

OSNOVE KEMIJE

5.1

Avtorica: Katja Kavkler

Vsebina

1. Uvod
2. Zgradba in vrste snovi
3. Kemijske in fizikalne lastnosti
4. Kemijsko poimenovanje
5. Zaključek
6. Literatura in viri

1. Uvod

Vse, kar nas obdaja, imenujemo snov. Značilnost vsake snovi je, da ima maso in prostornino, ki ju lahko izmerimo. Snovi so lahko homogene, navzven enotne, ali heterogene, navzven neenotne. Osnovni gradniki snovi so molekule, te pa so sestavljene iz atomov.

Snovi v okolju ločimo na čiste snovi in zmesi. Poznavanje snovi in njihovih lastnosti je v konservatorstvu in restavratorstvu ključnega pomena. Le tako se lahko s pravilnim pristopom približamo predmetu in izvedemo posege, ki so zanj najboljši.

2. Zgradba in vrste snovi

Atomi

Osnovni gradnik vsake snovi je atom. Nekoč so menili, da je atom najmanjši nedeljiv delec v vesolju (beseda *atomos* je grškega izvora: *a* = ne, *tomos* = rez), vendar so kasneje ugotovili, da je že sam sestavljen iz še manjših delcev. Velikost atoma je 10^{-8} cm, ne opazimo ga niti z najmočnejšimi mikroskopi (v vidno polje človeka, ki je približno 1/10 cm, bi lahko v vrsto postavili približno milijon atomov). Atomi različnih kemijskih elementov se razlikujejo med seboj po zgradbi in po lastnostih.

Zgradba atoma

Vsak atom ima jedro in elektronsko ovojnico. Jedro, ki je središče atoma, sestavljajo pozitivno nabiti delci (**protoni**) in nevtralni delci (**nevtroni**), zato je pozitivno nabito. V njem je skoncentrirana skoraj vsa masa atoma. Vsota mas (oz. števila) protonov in nevtronov poda t. i. masno število. Ena enota mase predstavlja 1/12 mase atoma C^{12} . Gre za relativno maso, ki nima enote. Lahko pa govorimo tudi o molski masi, tj. masi enega mola ($6,022 \cdot 10^{23}$ atomov), ki jo izražamo v gramih (g) in je številčno enaka masnemu številu. Jedra atomov označujemo tako, da nad simbolom elementa zapišemo masno število, pod njim pa število protonov oz. vrstno število. Maso imajo nevtroni in protoni, vsak delec je težak po eno enoto.

Primer 1: Označevanje elementov

masno število	simbol elementa	¹⁹⁶ 79	Au	¹⁶ 8	O
vrstno število			(zlato)		(kisik)

Če imajo atomi enako vrstno število (so atomi istega elementa), a različno masno število, jih imenujemo izotopi (primer C^{12} , C^{13} , C^{14}). Število nevtronov v jedru je vedno enako številu protonov ali

večje od njega. S tem je omogočena stabilnost jedra. Različno število nevtronov ne vpliva na kemične lastnosti elementov, ampak na lastnosti jedra. Izotopi so v naravi različno pogosti. Običajno prevladuje en izotop posameznega elementa. V relativni atomski masi posameznega elementa je upoštevan delež posameznega izotopa v naravi; prikazana je z decimalno številko (ogljik ima relativno atomsko maso 12,011, kar pomeni, da v naravi močno prevladuje izotop z atomsko maso 12). Ko se število nevtronov v jedru oddalji od določenih mejnih vrednosti, postane jedro nestabilno; rečemo, da je radioaktivno.

Primer 2: Atom ogljika

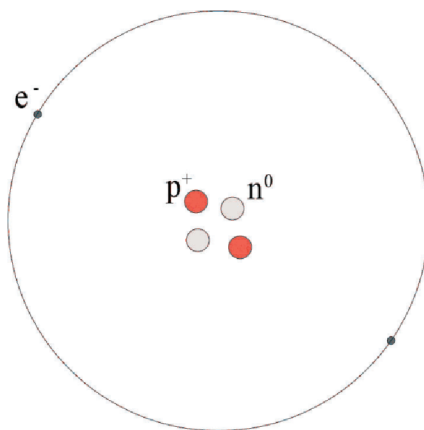
Atom ogljika, ki ima 6 protonov in 6 nevtronov (C^{12}), je stabilen, atom ogljika, ki ima poleg 6 protonov tudi 8 nevtronov (C^{14}), pa je nestabilen, radioaktiven.

Velikost jedra je 100.000-krat manjša od velikosti celotnega atoma. Okrog jedra so v elektronski ovojnici negativno nabiti delci (**elektroni**), katerih masa je dve milijoninki enote (oz. dve milijoninki mase protona). Elektroni so s kemijskega stališča najpomembnejši sestavni deli atomov. Kemijske lastnosti elementov so v neposredni zvezi z zgradbo elektronske ovojnice, saj so elektroni tisti delci, s katerimi atomi vstopajo v kemijske reakcije. Število elektronov v posameznem atomu je enako številu protonov, zato je atom navzven nevtralen. Število elektronov ali protonov sovпада z vrstnim številom v periodnem sistemu.

Laično si predstavljamo, da so elektroni delci, ki krožijo po točno določeni tirnici (**orbitali**) okrog jedra atoma (podobno kot planeti

okrog Sonca). Takšno teorijo je leta 1913 postavil Niels Bohr, vendar pa z njo ni mogoče razložiti vseh lastnosti atomov. Po sodobni teoriji je za vsak elektron mogoče izračunati, kolikšna je verjetnost, da se bo nahajal v določenem območju okrog jedra. Elektroni v atomu imajo lahko le točno določene vrednosti energije. Če narišemo meje prostora, za katerega je zelo verjetno (95 %), da bo v njem elektron, dobimo prostor, ki ga imenujemo orbitala (**slika 1**). Ker atoma (še) ne moremo videti, so vsi pristopi le teoretični, podkrepljeni z eksperimentalnimi razlagami.

Slika 1: Zgradba atoma helija (He), ki ima dva protona (p^+) in dva nevtrona (n^0) v jedru ter dva elektrona (e^-) na orbitali



Orbitale se med seboj razlikujejo po obliki in oddaljenosti od jedra. Njihova velikost se z oddaljenostjo od jedra povečuje, hkrati narašča tudi energija elektronov, zmanjšuje pa se stabilnost orbital. Orbitale označujemo s številskimi, ki naraščajo od jedra navzven, ter s črkami, ki predstavljajo različne oblike (s = sferična, p = pentljava, d = dvojna pentlja). Elektroni najprej zasedejo orbitale bližje jedru. V vsaki sta lahko največ dva elektrona, ki tvorita **elektronski par** (tabela 1).

Tabela 1: Razporeditev orbital v atomu

	itd.	
3	d p s	5 orbital 3 orbitale 1 orbitala
2	p s	3 orbitale 1 orbitala
1	s	1 orbitala

Primer 3: Razporeditev orbital v nekaterih atomih

Ogljik, C (5 elektronov):

1s $\uparrow \downarrow$ 2s $\uparrow \downarrow$ 2p \uparrow

Fluor, F (9 elektronov):

1s $\uparrow \downarrow$ 2s $\uparrow \downarrow$ 2p $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow$

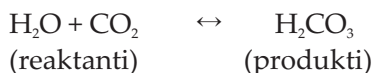
Žveplo, S (14 elektronov):

1s $\uparrow \downarrow$ 2s $\uparrow \downarrow$ 2p $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$
3s $\uparrow \downarrow$ 3p $\uparrow \uparrow \uparrow$

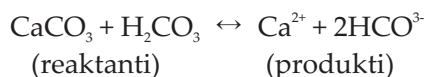
Periodni sistem elementov

Z zgradbo atomov elementov so povezane tudi njihove kemične lastnosti. Vsi atomi, ki imajo na zunanji orbitali en elektron, imajo podobne kemične lastnosti; enako velja za atome s po dvema, tremi itd. elektroni v zunanji orbitali. Kemične in fizikalne lastnosti atomov se **periodično ponavljajo** z njihovo naraščajočo maso. Atome lahko zato uvrstimo v t. i. periodni sistem elementov, v katerem so razvrščeni po vrstnem redu glede na maso, tako da so v stolpcih (**skupine**) atomi z enakim številom elektronov na zunanji orbitali. Vodoravno vrstico atomov elementov imenujemo **perioda**.

V periodnem sistemu so elementi z nekovinskimi lastnostmi v desnem zgornjem delu, tisti s kovinskimi lastnostmi pa v levem delu. Vmes je pas elementov, ki nimajo ne tipičnih

Primer 6: Kemijska reakcija

(nastanek ogljikove kisline pri raztapljanju ogljikovega dioksida v vodi)



(raztapljanje kalcijevega karbonata (apnenca) v ogljikovi kislini)

Vrste snovi

Značilnost vsake snovi je, da ima maso in prostornino, ki ju lahko izmerimo. Snovi lahko glede na njihove kemične in fizikalne lastnosti ločimo na več načinov.

Snovi so lahko **organske** ali **anorganske**. Organske so sestavljene iz ogljika in nekaterih drugih atomov (kisik, vodik, dušik itd.), pri čemer je vsaj en atom ogljika kovalentno vezan na drug atom. Po prvotni definiciji so bile to spojine biološkega izvora. Anorganske snovi, z izjemo karbonatov, karbidov in cianidov, ne vsebujejo ogljika. Po merilih mednarodne organizacije IUPAC ti dve vrsti snovi nista strogo ločeni, saj številne anorganske snovi lahko nastanejo v bioloških procesih, veliko sintetično izdelanih snovi pa vsebuje kovinske ione, na katere so vezane organske molekule.

Primer 7: Organske in anorganske snovi

Organske snovi: etanol, sečnina, nafta in njeni derivati, celuloza

Anorganske snovi: voda, kuhinjska sol, amoniak

Ločimo **čiste snovi** in **zmesi**. Čiste snovi imajo stalno sestavo in natančno določene fizikalne

lastnosti. Navzven so videti enotne. Vedno so homogene. Delimo jih na elemente in spojine. Elementi so zgrajeni iz enakih atomov, njihova lastnost je, da jih ne moremo razgraditi na enostavnejše snovi. Elemente delimo na kovinske in nekovinske. Spojine so s kemično reakcijo povezani elementi.

Vsaka zmes je sestavljena iz najmanj dveh čistih snovi, med katerima ni potekla kemijska reakcija. Zmesi delimo na **homogene**, ki so na videz enotne, in **heterogene**, ki niso enotne, med posameznimi fazami je opazna mejna ploskev. Homogene zmesi nastanejo med plini, med tekočinami, ki se mešajo, ter med tekočinami in v njih topnimi trdnimi snovmi. Slednje imenujemo **raztopine**. Heterogene zmesi lahko nastanejo med trdnimi snovmi, med tekočimi snovmi, ki se med seboj ne mešajo, med tekočimi in v njih netopnimi trdnimi snovmi ter med plini in trdnimi snovmi.

Primer 8: Čiste snovi in zmesi

Čiste snovi: bakrena žica, voda
Homogene zmesi: zlitine (bron), raztopine (fiziološka raztopina, etanol in voda)

Heterogene zmesi: mešanica opilkov in žaganja, olje in voda, suspenzije (oborina apnenca v vodi), emulzije (margarina)

Zmesi lahko ločimo glede na njihove fizikalne lastnosti, da dobimo čiste snovi. Pri tem se lastnosti čistih snovi ne spreminjajo. Postopki ločevanja zmesi so različni, odvisno od lastnosti snovi, ki sestavljajo zmes:

- sejanje: mešanica trdnih snovi z različno velikimi delci (zemlja in pesek),
- filtracija: mešanica heterogenih trdnih snovi v tekočini – v topilu netopne snovi (ogljje v vodi),
- centrifugiranje: s hitrim vrtenjem ločimo trdne snovi od tekočih, tako da ostanejo na dnu (ločevanje krvnih teles v krvi),
- kristalizacija: ločevanje snovi s segrevanjem in kasnejšim ohlajanjem v homogenih raztopinah (sladkor ali sol v vodi),
- sublimacija: s segrevanjem prehajajo nekatere snovi direktno v plinasto stanje, s kasnejšim ohlajanjem jih kristaliziramo nazaj (sublimira jod, ciklododekan),
- lij ločnik: za ločevanje kapljev, ki se med seboj ne mešajo (olje in voda),
- ločevanje z magnetom: ločevanje snovi, ki imajo magnetne lastnosti, od takih, ki jih nimajo (železovi opilki in pesek).

Najpomembnejše snovi v anorganski kemiji so oksidi, hidroksidi, kisline in baze.

Oksidi

Oksidi so binarne spojine katerega koli elementa s kisikom, pri čemer je vsota oksidacijskih števil obeh elementov nič. Oksidacijsko število kisika je –2 in z različnimi elementi lahko tvori naslednje okside:

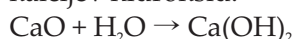
(glejte spodaj)

Oksidacijsko število	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8
Oksid	M ₂ O	MO	M ₂ O ₃	MO ₂	M ₂ O ₅	MO ₃	M ₂ O ₇	MO ₄

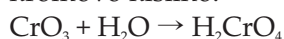
Spojine s kovinskimi elementi imenujemo oksidi, tiste z nekovinskimi pa anhidridi. Razlika je v produktih, ki jih te spojine tvorijo z vodo. Oksidi tvorijo baze, anhidridi pa kisline. Zapis kemijske formule za kisline in baze se razlikuje. Večina kovinskih elementov lahko s kisikom tvori okside, nekateri elementi celo več različnih oksidov (FeO , Fe_2O_3 , SO_2 , SO_3 , Cu_2O , CuO). Oksidi kovin so večinoma trdne snovi in so velemolekule, medtem ko so oksidi nekovin lahko trdne snovi, tekočine ali plini.

Primer 9: Nastanek baze in kisline

Kalcijev oksid z vodo tvori bazo kalcijev hidroksid:



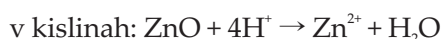
Kromov anhidrid z vodo tvori kromovo kislino:



Nekateri elementi lahko tvorijo kisle ali bazične spojine – so **amfoterni**.

Primer 10: Amfoterna spojina

Cinkov oksid ZnO ima karakter oksida in anhidrida:



v bazah:



Kisline in baze

Po tradicionalni definiciji so kisline snovi, ki v vodni raztopini oddajo vodikov ion oz. proton (H^+), baze pa snovi, ki vodikov ion oz. proton sprejmejo. Po sodobnejši Lewisovi teoriji je baza spojina, v kateri je v molekuli vsaj en atom s prostim elektronskim parom, kislina pa je snov, ki lahko sprejme dodaten elektronski par.

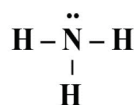
Primer 11: Kisline in baze

Kisline: H_2CO_3 , H_2SO_4 , HCOOH

Baze: NaOH , Ca(OH)_2

Primer 12: Lewisova baza

Amoniak je Lewisova baza, saj ima dušik poleg treh vezi z vodikom tudi prost elektronski par:



Obstaja tudi nekaj snovi, ki ne vsebujejo kisika, a kljub temu tvorijo kisline. Gre za binarne spojine, v katerih je en element zelo elektronegativen (npr. HCl). Te spojine v vodi povzročijo disociacijo vodikovega iona oz. protona.

Merjenje kislosti (pH)

Disociacija ionov kislin in baz v določeni količini vode lahko vpliva na tip in količino kisline ali baze. V vodi merimo molarno koncentracijo, tj. količino ionov H_3O^+ in OH^- v 1 litru vode. Čeprav je čista voda na videz nevtralna, pa v resnici disociira. V vodi poteka reakcija $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$; v njej je enaka količina **oksonijevih (H_3O^+) in hidroksidnih (OH^-) ionov**, vsakih je 10^{-7} mol/l, skupaj 10^{-14} mol/l. Raztopine, v katerih je količina ionov H_3O^+ večja od količine ionov OH^- , imajo kisel karakter, tiste, v katerih je količina ionov OH^- večja od količine ionov H_3O^+ , pa bazičnega (**slika 3**).

pH je zapis količine ionov H_3O^+ v vodi. Definiran je kot negativni dekadencijski logaritem koncentracije oksonijevih ionov:
 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

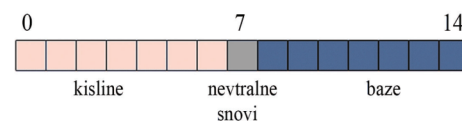
Primer 13: Vpliv koncentracije oksonijevih ionov na pH

V vodi je število ionov H_3O^+ enako 10^{-7} , torej je $\text{pH} = 7$.

V kislem je število ionov H_3O^+ večje od 10^{-7} , torej je $\text{pH} < 7$.

V bazičnem je število ionov H_3O^+ manjše od 10^{-7} , torej je $\text{pH} > 7$.

Slika 3: Lestvica pH z označenimi kislimi, bazičnimi in nevtralnimi območjem.



Moč kislin in baz je merilo, s kakšno tendenco kisline in baze disociirajo ione v raztopini. Lažja disociacija pomeni večjo koncentracijo oksonijevih ali hidroksidnih ionov ter posledično močnejše kisline in baze.

Soli

Sol je derivat iz kisline in baze, ko reagirata anion iz kisline in kation iz baze. Če sta baza in kislina enako močni, pomeni nastanek soli nevtralizacijo raztopine. Nastanek soli je reakcija **nevtralizacije**. Če baza in kislina nista enako močni, reagira samo en del ionov H_3O^+ ali OH^- . Takrat dobimo kisloto ali bazično sol.

Primer 14: Bazične soli, pomembne v konservatorstvu in restavratorstvu

Malahit $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$

Svinčeva bela $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb(OH)}_2$

Azurit $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$

Atakamit $\text{Cu(OH)Cl} \cdot \text{Cu(OH)}_2$

(Opomba: Te formule ne predstavljajo dejanske zgradbe molekul, ampak le najlažji zapis. V resnici so vsi atomi povezani v enotno strukturo.)

3. Kemijske in fizikalne lastnosti snovi

Vsaki snovi lahko pripišemo določene lastnosti, ki jo definirajo. Ločimo fizikalne in kemijske lastnosti snovi. Prve lahko opazujemo, ne da bi spremenili sestavo vzorca, pri opazovanju

drugih pa se spremeni lastnost vzorca – poteče kemijska reakcija. Na podlagi različnih fizikalnih lastnosti lahko zmesi ločimo v posamezne čiste snovi.

Fizikalne lastnosti snovi

Vsaka snov ima določene fizikalne lastnosti. To velja tako za čiste snovi kot tudi za zmesi. Snov lahko pogosto identificiramo na podlagi njenih fizikalnih lastnosti in jo ločimo od drugih snovi. Najpomembnejše fizikalne lastnosti snovi so predstavljene v nadaljevanju.

Barva

Barva snovi je odvisna od **valovne dolžine svetlobe**, ki jo snov odbija. Bele snovi vse valovne dolžine svetlobe odbijajo, črne pa vpijajo. Prozorna snov vse barve prepušča. Barva snovi je odvisna od okoliščin, v katerih posamezno snov opazujemo, zato je ne moremo vedno uporabiti za opredelitev lastnosti te snovi.

Trdota

Trdote snovi ne moremo neposredno izmeriti, lahko pa primerjamo trdote različnih snovi med seboj. Obstaja Mohsova lestvica trdote, s katero merimo trdoto mineralov primerjalno s trdoto desetih znanih mineralov (**tabela 2**).

Primer 15: Določanje trdote

Če snov razi kalcit, ne pa fluorita, ima trdotno stopnjo 3.

Gostota

Gostota snovi je definirana kot masa prostorninske enote, označimo jo s

črko ρ . Prostornina snovi se spreminja s temperaturo, posledično pa se spreminja tudi gostota. Gostota snovi je torej odvisna od temperature, pri plinastih snoveh pa tudi od tlaka. Pri določenih pogojih (temperatura, tlak) ima določena snov vedno enako gostoto.

Tališče in vrelišče

Temperatura tališča je temperatura, pri kateri snov prehaja iz trdnega stanja v tekoče in obratno.

Temperatura vrelišča je temperatura, pri kateri snov prehaja iz tekočega stanja v plinasto.

Kondenzacija, prehod iz plinastega stanja v tekoče, se dogaja pri isti temperaturi. Temperaturi tališča in vrelišča sta specifični za vsako snov, odvisni pa sta tudi od zračnega tlaka. Ko navajamo temperaturo za posamezne snovi, ju ponavadi navajamo za normalen zračni tlak 1 bar. Povečanje tlaka zviša temperaturo vrelišča in zniža temperaturo tališča.

Agregatno stanje snovi

Snovi so lahko v **trdnem, tekočem** ali **plinastem** agregatnem stanju. Agregatno stanje snovi je odvisno od medmolekulskih vezi. Trdne snovi imajo stalen volumen in obliko, delci so trdno drug ob drugem, atomi ali molekule pogosto tvorijo kristalno rešetko. Obstajajo pa tudi snovi, ki so trdne, a nimajo kristalne rešetke. Mednje sodijo steklo in smole. Takšno stanje imenujemo **steklasto**. Tekočine in pline poimenujemo s skupno besedo **kapljevine**. Kapljevine zavzamejo obliko posode, v kateri jih hranimo. Tekočine ohranjajo svoj volumen, njihova oblika pa je odvisna od

posode, v kateri se nahajajo. V plinastem stanju so delci povsem neodvisni drug od drugega, nimajo lastnega volumna in oblike, ampak zavzamejo volumen in obliko prostora, v katerem so. Gre za delce, ki se gibljejo z veliko hitrostjo.

Agregatno stanje posamezne snovi je odvisno od temperature in tlaka, pri katerih izbrano snov opazujemo. Pri opisu snovi ponavadi navajamo njeno agregatno stanje pri sobni temperaturi (20 °C) in normalnem zračnem tlaku (1 bar). Agregatno stanje snovi lahko spremenimo s spremembo tlaka in temperature. Z zvišanjem temperature molekule postajajo bolj gibljive in lahko prehajajo v drugo agregatno stanje.

Iz enega agregatnega stanja v drugo prehajajo snovi s **faznimi prehodi**, ki vedno potečejo pri natančno določenem tlaku in temperaturi za izbrano snov. Vzroki za fazne prehode so segrevanje in ohlajanje ter višanje in nižanje tlaka. Prehod iz trdnega stanja v tekoče imenujemo **taljenje**, obraten proces

Primer 16: Različna agregatna stanja vode

Vodo opazujemo pri normalnem zračnem tlaku in pri različnih temperaturah.

Pri temperaturah pod 0 °C je voda v trdnem agregatnem stanju. Pri tej temperaturi je njeno tališče. Pri temperaturah med 0 °C in 100 °C je v voda tekočem agregatnem stanju, pri 100 °C pa je njeno vrelišče. Pri temperaturah nad 100 °C je voda v plinastem agregatnem stanju.

Tabela 2: Mohsova lestvica trdote:

Trdota	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Mineral	lojvec	sadra	kalcit	fluorit	apatit	glinenec	kremen	topaz	korund	diamant

Elektronegativnost elementov

Elektronegativnost je mera za tendenco po sprejemanju elektronov. Visoka elektronegativnost pomeni, da atom lažje sprejme elektrone, nizka elektronegativnost pa, da jih lažje odda. Elektronegativnost raste po periodi in pada po skupini z večanjem velikosti atomov. Kovinski elementi lažje oddajajo elektrone, nekovinski pa jih lažje sprejemajo. Polkovine lahko elektrone sprejmejo ali oddajo – imajo lahko kovinski ali nekovinski značaj.

Valenca in oksidacijsko število

Valenca je število vezi, ki jih en atom lahko tvori z drugimi. Hkrati je tudi število elektronov, ki vstopajo v kemijske vezi, pri čemer vsak elektron tvori eno vez. Valenca atoma je odvisna od njegove pozicije v periodnem sistemu (v prvi skupini so enovalentni atomi, v drugi dvovalentni, v tretji trivalentni itd.). Valenca žlahtnih plinov je nič.

Nekateri atomi pri tvorjenju kemijskih vezi sodelujejo le z delom svojih elektronov, pri čemer so nekatere valence pogostejše od drugih. Dušik (N) je lahko petvalenten (HNO_3) ali trivalenten (NH_3). Kisik (O) in fluor (F) v kemijskih vezeh nikoli ne sodelujeta z vsemi svojimi elektroni. Kisik je dvovalenten element (H_2O), fluor pa enovalenten (HF). Teoretično bi vsak atom lahko imel toliko valenc, kot ima elektronov v zunanji orbitali. V resnici pa se vsak atom povezuje predvsem tako, da napolni zunanjo orbitalo do zgradbe žlahtnega plina (največ 8 elektronov na zunanji orbitali).

Oksidacijsko število je enako naboju, ki bi ga imel neki atom, če bi bila spojina zgrajena le iz

enoatomnih ionov. Oksidacijsko število enoatomnega iona je enako njegovemu naboju. Oksidacijsko število natrija v natrijevem ionu (Na^+) je +1, oksidacijsko število klora v koridnem ionu (Cl^-) pa -1. Oksidacijska števila lahko določimo tudi v kovalentnih spojinah. Oksidacijsko število vodika (H) je +1 (npr. CH_4), oksidacijsko število kisika pa (O) -2 (npr. H_2O , SO_2), razen v peroksidih, kjer je njegovo oksidacijsko število -1 (H_2O_2). V binarnih spojinah ima atom z večjo elektronegativnostjo vedno negativni predznak.

Vsota oksidacijskih števil v molekuli ali v poliatomnem delcu je vedno enaka oksidacijskemu številu opazovanega delca. Za molekule velja, da je ta vsota enaka nič.

Kemijske vezi

Obstaja več vrst kemijskih vezi: ionska, kovalentna (atomska), kovinska in koordinacijska.

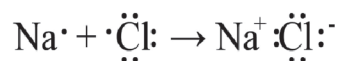
a) Ionska vez

Ioni so atomi, ki imajo različno število elektronov in protonov. Pozitivno nabite ione, ki imajo več protonov, imenujemo **kationi**, negativno nabite ione, ki imajo več elektronov, pa **anioni**. Ionska vez nastane med atomi, ki imajo v zunanji lupini malo elektronov – med kovinami, in takimi, ki imajo le malo manj kot 8 elektronov – nekovinami. Atom z malo elektroni na zunanji ovojnici (kovina) odda elektron(e) atomu z več elektroni na zunanji ovojnici (nekovina), tako da imata na koncu oba atoma zapolnjeno zunanjo ovojnico. Kation ima zgradbo žlahtnega plina v periodi nad seboj, anion pa tistega, ki je v periodi za njim. Pri tem ne nastanejo molekule, ampak **kristal**, v katerem se natančno določen medsebojni razpored ionov ponavlja, saj je naboj enakomerno razporejen po celotni okolici jedra.

Število atomov, ki obkrožajo drugega, je odvisno od njihove relativne velikosti in od električnega naboja. Takšno zgradbo ima npr. natrijev klorid, ki ga v vsakdanjem življenju uporabljamo kot kuhinjsko sol.

Primer 20: Ionska kemijska vez

Natrij, ki ima le en elektron na zunanji ovojnici, ga odda kloru, ki jih ima sedem. Natrij postane pozitivno nabit (kation) z nabojem +1, klor pa negativno nabit (anion) z nabojem -1. Okrog vsakega atoma natrija je razporejenih 6 atomov klora:



b) Kovalentna vez

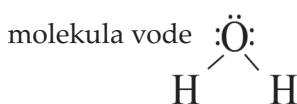
Kovalentna (atomska) vez nastane tako, da dva atoma dosežeta stabilno stanje s tvorbo **skupnih (ali veznih) elektronskih parov**. Ti pripadajo obema jedrom, krožijo po orbitali okrog obeh jeder, pri čemer tvorijo molekulsko orbitalo in povezujejo atoma v molekulo. Ločimo **nepolarne kovalentne vezi**, pri katerih težišče negativnih in pozitivnih ionov sovpada, in **polarne kovalentne vezi**, pri katerih eden izmed atomov v paru bolj privlači vezni elektronski par. Polarna kovalentna vez je najpogostejša vez med dvema različnima elementoma v molekuli. Skupni elektronski par se bolj verjetno nahaja v orbitali bolj elektronegativnega atoma, vendar pa par še vedno pripada obema atomoma, ki tvorita vez. Dva atoma sta lahko povezana z **enojnimi, dvojnimi ali trojnimi kovalentnimi vezmi**, odvisno od njune pozicije v periodnem sistemu. Vezni in prosti elektronski pari težijo k medsebojnemu izogibanju, kar vpliva na obliko molekule oz. prostorsko razporeditev atomov v njej.

Primer 21: Kovalentna kemijska vez

Nepolarna kovalentna vez:

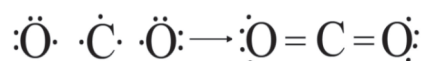
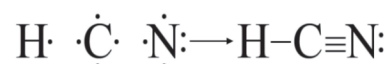
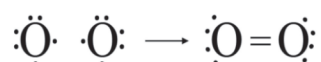


Polarna kovalentna vez:



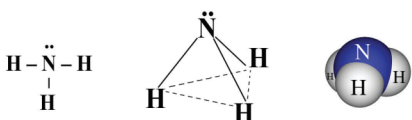
(elektronski par je bliže kisiku, ker atom kisika privlači elektronske pare bolj kot atom vodika, za katerega pravimo, da »odda« elektron v skupni elektronski par, kisik pa ga »sprejme«).

Primer 22: Zgradba nekaj preprostih molekul z dvojnimi in trojnimi vezmi O_2 , HCN , CO_2



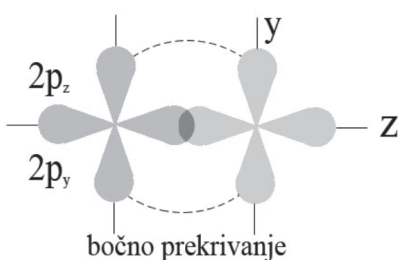
Primer 23: Tridimenzionalna razporeditev atomov v molekuli

Amoniak (NH_3) tvori piramidalno obliko molekule:



Kemijske vezi lahko opišemo tudi kot prekrivanje dveh orbital, vsaka pa pripada drugemu atomu.

Primer 24: Prikaz molekule O_2 z bočnim prekrivanjem orbital



c) Kovinska vez

Kovinska vez nastane med enakimi atomi kovinskega elementa. Zaradi nizke elektronegativnosti ti atomi nimajo tendence po ohranjanju zunanjih elektronov, zato skupaj z elektroni bližnjih atomov tvorijo **elektronski oblak**. Pri tem dosežejo najboljši približek zgradbi žlahtnega plina. Atomi so razporejeni v kristalni strukturi. Vsi zunanji elektroni, ki so vključeni v elektronski oblak, se lahko premikajo prosto po strukturi, kar omogoča **prevodnost**.

d) Koordinacijska vez

Koordinacijska vez nastane, ko je kovinski kation povezan z molekulami ali anioni na drugačen način, kot bi sklepali glede na njegovo valenco.

Primer 25: Koordinacijska vez

Kompleksen kation nastane, ko se štiri molekule amoniaka povežejo z bakrovim kationom (Cu^{2+}). Štirje elektronski pari iz amonijaka zasedejo orbitale p in s v prvem praznem nivoju okrog jedra. Na enak način nastanejo tudi koordinacijski anioni. Ioni se povezujejo v soli, npr. $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2$.

Medmolekulske vezi

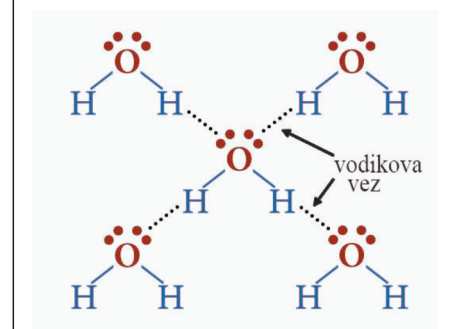
Nekatere vezi nastanejo tudi med atomi v različnih molekulah. Imenujemo jih medmolekulske vezi. So šibkejšje od vezi med atomi v posamezni molekuli. Pogosto vplivajo na kemične in fizikalne lastnosti snovi. V restavratorstvu prav medmolekulske vezi vplivajo na številne procese, npr. topljenje, lepljenje, prehode med agregatnimi stanji.

a) Vodikova vez

Vodikova vez je medmolekulska vez. Nastane v nekaterih snoveh, ki imajo vodik vezan na elektronegativni atom (F, O, N, Cl). Šibko vezan vodikov ion ima elektrostatično privlačnost do elektronskega oblaka bližnjih molekul. Vodikova vez močno vpliva na lastnosti snovi. V makromolekulah (npr. proteini, celuloza) lahko vodikovo vez opazimo tudi znotraj posamezne molekule.

Primer 26: Vodikova vez med molekulami vode

Vodik je med dvema atomoma kisika, med njima je skoraj kot nekakšen most. Pri tem nastanejo značilne lastnosti vode, npr. tekoča oblika pri relativno nizkih temperaturah glede na njeno molekulsko maso.



b) Dipolno-dipolna interakcija

Gre za elektrostatično povezavo med negativno in pozitivno nabitimi stranmi sosednjih polarnih molekul.

c) Van der Waalsove vezi

Nekatere nepolarne molekule lahko v bližini polarne molekule začasno dobijo dipolni moment. To imenujemo inducirani dipol. Nastane pa lahko tudi med nepolarnimi molekulami, ko ima v kratkem obdobju nepolarna molekula dipol in polarizira

sosednje molekule ter tako omogoči šibke povezave med njimi. Takšna medmolekulska vez je zelo šibka.

4. Kemijsko poimenovanje

Vsak element ima ime. Izvor imen je raznolik: lahko so to imena, ki jih človeštvo za določene elemente uporablja že dolgo (zlato, železo, žveplo, ogljik), nekateri elementi so dobili ime po svoji lastnosti (klor po zeleni barvi, dušik, ker ga ni mogoče vdihavati, živo srebro, ker je tekoče), drugi po mineralih (natrij po sodi, ki se je v starem Egiptu imenovala nater), tretji po nahajališčih ali geografskih enotah (stroncij po Strontionu, germanij po Nemčiji), nekatere so poimenovali tudi po planetih (uran, plutonij) ali po znanstvenikih (mendelevij, ajnštajnij). Elemente označujemo s kemijskimi simboli, ki jih tvori bodisi začetnica bodisi prvi dve črki latinskega imena elementa (dušik – nitrogenium – N, železo – ferrum – Fe).

Poimenovanje elementov in spojin je dogovorjeno na mednarodni ravni. Dogovori veljajo tako za imena spojin kot za njihove kemijske simbole. Govorimo o **kemijski nomenklaturi (poimenovanju)**.

Poimenovanje organskih snovi je specifično (npr. celuloza, glukoza), poimenovanje anorganskih snovi pa poteka po določenem sistemu. Pri binarnih spojinah, ki nastanejo pri reakcijah kovinskih elementov z nekovinskimi, zapišemo v imenu spojine kovinski element na prvem mestu v pridevniški obliki s končnico -ov ali -ev. Ime nekovinskega elementa napišemo na drugem mestu z latinskim imenom, ki dobi končnico -id. Enako postavimo elementa v formuli.

Primer 27: Poimenovanje binarnih spojin

Natrijev klorid: NaCl

Živosrebrov sulfid: HgS

Kalcijev oksid: CaO

Večatomne snovi najpogosteje zapisujemo v obliki kemijskih formul. Pri tem v zapisu molekul predstavimo dejansko število posameznih atomov v molekuli spodaj kot indeks (npr. H₂O), pri ionskih snoveh pa zapis predstavlja raport, ki se ponavlja v kristalni rešetki (npr. NaCl). Pri besednem zapisu uporabimo kot predpone grške števnike (di-, tri- itd.).

Primer 28: Večatomne snovi

Majhne molekule:

ogljikov dioksid CO₂

divodikov oksid H₂O (za to snov imamo tudi trivialno ime – voda)

Vedno pa moramo paziti, da navajamo dejansko formulo.

Primer 29: Napačno poimenovanje

Obstaja tetrafosforjev dekaoksid (P₄O₁₀), formula P₂O₅ in ime »difosforjev pentaoksid« sta napačna.

5. Zaključek

Vse lastnosti snovi so odvisne od njihove zgradbe. Poznavanje te zgradbe nam omogoča kemijsko znanje. V konservatorstvu - restavratorstvu imamo nenehno opravka s snovmi. Še posebej je pomembno poznavanje medsebojnega reagiranja različnih snovi (npr. topila na različne

materiale v predmetu, v katerega posegamo). Zagotovilo za uspešno izvajanje konservatorsko-restavratorskih posegov na predmetih je tako tudi zadostno poznavanje lastnosti snovi in njihovih medsebojnih vplivov.

6. Literatura in viri

1. Jurij Brenčič, Franc Lazarini, *Splošna in anorganska kemija : za gimnazije, strokovne in tehniške šole*. Ljubljana, 1992.
2. Mauro Matteini, Arcangelo Moles, *La chimica nel restauro: I materiali del arte pittorica*. Firenze, 2010.
3. E-kemija, OŠ Belokranjskega odreda, Semič. Dostopno na naslovu: <http://www.osbos.si/e-kemija/e-gradivo/ostale-lastnosti-snovi/index.html> (dostop 3. 11. 2012).
4. Fundamentals of Chemistry. Dostopno na naslovu: <http://www.chem.wisc.edu/deptfiles/genchem/ssututorial/FunChem.htm> (dostop 15. 2. 2013).
5. Lastnosti atomskega jedra. Dostopno na naslovu: <http://www.fiz.e-va.si/lessons/149/> (dostop 7. 6. 2013).
6. Ogljikovi hidrati – oligosaharidi in polisaharidi. Dostopno na naslovu: <http://www.kii3.ntf.uni-lj.si/e-kemija/file.php/1/output/oh-polisaharidi/index.html> (dostop 7. 6. 2013).
7. Wikipedia. Dostopno na naslovu: wikipedia.org (dostop 22. 5. 2013).