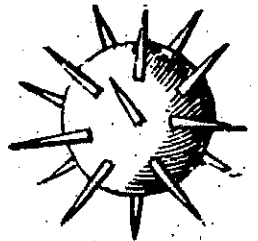
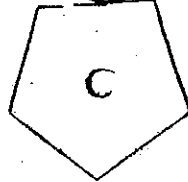
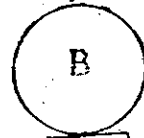
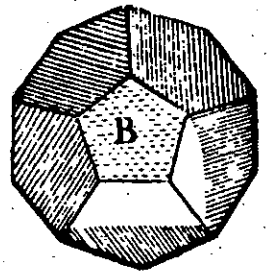
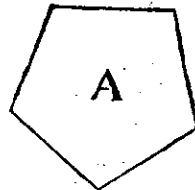
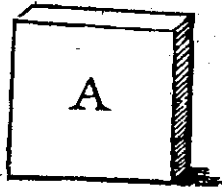


## EFNATENGI OG SAMLOÐUN EFNA

Hugmyndir manna um efnisagnir og efnatengi hafa sffellt verið og eru enn að breytast. Myndin hér til hliðar er úr bókinni *Principes de Physique* (Grundvallaratriði eðlisfræðinnar) eftir Nikulás Hartsoeker en sú bók kom út árið 1696. Þarna er sett fram sú hugmynd að torbrædd efni séu gerð úr teningslaga ögnum (efst til vinstri) en auðbrædd efni úr ögnum með gleiðum hornum (efst til hægri). Á miðri mynd birtist sú hugmynd að kvikasílfur (úr hringlaga ögnum) mýki gull með því að þrengja sér inn á milli oddhvassra agna þess. Neðst til vinstri er reynt að skýra hvernig járn mýkist við upphitun og er þá gert ráð fyrir því að „tenurnar“ (tengin) sem grípa saman í köldu járn opnast við upphitunina. Neðst til hægri er loks líkan af tærandi efni þar sem hver efnisögn er samsétt úr tveimur hlutum. Annar myndar kúlu, hinn oddhvassa „tengiarna“.



**H**vernig haldast efni saman? Hvers vegna er demantur harður, bómull mjúk, matarsalt stökkt? Hvers vegna bráðna sum efni við lágan hita, önnur við háan hita? Hvers vegna er vatn vökvi við stofuhita en súrefni lofttegund við sömu aðstæður?

Ef maður límur saman tvo hluti geta þeir loðað vel eða illa saman eftir líminguna. Það fer m.a. eftir því *hvers konar hluti* verið er að líma saman (tré, plast, málma o.s.frv.) svo og *styrkleika* eða gæðum límsins.

Svipað á við um þær agnir sem efnin eru gerð úr. Hvort þær loða vel eða illa saman er háð því *hvers konar agnir* er um að ræða (atóm, jónir eða sameindir) og *kröftunum* („líminu“) á milli þeirra. Berðu saman ís og járn. Ís bráðnar þegar maður leggur hann í lófann. Járníð þarf hins vegar að hita upp í meira en 1000°C til þess að það bráðni. Greinilegt er að efnisagnir járnsins (járnatómin) loða betur saman en efnisagnir vatns (vatnssameindirnar).

Ef við ætlum að skilja hvers vegna efni hafa mismunandi eiginleika, eins og t.d. mismunandi bræðslu- eða suðumark, verðum við að kanna byggingu þeirra og kraftana sem verka á milli agnanna sem efni eru gerð úr. Við köllum þessa krafta *efnatengi* og hér á eftir verður gerð tilraun til að útskýra nánar hvað þeir eru.

## GERÐIR EFNATENGJA

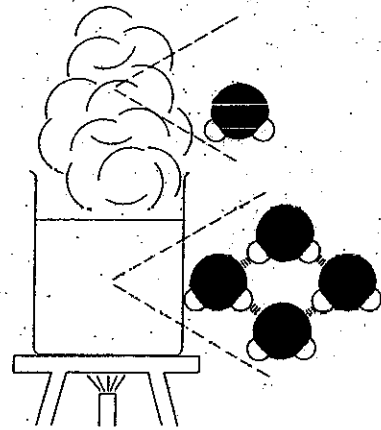
Efnatengjum er oft skipt í tvo meginflokkka:

- \* Sterk efnatengi
- \* Veik efnatengi

Meðal þeirra atriða sem skilja milli þessara tveggja meginflokka efnatengja er „staðsetning“ þeirra. Kannski verður þetta ljóst ef við tökum vatn sem dæmi:

Vatn, hvort sem það er fast, fljótandi eða gaskennt, er gert úr vatnssameindum. Í ís eru vatnssameindirnar í föstum skorðum en þegar ísinn bráðnar losnar um sameindirnar og þær renna hver fram hjá annarri. Ef vatnið er hitað fara sameindirnar á enn meiri hreyfingu og þegar vatn gufar upp sleppa vatnssameindirnar fram af sér beislinu og þjóta hver í sína áttina á fleygiferð (mynd 13.1). Ástandsþreytingar vatns hafa engin áhrif á byggingu vatnssameindanna. „Límið“ sem heldur súrefnisatóminu og vetnisatómunum saman í hverri vatnssameind er sterkt, gefur sig ekki jafnvel þó að vatnið bullsjóði (mynd 13.1).

Sterka límið sem náttúran notar til að festa saman atómin í vatnssameind er dæmi um sterkt efnatengi. Á hinn bóginn hlýtur að vera fremur veikt lími milli vatnssameindanna vegna þess að það gefur sig að hluta til þegar maður leggur ís í lófa sér og alveg ef maður hitar vatnið upp í 100°C. Veika límið sem hér er talað um er dæmi um veikt efnatengi.



Mynd 13.1. Þegar vatn gufar upp rofna veik tengi milli vatnssameindanna. Hver vatnssameind hefst hins vegar óbreytt.

Í stuttu máli: Milli atómanna í hverri vatnssameind eru sterk efnatengi en milli vatnssameindanna í föstu og fljótandi vatni eru veik efnatengi.

## EÐLI EFNATENGJA

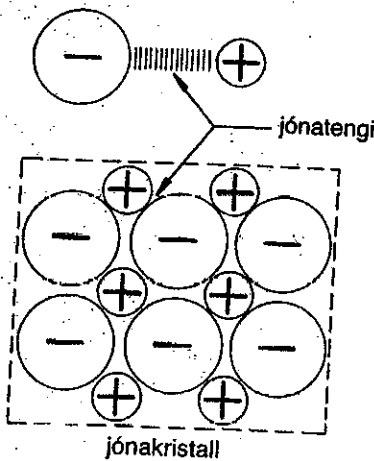
Efnatengi eru rafkraftar milli efnisagna (atóma, jóna eða sameinda) sem stafa af *andstæðum hleðslum*, þ.e. plús- og mínus-hleðslum. Þessar hleðslur eru missterkar. Sterkar hleðslur valda sterkum efnatengjum en veikar hleðslur veikum efnatengjum.

## HEILAR HLEÐSLUR OG HLUTAHLEÐSLUR

Hleðsla sem samsvarar hleðslu einnar rafeindar ( $1-$ ) eða einnar róteindar ( $1+$ ) er hér kölluð sterk hleðsla eða *heil hleðsla*. Hleðsla jónar, hvort sem hún er  $1+$ ,  $2+$  eða  $3+$  (eða tilsvareandi mínushleðslur) flokkast undir heila hleðslu. Hleðsla sem er minni en hleðsla róteindar eða rafeindar kallast *hlutahleðsla* og er skrifuð  $\delta+$  (lesið: „delta plús“) eða  $\delta-$  (lesið „delta mínus“). Hlutahleðsla getur t.d. verið  $\frac{1}{2}+$ ,  $\frac{1}{3}-$  eða önnur brot minni en heil hleðsla.

Í samræmi við það sem áður hefur komið fram getum við nú greint enn skýrar milli sterkra og veikra efnatengja:

- ◇ Sterk efnatengi eru rafkraftar sem myndast þegar heilar plús- eða mínushleðslur tengja efnisagnir saman.
- ◇ Veik efnatengi eru rafkraftar sem myndast þegar hlutahleðslur tengja efnisagnir saman.



Mynd 13.2. Jónatengi eru til staðar í efnum sem gerð eru úr jónum. Í föstu ástandi mynda slík efni jónakristal.

## A. STERK EFNATENGI

Sterk efnatengi eru af þrem megingerðum:

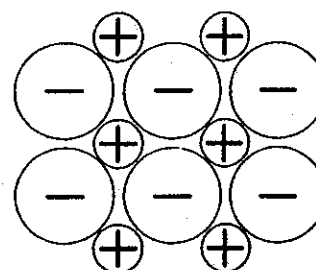
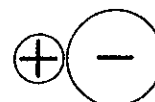
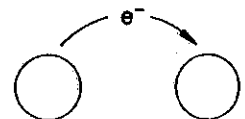
- \* jónatengi
- \* samgild tengi
- \* málmtengi

Jónatengi eru fyrir hendi í jónefnum, samgild tengi í sameindaefnum og málmtengi í málum.

Skilin milli þessara tengjagerða eru ekki alltaf ljós og oft eru þær að verki samtímis í einu og sama efninu.

Jónefni eru samsett úr plús- og mínusjónum. Rafkrafturinn milli plús- og mínusjónanna í jónakristal (jónefni) kallast jónatengi (mynd 13.2).

Jónefni verða til við flutning rafeinda milli atóma. Ef rafeind hoppar frá einu atómi til annars verður fyrra atómið plúshlaðið en það síðara mínushlaðið. Vegna hinna andstæðu hleðslna dragast jónirnar hver að annarri og raðast smám saman upp á reglu-bundinn hátt, þ.e. mynda jónakristal (mynd 13.3).



Mynd 13.3. Jónefni verða til við flutning rafeinda frá einni atómgerð til annarrar. Eftir flutninginn verða atómin plús- og mínushlaðin (jónir) og dragast hvert að öðru.

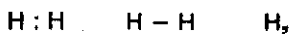
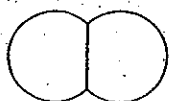
SAMGILD TENGI

Rafkrafturinn sem heldur atómum saman í sameindum kallast samgilt tengi. Vetrissameind verður til á þann hátt að tvö vetnisatóm tengjast saman. Við tenginguna verða rafeindirnar tvær (ein frá hvoru atómi) sameign vetrissameindarinnar. Hvor rafeindin um sig þýtur um allt rúm sameindarinnar og kringum báða kjarnana (mynd 13.4). Mestan hluta tímans eru rafeindirnar tvær þó á svæðinu milli kjarnanna tveggja. Milli neikvæðu hleðslunnar sem myndast á þessu svæði og (plúshlöðnu) kjarnanna myndast rafkraftur sem heldur vetrissameindinni saman.

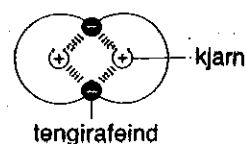
Til einföldunar getum við litið svo á að rafeindirnar tvær séu á milli kjarnanna (atómanna) og að þær haldi vetnisatómunum saman. Við köllum þær tengirafeindir.

Með þessa einföldun að leiðarljósi má tákna samgilt tengi með punktum eða strikum milli atómtákna. Hver punktur merkir þá eina tengirafeind og hvert strik tvær tengirafeindir.

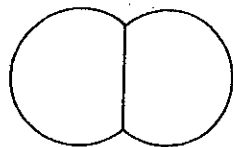
Í samræmi við undanfarandi umfjöllun má lýsa vetrissameind á ýmsa vegu (mynd 13.5):



Mynd 13.5. Ýmis tákna vetrissameindar.



Mynd 13.4. Samgild tengi verða til þegar atóm deila með sér rafeindum.



Mynd 13.6. Flúorsameind má tákna með ýmsu nóti, með kúlulíkani (a), punktaformúlu (b), byggingarformúlu (c) eða sameindarformúlu (d).

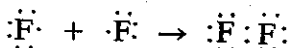
## SAMGILD TENGI OG ÁTTUHVOLF

Flúoratóm hefur sjö gildisrafeindir:



Atómið vantar því aðeins eina rafeind til að ná stöðugu áttuhvolfi.

Flúorgas er gert úr flúorsameindum,  $\text{F}_2$  (mynd 13.6). Hver flúorsameind er samsett úr tveimur flúoratómum og þau eru (eins og atóm annarra sameinda) tengd saman með samgildu tengi. En hvernig? Vitaskuld sækjast bæði flúoratómin eftir áttuhvolfi. Eina leiðin til að uppfylla þessa „ósk“ er að hvort atómið um sig veiti hinu afnot af einni rafeind:



Eftir samrunann eru tengirafeindirnar sameign atómanna tveggja, þjóta um alla sameindina en eru þó líkt og tengirafeindir vetnissameindarinnar) mest á svæðinu mitt á milli atómanna og tengja þau saman með hleðslum sínum.

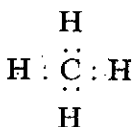
## EINTENGI, TVÍTENGI OG ÞRÍTENGI

Tvö atóm geta tengst með tveim, fjórum eða sex tengirafeindum. Er þá talað um eintengi (eitt par), tvítengi (tvö pör) og þrítengi (þrjú pör). Tengjunum má lýsa með punktum eða strikum. Atóm súrefnissameindar eru tengd saman með tvítengi:

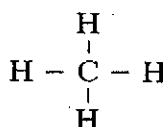


## PUNKTAFORMÚLUR OG BYGGINGARFORMÚLUR

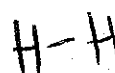
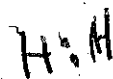
Efnatákn sem sýnir allar gildisrafeindir kallast punktaformúla. Ef strik eru notuð til að tákna tengirafeindir kallast táknið byggingarformúla. Metansameind má t.d. lýsa þannig:



punktaformúla



byggingarformúla



13-1. Klóratóm hefur 7 gildisrafeindir.

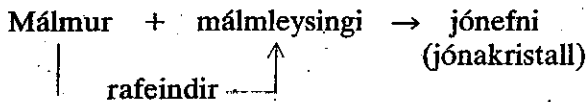
- a) Sýndu punktaformúlu klóratóms.
- b) Sýndu punktaformúlu klórsameindar.
- c) Sýndu byggingarformúlu klórsameindar.

### JÓNEFNI MYNDAST ÚR MÁLMI OG MÁLMLEYSINGJA

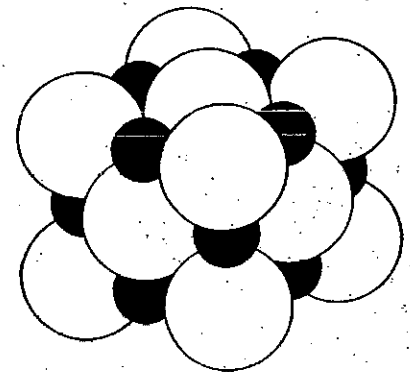
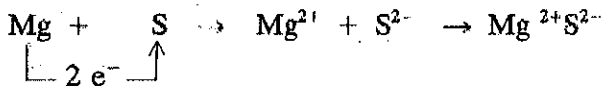
Efnasambönd eru annaðhvort sameindaefni eða jónefni. Vatn ( $H_2O$ ) er dæmi um sameindaefni og matarsalt ( $NaCl$ ) er dæmi um jónefni.

Ef þú skoðar formúlu matarsalts sérðu að annað frumefnið ( $Na$ ) er málmur en hitt ( $Cl$ ) málmleysingi. Þetta vekur þá spurningu hvort málmur sé alltaf svona háttað. Myndast alltaf jónefni þegar málmur og málmleysingi tengjast (hvarfast)? Með fáeinum undantekningum er svarið „já“.

Eins og þú væntanlega manst hafa málmur yfirleitt fáar gildisrafeindir en málmleysingjar á hinn bóginn margar. Þess vegna hafa málmur tilhneigingu til að gefa frá sér rafeindir en málmleysingjar hneigjast frekar til að bæta við sig rafeindum. Ef málmur og málmleysingi hvarfast er því mjög líklegt að rafeindir fari frá málmnum yfir á málmleysingjann. Þá myndast jónefni:



*Dæmi:* Þegar magníum ( $Mg$ ) hvarfast við brennistein ( $S$ ) gerist það í grundvallaratriðum þannig að tvær gildisrafeindir færast frá hverju magníumatómi yfir á hvert brennisteinsatóm. Við raf-eindaflutninginn breytast magníumatómin í plúsjónir og brennisteinsatómin í mínusjónir. Jónirnar dragast síðan hver að annarri og raðast í skipulegt munstur, jónakristal (mynd 13.7):



Mynd 13.7. Magníumsúlfíðkristall,  $MgS(s)$ . Svörtu kúlurnar eiga að tákna magníumjónir ( $Mg^{2+}$ ) en þær hvítu súlfíðjónir ( $S^{2-}$ ) jónir.

## SAMEINDAEFNI MYNDAST ÚR MÁLMLEYSINGJUM

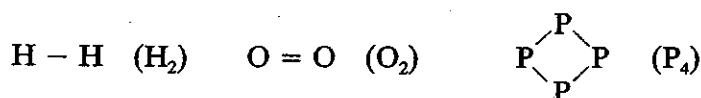
Vatn ( $\text{H}_2\text{O}$ ), koldíoxíð ( $\text{CO}_2$ ) og súrefni ( $\text{O}_2$ ) eru sameindaefni. Ef þú skoðar frumefnin sem þessi efni eru gerð úr sérðu væntanlega að hér er eingöngu um málmleysingja að ræða.

Atóm málmleysingja hafa margar gildisrafeindir. Ef tvö málmleysingjaatóm tengjast saman „verða“ þau að deila með sér rafeindum til að öðlast stöðuga rafeindaskipan (t.d. áttuhvolf).

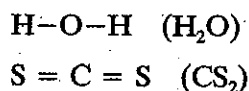
◊ Að „deila með sér rafeindum“ merkir að mynda samgilt tengi og samgilt tengi getur ekki leitt til annars en myndunar sameindar.

Sameindaefni eru af tveim megingerðum:

a) Annars vegar höfum við sameindaefni þar sem sameindirnar eru tvö eða fleiri atóm af *sama frumefni*, t.d.:



b) Hins vegar er um að ræða sameindaefni þar sem sameindirnar eru atóm mismunandi málmleysingja, t.d.:



Athugaðu vel að tákni eins og  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  og  $\text{CO}_2$  geta merkt bæði einstakar sameindir og efnin sem slík. Til dæmis má nota táknið  $\text{H}_2$  bæði fyrir eina vetnissameind og efnið sem slíkt, frumefnið vetni.

## VERKEFNI

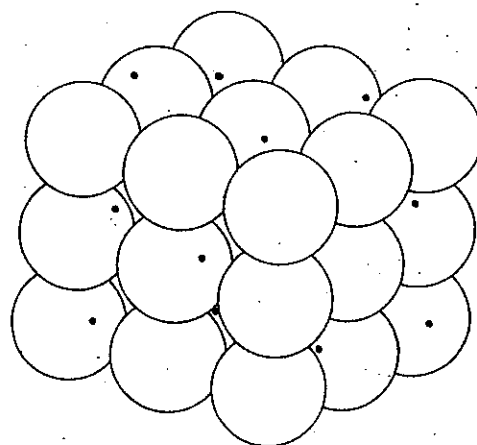
---

13-2. Kolefni hefur fjórar gildisrafeindir og súrefni sex. Ritaðu punktaformúlu og byggingarformúlur  $\text{CO}_2$ .

---

Málmur er kristall. Það merkir að atóm málsins skipa sér í reglubundið munstur (mynd 13.8). Gildisrafeindir málna losna tiltölulega auðveldlega frá málmatómunum vegna þess að með því móti fá málmatómin stöðuga rafeindaskipan (fullskipuð hvolf). Af þessum sökum eru alltaf *lausar rafeindir* í málmum, rafeindir sem geta borist um málmkristalinn. Þetta skýrir rafeiðni málna því það eru einmitt þessar lausu rafeindir sem bera rafstraum.

Lausu rafeindirnar dreifast um allan málminn og mynda í sameiningu rafeindaský sem að sjálfsögðu er mínushlaðið þar sem það er gert úr mínushlöðnum ögnum. Á hinn bóginn hljóta atómin sem lausu rafeindirnar komu frá að vera plúshlaðin. *Rafkrafturinn sem myndast milli lausu rafeindanna og plúshlöðnu atómanna heldur málminum saman. Þessi rafkraftur kallast málmtengi.* Sumir málmur eru harðir, aðrir mjúkir. Sumir málmur bráðna við lágan hita, aðrir ekki fyrr en við nokkur þúsund gráður. Þessar staðreyndir endurspeglar mismunandi styrk málmtennga.



Mynd 13.8. Málmkristall. Gildisrafeindir málna losna auðveldlega frá málmatómunum og mynda í sameiningu „rafeindaský“ sem bindur kristalinn saman. Styrkur málmtenngis er m.a. háður því hve margar rafeindir losna, þ.e. hve þétt rafeindaskýið er. Atóm alkálmáls (t.d. Na) hefur aðeins eina gildisrafeind enda eru alkálmálmur mjúkir og auðbræddir. Í volframi (W) sem hefur hásta bræðslumark allra málna (3683 °C) leggur hvert atóm til 6 rafeindir í rafeindaskýið.

VERKEFNI

13-3. Rafkrafturinn sem heldur atómum saman í sameindum kallast (ATSMILGNIGET) \_\_\_\_\_ Vetrnisgas er gert úr (STINEVENISMADUM) \_\_\_\_\_ Matarsalt er gert úr (MÓNJU) \_\_\_\_\_ Sameindaefni eru gerð úr (MMMLLYESÁJNG-UI) \_\_\_\_\_ Gildisrafeindir málns mynda (AAFRDNISÝKE) \_\_\_\_\_ sem dregur að sér plúsjónir málsins. Þannig verður til (LÁTINGEMM) \_\_\_\_\_

13-4. Reyndu að skera úr um hvort atómin hér fyrir neðan mynda samgild tengi eða jónatengi. Ritaðu punktaformúlur þeirra sameinda sem verða til þegar atómin tengjast með samgildum tengjum.

- a) O + O, b) K + Cl, c) C + O, d) H + F, e) I + I, f) S + O + O, g) Na + Na + S, h) Ca + Br + Br.

13-5. Fylltu í eyðurnar í eftirfarandi töflu:

Heiti frumefnis	Tákn	Flokkur (nr.)	Málmur eða málmleys.	Fjöldi gildisrafeinda
beryllíum	Be			
	Br			
flúor				
	P			
krypton				
	K			
ál				

13-6. Frumefni er í 2. flokki í lotukerfinu og hýsir rafeindir á 5 aðalhvolfum. Hvert er frumefnið? (Tákn og heiti.)



7. a) Hve margar gildisrafeindir hefur kalsíumatóm?  
 b) Hve margar rafeindir gefur kalsíumatóm frá sér þegar það breytist í jón?  
 c) Ritaðu tákn kalsíumatóms og kalsíumjónar.  
 d) Hve margar gildisrafeindir hefur súrefnisatóm?  
 e) Ritaðu tákn súrefnisatóms og oxíðjónar.  
 f) Ljúktu við eftirfarandi efnajöfnu og sýndu rafeindaflutning:  

$$\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$$
8. Ritaðu jónir eftirfarandi frumefna: Li, I, Al, S, Mg, Ba, F.
9. Eftirfarandi spurningar eiga allar við bróm ( $\text{Br}_2$ ).  
 a) Hvaða flokki tilheyrir bróm (nr. og heiti flokks)?  
 b) Sýndu rafeindaskipan brómatóms.  
 c) Hvað hefur brómatóm margar gildisrafeindir?  
 d) Ritaðu punktaformúlu brómatóms.  
 e) Ritaðu punktaformúlu brómíðjónar.  
 f) Ritaðu punktaformúlu brómsameindar.  
 g) Er bróm fast, fljótandi eða gaskennt við stofuhita?  
 h) Úr hvers konar efnisögnum er venjulegt bróm? Getur þú rökstutt svarið?  
 i) Ritaðu sameindaformúlu og byggingarformúlu brómsameindar.  
 j) Hvers konar tengi heldur brómatómum saman í brómsameind?  
 k) Ritaðu efnajöfnu sem sýnir hvernig natríum (Na) hvarfast við bróm ( $\text{Br}_2$ ).
- 3-10. Flokkaðu eftirfarandi efni í jónefni, sameindaefni og málma: a) KBr, b) HBr, c)  $\text{CaCl}_2$ , d) Fe, e)  $\text{SO}_3$ .
- 3-11. Ritaðu punktaformúlur: a) I, b)  $\text{I}_2$ , c)  $\text{PH}_3$ .
- 3-12. Þrjú eftirtalinna frumefnapara mynda sameindaefni þegar þau hvarfast. Hvaða þör eru þetta?  
 (K,S) ; (Cl,O) ; (Mg,Be) ; (S,O) ; (Ne,Cl) ; (C,H) ; (Li,F).
- ✓ 13-13. Í eftirtöldum sameindum eru atómin tengd saman með eintengjum, tvítengjum eða þrítengjum. Úrskurdaðu um hvert tilvik og ritaðu bæði punktaformúlur og byggingarformúlur sameindanna.  
 a)  $\text{Br}_2$ , b) HBr, c)  $\text{S}_2$ , d)  $\text{CN}^-$ .
- 13-14. Vetrissúlfíðsameind ( $\text{H}_2\text{S}$ ) hefur svipaða lögun og vatnssameindin.  
 a) Ritaðu punktaformúlu og byggingarformúlu  $\text{H}_2\text{S}$ .  
 b) Hvað eru margar tengirafeindir í  $\text{H}_2\text{S}$  sameindinni?  
 c) Hvað eru mörg samgild tengi í  $\text{H}_2\text{S}$ ?
- 13-15. Kolefnisatóm er örlítið stærra en súrefnisatóm. Rissaðu upp mynd af kúlulíkani koldíoxíðsameindar.
- ✓ 13-16. Tvö eftirfarandi frumefnapara mynda jónefni þegar þau hvarfast saman. Hvaða þör eru það?  
 (Na,O) ; (O,F) ; (P,H) ; (S,O) ; (Ca,Cl)
- 13-17. Tengdu saman raðir A og B (með því að skrifa t.d.  $\text{Mg}^{2+}$  er ...):  
 A.  $\text{Mg}^{2+}$ , Na,  $\text{N}_2$ , MgO, Ne, Cu  
 B. Sameind, eðalgastegund, jónefni, alkalmálmur, hliðarmálmur, jón.

## B. VEIK EFNATENGI

Í upphafi þessa kafla var sagt að veik efnatengi væru veikir rafkraftar sem einkum gerðu vart við sig milli sameinda í föstum efnum og vökvum og stöfuðu af hlutahleðslum ( $\delta+$  og  $\delta-$ ) á sameindunum. Minnst var á vatn í þessu sambandi. Athugum vatn svolítið betur.

## VATN

Sterk tengi (samgild tengi) halda atómum vatnssameindar saman. Milli vatnssameinda eru hins vegar veik tengi sem m.a. valda því að vatn rennur í samfelldri bunu niður í vaskinn þegar við skrúfum frá krananum og eiga sinn þátt í að mynda skautasvell á tjörnum þegar vatn kólnar niður fyrir  $0^\circ\text{C}$ . Ef þú rafmagnar greiðu með því að kempa hár þitt hratt nokkrum sinnum og berð hana síðan að vatnsbunu úr krana sveigir bunan í áttina að kjarnanum (mynd 13.9). Þetta sýnir að vatnssameindirnar bera einhverjar rafhleðslur sem svara áhrifum greiðunnar. Mælingar hafa staðfest að vatnssameindir eru skautaðar. Þetta merkir að plús- og mínushleðslur í vatnssameindinni dreifast ekki jafnt yfir sameindina. Annar helmingur vatnssameindar er plúshlaðinn, hinn mínushlaðinn. Hér er ekki um heilar hleðslur að ræða heldur hlutahleðslurnar sem minnst var á í byrjun þessa kafla.

Hver vatnssameind ber sem sagt neikvæða og jákvæða hlutahleðslu,  $\delta+$  og  $\delta-$ , sem valda samdrætti milli vatnssameinda og tryggja það að vatnið loði saman (mynd 13.10).

Það er til marks um mikilvægi hlutahleðslanna á vatnssameindunum að ef þær væru ekki fyrir hendi myndi suðumark vatns vera nálægt  $-100^\circ\text{C}$ . Þá væri varla um líf að ræða eða hvað?

En hvað veldur hlutahleðslum?

## RAFDRÆGNI

Í sumum sameindum dreifa tengirafeindir sér nokkurn veginn jafnt á atómin sem þær tengja saman. Þetta á t.d. við um vetnisameindir:

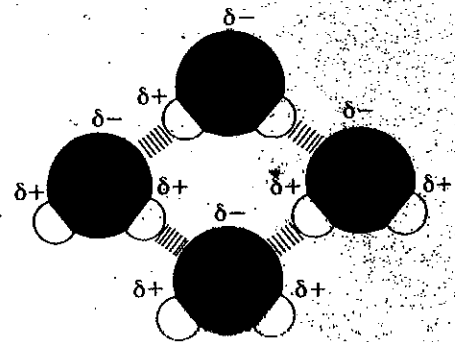
H : H

Þegar svona háttar til er sagt að samgilda tengið sé óskautað.

Í öðrum tilvikum dragast tengirafeindirnar meir að öðru hvoru atóminu. Í vetnisklórisameindinni eru tengirafeindirnar meira hjá klóratóminu en vetnisatóminu:



Mynd 13.9. Þegar rafmagnuð greiða er látin nálgaast vatnsbunu sveigir bunan í áttina að greiðunni.

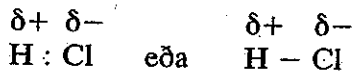


Mynd 13.10. Hlutahleðslur ( $\delta+$  og  $\delta-$ ) á vatnssameindum valda samdrætti á milli þeirra svo fremi að þær séu nálægt hver annari (eins og í ís og fljótandi vatni).

H : Cl

Þar sem rafeind er mínushlaðin hlýtur lengri dvalartími tengi-  
rafeindanna við klóratómið að gera það neikvætt hlaðið. Á hinn  
bóginn hefur skemmri viðdvöl rafeindanna hjá H-atóminu þau  
áhrif að plúshleðslan í kjarna þess nær yfirhöndinni. Í heild hefur  
þetta þau áhrif að *hlutahleðslur* koma fram á sameindinni.  
*Hleðsluröskun af þessu tagi kallast skautun og sagt er að samgilda  
tengið sé skautað.*

Skautun samgildra tengja er venjulega ekki gefin til kynna með  
því að teikna rafeindirnar nær öðru atóminu heldur með því að  
nota hlutahleðslutáknin  $\delta+$  og  $\delta-$ :



Í ljós hefur komið að sum atóm draga frekar að sér rafeindir en  
önnur. Þessi atóm eru sögð hafa meiri *rafdrægni* en önnur atóm.  
Eins og fram kemur af töflu 13.1 hefur frumefnum verið „úthlut-  
að“ *rafdrægnigildum* í samræmi við mismikla hæfni þeirra til að  
draga til sín rafeindir.

Tafla 13.1. Rafdrægni frumefnanna. Taktu eftir því  
að í meginráttum eykst rafdrægnin þegar farið er  
frá vinstri til hægri í lotukerfinu. Einnig má sjá að  
rafdrægnin vex þegar ofar kemur í hverjum flokki.

1 H 2.1																	2 He
3 Li 1.0	4 Be 1.5											5 B 1.9	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne
11 Na 0.9	12 Mg 1.2											13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar
19 K 0.8	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	22 Ti 1.5	23 V 1.6	24 Cr 1.6	25 Mn 1.5	26 Fe 1.8	27 Co 1.8	28 Ni 1.8	29 Cu 1.9	30 Zn 1.5	31 Ga 1.6	32 Ge 1.8	33 As 2.0	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr
37 Rb 0.8	38 Sr 1.0	39 Y 1.2	40 Zr 1.4	41 Nb 1.6	42 Mo 1.8	43 Tc 1.9	44 Ru 2.2	45 Rh 2.2	46 Pd 2.2	47 Ag 1.7	48 Cd 1.4	49 In 1.7	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe
55 Cs 0.7	56 Ba 0.9	57-71 1.1-1.2	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.8	84 Po 2.0	85 At 2.2	86 Rn
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	89 Ac 1.1	90 Th 1.3	91 Pa 1.5	92 U 1.7	93-103 Np-Lr 1.3											

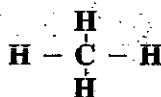
Greinilegt er að málmleysingar hafa talsvert hærri rafdrægni en málmar. Þetta er vitaskuld í góðu samræmi við það sem áður hefur komið fram, að málmleysingar hafa tilhneigingu til að taka til sín rafeindir en málmar gagnstæða áráttu.

Rafdrægnigildin í töflu 13.1 má nota til að spá í hvers konar tengi eru milli atóma. Því meiri sem þessi munur er þeim mun meiri er skautunin, þ.e. stærri hlutahleðslur. Vaxandi skautun samgilds tengis jafngildir því að tengirafeindirnar fjarlægjast annað atómið æ meira en nálgast hitt að sama skapi. Jónatengi er skilgreint sem efnatengi þar sem rafeindirnar hafa alfarið yfirgefið eitt atóm og færst yfir á annað. Þá er ekki lengur um hlutahleðslur ( $\delta+$  og  $\delta-$ ) að ræða heldur heilar hleðslur jóna (+ og -). Af þessu má væntanlega sjá að í raun er ekki eðlismunur á jónatengi og (skautuðu) samgildu tengi heldur stigsmunur enda er oft talað um „blönduð tengi“ í þessu samhengi. Engu að síður hefur reynst gagnlegt að greina á milli óskautaðra og skautaðra samgildra tengja annars vegar og jónatengja hins vegar og nota mismun á rafdrægnigildum frumefnanna sem vísbendingu. Í þessari bók verður stuðst við eftirfarandi viðmiðunarreglur (tafla 13.2):

Tafla 13.2. Viðmiðunarreglur við mat á tegundum tengja.

Mismunur á rafdrægni	Gerð tengis	Hleðslur
0 - 0,4	Óskautað samgilt tengi	Óverulegar
0,5 - 1,6	Skautað samgilt tengi	Vaxandi $\delta+/\delta-$
$\geq 1,7$	Jónatengi	Heilar (+/-)

Dæmi 1: Metan ( $\text{CH}_4$ )

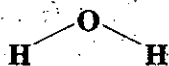


Rafdrægnigildi: C 2,5 H 2,1

$$\text{Mismunur} = 2,5 - 2,1 = 0,4$$

∅ óskautað samgilt tengi ∅ óverulegar hlutahleðslur.

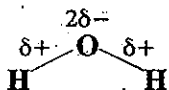
Dæmi 2: Vatn ( $\text{H}_2\text{O}$ )



Rafdrægnigildi: O 3,5 H 2,1

$$\text{Mismunur} = 3,5 - 2,1 = 1,4$$

∅ talsverð skautun ∅ sterkar hlutahleðslur:



Dæmi 3: Matarsalt (NaCl)

Na	Cl
Rafdrægni: 0,9	3,0
Mismunur = 3,0 - 0,9 = 2,1	
Þ jónatengi þ heilar hleðslur: Na <sup>+</sup> Cl <sup>-</sup>	

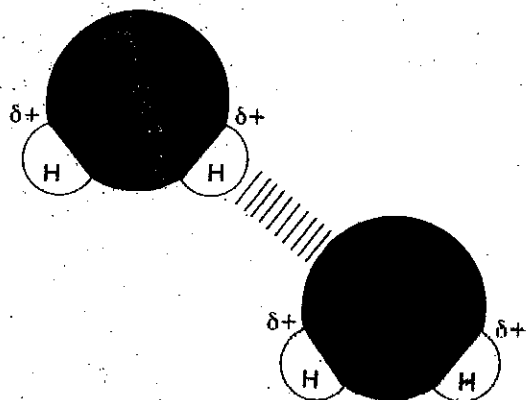
Þ Leggja verður áherslu á það að hér er um viðmiðun að ræða. Búast má við tilvikum þar sem gildin 0,5 og 1,6 standast ekki sem mörk milli tengjagerða, þótt reynt verði að varast slíkar „gildirur“ í þessari bók.

## VERKEFNI

13-8. Raðaðu eftirfarandi atómpörum eftir vaxandi skautun tengja: (F,O) ; (N,Cl) ; (C,H) ; (O,N) ; (Cl,H) ; (As,H)  
Hvaða þör mynda skautuð samgild tengi?

## GERÐIR VEIKRA TENGJA

Veik tengi koma helst við sögu milli sameinda í föstum efnum og vökvum. Ennfremur eru þessi tengi til staðar milli atóma eðalgastegunda þegar þær eru í fljótandi eða í föstu ástandi. Þó að þessi tengi flokkist sem „veik“ eru þau engu að síður missterk. Hér á eftir verður annars vegar fjallað um sterkasta afbrigði veikra tengja, svonefnd vetnistengi, og hins vegar þau veikustu, sem kölluð eru van der Waals kraftar.



Mynd 13.11. Vatnssameind er samsett úr súrefnisatómi og vetnisatómum. Súrefni hefur háa rafdrægni. Þess vegna geta myndast vetnistengi milli vatnssameinda svo fremi að þær séu nálægt hver annarri, eins og í ís og fljótandi vatni.

## VETNISTENGI

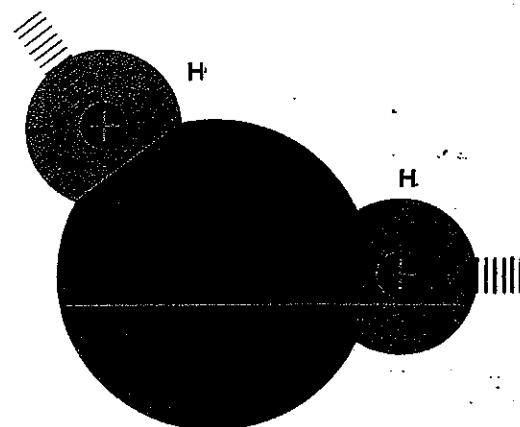
Reynslan sýnir að sameindir þar sem vetnisatóm (H) tengjast mjög rafdrægum atómum (einkum F, O, N og Cl) dragast óvenju fast hver að annarri. Efni sem gerð eru úr slíkum sameindum hafa því mun hærri bræðslu- og suðumörk en sambærileg efni. Samdrátturinn milli slíkra sameinda kallast *vetnistengi* (mynd 13.11). Tvær ástæður virðast vera fyrir því að vetnistengi eru svona sterk:

\* Mikill munur á rafneikvæðni vetnis (H) og hinna atómanna (F, O, N og Cl).

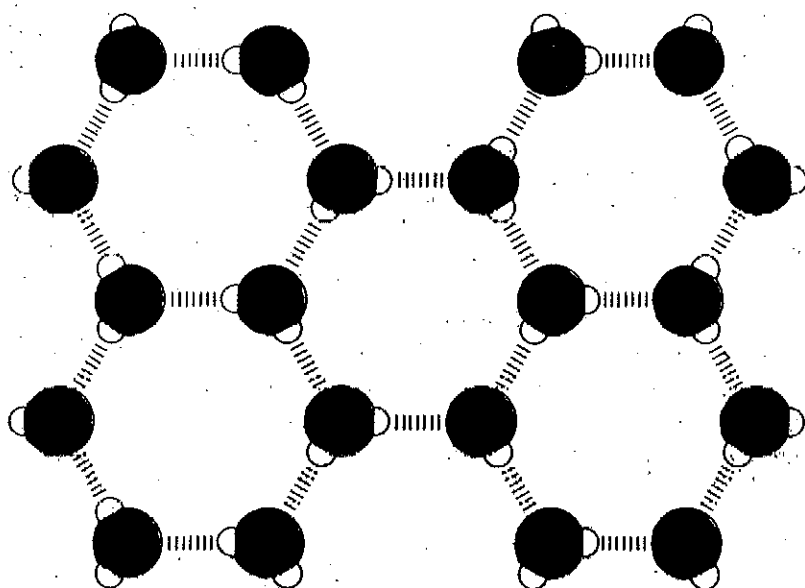
\* Sérstaða vetnisatómsins: Kringum kjarna vetnisatómsins eru aðeins tvær rafeindir. Ef vetnisatóm tengist mjög rafdrægu atómi dragast þessar rafeindir frá kjarnanum og plúshleðsla hans „brýst fram“ líkt og geislar sólar sem brjótast gegnum skýjabykkni (mynd 13.12). Hluthleðsla vetnis er m.ö.o. sterkari en annarra atóma vegna þess að vetnisatómið hefur aðeins tvær rafeindir til að „skýla“ kjarnanum. Hjá öðrum atómum eru fleiri hvolf og þó að gildisrafeindirnar fjarlægist eru enn eftir rafeindir á innri hvolfum sem draga úr („skyggja á“) hleðslu kjarnans út á við.

◇ Samdráttur sem verður milli H-atóms á einni sameind og mjög rafdrægs atóms (F, Cl, O eða N) á annarri sameind kallast vetnistengi.

Vetnistengi hafa m.a. þau áhrif að vatn þenst út þegar það frýs. Vetnistengi eru sannarlega fyrir hendi í fljótandi vatni. Hins vegar eru þau þrátt fyrir allt fremur veik (miðað við samgild tengi) og sífelld hreyfing vatnssameindanna brýtur þau stöðugt upp. Um leið og fljótandi vatn verður að ís dregur mjög úr hreyfingu vatnssameindanna og vetnistengin „fá frið“ til að stýra uppröðun vatnssameindanna um leið og vatnið frýs. Niðurstaðan verður sú að vatnssameindirnar mynda *opinn kristal* sem er ekki eins þéttur og fljótandi vatn og því eðlisléttari (mynd 13.13). Vetnistengin halda vatnssameindunum í „hæfilegri fjarlægð“ hverri frá annarri. Þó að kraftur hvers vetnistengis sé ekki ýkja mikill geta þau með „hópeflinu“ (samtakamættinum) áorkað miklu. T.d. springur lokaður stálhólkur ef vatn er látið frjósa í honum.

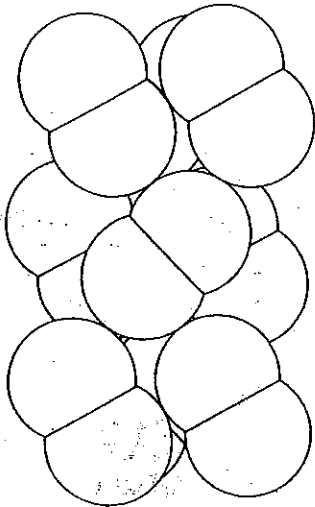


Mynd 13.12. Ef vetnisatóm (H) tengist mjög rafdrægu atómi dragast rafeindir vetnisatómsins frá vetniskjarnanum og plúshleðsla hans „brýst fram“ af fullum krafti.



Mynd 13.13. Þegar vatn frýs beina vetnistengi vatnssameindunum í ákveðnar stefnur. Þá myndast kristall með sexhyrndri uppröðun vatnssameinda. Þessi sexhyrnda bygging endurspeglar greinilega í snjókristöllum.

## VERKEFNI



Mynd 13.14. Kristall tvíatóma sameinda (t.d.  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $N_2$ ). Van der Waals kraftar milli sameinda tryggja samloðun kristalsins.

- 13-19. Í þrem af eftirtöldum efnum eru vetnistengi milli sameinda. Hvaða efni eru þetta?  
a)  $H_2$  b)  $H_2O$  c)  $N_2$  d)  $H_2S$  e)  $NH_3$  g)  $HF$

## VAN DER WAALS KRAFTAR

Súrefni er dæmi um efni sem hefur afar lágt bræðslumark ( $-218^\circ C$ ) og suðumark ( $-183^\circ C$ ).

Súrefni er gert úr súrefnissameindum ( $O_2$ ). Í föstu ástandi mynda súrefnissameindirnar kristal (mynd 13.14). Milli sameinda í kristalnum virka afar veikir rafkraftar sem kallast *van der Waals kraftar*. Van der Waals kraftar eru tilkomnir vegna *tímabundinna hlutahleðslna*. Á vissu augnabliki geta rafeindir í sameind dreifst ójafnt, t.d. á þann hátt að „of margar“ rafeindir eru í öðrum helmingi hennar. Á þessu augnabliki hefur sameindin gagustæðar hlutahleðslur í hvorum enda (mynd 13.15). Sameind með slíkum tímabundnum hlutahleðslum getur haft áhrif á hleðsludreifingu nágrannasameindar þannig að hún fær einnig hlutahleðslur. Gagnstæðar hlutahleðslur á sameindunum tveimur draga þær síðan hvora að annarri.

Um leið og dreifing rafeindanna verður aftur jöfn hverfa hlutahleðslurnar og samdrátturinn þá auðvitað líka. Þessi hverfuli samdráttur skýrir hvers vegna van der Waals kraftar eru svo veikir.

Van der Waals kraftar eru í öllum efnum, svo fremi að um fljótandi eða fast ástand sé að ræða. (Í gasi eru agnir svo langt hver frá annarri að samdráttarkrafta gætir ekki að ráði.) Hins vegar eru þau svo veik í samanburði við önnur tengi að þau hafa yfirleitt lítið að segja nema í þeim efnum þar sem þau eru nánast einráð. Slík efni eru sameindaefni þar sem samgildu tengin eru óskautuð og hlutahleðslur því óverulegar (sbr. töflu 13.2). Sameindir slíkra efna tolla vitaskuld heldur illa saman enda eru van der Waals kraftar ráðandi í þeim efnum sem eru gastegundir við stofuhita og eðlilegan þrýsting. Van der Waals kraftar eru líka ráðandi í rokgyörnum vökvum eins og t.d. bensíni og eter.

Þó að van der Waals kraftar séu svona veikir geta þeir engu að síður valdið talsvert miklum samdrætti milli *stórra* sameinda. Í efnum sem gerð eru úr stórum sameindum eru margir snertipunktur milli sameindanna. Í hverjum snertipunkti getur verið um van der Waals kraft að ræða og summa kraftanna getur orðið



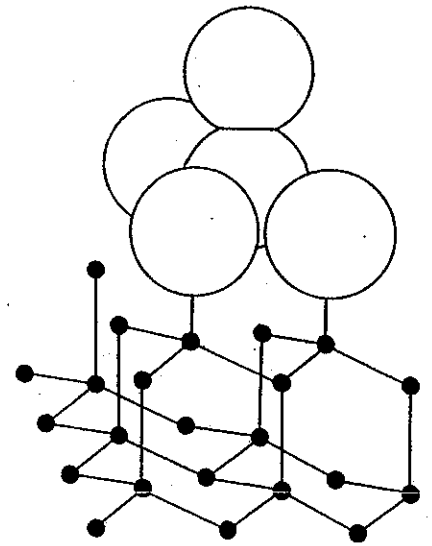
Mynd 13.15. Van der Waals kraftur er mjög veikur samloðunarkraftur sem verður til vegna rafkrafta milli tímabundinna hlutahleðslna.

allmikil. Þetta er sambærilegt við veikt lím. Ef maður límir saman tvö blöð í einum punkti með veiku lími tolla blöðin illa saman. Lími maður hins vegar á mörgum stöðum haldast blöðin betur saman.

Í venjulegum plastpokum eru stórar sameindir sem haldast saman með þessum hætti, þ.e. með van der Waals kröftum.

## RISASAMEINDIR

Demantur er dæmi um risasameind (mynd 13.16). Hvert kolefnisatóm tengist fjórum öðrum kolefnisatómum svo að úr verður samfelldur kristall. Einn demantur er m.ö.o. einn kristall. Til að kljúfa demant verður því að rjúfa samgild tengi og þess vegna verður demantur harðari en önnur efni. Raunar er demantur harðasta efni náttúrunnar. Ef við notum aftur samlíkinguna við límið mætti segja að van der Waals kraftar minni á veik pappírs-lím, málmteingi og jónatengi á meðalsterk lím (t.d. „UHU“) en samgild tengi á tonnatak!



Mynd 13.16. Hörku demants má skýra með tilvísan til þess að hvert kolefnisatóm er bundið með fjórum samgildum tengjum við nágrannaatóm.

## SAMLOÐUN EFNIS

Þegar talað er um samloðun efnis er átt við hve vel eða illa efnið helst saman eða heldur formi sínu þegar það verður fyrir ytra álagi. T.d. hljóta flestir að fallast á að járn loði betur saman en vatn jafnvel þó að vatnið sé í formi íss. Klaki hrekkur sundur í þúsund mola ef barið er á hann með hamri en járnbútur virðist óbreyttur eftir sömu meðhöndlun. Einnig sýnist nokkuð ljóst að bensín loði ekki eins vel saman og vatn því bensín gufar mun örur upp en vatn.

Efni eru samsett úr atómum, jónum eða sameindum. Milli þessara efnisagna verka efnatengi. Samloðun efnis hlýtur því fyrst og fremst að vera spurning um það hvort efnatengin eru sterk eða veik. Sterk samloðun flestra málma endurspeglar styrkleika málmteingjanna. Lágt bræðslumark súrefnis undirstrikar veikleika van der Waals kraftanna. Geysileg harka demants er til vitnis um það að hvert einasta atóm hans er kyrfilega njörvað niður með fjórum samgildum tengjum (mynd 13.16).

Tafla 13.3 er tilraun til að tengja saman nokkur helstu atriði varðandi efnatengi og samloðun efna. Þess er vænst að þú lesir og notir þessa töflu sem viðmiðun en ekki sem eitthvert töframedal.



Tafla 13.3. Samloðun í föstum efnum

Gerð efnis	Efnisagnir	Efnatengi	Einkenni
jónefni	jónir	jónatengi	sterk samloðun vegna samdráttar plús- og mínusjóna
málmur	plúsjónir og rafeindir	málmtenngi	sterk samloðun vegna samdráttar milli plúsjóna og rafeindaskýs
sameindaefni	litlar sameindir	van der Waals	veik samloðun vegna tímabundinna hlutahleðslna
		vetnistengi	allsterk samloðun vegna varanlegra hlutahleðslna
	stórar sameindir	vetnistengi og/eða van der Waals	sterk samloðun margir snértipunktur
	ein rísa-sameind	samgild tengi	mjög sterk samloðun vegna samgilda tengja

## MASSI EFNISAGNA

Hafa verður í huga að samloðun efnis ræðst ekki eingöngu af efnatengjum heldur einnig af *massa* efnisagnanna. Því þyngri sem sameindirnar eru, þeim mun meiri kraft þarf til að „stífa þeim í sundur“ (bráðnun) eða „lyfta“ þeim upp úr vökvanum (uppgufun). Þetta kemur greinilega fram á töflu 13.4 þar sem eðalgastegundirnar eru bornar saman.

Tafla 13.4. Bræðslu- og suðumörk eðalgastegunda.

Efni	Atómmassi (u)	Bræðslumark (°C)	Suðumark (°C)
helíum	4,0	-270	-269
neón	20,2	-249	-246
argon	40,2	-189	-186
krypton	83,3	-157	-152
xenón	131,8	-112	-108

Í öllum eðalgastegundum eru einungis van der Waals kraftar að verki. Þess vegna ræður massi atómanna úrslitum. Eins og taflan ber með sér haldast atómmassi og suðu- og bræðslumark í hendur: Því þyngri sem atómin eru þeim mun hærra bræðslu- og suðumark hafa efnin.

13-20. Sameindaefnið kolmónoxíð, CO, hefur mjög lágt suðumark,  $-192^{\circ}\text{C}$ . Hvers konar samdráttarkraft telur þú vera milli sameindanna í kolmónoxíði? Skýrðu!

13-21. Hvers konar samdráttarkraftar eru fyrir hendi milli efnisagnanna í eftirfarandi efnunum?

$\text{S}_8$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{H}_2$ ; Ni; KBr; HF;  $\text{CS}_2$ .

13-22. Taflan hér á eftir sýnir sameindamassa og bræðslumörk halógena:

Halógen	Sætistala	Bræðslumark ( $^{\circ}\text{C}$ )
$\text{F}_2$	9	-233
$\text{Cl}_2$	17	-102
$\text{Br}_2$	35	-7
$\text{I}_2$	53	+114

a) Hvers konar efnatengi eru á milli sameinda halógena? Skýrðu.

b) Hvers vegna hækkar bræðslumark halógena með hækkingu sætistölu?

13-23. Eftirfarandi tafla sýnir sameindamassa og suðumark nokkurra sameindaefna:

	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{PH}_3$	$\text{NH}_3$	$\text{AsH}_3$	$\text{CH}_4$
Massi (u)	34	34	17	78	16
Suðum. ( $^{\circ}\text{C}$ )	-61	-88	-33	-55	-64

a) Hvert efnanna hefur hæstu hlutahleðslurnar? Raðaðu efnunum eftir vaxandi hlutahleðslum.

b) Hvert efnanna hefur þyngstu sameindirnar? Raðaðu efnunum eftir vaxandi sameindamassa.

c) Hvert efnanna hefur hæsta suðumarkið? Raðaðu efnunum eftir vaxandi suðumarki.

d) Hvers vegna hefur  $\text{PH}_3$  lægra suðumark en  $\text{H}_2\text{S}$ ?

e) Hvers vegna hefur  $\text{AsH}_3$  hærra suðumark en  $\text{PH}_3$ ?

13-24. Sameindaefnin  $\text{NH}_3$  (ammóníak) og  $\text{PH}_3$  (fosfín) hafa mjög svipaðar sameindir hvað lögun varðar. Hins vegar er bræðslumark  $\text{NH}_3$  ( $-78^{\circ}\text{C}$ ) miklu hærra en bræðslumark  $\text{PH}_3$  ( $-134^{\circ}\text{C}$ ). Byggingarformúlur sameindanna eru eftirfarandi:



a) Athugaðu rafdrægnigildi N, P og H.

b) Hvor sameindanna hefur hærri hlutahleðslur?

c) Settu hlutahleðslutáknin ( $\delta+$  og  $\delta-$ ) á sameindirnar.

d) Hvers konar samloðunarkraftur er á milli sameinda í föstu eða fljótandi ammóníaki?

e) Hvers konar samloðunarkraftar eru á milli sameindanna í föstu eða fljótandi fosfíni?

f) Hvers vegna hefur ammóníak hærra bræðslumark en fosfín?

13-25. Hvert eftirtalinna efna telur þú að hafi lægst suðumark? Skýrðu!

$\text{Na}_2\text{S}(s)$ ;  $\text{Cu}(s)$ ;  $\text{Cl}_2(s)$ ;  $\text{HBr}(s)$ ;  $\text{CaF}_2(s)$ ;  $\text{Au}(s)$ .

13-26. Notaðu gildin í töflu 13.4 til að teikna graf sem sýnir tengsl atómmassa eðalgastegunda og bræðslumarks þeirra.

a) Hvernig breytist bræðslumarkið með atómmassanum?

b) Notaðu grafið til að spá fyrir um bræðslumark radons (atómmassi = 222 u).

13-27. Neonatóm og vatnssameind eru álíka þungar agnir (atómmassi Ne er 20,20 u og  $\text{H}_2\text{O}$  18 u). Neon sýður við  $-246^{\circ}\text{C}$  en vatn fyrst við  $100^{\circ}\text{C}$ . Hvernig má skýra þetta?