

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 samgild tengi þegar atómin samnýta rafeindir.

<https://bokhladan.is/nemendur/>

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.

Þú ættir að nota YouTube og leita að molecules and ionic substances.

Til dæmis $MgBr_2$ eða magnesíumbromíð. 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.

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.

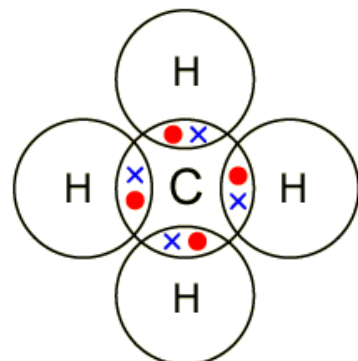
Nú tökum við dæmi.

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 áttuholf 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 samgild tengi. Það eru þá rafeindirnar í parinu sem tengja atómin saman. Tengid kallast samgild tengi af því að rafeindirnar eru samnýttar.

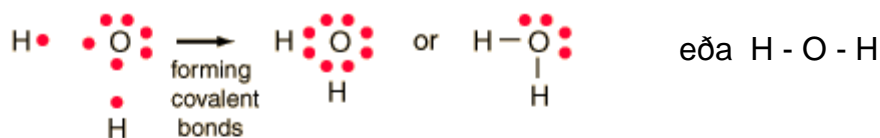
(Á ensku kallast gildisrafeindir valence electrons og samgild tengi kallast covalent bonds = samnýttar gildisrafeindir.)

Þessi skýring er mjög grunn og kennslubókin sýnir mun betri skýringu, meðal annars er útskýrt ýmislegt um það af hverju atómin haldast saman.

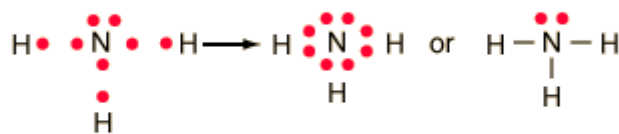
Lewis myndir:

Myndin að ofan af metaninu er kölluð Lewis mynd þ.e. hún sýnir gildisrafeindir og hvernig þær raðast í tengi.

Oft er þetta einfaldað með því að sýna ekki allar rafeindirnar heldur bara strik þar sem rafeindirnar mynda tengi. Eitt strik merkir þá tvær rafeindir, eina frá hvoru atómi. Þá sleppum við oft að sýna þau rafeindapör sem ekki mynda tengi.

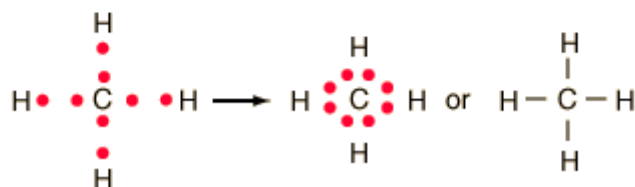


eða H - O - H



eða H - N - H
/

H

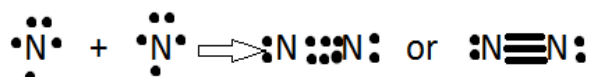
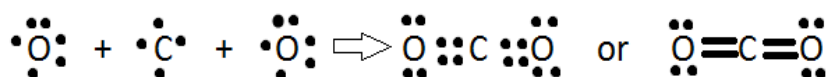
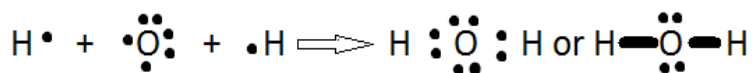


Skoðaðu myndirnar mjög rækilega, farðu í lotukerfið og finndu fjölda gildisrafeinda H með eina, O með sex, Nítur með fimm Kolefni með fjórar.

Skoðaðu líka vel í

kennslubókinni hvernig ammóníak NH₃ getur myndað ammóníum jón. Bls. 85 Atóm geta líka

myndað fleiri en eitt tengi milli sömu atóma. Tvítengi og þrítengi myndast þegar hvort atóm leggur til ekki bara eina heldur tvær eða þrjár rafeindir í tengi milli sömu atóma.



All these diagrams show the formation of covalent bonds as electrons from elements are shared to form single, double, and triple bonds

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

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

F₄Cl₃ en þetta efni er sennilega ekki til

Við notum ekki mono í byrjun á nafni efnis.

Dæmi:

N₂O₅ 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 H₂S divetnismónósúlfíð (brennisteinsvetni)

O þá kallast það oxíð, dæmi CO₂ koldíoxíð (koltvísýringur)

og örfáar fleiri undantekningar frá almennum reglunni um að nota bara nafnið á efninu með íð endingu t.d. CF₄ (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 í lotukerfinu eru mun rafdrægari.

Prófaðu að skoða útskýringar á rafneikvæðni / electronegativity.

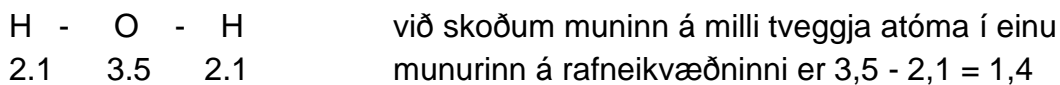
t.d. <https://www.youtube.com/watch?v=126N4hox9YA>

Skoðaðu töflu um rafneikvæðni. Því miður frekar óskýr.

Electronegativity values of the elements (Pauling scale)

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

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



Þarna er talsverður munur á rafneikvæðninni. Vegna þess að O og H mynda samgild tengi (samnýta rafeindir) munu rafeindirnar vera oftast 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://bokhladan.is/nemendur/>

Sjá t.d.

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

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

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

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.

Skoðaðu 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 johannes.arnason@vma.is