

Rafeindir

Enn eru það rafeindirnar en þær ráða miklu um eiginleika atómanna. Nú skoðum við hvað gerist þegar rafeindir færast ekki milli atóma heldur mynda þær samgilt tengi þegar atómin samnýta rafeindir.

<http://fliphtml5.com/bookcase/xrvp>

Kafli 4 um Sameindaefni

Rifjum upp muninn á jónefnum og sameindaefnum. Jónefni eru líka kölluð sölt. Segja má að sameindaefni séu úr sameindum sem innihalda fasta tölu atóma 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 plúshleðslna og mínushleðslna 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 magnasíum atóm og tvö brómatóm.

Hinsvegar er þetta hlutfall jónanna: á móti einni Mg^{2+} jón koma tvær Br^- jónir.

4.1

Jónefnin myndast þegar efnin eru það mikið mismunandi að annað þeirra tekur rafeindir af hinu, oftast málmur sem myndar jákvæða jón og málmleysingi sem myndar neikvæða jón, athugaðu að svo eru til samsettar jónir. Sameindaefnin myndast þegar um er að ræða tvo eða fleiri málmleysingja.

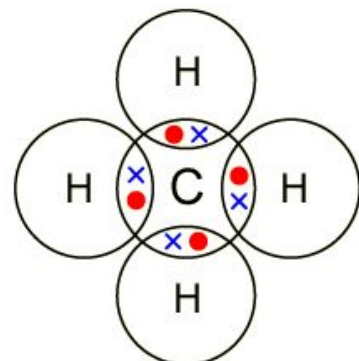
Nú tökum við dæmi.

Vetni og kolefni mynda ótrúlega mörg mismunandi efnasambönd og þau kallast lífræn efni.

C = kolefni hefur fjórar gildisrafeindir (rifja upp)

H = vetni hefur eina gildisrafeind hvert atóm.

Kolefni getur fengið fullt áttuhöf með því að fá lánaðar fjórar rafeindir. Vetni getur fengið fullt hvolf (fyrsta hvolf sem tekur tvær rafeindir) með því að fá lánaða eina rafeind.



Á myndinni eru rafeindir frá kolefninu sýndar sem punktur og rafeindir frá vetnisatómunum sem x. Ein rafeind frá C og ein rafeind frá H myndar rafeindapar sem við köllum samgilt tengi. Það eru þá rafeindirnar í parinu sem tengja atómin saman. Tengidd kallast samgilt tengi af því að rafeindirnar eru samnýttar. (Á ensku kallast

Heiti sameindaefna eru þannig að við þurfum að segja frá fjölda atóma af hverri gerð í hverri sameind.

Þá notum við grísk töluorð:

mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, okta, nona, deka.

töluorð - heiti fyrri efnis - töluorð - heiti seinna efnis - íð
tetra - flúor - trí - klór - íð

F_4Cl_3 en þetta efni er sennilega ekki til

Við notum ekki mono í byrjun á nafni efnis.

Dæmi:

N_2O_5 kallast dí nítur pent ox íð oxíð af því að seinna efnið kallast oxygen á útlensku.

Skoða vel reglur um þetta.

Ef seinna efni í formúlu er:

S þá kallast það súlfíð, dæmi H_2S divetnismónósúlfíð (brennisteinsvetni)

O þá kallast það oxíð, dæmi CO_2 koldíoxíð (koltvísýringur)

og örfáar fleiri undantekningar frá almennum reglunni um að nota bara nafnið á efninu með íð endingu t.d. CF_4 (mono)koltetraflúoríð

Athugaðu að tölurnar í formúlunni eru alltaf á eftir tákni frumefnisins og niðurskrifaðar (subscript).

4.2 Rafneikvæðni

Það er geta atóms til að draga til sín rafeindir.

Almennt munu málmarnir í fyrstu tveim flokkunum, alkalímálmur t.d. Na og jarðalkalímálmur t.d. Mg hafa litla rafneikvæðni, þessi atóm myndu frekar vilja losna við rafeindir en draga þær til sín. Atómin lengst til hægri eru mun rafdrægari.

Prófaðu að skoða útskýringar á rafneikvæðni / electronegativity.

t.d. <https://www.youtube.com/watch?v=126N4hox9YA>

Skoðaðu töflu um rafneikvæðni. Því miður frekar óskýr.

Electronegativity values of the elements (Pauling scale)

H																	He
2.1																	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
1.0	1.5											2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.9	1.2											1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.9	1.9	1.8	1.8	1.8	2.0	2.4	2.8	3.0
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5	2.6
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2	2.4
Fr	Ra	Ac															
0.7	0.7	1.1															
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.1	1.2				
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				
1.3	1.5	1.7	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3					

Ef við skoðum stöðuna með rafneikvæðni hjá O og H í vatnssameindum er það svona:



2.1 3.5 2.1 munurinn á rafneikvæðninni er $3,5 - 2,1 = 1,4$

Þarna er talsverður munur á rafneikvæðninni. Vegna þess að O og H mynda samgild tengi (samnýta rafeindir) munu rafeindirnar vera oftár nær O atóminu en H atóminu vegna þess að O hefur meiri rafneikvæðni, togar fastar í rafeindirnar.

Má sýna svona. $\text{H} : \text{O} : \text{H}$ taktu eftir punktunum sem tákna rafeindapör

Þessi tengi verða þá skautuð (skautuð samgild tengi = polar covalent bonds) þ.e. það verður einskonar plúshleðsla á H og mínus á O. Þetta eru ekki hleðslur eins og hjá jónum heldur hluthleðslur.

Sjá bls. 89 í kennslubók <https://fliphtml5.com/bookcase/xrvp>

Sjá t.d.

https://www.youtube.com/results?search_query=polar+covalent+bonds+and+nonpolar+covalent+bonds

Oft er miðað við einhver mörk til að sýna hverskonar tengi eru milli atóma. Ef munurinn á rafneikvæðninni er 0 - 0.5 mynda atómin óskautuð samgild tengi. T.d. C - H $2.5 - 2.1$ munurinn er 0.4

Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubríf – 5. vika

Ef munurinn er 0.5 - 1.7 eru tengin skautuð samgild tengi t.d. í vatni
H - O 2.1 - 3.5 munurinn er 1.4 sem er talsvert mikill, þessi tengi eru nokkuð mikið skautuð.

Ef munurinn er 1.8 eða meiri verða til jónir þar sem annað atómið tekur rafeind(ir) af hinu.

Na - Cl 0.9 - 3.0 munurinn er 2.1 og þá verða til jónir Na^+ og Cl^- og til verður jónefni en ekki sameindaefni.

Kafli 4.3 fjallar um Lewismyndir og lögun sameinda.

Skoðuðu þetta bókinni og líka hér.

<https://www.youtube.com/watch?v=a8LF7JEb0IA>

Ég leitaði að **lewis formulas and molecular shape** á youtube.

Þessi kafli er afar mikilvægur og mun hafa talsvert vægi í lokaprófi, meira en sem nemur einni viku í áfanganum.

Nóg að sinni.

Kveðja – Jóhannes Árnason jarn@vma.is