

IV. ELEKTROLÜÜDID JA NENDE LAHUSED

RAUDVARA

4.1 Põhimõisted

Elektrolüüdid on ained, mis sulas olekus või lahuses jagunevad ioonideks:

- **tugevad elektrolüüdid** on täielikult ioonideks jagunenud;
- **nõrgad elektrolüüdid** on aga ioonideks jagunenud vaid osaliselt, osa ainet esineb molekulidena.

Mitteelektrolüüdid on ained, mis sulas olekus ega lahuses ioonideks ei jagune, vaid esinevad neutraalsete aineosakeste molekulide, aatomitena.

AINED		
ELEKTROLÜÜDID		MITTEELEKTROLÜÜDID
Tugevad elektrolüüdid	Nõrgad elektrolüüdid	
Tugevad alused (leelised) KOH, NaOH, Ba(OH) ₂	Nõrgad alused Mg(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ , NH ₃ ·H ₂ O	Oksiidid CO ₂ , MgO, N ₂ O
Tugevad happed HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HBr, HI	Nõrgad happed H ₂ SO ₃ , H ₂ CO ₃ , H ₂ S	Lihtained N ₂ , S ₈
Kõik soolad NaCl, Ca(NO ₃) ₂ , BaSO ₄		Orgaanilised ained piiritus, sahharoos, glükoos
Lahused juhivad hästi elektrivoolu (palju ioone)	Lahused juhivad elektrivoolu, aga võrdlemisi nõrgalt (vähese ioone)	Lahused elektrivoolu ei juhi (ioone pole)

4.2 Elektrolüütiline dissotsiatsioon

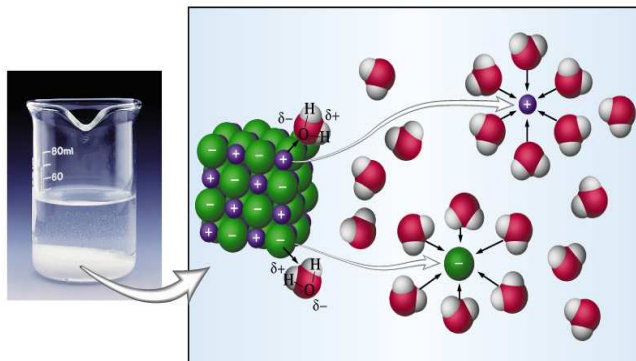
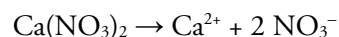
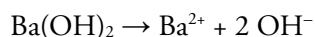
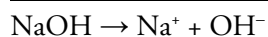
Elektrolüütiliseks dissotsiatsiooniks nimetatakse ainete jagunemist ioonideks lahuses.

4.2.1 Ioonsete ainete elektrolüütiline dissotsiatsioon: soolad ja alused

- vee molekulid ümbritsevad ionikristalli (vaata H₂O molekulide orienteeritust)
- vee molekulid seostuvad kristallise ioonidega: hüdraatumine
- selle tulemusena nõrgenevad ioonilised sidemed kristallid
- ioonid rebitakse kristallidest lahti: dissotsiatsioon

Et ioonne side soolade kristallis on võrdlemisi tugev, siis kulub selle lõhkumiseks rohkem energiat kui vabaneb ioonide hüdraatumisel. Seetõttu tervikuna soolade lahustumisel pigem energiat neeldub, st soolalahus jahtub (energia neelatakse ümbritsevast keskkonnast ehk veest). Soolasid kasutatakse jahutussegude valmistamisel.

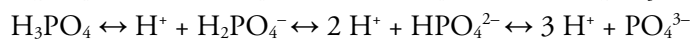
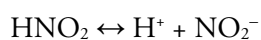
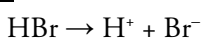
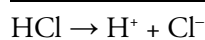
Dissotsiatsioonivõrrandid:



4.2.2 Molekulaarsete ainete dissotsiatsioon

- vee molekulide ümbritsevad kovalentse polaarse sidemega aine molekuli ning seostuvad sellega: hüdraatumine
- selle tulemusena nõrgeneb kovalentne side molekulis
- võib juhtuda, et kovalentne side katkeb ning molekul jaguneb ioonideks: dissotsiatsioon

Dissotsiatsioonivõrrandid



NB! Kahesuunaline nool märgib nõrka elektrolüüti: ionideks jagunemine pole täielik, ioonid ühinevad tagasi ka molekulideks. Mitmeprootoniliste hapete jagunemine ionideks toimub astmeliselt, kusjuures iga aste toimub järjest raskemalt: H^+ peab eralduma negatiivsest osakesest!

Dissotsiatsioonimäär näitabki, kui suur osa lahustunud aine molekulidest on ionideks jagunenud.

4.3 Molaarne kontsentratsioon

Lisaks protsendilise sisaldusele saab lahuseid iseloomustada ka molaarse kontsentratsiooni abil. See näitab, mitu mooli lahustunud ainet on ühes liitris lahuses. Kui ühes liitris NaOH lahuses on 0,45 mooli NaOH, on lahuse molaarne kontsentratsioon 0,45 mol/l ehk lahus on 0,45-molaarne (0,45 M).

Lahuse molaarset kontsentratsiooni saab arvutada valemist:

$$c = \frac{n}{V}$$

c – molaarne kontsentratsioon (mol/l)
n – aine moolide arv (mol)
V – lahuse ruumala (l)

4.4 Reaktsioonid elektrolüütide lahustes. Ioonvõrrandid

Elektrolüütide vahel (alused, happed, soolad) toimuvad reaktsioonid siis, kui lahuses olevad **vabad ioonid seotakse**. Nad kas...

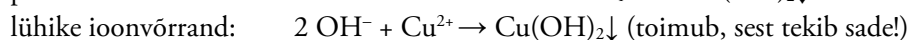
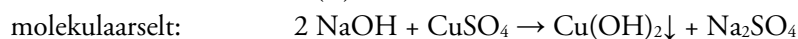
- moodustavad nõrga elektrolüüdi (nt hape + alus reaktsioonil tekib **VESI**);
- moodustavad rasklahustuva ühendi, **sademe** (nt sool + sool ja sool + alus korral);
- lahkuvad reaktsioonikeskkonnast **gaasina** (nt sageli hape + sool korral).

Et elektrolüütide lahustes esinevad ioonid ja reaktsioonid toimuvad just nende osavõtul, on neid parem iseloomustada ioonvõrrandite abil. Ioonvõrrandid erinevad varem õpitud molekulaarsetest reaktsioonivõrranditest selle poolest, et **kõik tugevad vees hästi lahustuvad elektrolüüdid kirjutatakse neis ioonidena**. Kokku jäetakse (st molekulaarselt) kõik nõrgad elektrolüüdid ja lahustumatud ühendid, gaasid.

4.4.1 alus + sool → alus + sool

toimub siis, kui mõlemad lähteained lahustuvad vees ja tekib vähemalt üks lahustumatu aine (sade)!

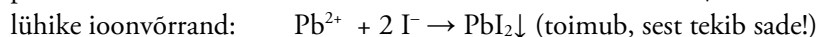
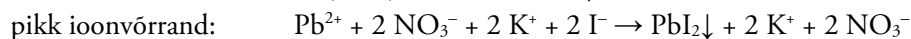
naatriumhüdroksiid + vask(II)sulfaat



4.4.2 sool + sool → sool + sool

toimub siis, kui mõlemad lähteained lahustuvad vees ja tekib vähemalt üks lahustumatu aine (sade)!

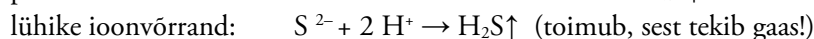
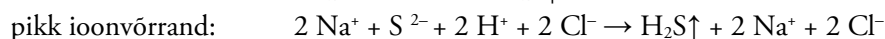
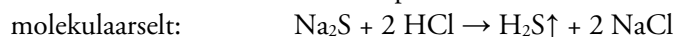
plii(II)nitraat + kaaliumjodiid



4.4.3 sool + hape → sool + hape

toimub siis, kui mõlemad lähteained lahustuvad vees ja tekib vähemalt üks lahustumatu aine (sade)!

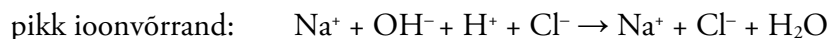
naatriumsulfiid + vesinikkloriidhape:



4.5 Neutralisatsioonireaktsioon

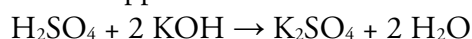
Hape ja alus on keemilised vastandid. Nende lahuste kokkuvalamisel ühinevad happe vesinikioonid aluse hüdroksiidioonidega vee molekulideks. Niiviisi kaotavad kaks söövitavate omadustega lahust oma toime: toimub neutralisatsioon.

naatriumhüdroksiid + vesinikkloriidhape:

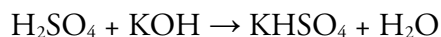


Meenutagem, et hapete dissotsiatsioon toimus astmeliselt. Sarnaselt toimub astmeliselt ka mitmeprootoniliste hapete neutralisatsioon. Reaktsiooni ulatus sõltub võetud ainete vahekorrast:

1 mooli väävelhappe H_2SO_4 neutraliseerimiseks kulub 2 mooli KOH:



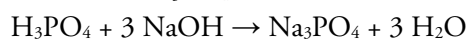
Kui leelist (KOH) on vaid 1 mool, õnnestub neutraliseerida vaid üks mool vesinikioone:



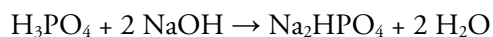
Saadakse vesiniksool (kaaliumvesiniksulfaat)

Vaatleme näitena veel fosforhappe neutraliseerimist:

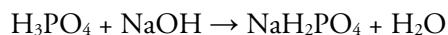
- 1 mool H_3PO_4 + 3 mooli NaOH



- 1 mool H_3PO_4 + 2 mooli NaOH



- 1 mool H_3PO_4 + 1 mool NaOH



4.6 Lahuse keskkond ja indikaatorid

HAPPELINE	NEUTRAALNE	ALUSELINE
ülekaalus H^+ , pH<7	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ pH=7	ülekaalus OH^- pH>7
happed HCl, HNO_3	vesi, orgaanilised ühendid	leelised NaOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$
happeline oksiid + vesi → hape SO_2 , P_4O_{10}	vees lahustumatud oksiidid (ja amfoteersed, neutraalsed...) CO, N_2O , FeO, SiO_2	aluseline oksiid + vesi → leelis K_2O , BaO Ka NH_3 lahustumine vees: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
tugeva happe ja nõrga aluse sool ZnSO_4 , AlCl_3	tugeva happe ja tugeva aluse sool NaCl, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	nõrga happe ja tugeva aluse sool Na_2CO_3 , K_2S

Teatud soolalahused on aluselise või happelise keskkonnaga, sest soolad hüdrolüüsuvad vee toimel: st reageerivad veega, andes vabu hüdroksiid- või vesinikioone ning muutes seega lahuse keskkonda.

INDIKAATOR	happeline	neutraalne	aluseline
universaalindikaator	punane	kollane	sinine
lakmus	punane	lilla	sinine
metüüloranž	punane	kollane	kollane
fenoolftaleiin	läbipaistev	läbipaistev	vaarikapunane