

Homogena snov je snov, ki ima vsepovsod enake lastnosti in sestavo

Heterogena snov je snov, katere sestava in lastnosti so na različnih mestih različne

Postopki ločevanja zmesi: Iz zmesi je mogoče ločiti posamezne sestavine ali skupine sestavin na različne načine, ki izkoriščajo različne fizikalno kemijske lastnosti posameznih sestavnih zmesi, kot npr. gostoto, topnost, električno prevodnost, magnetnost, sublimacijo, temperaturo tališča ali temperaturo vrelišča in itd. Postopki, ki se uporabljajo za ločevanje zmesi pa so npr. flotacija mineralov od jalovine, dekantacija blata v čistilnih napravah, filtracija gošče od suspenzije, magnetno ločevanje železa iz odpadkov, sublimacija joda iz zmesi, frakcionirana destilacija nafte idr. in jih obravnavamo pri različnih laboratorijskih in tehnoloških postopkih.

Element: Element je čista snov, ki jo s kemijsko reakcijo ni mogoče pretvoriti v še enostavnejšo kemijsko spojino. Element vsebuje samo eno vrsto atomov, vsi imajo enako število protonov v jedru in elektronov okoli jedra.

Atom: osnovni delec vsakega elementa. najmanjši delci, ki se pri reakciji ne spremenijo (se povežejo). Sestavljajo ga jedro in elektroni, ki krožijo okoli jedra.

Zmesi: mešanice snovi. Lahko so heterogene (zmes različnih snovi - zemlja, zrak) ali homogene (raztopina sladkorja).

Čiste snovi: železo, živo srebro, sladkor, voda...razlikujemo jih po barvi, obliki, po vonju. Čiste snovi vsebujejo lahko samo en element ali eno spojino.

Spojina: Spojine nastanejo, če se med seboj spojijo atomi vsaj dveh različnih elementov.

Fizikalni proces:

Kemijska reakcija: Kemijska reakcija je snovna sprememba. Kemijske reakcije predstavimo s kemijskimi enačbami. Pri katerih se T sprošča, imenujemo eksotermne, tiste pri katerih se toplota porablja pa imenujemo endotermne reakcije.

Molekula: delec snovi, ki se v tekočinah giblje neodvisno od drugih delcev. Molekulo sestavljata dva ali več atoma, povezana s kemijsko vezjo. Molekula predstavlja najmanjši nedeljiv delec kemijskega elementa ali spojine, ki ohranja kemijske in fizikalne lastnosti te snovi. Poznamo molekule elementov, v katerih sta vezana dva ali več atomov istega elementa (O_2 , P_4 , S_8) in molekule spojin, v katerih so vezani atomi različnih elementov (H_2O , NH_3 , CCl_4)

Relativna atomska masa: atomska masa je razmerje med maso atoma nekega elementa in maso $1/12$ atoma ogljikovega izotopa ^{12}C . Izotopi so atomi nekega elementa z različnim številom nevtronov v jedru.

Relativna molekulska masa: je število, ki pove kolikokrat je masa ene molekule neke spojine večja od mase $1/12$ ogljikovega atoma izotopa ^{12}C .

Molekulska masa je vsota atomskih mas atomov iz katerih je sestavljena molekula.

Množina snovi: n -tista množina snovi, ki vsebuje toliko osnovnih delcev (molekule, ioni) kot je atomov v $12\text{g }^{12}\text{C}$.

Molska masa snovi: M -masa enega mola snovi, ki je številčno enaka relativni atomski masi.

Molska prostornina: enake prostornine plinov vsebujejo enako št. molekul (enako množino).

Masno število: skupno število protonov in nevtronov v jedru atoma.

Vrstno število: št. protonov (ali elektronov) v atomu.

Izotopi: atomi, ki imajo enako št. protonov in enako št. nevtronov. (litij(2), vodik(3).) - različno masno število.

Orbitala: območje v prostoru, kjer je največja verjetnost, da najdemo elektron.

Lupina: so sestavljene iz podlupin, te pa iz orbital. Orbitala ali skupina orbital, v kateri imajo elektroni podobno energijo (oznaka: K, L, M). Razlikovati se morajo vsaj v enem kvantnem številu.

Periode: vodoravna vrsta, št. elektronov v isti lupini

Skupine: navpična skupina elementov v periodnem sistemu. Elementi iste skupine imajo isto število elektronov na zunanji lupini, zato podobne kemijske lastnosti

Elementi, ki imajo v zunanji lupini enako št. elektronov, so v periodnem sistemu razvrščeni v isto skupino → kemijske lastnosti so v veliki meri odvisne od št. elektronov v zunanji lupini.

Radij kationov: Kationi pripadajočih atomov elementov so manjši od atomov, ker atom odda enega ali več elektronov in izgubi zadnjo lupino.

Radij anionov: Anioni pa so večji kot njihovi atomi, ker atom pridobi elektrone.

Ionizacijska energija: se manjša po skupinah navzdol in narašča po periodah od leve proti desni. Vedno pozitivna, endotermni proces. Energija potrebna za odstranitev enega elektrona iz atoma.

Ionska vez: če dva elementa reagirata med seboj tako, da nastanejo ioni, imajo anioni in kationi nasprotni električni naboje in se med seboj privlačijo. **Ion** je električno nabit delec, ki nastane, če atom odda ali sprejme enega ali več elektronov, da bi tvoril stabilno zunanjo lupino. So anioni ali kationi. kemijska vez med različnima kemijskima elementoma, od katerih je eden kovina, drugi pa nekovina. Atom kovine odda enega ali več elektronov na zunanji elektronski orbitali in s tem postane kation, atom nekovine pa elektrone sprejme in s tem postane anion. Značilnosti: močna, neusmerjena vez

Kovalentna vez: (enojna, dvojna, trojna vez) atoma si delita elektrone, tako da vsak pridobi stabilno zunanjo lupino. Za nastanek kovalentne vezi potrebujemo 2 samska elektrona. Kovalentna ali atomska vez nastaja pri

medsebojnem povezovanju nekovin. Pri tem se tvori en ali več skupnih elektronskih parov. Ločimo polarno in nepolarno kovalentno vez. Vez je usmerjena, zato ima molekula točno določeno obliko. Določene so tudi razdalje oziroma dolžine vezi med atomi. Oblika kovalentno zgrajenih molekul je v veliki meri odvisna od elektrostatskega odboja elektronskih parov na zunanji lupini.

Polarna vez je kovalentna vez, pri kateri so elektroni bližje jedru enega atoma. Nastane takrat, kadar sta dva atoma, ki se razlikujeta v elektronegativnosti, združena.

Nepolarna vez je kovalentna vez, pri kateri se elektroni v vezeh odbijajo. Značilnosti: močna, usmerjena, atome povezujejo v molekuli, v kovalentne kristale.

Enojna, dvojna, trojna vez: Za atome nekovin je značilno, da elektrone raje oddajajo, kot sprejemajo. Ker obe nekovini elektronov ne moreta oddati, tvorita skupni elektronski par, ki je lahko na sredini med obema atomoma ali pri bolj elektronegativnem atomu. Atoma nekovine si delita zunanje elektrone. Tako ima vsak izmed atomov v zunanji lupini osem elektronov. Zunanja lupina obeh atomov je polna, zato sta atoma stabilna. Atoma, ki sodelujeta v kovalentni vezi, si lahko delita enega ali več elektronskih parov. Atoma si delita skupni elektronski par. Nastala je enojna vez. V molekuli fluora si atoma delita en elektronski par. Če si atoma delita dva elektronska para, govorimo o dvojni vezi. V molekuli kisika si atoma delita dva elektronska para. Trojna vez nastane, ko si atoma delita tri elektronske pare. Ti trije vezni elektronski pari pripadajo istočasno obema atomoma. V molekuli dušika se tvori trojna vez.

Indukcijske: zmes polarne in nepolarne snovi. Elektrostatske sile se pojavljajo med polarnimi in nepolarnimi molekulami. Polarna molekula povzroči premik veznega elektronskega para v nepolarni molekuli, ki zaradi tega postane za trenutek polarna. Tako se polarna in nepolarna molekula povežeta. (H_2O-I_2) **Disperzijske vezi:** Disperzijske vezi delujejo med nepolarno zgrajenimi molekulami. Vezni elektronski pari ne mirujejo, ampak se gibljejo. Tako nepolarna molekula za trenutek postane polarna ter povzroči premik veznih elektronov v sosednji molekuli.

(Metan-butan)

Vodikova vez: Vodikova vez nastane v nekaterih spojinah, ki vsebujejo vodik. Če vodik leži med dvema močno elektronegativnima elementoma, je z enim povezan s kovalentno polarno vezjo, z drugim pa z vodikovo vezjo. Vez nastopa v vodi, amoniaku, vodikovem fluoridu, kadar mešamo alkohol in vodo. Vodikova vez je najmočnejša izmed medmolekulskih vezi. Povzroča, da imajo snovi visoke temperature vrelišč.

Parni tlak tekočin: tlak par na tekočino, ki so pri določeni temperaturi v ravnotežju s tekočo fazo.

Vrelišče: Temperatura vrelišča je T pri kateri parni tlak tekočine doseže 1,013bar.

Izparilna toplota: toplota, ki jo moramo pri stalnem tlaku dovesti enemu kilogramu

dane snovi v kapljevinašem agregatnem stanju, segrete do vrelišča, da izpari, torej da preide v plinasto agregatno stanje.

Tališče: Če trdno snov (kristal) segrevamo se pri natančno določeni temperaturi prične taliti. To temperaturo imenujemo temperatura tališča.

Talilna toplota: toplota, ki jo moramo pri stalnem tlaku dovesti enemu kilogramu dane snovi v trdnem agregatnem stanju, segrete do tališča, da se stali, torej da preide v kapljevinašo agregatno stanje.

Vodik: kemijski element v periodnem sistemu elementov z znakom H in atomskim številom 1. Pri standardnih pogojih je enovalentni nekovinski močno vnetljiv plin brez barve in brez vonja. Vodik je najlažji kemijski element. Je najbolj razširjeni kemijski element v Vesolju, vsebuje ga voda, vse organske spojine ter živi organizmi. Vodik je močno reaktiven in kemijsko reagira z večino kemijskih elementov. *način pridobivanja:* Vodik pridobivamo iz različnih virov z različnimi tehničnimi postopki: elektroliza vode, razcep ogljikovodikov, cepitev vode pri visokih

temperaturah nad 1700 °C, biološki načini pridobivanja vodika. *vezi v vodikovih spojinah:* kovalentna vez: ionska vez: K^+H^-

Kisik: *vezi v kisikovih spojinah:* Zaradi svoje elektronegativnosti tvori kisik vezi s skoraj vsemi elementi, razen nekaterimi žlahtnimi plini. Najbolj poznan oksid je vodikov oksid ali voda (H_2O), vendar pa kisik tvori tudi mnoge druge pomembne spojine. Z ogljikom tvori pomembne organske spojine, kot so ogljikov dioksid (CO_2), alkoholi ($R-OH$), aldehidi ($R-CHO$), ketoni ($R-CO-R$), etri ($R-O-R$), estri ($R-COO-R$) in karboksilne kisline ($R-COOH$). Z dušikom tvori mnoge dušikove okside (N_xO_y), prav tako s kovinami (na primer železovi oksidi, med katere spada tudi Fe_2O_3 ali rja), poleg drugih spojin pa sta pomembni molekuli O_2 in O_3 (ozon).

Voda: *molekulske vezi:* Voda je zgrajena iz atoma kisika, ki je povezan z dvema atomoma vodika. Ker so medsebojno povezane nekovine z različno elektronegativnostjo, je vez med atomi kovalentna polarna. Molekula vode je polarna, vendar se molekule med seboj ne povezujejo z orientacijsko, ampak z vodikovo vezjo.

Raztapljanje kalcijevega karbonata (apnec) v deževnici: $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2$

Nastanek kotlovca: kalcijev karbonat: $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2$
 $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

Mehčanje vode: Odstranjevanje raztopljenih snovi, imenujemo mehčanje vode. Že samo segrevanje vode povzroča izločanje slabo topnega kalcijevega in magnezijevega karbonata. Segrevanje, obarjanje, ionska izmenjava, destilacija, zaporedna ionska izmenjava

Amorfna snov: delci snovi so razporejeni brez reda. Razporeditev delcev v amorfni snoveh je podobna razporeditvi delcev v tekočinah (steklo, plastika).

Kristalinična snov: osnovni delci snovi so atomi, molekule ali ioni, razporejeni v določenem redu. Notranji red v kristalinični snovi odseva v zunanjih oblikah kristalov. Kristali imajo skoraj vedno pravilne oblike z večjim ali manjšim številom ravnih ploskev.

Vrste kristalov: *ionski kristali:* ionske vezi so razmeroma močne, zato imajo ionski

kristali visoka tališča. Taline ionskih kristalov prevajajo el.tok.Ionski kristali so krhki in drobljivi,saj se z udarcem plasti v kristalu lahko premaknejo(celzijeve klorid,NaCl).*kovalentni kristali*:osnovni gradniki so atomi,ki so povezani s kovalentnimi vezmi.Lahko bi rekli, da je kovalentni kristal ena sama velemolekula. (grafit,diamant). *Kovinski kristali*:v kosu kovine je množica kovinskih kristalov,ki so usmerjeni v poljubne smeri.V kovinskem kristalu so osnovni delci atomi.Elektroni vseh atomov v kovinskem kristalu so skupni vsem atomom in jih tako povezujejo med seboj.-V kovinskem kristalu so med pozitivnimi ioni prosto gibljivi elektroni. Tako se pod električno napetostjo prej neurejeno gibanje elektronov spremeni v tok elektronov, ki se gibljejo proti pozitivnemu polu. Ker so kovinski kristali sestavljeni iz enakih delcev, se le-ti lahko razporedijo tako,da so v najtesnejšem stiku. (aluminij,baker).*molekulski kristali*:veliko snovi tvori molekulske kristale, večina organskih in mnogo anorganskih snovi. V molekulskih kristalih so osnovni gradniki molekule ali atomi. V kristalih so atomi ali molekule povezani z molekulskimi vezmi. Ker so molekulske vezi šibke v primerjavi z drugimi vrstami kemijskih vezi, so molekulski kristali krhki,imajo nizka tališča, nekatere snovi začnejo razpadati, še preden se kristali teh snovi raztalijo, nekateri pa sublimirajo (I₂,CO₂).

Osnovna celica kristala:vsako kristalno mrežo lahko opišemo z odnovo celico. Motiv in oblika osnovne celice določata značilnosti celotne kristalne mreže.

absorpcija: vpijanje oz. raztapljanje plinov v drugih snoveh (npr. amoniak v vodi, vodikov klorid v natrijevem lugu ipd.)

Adsorbcija:Pojav, da se snov (plin, tekočina ali trdna snov) veže na površino druge snovi (pri absorpciji pa snov prodre v globino druge snovi). Vezi med snovjo, ki se veže in površino so lahko fizikalne ali kemijske. Pri fizikalnih silah ali Van der Waalsovih silah gre za privlak med dipoli. To pomeni, da morajo biti delci polarni, nakar se vežejo med seboj z elektrostatskimi silami. Pri kemijski adsorpciji se vežejo snovi na površino s kemijskimi vezmi, kar pomeni, da poteče kemijska reakcija – ali ionska, s sprejemanjem ali oddajanjem elektronov, ali pa atomska, s tvorjenjem skupnih elektronskih parov (s prekrivanjem orbital) in s tvorbo kovalentnih vezi.

Raztopina:homogena zmes topila in topljenca. **Nasičena raztopina**: raztopina, ki pri dani temperaturi ne more več raztopiti topljenca.

Nepolarno topilo je tekočina z nepolarnimi molekulami. Nepolarna topila raztapljajo kovalentne spojine. Molekule topila iztrgajo iz molekulske mreže molekule topljenca, ki potem difundirajo po topilu. Mnoge tekoče organske snovi so nepolarna topila.

Polarno topilo je tekočina s polarnimi molekulami. Polarna topila na splošno topijo ionske spojine. Do solvatacije pride, ker nabiti konci molekul topila privlačijo ione ionske kristalne mreže. Najbolj običajno polarno topilo je voda.

Polarne snovi se raztapljajo v polarnih topilih in nepolarne snovi v nepolarnih topilih.

Solvatacija je proces združevanja molekul topila z molekulami topljenca. Če je topilo voda imenujemo proces **hidratacija**. Odvisna je od tega, kako močno se molekule topila in topljenca privlačijo med seboj.

Velikosti delcev topljenca:v *pravih raztopinah*:Manjše od 10⁻⁹ m (CuSO₄),v *koloidnih raztopinah*:Večje od 10⁻⁹ m in manjše od 5*10⁻⁷ m(S₈ v vodi),v *grobo disperznih sistemih*:Večje od 5*10⁻⁷ m (BaSO₄)-suspenzije.

Množinska koncentracija topljenca:je kvocient med množino topljenca in in

prostornino raztopine.

masni delež topljenca: je kvocient mase topljenca in celotne mase topila in topljenca.

Topnost je količina topljenca, ki se raztopi v določeni količini topila pri določeni temperaturi.

Osmoza: prehajanje molekul topila skozi polprepustno membrano iz raztopine z manjšo koncentracijo v raztopino z večjo koncentracijo. Polprepustna membrana prepušča le molekule topila. Molekule se sicer gibljejo v obeh smereh, vendar jih več prehaja iz raztopin z manjšo koncentracijo v raztopine z večjo koncentracijo. Osmoza je posledica težnje raztopine po razredčenju. **Osmotski tlak:** približno enak tlaku idealnega plina z gostoto teh delcev. Tlak, s katerim preprečimo prehod topila skozi polprepustno membrano. **Reverzna osmoza:** Sisteme reverzne osmoze uporabljamo za čiščenje pitne vode v gospodinjstvu. Tlak v vodovodni napeljavi potisne vodo skozi polprepustno membrano, kjer se prečistijo minerali in nečistoče. Očiščena pitna voda priteče iz pipe, ali pa se shrani v rezervoarju, medtem ko se minerali in nečistoče skupaj z odpadno vodo odplaknejo v odtok.

Katere raztopine torej prevajajo električni tok? To so tiste raztopine, ki vsebujejo nabite delce - ione. Pri raztapljanju ionskih kristalov (kakršne ima večina soli) preidejo ioni iz trde strukture v raztopino tako, da hidratizirajo. *Slaba prevodnost:* očetna kislina, amonijak *Dobra prevodnost:* NaCl

Elektrolitska disociacija: razpad molekul na ione. **Stopnja elektroliske disociacije:** Vodne raztopine soli, baz in kislin se med seboj razlikujejo po stopnji disociacije. Z ozirom na stopnjo disociacije jih delimo na šibke in močne elektrolite.

Močni elektroliti so snovi, ki praktično popolnoma disociirajo (KOH, HNO₃, HCl, NaOH Mocne baze, mocne kisline in vse soli (razen HgCl₂)), pri **šibkih elektrolitih** pa je disociacija le delna (CH₃COOH, NH₃).

Ionske reakcije: Ionske reakcije so reakcije med ioni (nabitimi delci). V vodni raztopini poteče reakcija med ioni ali ionska reakcija, če pri tem nastane slabo topna ali slabo disociirana snov. Slabo disociirane so snovi, ki so skoraj popolnoma v molekularni obliki in v zelo majhni meri v ionski obliki. Ionske reakcije ločimo od redoks reakcij po tem, da se elementom v spojinah ne spremenijo oksidacijska števila. $Ag^+ + NO_3^- + H_3O^+ + Cl^- \rightarrow AgCl(3) + H_3O^+ + NO_3^-$; $Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- \rightarrow 2H_2O + Na^+ + Cl^-$

Ireverzibilne reakcije: reakcije, ki potečejo samo v eno smer-enosmerne $A + B \rightarrow C + D$ ($Cl_2 + 2J^- \rightarrow J_2 + 2Cl^-$).

Obojesmerne reakcije: reakcije, ki potečejo v obe smeri-reverzibilne $A + B \leftrightarrow C + D$ ($N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$)

Zakon o vplivu koncentracij za reakcijo med jodom in vodikom: Pri temp. 400°C imamo v posodi s v=1L v ravnotežju vodik H₂, jod I₂ in vodikov jodid HI. $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ V posodo dodamo 0,1 mol vodika in za nekaj časa porušimo ravnotežje med vodikom, jodom in vodikovim jodidom. Ker se koncentracija vodika pri tem poveča, se poveča tudi koncentracija vodikovega jodida, ko se spet vzpostavi ravnotežje. koncentracija joda pa se zmanjša, saj jod delno reagira z vodikom. Tako se z dodatkom vodika ravnotežje premakne v smeri tvorbe vodikovega jodida. Podoben učinek dosežemo, če povečamo koncentracijo joda v reakcijski zmesi.

Le Chatelierjev princip obravnava zunanje vplive na ravnotežne sisteme in opisuje kako se ravnotežni sistem vedno obnaša tako, da se izogne oz. da prepreči vpliv

zunanjih sil. Ravnotežni sistem se je sposoben prilagajati zunanjim vplivom, vendar le do določene meje. Princip velja le v ravnotežju, ko je le to porušeno, steče proces v določeno smer. Če sistemu, ki je v ravnotežju, spremenimo koncentracije reaktantov ali produktov, temperaturo ali tlak, se sistem na spremembo odzove tako, da preide v novo ravnotežno stanje.

Kako vpliva na ravnotežje reakcije sprememba temperature? Pri endotermnih reakcijah s pri višji temperaturi ravnotežje pomakne v smeri tvorbe produktov, pri nižji temperaturi pa v smeri tvorbe reaktantov. Spremeni se tudi vrednost konstante ravnotežja, ker se spremeni temperatura. Pri eksotermnih reakcijah se pri nižji temperaturi ravnotežje pomakne v smeri tvorbe produktov, pri višji temperaturi pa v smeri tvorbe reaktantov.

Kako vpliva na ravnotežje reakcije sprememba tlaka? S povečanjem tlaka se prostornina reakcijske zmesi zmanjša in ravnotežje se premakne v tisto smer, kjer bo manjša množina plina. S spremembo tlaka ali prostornine lahko vplivamo na ravnotežje kemijskih reakcij v plinastem stanju, če množina produktov ni enaka množini reaktantov.

Kako vpliva na ravnotežje reakcije sprememba koncentracij? S povečanjem koncentracij reaktantov ali odstranjevanjem produktov iz reakcijske zmesi se ravnotežje reakcije pomakne v smer tvorbe produktov. S povečanjem koncentracije produktov v reakcijski zmesi pomaknemo ravnotežje reakcije v smer tvorbe reaktantov.

Kislina: spojine z vodikom, ki pri raztapljanju v vodi tvorijo vodikove ione (protoni* H^+) v raztopini. **Močna kislina** je kislina, ki v vodi skoraj popolnoma ionizira* **Šibka kislina** je kislina, ki v vodi samo delno ionizira

Baze: snov, ki nevtralizira kislino s tem, da sprejme vodikove ione. **Močna baza** je baza, ki v vodi skoraj popolnoma ionizira **Šibka baza** je baza, ki v vodi le delno ionizira

Zakon o vplivu koncentracij za protolitsko reakcijo med očetno kislino in vodo: V vodni raztopini očetne kisline poleg molekul vode prevladujejo molekule očetne kisline in le manjša množina kisline protolitsko reagira z vodo. $CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$ v tem primeru so oksonijevi ioni močnejša kislina kot očetna kislina in acetatni ioni močnejša baza kot voda. V vodni raztopini očetne kisline je ravnotežje med molekulami očetne kisline ter oksonijevimi in acetantnimi ioni.

Zakon o vplivu koncentracij za protolitsko reakcijo med amoniakom in vodo: V vodni raztopini amoniaka je ravnotežje med molekulami amoniaka ter amonijevimi in hidroksidnimi ioni. Le manjša množina amoniaka zreagira z vodo. $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$ Hidroksidni ioni so močnejša baza kot amoniak in amonijevi ioni so močnejša kislina kot voda.

Titracija: Reakcijo kisline z bazo imenujemo nevtralizacija. Nevtralizacijo uporabljamo za določevanje množine ali koncentracije kislinali baz. Ta postopek imenujemo titracija. Pri titraciji uporabljamo indikatorje, ki nam konec titracije pokažejo s spremembo barve. Indikatorji so organske spojine, ki ob določeni spremembi pH raztopine spremenijo barvo.

Pufri: raztopine, katerih pH se ob dodatku kislinali baz le malo spremeni. Uravnavajo kislost ali bazičnost raztopin.

Hitrost kemijske reakcije: je odvisna od koncentracije reaktantov, temperature, površine reaktantov pri heterogenih reakcijah in od katalizatorja.

Aktivacijska energija: najmanjša energija, ki jo morata imeti delca za trk.

Katalizator: je snov, ki spremeni hitrost kemijske reakcije in se pri tem kemijsko ne spremeni. Katalizator spremeni potek reakcije tako, da je pri določeni temperaturi potrebna nižja aktivacijska energija. Št. delcev z dovolj veliko energijo je večje in s tem tudi hitrost kemijske reakcije.

Reakcije oksidacije in redukcije: so redoks reakcije, pri katerih se izmenjujejo elektroni

Oksidacija: reakcija, pri kateri snovi oddajajo elektrone, pri tem pa se zviša se oksidacijsko število snovi, ki jo oksidant oksidira. Snov, ki drugo oksidira, sama sprejema elektrone in se imenuje oksidant, snov, ki jo oksidant oksidira, pa se imenuje reducent in oddaja elektrone.

redukcija: pomeni reakcijo, pri kateri snovi sprejemajo elektrone, pri tem pa se zniža se oksidacijsko število snovi, ki jo reducent reducira. Snov, ki drugo reducira, sama odda elektrone in se imenuje reducent, snov, ki jo reducent reducira, pa se imenuje oksidant in sprejema elektrone.

Polčlen: del galvanskega člena, pri čemer poteka v enem od polčlenov oksidacija in v drugem reakcija.

Galvanski člen: Sestavljata ga med seboj ločeni elektrodi cinka in bakra, potopljeni v raztopino njunih soli. Da je električni krog zaključen je potrebno oba počlena med seboj povezati še z elektrolitskim mostom. Poteka naslednja reakcija $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ Cink odda dva elektrona in se oksidira do Zn^{2+} , med tem ko Cu^{2+} dva elektrona sprejme in se reducira do elementarnega bakra. Galvanski člen sestavljata dva polčlena. Napetost galvanskega člena je razlika redoks potencialov obeh polčlenov. V galvanskem členu prehajajo elektroni od reducenta k oksidantu. Ta proces je spontan in služi kot vir istosmerne napetosti.

Redoks potencial: Napetost galvanskega člena je razlika redoks potencialov obeh polčlenov. Merimo lahko samo napetost galvanskega člena, potencialov polčlenov samih ne moremo izmeriti. Je merilo za moč snovi, da sprejme elektrone v raztopini

Halogeni: Elementi fluor, klor, brom in jod sodijo med najbolj reaktivne nekovine. **Pridobivanje:** V naravi jih zato ne najdemo v elementarnem stanju. Največ klora in broma je v morski vodi v obliki natrijevega klorida NaCl, natrijevega bromida NaBr, magnezijevega klorida... Največ fluora je v obliki apatitov $Ca_5F(PO_4)_3$. Jod pa pridobivajo iz pepela morskih alg. Atomi halogenov imajo po 7 valenčnih elektronov. V elementarnem stanju tvorijo dvoatomarne molekule v plinastem, tekočem ali trdnem stanju. Pri sobni temperaturi sta F in Cl v plinastem stanju, B je tekočina, I pa trdna snov. Med halogeni se se najpogosteje uporablja klor, in sicer za razkuževanje pitne vode in vode v bazenih v javnih kopališčih.

Kemijske vezi v spojinah halogenov: V spojinah halogenov delujejo molekulske vezi. Med molekulami halogenov delujejo Van der Waalove privlačne sile. Med molekulami joda so te sile najmočnejše, ker imajo molekule joda največje število elektronov. Zato ima jod med halogeni največje tališče in vrelišče in je pri sobni temperaturi trdna snov. **Spojine halogenov:** halogeni reagirajo s kovinami in pri tem tvorijo ionske spojine. Ione, ki nastanejo pri tem, imenujemo halogenidni ioni

X:fluoridni F⁻, kloridni Cl⁻, bromidni Br⁻ in jodidni I⁻ ioni. Vodikov fluorid HF, vodikov klorid HCl, vodikov bromid HBr in vodikov jodid HI so pri sobni temperaturi plinaste spojine. Dobro jih (razen HF) z reakcijo vodika s halogeni. Reakcije so eksotermne.

Kislina halogenov: Vodne raztopine vodikovih halogenidov (razen HF) so močne kisline. Vodna raztopina vodikovega klorida ali klorovodikova kislina HCl je med najpomembnejšimi in najpogostejšimi kemikalijami v laboratorijih in različnih vejah kemijske industrije. Soli teh kislin so praviloma dobro topne v vodi. Slabo topni so npr: srebrovi in svinčevi halogenidi.

Žveplo: pri sobni temperaturi je rumena trdna snov. Ne topi se v vodi. Dobro se topi v organskih topilih. Žveplo ima več alotropnih modifikacij, ki pa po svojih lastnostih niso tako različne. Osnovna surovina za pridobivanje žvepove (V) kisline je v državah, kjer so nahajališča samorodnega žvepla, kar elementarno žveplo. Drugod je mnogokrat osnovna surovina vodikov sulfid H₂S, ki ga odstranijo iz zemeljskega plina. Z oksidacijo vodikovega sulfida najprej dobijo žveplo. $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$. Pri gorenju žvepla na zraku ali v kisiku nastane žveplov dioksid SO_2 . $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$. Eno od ind. pridobivanj žveplove (VI) kisline je oksidacija žveplovega dioksida SO_2 v žveplov trioksid SO_3 s katalizatorjem V_2O_5 . *Cikli žveplovih spojin:* Pri sobni temp. je obstojno α -žveplo. α -žveplo zelo počasi prehaja v β -žveplo pri 95°C. Osnovni delci obeh alotropnih modifikacij so molekule S₈. Pri 119°C se žveplo prične taliti, nastane oranžnorumena lahko tekoča talina, ki se pri 160°C skoraj strdi in je oranžnordeče obarvana. V oranžnordeči talini so poleg S₈-molekul tudi daljše verige S_x. Pri 240°C postane talina spet tekoča in osnovni delci v talini so samo še neskončne verige S_x. Žveplo zavre pri 444°C. Če talino zlijemo v vodo, dobimo gumi podobno plastično žveplo, ki po nekaj tednih ali mesecih počasi preide v α -žveplo.

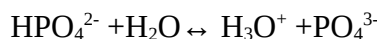
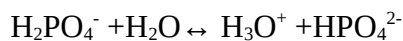
Dušik: je brezbarven plin brez vonja in okusa. V ozračju je v obliki dvoatomnih molekul N₂. Atoma sta v molekuli povezana z močno trojno vezjo, zato je dušik nereaktiven element. Za proizvodnjo dušikove (V) kisline HNO₃ pridobivajo NO z oksidacijo amoniaka s kisikom z zraka pri 800°C s katalizatorjem, ki je zlitina platine in rodija. Reakcija je eksotermna $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Dušikov oksid je brezbarven strupen plin, ki takoj reagira s kisikom iz zraka. Nastane dušikov dioksid NO₂, ki je strupen rjavordeče obarvan plin. $\text{NO} + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$. Zmes dušikovega dioksida in zraka uvajajo v vodo. $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HNO}_3$. Pri tem nastane 50-60% raztopina dušikove (V) kisline. Čista dušikova (V) kislina je brezbarvna tekočina, ki na svetlobi delno razpade, tako da se kislina rjavordeče obarva. Koncentrirana dušikova (V) kislina je močan oksidant. Raztaplja tudi baker, srebro in živo srebro. Razredčene vodna raztopina kisline je močna kislina $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$. V razredčeni raztopini kisline se kovine, ki so šibki reducenti ne raztapljajo. Raztapljajo se kovine, ki so močni reducenti. Pri tem nastaja vodik. $\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$ Poteče redoks reakcija med magnezijem in oksonijevimi ioni. $\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ Soli dušikove (V) kisline so nitrati (V). Dobro se topijo v vodi. Amonijev nitrat (v) NH₄NO₃ se uporablja kot umetno gnojilo in v ind. Razstreliv. Pri termičnem razpadu amonijevega nitrata (V) nastane didušikov oksid N₂O. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Amoniak NH₃: je druga najpomembnejša osnovna surovina kem. ind. Pribl. 85% ga porabijo za proizvodnjo umetnih gnojil. Amoniak sintetizirajo iz elementov. Pri tem se vzpostavi ravnotežje med reaktantom in produktom. $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$. Reakcija

poteka pri tlaku od 200 do 300 bar in temperaturi 450°C. Hitrost reakcije povečamo s katalizatorjem-železom. Pri teh pogojih je v reakcijski zmesi 15 vol% amoniaka. Reakcijsko zmes ohladijo, da se amoniak utekočini, vodik in dušik pa vodijo nazaj v reaktor. V laboratoriju pridobivamo manjše količine amoniaka z reakcijo amonijevih soli s hidroksidi. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Amoniak je brezbarven dušljiv plin z značilnim vonjem. Je strupen in v večjih koncentracijah lahko povzroči krvavljenje pljuč. Zelo dobro se topi v vodi.

Fosfor: ima več alotropnih modifikacij: beli, rdeči, vijolčni in črni fosfor.

Najreaktivnejši je bel fosfor. Vžge se pri 50°C, lahko pa že pri sobni temperaturi, če je fino dispergirano. Hranimo ga v vodi. V vodi se ne topi. Je strupen. Osnovni delci belega fosforja so molekule P_4 . Atomi fosforja so v molekuli razporejeni v ogljiščih tetraedra. Rdeči fosfor je amorfna modifikacija, zato njegove strukture ne poznamo. Je manj reaktiven kot beli in ni strupen. Vijolčni in črni fosfor tvorita polimerne molekule, vijolčni fosfor verige, črni fosfor pa valovite plasti. Črni fosfor je polprevodnik in prevaja el. tok. Beli fosfor ind. pridobivajo z redukcijo kalcijevega fosfata (V) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ z ogljikom C v elektropečeh pri temp. 1400°C. $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 10\text{C} \rightarrow 6\text{CaO} + 10\text{CO} + \text{P}_4$ Pri gorenju osforja na zraku ali v kisiku nastane fosforjev (V) oksid P_4O_{10} . $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$ Fosforjevo (V) kislino pridobivajo iz apatitov. Z reakcijo raztopine žveplove (VI) kisline in s kalcijevim fosfatom dobimo raztopino fosforjeve (V) kisline H_3PO_4 . $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$ Tako pridobljena fosforjeva (V) kislina ima precej primesi in jo v glavnem porabijo za proizvodnjo umetnih gnojil, nekaj pa jo z izparevanjem koncentrirajo, da lahko odstranijo oborjene primesi. Bolj koncentrirano fosforjevo (V) kislino in brez primesi pridobijo z oksidacijo belega fosforja z raztapljanem fosforjevega (V) oksida v vodi. Čista fosforjeva (V) kislina je brezbarvna kristalinična snov, s tališčem pri 42°C. Koncentrirana raztopina kisline ni oksidant. Fosforjeva (V) kislina je srednje močna kislina. Protolitsko zreagira z vodo v treh stopnjah. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$



Cikli ogljikovih spojin v okolju: pri ogljiku so zane številne alotropne modifikacije. V naravi najdemo: grafit in diamant. Grafit lahko pretvorimo v diamant in obratno. Aktivno oglje je uprašeno leseno oglje. S segrevanjem lesa pri visokih temp. Brez zraka dobimo leseno oglje, ki je porozno in ima zelo veliko površino. Na aktivno oglje se vežejo primesi, ki sladkor obarvajo rjavo. Koks je oglje, pridobljeno s segrevanjem premoga brez zraka, podobno kot aktivno oglje. Črni ogljik-saje je amorfni ogljik, ki ga dobijo z nepopolnim gorenjem metana.

Ravnotežja v raztopinah hidrogen karbonatov, karbonatov in ogljikovega

dioksida: ogljikov dioksid CO_2 nastaja ali pri gorenju fosilnih goriv z dovolj kisika $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, ali pri termičnem razpadu karbonatov $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$, ali z raztapljanjem karbonatov v vodnih raztopinah $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. CO_2 se dobro topi v vodi. Njegove raztopine so kisle. V vodni raztopini ogljikovega dioksida so hidratizirane molekule CO_2 in le 0,1% teh molekul reagira z vodo. Pri tem nastane ogljikova kislina H_2CO_3 . $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$. Ogljikova kislina je šibka kislina in delno protolitsko zreagira z vodo. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$. Če ogljikov dioksid uvajamo v raztopine hidroksidov, lahko pripravimo dve vrsti soli: hidrogenkarbonate in karbonate. $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3$, $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Vsi hidrogenkarbonati so dobro topne soli, razen natrijevega hidrogenkarbonata NaHCO_3 . Od karbonatov so dobro topni le alkalijski karboati in

amonijev karbonat.

Elementi 1.skupine:so alkalijske kovine. So reaktivne kovine, zato jih najdemo v obliki spojin.Spojine so ionske,so topne v vodi,imajo nizka tališča, so mehke.

Elementi2.skupine:zemeljskoalkalijske kovine,atomi imajo dva valenčna elektrona,berilij tvori kovalentne spojine, vsi ostali ionske,imajo večjo gostoto, so trše, imajo višja tališča kot alkalijske kovine.