

**Kaflí 6.3 Efnisstyrkur lausna Magnbundnir reikningar.
Smá lokahnykur.**

Í þessari viku verður umfjöllunarefnið aðallega kaflí 7 um millisameindakrafta en við ljúkum umfjöllun um lausnir og magnbundna reikninga.

Aftur um mólstyrk.

Mólstyrkur er táknaður með C = concentration.

Þá er mælieiningin mól á lítra = mól á rúmdesimetra eða $\text{mól}/\text{dm}^3$

1,0 lítri = $1,0 \text{ dm}^3$

Þessi eining kallast mólal og er táknuð með M ($M = \text{mól}/\text{dm}^3$)

$C = n / V$ C = mólstyrkur n = mólafjöldi V = rúmmál (volume)

Við þurfum að minnast aðeins á formlegan mólstyrk efnis og mólstyrk jóna.

Gefum okkur að við leysum 100g af saltinu / jónefninu natríumsúlfati í vatni þannig að lausnin verður með rúmmálið 5,0 lítrar.

Hver er mólstyrkur natríumsúlfatsins og hver er mólstyrkur jónanna?

Formúla fyrir natríumsúlfat er Na_2SO_4

Mólmassi þess er $2 * 22,99 + 32,07 + 4 * 15,999 = 142,046 \text{ g}/\text{mól}$

Hve mörg mól eru í 100 g

$n = m / M = 100,0 \text{ g} / 142,046 \text{ g}/\text{mól} = 0,704 \text{ mól}$

Hver er þá mólstyrkur efnisins?

$C = n / V = 0,704 \text{ mól} / 5,0 \text{ lítrar} = 0,141 \text{ mól}/\text{L} = 0,141 \text{ M}$ er mólstyrkurinn

En hvað með jónirnar?

Formúla fyrir natríumsúlfat er Na_2SO_4

Samsetningin er þá sú að í einni einingu af efninu eru tvær natríum jónir Na^+ og ein súlfat jón SO_4^{2-}

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$

Þetta notum við þegar við setjum fram mólstyrk, annars vegar formlegan mólstyrk efnisins og hinsvegar mólstyrk jónanna.

Formlegur mólstyrkur efnisins Na_2SO_4 er þá = 0,141 M

Mólstyrkur Na^+ er = $2 * 0,141 = 0,282$ M

Mólstyrkur SO_4^{2-} er 0,141 M

Athugaðu að mól er bara fjöldi agna alveg eins og þegar við skoðum t.d. buxur myndum við segja einar buxur en á þessum buxum er eitt mitti og tvær skálmar. Ef við erum með 20 buxur til sölu erum við með 40 skálmar á þeim.

Kafli 7. Millisameindakraftar.

Athugaðu vel að hér erum við ekki að fjalla um samgild tengi milli atóma í sameindum. Við erum að skoða hvað það er sem dregur eina sameind að annarri og af hverju sum efni eru gastegundir við stofuhita en önnur efni eru vökvar eða föst efni við sama hita.

Hér eru nokkur myndbönd sem fjalla um þrjú ástandsform efna, gas, vökva og fast form. Upplagt að skoða þetta.

https://www.youtube.com/results?search_query=gases+liquids+and+solids

Smá samantekt:

Gastegund. Langt er á milli efniseindanna, þær fylla í rýmið sem þær eru í og eru nokkuð jafnt dreifðar um það. Sameindirnar ferðast með talsverðum hraða um það rými sem þær eru í, rekast saman og á vegg ílátsins (valda þrýstingi) og hægt er að þjappa gasinu saman, þá minnkar meðaltalsbilið á milli efniseindanna / sameindanna. Eftir því sem hitinn verður hærri ferðast efnisagnir í gasinu hraðar og þá eykst þrýstingurinn um leið ef gasið er í lokuðu íláti.

Vökvi. Sameindir liggja nokkuð þétt hver við aðra, vökvinn getur aðlagð sig ílátinu og breytt um lögun. Það er vegna þess að sameindirnar geta oltið hver um aðra en ekki er hægt að þjappa vökvann saman þannig að hann taki minna rúmmál. (Hægt er að hafa vökvann undir þrýstingi en ekki þjappa honum saman.)

Fast efni. Sameindir/efniseindir liggja þétt við hverja aðra og hreyfast ekki innbyrðis, þær eru fastar á sínum stað í efninu. Ekki er hægt að þjappa efninu saman og það breytir ekki um lögun.

Hiti.

Mikilvægt er að muna að hiti merkir í raun hreyfingu atóma og sameinda. Eftir því sem hitinn hækkar því meira titra eða hreyfast sameindir og atóm. Þegar hitinn hækkar breytist fast efni í vökva þegar efnisagnirnar fá nægilega

hreyfiorku til að fara að velta hver um aðra. Svo þegar hitinn hækkar ennþá meira fara efnisagnirnar / sameindirnar að ýta hverri annarri frá sér þannig að það verður bil á milli þeirra og þá erum við komin með gas/lofttegund, það hitastig kallast suðumark efnisins.

Þeir kraftar sem verka milli sameinda eru af nokkrum gerðum og þeir tengjast við það sem vorum búin að skoða með tengi milli atóma. Það eru þessir millisameindakraftar sem þarf að yfirvinna til að t.d. vökvi breytist í gas. Því sterkari sem svona millisameindakraftar eru því hærra er suðumarkið, það er að það þarf meiri hreyfiorku sameinda eða efnisagna í vökvanum til að efnið sjóði og breytist í gas..

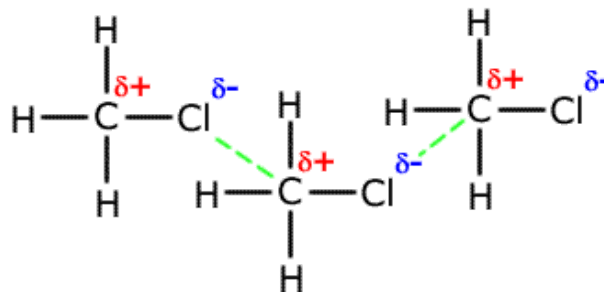
Van der Waalskraftar.

Notað um tvöskonur samloðunarkrafta.

Tvískauts-tvískautskraftar.

Myndin sýnir sameindir þar sem hver sameind er úr einu kolefnisatómi C, þrem vetnisatómum H og einu klóratómi Cl.

Permanent dipole - dipole attraction



Við vorum búin að skoða rafneikvæðni og muninn á henni. Þarna er munurinn á klóri Cl og kolefni C þannig að til verður skautað tengi milli þessara atóma. Þá má segja að það sé nokkurskonar mínusskaut og plússkaut í sameindinni, þessar hluthleðslur eru fastar (permanent) og breytast ekki. Plússkautið á einni sameind dregst að mínusskautinu á næstu og svo framvegis.

Þetta veldur því að suðumark þessa efnis CH_3Cl (-24°C) er hærra en suðumark metans CH_4 (-162°C). Það þarf meiri hreyfiorku til að sameindirnar hætti að loða saman vegna þess að tvískautskraftarnir halda þeim saman. Í metani eru ekki slíkir samloðunarkraftar og þar koma bara fyrir London kraftar.

London kraftar eru hinsvegar það sem við getum kallað tímabundnar hluthleðslur (tvískautið byggir á föstum varanlegum hluthleðslum).

Af tilviljun eru aðeins fleiri rafeindir á sveimi á annarri hlið sameindar og þá verður heldur meiri mínushleðsla þeim megin. Sú mínushleðsla veldur því að rafeindir í næstu sameind hrekjast frá (mínushleðslur hrinda öðrum mínushleðslum frá sér). Þar með verður dálítil plúshleðsla á þeirri hlið hinnar sameindarinnar og þessar hleðslur dragast saman, mínusinn á annari sameindinni og plúsinn á hinni.

Fjarnám VMA. EFNA2ME05 – almenn efnafræði Kennslubrэф – 9. vika

Eftir andartak hafa rafeindirnar færst til og hleðslurnar um leið og myndast aftur með öðrum hætti og þessir tímabundnu samdráttarkraftar valda því að sameindirnar hafa einhverja tilhneigingu til að loða saman. Eftir því sem sameindir eru stærri og lengri því meiri London kraftar verða til með þessum tímabundnum hluthleðslum. <https://www.youtube.com/watch?v=1iYKajMsYPY>

Stærð sameindanna skiptir máli: Skoðum lífræn efni

| heiti efnis | formúla | fjöldi kolefna | suðumark |
|-------------|---|----------------|----------|
| metan | CH_4 | 1 | - 162°C |
| etan | $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ C_2H_6 | 2 | - 89°C |
| própan | $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ C_3H_8 | 3 | - 42°C |
| bútan | $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ C_4H_{10} | 4 | 0°C |
| pentan | $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ C_5H_{12} | 5 | 36°C |

og svo framvegis. Því lengri sem sameindirnar eru því meiri verða þessir London kraftar og suðumarkið verður hærra.

Eftir því sem yfirborð sameindanna stækkar eru meiri möguleikar á að þessar tímabundnu hluthleðslur verði til og svo færast þær til og valda samloðun sameindanna.

Vetnistengi.

Þetta er í raun afbrigði af tvískautskröftum.

Mikilvægt er að skoða myndir af þessu, lesa í kennslubókinni, finna myndir og myndbönd á netinu (vetnistengi = hydrogen bond).

<https://www.youtube.com/watch?v=PyC5r2mB4d4>

<https://www.youtube.com/watch?v=RSRiywp9v9w&t=3s>

Það má í raun segja að þetta sé nokkurskonar ástarþríhyrningur.

Rafneikvætt atóm t.d. O er með samgilt tengi við H og það tengi er skautað þannig að H er með plús hluthleðslu og O er með plús hluthleðslu.

Þá kemur til sögunnar rafneikvætt atóm á annarri sameind, það er með mínus hluthleðslu og dregst að H inu og þannig verður vetnisatómið eins og á milli tveggja rafneikvæðra atóma en er með samgilt tengi við annað þeirra.

Þetta veldur tiltölulega sterkum tengslum á milli sameinda, þetta veldur því að vatn hegðar sér eins og það hegðar sér og vetnistengi koma líka mjög við sögu í DNA sem er erfðaefni lífvera.

Jóna-tvískautstengi.

Slíkt fyrirkomulag er í gangi t.d. þegar jónefni leysist upp í vatni. Skoðaðu myndir af þessu.

Jónatengi.

Við lítum nú kannski ekki á jónir sem aðskildar sameindir en það má samt segja það þannig að jónatengin sem myndast í kristöllum í t.d. salti eru nokkurskonar millisameindakraftar en eru miklu sterkari en hinar gerðirnar sem við höfum skoðað.

Ég ætlast til að þú getir gert greinarmun á því hvaða kraftar eru líklegastir þegar þú sérð hvernig efni eru samsett. Skoðaðu vel greiningarlykilinn á bls 173 í bókinni eða hér:

https://www.researchgate.net/profile/Haimin_Yao/publication/279389024/figure/fig2/AS:669538362327044@1536641793370/Classification-of-the-intermolecular-forces.jpg

7.2 Eiginleikar vökva.

Seinni partur kaflans fjallar um vökva.

Við munum taka mikilvægustu hlutana úr þessu efni fyrir þegar við fjöllum um fellingarhvörf.

Það eru samt nokkur hugtök sem þú ættir að skoða í þessum hluta um vökvana.

Seigja.

Yfirborðsspenna.

Uppgufun.

Þétting.

Rafkleyfi = electrolyte.

Leysni og líkur leysir líkan.

Í næstu viku snúum við okkur að efnahvörfum.

Kveðja – Jóhannes Árnason jarn@vma.is