ter je sestavina mnogih sredstev za beljenje in odstranjevanje madežev (npr. varikina, arekina). Na tržišču so tudi različne snovi za čiščenje odtočnih cevi, ki vsebujejo natrijev hidroksid (npr. Cevosan vsebuje 30 % raztopino NaOH). Natrijev hidroksid in kalijev hidroksid imata velik industrijski pomen.

Velik pomen imata natrijev karbonat Na₂CO₃ (starejše ime soda) in natrijev hidrogenkarbonat NaHCO₃ (starejše ime soda bikarbona ali natrijev bikarbonat). Natrijev hidrogenkarbonat je v vodi slabše topen. S segrevanjem pa ga lahko pretvorimo v natrijev karbonat Na₂CO₃.



Ta reakcija poteka tudi med peko peciva. Za peko uporabljamo pecilni prašek, ki vsebuje tudi natrijev hidrogenkarbonat. Pri razkroju te spojine nastaneta plina ogljikov dioksid in vodna para, ki »napihne«
testo.

Pecilni prašek poleg NaHCO₃ vsebuje tudi nekatere kisle soli. Ko pecilni prašek stresemo v majhno količino vode, se sproži kemijska reakcija, kar zaznamo kot sproščanje CO₂.

Natrijeve in kalijeve soli imajo pomembno vlogo pri delovanju človeškega telesa. Natrijevi ioni sodelujejo pri uravnavanju količine vode v telesu in osmotskega tlaka. Kalijevi in natrijevi ioni omogočajo delovanje t.i. natrij-kalijeve črpalke, ki ohranja razliko v koncentraciji ionov med notranjostjo in zunanostjo celice. Ta proces je ključen za prenos živčnih impulzov, pravilno delovanje mišic in srca. Neravnovesje v koncentraciji teh ionov lahko povzroči resne motnje v delovanju organizma.

Kalijeve spojine so tudi pogosta sestavina umetnih gnojil.

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.

Zakaj ime »alkalijske«
kovine? Pri reakciji teh kovin z vodo nastanejo kovinski hidroksidi, ki so bazične snovi. »Alkalijska«
pa je starejše ime za bazično snov, kar je dalo ime alkalijskim kovinam. Podobno lahko sklepate, da tudi t.i. alkalne baterije vsebujejo bazično snov.



Fiziološka raztopina je 0,9 % raztopina natrijevega klorida.



Bistvena sestavina pecilnega praška je natrijev hidrogenkarbonat NaHCO₃.



Natrijev hidroksid NaOH je jedka snov. Običajno je v prodaji v obliki vodne raztopine ali belih zrn. Nahaja se v nekaterih čistilih.

6.2 Halogeni

Ključni pojmi:

- ▶ fizikalne lastnosti halogenov;
- ▶ reaktivnost halogenov;
- ▶ pomembne spojine halogenov.

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.

V učni enoti 2.6 smo spoznali, da elemente 17. skupine periodnega sistema imenujemo halogeni. Spoznajmo halogene bolj podrobno.

Od fluora do tenesa

Fluor, klor, brom in jod so pomembni elementi. Astat in tenes sta umetno dobljena radioaktivna elementa, v kemiji nista pomembna in ju ne bomo obravnavali. Astat se sicer nahaja tudi v naravi (v izjemno majhni količini) kot produkt radioaktivnega razpada težjih atomov drugih elementov, a so vsi njegovi izotopi kratkoživi.

Formule, videz in agregatna stanja pri sobnih pogojih

Spoznali smo že, da so halogeni nekovine in tvorijo **dvoatomne molekule** (F_2 , Cl_2 , Br_2 in I_2). Pri sobnih pogojih (temperatura 20 °C, tlak 1 bar) je **fluor rumen plin**, **klor rumenozelen plin**, **brom rdeč-rjava tekočina** in **jod trdna siva snov**.



Tališča in vrelišča

Oglejmo si preglednico s tališči in vrelišči halogenov.

	Fluor	Klor	Brom	Jod
Tališče [°C]	–220	–101	–7	114
Vrelišče [°C]	–188	–34	59	184

Tališča in vrelišča halogenov se pričakovano višajo po skupini navzdol, kar lahko pojasnimo z naraščajočo močjo privlačnih disperzijskih (medmolekulskih) sil med molekulami halogenov. Med molekulami fluora so te sile najšibkejšje, pri halogenih z večjim številom elektronov pa so te sile močnejše.

Zanimivo posebnost opazimo pri primerjavi vrelišč vodikovih halogenidov (spojin vodika in halogenov).

	HF	HCl	HBr	HI
Vrelišče [°C]	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 vodikovimi halogenidi 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.

Reaktivnost in nahajanje v naravi

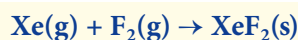
Halogeni so reaktivni elementi. Z drugimi elementi se povezujejo preko ionskih in kovalentnih vezi. Atom halogena potrebuje do polne zunanje lupine samo en elektron, ki ga sprejme pri tvorbi ionskih spojin. Lahko tudi tvori skupni (vezni) elektronski par z atomom druge nekovine. V naravi halogeni niso v elementarnem stanju, temveč so **vezani v različnih spojinah**.

Najbolj reaktiven halogen je fluor, nato pa se reaktivnost manjša po skupini navzdol (nasprotno kot pri alkalijskih kovinah, kjer reaktivnost narašča po skupini navzdol).

Vzrokov za veliko reaktivnost fluora je več. Fluor je najbolj elektronegativen element. Atom fluora je majhen in lahko močno privlači elektrone v nastalih spojinah. Poleg tega je kovalentna vez med atomoma v molekuli F_2 relativno šibka ($D(F-F) = 155 \text{ kJ mol}^{-1}$). Potrebno je dovesti malo energije za njeno prekinitev. Vez $F-F$ se zlahka prekine pri kemijski reakciji, v nastalih spojinah pa tvori fluor bistveno močnejše vezi z drugimi elementi (tudi z ogljikom, glejte stranski stolpec). Nastale fluorirane organske spojine so zato zelo stabilne in se v naravi zelo počasi razgrajujejo. Nekateri viri uporabljajo (pretiran) izraz »večne kemikalije«.

Fluor reagira s skoraj vsemi elementi, celo z nekaterimi žlahtnimi plini (npr. s ksenonom tvori binarne spojine XeF_2 , XeF_4 in XeF_6).

Oglejmo si primer.



Topnost v vodi

Klor in brom se v vodi raztapljata, nastali vodni raztopini imenujemo **klorovica** $Cl_2(aq)$ oz. **bromovica** $Br_2(aq)$. Jod je v vodi slabo topen, dobro pa se raztaplja v raztopini, ki vsebuje jodidne ione (npr. v raztopini kalijevega jodida). Pri reakciji med elementarnim jodom in jodidnimi ioni nastanejo trijodidni ioni I_3^- .

Fluor burno (eksplozivno) reagira z vodo. Pri reakciji fluora z vodo nastane zmes produktov. Običajno zapisujemo naslednjo enačbo:



Posebnosti halogenov in njihovih spojin

Fluor

Fluor je izjemno nevaren, strupen plin. Zaradi velike reaktivnosti je delo s fluorom zelo nevarno in ga v šoli ne uporabljamo. Fluor je v naravi vezan v spojinah. Najdemo ga v različnih mineralih, npr. v fluoritu, ki vsebuje kalcijev fluorid CaF_2 .

Fluorove spojine so raznovrstno uporabne. Pri človeku ima fluor omejen, a pomemben biološki pomen, saj se fluoridni ioni vežejo v zobno sklenino. Pri tem iz spojine hidroksiapatit $Ca_5(PO_4)_3(OH)$, ki je običajna sestavina kosti, nastane spojina fluoroapatit $Ca_5(PO_4)_3F$, ki je bolj odporna proti kislinam, ki jih proizvajajo bakterije v ustih.

Povprečne vezne energije fluora z nekaterimi drugimi elementi:

Vez	Vezna energija
F-Si	586 kJ mol ⁻¹
F-H	569 kJ mol ⁻¹
F-P	489 kJ mol ⁻¹
F-C	439 kJ mol ⁻¹
F-N	272 kJ mol ⁻¹

Fluor tvori močne kovalentne vezi z mnogimi nekovinami.



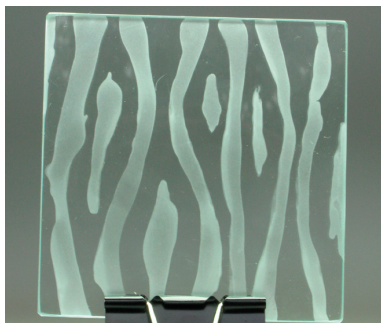
Mineral fluorit vsebuje kalcijev fluorid CaF_2 . Čisti CaF_2 je bele barve, obarvanje minerala je posledica nečistoč.



Pošta Slovenije je leta 2001 izdala znamko, na kateri je prikazan mineral fluorit.



Fluorove spojine so v majhnih količinah v zobnih pastah. Običajno vsebujejo natrijev fluorid NaF ali natrijev monofluorofosfat Na_2FPO_3 .



Vodikov fluorid HF (plinast, tekoč in vodna raztopina) reagira s steklom (steklo vsebuje pretežno silicijev dioksid SiO_2).



Klor uporabljamo za razkuževanje vode.



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 drugo ime za natrijev klorat(I) NaClO .

Bakterije v zobnih oblogah pri razgradnji hrane proizvajajo kisline. Kisline poškodujejo zobno sklenino (demineralizacija sklenine). V procesu remineralizacije pa se sklenina obnavlja. Ta proces pospešijo fluoridni ioni, ki omogočijo, da je obnovljena sklenina odpornejša.

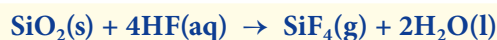
Najbolj znana je uporaba fluorovih spojin v zobnih pastah in ustnih vodih. Večina teh izdelkov vsebuje natrijev fluorid NaF ali natrijev monofluorofosfat Na_2FPO_3 , včasih tudi nekatere organske fluorove spojine (zlasti spojini, ki imata nesistematični imeni olaflur in dektalflur). Redkeje v ta namen uporabljajo kositrov(II) fluorid SnF_2 . Vse te fluorove spojine omogočajo krepitev zobne sklenine in preprečevanje zobne gnilobe (kariesa).

Po drugi strani pa pretirana uporaba fluorovih spojin v dentalnih proizvodih lahko (zlasti pri mlajših otrocih med razvojem zob) povzroči t. i. zobno fluorozo (rjavo obarvanje zob).

V nekaterih državah (ne v Sloveniji, pa tudi ne v večini evropskih držav) fluorove spojine celo dodajajo pitni vodi s ciljem zmanjšanja zobne gnilobe pri celotni populaciji.

Na začetku te učne enote smo že omenili vodikov fluorid. To je strupena, jedka in izjemno nevarna spojina. Zaradi tvorbe vodikove vezi ima visoko vrelišče in se meša z vodo v vseh razmerjih. Vodno raztopino vodikovega fluorida HF(aq) pogosto imenujemo fluorovodikova kislina. Z njo lahko kemijsko jedkamo steklo. Jedkanje stekla pomeni, da nadzorovano vplivamo na površino stekla, da ta postane matirana oz. hrapava. Steklo je večinoma iz silicijevega dioksida SiO_2 , ki je sicer zelo odporen na večino kislin.

Reakcijo stekla z vodikovim fluoridom lahko predstavimo z naslednjima enačbama (potek reakcije je odvisen od reakcijskih pogojev):



Fluorove spojine so zaradi svojih edinstvenih kemijskih lastnosti zelo pomembne v različnih vejah industrije in tudi v medicini. Poleg že obravnavanih snovi za krepitev zobne sklenine uporabljamo različne fluorove spojine v farmaciji (zdravila), kmetijstvu (herbicidi in insekticidi), kot hladilna sredstva (klimatske naprave), umetne mase idr.

Ena od bolj znanih fluorovih spojin je umetna masa **PTFE** – poli(tetrafluoroeten), ki je bolj znana s komercialnim imenom **teflon**. To snov uporabljamo pri izdelavi kuhinjske opreme (teflonske ponve), tesnil idr. Več o tej spojini boste izvedeli pri obravnavi organske kemije.

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. Z elektrolizo raztopine natrijevega klorida NaCl dobimo tri zelo pomembne snovi (gl. enačbo v učni enoti 6.1) – vodik $\text{H}_2(\text{g})$, klor $\text{Cl}_2(\text{g})$ in vodno raztopino natrijevega hidroksida NaOH(aq) .

Tudi klor reagira z mnogimi elementi, a je bistveno manj reaktiven kot fluor. Pri reakciji vodika in klora nastane vodikov klorid HCl(g) .



Vodikov klorid se dobro raztaplja v vodi. Nasičena vodna raztopina vsebuje 36–37 % vodikovega klorida. Vodno raztopino vodikovega klorida HCl(aq) imenujemo **klorovodikova kislina** (v rabi je tudi starejše ime **solna kislina**). Klorovodikova kislina je ena od najpomembnejših kemikalij. Nahaja se tudi v **želodčnem soku** ljudi, kjer uničuje bakterije, viruse in druge patogene organizme ter ima pomembno vlogo pri razgradnji hrane. Tudi nekatera čistila za odstranjevanje vodnega kamna vsebujejo klorovodikovo kislino.

V laboratoriju pogosto delamo z vodno raztopino klora $\text{Cl}_2(\text{aq})$, ki jo imenujemo **klorovica**. Klor z vodo deloma tudi reagira, pri tem nastane zmes, ki vsebuje HCl in HClO .

Klor uporabljamo za izdelavo **varikine**, ki se uporablja kot razkužilo in belilno sredstvo. Nastane pri reakciji klora z raztopino natrijevega hidroksida NaOH(aq) .



Ena od bolj znanih klorovih spojin je umetna masa **PVC** – poli(vinil klorid), ki ima široko uporabo (cevi, talne obloge, okvirji oken idr.).

Včasih so bile klorove spojine pogoste tudi v insekticidih. Najbolj znan med njimi je **DDT**. Uporaba DDT je močno zmanjšala populacijo komarjev, ki prenašajo povzročitelja malarije. Na žalost se je izkazalo, da je DDT nevaren za človeka. DDT se nabira v maščobnih tkivih in se le počasi razgrajuje. Danes je uporaba DDT in mnogih drugih klor vsebujočih insekticidov prepovedana.

Brom

Brom je škodljiva, lahko hlapna rdečerjava tekočina z dušljivimi in strupenimi parami. 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 hlapce. Jod je v vodi slabo topen, dobro pa se raztaplja v nepolarnih topilih (npr. raztopina joda v CCl_4 je vijolične barve). Dobro je topen tudi v etanolu. Raztopina joda v etanolu $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ je rjave barve, imenujemo jo **jodova tinktura**, uporabljamo jo v medicini za razkuževanje kože.

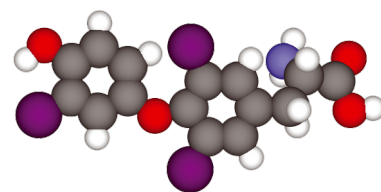
Jod je ključen za sintezo **hormonov ščitnice**, zato ima pomanjkanje joda v prehrani resne posledice; golšavost (povečanje žleze ščitnice se vidi kot izboklina na vratu), motnje presnove, rasti in razvoja, težave v nosečnosti idr. Pomanjkanje joda v prehrani preprečujemo tako, da kuhinjski soli dodajamo nekatere jodove spojine (**jodirana sol**).



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_3 (jodirana sol), ki je glavni vir joda za človeški organizem. Zaradi pomanjkanja joda v prehrani se lahko poveča žleza ščitnice, pojavi se bolezen golšavost.

Jodova tinktura, ki jo prodajajo v nekaterih lekarnah (galenski izdelek) vsebuje jod, kalijev jodid, etanol in vodo.



Dva ključna hormona ščitnice, ki vsebujeta jod, sta trijodotirozin (T_3) in tiroksin (T_4). Na sliki je model molekule T_3 . Vijolične krogle predstavljajo atome joda.

ZAPOMNIM SI Halogeni so elementi 17. 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 elementov so alkalijske kovine?
2. V večini periodnih sistemov elementov je vodik napisan v prvi skupini. Zakaj vodika ne uvrščamo med alkalijske kovine?
3. Kako se spreminjajo tališča, vrelišča in gostote alkalijskih kovin glede na njihov položaj v periodnem sistemu elementov?
4. V zanesljivih virih poiščite tališča, vrelišča in gostote alkalijskih in zemeljskoalkalijskih kovin ter jih primerjajte med seboj (primerjava kovin iste periode). Kaj opazite?
5. Kako se spreminja reaktivnost alkalijskih kovin glede na njihov položaj v periodnem sistemu elementov?
6. Pojasnite veliko reaktivnost alkalijskih kovin.
7. Zakaj alkalijskih kovin v naravi ni v elementarnem stanju, temveč so le vezane v spojinah?
8. V čem hranimo alkalijske kovine?
9. Napišite urejene enačbe opisanih reakcij in opredelite energijske spremembe pri reakcijah:
a) litij + voda c) natrij + brom
b) kalij + voda č) cezij + klor
10. Opišite plamenski test za natrij in kalij.
11. Katera spojina je raztopljena v fiziološki raztopini? V kakšen namen jo uporabljamo?
12. Navedite primer živila, kjer je natrijev klorid uporabljen kot konzervans.
13. Kaj vsebuje čistilo cevosan? V katere namene uporabljamo ta izdelek?
14. Kako industrijsko pridobivamo natrijev hidroksid? Napišite urejeno enačbo te reakcije.
15. Katera natrijeva spojina je ključna sestavina pecilnega praška?
16. Opišite biološki pomen natrijevih in kalijevih ionov.
17. Iz embalaže umetnega gnojila razberite podatke o vsebnosti kalijevih spojin.
18. Natrijev hidrogenkarbonat dobimo, če v vodno raztopino natrijevega klorida uvajamo ogljikov dioksid CO_2 in amonijak NH_3 . Pri tej reakciji nastane tudi amonijev klorid NH_4Cl . Napišite enačbo te reakcije.

6.2 Halogeni

1. V kateri skupini periodnega sistema elementov so halogeni?
2. Kakšne molekule tvorijo halogeni?
3. Napišite imena, formule in agregatna stanja ter navedite barve prvih štirih halogenov pri sobnih pogojih.
4. Kako se spreminja reaktivnost halogenov glede na njihov položaj v periodnem sistemu? Kateri halogen je najbolj reaktiven?
5. Zakaj halogenov v naravi ni v elementarnem stanju, temveč so le vezani v spojinah?
6. Pojasnite pojem »vodikov halogenid«.
7. Razvrstite prve štiri vodikove halogenide po naraščajočih vreliščih in pojasnite vpliv medmolekulskih sil na vrelišča teh spojin.
8. V katerih izdelkih vsakdanje rabe so fluorove spojine? Kakšen je biološki pomen fluoridnih ionov v teh izdelkih?
9. Napišite enačbo reakcije jedkanja stekla z vodikovim fluoridom. Pri tej reakciji nastaneta dve binarni spojin.
10. Kako pridobivamo elementarni klor?
11. Kaj je klorovica?
12. Pojasnite pojem »dezinfekcija vode«. Kateri halogen uporabljamo v ta namen?
13. Kako nastane vodikov klorid? Opišite razlike v pomenu in poimenovanju snovi HCl(g) in HCl(aq) .
14. Katera kislina je v želodčnem soku (želodčna kislina)?
15. Kaj vsebuje varikina? V katere namene uporabljamo to snov?
16. Kaj opazimo, če jod segrevamo? Pojasnite.
17. Pojasnite pojem »jodirana sol«.
18. Kateri halogen je vezan v molekulah hormonov ščitnice in je ključen za pravilno delovanje te žleze?
19. Kaj je jodova tinktura? V kakšen namen jo uporabljamo?
20. Nekateri viri navajajo reakcijo, pri kateri voda in fluor reagirata tako, da nastaneta vodikov fluorid in ozon. Napišite urejeno enačbo te reakcije.

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

agregatno stanje; fizikalno stanje snovi; ločimo med trdnim, tekočim in plinastim agregatnim stanjem

aktinoidi (aktinidi); elementi od aktinija do vključno lavrencija

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

akutna izpostavitve; izpostavitve nevarni snovi naenkrat ali v kratkem času

alkalija; glej baza

alkalijske kovine; kovine prve skupine periodnega sistema; so zelo reaktivne, njihova reaktivnost se veča po skupini navzdol; imajo nizka tališča in so mehke (lahko jih režemo z nožem); hranimo jih v nereaktivnih tekočinah (npr. natrij v petroleju) oz. v zataljenih ampulah (rubidij in cezij); tvorijo ione z nabojem 1+

alkohol; 1. poljudno 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 je element v različnih oblikah (alotropnih modifikacijah); npr. kisik je v obliki dvoatomnih molekul (dikisik O_2) ali troatomnih molekul (trikisik ali ozon O_3); fosfor je v obliki belega, rdečega ali črnega fosforja; ogljik je v obliki grafitu, diamanta ali fulerenov

alotropne modifikacije; različne oblike določenega elementa (npr. kisik je v obliki dvoatomnih molekul O_2 ali troatomnih 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: $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

amorfna snov; trdna snov, ki nima urejene razporeditve gradnikov (npr. steklo, silikagel, 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 uporabljata 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. Cl^- , OH^- , O^{2-} , SO_4^{2-}); anion nastane, če atom ali atomska skupina sprejme enega ali več elektronov

anorganska kemija; veja kemije, ki proučuje anorganske spojine

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)

apnenec; trdna snov, ki vsebuje pretežno kalcijev karbonat CaCO_3 ; uporabljamo ga za pridobivanje kalcijevega oksida CaO

areometer; naprava za merjenje gostote tekočin; z vseh strani zaprta in na spodnjem delu obtežena cev z merilno lestvico; čim bolj je tekočina gosta, tem manj se areometer potopi v tekočino

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. fluorov atom ^{19}F vsebuje 9 protonov in 10 nevtronov v jedru ter 9 elektronov v elektronski obojnici)

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; označujemo jo z N_A in ima vrednost $6,02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Avogadrovo število; število delcev (npr. atomov, molekul) snovi v enem molu te snovi ($6,02214076 \cdot 10^{23}$)

avtoogeno varjenje; varjenje s plamenom, ki nastane pri reakciji (gorenju) goriva (npr. etin 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 $\text{Ca}(\text{OH})_2$) in amonijak NH_3

beli fosfor; najbolj reaktivna oblika (alotropna 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

bromid; binarna bromova spojina (npr. natrijev bromid NaBr)

bromovica; vodna raztopina broma

C

Celzijeva temperaturna lestvica; temperaturna lestvica, pri kateri je temperatura 0°C temperatura talečega se ledu, temperatura 100°C pa temperatura vrele vode pri tlaku $101,3 \text{ kPa}$ (opisana definicija je dober približek sodobni definiciji); velikost stopinje Celzija ($^\circ\text{C}$) je enaka velikosti kelvina; temperaturo v $^\circ\text{C}$ izračunamo tako, da od temperature v K odštejemo 273,15: $T[^\circ\text{C}] = T[\text{K}] - 273,15$

citronska kislina; bela trdna snov $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$; najdemo jo v različnem sadju (npr. v limonah)

Č

čista snov; snov, ki ima stalno, nespremenljivo kemijsko sestavo ter značilne lastnosti; med čiste snovi uvrščamo elemente in spojine; nasprotje čiste snovi je zmes

D

D; glej devterij

deka; števnik, s katerim označujemo deset delcev (npr. dekan $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ vsebuje v molekuli deset ogljikovih atomov)

deoksiribonukleinske kisline; glej DNA

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.

desublimacija; fizikalna sprememba iz plinastega v trdno agregatno stanje

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 najbolj razširjenega 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; alotropna 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, Kongu, Tanzaniji, Rusiji, Braziliji, Indiji in Avstraliji

digestorij; zaprt delovni prostor, ki ima poleg priključkov za vodo, elektriko in plin tudi ventilacijsko odprtino za odsesavanje plinov; v digestoriju izvajamo eksperimente, pri katerih se sproščajo nevarni plini

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 molekulami (tudi med atomi žlahtnih 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 klorida Cl_2

DNA (deoksiribonukleinske kisline); velike organske molekule, nosilke dednih informacij; molekula DNA 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)

dolžina vezi; razdalja med središčema (jedroma) dveh vezanih atomov v molekuli

doza; gl. odmerek

E

eksikator; steklena posoda z brušenim pokrovom, ki jo uporabljamo za zaščito snovi pred vlago in za sušenje nekaterih snovi s pomočjo sušilnega sredstva (npr. silikagel, kalcijev klorid)

eksotermna sprememba; sprememba (kemijska reakcija ali fizikalni proces), pri kateri se energija sprošča (npr. kondenzacija hlapov, nastanek kemijske vezi)

eksperiment (poskus); znanstveni postopek, s katerim se kaj ugotovi ali dokaže

eksperimentalni pogoji; okoliščine (npr. temperatura, tlak, katalizator), pri katerih izvajamo poskuse

elektroliza; kemijska reakcija razgradnje snovi z električnim tokom (npr. pri elektrolizi vode nastaneta vodik in kisik: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$)

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; merilo za 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

elementi glavnih skupin; elementi 1. in 2. ter 13. do 18. skupine periodnega sistema

elementi redkih zemelj; skandij, itrij in vsi lantanoidi