***Kemijsko ravnotežje***-ravnotežje kemijske reakcije; reverzibilnost (npr.: hitrost utekočinjevanja=hitrosti uparevanja); kemijske reakcije: reverzibilne, ireverzibilne (teh je malo); kvantitativne odnose pri ravnotežnih reakcijah določa konstanta kemijskega ravnotežja; homogeno ravn.: reaktanta in produkta sta v plinastem stanju; heterogeno ravn.: eden ali več reaktantov je v plinastem stanju; konstanta ravn. je nekje med 10-35 in 1035, velikost je merilo za položaj ravnotežja: velika vrednost: premik položaja v desno, prevladuje nastajanje produktov; (in obratno); vplive na položaj kem. ravn. kvalitativno opisuje Chatelierov princip: ravnotežni sistem se zunanjim vplivom upre s spremembo položaja ravnotežja; H0>0:(povečanje konc. produktov, segrevanje, povečanje tlaka), (povečanje konc. reaktantov, ohlajanje, zmanjšanje tlaka); pri H0<0 se segrevanje in ohlajanje zamenjata;

*Ravnotežja v vodnih raztopinah - teorije kislin in baz:*

**1. Arrheniusova:** def.: kisline, baze in soli (v vodnih razopinah) so elektroliti, razlikujejo se po jakosti stopnje disociacije; kislina+bazasol+voda (nevtralizacija); pomankljivosti: bazični značaj amoniaka, bazičnost aminov, H+ ne more obstajati v goli obliki, velja samo za vodne raztopine

**2. Brönsted-Lowryeva:** kislinsko bazične lastnosti snovi pridejo do izraza samo ob hkratni prisotnosti kisline in baze; po tej teoriji so vse reakcije ravnotežne, ločijo pa se po konstanti ravnotežja; reakcija kisline oz. baze v vodi=protolitska reakcija; Ka=kostanta disociacije kisline; Kb=konstanta disociacije baze;

**3. Lewisova:** kislina je akceptor oz. sprejemnik el. para, baza pa donor, do reakcije pride, če baza donor el. par donira kislini; pri kovalentni vezi prispeva k vezi vsak atom en elektron, pri kislinsko-baznem komplexu pa prispeva baza cel par-koordinativna kovalentna vez; pomanj.: definicija kisline, nenatančna opredelitev jakosti baz in kislin; uporaba: velja v kisl.-baznih ravntežjih, v vodi in podobnih topilih, velja v primeru, kjer prehod protona ni možen;

*Protolitska ravnotežja:*



*Bazičnost raztopine:* čista voda: -nevtral.; kisla razt.: , bazična pa obratno;   za vsako razredčeno vodno razt. velja, da je produkt in  enak  in vsota pH in pOH je 14; koncept pH in pOH velja do konc. 1 M;

*Določanje obliko po Lewisu:* 1.) izračun valenčnih e-, 2.) Razvrščanje valenčnih e- po vezeh in kot neveznih el. parov; 3.) Oktet e- ; prebitek e- predstavlja nevezni el. par okrog centr. atoma;

*Soli:* po Bron.-Low. teoriji nastanejo lahko iz:

-močne kisline in močne baze (+H2Odisociacija na ione)

-močne kisline (baze) in šibke baze (kisline)

-iz šibke kisline in šibke baze (+H2O)protoliza; protolitsko reakcijo z vodo imenujemo hidroliza; kvantitativno nam jo razloži konstanta hidrolize KH; pri nastajanju OH- : KH=KW / Ka, pri nastajanju H3O+, pa je Kb namesto Ka;

**Pufri:** zmes šibke kisline soli te kisline z močno bazo, ali pa zmes šibke baze in njene soli z močno kislino; pufri regulirajo pH raztopin oz. tamponirajo prebitno konc. H3O+ ionov oz. OH- ionov; če dodamo bazo raztopini pufra poteče reakcija s prisotnimi H3O+ ioni, nastane H2O, sprememba pH je minimalna;

*Titracija:* titracijska krivulja (pH) se strmo dvigne v območju ekvivalenčne točke, za titracijo se uporabljajo indokatorji, ki imajo preskok barve v tej točki; pri titracijah, pri katerih je eden od elektrolitov šibak, ali pa sta šibka celo oba, ne zaznamo strmega dela titracijske krivulje, saj med titracijo nastajajoča sol tudi hidrolizira, kar vpliva na pH nastale raztopine;

**Struktura kislin:** za strukturo molekul kislin je značilna močno polarna OH skupina znotraj molekule; v primeru koordinativne vezi se zmanjša gostota naboja na atomu klora, kar povzroča premik el. od OH skupine proti kloru, zato se proton tem lažje odcepi od OH skupine, čim več kisikovih atomov je koordinativno vezanih na atom vodika;

**Redoks reakcije:** oksidacija je oddajanje e- in zviševanje oksid. št., redukcija pa sprejemanje e- in zniževanje oksid. št.; redoks reakcija je reakcija med oksidantom in reducentom;

**Netopne soli:**

CaCO3 Ca(PO4)2 BaCO3 BaSO4 Ba3(PO4)2 PbI2 PbCO3 PbSO4 Pb3(PO4)2 CuI CuCO3 Cu3(PO4)2 AgCl AgI Ag2CO3 Ag2SO4 Ag(PO4)

**Slabo disocirane snovi: Plinaste (lahkotopne) snovi:**

H2O HgCl2 H2CO3 CH3COOH H2S HCN

 

 





**ELEKTROLIZA:** razkroj snovi z el. tokom:

-elektrolit (l, aq); elektrodi (+, -)kem. reakcija (oksidacija-anoda, redukcija-katoda); *faradejev zakon:* naboj e=I t As; *faradejev zakon:* e 1 mol e- = 96500 As (ekvivalent snovi)

**GALVANSKI ČLEN:** je sestavljen iz najmanj dveh polčlenov ali elektrod; Mn+ + n e-  M; polčleni se ločijo med seboj po položaju omenjenega ravnotežja; če je to pomaknjeno v desno, prevladuje redukcija (v levo-oksidacija); elektrode, kjer prevladuje oksidacija so anode, E<0 (redukcija-katode, E>0); E=redoks potencial V; E (galv. člena)=E(d) - E(l); if E>0 then reakcija poteče; elektrolitski ključ predstavlja U cevka z nasičeno razt. nevtralne soli (običajno amonijev nitrat), omogoča vzdrževanje ravnotežja v konc. sulfatnih ionov v galv. členu

(aq) - vodne raztopine:

(+): H2O reagira, če je kation iz IA, IIA

(-): H2O reagira, če anion vsebuje O;<