

Rafeindir ráða miklu um eiginleika atómanna. Nú skoðum við það hvað gerist þegar rafeindir færast milli atóma og þá myndast jónir.

Kaflar 3.1 - 3.2 í rafbók. Jónir og jónefni.

Byrjum á að skoða aðeins muninn á jónefnum og sameindaefnum. Jónefni eru líka kölluð sölt.

Segja má að sameindaefni séu úr sameindum sem innihalda fasta tölu atóma hver sameind t.d. H_2O þar sem allar sameindirnar eru úr einu súrefnisatómi og tveim vetnisatómum.

Þetta er ekki svona hjá jónefnum. Þar er það hlutfallið milli plúshleðsna og mínushleðsna sem skiptir máli og við tölum ekki um sameindir heldur formúlur jónefna.

Til dæmis $MgBr_2$ eða magnesíumbrómíð. Það er ekki til sameind með þessa samsetningu, eitt magnesíum atóm og tvö brómatóm. Hinsvegar er þetta hlutfall jónanna: á móti einni Mg^{2+} jón koma tvær Br^- jónir.

Skoðaðu töfluna á bls.56 í kennslubókinni.

Kaflar 3.1 Jónir

Til að geta tileinkað sér efnið hér þarf að vera með umfjöllun um rafeindir á hreinu.

Atóm hafa jafnmargar róteindir og rafeindir. Róteindir eru plúshlaðnar og rafeindir eru mínushlaðnar.

Til dæmis getum við skoðað klór atóm, Cl.

Sætistala klórs er 17 og það þýðir 17 róteindir = 17 plúshleðslur.

Klór er líka með 17 rafeindir = 17 mínushleðslur

Klórátóm er þá óhlaðið út á við með 17 hleðslur af báðum gerðum.

Rafeindirnar raðast þannig á svigrúm og hvolf að klórátóm vantar eina rafeind til að fá fullt áttuhvolf og klór hefur þá mjög mikla tilhneigingu til að taka til sín rafeind af öðrum efnum og mynda negatífa jón anjón: Cl^- klóríð jón

Við vitum að klórgas Cl_2 er mjög hættulegt en það er vegna þess að þar eru klórátómin óhlaðin og ráðast á nánast öll önnur efni og taka af þeim rafeindir. Klóríðjónin Cl^- er hinsvegar ekki eitruð enda borðum við heilmikið af þeim og þurfum þær, þær eru hluti af venjulegu matarsalti $NaCl$ (Na^+ og Cl^- jónir).

Anjónir myndast þegar atóm taka til sín rafeindir og fá negatífa hleðslu.

Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubríf – 4. vika

Katjónir myndast þegar atóm missir frá sér rafeindir og fá jákvæða hleðslu.

Skoðaðu vel myndir af kristöllum jónefna. t.d.

<https://cimq2.ck12.org/datastreams/f-d%3Aea4d585a5a860b70e347310349d7521f3080abadb2354170137adc6b%2BIMAGE%2BIMAGE.1>

Mikilvægt er að átta sig á því hverskonar jónir frumefni mynda og skoða það í lotukerfinu. Þú verður að skoða lotukerfið um leið og þú lest þetta.

Li, Na og K eru dæmi um efni í fyrsta flokki í lotukerfinu, alkalímálmar.

Þau hafa eina rafeind á ysta hvolfi = eina gildisrafeind og þegar hún fer burtu myndast eingild plús jón. Li^+ , Na^+ og svo frv.

Flokkur 2 - jarðalkalímálmar t.d. Mg og Ca mynda $2+$ jónir og svo frv. Skoðaðu umfjöllun um flokkana í lotukerfinu og hvaða jónir efnin mynda.

Mynd 3.6 á bls. 63 er mjög mikilvæg.

Sumar jónir eru í raun sameindir en hafa hleðslu, þær kallast fjölatóma jónir.

Þú þarft að kannast við og helst læra utanað þessar:

Pósítíf:

Ammóníum jón NH_4^+

Negatífar:

asetat (acetate) CH_3COO^-

fosfat PO_4^{3-}

hýdroxíð OH^-

karbónat CO_3^{2-}

nítrat NO_3^-

súlfat SO_4^{2-}

Þú munt svo hafa aðgang að jónatöflu þegar þú þarft að vinna með þær, t.d. í prófum, þá fylgja jónatöflur, lotukerfi og fleira. Það þarf samt að læra að nota jónatöflurnar.

Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubríf – 4. vika

Kennslubókin tekur þetta fyrir undir nöfn jónefna.

Nöfn jónefna eru þannig að nafn plúsjónarinnar kemur fyrst og svo kemur nafn mínusjónarinnar á eftir.

Frumefnajónir = atómjónir heita eins og frumefnið með jón á eftir og þetta eru plúsjónir.

Neikvæðar jónir kallast eftir nafni frumefnisins og enda á íð, t.d. klór-íð. Nokkrar undantekningar eru t.d. súrefni kallast oxíð, brennisteinn kallast súlfíð og svo frv. Skoða jónatöfluna.

Kafli 3.2 fjallar um jónefni eða jónísk efnasambönd.

Einkenni byggingar þessara efna eru kristallar þar sem jónirnar skiptast á.

Mikilvægt er að skoða upplýsingar um jónefni og vita hvernig nöfn þeirra virka.

Dæmi:

Hvernig er formúla jónefnis með þetta nafn?

magnesiumflúoríð

Mg myndar Mg^{2+} jónir og F myndar F^- jónir, finna þessar jónir í jónatöflu. Þarna þarf að stilla saman fjölda plús og mínus hleðslna.

Þetta passar þannig saman að ein Mg^{2+} passar á móti tveim F^- jónum.

$Mg^{2+} + 2 F^- \rightarrow MgF_2$ sem er þá formúla efnisins.

Engar hleðslur sýndar í formúlu efnisins sjálfs, formúlan er óhlaðin út á við.

ammóníumsúlfat

ammóníumjón er samsett jón með formúluna NH_4^+ og súlfat er líka samsett jón með formúluna SO_4^{2-} .

Þetta passar þannig saman að tvær NH_4^+ passa á móti einni SO_4^{2-} jón.

$2 NH_4^+ + SO_4^{2-} \rightarrow (NH_4)_2 SO_4$ sem er þá formúla efnisins.

Þarna er notaður svigi utanum formúlu ammóníumjónarinnar vegna þess að öll jónin / sameindin er tvítekin, í hverri formúlueiningu eru þá tvö N atóm og átta H atóm og svo eitt S atóm og fjögur O atóm.

Hvað kallast efni með þessa formúlu?

$Ca(OH)_2$ Þarna er Ca^{2+} = kalsíumjón og tvær OH^- = hýdroxíð jónir

Við notum bara heiti jónanna og efnið kallast þá kalsíumhýdroxíð.

Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubríf – 4. vika

$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ Þetta efni sem samsett úr tveim járnjónum á móti hverjum þrem karbónatjónum.

Karbónat jón er CO_3^{2-} og fyrst það eru þrjár slíkar eru samtals 6 mínushleðslur í formúlunni.

Það þýðir þá að tvær Fe jónir hljóta að vera Fe^{3+} jónir þ.e. þrígildar og þær kallast járn(III) jón. **Notum rómverskar tölur í heitum efna til að sýna hleðslu jóna hjá hliðarmálmum og fleiri efnum því þau geta haft mismunandi jónir**

Fe^+ = járn(I) Fe^{2+} = járn(II) og Fe^{3+} = járn(III) jónir

$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ Efnið kallast þá **járn(III)karbónat** af því að þarna er járnjónin með þrjá plúsa.

Nóg að sinni

Kveðja – Jóhannes Árnason johannes.arnason@vma.is