

Undervisning av kjemisk binding som gir økt innsikt i stoffers oppbygning og egenskaper

Elisabeth Raknes Brekke

Lektorutdanning med master i realfag

Innlevert: Juni 2012

Hovedveileder: Lise Kvittingen, IKJ

Norges teknisk-naturvitenskapelige universitet
Institutt for kjemi

Undervisning av kjemisk binding som gir økt
innsikt i stoffers oppbygning og egenskaper

Elisabeth Raknes Brekke

NTNU VÅREN 2012

Man lever og lærer en masse, man blir filosof og poet
og ender i øverste klasse og vet at man ingenting vet.

Herman Wildenvey

Forord

Denne masteroppgaven ble utført ved Institutt for kjemi ved Norges teknisk-naturvitenskapelige universitet (NTNU) vårsemesteret 2012 under veiledning av professor Lise Kvittingen.

Med innleveringen av masteroppgaven avslutter jeg det femårige studieprogrammet Lektorutdanning med master i realfag, og jeg har derfor valgt å skrive en kjemididaktisk oppgave som en siste forberedelse til læreryrket. Målet mitt var å skrive en oppgave hvor jeg kunne fordype meg faglig, samtidig som jeg hadde en tydelig kobling til undervisning. Dette er noe jeg har fått til, og jeg er derfor fornøyd med den prosessen jeg har vært igjennom. Prosessen har likevel vært svært utfordrende og krevende. Mitt ønske om å *forstå* har ledet meg inn i abstrakte, filosofiske og endeløse tankerekker rundt hvordan den logiske oppbyggingen av stoffer «entydig» kan knyttes til ulike kjemibegreper. Jeg måtte til slutt tvinge meg selv til å godta at begreper i kjemi ikke alltid er «entydig» definerte, og at dette dessuten var en altfor stor oppgave for meg å ta fatt på. Ønsket mitt om å finne svar ledet meg i stedet inn i nye ubesvarte spørsmål, og det var stunder med så stor forvirring at jeg lengtet tilbake til den tiden da jeg enda var uvitende om at slike problemstillinger eksisterte.

Det er mange å takke i forbindelse med denne masteroppgaven. Først og fremst vil jeg takke veilederen min Lise Kvittingen for uvurderlig veiledning og oppfølging – ord blir fattige. Jeg vil også rette en takk til forloveden min Espen Birger Nilsen, som har vært en viktig støttespiller og til stor oppmuntring. Avslutningsvis vil jeg også takke familien min for veiledning, støtte og godt samhold i løpet av studietiden min i Trondheim.

Trondheim, 13. juni 2012,

Elisabeth Raknes Brekke

Sammendrag

Det overordnede temaet for denne masteroppgaven er undervisning av kjemiske bindinger, og da spesielt med tanke på elever i den videregående skolen. Temaet er likevel så generelt behandlet at prinsippene også kan overføres til andre undervisningstrinn.

I oppgaven blir alternative oppfatninger av kjemiske bindinger sett i lys av forklaringsmodeller som kan gi elevene et forvrengt «kjemisk verdensbilde». Det er derfor viktig å benytte forklaringsmodeller som ikke blir til hinder for videre læring. I den sammenheng blir det foreslått her å legge mer vekt på elektrostatiske krefter. For at elevene skal få størst mulig læringsutbytte av emnet bør læreren videre utfordre elevene til å bruke informasjonen om kjemiske bindinger i møte med nye problemstillinger.

I oppgaven blir det også lagt vekt på at stoffer kan tilnærmes via det makroskopiske, det molekylære og det elektriske nivået, og en viktig erkjennelse er at kjemiske bindinger bør belyse sider ved oppbygning og egenskaper knyttet til de konkrete stoffene vi kan erfare på det makroskopiske nivået - ikke motsatt. For at elevene skal utvikle forståelse av kjemiske bindinger er det viktig at disse tre nivåene som er nevnt over blir koblet sammen.

Avslutningsvis blir det anbefalt å legge vekt på at alle kjemiske bindinger kan knyttes til elektrostatiske tiltreknings- og frastøtningkrefter. Det blir også lagt frem et forslag om å benytte partikkelmodellen mer aktivt, samt å legge mer vekt på fysiske egenskaper for å skape en sammenheng mellom det makroskopiske, det molekylære og det elektriske nivået.

Abstract

The main topic of this thesis is the teaching of chemical bonds, and particularly with respect to pupils in secondary school. Nevertheless, this topic is treated in such general terms that the principles also can be applied to other educational levels.

In this thesis alternative conceptions of chemical bonds are connected to explanatory models that can provide pupils with a twisted «chemical world view». Therefore it is important to use models that will not provide barriers to further learning. Associated with this an increased emphasis on electrostatic forces is suggested. In order to maximize the learning outcome of this topic, the teacher should challenge students to expand their knowledge on chemical bonds to new types of problems.

In this thesis it is also suggested that chemical substances can be approached on the macroscopic, molecular and electrical level, and an important recognition is that the chemical bonds should explain composition, structure and properties of substances such as we experience these on the macroscopic level - not the opposite. In order to develop students' understanding of chemical bonds it is essential that the three levels mentioned above become well interconnected.

Finally, it is recommended to underline that all kind of chemical bonds can be attributed to electrostatic attraction and repulsion forces. Additionally, it is suggested to more actively use The Kinetic Molecular Theory of Gasses and The Kinetic Molecular Theory of Liquids and Solids in the teaching of chemical bonds, and to attach more attention to physical properties in order to make useful connections between the macroscopic, molecular and electrical level.

Innhold

Saltkrystaller fra Jordan	1
Kjemiske bindinger sett fra et historisk perspektiv og i forhold til undervisning	5
Et historisk blikk på kjemiske bindinger - fra konkret til abstrakt	5
Undervisning av kjemiske bindinger	7
Modeller knyttet til undervisning av kjemiske bindinger	11
Partikkelmodellen	11
Modeller med optimalt forenklingsnivå	14
Oktettrammeverket - hinder for videre læring?	15
Partikkelmodellen - fremmer effektiv læring?	16
Meningsfull læring	17
Kjemitrekanten og de tre nivåene til Jensen	21
Stoffer kan tilnærmes via tre nivåer	23
Energi og undervisning av kjemiske bindinger	27
Prinsippet om «minimal energi» og Coulombs lov	29
Egenskaper som kan forklares med utgangspunkt i partikkelmodellen	30
Alternative oppfatninger knyttet til kjemiske bindinger	33
En oversikt over alternative oppfatninger	33
Mer om alternative oppfatninger og forslag til forbedringer	37
Et litt forvrengt «kjemisk verdensbilde»	37
Vanskeligheter knyttet til de ulike bindingstypene	40
Er løsningen å legge vekt på elektrostatiske krefter?	43

Kjemiske bindinger i lærebøker	45
Introduksjon av tre norske lærebøker	45
Et systematisk blikk på kjemiske bindinger	53
Sterke bindinger	53
Metallbinding - bindinger i metaller	54
Ionebinding - bindinger i salter	56
Kovalent binding - deling av elektronpar	59
Svake bindinger	61
Van der Waals bindinger er ikke entydig definert i lærebøker	62
Dipolbindinger	63
Hydrogenbinding	64
Partikkelmodellen bør fremheves?	66
Avslutningskommentar til undervisning av kjemiske bindinger	67

Saltkrystaller fra Jordan

Rett etter jul kom jeg inn på kontoret til Lise, veilederen min, for å avtale et møte i forbindelse med masteroppgaven. Før jeg visste ordet av det dro hun opp en stor saltkrystall fra en pose. Saltkrystallen var litt skittenbrun på toppen og avrundet i kantene. ”Jeg var i Jordan i julen og plukket den opp da jeg var ved Dødehavet!” kom det oppklarende fra Lise. Jeg var imponert. Selv hadde jeg aldri vært i Jordan, og ble forbauset over at hun hadde tatt med en så stor saltkrystall på flyet hjem.

Neste dag kom jeg på nytt inn på kontoret til Lise. Jeg hadde bare så vidt fått den ene foten på rett side av dørstokken, da jeg hørte Lise begeistret fortelle ”Se, hva jeg tok med fra Jordan!” Først tenkte jeg at det var den samme saltklumpen som jeg så dagen før, og ble derfor overrasket over å se en nydelig hvit, nesten gjennomsiktig, krystall¹ i hendene hennes. Denne krystallen var betydelig mindre - og langt mindre slitt. Jeg la merke til at krystallen spriket ut i flere små terninger på toppen. Jeg hadde ikke sett en slik krystall før, og syntes nesten den var litt komisk. Mens jeg satt slik og undret meg over at kubiske krystaller virkelig kunne oppstå naturlig, skjøt Lise inn: ”Se så fint firkantene illustrerer krystallstrukturen.” Det var akkurat som om noen slo på lyset i tankene mine. Plutselig fikk forklaringsmodellen for ionegitter en ny og utvidet betydning for mitt vedkommende. Selvfølgelig, tenkte jeg. Selvfølgelig henger forklaringsmodellene for kjemiske bindinger nøye sammen med de forbindelsene vi omgir oss med, men så grep tvilen meg; for er det egentlig så selvfølgelig?

Undervisning av kjemiske bindinger

Møtet med Lise, som beskrevet over, gjorde inntrykk på meg og har preget utviklingen av denne masteroppgaven med tema *undervisning av kjemiske bindinger*. Jeg har hatt interesse for kjemisk binding i lengre tid og var glad for muligheten til å studere emnet mer inngående. Det hele startet faktisk da jeg var kjemielev i

¹Etter flere ivrige diskusjoner mellom meg og Lise, som også inkluderte viktige innspill fra flere ansatte ved Institutt for kjemi, ble vi til slutt enige om at det ikke var én krystall, men en ansamling eller en sammenvoksing av flere saltkrystaller Lise hadde tatt med fra Jordan.

den videregående skolen og ikke fikk svovel til å passe inn i oktettregelen. Deretter dukket det stadig opp flere spørsmål som jeg ikke fant svaret på - og slikt begynte min søken etter «sannheten».

Da jeg begynte å studere kjemi ved NTNU, ble jeg introdusert for atomorbitaler og en rekke forklaringsmodeller som belyser ulike sider ved kjemisk binding. Jeg var begeistret over endelig å ha funnet svar på i alle fall noen av spørsmålene mine, og det var denne begeistringen jeg formidlet videre til Lise da jeg først tok kontakt med henne. Denne masteroppgaven kunne derfor lett ha bunnet ut i detaljerte forklaringer av blant annet Schrödingers bølgelikning, som regnes som dagens atommodell og derfor henger nøye sammen med kjemiske bindinger. Saltkrystallene fra Jordan fikk meg (heldigvis) på andre tanker.

Jeg utdanner meg til blant annet å bli kjemilærer, og jeg blir ikke nødvendigvis flinkere til å undervise elevene i emnet *kjemisk binding* ved at jeg selv dykker stadig dypere ned i akademisk litteratur om emnet. Kunnskap gir innsikt, men uten at kunnskapen overføres til et format og et språk som er tilpasset elevene, er den (foreløpig) mest nyttig for min egen del. En slik overføringsprosess tar tid. Sett i lys av at masteroppgaven min er begrenset til 30 studiepoeng og at jeg skal undervise i kjemi allerede til høsten, har jeg derfor valgt å ta utgangspunkt i emnet kjemiske bindinger slik det presenteres blant annet i lærebøker i dag.

Utviklingen av mitt syn på kjemiske bindinger

Betraktninger knyttet til hvordan de tre norske lærebøkene *Kjemien stemmer Kjemi 1*², *Kjemi 1*³ og *Aqua 1*⁴ presenterer kjemiske bindinger, har fått plass i slutten av masteroppgaven. Tittelen på kapittelet som omhandler kjemiske bindinger i lærebøkene er henholdsvis: «Bindinger, oppbygning og egenskaper», «Kjemisk binding - kraften som holder stoffene sammen» og «Kjemiske bindinger». Da jeg startet med å studere kjemiske bindinger, var jeg veldig opphengt i selve bindingstypene

²Forfatterene av *kjemien stemmer* er Truls Grønneberg, Merete Hannisdal, Bjørn Pedersen og Vivi Ringnes

³Forfatterene av *Kjemi 1* er Harald Brandt og Odd T. Hushovd.

⁴Forfatterene av *Aqua 1* er Bjørn Gunnar Steen, Nina Fimland og Lars Arne Juel.

og begreper knyttet til disse, et syn som kan reflekteres i tittelen i *Aqua 1*. Etter hvert ble jeg stadig mer oppmerksom på at alle kjemiske bindinger burde knyttes til elektrostatiske tiltrekningskrefter mellom motsatt ladde partikler, og i tittelen i *Kjemi 1* kommer det frem at kjemiske bindinger er en «kraft». Etter å ha tilnærmet meg kjemiske bindinger fra en rekke innfallsvinkler, blant annet historisk, måtte jeg til slutt erkjenne at kjemiske bindinger kun er en (av mange) måter å belyse de konkrete stoffene vi omgir oss med. Uten at kjemiske bindinger kobles til disse konkrete stoffene blir emnet abstrakt og vanskelig å relatere til noe som allerede er kjent for elevene. Dette er et syn som kommer til uttrykk i tittelen i *Kjemien stemmer Kjemi 1*.



Figur 1: Figuren viser ansamlingen av saltkrystaller som Lise Kvittingen tok med hjem fra Jordan. (Foto: Espen Birger Nilsen).

Innholdet i oppgaven

I starten av masteroppgaven blir kjemiske bindinger satt i et *historisk perspektiv*, hvor det blant annet kommer frem at kjemiske bindinger er viktige for å forkla-

re oppbygning og egenskaper av konkrete stoffer. *Modeller* er svært viktige for å forstå kjemiske bindinger, siden vi ikke kan se atomer, ioner, molekyler med det blotte øye. Partikkelmodellen har fått plass først av modellene, siden jeg ønsker å fremheve den i forbindelse med undervisning av kjemiske bindinger. Det er også lagt vekt på at stoffer kan tilnærmes via de tre nivåene makroskopisk, molekylært og elektrisk (Jensen, 1998a,b,c). *Alternative oppfatninger* er viktige for å bli oppmerksom på hvilke utfordringer elevene har når de skal lære seg kjemiske bindinger, men det er vel så viktig å benytte informasjonen til å gjøre undervisningen bedre. I den forbindelse foreslår Taber og Coll (2002) å legge mer vekt på elektrostatiske krefter i undervisningen av kjemiske bindinger. I delen som tar for seg «Kjemiske bindinger i lærebøker», er det spesielt lagt vekt på om lærebøkene forklarer oppbygningen av stoffer på alle de tre nivåene til Jensen (1998a,b,c).

Undervisning bør utfordre elevene til selv å koble sammen ulike sider ved kjemisk binding. En slik sammenkobling av mindre emner er et resultat av en *meningsfull læringsprosess*, som gjør elevene i stand til å benytte kunnskapen i møte med nye problemstillinger. Mitt forslag er at læreren aktivt knytter undervisningen til *fysiske egenskaper* for å hjelpe elevene til å få økt forståelse av kjemiske bindinger.

Oppfordring til leseren

I prosessen med denne masteroppgaven har jeg ønsket å være løsningsorientert, og jeg presenterer derfor noen konkrete forslag som kan gjøre undervisning av kjemiske bindinger bedre. Dette er imidlertid mest for å få «ballen til å rulle». Jeg håper at de som leser denne masteroppgaven får nye tanker om hvordan kjemiske bindinger kan undervises, slik at de selv blir inspirert til å utvikle nye undervisningsopplegg og kreative tilnærminger til emnet. På den måten kan undervisning av kjemiske bindinger stadig forbedres og fungere som et godt fundament for de øvrige kjemiemnene.

Kjemiske bindinger sett fra et historisk perspektiv og i forhold til undervisning

Det er nyttig å se på den historiske utviklingen av kjemisk binding for å belyse hvordan dette emnet blir undervist i dag. I denne delen vil også en del bidragsyttere knyttet til emnet kjemisk binding bli presentert med navn.

Et historisk blikk på kjemiske bindinger - fra konkret til abstrakt

Vi omgir oss med en rekke forskjellige stoffer hver dag, som for eksempel vann, hudkremer, plastikk og ulike typer metaller. Kjemi, og de andre naturfagene, er blitt en del av skolefagene fordi mennesker har vært nysgjerrige på hvordan naturen fungerer og hvordan den er bygd opp. Et resultat av den nysgjerrigheten er at vi i dag kan tilnærme oss stoffer på stadig flere måter, enn for eksempel på 1700-tallet. Jensen (1998b) uttrykker kompleksiteten rundt den økte kunnskapen på følgende måte:

Though modern chemistry is certainly more complete and more reductionistic than late 18th-century chemistry, it is also more complicated in that it offers many more levels of discourse and hence many more alternative ways of viewing a given phenomena (Jensen, 1998b, s. 818).

Et av poengene til Jensen (1998a,b,c) er også å fremheve at utviklingen av kjemi som fagfelt begynte med å studere og observere egenskaper ved konkrete stoffer. Naturfilosofen⁵ Robert Boyle (1627-1691) beskriver blant annet en rekke forsøk i sin bok *Experiments and Considerations Touching Colours* hvor han undersøker fargeendringen til forskjellige planter da de kom i kontakt med syrer og baser⁶.

⁵Naturfilosof er betegnelsen på de som studerte naturen før det ble et skille mellom kjemi, fysikk og biologi.

⁶Boyle oppdaget for eksempel at den blå saften til violer ble farget rød da den kom i kontakt med syrer og at den ble grønn da den kom i kontakt med baser (Boyle, 1964). Foruten de

Den måten vi tilnærmer oss stoffer på idag er altså et resultat av en historisk utvikling, hvor stoffer har blitt studert med utgangspunkt i det som er synlig og konkret til det mer abstrakte. For det er nødvendigvis mer abstrakt å forholde seg til stadig mindre partikler for å beskrive kjemiske stoffer. De minste partiklene som er nødvendige for å beskrive dagens atommodell, er elementærpartiklene⁷ proton, nøytron og elektron - i alle fall i kjemiundervisningen. I tillegg må elevene også forholde seg til de litt større partiklene atom, ion og molekyl for å forklare egenskaper til konkrete stoffer.

På slutten av 1800-tallet ble elektronet oppdaget, noe som i følge Nobelforelesningen til Linus Carl Pauling (1901-1994), ledet til flere anstrengelser for å utvikle en elektronisk teori for kjemisk binding. Pauling viser videre til at Gilbert Newton Lewis (1875-1946) gjorde et stort bidrag i 1916 da han foreslo at (kovalente) bindinger «consist of a pair of electrons held jointly by the two atoms that are bonded together» Pauling (2001, s. 11). Forklaringen til Lewis er fremdeles viktig i undervisning av kjemiske bindinger, sammen med oktettregelen og Lewis-strukturer. Pauling bidro blant annet med elektronegativitetsbegrepet, som også er nyttig for å forstå kjemiske bindinger.

Etter at Pauling gir Lewis anerkjennelse for hans bidrag til kjemiske bindinger, fortsetter han med å løfte frem kvantemekanikken og anerkjenner de tilhørende likningene som pålitelige modeller for å forstå molekylstrukturer. I den forbindelse nevnes Schrödingers bølgelikning, som ble publisert i 1926 og er den atommodellen vi støtter oss til i dag (Grønneberg et al., 2007, s. 27). Pauling bemerker også at arbeidet med molekylstrukturer i stor grad har vært empirisk i tidsrommet fra 1925 og frem til han holdt sin Nobelforelesning i 1954. Dette henger sammen med at Schrödingers bølgelikning ikke kan løses eksakt for annet enn de enkleste

mer kjente sidene ved Boyles virksomhet, regnes han derfor også av flere som opphavsmannen til fargeindikatorer (Eamon, 1980). Boyle hadde imidlertid ikke mulighet til å knytte observasjonene sine til den atommodellen vi benytter i dag, siden dette var kunnskap om stoffer som enda ikke var tilgjengelig på 1600-tallet.

⁷Elementærpartiklene ble ikke oppdaget og navngitt på samme tidspunkt. Elementærpartikelen elektron ble oppdaget først, deretter protonet og til slutt nøytronet. Selv om protoner og nøytroner består av de enda mindre enhetene kvarker, er det ikke vanlig å ta hensyn til dette i kjemiundervisningen (Grønneberg et al., 2007, s. 25-27).

molekylene (Pauling, 2001).

Kompleksiteten knyttet til undervisning av kjemiske bindinger kan blant annet forklares med utgangspunkt i sitatet over av Jensen (1998b), hvor han uttrykker at det i dag er en rekke tilnærminger for å forstå hvordan stoffer er bygd opp. I tillegg poengterer Jensen (1998c, s. 964) at det har vært mange bidragsyttere til å danne det han omtaler som et «elektrisk verdensbilde», og henviser da til at stoffer blir beskrevet og analysert med utgangspunkt i de elektrisk ladde elementærpartiklene og nøytron.

De elektriske partiklene har vært viktige for å utvikle dagens atommodell, samt for å utvikle en forståelse av kjemiske bindinger. Det er vanskelig å avgjøre om de som arbeidet med dette forskningsfeltet var fysikere eller kjemikere (Jensen, 1998c), noe som også kommer til uttrykk ved at det varierte om bidragsyttere fikk Nobelprisen i fysikk eller kjemi. Ernest Rutherford (1871-1937) fikk for eksempel Nobelprisen i kjemi (1908) for sitt arbeid med å spalte atomet i mindre partikler, mens Nils Bohr (1885-1962) fikk Nobelprisen i fysikk (1922) for sin atommodell. Johannes van der Waals (1837-1923) fikk Nobelprisen i fysikk (1910) for hans arbeid med tilstandslikningen for gasser og væsker, hvor han blant annet tok hensyn til svake tiltrekningskrefter, eller bindinger, mellom molekyler. Linus Carl Pauling (1901-1994) på sin side fikk Nobelprisen i kjemi (1954) blant annet for sitt bidrag til å forstå kjemiske bindinger. Pauling støttet seg i den forbindelse til kvantemekanikken og Schrödingers bølgelikning, men Erwin Schrödinger (1887-1961) fikk på tross av dette Nobelprisen i fysikk (1933) «for the discovery of new productive forms of atomic theory»⁸ (Nobelstiftelsen, nd).

Undervisning av kjemiske bindinger

Sett fra et historisk perspektiv kommer det frem at kjemiske bindinger er et omfattende emne, noe som også henger sammen med at det er vanskelig å isolere kjemiske bindinger fra atommodellen. I lærebøker knyttet til programfaget *kjemi 1* er det vanlig å benytte to atommodeller, nemlig Bohrs skallmodell og atommodellen til

⁸Informasjon om Nobelprisene er hentet fra: www.nobelprize.org.

Schrödinger, som omtales som «elektroniskymodellen» i for eksempel læreboken til Brandt og Hushovd (2010). Det er likevel verdt å legge merke til at atomorbitaler, som er løsninger av Schrödingers bølgelikning, har fått større plass i lærebøker tilknyttet den videregående skolen etter innføringen av læreplanen Kunnskapsløftet (LK06).

I læreboken *Kjemien stemmer* for programfaget *Kjemi 1*⁹ er det for eksempel en introduksjon til atomorbitaler i tilknytning til periodesystemets oppbygning (Grønneberg et al., 2007, s. 23-24), og forfatterne av læreboken *Aqua 1* har faktisk et helt kapittel om «Atomets elektronstruktur», hvor de blant annet presenterer en relativt grundig gjennomgang av atomorbitaler (Steen et al., 2010, Kap. 9). Denne utviklingen kan blant annet forklares med utgangspunkt i kompetansemålet for programfaget *Kjemi 1*, hvor det står at «[m]ål for opplæringen er at eleven skal kunne gjøre rede for den historiske utviklingen av atombegrepet og beskrive og sammenligne Bohrs atommmodell og dagens atommmodell» (Utdanningsdirektoratet, 2006a). I læreboken *Kjemi 1*, som også er skrevet med utgangspunkt i LK06, er ikke atomorbitaler nevnt (Brandt og Hushovd, 2010). Det varierer altså hvordan lærebokforfatterne tolker dette læreplanmålet, og læreren må derfor selv velge en faglig tyngde som er tilpasset elevene i sin egen klasse.

På tross av at det er lagt mer vekt på atomorbitaler etter LK06, er det fremdeles vanlig å støtte seg til klassisk fysikk og elektrostatiske krefter for å forklare kjemiske bindinger i lærebøker i programfaget *Kjemi 1* (Grønneberg et al., 2007; Brandt og Hushovd, 2010; Steen et al., 2010). Elektrostatiske krefter, både tiltreknings- og frastøtningskrefter, vil derfor også ligge til grunn for betraktninger knyttet til kjemiske bindinger videre i denne oppgaven. Dette er også i samsvar med hva Pauling mener at bør inkluderes i nybegynnerkurs i kjemi:

Beginning courses in chemistry should emphasize the simpler aspects of molecular structure in relation to the properties of substances. These aspects include the electronic structures of atoms, with emphasis on the noble-gas structure, the shared electron-pair bond, the tetrahedral carbonatom, the

⁹I læreboken *Kjemien stemmer 2KJ* er ikke atomorbitaler inkludert (Grønneberg et al., 2001).

electronegativity scale, partial ionic character of bonds, and the idea of resonance as applied to the benzene molecule. [...] some things, especially molecular orbitals, should be left out, but in my opinion the classical concept of the chemical bond, with its recent refinements, must be included in the course (Pauling, 1992, s. 521).

Det er også interessant at sitatet over setter ord på store deler av innholdet som er tilknyttet kjemiske bindinger i norske lærebøker (Grønneberg et al., 2007; Brandt og Hushovd, 2010; Steen et al., 2010). Kompetansemålet i programfaget *Kjemi 1* som omhandler kjemiske bindinger inkluderer at «eleven skal kunne illustrere og vurdere stoffers sammensetning, bindingstyper og egenskaper ved hjelp av periode-systemet» (Utdanningsdirektoratet, 2006a). Det er felles for de tre lærebøkene at de skiller mellom metallbinding, kovalent binding og ionebinding som de sterke bindingene, mens bindinger mellom molekyler regnes som svake bindinger. Det er de sterke bindingene som brytes og dannes på nytt i kjemiske reaksjoner (Hannisdal og Ringnes, 2011, s. 119). De svake bindingene mellom molekyler er viktige for å forklare fysiske egenskaper som for eksempel aggregattilstander.

Avslutningsvis vil jeg nevne at selv om alle lærebokforfatterne i mer eller mindre grad benytter elektrostatiske krefter for å forklare kjemiske bindinger, er det imidlertid kun forfatterne av læreboken *Aqua 1* som inkluderer Coulombs lov i kapittelet om kjemiske bindinger. Coulombs lov, som også blir presentert som en matematisk modell i avsnittet «Energi og undervisning av kjemiske bindinger», kan forenklet uttrykkes slik:

Kreftene mellom ladde partikler øker med ladningens størrelse og med kortere avstand mellom partiklene (Steen et al., 2010, s. 42).

Coulombs lov ble formulert av Charles Augustin de Coulomb (1736-1806) i 1790 og har sine røtter i klassisk fysikk (Steen et al., 2010, s. 42). Loven gir elevene en teoretisk forankring for å forstå blant annet den relative styrken til ulike kjemiske bindinger de møter i undervisningen i programfaget *Kjemi 1*. Fordelen med å presentere Coulombs lov er at elektrostatiske krefter kan festes til en lov og på den

måten bli tydeliggjort for elevene. Det er ikke uvanlig at elever knytter kjemiske bindinger til oktettregelen (Taber og Coll, 2002), og kanskje henger dette sammen med at oktettregelen er tydelig definert og dermed også lett å huske. Jeg ønsker ikke å redusere betydningen av oktettregelen, men heller å løfte frem betydningen av elektrostatiske krefter for å forklare kjemiske bindinger - å innføre *Coulombs lov* i kjemiundervisningen i den videregående skolen er kanskje et viktig steg for å få til nettopp dette.

Modeller knyttet til undervisning av kjemiske bindinger




Det er helt nødvendig å introdusere modeller for å belyse ulike sider ved kjemiske bindinger og læring. I den forbindelse er det viktig å være klar over at modeller er forenklinger, og fremhever kun noen utvalgte sider ved virkeligheten (Hannisdal og Ringnes, 2003, s. 200). Selv om det er naturlig å skille mellom begrepene modell, lov og teori, er dette slett ingen enkel oppgave. Hannisdal og Ringnes (2003) tar blant annet opp denne problemstillingen i artikkelen «Modeller og modellbruk i naturfagene», og etter deres mening kan også teorier og lover godtas som modeller. Jeg velger derfor å la «modeller» fungere som et samlebegrep for å unngå diskusjoner knyttet til forskjeller mellom disse begrepene som kan være så like, men likevel så forskjellige. På den måten kan oppmerksomheten i stedet rettes mot kjemiske bindinger. Modellene som presenteres i teksten under er veldig ulike av natur. Modellene som beskriver kinetisk og potensiell energi kan for eksempel regnes som matematiske modeller. Partikkelmodellen inkluderer implisitt de matematiske modellene for energi, og er blant annet viktig for å fremheve at partiklene atom, ion og molekyl er i konstant bevegelse. Avsnittet «Meningsfull læring» belyser elevenes læringsprosess, som selvfølgelig også er viktig i forbindelse med undervisning av kjemiske bindinger.

Partikkelmodellen

Stoffer opptrer vanligvis i de tre aggregattilstandene¹⁰ fast stoff, væske og gass. I følge læreplanen Kunnskapsløftet (LK06) er målet at elevene etter endt 7. trinn skal kunne «beskrive sentrale egenskaper ved gasser, væsker, faste stoffer og faseoverganger ved hjelp av partikkelmodellen» (Utdanningsdirektoratet, 2006b). Partikkelmodellen har i følge Hannisdal og Ringnes (2011, s. 27) stor forklaringskraft, samtidig som den også er enkel. Modellen bygger på den naturvitenskapelige forestillingen om at alle stoffer er bygd opp av partikler, som for eksempel kan være

¹⁰Aggregattilstand er et annet ord for «fase»

molekyler, atomer eller ioner¹¹. Det hører også med til modellen at det ikke er noe mellom partiklene og at partiklene er i bevegelse. Partiklene roterer og vibrerer, samtidig som de også forflytter seg i en rettlinjet bevegelse¹². Bevegelsesenergien¹³ til partiklene øker med økt temperatur. Det vil si at jo høyere temperatur, jo mer vil partiklene blant annet vibrere og rotere. Dessuten øker også gjennomsnittsfarten til partiklene når temperaturen øker. Figur 2 viser et eksempel på hvordan partikkelmodellen kan brukes til å forklare partiklenes plass og bevegelse i de tre fasene (Hannisdal og Ringnes, 2011, s. 27).

Partiklene i et fast stoff	Partiklene i en væske	Partiklene i en gass
		
Partiklene ligger tettpakket på en systematisk måte (et krystallgitter), er bundet til hverandre, og hver partikkel vibrerer om et fast punkt.	Partiklene ligger uordnet, men samtidig nær hverandre, omtrent som i et fast stoff. Partiklene er bundet til hverandre, og de vibrerer, roterer og beveger seg forbi hverandre.	Partiklene er omtrent ikke bundet til hverandre, og avstanden mellom dem er mye større enn i væsker og faste stoffer. Partiklene beveger seg i rette linjer. Ved kollisjon med hverandre eller veggene i en eventuell beholder endrer partiklene retning eller blir sendt tilbake som elastiske kuler.

Figur 2: Figuren viser noen viktige trekk ved partikkelmodellen i forbindelse med partiklers plass og bevegelse i de tre fasene. Figuren er hentet fra Hannisdal og Ringnes (2011, s. 27)

Partikkelmodellen, slik den undervises på mellomtrinnet, tar blant annet hensyn til hvordan partiklene ligger i forhold til hverandre i de ulike aggregattilstandene.

¹¹Elementæpartiklene elektron, nøytron og proton er ikke en del av partikkelmodellen. Dette kan være forvirrende og kan brukes som et argument mot partikkelmodellen (Ringnes og Hannisdal, 2006, s. 81)

¹²Det er når partiklene kolliderer at nye stoffer dannes, også omtalt som *kollisjonsteori* blant annet i de norske lærebøkene *Kjemi 1* (Brandt og Hushovd, 2010, s. 83) og *Aqua 1* (Steen et al., 2010, s. 130) i forbindelse med kjemiske reaksjoner.

¹³Bevegelsesenergi er ekvivalent med kinetisk energi

Det er altså ikke hvordan partiklene er bygd opp eller hva som holder partiklene sammen i faste stoffer og væsker som er viktig. Jeg ønsker å argumentere for at partikkelmodellen er en god forklaringsmodell også i forbindelse med kjemiske bindinger i programfaget *Kjemi 1* - nettopp fordi modellen blant annet kan settes i sammenheng med aggregattilstandene og at partiklene er i konstant bevegelse. Partikkelmodellen kan med andre ord hjelpe elever til å knytte den nye informasjonen om kjemiske bindinger til noe som allerede er kjent. I tillegg kan partikkelmodellen bryte med de ofte statiske beskrivelsene av blant annet kovalente bindinger.

Partikkelmodellen er ikke en modell som kun hører til på barneskolen. I lærebøker som er beregnet for kjemi på universitetsnivå, er partikkelmodellen tilstede blant annet som «The Kinetic Molecular Theory of Liquids and Solids»¹⁴ (Chang, 2008). På tross av dette er ikke partikkelmodellen eksplisitt nevnt i norske lærebøker i kjemi¹⁵ som er beregnet for programfaget *Kjemi 1*. Det er likevel mulig å finne trekk ved partikkelmodellen i teksten som tar for seg kjemiske bindinger, så modellen er ikke helt ekskludert fra de norske lærebøkene.

En modell som fungerer godt for elever på mellomtrinnet og har tilstrekkelig forklaringskraft til å bli inkludert i universitetspensum, er uansett verdt å se nærmere på. Det er ikke vanskelig å se likhetstrekk ved partikkelmodellen slik den er presentert i Hannisdal og Ringnes (2011) og presentasjoner av modellen i universitetslærebøker. I læreboken *Principles of General Chemistry* under overskriften «A Kinetic-Molecular View of the Three States» introduserer Silberberg (2007) partikkelmodellen med følgende:

Whether a substance is a gas, liquid, or solid depends on the interplay of the potential energy of the intermolecular attractions, which tends to draw the molecules together, and the kinetic energy of the molecules, which tends

¹⁴Partikkelmodellen og «The Kinetic Molecular Theory of Liquids and Solid» er egentlig en utvidelse av kinetisk gassteori. Hvordan gasser fordeler seg i en beholder er nøye studert og matematisk beskrevet. Sammenhengen mellom de teoretiske beregningene av gassers bevegelse og det volumet gasser opptar, og de eksperimentelle observasjonene gjør at teorien er godt etablert og er et nyttig verktøy. Modellen som beskriver og forklarer egenskaper til væsker og fast stoff, er ikke like matematisk forankret og er derfor kun en kvalitativ modell.

¹⁵Norske lærebøker vil si *Kjemien stemmer* (Grønneberg et al., 2007), *Kjemi 1* (Brandt og Hushovd, 2010) og *Aqua 1* (Steen et al., 2010).

to disperse them. According to Coulomb's law, the potential energy depends on the charges of the particles and the distances between them. The average kinetic energy, which is related to the particles's average speed, is proportional to the absolute temperature (Silberberg, 2007, s. 348).

Sitatet over viser hvordan partikkelmodellen på universitetsnivå også knyttes til aggregattilstander og overganger mellom disse. Det er også gjennomgående i flere lærebøker på universitetsnivå at partiklers bevegelse blir satt i sammenheng med blant annet tiltrekningskrefter mellom partiklene. I den forbindelse er Coulombs lov sentral for å forklare styrken til bindingene.

Modeller med optimalt forenklingsnivå

Taber (2000) skriver at det er viktig at de forklaringsmodellene som benyttes i naturfagene har et *optimalt forenklingsnivå*. En modell med optimalt forenklingsnivå er tilpasset det faglige nivået til elevene, slik at elevene blir i stand til å forklare naturvitenskapelige fenomener ved hjelp av modellen. Det er imidlertid ikke nok at modellen er *tilstrekkelig forenklet*. Taber (2000) understreker betydningen av at modellene er forenelig med den vitenskapelige forklaringen som dominerer på et høyere nivå. På den måten kan modellene *utvides* og fremme effektiv læring hos elevene på lang sikt. Taber og Coll (2002) påpeker at forenklinger av vitenskapelige modeller som ikke er laget med tanke på en naturlig progresjon istedet kan fungere som hindre for videre læring. Noen alternative oppfatninger innenfor emnet kjemisk binding kan i følge Taber og Coll (2002) forklares ved at forklaringsmodellene ikke representerer et «verdensbilde» som er i samsvar med det kjemikere vanligvis har.

Taber (2000) er kritisk til å benytte modeller som ikke er egnet til å bli utvidet på et senere utdanningstrinn. Forskning viser nemlig at det er en tidkrevende prosess å få elever til å slippe taket i de forestillingene de allerede har tilegnet seg. Hannisdal og Ringnes (2003) er uenig i at man på et undervisningstrinn ikke må introdusere en modell som er i konflikt med en mer sofistikert modell som innføres

senere og nevner i den forbindelse at det ikke er hensiktsmessig å introdusere Schrödingers atommodell på ungdomstrinnet. Dette er en påstand jeg er enig i, men jeg vil også legge til at jeg heller ikke ser at Bohrs atommodell vil fungere som et hinder for å lære atommodellen til Schrödinger. Lærere må altså velge forklaringsmodeller med aktsomhet og legge vekt på de modellene som best mulig representerer «virkeligheten».

I teksten under vil «oktettrammeverket» og partikkelmodellen bli sett i lys av de to kriteriene for modeller med optimalt forenklingsnivå. Taber og Coll (2002) argumenterer for at oktettrammeverket er et uheldig utgangspunkt for videre læring, mens jeg vil argumentere for at partikkelmodellen er en modell som lar seg utvide og med fordel kan inkluderes i undervisningen av kjemiske bindinger.

Oktettrammeverket - hinder for videre læring?

Taber og Coll (2002) presenterer «oktettrammeverket» som en måte å undervise kjemiske bindinger på som kan hindre videre læring hos elevene. Det er også mulig å knytte en rekke alternative oppfatninger til dette rammeverket, noe som vil bli utdypet i kapittelet om «Alternative oppfatninger knyttet til kjemiske bindinger». Elever som støtter seg til dette rammeverket benytter gjerne et antropomorfsk språk, tar utgangspunkt i nøytrale atomer for å forklare bindinger og legger vekt på oktetregeln som «grunnen» til at kjemiske bindinger dannes. Kjemiske bindinger som ikke kan forklares ved hjelp av oktetregeln er derfor ofte et mysterium for elever (Taber og Coll, 2002). Selv om oktettrammeverket henger nøye sammen med oktetregeln, er ikke disse synonyme begreper. Oktetregeln er nyttig for blant annet å forstå kovalente bindinger og dannelsen av en rekke ioner. På tross av dette kan ikke oktetregeln forklare alle sider ved kjemiske bindinger og gir et statisk bilde av partikler. Det kan derfor være hensiktsmessig å innføre andre forklaringsmodeller som kan fungere som en motvekt til oktetregeln.

Det første kriteriet for modeller med optimalt forenklingsnivå er at modellen skal være forståelig for elevene. Modellen bør altså ikke etterlate elevene med en rekke ubesvarte spørsmål, men gi en tilfredsstillende forklaring på det nivået elevene er.

Oktettregelen er ganske lett å lære og kan anvendes på de ti første grunnstoffene i periodesystemet uten store utfordringer - i alle fall dersom man ser bort fra grunnstoffene i den første perioden som er stabile med kun to elektroner i ytterste skall. For grunnstoffer i tredje periode blir det problemer fordi ytterste skall kan inneholde mer enn åtte elektroner. På tross av dette er oktettregelen nyttig for å belyse hvordan noen molekyler og ioner dannes, men regelen har begrensede forklaringskraft og lar seg ikke så lett utvide til å gjelde «alle» grunnstoffer. Det er imidlertid gjort flere kreative forsøk på nettopp dette. I læreboken *General Chemistry – The Essential Concepts* blir blant annet uttrykk som «The Incomplete Octet» og «The Expanded Octet» tatt i bruk for å inkludere avvik fra oktettregelen (Chang, 2008, s. 298-301). Taber og Coll (2002) argumenterer også for at et altfor stort fokus på atomer gir elevene et uheldig bilde av hvordan reaksjoner egentlig foregår. Det er tross alt kun edelgassene som er stabile som enkeltstående atomer. Dersom oktettregelen er den eneste regelen elevene kan støtte seg til i forbindelse med kjemisk binding, kan dette skape utfordringer for videre læring.

Partikkelmodellen - fremmer effektiv læring?

Jeg vil nå argumentere for at partikkelmodellen med fordel kan følge elevene over flere undervisningstrinn. I følge Hannisdal og Ringnes (2011, s. 27) er partikkelmodellen *enkel* og har stor forklaringskraft. Boken til Hannisdal og Ringnes (2011) er skrevet for lærere som underviser naturfag fra 5. – 10. trinn. Sett i lys av dette er det naturlig å anta at partikkelmodellen er en egnet modell for elever på mellomtrinnet (jamfør Utdanningsdirektoratet (2006b)). Hannisdal og Ringnes (2011, s. 27) skriver blant annet at partikkelmodellen kan gi enkle forklaringer på dagligdagse hendelser uten at det er nødvendig å ta stilling til om partiklene er atomer, molekyler eller ioner. På den andre siden er det også gode muligheter for å benytte partikkelmodellen til nettopp å diskutere hvilken type partikkel forbindelsen er oppbygg av. Partikkelmodellen gir altså rom for utvidelse, som var det andre kravet til modeller med optimalt forenklingsnivå.

Partikkelmodellen slik den er formulert i universitetslæreboeker, bygger også videre

på egenskaper til gasser, væsker og faste stoffer. Dette innebærer blant annet at forklaringene er på et høyere nivå faglig sett og i stedet for «partikler» er det vanlig å presisere om det er molekyler, ioner eller atomer det skrives om. I partikkelmodellen på universitetsnivå er kjemiske bindinger et sentralt emne, spesielt svake bindinger mellom molekyler. På den måten kan partikkelmodellen bidra til å kaste lys over bindingstyper som ikke kan knyttes til oktettregelen. Partikkelmodellen er også egnet til å diskutere forskjeller i smeltepunktet til ulike metallkrystaller, ionekrystaller og kovalente nettverksforbindelser, sammenlignet med stoffer som består av molekyler. I den forbindelse er det viktig å legge til at partikkelmodellen for væsker og faste stoffer ikke er matematisk forankret, og skiller seg slik sett fra partikkelmodellen for gasser som er forankret i kinetisk gassteori. Modellen gir også et godt utgangspunkt for å diskutere egenskaper til væsker som viskositet og overflatespenning¹⁶ (Chang, 2008, s. 398).

Meningsfull læring

Alle er enige om at læring i skolen bør være meningsfull, og dette gjelder selvfølgelig også for læring av kjemiske bindinger. Jeg vil argumentere her for at bruken av partikkelmodellen er nyttig for å gjøre læring av kjemiske bindinger mer meningsfull. Ved å koble kjemiske bindinger til partikkelmodellen, som allerede er kjent for elevene, vil elevene få ytterligere en knagg å bygge den nye kunnskapen om kjemiske bindinger på. Dette er i samsvar med det Hannisdal og Ringnes (2011) skriver om å utvikle kjemiforståelse:

En definisjon gir en kort og presis beskrivelse av hva man legger i et begrep, og er et godt utgangspunkt for begrepslæringen. Men en definisjon alene er ikke nok til å gi begrepet mening. Forståelsen ligger i alle de assosiasjonene

¹⁶Overflatespenningen i vann (l) kan demonstreres ved å helle vann i en glasskål, for så å drysse litt knust kanel over skålen. Pulveret vil så fordele seg jevnt utover vannoverflaten i et pent mønster. Dersom en fyrstikk dyppes i litt Zalo og så stikkes ned i skålen vil overflatespenningen brytes akkurat i dette området, og pulveret slår seg til ro i et nytt mønster. Det faglige poenget kan være å demonstrere overflatespenningen til vann, men det er også mulig å diskutere hvordan grønnsåpe løser seg i vann.

man kan knytte til begrepet, og hvordan begrepet kan settes i sammenheng med andre kjemibegreper. I undervisningen må vi derfor sørge for å bygge ut assosiasjonene til begrepet og etablere koblinger til tidligere kunnskap (Hannisdal og Ringnes, 2011, s. 31).

Partikkelmodellen fungerer godt til å forklare (makroskopiske) egenskaper ved gasser, væsker og faste stoffer ved å se på forholdet mellom bevegelsesenergien til partiklene og temperaturen. Kunnskap om hvordan en partikkel (et atom, ion eller molekyl) er bygd opp kan med fordel knyttes til partikkelmodellen. Modellen er også et godt utgangspunkt for å forklare hvilke bindinger som holder partiklene sammen i faste stoffer og væsker. Partikkelmodellen lager altså en ramme rundt store deler av de problemstillingene som hører til undervisningen av kjemiske bindinger.

I følge Hannisdal og Ringnes (2011) ligger forståelsen av kjemifaget, og dermed også forståelsen av kjemiske bindinger, i de assosiasjonene man kan knytte til emnet. Det er altså ikke tilstrekkelig at elevene kan definisjoner eller korte beskrivelser av kjemiske bindinger. Beskrivelsene må settes i en sammenheng. I den forbindelse vil jeg gjøre oppmerksom på at kjemiske bindinger med fordel kan benyttes til å forklare fysiske egenskaper som for eksempel smelte- og kokepunkt, viskositet og hardhet. På den måten får elevene mulighet til å sette kjemiske bindinger i sammenheng med andre kjemibegreper, noe som forhåpentligvis resulterer i at elevene utvikler en større forståelse av dette temaet. Fysiske egenskaper som smelte- og kokepunkt kan med fordel knyttes til partikkelmodellen.

Den kanskje aller viktigste oppgaven til læreren er å legge opp undervisningen slik at elevene lærer. Læringsteorier belyser ulike sider ved læringsprosessen vi mennesker går gjennom, og det er ikke uvanlig at det i kjemididaktiske sammenhenger blir fremhevet at hver enkelt elev selv må konstruere og strukturere sin egen viten (Ringnes og Hannisdal, 2006, s. 51-52), noe som for såvidt gjelder i mange andre fagsammenhenger også. Elevene tilegner seg ny kunnskap gjennom flere år på skolebenken, og allerede før eleven starter på skolen har de utviklet en rekke oppfatninger om naturvitenskapelige fenomener. Noen av disse oppfatningene er

ikke forenelige med de naturvitenskapelige teoriene, mens andre oppfatninger er forenklinger som stadig utvikles. Ringnes og Hannisdal (2006) skriver følgende om prosessen elevene er igjennom:

Den kunnskapen eleven selv har konstruert, har ikke den samme status som naturviternes. Læring vil derfor innebære både en utvidelse, en utbygging og en omstrukturering av elevens til enhver tid kognitive struktur (Ringnes og Hannisdal, 2006, s. 52).

Fra sitatet over kommer det frem at læring er en dynamisk prosess. Hver elev går inn i undervisningen med ulik bakgrunnskunnskap, og læring skjer ved at en elev knytter den nye informasjonen til noe som allerede er en del av elevens kognitive strukturer. Det er likevel viktig å huske på at det finnes en rekke forskjellige læringsteorier som belyser ulike sider ved læringsprosessene til elevene. Sett i lys av dette vil jeg her se nærmere på det David Ausubel skriver om meningsfull læring i boken *The Psychology of Meaningful Verbal Learning*. Tilnærmingen til Ausubel (1963) fungerer godt til å belyse hvordan elevene tilegner seg kjemikunnskap, noe som også bekreftes ved at begrepet *meningsfull læring* har fått plass i flere kjemididaktiske lærebøker (Ringnes og Hannisdal, 2006; Herron, 1996).

I følge Ausubel (1963) er fordelen med den måten å tilegne seg kunnskap på som han presenterer, for det første at det er god utnyttelse av læringsanstrengelsene til elevene¹⁷. For det andre fører meningsfull læring til en mer stabil hukommelse og for det tredje blir kunnskapen elevene tilegner seg lettere å overføre til nye situasjoner (Ausubel, 1963, s. 23). Ausubel (1963) poengterer at pugging ikke skjer i et kognitivt vakuum. Den informasjonen som elevene har pugget er likevel kun tilgjengelig i ordrett form og er isolert fra de allerede eksisterende kognitive strukturer til elevene. Det er derfor svært vanskelig for en elev å knytte ny informasjon til den kunnskapen han har tilegnet seg ved bare å pugge (Ausubel, 1963, s. 41).

Meningsfull læring er først og fremst en *prosess* som resulterer i meningsfull læring av et materiale, for eksempel en «definisjon» av en kovalent binding. Det er med

¹⁷Ausubel (1963) skrev: «Economy of learning effort».

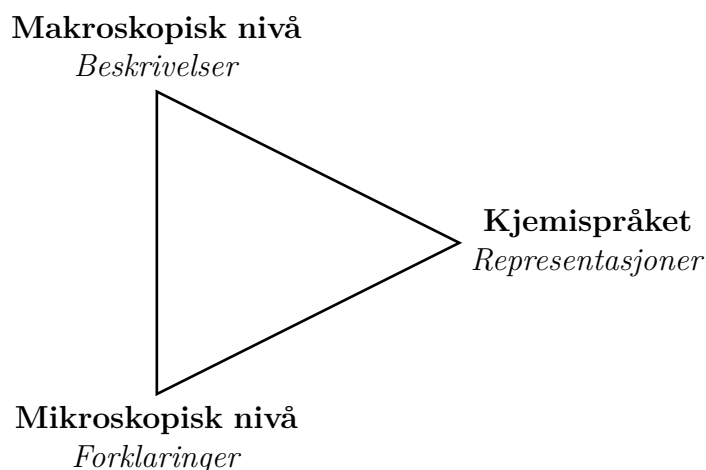
andre ord den enkelte elev som må ta utfordringen med å knytte den nye informasjonen til noe som allerede er kjent, slik at læringsprosessen blir meningsfull. I følge Ausubel (1963) har den nye tilegnede kunnskapen i så fall blitt *psykologisk meningsfull* for eleven.

Ausubel (1963) presenterer noen kriterier ved læringsmaterialet som er nødvendig for at en meningsfull læringsprosess kan finne sted. Læreren kan dra nytte av disse kriteriene i arbeidet med å legge tilrette for at en god læringsprosess oppstår hos elevene. I den forbindelse innfører Ausubel (1963) begrepet *potensielt meningsfullt* læringsmateriale. Det er to kriterier som må tilfredstilles for at en oppgave kan være potensielt meningsfull for en elev. For det første må oppgaven eller læringsmaterialet være logisk bygd opp. Dette kriteriet er kun avhengig av læringsmaterialet, og er ikke spesielt vanskelig å godta. En definisjon av en kjemisk binding som ikke passer inn i «verdensbildet» til en kjemiker, er naturligvis et vanskelig utgangspunkt for meningsfull læring. Selv om en læresetning er logisk bygd opp, betyr ikke det automatisk at den er potensielt meningsfull for eleven. Det andre kriteriet er nemlig at elevene må ha de nødvendige forkunnskapene som trengs for å bearbeide læresetningen i sine egne kognitive strukturer. Hvilke forkunnskaper elevene har er selvfølgelig avhengig av den enkelte elev, og dette er en utfordring for læreren.

Grunnen til at Ausubel (1963) legger vekt på at læringsmaterialet kun er *potensielt* meningsfullt, er at et potensielt meningsfullt materiale kun er en forutsetning for meningsfull læring. Det er prosessen av meningsfull læring som resulterer i at en læresetning blir *psykologisk* meningsfull for en elev. Selv om flere elever i en klasse har en psykologisk meningsfull forståelse av ionebinding, vil disse elevene likevel ha individuelle assosiasjoner til ionebindinger og salter. Dette kan begrunnes med at prosessen avhenger av hva elevene kan fra før, noe som varierer fra elev til elev. Læreren sin oppgave er å legge til rette for at elevene jobber med potensielt meningsfullt materiale, slik at meningsfull læring er et mulig resultat når elevene arbeider med temaet kjemisk binding.

Kjemitrekanten og de tre nivåene til Jensen

Mange elever opplever at det er vanskelig å lære seg kjemi. Disse utfordringene forklares ofte ved at elevene må beherske et samspill mellom beskrivelser på *makroskopisk nivå* og forklaringer på *mikroskopisk nivå*. I tillegg til dette, skal også forbindelsene og reaksjonene representeres ved hjelp av kjemiske symboler og likninger, altså ved å bruke *kjemispråket* (Ringnes og Hannisdal, 2006). Disse tre aspektene ved kjemifaget er ofte anskueliggjort med hvert sitt hjørne i en trekant, som ganske enkelt omtales som «kjemitrekanten» (se figur 3). Formålet med denne organiseringen, er å vise at det er et samspill mellom de tre tilnærmingene til kjemifaget. Hos læreren er dette samspillet gjerne godt implementert. Det kan derfor være vanskelig for elevene å henge med på de slutningene læreren trekker (tilsynelatende) ut fra intet (Johnstone, 1982).

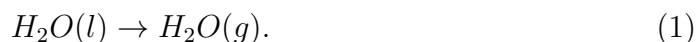


Figur 3: En viktig del av å lære seg kjemi er nettopp å bli fortrolig med samspillet mellom det makroskopiske nivået, det mikroskopiske nivået og kjemispråket som er anskueliggjort med hvert sitt hjørne i kjemitrekanten.

Det var Johnstone (1982) som lanserte ideen om at vi kan *beskrive* egenskaper på det makroskopiske nivået og videre *representere* de kjemiske forbindelsene og deres endringer ved hjelp av kjemiske symboler, formler og likninger. Å beherske det kjemiske fagspråket og andre representasjonsformer er en viktig del av å lære kjemi. Det makroskopiske nivået inkluderer det som kan sanses, som for eksempel

farge, lukt, tetthet og viskositet. Det mikroskopiske nivået inkluderer forklaringer av blant annet de observasjonene som gjøres på det makroskopiske nivået, ved å benytte begreper som molekyler ioner og atomer.

Samspillet mellom det makroskopiske nivået og representasjoner kan forklares med en enkel elevøvelse. Elevene kan ta for seg en forbindelse, for eksempel vann, og beskrive egenskapene til forbindelsen ved romtemperatur. Dersom temperaturen økes tilstrekkelig (for vann vil det si en økning til minst 100° C ved vanlig trykk.) vil det skje en faseendring som er merkbar på det makroskopiske nivået, altså ved at væsken går over til å bli damp. Denne endringen kan representeres ved hjelp av kjemispråket på følgende måte¹⁸:



For at denne representasjonsformen skal være potensielt meningsfull for elevene, må de kjenne til hvordan vann uttrykkes ved hjelp av kjemiske symboler. I tillegg må de kjenne til aggregattilstandene, samt hvordan disse representeres med symbolene (s), (l) og (g). Disse forkunnskapene er nødvendige for at elevene kan oversette det likningen representerer til egne ord¹⁹. Videre er det opp til den enkelte elev å koble sammen det kjemiske symbolet for vann, tilstandssymbolene, aggregattilstandene og temperaturendringen, slik at dette totalt sett kan gi mening til reaksjonslikning (1). En elev som bearbeider informasjonen i sine kognitive strukturer på denne måten, sitter igjen med en mer eller mindre meningsfull forståelse av faseovergangen til vann. Eleven kan derfor benytte denne kunnskapen i møte med nye, lignende problemstillinger.

Slik elevøvelsen er beskrevet så langt, har det kun vært nødvendig for elevene å forholde seg til samspillet mellom det makroskopiske nivået og kjemispråket. Det er altså mulig å runde av elevøvelsen uten at elevene har *forklart* faseovergangen på det mikroskopiske nivået, altså ved å benytte begreper som atomer, ioner og

¹⁸Et kompetansemål for programfaget *Kjemi 1* er at «eleven skal kunne sette opp reaksjonslikninger med tilstandssymboler» (Utdanningsdirektoratet, 2006a).

¹⁹At elevene kan forklare med egne ord, er et uttrykk for at de arbeider med å sette begrepene sammen i egne kognitive strukturer.

molekyler. Johnstone (1982) skriver i sin artikkel «Macro- and microchemistry» at det av og til er godt nok for elevene å kunne koble sammen beskrivelser på det makroskopiske nivået og kjemiske representasjoner. For en elev som i den videregående skolen har valgt fordypning i kjemi, er det likevel lov å anta at forklaringene på det mikroskopiske nivået er vel så interessante. Forklaringene på det mikroskopiske nivået kan da gjøres ved å benytte partikkelmodellen og kunnskap om kjemiske bindinger - både de sterke og de svake.

Stoffer kan tilnærmes via tre nivåer

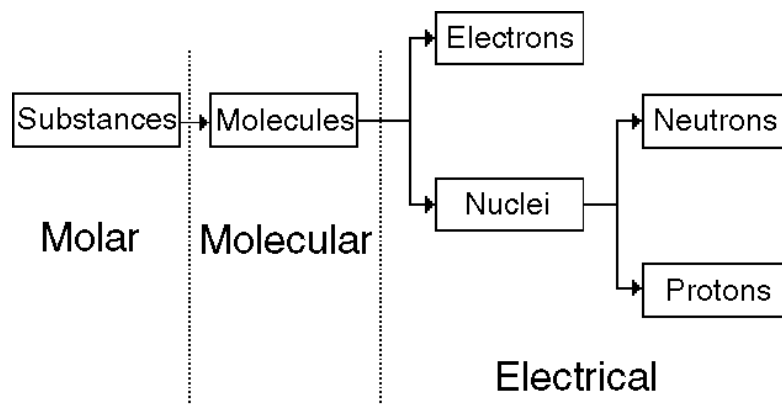
Det mikroskopiske nivået kan med fordel igjen deles opp i to nivåer, nemlig *molekylært nivå* og *elektrisk nivå*. Denne inndelingen er inspirert fra artikkelsamlingen til Wiliam B. Jensen som tar for seg logikk, historie og lærebøker i kjemi (Jensen, 1998a,b,c). I tabell 1 er en oversikt over de tre nivåene, altså det makroskopiske, det molekylære og det elektriske nivået. Det kan også være nyttig å se på figur 4 som gir en skjematisk presentasjon av de tre nivåene.

Tabell 1: Stoffer kan beskrives på tre ulike nivåer, nemlig makroskopisk nivå, molekylært nivå og elektrisk nivå. Klassifiseringen til Jensen er oppgitt i kursiv.

Nivå	Sammensetning og struktur
Makroskopisk nivå <i>- Molar Level</i>	Kvalitativ angivelse av stoffer (spesifikke egenskaper som f.eks fasetilstand, utseende, tetthet). Empirisk sammensetning av stoffer (rene stoffer og forbindelser, blandinger og løsninger).
Molekylært nivå <i>- Molecular Level</i>	Variasjoner i molekylær sammensetning og struktur (inkluderer gitterstrukturer og molekylgeometri).
Elektrisk nivå <i>- Electrical Level</i>	Variasjoner i elektron- og kjernesammensetning (elektronkonfigurasjon, isotoper) og struktur (eksiterte tilstander)

Kjemiske bindinger er nært knyttet til det elektriske nivået. Det er likevel ikke

hensiktsmessig, og kanskje heller ikke mulig, å diskutere kjemiske bindinger uten å inkludere det molekylære og det makroskopiske nivået. Johnstone (1982) legger vekt på at det som kan beskrives på det makroskopiske nivået, kan forklares på det mikroskopiske nivået. I den forbindelse er det nyttig å opplyse om at det molekylære nivået også kan forklares ved hjelp av det elektriske nivået²⁰. Det kan derfor oppstå en logisk brist dersom vi ikke er klar over denne tredelingen. Det er imidlertid ikke alltid like lett å skille mellom det elektriske og det molekylære nivået, og det kan derfor virke mot sin hensikt å introdusere denne inndelingen for elevene. Læreren på sin side kan med fordel kjenne til de tre nivåene til Jensen (1998a) fordi disse nivåene gir økt innsikt om de ulike måtene vi kan tilnærme oss og forklare kjemiske stoffer på.

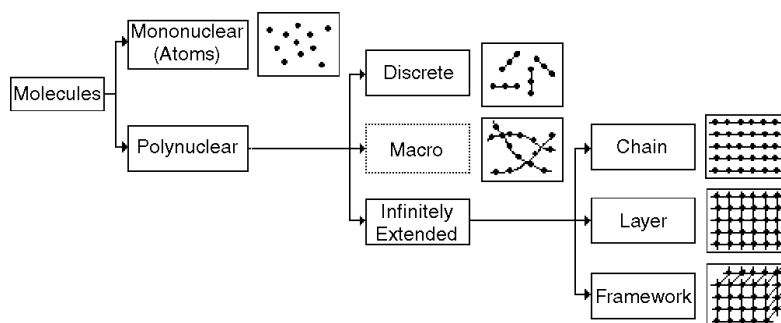


Figur 4: En skjematisk presentasjon av det makroskopiske, det molekylære og det elektriske nivået. Figuren er hentet fra Jensen (1998b, s. 821)

Det makroskopiske nivået²¹ ble introdusert allerede i forbindelse med kjemitrekan- ten og inkluderer en kvalitativ angivelse av stoffer. Når elevene arbeider eksperi- mentelt, forholder de seg til konkrete stoffer på det makroskopiske nivået som, i følge Johnstone (1982), er «nothing smaller than a brick». Det er derfor mulig å

²⁰Det er mellom annet mulig å forklare den bøyde strukturen til vannmolekylet ved å ta hensyn til frastøtningskrefter mellom elektronene rundt sentralatomet, som i dette tilfellet er oksygenatomet.

²¹Jensen (1998a) har valgt å omtale dette nivået som «molar level», noe som er uheldig siden vi vanligvis assosierer kvantitative beregninger til ordet «molar». Jeg har derfor valgt å omtale dette nivået som makroskopisk.



Figur 5: En skjematisk presentasjon av det molekylære nivået. Figuren er hentet fra Jensen (1998b, s. 821)

angi utseende til stoffene, samt vurdere egenskaper som tetthet og viskositet. Slik sett er det samsvar mellom inndelingen til Jensen (1998a) og den Johnstone (1982) presenterer.

Det molekylære nivået hos Jensen (1998a) inkluderer *variasjoner i molekylær sammensetning og struktur*. Dette nivået er altså ikke synlig for det blotte øye, slik som det makroskopiske nivået. Med molekylær *sammensetning* menes hvilke grunnstoffer som utgjør et stoff, for eksempel er det kombinasjonen av to hydrogenatomer og et oksygenatom som tilsammen utgjør et vannmolekyl. Det er også nødvendig å angi romlig anordning for å få et fullstendig inntrykk av forbindelsen på det molekylære nivået, for eksempel har vannmolekylet en bøydd struktur.

Selv om det andre nivået har blitt kalt «molekylært nivå», er det på ingen måte kun molekyler som hører til på dette nivået - snarere tvert i mot. Forskning viser at elever har vanskelig for å forholde seg til stoffer som ikke er diskrete molekyler (Taber og Coll, 2002). Ved å benytte inndelingen til Jensen (1998a,b,c) blir også uendelig store strukturer som kovalente nettverksforbindelser, ionegitter og metallkrystaller logisk tilknyttet det molekylære nivået. Å kalle dette nivået for «molekylært» strider imot hvordan det er vanlig å tilnærme seg stoffer i kjemiundervisningen. Det er heller ikke en inndeling som er vanlig blant kjemikere. Jensen (1998a,b,c) argumenterer likevel så grundig og logisk for inndeling sin, at det er vanskelig å la den passere i stillhet (Kvittingen, 1997). Inntil videre er det derfor nødvendig å akseptere at det molekylære nivået også inkluderer variasjoner i sam-

menyetning og struktur av andre forbindelser enn de Jensen (1998b) omtaler som diskrete molekyler. For å få en oversikt over hvordan Jensen (1998b) presenterer stoffer på det molekylære nivået, se figur 5.

Det er verdt å legge merke til at Jensen (1998b) lar edelgassene være mononukleære molekyler og kategoriserer resten av forbindelsene som polynukleære. På den måten fremhever også Jensen (1998b) at det kun er edelgassene som er stabile som «enkelstående»²² atomer og er slik sett avviket fra normalen - ikke motsatt. Jensen (1998b) ønsker også å poengtere at molekyler ikke består av atomer, for i det øyeblikket atomene har bundet seg til hverandre mister de også de egenskapene som vi tilskriver et «enkelstående» atom. Satt på spissen består en molekylær forbindelse, slik Jensen (1998b) ser det, kun av kjerne(r) og elektroner, og det er i beste fall upresist at vi i dag legger så stor vekt på at molekyler består av atomer. Denne tankegangen bryter med den måten vi vanligvis tilnærmer oss kjemiske forbindelser og den trenger ikke å bli inkludert direkte i undervisningen til elevene. Innspillene fra Jensen (1998a,b,c) gir på tross av dette økt innsikt om oppbygningen til de forbindelsene vi omgir oss med, noe som kommer godt med for læreren som skal undervise om kjemiske bindinger. Figur 5 gir også et godt utgangspunkt for å rette oppmerksomheten mot andre typer stoffer enn de som er bygd opp av diskrete molekyler. Partikkelmodellen fungerer i stedet godt til å fremheve at også diskrete molekyler holdes sammen i uendelig store strukturer på grunn av svake bindinger mellom (de diskrete) molekylene. Videre i denne oppgaven vil jeg forholde meg til begrepene atom og molekyl slik de vanligvis benyttes i undervisningen i den videregående skolen. Det vil si at ioner, molekyler og atomer er partikler som hører til det molekylære nivået i denne oppgaven.

Det elektriske nivået inkluderer variasjon i elektron- og kjernesammensetning, samt elektronkonfigurasjoner. Jensen (1998a) har valgt å omtale det tredje nivået som elektrisk, noe som er naturlig fordi to av elementærpartiklene er elektrisk ladde partikler. Det er en sterk kobling mellom kjemiske bindinger og det elektriske nivå-

²²Med enkeltstående atomer i denne oppgaven menes atomer som ikke inngår i en kjemisk forbindelse. Edelgassene er stabile som atomer, men de fleste grunnstoffer må derimot inngå i en kjemisk forbindelse for å bli stabile.

et, særlig dersom kjemiske bindinger knyttes til tiltrekningskrefter mellom motsatt ladde partikler. Det er tiltrekningskrefter mellom den positive atomkjernen og de negative elektronene som holder partiklene i atomet sammen, og det er tiltrekningskrefter mellom den positive atomkjernen og valenselektronene som utgjør metallbindingen. Slik sett er elektrostatiske krefter svært viktige for å forstå ulike sider ved oppbygningen til stoffer.

I undervisning av kjemiske bindinger er det ikke alltid like lett å kun forholde seg til det elektriske nivået for å forklare alle typer bindinger. Ionebindingen forklares gjerne som tiltrekningskrefter mellom motsatt ladde ioner, og kan dermed knyttes til det molekylære nivået. Det er også naturlig å omtale svake bindinger ved å ta utgangspunkt i at molekylet er en dipol, i stedet for å inkludere elementærpartiklene. På den andre siden er ionet for eksempel positivt ladd kun fordi det inneholder flere protoner enn elektroner, og ionebindingen henger derfor nøye sammen med det elektriske nivået også. Oppbygningen til alle stoffer henger slik sett nøye sammen med de elektrisk ladde elementærpartiklene og betraktninger knyttet til det elektriske nivået.

Energi og undervisning av kjemiske bindinger

Energi er et viktig begrep i forbindelse med undervisning av kjemiske bindinger. I den forbindelse benyttes særlig prinsippet om «minimal energi», altså at det systemet som har lavest energi også er det mest stabile, for å forklare at kjemiske bindinger dannes (Zumdahl og Zumdahl, 2000, s. 350). Det er også vanlig å knytte prinsippet om laveste energi til oktettregelen og til de stabile edelgassene. Coulombs lov er blant annet nyttig for å forklare den relative styrken til de kjemiske bindingene, og sett i lys av at bindingsenergi er den energien som skal til for å bryte en kjemisk binding²³ (Zumdahl og Zumdahl, 2000, s. 350), er det nyttig å sette Coulombs lov i sammenheng med det overordnede energibegrepet. I den forbindelse har jeg tatt utgangspunkt i slik Atkins og de Paula (2010, Fundamentals

²³I de norske lærebøkene *Kjemien stemmer, Aqua 1* og *Kjemi 1* blir den relative styrken til kjemiske bindinger knyttet til fysiske egenskaper som smelte- og kokepunkt. Dette er egenskaper som er nært knyttet til bindingsenergi.

4) presenterer energi i læreboken *Atkins' Physical Chemistry*.

Energi er kapasitet til å utføre et arbeid. Energi kan videre deles inn i *kinetisk energi* (bevegelsesenergi) og *potensiell energi*. Den kinetiske energien avhenger av hvordan legemet beveger seg, og er i så måte også avhengig av farten til legemet. Matematisk kan kinetisk energi, E_k , uttrykkes ved:

$$E_k = \frac{1}{2}mv^2, \quad (2)$$

hvor m er legemets masse og v er legemets hastighet.

Den potensielle energien til et legeme er den energien legemet har på grunn av sin posisjon. I motsetning til uttrykket for kinetisk energi, er det ikke mulig å lage et universelt uttrykk for den potensielle energien, siden uttrykket avhenger av hvilken type kraft legemet utsettes for. Det mest kjente uttrykket for potensiell energi er når et legeme påvirkes av gravitasjonskraften, se likning (3). Den potensielle energien er da uttrykt ved:

$$E_g = mgh, \quad (3)$$

hvor m er legemets masse, h er høyden over bakken, og g er den aktuelle tyngdeakselerasjonen.

I undervisningen av kjemiske bindinger er det i stedet elektrostatiske vekselvirkninger som er viktige for å bestemme den potensielle energien til legemer, og det er her Coulombs lov gjør seg gjeldene. Den potensielle energien til partikler er nemlig uttrykt i Coulombs lov som matematisk kan uttrykkes som i likning (4):

$$E_c = k \frac{Q_1 Q_2}{r}, \quad (4)$$

hvor k ²⁴ er en konstant. Q_1 og Q_2 er elektriske punktladninger, mens r er avstanden mellom de to punktladningene. Fra likning (4) ser vi at den potensielle energien er

²⁴Konstanten k kan uttrykkes om følgende: $\frac{1}{4\pi\epsilon_0}$, og ϵ_0 er permitivitetskonstanten i vakuum.

lik null dersom partiklene er uendelig langt fra hverandre. Den potensielle energien uttrykkes i SI-enheten Joule (J), mens punktladningene uttrykkes i coulomb (C). Punktladningen er ofte et multiplum av elementærladningen, e^{25} .

Den totale energien til en partikkel er summen av den kinetiske energien (E_k) og den potensielle energien (E_p):

$$E = E_k + E_p. \quad (5)$$

I den forbindelse er det passende å runde av med energibevaring, som er en viktig lov som blir mye brukt. Loven sier at energi verken kan lages eller ødelegges, men kan overføres fra en form til en annen. Den totale energien er altså konstant i et system. Selv om det er mest vanlig å gjøre relative energibetraktninger i forbindelse med undervisning av kjemiske bindinger i den videregående skolen, er det likevel nyttig å sette de ulike begrepene i sammenheng med hverandre. Særlig siden Coulombs lov introduseres i læreboken *Aqua 1* (Steen et al., 2010).

Prinsippet om «minimal energi» og Coulombs lov

Kjemiske bindinger kan forklares ved å ta utgangspunkt i Coulombs lov og legge vekt på elektrostatiske tiltreknings- og frastøtningskrefter i undervisningen av kjemiske bindinger. Den avstanden mellom partiklene som gir den *laveste* potensielle energien vil finne sted når systemet er i likevekt. Det er også sammenheng mellom Coulombs lov, laveste energi og kovalente bindinger, og Tro (2008) skriver følgende om dette:

When a nonmetal bonds with another nonmetal, neither atom transfers its electron to the other. Instead some electrons are *shared* between the bonding atoms. The shared electrons interact with the nuclei of both atoms, lowering their potential energy through electrostatic interactions with the nuclei. The resulting bond is called a **covalent bond**. [...] The atoms within

²⁵Ladningen til et elektron er $-e$, mens ladningen til et proton er $+e$.

all molecular compounds are held together by covalent bonds (Tro, 2008, s. 85-86).

Taber (2001) har gjennomført en studie av hvordan elever endrer forklaringsmodeller knyttet til kjemiske bindinger. En elev støttet seg i utgangspunktet til oktettregelen for å forklare kjemiske bindinger, men oppdaget etterhvert at den hadde begrenset forklaringskraft. Eleven gikk da gradvis over til å benytte prinsippet om «minimal energi» og Coulomb-krefter (altså tiltreknings- og frastøtningskrefter, samt Coulombs lov) (Taber, 2001, s. 737).

Egenskaper som kan forklares med utgangspunkt i partikkelmodellen

Elevøvelsen som omhandler faseoverganger regnes nok av de fleste som en fysisk endring. Reaksjonslikning (1) fremhever også at det er grunn til å skille mellom kjemiske og fysiske egenskaper og endringer (siden det kun er tilstandssymbolet som er endret fra venstre til høyre side av reaksjonslikningen). Hannisdal og Ringnes (2011) skiller mellom kjemiske og fysiske egenskaper på følgende måte:

Fysiske egenskaper kan registreres eller undersøkes uten at stoffet blir ødelagt. Det er egenskaper som farge, smeltepunkt, kokepunkt, tetthet, elektrisk ledningsevne, varmeledningsevne, hardhet, elastisitet og magnetiske egenskaper. [...] De kjemiske egenskapene til et stoff sier oss hvordan det reagerer med andre stoffer. Det opprinnelige stoffet blir da omdannet i reaksjonen, og nye stoffer blir dannet (Hannisdal og Ringnes, 2011, s. 24).

Sett i lys av nivåene til Jensen (1998a,b,c) kommer det frem at skillet mellom fysiske og kjemiske egenskaper gjøres på det molekylære nivået²⁶. Det er med andre ord mulig å registrere eller undersøke fysiske egenskaper uten at det oppstår

²⁶Det er verdt å legge merke til at Hannisdal og Ringnes (2011) legger skillet mellom fysiske og kjemiske egenskaper til *kun* det molekylære nivået, og blander altså ikke inn det makroskopiske eller det elektriske nivået, noe som i følge Jensen (1998b) er nødvendig for å kunne dra nytte av definisjonen.

endringer ved sammensetningen av atomer eller ved hvordan disse er orientert i forhold til hverandre (i molekyler), noe som taler for å legge vekt på fysiske egenskaper for å lære mer om kjemiske bindinger. I tillegg til de fysiske egenskapene som er nevnt i sitatet over, vi jeg legge til viskositet, overflatespenning, polaritet og løselighet. Dette er ikke en komplett oversikt over fysiske egenskaper, men mer en kilde til inspirasjon. I stedet for å bruke tid på å forklare *dannelsen* av kjemiske bindinger fra «enkeltstående» atomer (Taber og Coll, 2002), er det mer hensiktsmessig å knytte de kjemiske bindingene til fysiske egenskaper og på den måten også lage en kobling til det makroskopiske nivået.

Det er noen fysiske egenskaper som har en tydeligere kobling til kjemiske bindinger enn andre²⁷. Viskositet, smeltepunkt og kokepunkt er eksempler på fysiske egenskaper som med fordel kan knyttes til partikkelmodellen, fordi alle de tre egenskapene er indirekte knyttet til aggregattilstandene. Viskositet er mål på strømningsmotstanden til væsker og gasser (Silberberg, 2007, s. 367). Væsker med høy viskositet er derfor mer tyktflytende enn de med lavere viskositet. Det er mulig å sammenligne viskositeten til to væsker, for eksempel glyserol og vann, og forklare forskjellen i viskositet med utgangspunkt i molekylstruktur og de svake bindingene som holder molekylene sammen i væskefasen. Det kommer da frem at glyserol inneholder tre hydroksylgrupper og det vil derfor dannes flere hydrogenbindinger mellom glyserolmolekylene i væskefasen, enn mellom vannmolekylene. I tillegg er glyserol et større molekyl enn vannmolekylet og glyserol vil derfor ha høyere viskositet enn vann ved romtemperatur. Væskefasen slik den er beskrevet i partikkelmodellen, danner også et godt utgangspunkt for å diskutere løselighet og polaritet. Grunnen til at partikkelmodellen er et godt utgangspunkt for å forklare fysiske egenskaper, er at alle stoffer opptrer enten som fast stoff, væske eller gass.

Målet er at elevene skal gjennomgå en meningsfull læringsprosess når de arbeider med kjemiske bindinger, og da er det altså ikke tilstrekkelig at elevene kan gjengi korte beskrivelser av de ulike bindingstypene. Det er viktig at beskrivelsene settes

²⁷Det er mulig å forklare fargen til et stoff ved å vise til elektronstruktur og eksitasjon, se læreboken *Aqua 1* (Steen et al., 2010, Kap. 9). Dette er likevel ikke så tydelig knyttet til kjemiske bindinger.

i sammenheng med andre begreper, og for eksempel benyttes til å forklare fysiske egenskaper. På den måten dukker det forhåpentligvis opp problemstillinger som legger tilrette for at elevene stiller kritiske spørsmål og bearbeider det de har lært ved hjelp av en meningsfull læringsprosess. I introduksjonen til boken *A Question of Chemistry: Creative Problems for Critical Thinkers*, står det følgende om formålet med boken:

We wanted our students to learn *how* to think and not just *what* to think; we wanted them to recognise that learning to become a chemist involves more than learning chemical facts and that chemistry is not (as we have heard it described) 'a purely factual subject'; we wanted them to learn to question, to think critically and creatively, and to make judgement (Garratt et al., 1999, s. vi)

Et viktig formål med å innføre fysiske egenskaper i forbindelse med undervisningen av kjemiske bindinger er nettopp å stimulere kritisk tenkning hos elevene. Sitatet over kan settes i sammenheng med at kjemifaget stort sett formidles gjennom modeller som er forenklinger av virkeligheten. Det kan derfor være vel så viktig å lære elevene å være kritiske til modellene slik at de ikke bare kan gjengi en modell, men også kan peke på styrker og svakheter ved modellen. Den «korrekte» modellen finnes ikke. Ved å være kritiske til de modellene vi møter i undervisningen og i lærebøker, vil nye sammenhenger dukke opp og noen sammenhenger vil vise seg å ikke stemme.

Alternative oppfatninger knyttet til kjemiske bindinger

Alternative oppfatninger er, i denne oppgaven, et samlebegrep for oppfatninger som ikke stemmer overens med fagkunnskapen på området. Det er ikke uvanlig at elever utvikler hverdagsforestillinger, som er alternative oppfatninger som utvikles uavhengig av undervisning i skolen. Det er likevel en stor del av de alternative oppfatningene i kjemi som utvikles gjennom undervisning. Dette kan henge sammen med at kjemi er nokså abstrakt av natur (Ringnes og Hannisdal, 2006, s. 69-72). Kunnskap om alternative oppfatninger kan derfor styrke undervisning av kjemiske bindinger. Særlig dersom det legges til grunn et lærings syn hvor elevene tilegner seg ny kunnskap basert på hva de allerede kan fra før (se avsnitt om «Meningsfull læring»). Elever som har mange alternative oppfatninger vil etter hvert få en del «hull» i kjemikunnskapen sin. Det er også mulig at eleven bygger ny kunnskap på de alternative oppfatningene de har om kjemiske bindinger, slik at disse forplanter seg videre blant annet til kjemiske reaksjoner. Det er derfor viktig å avdekke så mange som mulig av disse alternative oppfatningene.

En oversikt over alternative oppfatninger

Haluk Özmen (2004) har samlet en rekke alternative oppfatninger innenfor kjemisk binding. Han har studert forskningsartikler som ble publisert fra slutten av 1980-tallet og frem til starten på 2000-tallet da hans egen artikkel «Some Student Misconceptions in Chemistry: A literature Review of Chemical Bonding» ble publisert. Özmen (2004, s. 149) skriver at det er vanlig å dele kjemisk binding inn i *ionebinding*, *kovalent binding* og *metallbinding* når det forskes på emnet. Det er også denne tredelingen forfatterne av de norske lærebøkene *Aqua 1*, *Kjemien Stemmer* og *Kjemi 1* benytter når de presenterer sterke kjemiske bindinger. Inndelingen er ikke absolutt og flere artikler avviker fra denne. Grupperingen av kjemiske bindinger som enten kovalente bindinger, ionebindinger eller metallbindinger er i følge Jensen (1998b), en inndeling på det elektriske nivået. De alternative oppfatningene

som presenteres i ulike forskingsartikler omhandler ikke bare elektrisk nivå, men også molekylært nivå som gitterstrukturer og molekylgeometri (se tabell 6). Det er derimot lite informasjon om koblingen mellom fysiske egenskaper og kjemiske bindinger. Sitatet under bekrefter at kjemisk binding er et omfattende emne som henger nøye sammen med en rekke begreper:

[Chemical bonding] is also a topic that student's commonly find problematic and develop a wide range of misconceptions. The concepts of electron, ionization energy, electronegativity, bonding, geometry, molecular structure, and stability are central to much of chemistry from reactivity in organic chemistry to spectroscopy in analytical chemistry (Özmen, 2004, s. 149).

Selv om kjemiske bindinger er nært knyttet til det elektriske nivået, kommer det frem i sitatet at også det molekylære nivået må inkluderes i undervisningen av emnet. Dette henger også sammen med at det molekylære nivået gjerne forklares ved hjelp av det elektriske. I tabell 6 kan flere av de alternative oppfatningene knyttes til det molekylære nivået, som for eksempel polare molekyler, intermolekulære krefter (svake bindinger) og molekylgeometri. Özmen (2004) har oppsummert flere av de alternative oppfatningene i tabeller, og disse er presentert under. Özmen (2004) har også presentert flere alternative oppfatninger i teksten, og noen av disse er presentert punktvis her:

1. Natriumklorid holdes sammen på grunn av kovalente bindinger (ikke ionebinding) (Özmen, 2004, s. 149).
2. Elever tror at bindinger mellom molekyler er sterkere enn de bindingene som holder molekylet sammen (Özmen, 2004, s. 150).
3. Forståelsen mange elever har av ionebinding inneholder også en del alternative oppfatninger. Blant annet overdriver flere elever betydningen av elektronoverføring (for å danne ioner). Det er heller ikke uvanlig at elevene eksplisitt bruker ordet molekyler om «ionepar». Noen elever har også et anstrengt forhold til valens, som er antall hydrogenatomer som kan bindes til et annet

Table I. The Most Common Misconceptions of Covalent Bonding and Structure Held by Grade-11 and Grade-12 Students**Bond polarity**

- Equal sharing of the electron pair occurs in all covalent bonds.
- The polarity of a bond is dependent on the number of valence electrons in each atom involved in the bond.
- Ionic charge determines the polarity of the bond.

Molecular shape

- The shape of a molecule is due to the repulsion between the bonds.
- The V-shape in a molecule is due to the repulsion between the nonbonding electron pairs.
- Bond polarity determines the shape of a molecule.

Polarity of molecules

- Nonpolar molecules form when the atoms in the molecule have similar electronegativities.
- Molecules of the type OF_2 are polar as the nonbonding electrons on the oxygen form a partial negative charge.

Intermolecular forces

- Intermolecular forces are the forces within a molecule.
- Strong intermolecular forces exist in a continuous covalent solid.
- Covalent bonds are broken when a substance changes shape.

Octet rule

- Nitrogen atoms can share five electron pairs in bonding.

Lattices

- High viscosity of some molecular solids is due to strong bonds in the continuous covalent lattice.

Figur 6: Figuren viser en oversikt over alternative oppfatninger knyttet til kovalente bindinger og struktur, og er hentet ifra Özmen (2004, s. 149).

Table II. The General Misconceptions Related to Chemical Bonding

- Chemical bonds form in order to produce filled shells rather than filled shells being the consequence of the formation of many covalent bonds.
- Atoms need filled shells.
- A covalent bond holds atoms together because the bond is sharing electrons.
- Molecules form from isolated atoms.
- There are only two kinds of bonds: covalent bonds and ionic bonds. Anything else is just a force, "not a proper bond."
- Ionic bonds are the transfer of electrons, rather than the attractions of the ions that result from the transfer of electrons. The reason electrons are transferred is to achieve a full shell.
- An ionic bond only occurs between the atoms involved in the electron transfer. Thus, sodium ion forms one ionic bond to a chloride ion in solid sodium chloride and is involved in five forces with the other adjacent chloride ions.
- Na^+ and other ions are stable because they have a filled outer shell.

Figur 7: Figuren gir en oversikt over noen alternative oppfatninger, og er hentet fra Özmen (2004, s. 150).

Table III. Students' Misconceptions Identified From the Exam Papers

Molecular shape
<ul style="list-style-type: none"> • The shape of the molecules is due only to the repulsion between bonding pairs. • The shape of the molecules is due only to the repulsion between nonbonding electron pairs. • Bond polarity determines the shape of a molecule.
Bond polarity
<ul style="list-style-type: none"> • Equal sharing of the electron pair occurs in all covalent bonds. • The polarity of the bond is dependent on the number of valence electrons in each atom involved in the bond. • Ionic charge determines the polarity of the bond. • Nonbonding electron pairs influence the position of the shared pair and determine the polarity of the bond • The largest atom exerts the greatest control over the shared electron pair. • Electrons have a positive charge.
Polarity of molecules
<ul style="list-style-type: none"> • Nonpolar molecules form only when atoms in the molecule have similar electronegativities. • Molecules of the type OF_2 are polar as the nonbonding electrons on the oxygen form a partial negative charge. • A molecule is polar because it has polar bonds.

Figur 8: Figuren gir en oversikt over alternative oppfatninger som er identifisert fra eksamensbesvarelser, og er hentet fra Özmen (2004, s. 151).

Table IV. Students' Misconceptions for Chemical Bonding

<ul style="list-style-type: none"> • Metallic bonding is weak bonding. • Intramolecular covalent bonding is weak bonding. • Ionic bonding is weak bonding. • Continuous metallic or ionic lattices are molecular in nature. • The bonding in metals and ionic compounds involves intermolecular bonding. • The ionic radius of the sodium ion is greater than the chloride ion. • The ionic radius of the lithium ion is greater than the sodium ion. • Polar covalent compounds contain charged species. • Molecular iodine contains 1 minus ions. • The charged species in metallic lattices are nuclei rather than ions. 	<ul style="list-style-type: none"> • Metallic lattices contain neutral atoms. • Electronegativity comprises attraction for a single electron. • Molecular iodine is metallic in nature. • Ionic bonding comprises sharing of electrons. • Ionic and metallic bondings contain an element of directionality. • Ions in close-packed metal lattices possess other than eight nearest neighbors. • Metal to nonmetal bonding in alloys is electrostatic in nature. • Ionic shape and packing is influenced by pressure. • Intermolecular forces are influenced by gravity. • Glass is an ionic crystalline substance.
---	--

Figur 9: Figuren gir en oversikt over noen alternative oppfatninger knyttet til kjemisk binding, og er hentet fra Özmen (2004, s. 151).

grunnstoff. Det er heller ikke uvanlig at elever skiller mellom det som egentlig er like vekselvirkninger mellom ioner (Özmen, 2004, s. 150).

Mer om alternative oppfatninger og forslag til forbedringer

I artikkelen «Bonding» belyser også Taber og Coll (2002) utfordringer elevene møter når de skal lære om kjemisk binding. Artikkelen oppsummerer en del alternative oppfatninger, men i motsetning til Özmen (2004) forklarer de også mer utdypende. Taber og Coll (2002) kommer også med forslag til hvordan undervisningen kan legges opp for å redusere disse alternative oppfatningene. De starter artikkelen med å skrive følgende:

Chemical bonding is a key concept in chemistry. It also is a topic area where understanding is developed through diverse models - which are in turn built upon a range of physical principles - and where learners are expected to interpret a disparate range of symbolic representations standing for chemical bonds (Taber og Coll, 2002, s. 213).

Artikkelen bygger videre på de fire prinsippene om at (I) kjemiske bindinger oppstår på grunn av elektriske krefter, (II) kjemiske bindinger ikke trenger å inkludere molekyler, (III) ikke alle bindinger er enten en kovalent binding eller en ionebinding og (IV) det finnes bindinger som har både ione karakter og kovalent karakter (Taber og Coll, 2002, s. 215). Taber og Coll (2002) ønsker at forklaringsmodellene elevene lærer skal tydeliggjøre *hvorfor* kjemiske bindinger oppstår (Taber og Coll, 2002, s. 215).

Et litt forvrengt «kjemisk verdensbilde»

I følge Taber og Coll (2002) kan en del alternative oppfatninger knyttes til det de omtaler som «oktettrammeverket», som er en måte å tilnærme seg kjemiske bindinger på ved å legge u hensiktsmessig stor vekt på blant annet oktetregelen,

atomer og et antropomorfisk²⁸ språk for å forklare kjemiske bindinger. Det er en del alternative oppfatninger som kan knyttes til denne måten å tilnærme seg kjemiske bindinger på. Det er likevel ikke nødvendigvis slik at en elev som støtter seg til disse prinsippene, har alle de tilhørende alternative oppfatningene. Det er heller ikke slik at oktettregelen er feil, men at en overdreven eller feil bruk av regelen kan lede elevene på avveier. Dette henger sammen med at oktettregelen ikke alltid knyttes til for eksempel prinsippet om minimal energi, noe som ville gjort oktettregelen mer «vitenskapelig forankret».

Elevene gir ofte mening til abstrakte kjemiske prosesser ved å bruke et antropomorfisk språk, som ved å dra nytte av en psykologisk tilstand som «å trenge» og sosiale situasjoner som «å dele» til å forklare dannelsen av kjemiske bindinger. Taber og Coll (2002, s. 216) skriver at «[a]tomes are said to own, donate, accept and share electron». Det er heller ikke uvanlig at elevene uttrykker at elektronene ønsker å «vende tilbake til moderatomet». Selv om det ikke er utbredt at elever i den videregående skolen tror at atomer er levende, kan de likevel i altfor stor grad støtte seg til analogien om menneskelige sosiale samhandlinger for å «forklare» kjemiske bindinger. Det er derfor viktig at det blir tydeliggjort at de sosiale samhandlingene er en analogi for elektriske tiltreknings- og frastøtningskrefter. Dersom lærere og lærebokforfattere benytter et antropomorfisk språk til å forklare kjemiske bindinger, vil dette naturligvis bli den måten elevene også tilnærmer seg emnet. Det kan derfor hjelpe elevene om elektrostatiske krefter blir vektlagt når kjemiske bindinger undervises. Analogier er nyttige pedagogiske hjelpemidler, det er bare viktig å legge vekt på hva som «egentlig» skjer også, for det sier seg ikke alltid selv.

Elever som i stor grad støtter seg til oktettregelen for å forklare kjemiske bindinger, har ofte problemer med å forstå de bindingstypene som ikke passer inn i denne regelen, som for eksempel bindinger mellom molekyler. Det er heller ikke uvanlig at elevene tror at kjemiske bindinger dannes for å produsere fulle ytterskall, i stedet for at fulle skall er en konsekvens av en del kjemiske reaksjoner. Elever er også av den oppfatning at atomer «trenger» fulle skall, og tror dermed at dette er

²⁸Antropomorfisme er å tillegge menneskelige egenskaper til noe som ikke er menneskelig.

grunnen til at kjemiske reaksjoner oppstår (Taber og Coll, 2002). Atomer som har oppnådd oktettkonfigurasjon regnes som stabile. Noen elever tror derfor at forbindelser som allerede har oppnådd oktettkonfigurasjon, for eksempel natriumionet, ikke vil reagere mer med andre forbindelser (Taber, 1998).

Dersom en elev tar utgangspunkt i atomer for å forklare kjemiske bindinger, kan oktettregelen virke som en viktig begrunnelse for hvorfor reaksjoner skjer. Ulempen med denne tilnærmingen er nettopp at nøytrale atomer svært sjelden reagerer med hverandre. Stort sett er det kovalente forbindelser, ioneforbindelser eller metalkrystaller som reagerer - og som også Jensen (1998b) poengterer, består ikke disse forbindelsene lenger av «enkelstående» atomer. Det er altså kun edelgassene som opptrer som atomer, og Jensen (1998b) foreslår derfor like gjerne å kategorisere edelgassene som mononukleære molekyler (se figur 5). Formålet med å ta utgangspunkt i atomer er naturligvis å gjøre det enklere for elevene. Spørsmålet er bare om slike forenklinger gir elevene et noe vrent «verdensbilde» som etter hvert kan bli et hinder for videre læring.

Taber og Coll (2002) foreslår derfor å i større grad jobbe med molekyler og ioner, siden disse allerede er stabile forbindelser. Fordelen med å ta utgangspunkt i de stabile forbindelsene, er at det ikke blir nødvendig å forklare hvorfor de ble slik ved å starte med «enkelstående» atomer. På den andre siden er heller ikke ioner stabile isolert sett, og det kan derfor være hensiktsmessig å rette mer oppmerksomhet rundt uendelig store gitterstrukturer i undervisning av kjemiske bindinger (Taber og Coll, 2002). I den forbindelse kan det vært passende å introdusere den skjematisk oversikten til Jensen (1998b) over det molekylære nivået (se figur 5). Ulempen med inndelingen til Jensen (1998b) er at den omtaler alt som molekyler - noe som er i konflikt med de begrepene elevene skal benytte i for eksempel programfaget *Kjemi 1* og den oppfatningen mange kjemikere også har. Mitt forslag er derfor heller å knytte krystallstrukturen til salter, metaller og uendelig store nettverksforbindelser til partikkelmodellen, for å unngå denne konflikten.

Vanskeligheter knyttet til de ulike bindingstypene

Det er nå gjort rede for en del alternative oppfatninger som henger sammen med en overdreven oppmerksomhet rundt oktettregelen, atomer og et antropomorfisk språk. I teksten under er alternative oppfatninger knyttet til de ulike bindingstypene ionebinding, kovalent binding, metallbinding og svake bindinger mellom molekyler. I teksten blir «proper bonds» benyttet for det elever anerkjenner som en kjemisk binding, mens «just forces» blir benyttet om tiltrekningskrefter mellom ladde partikler som elever ikke anerkjenner som en virkelig kjemisk binding.

Ionebinding

Taber og Coll (2002) skriver blant annet at ionebindinger er vanskelig for elevene å forstå. En vanlig alternativ oppfatning er at ionebindingen kun er mellom de to ionene hvor overføring av elektroner har funnet sted - resten av ionene er bundet til hverandre med «just forces». Taber og Coll (2002) kommenterer derfor at det ikke er nødvendig å introdusere ionebinding med å vise hvordan ioner blir dannet ved overføring av elektroner, siden dette egentlig ikke har noe med selve ionebindingen å gjøre. Ionebinding er rett og slett at negative ioner tiltrekkes av positive ioner, og dette fører til at ionene bindes til hverandre i regelmessige gitterstrukturer. En annen alternativ oppfatning er at ionegitter er bygd opp av diskrete molekyler, og at det er kovalente bindinger mellom «ioneparet»²⁹. Dette kan henge sammen med at det i undervisningen av kjemisk binding blir lagt stor vekt på molekyler (Taber og Coll, 2002).

Elever har også problemer med å forklare hvordan saltkrystaller er bygd opp. I en undersøkelse var det under halvparten av studentene ved et universitet som refererte til elektrostatiske vekselvirkninger for å forklare krystallstrukturen i salter (Taber og Coll, 2002, s. 220). Oppfatningen om at det kun er ionebinding mellom et «ionepar» og «just forces» mellom de andre ionene, kan henge sammen med en alternativ oppfatning av at ioner kun kan bindes til det samme antall ioner som

²⁹Et ionepar kan for eksempel være to ioner som ble dannet på grunn av elektronoverføring mellom to atomer, for eksempel natrium og klor.

verdien til valensen. Det vil si at natriumionet som har valens I, kun kan bindes til ett annet ion. Kalsiumionet som har valens II kan bindes til to andre ioner. Dette stemmer ikke overens med den empiriske informasjonen som er tilgjengelig om gitterstrukturen til salter. I natriumkloridkrystallen er for eksempel hvert natriumion omgitt av seks kloridioner.

Kovalent binding

En annen alternativ oppfatning er at kovalente bindinger holder atomene sammen *på grunn av* delingen av elektroner, altså at det er viktigere med selve delingen av elektronene enn de elektrostatiske kreftene som holder elektronene mellom atomkjernene. Den manglende oppmerksomheten knyttet til elektrostatiske tiltrekningskrefter eller elektronegativitetsverdier kan være grunnen til at elever har vanskelig for å skille mellom kovalente bindinger og polar kovalente bindinger. Det viser seg nemlig at elever har en tendens til å sette et skille mellom ionebinding og kovalente bindinger og har vanskelig for å se på bindinger som en blanding av disse to bindingstypene. En annen alternativ oppfatning er at det kun er kovalente bindinger og ionebindinger som er «proper bonds» og at alt det andre er bare krefter, noe som forøvrig kan tyde på at å fremheve bruken *krefter* i vokabularet for å forklare kjemiske bindinger ikke er så fjernt fra slik elever intuitivt tenker.

Metallbinding

Metallbinding viser seg også å være vanskelig å forstå for elevene. Noen elever er av den oppfatning at det ikke er bindinger i metaller i det hele tatt. Andre tror at det er en form for binding i metallene, men anerkjenner ikke den som en virkelig kjemisk binding. Det er også noen elever som er av den oppfatning at det er kovalente bindinger eller ionebindinger også i metaller. Elever som anerkjente metallbindingen, omtalte den som en «sjø av elektroner» (Taber og Coll, 2002, s. 222). På tross av dette gjør Taber og Coll (2002) oppmerksom på at de hadde liten forståelse av «elektronsjø»-modellen. Noen elever var imidlertid så påvirket av «elektronsjø»-modellen at de til og med tegnet en *sjø* da de skulle forklare metallbindingen. De andre alternative oppfatningene kan forklares ved at elevene

har vanskelig for å forklare bindinger som ikke er direkte knyttet til oktettregelen eller til overføring/deling av elektroner.

Svake bindinger mellom molekyler

Noen elever har vanskelig for å se sammenhengen mellom kjemiske bindinger («proper bonds») og det som generelt er tiltrekningskrefter mellom ladde partikler («just forces»). Altså tror flere elever at svake bindinger ikke er virkelige kjemiske bindinger, og at de ikke har noen fellestrekk med de sterke bindingene. Det kan derfor være nyttig at elevene også får knyttet de sterke bindingene til elektrostatiske tiltreknings- og frastøtningskrefter, slik at de kan anerkjenne både de sterke og de svake bindingene som virkelige kjemiske bindinger - bare forskjellig i styrke.

Elever har altså vanskelig for å se likheter mellom for eksempel en kovalent binding og en dipolbinding, noe som kan henge sammen med at svake bindinger ikke kan knyttes til oktettregelen. Oktettregelen fungerer godt til å forklare dannelsen av ioner med elektronoverføring og kovalente bindinger, og bør derfor fremdeles benyttes i undervisningen av kjemiske bindinger. Det kan likevel være en fordel å la elektrostatiske tiltrekningskrefter fungere som en overordnet forklaring på *alle* bindinger, mens oktettregelen kun belyser sider ved de sterke bindingene. På den måten kan elektrostatiske tiltreknings- og frastøtningskrefter fungere som en viktig fellesnevner mellom sterke og svake bindinger.

Det er heller ikke alle elever som greier å skille mellom bindinger mellom molekyler og bindinger innad i molekylet, og noen elever tror derfor at kovalente bindinger brytes når aggregattilstanden endres (Taber og Coll, 2002). I dette tilfellet kan partikkelmodellen benyttes til å forklare at partikkelen, som for eksempel er et molekyl, forblir uendret når fasene endrer seg, men at det derimot er de svake bindingene mellom molekyler som brytes.

Er løsningen å legge vekt på elektrostatiske krefter?

Det er flere alternative oppfatninger knyttet til kjemiske bindinger, og en god del av disse er presentert i teksten over. Alternative oppfatninger kan bli hindre for videre læring, og det er derfor viktig at læreren aktivt prøver å avdekke disse hos elevene. For å redusere en del alternative oppfatninger knyttet til kjemiske bindinger, foreslår Taber og Coll (2002) å i større grad forklare kjemiske bindinger med elektrostatiske tiltreknings- og frastøtningskrefter, og de skriver følgende om fordelene ved dette:

Chemical bonds may be understood as the physical forces which hold together chemical systems such as molecules and lattices. Bonds hold molecules together (both internally, and to one another), because work must be done against electrical forces to separate the parts of the system. Bonds form because of those electrical forces. [...] If covalent, ionic and metallic bonds are explained in electrical terms, students are better prepared to accept that hydrogen bonds, van der Waals forces, solvent-solute interactions etc are also types of chemical bonding. Where learners see covalent bonds as electron pairs attracted to two different positive cores, they have a good basis for subsequently learning about electronegativity and bond polarity (Taber og Coll, 2002, s. 227).

I artikkelen kommer det frem flere steder at «just forces» er løsningen på det elevene ikke kan forklare, noe som indikerer at elektrostatiske krefter ikke er så unaturlig å forholde seg til for elevene. Hvorfor ikke bytte om på rekkefølgen og la alle bindinger være «just forces», men at vi skiller disse kreftene fra hverandre ved å kalle de blant annet ionebinding, kovalent binding, metallbinding og hydrogenbinding? Selv om elektrostatiske tiltrekningskrefter ikke kan forklare alle sider³⁰ ved kjemisk binding, danner den elektrostatiske tilnærmingen likevel et godt fundament for å forstå kjemiske bindinger, og kan blant annet erstatte det antropomorfske språket som er mer eller mindre utbredt blant annet i norske lærebøker.

³⁰I kvantemekanikken er det også viktig å ta hensyn til elektronets spinn, noe som nødvendigvis bli ignorert når kjemiske bindinger forklares ved hjelp av elektrostatiske tiltrekningskrefter.

Kjemiske bindinger i lærebøker

Elever kan utvikle alternative oppfatninger gjennom undervisningen i skolen, og det er derfor nyttig å undersøke hva som kan forårsake dette. Det er ikke utenkelig at variasjoner i undervisningspraksis fra lærer til lærer³¹ kan bidra til å redusere eller fremme alternative oppfatninger hos elevene. Sett i lys av dette er et forskningsprosjekt i kjemididaktikk ved Karlstad universitet svært interessant - og høyst aktuell for den problemstillingen jeg har valgt å jobbe med i denne oppgaven. Forskningsgruppen undersøker hvilke kunnskaper svenske lærere har om undervisning av kjemiske bindinger³², og fremhever med dette læreren sin rolle i undervisningen. Forskningsgruppen legger også vekt på lærerens bruk av læreboken - noe som bekrefter at lærere har en tendens til å legge stor vekt på læreverket i undervisningen. Læreverket på sin side reflekterer hvordan forfatterne har tolket læreplanen og inneholder forfatternes utvalg av konkrete forklaringsmodeller og fremstillingsmåter. Det er derfor slett ikke umulig at en del alternative oppfatninger er direkte knyttet til det læreverket som elever og lærere støtter seg til. Slik sett kan en undersøkelse av hvordan ulike læreverk presenterer emnet *kjemisk binding* gi økt innsikt om hvordan emnet bør undervises.

Introduksjon av tre norske lærebøker

For skoleåret 2011/2012 var det tre trykte³³ læreverk tilgjengelig for programfaget Kjemi 1³⁴, nemlig *Kjemien stemmer*³⁵

³¹Jamfør John Hattie, professor ved Auckland University, som viser at læreren, inkludert måten læreren underviser på, er svært viktig for elevenes læring (jamfør «Appendix B: The meta-analysis by rank order» (Hattie, 2009)). Et resultat som flere intuitivt vil være enig i.

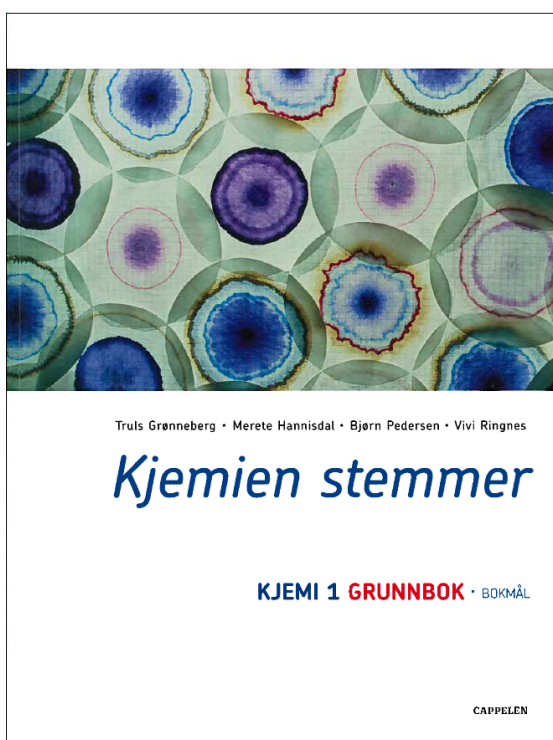
³²Personlig kommunikasjon med Anna Bergqvist (Ph.d) som er kontaktperson for forskningsprosjektet ved Karlstad universitet, har gitt meg ekstra innsikt i problemstillingen de jobber med. For mer informasjon om prosjektet, se hjemmesiden til universitetet: <http://www.kau.se/kemi/forskning/kemididaktik> (Karlstad universitet, nd).

³³Det finnes også en digital lærebok i kjemi for den norske videregående skolen.

³⁴De tre bøkene som er analysert i denne oppgaven er valgt fordi det er de bøkene som benyttes i undervisning i dag. Det er selvfølgelig styrende for innholdet i bøkene at de er skrevet etter LK06.

³⁵*Kjemien stemmer* er en revidert utgave av et godt etablert læreverk. Læreverket heter egentlig *Kjemien stemmer Kjemi 1*, men blir av praktiske årsaker kun omtalt som *Kjemien stemmer*

(2007) av Truls Grønneberg, Merete Hannisdal, Bjørn Pedersen og Vivi Ringnes, *Kjemi 1*³⁶ (2010) av Harald Brandt og Odd T. Hushovd og *Aqua 1*³⁷ (2010) av Bjørn Gunnar Steen, Nina Fimland og Lars Arne Juel. De tre lærebøkene har alle en oppfølger som dekker pensum i programfaget *Kjemi 2*, men i disse bøkene står det ikke utdypende om kjemiske bindinger (Grønneberg et al., 2009; Brandt og Hushovd, 2011; Steen et al., 2011).



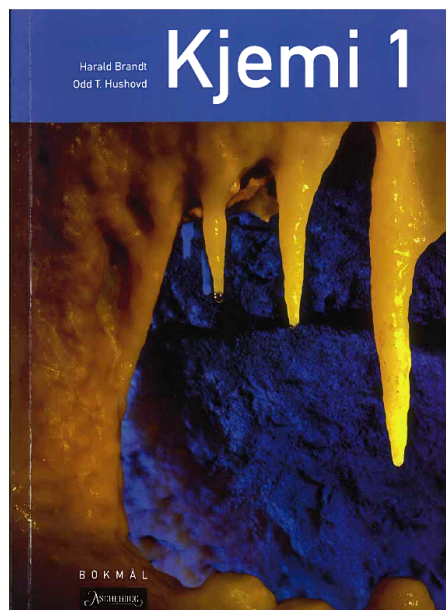
Figur 10: Figuren viser framsiden av læreboken *Kjemien stemmer* av Truls Grønneberg, Merete Hannisdal, Bjørn Pedersen og Vivi Ringnes. Boken er beregnet for programfaget *Kjemi 1*.

Selv om alle de tre læreverkene er tilpasset den samme læreplanen, skiller de seg fra hverandre på en del områder. I tabell 2 kommer det frem at kapittelstrukturen er

videre i teksten.

³⁶ *Kjemi 1* er også en revidert utgave av et godt etablert læreverkt.

³⁷ *Aqua* var et nytt læreverkt da det ble publisert i 2010 og er ikke en revidert utgave som de to andre lærebøkene.



Figur 11: Figuren viser framsiden av læreboken *Kjemi 1* av Harald Brandt og Odd. T. Hushovd. Boken er beregnet for programfaget *Kjemi 1*.

ulik. Læreboken *Kjemi 1* skiller seg mest ut siden den kun inneholder fem kapitler³⁸ sammenlignet med *Kjemien stemmer* og *Aqua 1* som inneholder henholdsvis 10 og 11 kapitler. Videre kommer det frem at *Aqua 1* er den eneste boken som har et eget kapittel om «Atomets elektronstruktur». I oppsummeringen av kapittelet står det at målet med kapittelet er å komme frem til «hvordan elektronene er fordelt rundt atomkjernen» og «hvordan det periodiske system er bygd opp» (Steen et al., 2010, s. 242).

Tabell 3 viser at overskriftene i *Kjemien stemmer* og *Kjemi 1* gir mer informasjon om kjemiske bindinger enn overskriftene i *Aqua 1*. Det er også en tendens til at overskriftene i *Kjemien stemmer* forbereder leseren på hva som kommer i det påfølgende avsnittet, mens overskriftene i *Kjemi 1* i større grad fremhever essensen i avsnittet ved å gi en kort beskrivelse av selve bindingen. Eksempler på dette er overskriftene om ionebinding. I *Kjemien stemmer* er overskriften «Ionebinding og

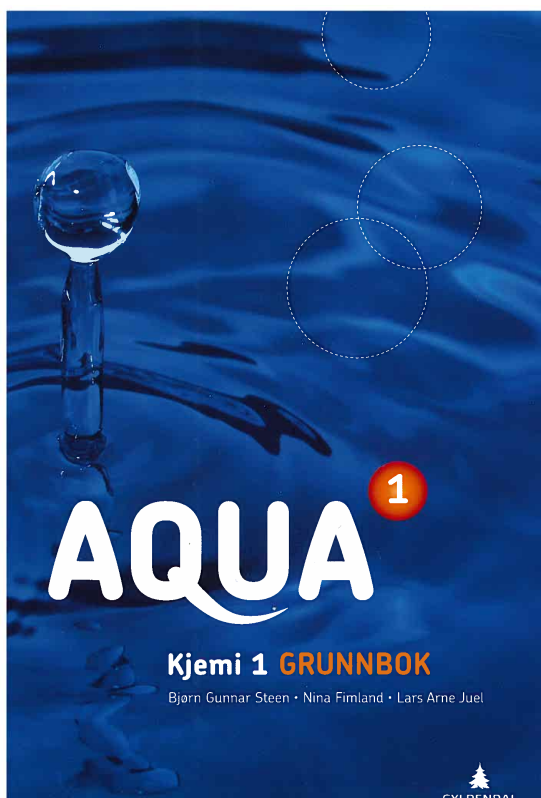
³⁸Kapitteloverskriftene er tilnærmet identisk med de fem hovedområdene for programfaget *Kjemi 1* i LK06 (Utdanningsdirektoratet, 2006a).

Tabell 2: Oversikt over kapitlene i *Kjemien stemmer*, *Kjemi 1* og *Aqua 1*.

Kapittel nr.	<i>Kjemien stemmer</i>	<i>Kjemi 1</i>	<i>Aqua 1</i>
1	Verden som kjemikere ser den	Språk og modeller	Atomere, molekyler og ioner
2	Formler og navn på uorganiske forbindelser	Metoder og forsøk	Kjemiske bindinger
3	Bindinger, oppbygning og egenskaper	Vannkjemi	Kjemiske reaksjoner
4	Stoffmengde og konsentrasjon	Syrer og baser	Støkiometri
5	Stoffer reagerer	Organisk kjemi 1	Termokjemi - hvorfor og hvordan skjer kjemiske reaksjoner?
6	Varme, uorden og spontanitet		Kjemisk likevekt
7	Reaksjonsfart og likevekt		Syrer, baser og salter
8	Syrer og baser		Løsninger og løselighet
9	Organisk kjemi		Atomets elektronstruktur - fra elektronskall til orbitaler
10	Vann		Organisk kjemi
11			Vann

Tabell 3: Oversikt over overskrifter som benyttes i lærebøkene *Kjemien stemmer*, *Kjemi 1* og *Aqua 1* i kapittelet om kjemisk binding.

<i>Kjemien stemmer</i>	<i>Kjemi 1</i>	<i>Aqua 1</i>
Kapittel 3: Bindinger, oppbygning og egenskaper	Delkapittel 1.2: Kjemisk binding - kraften som holder stoffene sammen	Kapittel 2: Kjemiske bindinger
Ulike typer kjemiske bindinger	Oktettregelen - jakten på åtte valenselektroner	Periodiske egenskaper
Metallbindinger og egenskaper til metaller	Ionebinding - bindinger mellom positivt og negativt ion	Elektronegativitet og bindingstype
Ionebinding og egenskaper til salter	Kovalent binding - atomer deler på elektroner	Dipoler
Kovalent binding i molekyler	Metallbinding - en felles elektronsky	Metallbinding
Svake bindinger mellom molekyler	Svake bindinger - bindinger mellom molekyler	Bindinger mellom molekyler
Egenskaper til stoffer som er bygd opp av molekyler	Oppsummering av bindinger og stoffegenskaper	Hydrogenbindinger
Oppbygning og egenskaper til nettverkstoffer		Historisk oppsummering



Figur 12: Figuren viser framsiden av læreboken *Aqua 1* av Bjørn Gunnar Steen, Nina Fimland og Lars Arne Juel. Boken er beregnet for programfaget Kjemi 1.

egenskaper til salter», mens den i *Kjemi 1* er «Ionebinding - binding mellom positivt og negativt ion». I forordet til læreboken *Kjemi 1* omtales overskriftene som «lærende overskrifter»³⁹, noe som tyder på at forfatterne har gjort et bevisst pedagogisk valg (Brandt og Hushovd, 2010). Overskriften i *Kjemien stemmer* fremhever imidlertid koblingen mellom ionebinding (molekylært nivå) og salter (makroskopisk nivå). Ved å lese overskriftene i *Aqua 1* er det vanskelig å se et tydelig system i overskriftene for de ulike kjemiske bindinger. Dette kan henge sammen med at verken ionebinding eller kovalent binding er eksplisitt nevnt, men istedet «pakket inn» under «elektronegativitet og bindingstype». Inndelingen kan tyde på at *Aqua*

³⁹«Overskriftene er laget med tanke på at de skal kunne leses for seg, slik at de kan gi et innblikk i lærestoffet. Innholdsfortegnelsen blir dermed en egen lærende inngang til kapitlene» (Brandt og Hushovd, 2010, Forord).

1 legger vekt på læreplanmålet⁴⁰ om å knytte bindingstype til periodesystemet, og dette inntrykket forsterkes av at den første overskriften i kapittelet er «periodiske egenskaper» og at målet med kapittel 11 var å komme frem til «hvordan det periodiske system er bygd opp».

Tabell 4: En oversikt over begreper som er introdusert i lærebøkene *Kjemien stemmer*, *Kjemi 1* og *Aqua 1* i kapittelet om kjemisk binding.

<i>Kjemien stemmer:</i>	<i>Kjemi 1:</i>	<i>Aqua 1:</i>
3. Bindinger, oppbygging og egenskaper	1.2 Kjemisk binding - kraften som holder stoffene sammen	2. Kjemiske bindinger
(Oktettregelen i kap. 1)	Oktettregelen	(Oktettregelen i kap. 1)
Elektronegativitet	Ioniseringsenergi	Coulombs lov
Dipol	Elektronaffinitet	Atomradius
	Elektronegativitet	Elektronegativitet
	Dipol	Ioniseringsenergi
		Dipol
		Polarisering (s. 56)

Bildebruken i de ulike lærebøkene er også forskjellig. I kapittelet om kjemiske bindinger, kommer det frem at særlig *Kjemien stemmer* har noen fine fotografier som er direkte knyttet til teksten. I delkapittelet om metaller er det blant annet et fotografi av nyskåret natrium. I avsnittet om ionebinding er det fotografier av en kubisk natriumkloridkrystall og en skjev kalsiumkarbonatkrystall, som begge knyttes til det molekylære nivået ved at også gitterstrukturene er presentert

⁴⁰ «Målet for opplæringen er at eleven skal forklare, illustrere og vurdere stoffers sammensetning, bindingstyper og egenskaper ved hjelp av periodesystemet» (Utdanningsdirektoratet, 2006a).

ved siden av. Fotografiet av saltkrystallen fremhever at modellen vi bruker for å forklare oppbyggingen til salter på det molekylære nivået kan observeres på det makroskopiske nivået. De saltene elevene møter i undervisningen er ofte knuste og det kan derfor være vanskelig å se sammenhengen mellom modellen og det faktiske saltet de arbeider med. Elevene trenger hjelp til å se så mange sammenhenger som mulig, slik at de kan ta med seg kunnskap om kjemiske bindinger inn i nye situasjoner. Fotografiene nevnt over, er alle tatt av Truls Grønneberg som også er en av forfatterne av læreverket *Kjemien stemmer*.

I *Aqua 1* er det to fotografier⁴¹ av hvordan en vannstråle bøyes av mot både en negativt ladd linjal og en positivt ladd glasstav. Fotografiene fremhever hvordan vi på det makroskopiske nivået kan se at vann er en dipol. I *Kjemi 1* er det ingen fotografier som viser direkte sammenheng mellom forbindelser og egenskaper, slik som i de to andre lærebøkene. Dette kan henge sammen med at forfatterne i *Kjemi 1* stort sett benytter bilder som de ikke har tatt selv⁴². Selv om bildene i *Kjemi 1* viser situasjoner hvor for eksempel metaller benyttes i dagliglivet⁴³, mangler det likevel en direkte kobling mellom bindinger, oppbygning og egenskaper til forbindelser som salter og metaller⁴⁴. Uansett er det vanskelig å skjønne at soldater fra Kongo hører hjemme i et kapittel om kjemiske bindinger - selv om det fremheves at «Kongo har betydelige forekomster av mineraler» (Brandt og Hushovd, 2010, s. 34).

Tabell 4 gir en oversikt over begreper som introduseres i kapittelet om kjemisk binding. I den forbindelse kommer det frem at *Kjemien stemmer* på dette området står i sterk kontrast til *Aqua 1*. Forfatterne av *Kjemien stemmer* har valgt å være restriktive i forhold til å innføre nye begreper, og introduserer kun *elektronegativitet*

⁴¹De to fotografiene er tatt av Bjørn Gunnar Steen som også er medforfatter av læreverket *Aqua*

⁴²Noen få bilder i *Kjemi 1* er tatt av Odd. T. Hushovd som er medforfatter av læreboken, men ingen av disse bildene er i delkapittelet om kjemisk binding.

⁴³Det er blant annet bilder av høyspentledninger for å fremheve den elektriske ledningsevnen til metaller. Et annet eksempel er et røntgenbildet av en kunstig hofte av titan

⁴⁴Læreboken *Kjemi 1* er den reviderte utgaven av læreboken *Kjemi 2KJ* hvor Tor Brandt var medforfatter sammen med Harald Brandt og Inger Johansen. Det kommer frem at det i den tidligere utgaven kun er ett fotografi, og at det i så måte har skjedd en utvikling på bildefronten (Brandt et al., 1997).

og *dipoler*, foruten oktettregelen som de presenterer i kapittel 1. Forfatterne av *Aqua 1* innfører hele seks begreper i kapittelet om kjemisk binding, i tillegg til oktettregelen som de introduserer i kapittel 1. Det er imidlertid påfallende at flere av begrepene i *Aqua 1* skiller seg fra begrepene i de øvrige lærebøkene, som for eksempel *Coulombs lov*, *atomradius* og *polarisering*. I læreboken *Kjemi 1* blir fem begreper introdusert, hvor kun *elektronaffinitet* er unikt for dette læreverket.

Et systematisk blikk på kjemiske bindinger

Etter en overordnet presentasjon av lærebøkene, er det nå tid for mer detaljerte betraktninger knyttet til presentasjonen av *kjemiske bindinger* i lærebøkene. I den forbindelse presenteres de sterke bindingene før de svake bindingene. De sterke bindingene presenteres i følgende rekkefølge: metallbinding, ionebindinger og kovalent binding, før de svake bindingene, dipolbindinger og hydrogenbinding, blir presentert.

Formålet med å undersøke hvordan lærebøkene presenterer kjemiske bindinger er å få fornyet innsikt i ulike tilnæringsmåter til emnet. I den forbindelse er det spesielt interessant å undersøke hvordan lærebøkene forholder seg til de tre nivåene til Jensen (1998a,b,c), altså det makroskopiske, det molekylære og det elektriske. I tillegg er det ønskelig å undersøke om lærebokforfatterne benytter et antropomorfisk språk, hvordan de benytter elektrostatiske krefter i forklaringene og hvordan koblingen er mellom kjemiske bindinger og periodesystemet.

Sterke bindinger

De sterke bindingene er i den påfølgende delen introdusert slik som Taber og Coll (2002) anbefaler i sin artikkel «Bonding». Elevene legger ofte for stor vekt på molekylar, og ved å introdusere metallbinding, før ionebinding, som presenteres før kovalente bindinger, kan de uendelig store gitterstrukturene bli litt mer dominerende.

Metallbinding - bindinger i metaller

Forfatterne av *Kjemi 1* introduserer metaller ved å forklare egenskaper på det makroskopiske nivået som for eksempel utseende, elektrisk ledningsevne og formbarhet. Deretter står det at «[m]etallatomer i rent metall er pakket sammen tett i tett» (Brandt og Hushovd, 2010, s. 39), altså en beskrivelse på det molekylære nivået. Den neste beskrivelsen av metaller er på det elektriske nivået, hvor Brandt og Hushovd (2010) skriver at:

Metallatomer har lett for å avgi elektroner og danne positive ioner. Når atomene blir liggende tett sammen, løsner valenselektronene helt fra moderatomene sine og vandrer fritt omkring i metallet. Vi kan tenke oss at metallet består av positive ioner som holdes sammen av en negativ *elektronsky*. Den lett bevegelige elektronskyen er forklaringen på at metallene er gode ledere for elektrisitet (Brandt og Hushovd, 2010, s. 40).

I sitatet over kommer det frem at valenselektronene løsner fra «moderatomene» og «vandrer fritt omkring». Det er med andre ord et antropomorfisk språk som benyttes i læreboken *Kjemi 1* for å beskrive metallbinding. Et bedre alternativ til «å vandre», er å skrive at «elektronene kan bevege seg fritt» (Steen et al., 2010; Grønneberg et al., 2007).

Også forfatterne av *Aqua 1* har valgt å introdusere metallbinding med en tabell med oversikt over smelte- og kokepunkt til noen utvalgte metaller, som er informasjon som hører til det makroskopiske nivået. Etter en liten forklaring av begrepet *elektronsky*, beskriver de videre den tette pakkingen til metallatomene. Den tette pakkingen blir så benyttet til å slå fast at «elektronskyene til elektronene i ytterste skall» vil overlappe hverandre (Steen et al., 2010, s. 54). Deretter trekkes en slutning om at et metall kan beskrives som at det «består av positive metallioner, der de ytterste elektronene kan bevege seg fritt mellom ionene» (Steen et al., 2010, s. 54). Forfatterne av både *Kjemi 1* og *Aqua 1* har altså valgt å introdusere metallbinding med en gradvis overgang fra det makroskopiske, til det elektriske nivået.

I *Kjemien stemmer* blir derimot det elektriske nivået introdusert først, ved å opplyse om at «[m]etaller har få ytterelektroner i atomene». Avsnittet fortsetter med å beskrive at metallbindingen «oppstår ved at hvert metallatom gir fra seg ett eller flere ytterelektroner til metallet som helhet» (Grønneberg et al., 2007, s. 42). Læreboken *Kjemien stemmer* er den eneste av de tre lærebøkene hvor analogien mellom «elektronsjø» og metallbinding er inkludert. De har også en figur hvor «elektronsjøen» er illustrert ved at bakgrunnen bak kationene er helt blå. En slik fremstilling er uheldig fordi elevene kan ta «elektronsjø»-analogien bokstavelig (Taber og Coll, 2002). Det er viktig å fremheve at det kun er valenselektronene som er felles for metallet som helhet, ikke en utømmelig «sjø» av elektroner som ville gjort forbindelsen ustabil. Steen et al. (2010) forklarer istedet metallbindingen ved at den tette pakkingen til metaller gjør at *elektronskyene* overlapper hverandre. Også Brandt og Hushovd (2010) benytter begrepet «elektronsky» i sin lærebok.

I *Kjemien stemmer* er det satt av mye plass til «egenskaper til metaller og legeringer», som hører til det makroskopiske nivået. I avsnittet tas det blant annet opp egenskaper som smeltepunkt, formbarhet og at metaller leder godt varme. Egenskapene er knyttet til forklaringer på det elektriske og det molekylære nivået - noe som hjelper elevene å koble de tre nivåene sammen. I *Kjemien stemmer* er det ingen tabell over smelte- og kokepunkt som i de to andre lærebøkene.

Forfatterne av *Aqua 1* legger ikke så stor vekt på egenskaper, men har en tydelig kobling mellom periodesystemet og smeltepunkt for alkalie- og jordalkaliemetall. I *Aqua 1* blir det også lagt vekt på sammenhengen mellom ioneladning og smeltepunkt. Partikkelmodellen hadde i den forbindelse fungert godt til å kaste lys over sammenhengen mellom metallbindingen og hva som skjer med metallatomene når temperaturen blir tilstrekkelig høy.

Selv om Steen et al. (2010) skriver at det er *tiltrekningskrefter* mellom de positive metallionene og den negative elektronskyen som holder metallet sammen, blir ikke dette fremhevet i «viktigboksen»⁴⁵ (Steen et al., 2010, s. 54-55). I *Kjemi 1* blir det

⁴⁵ *Viktigsetninger* er det Brandt og Hushovd (2010, Forord) kaller de små boksene hvor det viktige setninger blir presentert. Begrepet «viktigboks» er for å presisere at setningene står i en boks, og begrepet knyttes til alle de tre lærebøkene.

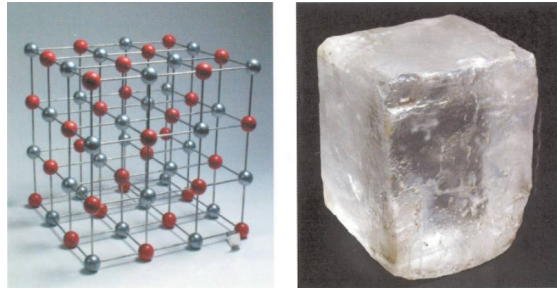
lagt vekt på at de *positive* metallionene holdes sammen av en *negativ* elektronsky, mens det i *Kjemien stemmer* blir poengtert at metallbindingen er *kraftene* som holder ionene og elektronene sammen.

Ionebinding - bindinger i salter

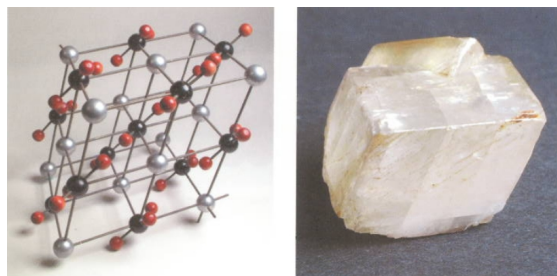
Ionebindinger blir ofte assosiert med elektronoverføring. Blant annet skriver Jensen (1998b) følgende:

Most introductory textbooks discuss the idea of three separate mechanisms for chemical bonding: the ionic bond, based on electron transfer; the covalent bond, based on the sharing of electron pairs; and the metallic bond, based on the sharing of a delocalized electron gas. More advanced texts further point out that these three bonding mechanisms correspond to idealized limiting-cases, and that most chemical substances actually contain bonds that are intermediate in character (Jensen, 1998b, s. 823).

I sitatet over kommer det frem at ionebinding, i alle fall i bøker fra før 1995, fremhevet sammenhengen mellom ionebinding og overføring av elektroner. En slik tilnærming er naturlig for å sammenligne ionebinding og kovalent binding ved hjelp av elektronegativitetsverdier. Det viser seg imidlertid at elever har vanskelig for å regne noe som ikke er deling av elektronpar eller overføring av elektroner som en kjemisk binding (Taber og Coll, 2002, s. 215). Det er også vanskelig for en del elever å forstå hvordan store nettverksforbindelser og saltkrystaller er bygd opp fordi det i undervisningen blir lagt stor vekt på diskrete molekyler (Taber og Coll, 2002, s. 215). Dersom bindinger istedet knyttes til elektriske tiltrekningskrefter, er det mer nærliggende å forklare ionebindingen som elektriske tiltrekningskrefter mellom ioner med motsatte ladninger. På den måten kommer oppbygningen og strukturen til saltkrystallene tydeligere frem. Ulempen er at koblingen mellom ionebinding og kovalent binding blir mindre tydelig, og det er i tilfelle *dannelsen av ioner* og kovalent binding som kan sammenlignes med utgangspunkt i elektronegativitetsverdier.



Figur 13: Figuren viser sammenhengen mellom den kubiske natriumkloridkrystallen og modellen av gitterstrukturen på det molekylære nivået. Figuren er hentet fra Grønneberg et al. (2007, s. 45).



Figur 14: Figuren viser sammenhengen mellom den skjeve kalsiumkarbonatkrystallen og modellen av gitterstrukturen på det molekylære nivået. Figuren er hentet fra Grønneberg et al. (2007, s. 46).

I alle de tre lærebøkene blir ionebinding knyttet til saltet natriumklorid. Sett i lys av at elever bygger ny kunnskap på det de kan fra før, er dette et fornuftig valg. Det er imidlertid ulikt hvordan forfatterne velger å presentere saltet.

Forfatterne av *Kjemi 1* skriver at stoffet natriumklorid dannes ved at natriumatomet overfører et elektron til kloratomet. De gjør også oppmerksom på at natriumklorid «er satt sammen av positive natriumioner og negative klorioner» (Brandt og Hushovd, 2010, s. 29). Det Jensen (1998b) referer til som «ionebinding», omtaler Brandt og Hushovd (2010) som «dannelsen av natriumklorid». I *Kjemi 1* blir altså ionebindinger tilnærmet via det elektriske nivået. Selve *ionebindingen*, som ikke har fått plass i viktigboksen (!), velger Brandt og Hushovd (2010) imidlertid å knytte til «elektriske tiltrekningskrefter mellom positive og negative ioner» (Brandt og Hushovd, 2010, s. 29) - en forklaring på molekylært nivå. De skriver også at tiltrekningen mellom ionene er sterkere enn frastøtningene mellom elektron-skyene som omgir ionene, og betrakter dermed ionebinding både på det elektriske og det molekylære nivået. Brandt og Hushovd (2010) inkluderer også modeller av den regelmessige gitterstrukturen til salter, og som en del av egenskaper til salter opplyser de om at «faste salter ofte er gjennomskinnelige» (Brandt og Hushovd, 2010, s. 31). Det kunne derfor vært hensiktsmessig å vise et fotografi av en gjennomskinnelig saltkrystall, se for eksempel figur 13 og 14, siden knust bordsalt ofte er hvitt. Selv om Brandt og Hushovd (2010) presenterer selve definisjonen av ionebinding på det molekylære nivået, blir også det makroskopiske og det elektriske nivået inkludert i teksten.

I *Kjemien stemmer* blir delkapittelet om ionebinding innledet med at «[s]alter er forbindelser som er bygd opp av ioner» (Grønneberg et al., 2007, s. 45). Forfatterne fortsetter på det molekylære nivået med å skrive at natriumklorid er bygd opp av ionene Na^+ og Cl^- , som er pakket i et regelmessig mønster. Grønneberg et al. (2007) nevner at natriumkloridkrystallen er kubisk i teksten, men det er ved hjelp av to bilder at den kubiske oppbygningen virkelig blir fremhevet. Sammensetningen av bildene er spesielt god fordi den viser den kubiske naturen til natriumkloridkrystallen både på molekylært og makroskopisk nivå (se figur 13). *Kjemien stemmer* er den eneste av de tre lærebøkene som introduserer andre saltkrystaller

enn natriumklorid i delkapittelet om ionebinding. Oppbygningen til kalsiumkarbonatkrystallen er presentert på molekylært og makroskopisk nivå på tilsvarende måte som natriumkrystallen (se figur 14). Den skjeve krystallformen til kalsiumkarbonat står i kontrast til den kubiske formen til natriumklorid - noe som også fremhever at ikke alle saltkrystaller er kubiske.

I *Kjemien stemmer* introduseres oppbygningen av saltkrystaller på molekylært og makroskopisk nivå. Ionebinding blir også fremhevet på molekylært nivå som «sterke tiltrekningskrefter mellom ioner med motsatt ladning» Grønneberg et al. (2007). Grønneberg et al. (2007) skriver også at natriumionene og kloridionene oppfyller oktettregelen, som er den eneste betraktningen som er gjort på det elektriske nivået. *Kjemien stemmer* avslutter med «egenskaper til salter» som kan observeres på det makroskopiske nivået, men som gjerne forklares på molekylært eller elektrisk nivå.

Aqua 1 skiller seg fra de to andre lærebøkene ved å starte delkapittelet med betraktninger knyttet til elektronegativitetsverdiene⁴⁶ til klor og natrium. Steen et al. (2010) bruker forskjell i elektronegativitetsverdi til å begrunne at det «ytteste elektronet til natrium langt på vei overføres fullstendig til kloratomet» (Steen et al., 2010, s. 47). Også i *Aqua 1* beskrives ionebinding som tiltrekningskrefter mellom to motsatt ladde ioner, som er en forklaring på molekylært nivå. Forskjellen er at det i *Aqua 1* ikke er noe om oppbygningen til saltkrystaller på molekylært eller makroskopisk nivå (!). Helt til slutt nevner Steen et al. (2010) at ionebinding er en sterk binding, og begrunner dette ved at salter har høyt smeltepunkt. Det er altså tydelig en vektlegging av ionebinding på det elektriske nivået i læreboken *Aqua 1*.

Kovalent binding - deling av elektronpar

Kovalent binding blir knyttet til deling av elektronpar i alle de tre lærebøkene, og grovt sett blir bindingstypen tilnærmet på den samme måten. Fremstillingen

⁴⁶I *Kjemien stemmer* blir ikke elektronegativitet knyttet til ionebindinger i det hele tatt, men blir inkludert etter hvert i *Kjemi 1*.

hører i stor grad til på det elektriske nivået, siden antall elektroner i ytterste skall og oktettregelen blir brukt for å beskrive enkelt-, dobbelt- og trippelbinding. På tross av at det er mange betraktninger knyttet til elektroner, er det svært lite om elektrostatiske tiltrekningskrefter og forklaringer av hvorfor bindingene dannes. Elevene må også lære seg en del representasjoner i tilknytning til kovalente bindinger, som for eksempel Lewis-strukturer. Det er også gjennomgående for de tre lærebøkene at diklor, dioksygen og dinitrogen blir brukt som eksempler på de ulike kovalente bindingene. I *Aqua 1* og *Kjemi 1* blir også dihydrogen brukt som eksempel.

Når det gjelder det molekylære nivået er det veldig forskjellig hvordan de ulike lærebøkene angriper dette for diskrete molekyler. I alle de tre lærebøkene kommer det innslag av molekylgeometri i forbindelse med dipoler, og uten unntak, presenteres illustrasjoner av et bøyd vannmolekyl og et lineært karbondioksidmolekyl. Illustrasjonene fremhever at molekylgeometrien er avgjørende for om et molekyl er en dipol eller ikke. Det er altså ikke nok at det er polar kovalente bindinger innad i molekylet - som er en vanlig alternativ oppfatning blant elever.

Det er imidlertid kun Brandt og Hushovd (2010) som har valgt å forklare *hvorfor* vannmolekylet er bøyd. Dersom molekylgeometrien til et molekyl er oppgitt er dette tilstrekkelig for å avgjøre om molekylet er en dipol. Det er imidlertid innenfor elevenes rekkevidde å vurdere molekylgeometri med utgangspunkt i ledige elektronpar og elektronparrepulsjon - som er en forenkling av valensskall elektronparrepulsjon (VSEPR)-modellen⁴⁷. Brandt og Hushovd (2010) velger å anvende *prinsippene* tilhørende VSEPR-modellen på molekylene metan, ammoniakk og vann i den oppgitte rekkefølgen. De tar utgangspunkt i tetraederstrukturen til metan for å forklare molekylgeometrien til henholdsvis ammoniakk og vann. VSEPR-modellen er en enkel og god modell for å avgjøre geometrien til molekyler, den kan også bidra til at elevene får økt forståelse for hvordan molekylgeometrien avhenger av om det er enkelt-, dobbelt- eller trippelbinding innad i molekylet.

Betraktninger rundt kovalente bindinger inkluderer ikke fysiske egenskaper, an-

⁴⁷En modell som blant annet benyttes i grunnkurs i kjemi på universitetet (jamfør Chang (2008, Kapittel 10)).

net enn for nettverksforbindelser, siden smelte- og kokepunkt gjerne knyttes til de svake bindingene. Litt lengre bak i kapittelet fremhever Grønneberg et al. (2007) regelen om at «likt løser likt». Løselighet henger sammen med om molekylene er dipoler eller ikke. Steen et al. (2010) setter av mye plass til å diskutere dipoler på det molekylære nivået. Brandt og Hushovd (2010) velger å definere dipoler på det elektriske nivået, ved å vurdere om sentralatomet har ledige elektronpar eller ikke. I læreboken *Aqua 1* blir det i stedet fremhevet at «[e]n dipol er et molekyl der sentrene for positiv og negativ ladning ikke faller sammen» (Steen et al., 2010, s. 53). Forklaringen som benyttes i *Aqua 1* er en forenkling av slik dipolmomentet presenteres i mellom annet Chang (2008, s. 324), hvor det fremheves at dipolmomentet er en vektor som inneholder både retning og størrelse. I *Kjemien stemmer* er det en lignende forklaring på dipoler som i *Aqua 1*, den er bare ikke like tydelig fremhevet.

Dipoler kan altså knyttes til det makroskopiske, det molekylære og det elektriske nivået, og det kan derfor være hensiktsmessig å arbeide systematisk med dipoler i undervisningen. Polare og upolare stoffer kan altså forklares på det molekylære nivået ved å avgjøre om molekylene er dipoler eller ikke, noe som igjen avhenger av molekylgeometri og bindingstype som kan forklares på det elektriske nivået. «Dipol» er med andre ord et begrep som kan hjelpe elevene til å se sammenhenger mellom de tre nivåene og kan med fordel vektlegges i undervisningen av kjemiske bindinger.

Svake bindinger

Alle bindinger mellom molekyler er svake bindinger, men ikke alle svake bindinger er mellom molekyler. Det er for eksempel svake bindinger⁴⁸ som holder karbonlagene i grafitt sammen. Karbonlagene i grafitt er uendelig store, og grafitt regnes derfor som en kovalent nettverksforbindelse og ikke et molekyl. Svake bindinger blir i alle de tre lærebøkene koblet til bindinger mellom molekyler⁴⁹. På den måten

⁴⁸De svake bindingene som holder lagene i grafitt sammen er dispersjonskrefter.

⁴⁹I *Aqua 1* hører også ion-dipol bindingen til under overskriften «Bindinger mellom molekyler».

blir forskjellen mellom bindinger innad i et molekyl og bindinger mellom molekyler tydeligere. Forfatterne av både *Kjemien stemmer* og *Kjemi 1* uttrykker også i overskriftene at bindingene mellom molekylene er svake, noe som fremhever at bindinger innad i et molekyl er mye sterkere enn bindinger som virker mellom molekylene.

Van der Waals bindinger er ikke entydig definert i lærebøker

Svake bindinger blir ikke entydig gruppert i lærebøker. Selv om det ikke er noe i veien med selve forklaringene, er utfordringen at ulike lærebøker benytter forskjellige navn på den samme bindingstypen. Dette i seg selv er forvirrende, men når det samme navnet i tillegg blir brukt på forskjellige bindinger er det behov for å rydde opp! Forvirringen er sentrert rundt navnet til den nederlandske fysikeren Johannes Diederik van der Waals (1837-1923)⁵⁰, og det er derfor interessant å undersøke hvordan navnet hans egentlig blir brukt i forbindelse med svake bindinger.

I læreboken *Aqua 1* benyttes «Van der Waalske krefter» om bindinger som er mellom upolare molekyler⁵¹, mens forfatterne av *Kjemi 1* bruker van der Waals-binding som et synonym for dipolbindinger mellom molekyler - altså både polare og upolare. Forfatterne av *Kjemien stemmer* omtaler ingen av de svake bindingene som en van der Waals-binding. Det er altså ikke enighet om hva som er en van der Waals-binding blant norske lærebokforfattere, i hvert fall ikke mellom de to førstnevnte tilfellene. Det neste steget blir da å undersøke om det i lærebøker på universitetsnivå er en mer entydig bruk av navnet van der Waals som en svak binding.

I læreboken⁵² *General Chemistry – The Essential Concepts* henviser Chang (2008, s. 392) til «van der Waals forces» som en samlebetegnelse på «dipol-dipol, dipol-

⁵⁰Informasjonen om van der Waals er hentet fra nettsiden til Encyclopædia Britannica (nd).

⁵¹Tidligere har jeg gjort oppmerksom på at Jensen (1998b) argumenterer godt for å omtale edelgassene som mononukleære molekyler i stedet for atomer, jeg velger her å støtte meg til dette forslaget i dette tilfellet.

⁵²Are Turmo (1998, s. 23) opplyser om at «lærebøker» ikke er et stabilt begrep. I det engelske språket skilles det blant annet mellom «textbooks» og «schoolbooks», hvor «textbooks» er bøker som er spesielt utformet med tanke på undervisning. De lærebøkene jeg henviser til er altså av typen «textbooks».

induced dipol, and dispersion forces». Chang (2008) presiserer at ion-dipol krefter ikke er inkludert i denne samlebetegnelsen. Tro (2008) har skrevet en lærebok med navn *Chemistry – A Molecular Approach*, hvor oppbygningen av avsnittet om «intermolecular forces» er tilsvarende som den Chang (2008) bruker. Forskjellen er at Tro (2008) har valgt å utelate navnet *van der Waals* i forbindelse med svake bindinger. Heller ikke Zumdahl og Zumdahl (2000) har inkludert *van der Waals* som navn på bindinger i sin lærebok *Chemistry*⁵³. I læreboken *Principles of General Chemistry* benytter Silberberg (2007) *van der Waals forces* som en samlebetegnelse for «intermolecular forces» slik som Chang (2008). Forskjellen er imidlertid at Silberberg (2007) også inkluderer ion-dipol bindinger i denne samlebetegnelsen.

Undersøkelsen viser at forfattere av universitetslærebøker ikke er mer enige om hva som er en *van der Waals-binding* enn de norske lærebokforfatterne. Sett i lys av dette velger jeg på lik linje med Grønneberg et al. (2007), Tro (2008) og Zumdahl og Zumdahl (2000) å utelate *van der Waals* som navn på én eller flere svake bindinger - for det er fremdeles mulig å hedre van der Waals med det som ellers assosieres med hans navn.

I *Kjemi 1* skilles det kun mellom dipolbindinger mellom molekyler (van der Waal-binding) og hydrogenbinding. I *Kjemien stemmer* blir det kun skilt mellom dipolbindinger mellom henholdsvis polare og upolare molekyler og hydrogenbindinger. I *Aqua 1* skilles det mellom van der Waalske krefter, dipol-dipol krefter, ion-dipol krefter og hydrogenbindinger. Læreboken *Aqua 1* skiller seg ut fordi ion-dipol krefter er inkludert som en egen bindingstype.

Dipolbindinger

Alle de tre lærebøkene fremhever at svake bindinger er mellom molekyler. Det er derfor ikke urimelig å anta at bindingene beskrives på molekylært nivå - slik som ionebindingen. Det viser seg at dette er tilfelle i *Kjemien stemmer*, som beskriver dipolbindinger mellom polare molekyler ved at den positive delen av molekylet

⁵³Zumdahl og Zumdahl (2000) har valgt å la hydrogenbindingen være underordnet overskriften «Dipol-Dipol Forces». De har også valgt å utelate ion-dipol bindingen under emnet «Intermolecular Forces».

vil tiltrekkes den negative delen til et annet molekyl. I læreboken *Aqua 1* blir i stedet elektronegativitetsverdier benyttet for å forklare ladningsforskyvningen. I *Kjemi 1* blir dipolbindinger forklart med å ta utgangspunkt i at elektrontettheten i ICl-molekylet er forskjøvet, og Brandt og Hushovd (2010) starter derfor på det elektriske nivået for å forklare at ICl-molekylet er et polart molekyl. Det er altså tre ulike tilnærminger for å forklare varige dipoler.

Midlertidige dipoler blir introdusert på omtrent lik måte i *Kjemien stemmer*, *Kjemi 1* og *Aqua 1*. I alle de tre lærebøkene står det at elektronskyen ikke er statisk og at det derfor kan oppstå midlertidige dipoler i upolare molekyler. Forklaringen av hvordan den midlertidige dipolen oppstår er derfor på det elektriske nivået. Etter at det i lærebøkene er forklart hvordan den midlertidige dipolen kan påvirke nabomolekyler slik at de også blir dipoler, forklares bindingen som svake krefter mellom dipolene (Steen et al., 2010), som en dipolbinding (Grønneberg et al., 2007) eller som elektrostatisk tiltrekning (Brandt og Hushovd, 2010) - felles for forklaringene er at de er på det molekylære nivået. Midlertidige dipoler inkluderer altså forklaringer både på det molekylære og det elektriske nivået i alle lærebøkene.

Ion-dipol bindingen som er representert som en egen bindingstype i *Aqua 1*, blir forklart på det molekylære nivået som krefter mellom ionet og de polare vannmolekylene. Videre blir disse ion-dipol kreftene fremhevet som årsaken til at vann er et godt løsemiddel for mange salter og polare molekyler⁵⁴.

Det er også interessant at Steen et al. (2010) presenterer strukturen til fast argon, og bruker den til å vise at det må være tiltrekningskrefter mellom de upolare argonatomene. Steen et al. (2010) anvender altså partikkelmodellen til å forklare hvordan molekylstrukturen til argon varierer i henhold til aggregattilstandene.

Hydrogenbinding

Hydrogenbindingen har blitt tildelt en egen overskrift i alle lærebøkene. Både Steen et al. (2010) og Grønneberg et al. (2007) tar utgangspunkt i kokepunktet til

⁵⁴Overskriften til delkapittelet er bindinger mellom molekyler. Ion-dipol krefter er strengt tatt ikke «mellom molekyler», men det er vanskelig å finne en god samlebetegnelse for svake bindinger.

henholdsvis hydrogenhalogenidene og vann for å fremheve hva en hydrogenbinding er. Brandt og Hushovd (2010) tar i stedet utgangspunkt i dipoler og vektlegger at vann-, ammoniakk- og hydrogenfluoridmolekylet er bundet sterkere til hverandre enn det som forventes sammenlignet med vanlige dipolbindinger. Dette knyttes også til smelte- og kokepunkt. Alle lærebøkene starter med andre ord på det makroskopiske nivået for å fremheve styrken til hydrogenbindingen, sammenlignet med dipolbindinger, ved å vise til høye smelte- og kokepunkt.

I *Kjemien stemmer* tas det utgangspunkt i vannmolekylet for å forklare hydrogenbindingen og det blir ikke lagt vekt på hydrogenbindinger mellom HF-molekyler - noe som fremheves i både *Kjemi 1* og *Aqua 1*. Grønneberg et al. (2007) forklarer hydrogenbindingen blant annet ved at hydrogenatomet er så lite at vannmolekylene kommer tett innpå hverandre. De fremhever også betydningen av at oksygenatomet har ledige elektronpar⁵⁵ som hydrogenatomet på andre vannmolekyler kan tiltrekkes av. Grønneberg et al. (2007) benytter altså forklaringer på både molekylært og elektrisk nivå.

Steen et al. (2010) forklarer hydrogenbindingen ved å benytte Coulombs lov til å sammenligne HF-molekylet med HCl-molekylet. De knytter altså styrken til bindingene mellom HF-molekylene til elektronegativitetsverdien til fluor og til at fluor er et lite atom. Det kommer frem at forfatterne av *Aqua 1* legger vekt på begreper, og inkluderer derfor ikke det elektriske nivået direkte. Brandt og Hushovd (2010) er forøvrig de eneste av lærebokforfatterne som kun presenterer hydrogenbindinger på molekylært nivå, som «en særlig sterk elektrostatisk tiltrekning mellom molekylene som vi kaller hydrogenbinding» (Brandt og Hushovd, 2010, s. 43).

I *Kjemien stemmer* kommer det også frem at hydrogenbindingene holder vannmolekylene sammen i fast stoff og væskefasen, samt at gassmolekylene er frie. De viser også litt av strukturen til is på det molekylære nivået. Strukturen til is er også illustrert i *Kjemi 1*. Prinsipper som hører til partikkelmodellen er altså ikke fraværende fra lærebøkene i kapittelet om kjemisk binding.

⁵⁵At oksygenatomet i vannmolekylet har ledige elektronpar blir vektlagt i *Kjemi 1* i forbindelse med molekylgeometrien, men er ikke eksplisitt omtalt i *Kjemien stemmer* så vidt jeg har sett.

Partikkelmodellen bør fremheves?

På tross av at partikkelmodellen anvendes i lærebøkene, kan det likevel være vanskelig for elevene å oppfatte hva som gjelder generelt og ikke. Det er for eksempel gjennomgående i de tre lærebøkene at koke- og smeltepunkt benyttes for å indikere om en binding er sterk eller svak. Forfatterne av *Kjemien stemmer* skriver for eksempel følgende:

Et stoff som består av molekyler, har mye lavere smeltepunkt og kokepunkt enn metaller og ioneforbindelser. Det er fordi bindingene mellom molekylene er svake. Ved romtemperatur er mange av disse stoffene gasser eller væsker (Grønneberg et al., 2007, s. 55).

Selv om bindingene mellom molekylene knyttes til både temperatur og aggregat-tilstander, gir den likevel ikke sammenhengen mellom tiltrekningskrefter mellom molekylene og at partiklenes bevegelse øker når temperaturen øker, slik som partikkelmodellen gjør. De svake bindingene mellom molekyler gjør at molekylene er organisert i regelmessige gitterstrukturer når stoffer opptrer som fast stoff, og kan derfor sammenlignes med gitterstrukturen til for eksempel ioneforbindelser. Partikkelmodellen er et godt utgangspunkt for å forklare at tiltrekningskreftene som holder molekylene sammen er mye svakere enn tiltrekningskreftene mellom ionene med motsatt ladning. Styrken på bindingene kan også knyttes til Coulombs lov. Partikkelmodellen er enkel, samtidig som den fungerer godt til å gi sammenhenger mellom egenskaper og oppbygningen til stoffer. Partikkelmodellen bør derfor, etter min mening, presenteres enda tydeligere for elever i forbindelse med kjemiske bindinger enn den blir i de norske lærebøkene.

Avslutningskommentar til undervisning av kjemiske bindinger

Flere generasjoner med forskning har gjort det mulig å skjønne sammenhengen mellom kjemiske stoffer slik de erfarer på det makroskopiske nivået og slik de kan beskrives på de mer abstrakte nivåene som det molekylære og det elektriske. Kjemiske bindinger henger nøye sammen med det elektriske nivået, som inkluderer betraktninger rundt elementærpartiklene elektron, proton og nøytron. Alle stoffer er bygd opp av elementærpartiklene og det er elektrostatiske tiltrekningskrefter som holder de motsatt ladde partiklene sammen. Slik sett er det ingen fundamental forskjell på tiltrekningskreftene mellom elektronene og den positive atomkjernen og de tiltrekningskreftene som virker mellom ioner med motsatt ladning. Rent språklig sett blir likevel kjemiske bindinger forbeholdt tiltrekningskrefter mellom atomer, ioner og molekyler.

Kunnskap om kjemiske bindinger er viktige for å forstå oppbyggingen til stoffer, og i den forbindelse er det vesentlig å være klar over at det makroskopiske, det molekylære og det elektriske nivået er logisk avhengige av hverandre. Læreren må derfor passe på at det ikke mangler vesentlig informasjon fra ett av nivåene, slik at undervisningen av kjemiske bindinger kan bli logisk presentert. I lærebøker og i undervisningen generelt, blir det ofte ikke gjort et eksplisitt et skille mellom det elektriske og det molekylære nivået. Grunnen til dette kan være at man mener at en slik inndeling kan fortone seg for omstendelig for elevene.

Det er ikke tilstrekkelig at elevene kan gjengi at ionebinding er tiltrekning mellom positivt og negativt ion. Elever som lærer seg dette ukritisk om ionebinding vil sitte igjen med en lite meningsfull forståelse av denne bindingstypen. Jo flere assosiasjoner en elev kan knytte til kjemiske bindinger, jo lettere er det for eleven å dra nytte av denne kunnskapen i møte med nye problemstillinger. En viktig oppgave for læreren blir derfor å legge opp undervisningen slik at den enkelte elev blir utfordret til å bearbeide informasjonen slik at den blir psykologisk meningsfull.

Elevene bør feste kunnskap om kjemiske bindinger til noe som er kjent og dersom

elevene får arbeide med konkrete stoffer, har de en knagg å feste kunnskapen på. Aggregattilstandene, slik de presenteres i partikkelmodellen, fungerer som et nyttig utgangspunkt for å koble det makroskopiske, det molekylære og det elektriske nivået sammen. Partikkelmodellen gir en god sammenheng mellom kjemiske bindinger og fysiske egenskaper, som for eksempel smelte- og kokepunkt. Det er også en god kobling mellom partikkelmodellen og at kjemiske bindinger først og fremst betraktes som elektrostatiske tiltrekningskrefter. Fysiske egenskaper kan også lett knyttes til eksperimentelt arbeid. Formålet med det eksperimentelle arbeidet er i tilfelle at elevene skal forklare de fysiske egenskapene ved hjelp av betrakninger knyttet til kjemiske bindinger. Det er viktig å understreke at kapitlet om kjemiske bindinger handler vel så mye om å forstå oppbygningen til stoffer, som å forstå den enkelte kjemiske binding - i alle fall i programfaget *Kjemi 1*. Dersom elevene får lære om stoffer fra flere innfallsvinkler, får de også muligheten til å utvikle en stadig mer meningsfull forståelse av kjemiske bindinger.

En del av de alternative oppfatningene som er presentert i denne oppgaven viser at elever har vanskelig for å forstå forskjeller og likheter ved kjemiske bindinger («proper bonds») og generelt tiltrekningskrefter («just forces») mellom ladde partikler. Etter å ha studert hvordan norske lærebokforfattere presenterer emnet kjemiske bindinger etter læreplanen Kunnskapsløftet (Utdanningsdirektoratet, 2006a), kommer det frem at forfatterne fremdeles benytter et antropomorfsk språk og analogier i forklaringene sine. På tross av dette ligger også elektrostatiske tiltrekningskrefter til grunn for å forklare de ulike bindingstypene i lærebøkene, samt prinsippet om minimal energi. De elektrostatiske tiltrekningskreftene kunne likevel vært enda mer fremtredende. Den elektriske naturen til elementærpartiklene er så viktig for å forstå hvordan stoffer er bygd opp og egenskaper knyttet til disse, at det er ikke nok å nevne dette i en setning eller to. Budskapet må nærmest «hamres» inn i tankegangen til elevene. Dersom elevene glemmer alt annet, men husker at kjemiske bindinger i bunn og grunn er elektrostatiske tiltrekningskrefter mellom partikler med motsatt ladning, er de likevel godt rustet til å gjøre betrakninger knyttet til kjemiske bindinger i møte med nye problemstillinger. En måte å understreke betydningen av elektrostatiske tiltrekningskrefter for elevene er nett-

opp å innføre Coulombs lov - om ikke annet som en motvekt til oktettregelen som er omtrent enerådende og kanskje for godt innprentet i tankegangen til unge - kanskje lovende kjemikere?

Helt til slutt

Linus Pauling, som dedikerte store deler av livet sitt til å arbeide med kjemiske bindinger, uttrykte følgende om betydningen av emnet:

The concept of the chemical bond is the most valuable concept in chemistry. Its development over the past 150 years has been one of the greatest triumphs of the human intellect. I doubt that there is a chemist in the world who does not use it in his or her thinking (Pauling, 1992, s. 521).

Kjemiske bindinger er et viktig tema i programfaget *Kjemi 1* og det kan være både spennende og utfordrende å undervise dette emnet. Etter å ha undersøkt ulike tilnærminger til emnet, kommer det frem at en tydelig kobling mellom kjemiske bindinger og de tre nivåene til Jensen (1998a) er viktig for at elevene kan få en god og helhetlig forståelse av hvordan stoffer er bygd opp. En tydelig kobling til konkrete stoffer åpner også opp for kreative tilnærminger og mer eksperimentelt arbeid i forbindelse med undervisning av kjemiske bindinger. Jeg har blant annet fått erfare at bare det å holde en ansamling av saltkrystaller i hånden kan skape flere kritiske spørsmål og bunne ut i svært lærerike diskusjoner.

Referanser

- Atkins, P. og de Paula, J. (2010). *Atkins' Physical Chemistry*. Oxford University Press, 9 utgave.
- Ausubel, D. P. (1963). *The Psychology of Meaningful Verbal Learning: An Introduction to School Learning*. Grune & Stratton.
- Boyle, R. (1964). *Experiments and Considerations Touching Colours; A facimile of the 1664 Edition*. Johnson Reprint Corporation: New York og London. Nytt forord av Marie Boas Hall.
- Brandt, H. og Hushovd, O. . T. (2011). *Kjemi 2*. Aschehoug.
- Brandt, H. og Hushovd, O. T. (2010). *Kjemi 1*. Aschehoug.
- Brandt, T., Brandt, H. og Johansen, I. (1997). *Kjemi 2KJ Grunnbok*. H. Aschehoug & Co, 3 utgave.
- Chang, R. (2008). *General Chemistry - The Essential Concepts*. McGraw-Hill Higer Education, 5 utgave.
- Eamon, W. (1980). New Light on Robert Boyle and the Discovery of Colour Indicators. *Ambix*, 27:204–209.
- Encyclopædia Britannica (n.d). *Johannes Diederik van der Waals*. Lastet ned 16. mai 2012, fra: <http://www.britannica.com/EBchecked/topic/633658/Johannes-Diederik-van-der-Waals>.
- Garratt, J., Overton, T. og Threlfall, T. (1999). *A Question of Chemistry: Creative Problems for Critical Thinkers*. Pearson Education Limited, England.
- Grønneberg, T., Hannisdal, M., Pedersen, B. og Ringnes, V. (2001). *Kjemien stemmer 2KJ Grunnbok*. J. W. Cappelen forlag AS, 2 utgave.
- Grønneberg, T., Hannisdal, M., Pedersen, B. og Ringnes, V. (2007). *Kjemien stemmer Kjemi 1 Grunnbok*. J. W. Cappelen Forlag AS.

- Grønneberg, T., Hannisdal, M., Pedersen, B. og Ringnes, V. (2009). *Kjemien stemmer Kjemi 2 Grunnbok*. J. W. Cappelen Forlag AS, 3 utgave.
- Hannisdal, M. og Ringnes, V. (2003). Modeller og modellbruk i naturfagene. I Jorde, D. og Bungum, B., red, *Naturfagdidaktikk*, kapittel 10, side 199–212. Gyldendal Akademiske.
- Hannisdal, M. og Ringnes, V. (2011). *Kjemi for lærere: Naturfag i grunnskolelærerutdanningen 5. -10. trinn*. Gyldendal Akademiske.
- Hattie, J. (2009). *Visible Learning: A Synthesis of Over 800 Meta-Analyses Relating to Achievement*. Lastet ned den 16. mai 2012, fra: <http://books.google.no/books?id=lh7SZNCabGQC&printsec=frontcover>.
- Herron, J. D. (1996). *The Chemistry Classroom: Formulas for Successful Teaching*. American Chemical Society, Washington DC.
- Jensen, W. B. (1998a). Logic, History, and the Chemistry Textbook: I. Does Chemistry Have a Logical Structure? . *Journal of Chemical Education*, 75(6):679–687.
- Jensen, W. B. (1998b). Logic, History, and the Chemistry Textbook: II. Can We Unmuddle the Chemistry Textbook? . *Journal of Chemical Education*, 75(7):817–828.
- Jensen, W. B. (1998c). Logic, History, and the Chemistry Textbook: III. One Chemical Revolution or Three? . *Journal of Chemical Education*, 75(8):961–969.
- Johnstone, A. H. (1982). Macro- and Micro- Chemistry. *School Science Review*, 64(226):377–379.
- Karlstad universitet (n.d). *Kemididaktikk*. Lastet ned den 16. april 2012 fra: <http://www.kau.se/kemi/forskning/kemididaktik>.
- Kvittingen, L. (1997). Logikk, historie og undervisning av kjemi. *Kjemi*, (5):11–12.

- Nobelstiftelsen (n.d.). *The Nobel Prize in Physics 1933: Erwin Schrödinger, Paul A.M. Dirac*. Lastet ned den 30. mai 2012, fra http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/physics/laureates/1933/.
- Pauling, L. (1992). The Nature of the Chemical Bond - 1992. *Journal of Chemical Education*, 69(6):519–521.
- Pauling, L. (2001). Modern Structural Chemistry. I *Linus Pauling Selected Scientific Papers Volume 1*. World Scientific Publishing Co.
- Ringnes, V. og Hannisdal, M. (2006). *Kjemi fagdidaktikk - Kjemi i skolen*. Høyskoleforlaget AS, 2 utgave.
- Silberberg, M. S. (2007). *Principles of General Chemistry*. McGraw-Hill Higher Education.
- Steen, B. G., Fimland, N. og Juel, L. A. (2010). *Aqua Kjemi 1 Grunnbok*. Gyldendal Norsk Forlag AS.
- Steen, B. G., Fimland, N. og Juel, L. A. (2011). *Aqua Kjemi 2 Grunnbok*. Gyldendal Norsk Forlag AS.
- Taber, K. S. (1998). An Alternative Conceptual Framework from Chemistry Education. *International Journal of Science Education*, 20(5):597–608.
- Taber, K. S. (2000). Finding the Optimum Level of Simplification: the Case of Teaching about Heat and Temperature. *Physics Education*, 35(5):320–325.
- Taber, K. S. (2001). Shifting Sand: a Case Study of Conceptual Development as Competition Between Alternative Conceptions. *International Journal of Science Education*, 23(7):731–753.
- Taber, K. S. og Coll, R. K. (2002). Bonding. I Gilbert, J., Jong, O. D., Justi, R., Treagust, D. og Driel, J. V., red, *Chemical Education: Towards Research-based Practice*, kapittel 10, side 213–234. Dordrecht: Kluwer Academic Publishers.

- Tro, N. J. (2008). *Chemistry - A Molecular Approach*. Pearson Prentice Hall, USA.
- Turmo, A. (1998). Analyse av lærebøker i Natur- og miljøfag - en teoretisk bakgrunn, utvikling av en analysemodell og utprøving av analysemodellen. Masteroppgave, Universitetet i Oslo.
- Utdanningsdirektoratet (2006a). *Læreplan i kjemi - programfag i studiespesialiserende utdanningsprogram: Kompetansemål Kjemi 1*. Lastet ned: 10. mars 2012 fra: <http://www.udir.no/Lareplaner/Grep/Modul/?gmid=0&gmi=19342&v=5>.
- Utdanningsdirektoratet (2006b). *Læreplan i naturfag: Kompetansemål etter 7. årstrinn*. Lastet ned 18. mai 2012, fra: <http://www.udir.no/Lareplaner/Grep/Modul/?gmid=0&gmi=167197&v=5&s=2&kmsid=2556>.
- Özmen, H. (2004). Some Student Misconceptions in Chemistry: A Litterature Review of Chemical Bonding. *Journal of Science Education and Technology*, 13(2):147–159.
- Zumdahl, S. S. og Zumdahl, S. A. (2000). *Chemistry*. Houghton Mifflin Company, Boston, New York, 5 utgave.