

Likevekt i læring, læring i likevekt?

En studie av kjemisk likevekt i forhold til undervisning.

Aslak Opsahl Brimi
Mari Roen Hansen

Master i lærerutdanning med realfag

Oppgaven levert: Mai 2008

Hovedveileder: Lise Kvittingen, CHEM

Biveileder(e): Per-Odd Eggen, CHEM

Forord

Denne masteroppgaven ble utført ved Institutt for kjemi ved Norges teknisk-naturvitenskaplige universitet (NTNU) i perioden januar til og med mai 2008.

Dette er en samarbeidsoppgave mellom *Mari Roen Hansen* og *Aslak Opsahl Brimi*. Vi har kjent hverandre i noen år, og jobbet sammen flere ganger. Å samarbeide om en så stor oppgave hadde vi ikke erfaring med fra tidligere, og vi kan understreke nå at det ikke bare er enkelt. Å streve sammen med noen, og komplimentere hverandre, har vært både krevende og lærerikt, og ved å samarbeide har læringsutbyttet blitt mer enn bare det faglige. Vi snakker ikke alltid samme språk, og ikke forstår vi alltid hverandre, noe som til tider har ført til opphetede diskusjoner. Men etter hvert som vi har brynet oss på hverandre, og blitt bedre og bedre kjent, har samarbeidet gått mer og mer smertefritt. Og ikke minst, vi avslutter som gode venner.

Vi fullfører med denne oppgaven det fem år lange studiet vårt på NTNU, og skal ut i skolen å undervise til høsten. Studieprogrammet vårt, LUR – lærerutdanning med realfag – er et annerledes studieprogram enn en vanlig master i kjemi. Dette har betydd for eksempel at masteroppgaven er på 30 studiepoeng, altså ett semester, noe som fikk konsekvenser for omfang og dybde på oppgaven.

Det er mange som fortjener takk i forbindelse med oppgaven. Først og fremst vil veilederen vår, Lise Kvittingen. Med iver og ihuga engasjement har hun gitt oss strålende, streng og uvurderlig oppfølging gjennom hele perioden. I tillegg til pinlig grundig, og til tider også uleselig veiledning, fikk vi en utrolig spennende, opplevelsesrik og uforglemmelig tur til Sør-Afrika. Her vil vi skyte inn en ekstra takk til Richard og Anna for fantastisk gjestfrihet da vi invaderte huset deres i Simons Town.

Per-Odd Eggen fortjener også en stor takk for utfordrende og inspirerende diskusjoner, gjestfrihet på Snåsa, og godt reiseselskap i Sør-Afrika. Sigvart takkes spesielt for flott reisefølge og intense bordtennisdueller i studiepausene på Snåsa.

I forbindelse med studiet av eldre norske lærebøker i kjemi har vi hatt tilgang til bøker ved Trondheim Katedralskole og Skolelaboratoriet for kjemi ved Universitetet i Oslo. Stor takk rettes til Inger Marie Stang, Brit Skaugrud og Vivi Ringnes for at dere tok dere tid til å hjelpe oss.

I tillegg til veilederne våre, har vi også hatt en god korrekturleser i Yngvil Holt: Tusen takk! Og ellers rettes en takk til alle på Instituttet for faglig og praktisk hjelp i forbindelse med LUR-masteren.

Sammendrag

Kjemisk likevekt i forhold til undervisning er overordnet tema for denne masteroppgaven, og dette har vi sett på fra flere sider. Den første er fra et historisk perspektiv, inkludert temaets plass i eldre norske lærebøker. Så har vi sett på presentasjonen av kjemisk likevekt i nyere 2KJ-lærebøker i forhold til læring og forståelse. Til sist har vi studert forsøk, der hensikten med disse er å illustrere kjemisk likevekt.

Kunnskapen om kjemisk likevekt kan kanskje sies å ha sitt utgangspunkt tidlig på 1700-tallet, i arbeidet med å forstå kjemiske reaksjoner. Det var affinitet som bestemte utfallet av reaksjoner (Geoffroys affinitetstabell, 1718). Først i andre halvdel av 1800-tallet skjøt utviklingen av temaet kjemisk likevekt for alvor fart, og det er i denne sammenhengen nordmennene Guldberg og Waage ofte nevnes, spesielt med deres første utkast til massevirkningsloven i 1864.

Termodynamikken ble etter hvert mer framtrødende etter 1850, og ut på 1900-tallet var affinitetsbegrepet stort sett borte. Gibbs fri energi hadde da tatt over som drivkraften i kjemiske reaksjoner. I dag mener mange at Guldberg og Waages utledning av massevirkningsloven, gjort med utgangspunkt i affinitetskrefter, er ufullstendig og at en termodynamisk begrunnelse må til.

I de norske lærebøkene i kjemi har omfanget av, og dybden i forklaringen av kjemisk likevekt endret seg mye fra første gang det ble omtalt i Waages lærebok i 1908, til idag. Fram til krigens dager ble kjemisk likevekt stort sett kort forklart, gjerne sammen med massevirkningsloven. Etter 1940 ble det gitt en fyldigere forklaring i enkelte bøker, for eksempel ble forskyvning av likevektsposisjonen tatt med, men det er ikke noen entydig trend de neste tiårene. Mer fagstoff ble generelt presentert, med store variasjoner avhengig av forfatter. Først på 1970-tallet, hos Salveson og Wang Lund, ble temaet kjemisk likevekt belyst på nærmest samme måte som i dag. Le Châteliers prinsipp nevnes av få forfattere før 1950-tallet, men deretter presenteres det i de fleste av lærebøkene. Mange lærebokforfattere, helt fra begynnelsen av 1900-tallet, påpeker i forordene at kjemi må forstås ved forsøk, og dette tatt i betraktning er det overraskende få forsøk med kjemisk likevekt før fra 1970-tallet.

Kjemisk likevekt er et svært vanskelig tema generelt, både for elever og lærere. Studier har vist at det for eksempel er problematisk å forstå reversibilitet, og å skille mellom reaksjonshastighet og likevektsposisjon, samt at et likevektsystem er dynamisk. Det er heller ikke enkelt å forutsi og forklare forskyvning av likevektsposisjonen.

I følge R94 er kjemisk likevekt sentralt, noe som reflekteres i lærebøkene etter reformen. Lærebøkene har stort sett det samme fagstoffet med: En introduksjon med generell teori, noe om forskyvning av likevekt (bruk av Le Châteliers prinsipp) og litt om massevirkningsloven. Vi har sett at ikke alle lærebøkene er like konsekvente når det omtales hva som er i likevekt og hva dobbelpilen står for. Sammen med at kjemisk likevekt er et vanskelig tema generelt, kan uklarheter i læreboktekster gjøre det ekstra problematisk. For å forutsi og forklare forskyvning av likevektsposisjonen blir Le Châteliers prinsipp nesten alltid brukt, selv om en slik bruk har blitt diskutert og kritisert i mange år.

Flere forsøk med hensikt å illustrere kjemisk likevekt har blitt brukt, og brukes, i norsk kjemiundervisning. Disse viser reversibilitet og forskyvning av likevektsposisjonen, og kan derfor bidra til at elevene bedre forstår noe av det som er vanskelig med kjemisk likevekt.

Innholdsfortegnelse

| | |
|--|-----|
| FORORD | I |
| SAMMENDRAG | III |
| INNHOLDSFORTEGNELSE | V |
| INNLEDNING | 1 |
| DEL 1. HISTORISK BLIKK PÅ KJEMISK LIKEVEKT..... | 7 |
| 1. HISTORISK INNBLIKK I TEORIEN OM KJEMISK LIKEVEKT..... | 9 |
| 1.1 Kjemiske reaksjoner som utgangspunkt for kjemisk likevekt..... | 10 |
| 1.2 Guldberg og Waage..... | 12 |
| 1.3 Termodynamikk som grunnlag for kjemisk likevekt..... | 21 |
| 1.4 Episoder som ofte nevnes lærebøkene..... | 27 |
| 1.5 En liten oppsummering..... | 29 |
| 2. KJEMISK LIKEVEKT I ELDRE LÆREBØKER | 31 |
| 2.1 Læreplaner | 32 |
| 2.2 Oppbygning av lærebøker og læreplaner | 36 |
| 2.3 Kjemisk likevekt i eldre lærebøker..... | 37 |
| 2.4 Forsøk..... | 44 |
| DEL 2. KJEMISK LIKEVEKT OG LÆRING..... | 47 |
| 3. VANSKELIGHETER MED LÆRING AV KJEMISKE LIKEVEKTER | 49 |
| 3.1 Arbeid på området..... | 49 |
| 3.2 Problemområder | 50 |

| | | |
|------------|--|------------|
| 3.3 | Le Châteliers prinsipp og massevirkningsloven..... | 56 |
| 3.4 | Er det mulig å lære kjemisk likevekt? | 61 |
| 4. | KJEMISK LIKEVEKT I NYERE LÆREBØKER | 63 |
| 4.1 | Lærebøkene og fagstoffet | 63 |
| 4.2 | Innledning av temaet kjemisk likevekt | 65 |
| 4.3 | Le Châteliers prinsipp og massevirkningsloven..... | 70 |
| 4.4 | To eksempler på vanskelig teori forenklet i lærebøkene | 75 |
| 4.5 | Oppgavene | 78 |
| 5. | LABORATORIEARBEID..... | 82 |
| 5.1 | Laboratorieoppgavene i lærebøkene..... | 86 |
| 5.2 | Ulike laboratorieoppgaver som illustrer kjemisk likevekt | 90 |
| 5.2.1. | Likevektsystem med jern og tiocyanat..... | 91 |
| 5.2.2. | Heterogent likevektsystem med sølvklorid og ammoniakk..... | 93 |
| 5.2.3. | Et likevektsystem med magnesium | 95 |
| 5.2.4. | Et likevektsystem med kromat og dikromat | 95 |
| 5.2.5. | Forskyving av likevektsposisjonen i ammoniakkløsning..... | 97 |
| 5.2.6. | Et likevektsystem med kobolt..... | 98 |
| 5.2.7. | Et homogent likevektsystem med nitrogenoksider | 100 |
| 5.3 | En oppsummering om laboratorieoppgavene..... | 103 |
| | AVSLUTNINGSKOMMENTARER | 111 |
| | LITTERATUR | 114 |
| | VEDLEGG | 127 |
| I. | STRUKTUREN I NORSK SKOLE – ET HISTORISK INNBLIKK..... | 128 |
| II. | KJEMIKALIER | 135 |

Og mennesker forsker og søker
i stjerner og hav og jord
han gransker i lærde bøker
og finner gylne ord.

Arnulf Øverland

Innledning

I denne masteroppgaven ser vi på temaet kjemisk likevekt i forhold til undervisning. Først et historisk perspektiv, der det norske bidraget fra Guldberg og Waage står sentralt, så temaets plass og utforming i norske læreverker, og sist, men ikke minst, utfordringen med å undervise og skape forståelse av temaet kjemisk likevekt. Resultatet er et produkt av ett semesters samarbeid mellom oss to – med diskusjoner, fagsamtaler, krangler, latter, spirende erkjennelser, og mye, mye mer – og interessene våre innen kjemi og undervisning, og selvfølgelig også en del tilfeldigheter.

Vårt utgangspunkt

I studieløpet vårt på Lærerutdanning med realfag (LUR) har det at vi skal bli lærere, og verdien av dette yrket, kontinuerlig blitt understreket. Vår interesse for undervisning av realfag har vokst parallelt med studiet, noe som gjorde det naturlig å velge en fagdidaktisk masteroppgave. I tillegg til fagbakgrunnen vi har bygget oss opp på universitetet, har selvfølgelig også all vår erfaring som elever og studenter vært en del av grunnlaget i arbeidet med denne oppgaven.

Gjennom skolegangen vår har vi begge hatt interesse for kjemi og de andre naturfagene, fordi vi syntes dette var spennende fag, lærerne våre var gode, og vi mestret fagene. Kjemi ble derfor en naturlig retning for oss å velge i den videre utdanningen.

I LK06¹ (KD 2006a) står det under formålet med kjemifaget:

Alt i naturen består av stoffer - også alt som lever. Kjemikere utforsker, bestemmer og beskriver hvordan stoffer er oppbygd på mikronivå, og forklarer på dette grunnlaget stoffenes egenskaper og reaksjoner. Utviklingen av kjemisk viten skjer i en vekselvirkning mellom eksperimenter og teori. Vekselvirkningen avspeiles i programfaget kjemi, der planlegging og gjennomføring av forsøk og vurdering av resultater er sentralt.

¹ Læreplanen for Kunnskapsløftet

Kjemi kan gi en forklaring på hva som skjer i naturen, for eksempel hvordan sur nedbør dannes, hvordan vi utnytter energien i maten, og hvordan olje raffineres. Kjemi er et nyttig fag og kan anvendes vidt, fra jordens indre til det ytre rom, slik Bensaude-Vincent & Stengers (1996: 4-5) beskriver:

It applies in the depths of the earth as well as in space, and it is as important to agriculture as it is to heavy and fine industry and to pharmacy. Here is a science that spans the borders between the inert and the living, between the microscopic and the macroscopic.

Miljø og forurensning har generelt vært mye omtalt de siste tiårene, og det trengs kjemikunnskap for at Norge skal kunne redusere utslippene av klimagasser og lykkes med CO₂-rensing i gasskraftverk. Industrien i Norge er avhengig av kjemikere. Norge trenger kjemikere! Grunnlaget for dette legges i skolen, med spesiell vekt på ungdomsskole og videregående skole.

Læringsarenaer utenfor skolen, på laboratorier og i bedrifter, kan gi innsikt i hvordan kjemi blir brukt i samfunnet. Kunnskaper og kompetanse i kjemi er viktig i mange yrker og kan gi et godt grunnlag for videre studier (KD 2006a).

Kunnskapsdepartementet understreker sammenhengen mellom kjemifaget og samfunnet, noe også fagdidaktikken gjør. Dette synes vi er interessant. Vi koblet dette med potensialet for en forbedret kjemiundervisning², og snart var valgene våre med hensyn til oppgave tatt.

Utvikling av oppgaven

Vi kom i kontakt med Lise Kvittingen og Per-Odd Eggen i forbindelse med fagene *Kjemi fagdidaktikk* og *Lærerutdanningsprosjekt i kjemi*, og ble kjent med deres arbeid med småskalaforsøk. Dette fascinerte oss som kommende lærere og vi ønsket videre eksperimentelt arbeid som utgangspunkt for vår masteroppgave. Flere tema ble diskutert (og omtrent nesten like

² I høst kom resultatene fra PISA-undersøkelsen 2006 (Kjærnsli m.fl. 2007), og det er ingen tvil om at resultatene viser at det er forbedringspotensial i realfagsundervisningen i norsk skole.

mange forkastet) som mulige for masteroppgaven vår. Over en tid utkrystalliserte temaet kjemisk likevekt seg, og opprinnelig var det meningen at vi skulle arbeide med å utvikle forsøk med NO, NO₂, N₂O₄ og N₂O₃. Under er det gitt et utdrag av en av de første skissene til oppgaven vår:

Oppgaven deres er todelt. Den ene delen består i å studere/undersøke likevektforsøk som fins i undervisningen i dag, og med bakgrunn i dette velge ut ett forsøk som skranter mht praktisk gjennomførbarhet og som gir lite/feil (misoppfatninger?) forståelse. Den andre delen er eksperimentell og består i å utvikle dette forsøket slik at det blir enklere å gjøre og lettere å skjønne. Vi håper at del to kan bli størst, dvs utviklingen av et forsøk.

Dette var noe av vårt utgangspunkt da vi begynte å lete etter likevektforsøk i eldre lærebøker for å få en oversikt over forsøk som var brukt og hvordan de ble presentert. Etter hvert som vi fikk tilgang på flere og flere bøker ved Skolelaboratoriet for kjemi ved Universitetet i Oslo, og ved skolebiblioteket ved Trondheim Katedralskole, ble det vanskeligere og vanskeligere å hoppe videre til den praktiske delen, og oppgaven tok en ny retning ved at dette lærebokstudiet ble en større del enn først planlagt, noe vi retrospektivt er fornøyde med.

Ting tar tid på en helt annen måte idet man skal gjøre et selvstendig arbeid som ikke er planlagt og organisert av andre, i motsetning til våre tidligere bragder der vi har tatt eksamener og produsert studiepoeng (selv om også dette definitivt har krevet anstrengelser). Særlig har vi fått et annet perspektiv på to arbeidsformer: Å drive utviklingsarbeid på laboratoriet tar veldig veldig lang tid. Vi skjønte ganske fort at skulle vi utvikle forsøk (om vi idet hele tatt hadde kommet fram til noe resultat) kunne vi satse på avslutning i 2010. Neste sjokk var selve oppgaveskrivingen med alt det inneholder: Finne litteratur, lese, finne ny litteratur, skrive og formulere, undersøke kilder, finne ny litteratur igjen, kjempe med ord og setninger, organisere, se sammenhenger, nye litteratursøk, mer retting osv. Vi har gått gjennom en stor læringsprosess for å bli i stand til å skrive en oppgave på denne størrelsen, og vi er litt stolte.

Ettersom laboratoriearbeidet ble erfart som svært tidkrevende, dreide vi isteden oppgaven mot en litteraturoppgave som skulle inneholde noen ulike innfallsvinkler til temaet kjemisk likevekt. Som nevnt ble undersøkelsen av de eldre skolebøkene en større del, samtidig ble det et poeng,

mente vi, å ha med noe teori om kjemisk likevekt. Med en overordnet fagdidaktisk vinkling ble også kjemihistorien et tema, noe både læreplanen for R94 og Kunnskapsløftet legger vekt på. I LK06 (KD 2006a) står det at et formål med programfaget ”er å gi innsikt i kjemiens ulike anvendelser og betydningen av kjemi i hverdagsliv og samfunn. Den historiske utviklingen av kjemifaget er en del av kulturarven, og dette bør formidles gjennom opplæringen.”

Vi skal ikke påberope oss en fyldig kjemihistorisk innføring i kjemisk likevekt, men med vår lille litteraturstudie mener vi en del av det sentrale av kjemiteorien som omhandler kjemisk likevekt har blitt belyst. Vi ble også etter hvert mer og mer overasket og samtidig fascinert over at kjemihistorie i seg selv kan være så fengende. Samtidig var det faglig krevende, langt mer enn vi hadde forestilt oss, så etter å ha jobbet med denne delen av oppgaven har vi lært mye kjemi. Vi fant at det vitenskapsmenn tenkte og gjorde var logisk, selv om det ikke nødvendigvis er riktig slik vi ser det med dagens øyne, og at det kan finnes flere likhetstrekk mellom enkelte av de tidligere versjoner av vitenskaplige ideer som er kjent fra historien og elevers forståelse av temaene i dag.

Historical knowledge of chemistry may contribute to the understanding by the teachers of students' difficulties and alternative conceptions, enabling them to address the issues of instruction; that is, to formulate general chemical problems as well as didactic learning sequences that eventually may facilitate the apprenticeship of the related concepts. (...) historical knowledge may help students in their understanding of the nature of chemistry, clarifying different aspects of scientific inquiry and, therefore, enhancing students' capacities for critical thinking (Quílez 2004: 69-70).

Foruten en studie av eldre norske kjemilærebøker, og et lite innblikk i kjemihistorien, har vi sett på undervisning av kjemisk likevekt i skolen. Dette temaet kom naturlig i og med at vi hele veien hadde en tanke om, og interesse for, å arbeide med forsøk om kjemisk likevekt i skolen. Ettersom vi allerede var i gang med undersøkelsen av eldre bøker ble det dermed naturlig å se på de nyere lærebøkene, og vi var ganske fort i gang med en undersøkelse av disse sett i forhold til det fagstoffet vi hadde lest om kjemisk likevekt som tema i skolen. I denne delen ble det også naturlig å ha med en gjennomgang av de laboratorieoppgavene bøkene presenterer. Vi har derfor

tatt med sju forsøk om kjemisk likevekt, for så å se dem i sammenheng med teorien om læring av temaet kjemisk likevekt vi presenterer forut.

Som leseren nå skjønner er bakgrunnen for oppgaven vår interesse for kjemi og undervisning, og retningen har blitt justert etter hvert som realitetene i prosessen har sunket inn i oss (og våre veiledere). Oppgaven belyser mange temaer knyttet til kjemisk likevekt som vi tror kan være av interesse for flere, men den er nok mest rettet mot kommende, nye og erfarne norske kjemilærere, og kjemilærerutdannere, for å kunne bli litt mer kjent med historien til et viktig tema i Kjemi 1, og selvfølgelig også fordi oppgaven gir et innblikk i vanskeligheter elever kan ha i læringen av kjemisk likevekt.

I praksis er oppgaven todelt: I del 1 dominerer det historiske perspektivet på kjemisk likevekt, inkludert en studie av eldre norske kjemilærebøker. I del 2 er læring av kjemisk likevekt gjennomgangstema. Vi presenterer først og fremst kjemisk likevekt som tema i skolen, og mange av vanskelighetene som kan oppstå når dette fagstoffet skal formidles. Deretter tar vi for oss de nyere norske kjemilærebøkene, og til slutt rettes oppmerksomheten mot laboratoriearbeid med kjemisk likevekt.

There seems to be no topic in freshman chemistry that presents more difficulties to students than chemical equilibrium. After trying for over 30 years to give clear answers to their questions, I have come to have a great deal of sympathy with them, realizing that the subject is inherently a difficult one (Hildebrand 1946: 589).

Vi tar dette som en utfordring, og håper temaet kan være like interessant for andre som det har vært, og er for oss. God lesning.

Trondheim, 28. mai 2008,

Mari Roen Hansen

Aslak Opsahl Brimi

Del 1.

Historisk blick på kjemisk likevekt

*U*nfortunately, though understandably, the authorized versions of science, the textbooks, record only happy endings – or what are believed to be happy endings. This is science fiction. It produces the erroneous impression that science marches along logically and objectively from one crucial experiment to the next, predicting and explaining the unknown in terms of the known, while, regrettably, individual scientists become progressively more specialized in their interests and their fields of competence. Fortunately, the historical approach can correct many misconceptions about science.

(Best 1968: 136)

1. Historisk innblikk i teorien om kjemisk likevekt

For å få et innblikk i kjemiteori er det interessant å ta utgangspunkt i kjemihistorie, og i dette kapittelet forsøker vi å gi et lite resymé av den historiske utviklingen av temaet kjemisk likevekt. På grunn av begrensinger på oppgaven er det mye som er utelatt eller vi ikke har fått opparbeidet oss kunnskap om. Ikke overraskende retrospektivt har det vist seg at det ikke er noen tydelig historisk rett linje å trekke ut når det gjelder kjemiske likevekt, og det er særlig uklart hva som er meningsfullt å trekke ut av de mange begivenhetene før 1850. Dette resymeet er hovedsakelig skrevet med utgangspunkt i kjemihistoriebøker av Laidler (1995), Ihde (1985) og Bensaude-Vincent & Stengers (1996), og artikler av blant andre Lindauer (1962), Ashmore (1965) og Wang Lund (1965a, 1965b). I tillegg har Reidar Støleviks notater³ utlevert i faget Fysikalsk kjemi vært god veiledning.

Fra norsk ståsted er det interessant at to nordmenn ofte blir nevnt i sammenheng med temaet kjemisk likevekt, nemlig Guldberg og Waage og massevirkningsloven. Av spesielt to grunner har vi valgt å gå litt nærmere inn på det arbeidet de publiserte i andre halvdel av 1800-tallet. For det første synes vi selv at dette er veldig interessant, og for det andre blir Guldberg og Waage nevnt i de fleste norske lærebøker (som de lærebøkene vi studerer senere i oppgaven: Brandt, Brandt & Johansen 1997a; Grønneberg m.fl. 2001a; Reistad, Mangerud & Sydnes 1997a) i introduksjonen av kjemisk likevekt. Reistad m.fl. (1997a: 129) skriver blant annet i sin innledning at *"Teorien for kjemisk likevekt ble i 1864 lagt fram av de to norske vitenskapsmennene Cato Maximilian Guldberg og Peter Waage"*. Vi synes det er naturlig og spennende å se på hva de to faktisk bidrog med.

I vårt tilfelle er det interessant å ta utgangspunkt i to innfallsvinkler ved kjemiske reaksjoner og kjemisk likevekt, en kinetisk og en termodynamisk. Med en kinetisk innfallsvinkel er mekanismer og reaksjonshastigheter viktige begreper, og det som skjer mellom reaktanter og produkter står sentralt. Termodynamikken har fokus på begynnelse- og slutttilstanden, og avhenger ikke av kunnskap om reaksjonsveien mellom reaktanter og produkter (Zumdahl 1992). Guldberg og Waage kom i 1864 med sitt første utkast til det de senere kalte

³ Det refereres ikke til disse notatene, men hans historiske introduksjoner til ulike tema innenfor fysikalsk kjemi har vært til stor hjelp for å sette informasjon fra ulik litteratur inn i en sammenheng.

massevirkningsloven (1864, 1879). De utledet denne med bakgrunn i affinitetskrefter, og, som vi skal se, er ikke begrunnelsen allment gyldig med dagens viten. Til det trengs det en termodynamisk begrunnelse (Laidler, Meiser & Sanctuary 2003).

1.1 **Kjemiske reaksjoner som utgangspunkt for kjemisk likevekt**

Utviklingen av begrepet og ideen kjemisk likevekt har røtter i arbeidet med, og forståelsen av kjemiske reaksjoner på 1700- og 1800-tallet. "Kjemisk affinitet", som kanskje kan bli oversatt til tiltrekkingskraft, var et viktig begrep ved kjemiske reaksjoner (Laidler 1995; Quílez 2004, 2006; Wang Lund 1965b). Jo større affinitet mellom to stoffer, desto større tendens til at stoffene vil reagere.

Isaac Newton (1642-1727) gav ut *Opticks* i 1704, og i slutten av boken⁴ gir han en forklaring på kjemiske fenomener ved bruk av krefter. I etterkant av dette, i 1718, publiserte Etienne-Francois Geoffroy (1672-1731) en affinitetstabell som satte en begrenset mengde stoffer i kolonner og viste hvor stor tiltrekning de hadde til hverandre. Han brukte Newtons teori om krefter i utledningen (Bensaude-Vincent & Stengers 1996). Den svenske kjemikeren Torbern O. Bergman (1735-1784) var en av dem som arbeidet videre med dette. Han skrev blant annet om "elective attractions"⁵, og antok at hvert stoff har sin bestemte affinitet overfor et hvert annet stoff, og at denne er uavhengig av massen. Han var en av de første som antok at varme hadde effekt på affiniteten (Leicester & Klickstein 1968; Wang Lund 1965b).

Utover 1800-tallet arbeidet den franske professoren Claude Louis Berthollet (1748-1822) med reaksjoner og affinitet, og kom til at affinitet var en relativ kraft, og at det var andre faktorer, som løselighet og flyktighet, som også var viktige for å forutse forløpet i en reaksjon (Leicester & Klickstein 1968). På en Napoleon-ekspedisjon til Egypt erfarte han at natriumkarbonat, Na_2CO_3 , og kalsiumklorid, CaCl_2 , ble dannet fra kalsiumkarbonat, CaCO_3 , og natriumklorid, NaCl (Lindauer 1962; Quílez 2006; Wang Lund 1965b), som vist i (2.2.1):

⁴ Bensaude-Vincent og Stengers skriver om flere "Queries" i *Opticks*. Dette var mindre tekster som gikk inn på en del vanskelige tema. De skriver at Newton i "Query 31" skriver om kjemi og krefter.

⁵ Lindauer (1962) skriver at Berthollet mente studier av substitusjonsreaksjoner var måten å utforske affinitet på. For eksempel der stoffet AB reagerer med C og danner produktene AC og B, kan det konkluderes at C har større affinitet til A enn det B har.



Berthollet innså at dette var den reverse av den reaksjonen teorien om elektiv affinitet forutsa. Han konkluderte med at det var den store mengden kalsiumkarbonat som reverserte reaksjonen (Lindauer 1962). Berthollet innså, som en av de første, at reaksjoner kunne være reversible, og at masse⁶ kunne ha effekt på kjemiske reaksjoner (Leicester & Klickstein 1968; Wang Lund 1965b).

Et senere bidrag i teorien om kjemiske reaksjoner kom med Ludwig Ferdinand Wilhelmy (1812-1864) og hans arbeid i 1850 med reaksjonshastigheter. Wilhelmy sitt bidrag sees ofte på som starten på kjemisk kinetikk (Laidler 1995). Han studerte syrekatalysert hydrolyse av sukrose til fruktose og glukose, og viste at reaksjonshastigheten var proporsjonal med mengden sukrose og syre⁷ (Ihde 1985; Laidler 1995).

I følge Laidler (2003) var det fram til denne tiden ikke uvanlig å trekke sammenlikninger mellom en kjemisk likevekt og en mekanisk likevekt, der sistnevnte innebærer krefter som balanserer mot hverandre. Alexander W. Williamson (1824-1904) var av de første som skrev om et *dynamisk* system. Dette kom fram i en artikkel i 1851 om forestringsreaksjoner, og Williamson mente at når et kjemisk reaksjonssystem oppnådde likevekt fortsatte reaksjonene å gå i begge retningene, og det var en dynamisk balanse⁸ mellom reaktanter og produkter (Laidler 1995).

⁶ Den 'kjemiske massen' Berthollet brukte har ikke samme betydning som termen 'masse' i dag. Berthollet mente mengde (Quílez 2006).

⁷ På 1800-tallet var det flere viktige instrumenter som ble utviklet for forskning - ny teknologi, ny viten - et av dem var polarimeteret. Dette ble utviklet av blant andre Jean B. Biot (1774-1862) rundt 1840 (Ihde 1985), noe som betyr at Wilhelmy var raskt ute med å ta det i bruk. Wilhelmy skriver: "*It is known that the action of acids on cane sugar, which rotates the plane of polarized light passing through its solution to the right, converts it into fruit sugar, which rotates the plane to the left. Since now with the aid of a polarization apparatus, the Soleil double plate, reading of how far this change has proceeded can be made with great ease in an instant, it seemed to me to offer the possibility of finding the laws of the process which we are discussing*" (Wilhelmy 1850, sitert fra Leicester & Klickstein 1968: 391).

⁸ Som vi skal se senere mente van't Hoff det samme, og han var av de første, i boka *Études de dynamique chimique*, som brukte dobbeltpilen (\rightleftharpoons) i stedet for likhetstegnet (=) for å representere denne dynamikken. Symbolet som kanskje er mest brukt i dag, \rightleftharpoons , ble introdusert i 1902 av H. Marshall (Laidler 1995).

Ti år senere, i 1862, ble det som en av de første gangene gjort kvantitative undersøkelser med kjemiske likevektssystemer (Laidler, Meiser & Sanctuary 2003), nemlig studier på forestringsreaksjoner gjort av de franske kjemikerene Pierre E. Marcellin Berthelot (1827-1907)⁹ og Léon P. de St.-Gilles (1832-1863). De viste at reaksjonshastigheten til ester dannelsen var proporsjonal med produktet av reaktantkonsentrasjonene (Laidler 1995), og at den samme likevektsposisjonen ble resultatet ved motsatt reaksjon (hydrolyse av etylacetat). Derimot skrev de ikke noe om at likevekter er dynamiske. De skrev heller det motsatte, at stoffene som fremdeles var til stede ved en likevekt var ”inaktive” (Lindauer 1962; Wang Lund 1965b). Tallmaterialet fra arbeidet deres med forestringsreaksjoner ble brukt av både van’t Hoff og Guldberg og Waage (Guldberg & Waage 1864; Quílez 2006; Wang Lund 1965a, 1965b).

1.2 Guldberg og Waage

Da matematikeren og fysikeren Cato Maxilian Guldberg (1836-1902) og kjemikeren Peter Waage (1832-1900) begynte sitt arbeid tidlig på 1860-tallet var det, som vi har sett, en periode da mange forskere var interessert i reaksjoner og kjemisk likevekt. Det var en tid der termodynamikken snart var ute av startgropen, og kjemien som vitenskaplig fagfelt i seg selv hadde hatt, og fremdeles var i en kraftig utvikling.

Det er hovedsakelig tre publikasjoner Guldberg og Waage er kjent for: *Studier over Affiniteten*, publisert av Christiania Videnskabselskab i 1864 (Guldberg & Waage 1864)¹⁰; *Études sur les affinités chimiques*, publisert ved Universitetet i Oslo i et såkalt universitetsprogram i 1867 (Bye 2003; Wang Lund 1965a); og *Über die chemische Affinität*, publisert i *Journal für Practische Chemie* i 1879¹¹ (Guldberg & Waage 1879).

Guldberg og Waage skrev i 1864 at målet deres var å finne en lov som forteller hvordan de kjemiske kreftene virker i reaksjoner. De hevdet at en slik lov ikke kunne finnes ved å se på elektrisitet eller varme, og prøvde derfor å finne hvordan kreftene virket ved en mer direkte

⁹ Det var Berthelot som senere introduserte begrepene eksoterme og endoterme reaksjoner (Leicester & Klickstein 1968).

¹⁰ En fransk versjon ble publisert i *Le Monde* samme år (Wang Lund 1965b).

¹¹ En norsk versjon, *Om den kemiske Affinitet*, ble publisert samme år i Videnskabselskabet i Oslo. Det er denne vi har hatt tilgjengelig: (Guldberg & Waage 1879).

metode, nemlig en kvantitativ undersøkelse av de forskjellige stoffenes gjensidige innvirkning på hverandre. Følgende utsagn forteller hva de mente en kjemisk likevekt var:

Fastholde vi nu saaledes, at der ved en given kemisk Proces gjør sig to modsatte Kræfter gjældende, en der stræber at danne nye Stoffer og en, der stræber at restituere de oprindelige Forbindelser af de nye, saa er det indlysende, at, naar i den kemiske Proces disse Kræfter blive ligestore, da er Systemet i Ligevægt. At under de samme Betingelser som den samme Ligevægtstilstand fremkommer, hvad enten man gaar den ene eller anden Vej i Processen, ligger i Sagens Natur (Guldberg & Waage 1864:5).

I teksten var Guldberg og Waage tydelige på at det finnes ulike typer prosesser, og definerte enkelte og sammensatte prosesser. Enkelte prosesser kunne være at i) to molekyler direkte dannet ett nytt molekyl (addisjon: $A+B=C$), og omvendt (spalting), eller ii) at det var en gjensidig ombytting eller substitusjon av to molekylobstøddeler ($AB+CD=AC+BD$), og omvendt (regenerering av de opprinnelige molekylene). I ii) kalte de det første for *aktion*, og den motsatt for *reaktion*¹². De skrev at ”Efterat vi nu have antydet, hvorledes de kemiske Processer efter vor Anskulese ere at oppfatte ville vi gaa over til at udvikle de Love, efter hvilke de kemiske Kræfter virke i den anden Afdeling af de enkelte kemiske Processer, som vi ovenfor have benævnt *Substitusjonsprocessen*” (Guldberg & Waage 1864: 6). De presiserte altså at lovene deres gjelder for substitusjonsreaksjoner, og ikke nødvendigvis for eksempel for sammensatte reaksjoner der man har flere etterfølgende reaksjoner.

Lovene de formulerte i 1864 var 1) *Massernes Virkning*, 2) *Volumets Virkning*, og 3) *Ligevægtslikningen* (Guldberg & Waage 1864: 6-7). Førstnevnte skrev de på følgende måte:

*Substitutionskraften er under forøvrigt samme Forholde direkte proportional med Produktet af Masserne*¹³, efterat hver er opphøjet i en bestemt Exponent.

¹² Etter at Berthollets publikasjoner om reaksjoners avhengighet til både affiniteten og mengdeforholdet ble ”chemical action” et sentralt begrep i sammenheng med forståelsen av affinitet (Quílez 2004).

¹³ De brukte, slik vi forstår det, ordene *Masse* og *Mængde* om hverandre, og de mente trolig mengde her. Berthollet brukte også ordet *masse*, men, som Quílez (2006) skriver, refererer Berthollet til mengde. I avslutningen av av del I i artikkelen fra 1864, kommenterer Guldberg og Waage både Bergmans og Berthollets arbeid på kjemisk affinitet, og skriver at Berthollet dro inn mengden til stoffene som en faktor for affiniteten (Guldberg & Waage 1864: 11).

Videre skriver de at ”Betegnes Mængderne ¹³ af de to Stoffer, der indvirke paa hinanden med M og N , saa er Substitutionskraften for disse

$$\alpha(M^a N^b) \quad (2.2.2)$$

Koefficienterne a , a og b ere Konstanter der under forøvrigt samme Forholde alene afhænge af Stoffernes Natur.” Eksponentene måtte etter deres oppfatning finnes empirisk. Videre oppgir de den andre loven, som er en variant av den første¹⁴. De skriver om masser som befinner seg i forskjellige volum og at massens virkning er omvendt proporsjonal med volumet, og oppgir substitujsjonskraften som i (2.2.3):

$$\alpha\left(\frac{M}{V}\right)^a \left(\frac{N}{V}\right)^b \quad (2.2.3)$$

Den tredje loven er likevektslikningen:

Går man ud fra det generelle System, der indeholder de 4 virksomme Stoffer i et vilkaarligt Forhold og betegner Mængderne af disse Stoffe, reduceret til same Volum efter Iste ¹⁵ Lov med p , q , p' , and q' , saa vil, naar Ligevægtstilstanden er indtraadt en vis Mængde x av de to første Stoffe være omvandlet. De Mængder, der holde hinanden i Ligevægt, ere følgelig $p-x$, $q-x$, og $p'+x$, $q'+x$. I følge Loven om Massernes Virkning er Aktionskraften for de to første Stoffer $\alpha(p-x)^a(q-x)^b$ og Reaktionskraften for de to sidste $\alpha'(p'+x)^{a'}(q'+x)^{b'}$. Da der er Ligevægt, er:

$$\alpha(p-x)^a(q-x)^b = \alpha'(p'+x)^{a'}(q'+x)^{b'} \quad (2.2.4)$$

Wang Lund (1965b: 77) skriver:

¹⁴ Wang Lund (1965b) skriver at Guldberg og Waage allerede samme året, i den franske versjonen av *Studier over Affiniteten* i *Le Monde*, satte ”Loven om Massernes Virkning” (1. lov) og ”Loven om Volumets Virkning” (2. lov) sammen til én lov.

¹⁵ Det står *Iste*, men det er trolig 2. lov de referer til her (Wang Lund 1965b).

Til tross for denne manglende erkjennelse av eksponentenes betydning, er det ikke tvil om at deres likevektslikning representerer den første matematiske formulering av en betingelse for kjemisk likevekt.

Det er likevektslikningen, eller likevektsuttrykket, som kalles for massevirkningsloven i de fleste kjemibøker i dag.



Figur 1.1 Cato M. Guldberg og Peter Waage.

I 1879-publikasjonen gikk Guldberg og Waage kort gjennom hovedpunktene fra artikkelen *Etudes sur les affinités chimiques* fra 1867. De refererte til uttalelsene om at resultatet av kjemiske prosesser ikke bare avhenger av stoffene som danner nye stoffer, men også av alle andre tilstedeværende stoffer. Disse kalte de "fremmede stoffer", og skrev at de har innflytelse selv om de ikke gjennomgår noen forandring i prosessen. De delte inn de kjemiske kreftene i "de egentlige Affinitetskræfter", som dannet nye kjemiske stoffer, og i "sekundære Kræfter", som var i sammenheng med de fremmede stoffene.

Guldberg og Waage skrev at de kjemiske kreftene som virker mellom stoffene avhenger av temperatur, trykk, aggregattilstand og mengdeforhold. De skrev i 1879 "Loven for den kjemiske Massevirkning" (Guldberg & Waage 1879: 2):

Naar to Stoffe A og B omsætte sig i to ny Stoffe A' og B', saa maales den chemiske Kraft, hvormed A og B virke paa hinanden, ved den i Tidsenheden dannede Mængde af de nye Stoffe A' og B'.

Den chemiske Kraft, hvormed to stoffer A og B virke paa hinanden, er lig Produktet af deres aktive Masser multiplicered med Affinitetskoefficienten.

”Stoffets aktive Masse” brukte Guldberg og Waage om mengden av stoffet i volumenheten, eller, som de skrev, mengden av stoffet innenfor *”Aktionssfæren; men under forøvrigt lige Forhold kan Aktionssfæren ræpresenteres af Volumenheten”* (Guldberg & Waage 1879: 2). Begrepet aktiv masse brukes ikke i 1864-artikkelen, men altså her i 1879-artikkelen¹⁶. I 1864 skrev de om *”massernes virkning”*. Grunnen til at de brukte massevirkning var fordi de mente (som Berthollet hadde skrevet om et halvt århundre tidligere) at massen (i dag: mengden) var en faktor som måtte tas hensyn til ved siden av kreftene (affiniteten) (Pedersen 2007). Begrepet *masse* har siden den gang blitt hengende på dette uttrykket, eller loven om man vil, og for eksempel Mysels (1956: 178) skriver at *”Somehow in the course of history the name they gave to the rate law¹⁷ frequently became attached to the equilibrium condition and while the term ”concentration” became universally used, the word ”mass” remained attached to these laws.”* Det er flere (f.eks. Tyson, Treagust & Bucat 1999; Van Driel & Gräber 2002) som har valgt å bruke uttrykket ”likevektsloven” i stedet for massevirkningsloven på bakgrunn av Guldberg og Waages bruk av ”aktiv masse” i bevisføringen, noe vi skal se senere ikke fullgodt sammenfaller med dagens viten.

I 1879 repeterte Guldberg og Waage at den kjemiske kraften som stoffene A og B virker på hverandre med er lik produktet av de aktive massene multiplisert med affinitetskoeffisienten k . Denne avhenger både av temperatur og stoffets egenart (”Stoffers chemiske Natur”). De skrev følgende (Guldberg & Waage 1879: 2-3):

Naar i en chemisk Proces A og B omsættes i A' og B' og omvendt A' og B' kan omsættes i A og B, saa er der Ligevægt tilstede, naar den mellem A og B virkede chemiske Kraft er den mellem A' og B' virkende chemiske Kraft.

¹⁶ De skrev *”har vi kaldt Stoffets active Masse”*, så om de introduserte dette uttrykket først i 1879- eller i 1867-artikkelen (som er på fransk og vi ikke har hatt tilgjengelig) er vi usikre på.

¹⁷ Her skriver Mysels om *”the rate law”*, der hun, slik vi tolker det, referer til 1. lov i 1864-artikkelen (Guldberg & Waage 1864), og til utledningen de gjør i (Guldberg & Waage 1879) under kapittelet *Theorien for den chemiske Massevirkning, naar de sekundære Kræfter sættes du av Betragtning*. Her skriver Guldberg og Waage om grunnlaget for *”Ligevægtslikningen”*, med *”Atomers og Molekylers Bevægelser”*, og uttrykket for reaksjonshastigheten (reaction rate).

Betegnes de aktive Masser af A' og B' med p' og q', og betegnes deres Affinitetskoefficient med k', saa er den chemiske Kraft, der virker mellem A' og B', uttrykt ved k'p'q', hvilket Udtryk repræsenterer den Mængde af A' og B', som i Tidsenhedene omsættes i A og B.

Betingelsen for Ligevægten udtrykkes altsaa ved Likningen

$$kpq = k' p' q' \quad (2.2.5)$$

I følge Wang Lund (1965b) presenterte Guldberg og Waage denne versjonen av likevektslikningen, (2.2.5), i 1867, og han skriver:

Den siterte likevektslikning har en slik tiltalende enkelhet og det efterfølgende utsagn virker så direkte praktisk nyttig, at dette avsnitt alene burde være tilstrekkelig til å forsvare den posisjon Guldberg og Waage til tross for en viss kritikk allikevel har i likevektslærens historie (1965b: 78).

Guldberg og Waage satte begrensning av bruk av likning (2.2.5), og skrev at den bare gjaldt om ”de sekundære Kræftene sættes ut av Betragtning” (Guldberg & Waage 1879: 3). I tillegg tok de for uttrykket i likning (2.2.5) utgangspunkt i en reaksjon der de støkiometriske koeffisientene var lik 1¹⁸ (både i 1867 (Wang Lund 1965b) og 1879 (Guldberg & Waage 1879)). Dette kan være gjort som en selvvalgt begrensning på loven slik at den bare gjaldt reaksjoner av formelt samme enkle type. Det stemmer også godt med det de skriver i 1864, at loven gjaldt for substitusjonsreaksjoner (Wang Lund 1965a): ”En gjensidig Ombytning eller Substitution af to Molekylers Bestanddele, og omvendt” (Guldberg & Waage 1864: 3). Hvorvidt Guldberg og Waage i 1867 var klar over sammenhengen mellom eksponentene i likevektsuttrykket og de støkiometriske koeffisientene, er umulig å si skriver Wang Lund (1965b), men vi ser at utover i 1879-artikkelen kommer sammenhengen fram.

¹⁸ Eksponentene er lik 1: $kp^1q^1 = k'p'^1q'^1$

I 1879 skrev Guldberg og Waage (Guldberg & Waage 1879: 5-6) litt om kinetikk. De skrev at om man betrakter ”en chemisk Proces, der foregaar under saadanne Omstændigheder, at to Stoffe A og B kunne omsættes i to nye Stoffe A’ og B’, og omvendt de to Stoffe A’ og B’ samtidig kunne omsættes i A og B, saa kan de to samtidige Reaktioener, der her foregaa, ikke forklares alene ved Attraktionskræfter, der kunne antages at virke mellem Stofferne eller mellem deres Bestanddele, men man maa ogsaa tage i Betragtning Atomernes og Molekylernes Bevægelser”. De skrev et uttrykk for reaksjonshastigheten, der de også tok med (det vi også i dag har som) en betingelse for kjemisk likevekt:

Har man til Exempel en Additionsforbindelse $\alpha A + \beta B + \gamma C$, der bestaar af α Molekyler af A, β Molekyler af B og γ Molekyler af C, saa er Hastigheten uttrykt ved

$$= kp^{\alpha} q^{\beta} r^{\gamma} \quad ^{19} \quad (2.2.6)$$

... Efterat Hastigheden, hvormed Dannelsen af nye Stoffe foregaar, er bestemt, kan man opstille Betingelserne for Ligevægstilstanden ved at sætte Hastighederne af de to modsatte Reaktioener ligestore (Guldberg & Waage 1879: 8).

Det var hovedsakelig tre typer reaksjoner Guldberg og Waage studerte: Dannelsen og spalting av estere, med måledata fra Berthelot og St.-Gilles; reaksjonen mellom kiselsyre og natriumkarbonat utført av tyskeren T. Scheerer; og reaksjonen mellom fast bariumsulfat og løsninger av natrium- eller kaliumkarbonat, som de arbeidet med og opparbeidet data fra selv (Bye 2003; Guldberg & Waage 1864). Guldberg og Waage skrev i innledningen til den første artikkelen om arbeidet til Berthelot og St.-Gilles på forestringsreaksjoner, ”Vi skyldte at fremhæve, at D^{Hr.} Berthelot og S.Giles i Sommeren 1862 offentliggjorte Arbejder over Ætherifikationen²⁰ for en væsentlig Del have foranlediget os til at vælge netop denne Methode”

¹⁹ p , q og r er ”Antallet af Molekyler af disse Stoffe [A, B og C] i Volumenheten” (Guldberg & Waage 1879: 7), og her ser vi at de bruker støkiometriske forholdet i uttrykket for hastigheten.

²⁰ Guldberg og Waage brukte begrepet Ætherifikationen selv om det helt tydelig, med dagens skrivemåte, er en esterifikasjon. Når ordet ester ble tatt i bruk har vi ikke klart å finne ut, men spurte på institutt for kjemi mente kanskje at begrepsbruken ester og eter kom med Beilstein (1838-1906) sin terminologi.

(Guldberg & Waage 1864: 1). Guldberg og Waage (1864: 9) oppgir i 1864 koeffisientene til denne reaksjonen²¹:

$$\frac{(p')^{0,846} (q')^{0,807}}{p^1 q^{0,786}} = \frac{1}{0,502},$$

der p =eddiksyre, q =etanol, p' =etylacetat ("Edikseæther") og q' =vann²². I 1879-artikkelen kommer de derimot fram til uttrykket med eksponentene fra det støkiometriske forholdet (Guldberg & Waage 1879: 11):

$$\frac{p'q'}{pq} = \frac{1}{4} \tag{2.2.7}$$

van't Hoff brukte data fra arbeidet til Berthelot og Saint-Gilles, og gav i 1877 ut en utredning om dannelsen av estre, og kom blant annet fram til likning (2.2.7) (Guggenheim 1956; Wang Lund 1965a), to år før Guldberg og Waage. Pedersen (2007: 27) skriver at det var "først i den siste artikkelen [1879] som kom 15 år etter den første, at massevirkningsloven fremstår klart og tydelig. Grunnen til at de skrev den, var for å hevde sin opphavsrett da andre i mellomtiden hadde publisert [deriblant van't Hoff] artikler hvor forfatterne ikke hadde sitert dem. Slik liker forskere dårlig." Det siste er sikkert de fleste enige i, men ikke alle er enige i opphavsretten, og for eksempel skriver Guggenheim (1956: 545) følgende:

(...) to Guldberg and Waage belongs the credit of being the first to appreciate qualitatively the nature of a balanced reaction. But they did not succeed in formulating a quantitative expression for the equilibrium condition until six years after Horstmann had done so for gases and two years after van't Hoff had done so for the ester hydrolysis.

Guggenheim stiller spørsmål til massevirkningslovens plass i mange lærebøker og setter særlig fingeren på at utledningen som Guldberg og Waage kom med var utilfredsstillende. Flere er skeptiske til at lærebøker bruker samme tankegang som Guldberg og Waage i utledningen av

²¹ eddiksyre+etanol \rightleftharpoons etylacetat+vann

²² Guldberg og Waage brukte H_2O_2 for vann.

uttrykket for likevektstilstanden (Ashmore 1965; Guggenheim 1956; Laidler 1995; Mysels 1956).

Hva er det i utledningen til nordmennene som er utilfredstillende? For det første, som vi har kommentert flere ganger, ser det ikke ut som om de har hatt noen forestilling om sammenhengen mellom eksponentene og koeffisientene i den støkiometriske likningen. Det mente at eksponentene måtte finnes empirisk, og at de "alene afhænge af Stoffernes natur" (Guldberg & Waage 1864: 6). (Først i 1879 kom de med sammenhengen med de støkiometriske forholdene.) For det andre kommer det tydelig fram at Guldberg og Waage både i 1864 og 1879 tok utgangspunkt i affinitet, de mente at det var affinitetskrefter som gjorde at stoffer reagerte.

Som tidligere nevnt kom de fram til reaksjonshastigheten $r = kpq$ for reaksjonen $A + B \rightarrow A' + B'$. Det er nettopp dette flere peker på. Uttrykket, $r = kpq$ (der q og p er den aktive massen), eller $r = k[A]^a[B]^b \dots$ (slik vi skriver i dag, der konsentrasjonen er brukt i stedet for den aktive massen), stemmer bare for enkelte reaksjoner. Selv om uttrykket for likevektskonstanten stemmer når det er likevekt i systemet, er det ikke gitt at reaksjonshastighetene kan formuleres slik som Guldberg og Waage gjorde det (Ashmore 1965; Mysels 1956; Wang Lund 1965b). Det må nevnes her at de satte noen begrensninger, som vi nevnte tidligere i teksten, men at disse kanskje ikke var presise nok.

... it is fair to say that most chemical reactions are a more complicated series of one-step reactions. A consideration of the rate expression for these steps occasionally may yield the above type of expression for Q^{23} . More frequently, it does not. A student first learning about reaction rates thinks in terms of over-all-reactions. If the mass-action rate picture is the only one presented, he may be left with a very false impression of reality (Mysels 1956: 178).

Så, hva var det Guldberg og Waage bidrog med? De var de første som kom med et matematisk uttrykk for likevektstilstanden (Wang Lund 1965a), og de viste eksperimentelt at en

²³ $Q = \frac{[A']^a [B']^b \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$

likevektsposisjon blir nådd fra begge retninger (Guggenheim 1956). Guldberg og Waage var to av flere forskere som arbeidet med likevekter, og matematiske uttrykk for disse, i andre halvdel av 1800-tallet, da de mest grunnleggende bidragene for kjemisk likevekt ble lagt. En siste sak er at det ikke er noen tvil om at navnet "massevirkningsloven" er noe som har blitt hengende helt fram til i dag.

1.3 Termodynamikk som grunnlag for kjemisk likevekt

Et navn som i dag ofte blir nevnt i forbindelse med termodynamikk er Gibbs, og han hadde som mål å forklare nettopp likevektstilstanden. Før vi kommer til dette, skal vi se på viktige begreper som temperatur, varme, energi og entropi, samt termodynamikkens første og andre lov. Vi skal nevne noen viktige navn, og utelate enda flere.

Vi begynner med den franske vitenskapsmannen N. L. Sadi Carnot (1796-1832). Hans arbeid sies å være det som inspirerte til kjemifeltet vi i dag kjenner som termodynamikk (Laidler 1995). Den interessen kjemikere og fysikere hadde for varme og temperatur var viktig for utviklingen av fagfeltet, og Carnot arbeidet med dampmaskiner og tilhørende problemstillinger om temperatur og varme. Han så på varme som en væskeliknende substans, og sammenliknet flyten av varme i en varmemaskin med flyten av vann i en mølle. Vannet i fossen driver vannhjulet, men man vil ikke miste noe vann. Carnot mente at når det var en flyt av varme fra en høyere til en lavere temperatur, som da gav motorkraft, var varmen fremdeles bevart (Laidler 1995).

Flere naturvitere, som Benoit P. É. Clayperon, Benjamin Thompson (Count Rumford), Julius R. Mayer og James P. Joule, kom med forklaringer på hva de mente varme var. James Prescott Joule (1818-1899) mente at varme ikke var et stoff eller en substans, men at varme var en "mode of motion". Dette var det han fortalte Lord Kelvin²⁴ (William Thomson, 1824-1907), som med tiden ble overbevist, og konkluderte at det Carnot hadde diskutert handlet om at varme

²⁴ Termodynamikk (thermo-dynamic) som begrep ble tatt i bruk for første gang av nettopp Lord Kelvin i et arbeid publisert i 1849 i The Royal Society of Edinburgh (Laidler 1995).

ble omdannet til mekanisk arbeid (Bensaude-Vincent & Stengers 1996; Laidler 1995). Arbeid og varme kunne omsettes i hverandre: Energien var bevart²⁵.

Det var en kontrovers mellom Mayer og Joule om hvem av dem som hadde prioritet på utsagnet om energibevarelse. Uansett, noen år senere, i 1846, publiserte William Grove (1811-1896) en bok hvor prinsippet om energiens bevarelse ble framstilt tydelig. Året etter publiserte Herman L. F. van Helmholtz (1821-1894) boken *Über die Enthaltung der Kraft* der han tok for seg bevarelse av energi (Laidler 1995).

This publication probably did more than any other to lead investigators to accept the modern position with regard to energy, heat and work (Laidler 1995: 98).

Ovenfor skrev vi at Lord Kelvin etter hvert ble overbevist om at Joule hadde rett da han sa at varme ble omdannet til arbeid, men før Kelvin ble overbevist ville han skjønne bedre hva som faktisk skjedde i denne type transformasjon. Arbeid kan fullstendig overføres til varme, men overføringen fra varme til arbeid er derimot ikke like rett fram, og både Kelvin og tyske Rudolf J. E. Clausius (1822-1888) arbeidet med å få klarhet i nettopp dette. Resultatet av arbeidet deres er det som ofte blir referert til som termodynamikkens andre lov (Laidler 1995).

I 1854 publiserer Clausius et arbeid om varmemaskiner. Clausius fant at uttrykket dq^{rev}/T hadde en viktig egenskap, den samme egenskapen som for eksempel T og V har. Dersom et legeme med et volum V går gjennom flere prosesser med volumforandringer, dV, og til slutt ender ved begynnelseforholdene, har legemet igjen formen den startet med (Laidler 1995). Altså, for en syklisk prosess kan man skrive at $\oint dV = 0$; V er en tilstandsfunksjon. Clausius innså at dq^{rev}/T var en tilstandsfunksjon²⁶.

²⁵ Bevarelse av energi er det som ofte regnes som en formulering av termodynamikkens første hovedsetning (eller første lov). I dag uttrykker vi ofte loven, i matematisk form, som $\Delta E = q + w$.

²⁶ Han tok for seg en såkalt Carnotsyklus. Carnot skrev om en ideell maskin, og absorbering og utvikling av varme. Dette arbeidet ble illustrert i et indikatordiagram (trykk mot volum) av Clayperon, og videre arbeidet med av blant andre Kelvin og Clausius (Laidler 1995). Forandringen i en syklisk prosess blir notert med \oint .

Clausius publiserte flere arbeider om emnet, og i 1865 gav han uttrykket dq^{rev}/T symbolet S. Forandringen fra tilstand (1) til tilstand (2) noteres som i (2.2.8).

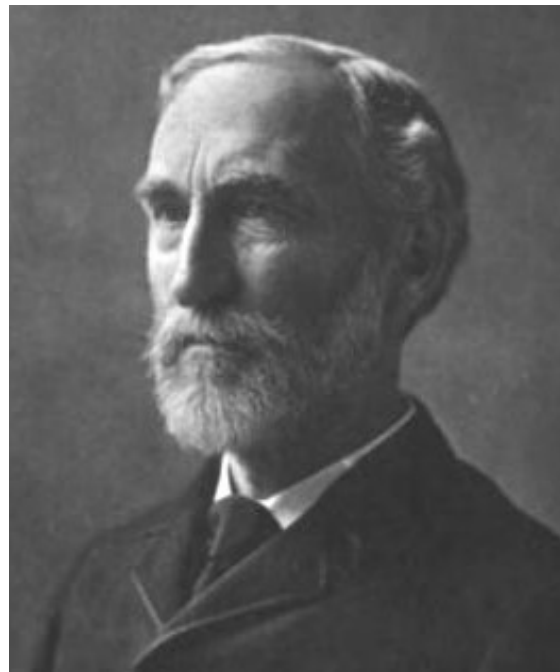
$$\Delta S = \int_1^2 dS = \int_1^2 \frac{dq^{\text{rev}}}{T} \quad (2.2.8)$$

Clausius navngav S som *entropi* (Laidler 1995), og i samme publikasjon skrev han:

Die Energie der Welt ist constant: die Entropi strebt einem Maximum zu (Clausius 1865, sitert fra Laidler 1995).

Her forener Clausius termodynamikkens første og andre lov: Energien i universet er konstant og entropien i universet går mot et maksimum. Dette, skal vi se, er et viktig poeng når vi kommer til kjemisk likevekt.

Josiah W. Gibbs (1839-1903) publiserte flere arbeider på 1870-tallet om termodynamikk. Han introduserte blant annet en funksjon, G, for en prosess der temperaturen og trykket var konstant (Laidler 1995; Lindauer 1962). Vi kjenner funksjonen som Gibbs fri energi, og er definert som i (2.2.9):



Figur 1.2 Josiah Willard Gibbs.

$$G = H - TS \quad (2.2.9)$$

Her introduseres på samme tid en funksjon, H, som av Gibbs ble kalt for "heat content". Senere, i 1909, gav den nederlandske fysikeren Heike K. Onnes (1853-1926) funksjonen navnet *entalpi* (Laidler 1995).

Det er ikke uvanlig å ikke få anerkjennelse for arbeidet sitt med en gang det kommer ut, men før Gibbs' betraktninger og resultater ble vanlig kjente tok det ekstra lang tid. Dette har nok med, som flere skriver om (Laidler 1995; Lindauer 1962; Quílez 2006), at Gibbs arbeid ikke var "lettlest" og enkelt.

Gibbs was not able to make his ideas understandable, and he used a complicated notation with much use of Greek letters. As a result, only a few, such as Lord Rayleigh and Clerk Maxwell, had much idea of what Gibbs was saying, and only in the twentieth century did his work become deciphered and received recognition. As a result, it was the less rigorous thermodynamics of van't Hoff that exerted a greater influence until the 1930s (Laidler 1995: 108).



Figur 1.3 J. H. van't Hoff.

Jacobus Henricus van't Hoff (1852-1911, altså omtrent 20 yngre enn Guldberg og Waage) gav i 1884, i boken *Études de dynamique chimique*, en kinetisk gjennomgang av likevektsystemer der han brukte eksempelet $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$. Han satte opp likningene for

reaksjonshastighetene $-\frac{dC_{N_2O_4}}{dt} = k_1 C_{N_2O_4}$ og

$-\frac{dC_{NO_2}}{dt} = k_2 C_{NO_2}^2$ ²⁷, der C var konsentrasjonen og k var en

konstant, og ved likevekt ville reaksjonshastighetene være like: $k_1 C_{N_2O_4} = k_2 C_{NO_2}^2$. Videre viste van't Hoff fra dette et

mer generelt uttrykk for likevektskonstanten (Laidler 1995; Quílez 2006), gitt i (2.2.10):

$$\frac{C_2^{n_2}}{C_1^{n_1}} = \frac{k_1}{k_2} = K \quad (2.2.10)$$

²⁷ Allerede i 1850 kom Wilhelmy med et liknende uttrykk i arbeidet med sukrose (Leicester & Klickstein 1968).

I samme bok presenterte han likning (2.2.11), uten å fremlegge noe bevis (noe han gav senere)²⁸:

$$\frac{d\ln K}{dT} = \frac{q}{RT^2} \quad (2.2.11)$$

I *Études de dynamique chimique*, og senere artikler, brukte van't Hoff begrepet "work of chemical affinity", eller affinitetsarbeidet. Fram til da hadde affinitetsbegrepet blitt diskutert på ulike måter, og van't Hoff gav her en mer presis definisjon av begrepet, og skrev at affinitetsarbeidet, w_A , er arbeidet gjort av systemet når en kjemisk reaksjon skjer under visse betingelser²⁹. van't Hoff tok utgangspunkt i en reaksjon $aA + bB \rightleftharpoons yY + zZ$, der A og B i starten har partialtrykk p_A og p_B , og Y og Z har partialtrykk p_Y og p_Z . Han så på likevektstilstanden, der stoffene har likevektstrykkene $(p_A)_{lv}$, $(p_B)_{lv}$, $(p_Y)_{lv}$ og $(p_Z)_{lv}$, deretter på arbeidet gjort når for eksempel partialtrykk p_A av a mol gass A endres isotermt og reversibelt til partialtrykket $(p_A)_{lv}$ (Laidler 1995).

$$w_{A_A} = -aRT \ln \frac{(p_A)_{lv}}{p_A}$$

van't Hoff viste at med tilsvarende uttrykk, w_{A_i} , for de andre (arbeidet med å få a mol A og b mol B til y mol Y og z mol Z) ble uttrykket for w_A som følger:

$$w_A = RT \ln \left(\frac{p_Y^y p_Z^z}{p_A^a p_B^b} \right)_{lv} - RT \ln \left(\frac{p_Y^y p_Z^z}{p_A^a p_B^b} \right)$$

²⁸ Ved innsetting av ΔH (konstant trykk) eller ΔE (konstant volum) for q , får vi uttrykkene som er kjent som van't Hoff-likningene:

- $d\ln K/dT = \Delta H^\circ / RT^2$
- $d\ln K/dT = \Delta E^\circ / RT^2$

²⁹ van't Hoff brukte ikke begrepet entropi, selv om han var kjent med Clausius sitt arbeid, og van't Hoff brukte uttrykket *arbeidet gjort av en kjemisk reaksjon* i stedet for begrepet "fri energi".

Siden arbeidet w_A ikke kan avhenge av partialtrykkene ved likevekt ³⁰, var den ene faktoren en

konstant, $K_p = \left(\frac{P_Y^y P_Z^z}{P_A^a P_B^b} \right)_v$, og han satt opp forholdet gitt i (2.2.12):

$$w_A = RT \ln K_p - RT \ln \left(\frac{P_Y^y P_Z^z}{P_A^a P_B^b} \right) \quad (2.2.12)$$

In this derivation van't Hoff had given the first satisfactory proof, based on thermodynamics, of the existence of an equilibrium constant (Laidler 1995: 119).

Som skrevet tidligere ble ikke Gibbs arbeid godt kjent med en gang, men senere har det blitt vanlig å ta utgangspunkt i arbeidet hans. Arbeidet til van't Hoff og andre kan utledes fra Gibbs' uttrykk for termodynamiske potensialer (Lindauer 1962), og likning (2.2.12) noteres ofte i dag som (2.2.13)³¹:

$$\Delta G = -RT \ln K_p + RT \ln \left(\frac{P_Y^y P_Z^z}{P_A^a P_B^b} \right) \quad (2.2.13)$$

Gibbs formulerte at $\Delta G = 0$ ved likevektstilstanden, og fra dette blir $\Delta G^\circ = -RT \ln K$, som gir dagens formulering av likvektskonstanten i (2.2.14).

$$K = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}} \quad (2.2.14)$$

Den amerikanske kjemikeren G. N. Lewis (1875-1946) introduserte i 1907 begrepet aktivitet som erstatning for konsentrasjon. I 1923 kom Lewis (sammen med M. Randall) med boken *Thermodynamics*, som sies å være en av hovedårsakene til at termodynamikk ble en vanlig innfallsvinkel til kjemiske reaksjoner (Lindauer 1962).

³⁰ Om utgangspunktet er likevekt blir det ikke gjort noe arbeid, $w_A=0$.

³¹ For en prosess som går under konstant trykk og temperatur vil vi kunne uttrykke affinitetsarbeidet som den negative forandringen av den fri energien: $w_A = -\Delta G$. Altså, dersom en reaksjon skjer og den frie energien avtar med en viss størrelse ($\Delta G < 0$), er dette arbeidet som er gjort av systemet ($w > 0$) (Laidler 1995).

Teorien om kjemisk likevekt kan sies å ha utspring i begrepet kjemisk affinitet. Dette ble mindre og mindre vanlig mot slutten av 1800-tallet og utover 1900-tallet, og ”*Lewis actually makes very little reference to the term affinity; in many respects, the term free energy has replaced chemical affinity as the driving force of chemical reactions*” (Lindauer 1962: 389).

1.4 Episoder som ofte nevnes lærebøkene

Etter at van't Hoff kom med sin utledning om likevektsystemer i 1884, kom Henry L. Le Châtelier (1850-1936) med en regel som forklarte hva som skjer med et likevektssystem når det blir påført ”stress” (Leicester & Klickstein 1968):

Every system in stable chemical equilibrium submitted to the influence of an exterior force which tends to cause variation either in its temperature or its condensation (pressure, concentration, number of molecules in the unit of volume) in its totality or only in some one of its parts can undergo only those interior modifications which, if they occur alone, would produce a change of temperature, or of condensation, of a sign contrary to that resulting from the exterior force (Le Chatelier 1884; sitert i Leicester & Klickstein 1968: 481).

Le Châteliens prinsipp, i ulike varianter, er mye brukt i skolen, noe vi tar grundigere for oss i kapitlene 3.3 og 4.3. Det som ikke er så kjent er at Le Châtelier også jobbet med mye annet innenfor kjemien, blant annet var han interessert i fiksering av nitrogen³² (Bensaude-Vincent & Stengers 1996). Dette var et viktig tema for mange forskere i tiden rundt århundreskiftet, mye på grunn av industrien og arbeidet med å lage nitrogeninnholdig gjødsel. Likevektsystemene med nitrogen og ammoniakk dukker ofte opp i kapitlene (eller avsnittene) om kjemisk likevekt i lærebøkene. I sammenhengen nevnes ofte Birkeland og Eyde og starten på Norsk Hydro, samt

³² På sin side gav han opp det meste av arbeidet innenfor dette emnet etter en eksplosjon rundt 1903 (Bensaude-Vincent & Stengers 1996).

den såkalte Haber-Boschmetoden. (F.eks. Brandt, Brandt & Johansen 1997a; og Grønneberg m.fl. 2001a bruker dette som eksempel på bruk av teori om kjemisk likevekt i praksis.)³³

Kristian Bernhard Birkeland (1867-1917) (Figur 1.4) og Samuel Eyde (1866-1940) presenterte en metode for fremstilling av nitrogenoksid i henhold til likevektsystemet $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$. Metoden gikk ut på at nitrogenet i luft oksideres i et system med blant annet et kraftig og strømkrevende magnetfelt og høy temperatur. Av nitrogenoksidgassen ble det med ulike prosesser blant annet fremstilt gjødsel, og med utspring fra dette ble Norsk Hydro-Elektrisk Kvælstofaktieselskab startet i 1905 (Abelsen 1999). Senere presenterte Fritz Haber (1868-1934) en framstillingsmetode for ammoniakk, og Carl Bosch (1874-1940) utviklet det til en industriell prosess, en mye rimeligere metode for fiksering av nitrogen enn Birkeland og Eydets. I denne metoden reagerer nitrogen og hydrogen i en katalytisk reaksjon, $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$. Her kommer kjemisk likevekt inn som sentral teori, og kontroll på trykk- og temperaturforholdene er essensielt. Haber-Boschmetoden ble presentert omtrent 1910, og utover det tiåret og det neste tok denne metoden over som den mest vanlige i industrien (Bensaude-Vincent & Stengers 1996).



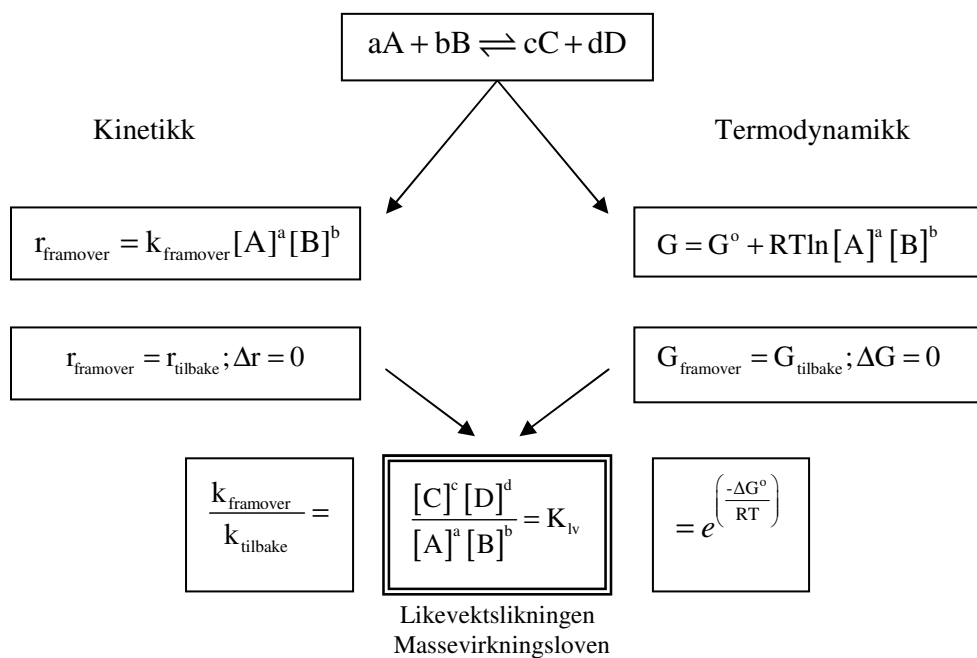
Figur 1.4 Kristian Birkeland på den norske 200kr-seddelen.

³³ Dette er to lærebøker som, i tillegg til Reistad m.fl. (1997a), vi ser grundigere på senere i oppgaven.

1.5 En liten oppsummering

I en liten oppsummering av første kapittel kan vi nevne at Guldberg og Waage var de første som kom fram til et matematisk uttrykk for en kjemisk likevektstilstand. Når det gjelder den teoretiske begrunnelsen for massevirkningsloven hadde ikke de to norske forskerne, sett ut i fra dagens viten, en tilstrekkelig utledning. En mer tilfredstillende begrunnelse med et termodynamisk utgangspunkt ble presentert av van't Hoff, Gibbs og andre.

En generell begrunnelse med utgangspunkt i reaksjonshastighet kan ikke gis fordi et uttrykk som $r_{\text{framover}} = k_{\text{framover}} [A]^a [B]^b \dots$ ikke kan settes opp for alle reaksjoner, bare for de enklere typer (Ashmore 1965; Gordus 1991; Guggenheim 1956; Laidler, Meiser & Sanctuary 2003; Mysels 1956; Wang Lund 1965b). Men for enkle reaksjoner, og med en presisering av at det ikke kan uttrykkes slik for alle reaksjoner, kan vi se på likevektstilstanden som i Figur 1.5:



Figur 1.5 To ulike tilnæringer til massevirkningsloven (Skissert fra van Driel 2002).

Vi presenterer ikke noen grundigere kjemiteoretisk gjennomgang enn det som har blitt gjort i dette historiske innblikket. For mer teori henvises den interesserte leser til lærebøker i generell

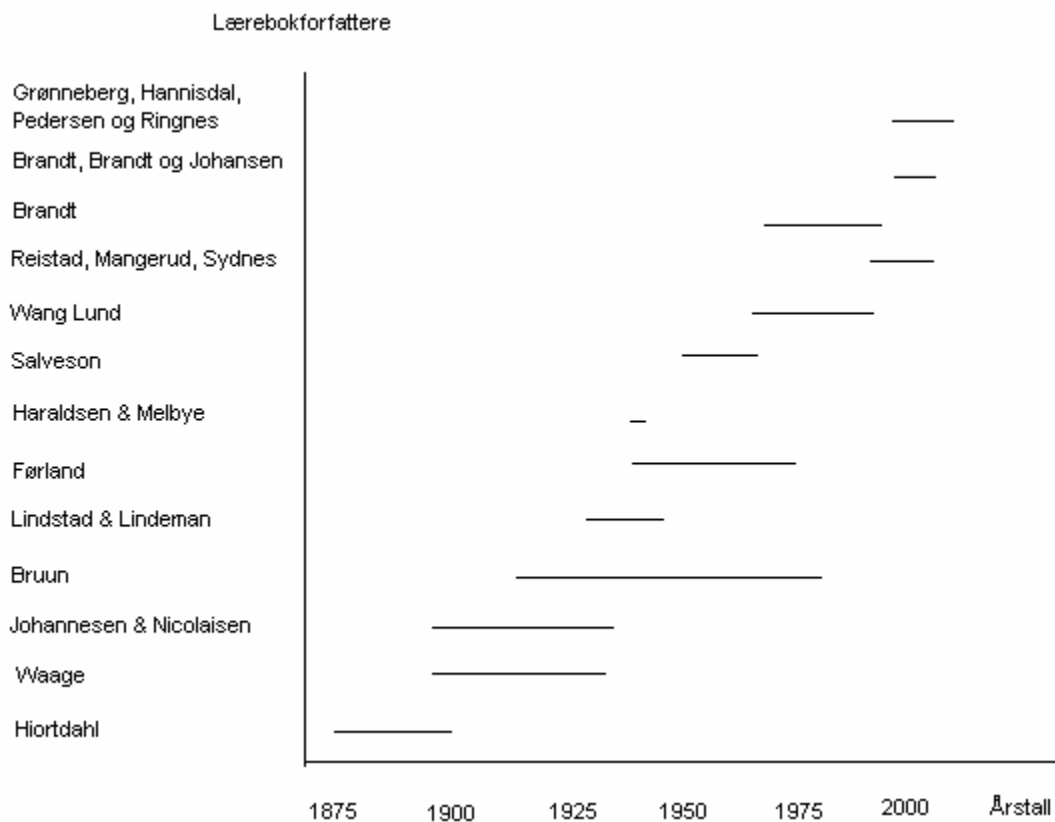
eller fysikalsk kjemi, som Brady (2004), Chang (2008), Helbæk og Kjelstrup (2006) eller Laidler (2003).

2. Kjemisk likevekt i eldre lærebøker

I dette kapitlet ser vi nærmere på en del lærebøker brukt i Norge fra 1875 og ut 1900-tallet. Vi vil undersøke når kjemisk likevekt kom inn i den norske skolen, hvordan temaets plass i lærebøkene har utviklet seg fram til i dag, hvilke kjemisk reaksjoner som ble brukt for å illustrere kjemisk likevekt, og om det er gitt laboratorieoppgaver som kan benyttes i undervisningen. Lærebøker preger undervisningen av faget og dermed elevens læring, derfor er det interessant å se på dette.

Lærebøkene har vi hatt tilgang til ved Trondheim Katedralskole og Skolelaboratoriet for kjemi ved Universitet i Oslo. Vi har ikke funnet eller sett på alle utgaver av kjemilærebøker gitt ut innen kjemi på 1900-tallet, så undersøkelsen er tentativ. I undersøkelsen av bøkene ble det lett spesielt etter kjemisk likevekt eller relaterte temaer, men det kan være at dette har kommet inn under andre temaer slik at vi har oversett noe.

Figur 2.1 gir en oversikt over når lærebokforfatterne vi har sett på hadde sitt virke. Bøkene har stort sett vært lagt opp for skole på ulike trinn tilsvarende dagens 10. klasse og videregående. Vi har også sett på andre lærebøker som verken omtales i denne teksten eller vises på figuren. Dette er forfattere som ikke har gitt ut mange lærebøker eller har gitt ut lærebøker på andre trinn. Waage og Bruun gav, som figuren viser, ut lærebøker over en lengre periode, de siste utgivelsene deres er bearbeidet eller gitt ut i samarbeid med andre. *Det daglige livs kemi. Belyst ved forsøk*, av Waage, utgitt første gang i 1897, ble utgitt i sju utgaver etter professor Waages død i 1900. Disse utgavene var redigert av Hans Magnus Andersen (Pedersen 2007). Det samme gjelder for Bruuns læreverk, hvor Ivar Markali, Hans Råstad og senere Kathrine N. Gundersen tok over forfatterskapet i utgavene etter 1970 (Bruun m.fl. 1979b; Ringnes 2003) og Wang Lunds læreverk, hvor Reistad og etter hvert Sydnes var medforfattere (Reistad, Sydnes & Wang Lund 1985; Wang Lund & Reistad 1977).



Figur 2.1 Oversikt over tidperiodene de ulike lærebokforfatterne gav ut bøker.

2.1 Læreplaner

I sammenheng med norske kjemilærebøker er det naturlig å se på de ulike norske læreplanene og hvilken plass kjemisk likevekt har hatt i disse. Teksten vår er basert på læreplanutgivelsene oppgitt i litteraturlisten, og vi har naturlig nok ikke hatt tilgang på alle utgitte versjoner av læreplanene etter alle omskrivninger og revisjoner. For å sette skolebøkene og læreplanene i en sammenheng er det i vedlegg I, side 128, et kort resyme om norsk skolestruktur og ulike endringer i den.

Kjemi og fysiologi var tidligere sammen i ett fag, og fra 1896 ble dette undervist fire uketimer første året på gymnaset, noe som fortsatte etter *Lov om høyere skole av 1935*³⁴ (Andersen 1999; Ringnes 2003; Undervisningsrådet 1950). I teksten tar vi utgangspunkt i *Undervisningsplaner*

³⁴ Faget ble også fulgt av elevene på tredje året på realskolen.

som Undervisningsrådet gav ut i 1950³⁵, og her ble det for kjemi først gitt ett overordnet mål for undervisningen (Undervisningsrådet 1950: 88):

[Målet er å ha] *Kjennskap til de viktigste kjemiske teorier og lover, noen av de viktigste kjemiske stoffer, særlig de uorganiske, og kjennskap til noen av de viktigste kjemiske reaksjoner.*

Videre er pensum presentert i en tekst, hvor kjemisk likevekt er et av punktene (Undervisningsrådet 1950: 89):

Uorganisk kjemi: Av begreper, lover, teorier og annet teoretisk stoff tar en med: (...) Uttrykk for kjemiske reaksjoner (reaksjonsskjemaer, likninger). (...) Syrer, baser og salter. Katalyse. Litt om kjemisk likevekt.

Etter *Lov om videregående opplæring av 21. juni 1974* kom det nye læreplaner i 1976 (L76). Disse inneholder blant annet en punktvis emneliste over tema som skulle gjennomgås (KUD 1979: 30-32). Kjemifaget på allmennfag ble fordelt på et felles naturfag det første året, samt et (valgbart) studieretningskurs på tilsammen åtte uketimer de to neste årene. I emneplanen er naturfagets lærestoff fordelt på "Kjernestoff" og "Tilvalgstoff". Kjernestoffet skulle undervises, mens tilvalgstoffet ikke var obligatorisk. Under tilvalgstoffet i kjemidelen av faget er kjemisk likevekt gitt som et eget punkt, men mer detaljer enn dette er det ikke (KUD 1976).

Kjemisk likevekt kom inn som et eget punkt i tretimerskurset på andre året. I fagplanen for kjemi, som punkt i emnelisten under "Generell kjemi", står det følgende (KUD 1979: 31):

Kjemisk likevekt:

- *homogene likevekter i gass og vannløsning*
- *massevirkningsloven med regneeksempler*

³⁵ I *Undervisningsplaner fra 1950* står det i forordet at "De leseplaner som realskole- og gymnasundervisningen hittil har fulgt, har sammen med senere rundskriv om endringer vært betegnet som foreløpige meldinger". Slik vi tolker det fra forordet er denne utgivelsen fra 1950 den første som ikke er "foreløpig". Vi ser også at for kjemi og fysiologifaget er det ingen endringer, bokstavelig talt, fra utgivelsen i 1950 (Undervisningsrådet 1950) og til utgivelsen i 1959 (Undervisningsrådet 1959). *Lov om høyere skole av 1935* gjaldt fram til *Lov om videregående opplæring av 21. juni 1974* (som trådte i kraft i 1976).

- *protolyselikevekt i vannløsning*
- *pH-begrepet, pH-beregning, pH-bestemmelse* [³⁶]

I fagplanen er det gitt kommentarer til emnelisten, og om kjemisk likevekt står følgende (KUD 1979: 33):

Som innledning til kjemisk likevekt er det naturlig å ta for seg begrepet reaksjonshastighet, og noe om de faktorer som kan påvirke reaksjonshastigheten (temperatur, konsentrasjon, katalysator). Fenomenet kjemisk likevekt må begrunnes i dynamisk reversibilitet, men en må være forsiktig med å bruke den støkiometrisk reaksjonslikning som uttrykk for det som skjer på det molekylære plan. Det matematiske uttrykk for massevirkningsloven (Guldberg-Waages-lov) kan tas som et eksperimentelt faktum. Det bør framheves at likevektskonstanten varierer med temperaturen. De homogene reaksjoner i vannløsning kan begrenses til syre-base-reaksjoner. Homogene likevekter i gass og i vannløsning må være gjenstand for enkle regneøvinger.

Fagplanen for kjemi i L76 ble revidert 1985, og for naturfag i 1989 (Ringnes & Hannisdal 2001), og gjaldt deretter fram til Reform-94. De nye læreplanene ble vedtatt i 1996 – Læreplanverket for den videregående opplæring (R94) – og inneholder både generelle mål, og mer spesifikke kunnskapsmål, for hva eleven skulle kunne etter å ha tatt de fagene. I læreplanen for tretimersfaget (2KJ) er mål 4 blant annet om kjemisk likevekt, med overskriften: ”*Elevene skal ha kunnskaper om drivkrefter som fører til kjemiske reaksjoner og kjemisk likevekt, og kunne forutsi konsekvenser av inngrep i likevektssystemer*” (KUFD 1996a). Videre kommer følgende hovedmomenter:

Elevene skal

4a kunne gjøre rede for begrepene kjemisk energi og eksoterme og endoterme reaksjoner

³⁶ I 1987 ble fagplanene revidert, og punktene ble litt forandret (KUD 1992: 29): *Kjemisk likevekt: Reversible reaksjoner, Le Chateliers prinsipp; Massevirkningsloven; Homogene likevekter; pH-beregning; Reaksjonshastighet, katalyse.*

- 4b *kjenne til hvordan endringer i graden av orden eller uorden i et system påvirker det kjemiske reaksjonsforløpet*
- 4c *kunne gjøre rede for begrepene reversible og irreversible reaksjoner og kjemisk likevekt*
- 4d *kunne gjøre rede for massevirkningsloven og kunne bruke den på enkle regneoppgaver på homogene likevekter*
- 4e *kunne bruke Le Châteliers prinsipp på eksempler fra homogene og heterogene likevektssystemer*
- 4f *kunne gjøre rede for begrepene reaksjonshastighet og aktiveringsenergi*
- 4g *kunne gjøre rede for forhold som påvirker reaksjonshastigheter og kunne beskrive effekten av katalysatorer, katalysatorgifter og inhibitorer*

I likhet med i L76, blir ikke kjemisk likevekt nevnt som eget punkt i læreplanen for 3KJ i R94, men flere av temaene her nødvendiggjorde kunnskap om kjemiske likevekter. Dette gjelder for eksempel et delmål under mål 3 som sier at eleven skal *”kunne forklare hvordan buffervirkning avhenger av syre- og/eller basekonstant og konsentrasjoner og kunne kvalitativt gjøre rede for bufferkapasitet”* (KUFD 1996a). I læreplanen for naturfaget er ikke kjemisk likevekt nevnt under noen av læreplanmålene (KUFD 1996b).

I de nye læreplanene som kom med Kunnskapsløftet (LK06), og som er gjeldende fra 1. august 2006, kommer kjemisk likevekt som tidligere inn i andreklassefaget, nå Kjemi 1 (KD 2006a, 2006b). Her kommer temaet inn i som kompetansemål under *”Språk og modeller”*. Det er ett punkt om kjemisk likevekt, som sier at eleven skal kunne *”gjøre beregninger på kjemiske likevekter og drøfte likevektene”* (KD 2006a).

I likhet med i L76 og R94 er ikke kjemisk likevekt eget punkt i Kjemi 2. Men både i Kjemi 1 og Kjemi 2, i likhet med R94, er det mål som krever kunnskap om kjemiske likevekter. For eksempel har man under *”Vannkjemi”*: *”... vurdere løseligheten og felling av salter i vann på grunnlag av forsøk og beregninger”*; under *”Syre og baser”*: *”... gjøre beregninger med K_a , K_b og K_w ”*; og i Kjemi 2 under *”Analyse”*: *”... forklare hvordan buffere virker, og beregne pH og kapasitet i buffere”* (KD 2006a).

2.2 Oppbygning av lærebøker og læreplaner

Lærebøkene på slutten av 1800-tallet og tidlig på 1900-tallet hadde ikke oppbygningen vi er vant med i dag. På denne tiden tok lærebøkene for seg ett og ett stoff, som for eksempel surstoff, vannstoff og kvelstoff hos Bruun (1917), gjerne med en innledning som tok for seg noen prinsipper og lover innenfor kjemien (Johannesen & Nicolaysen 1899; Waage 1897, 1899). I enkelte bøker var stoffene delt inn etter metaller og ikke-metaller (Hiortdahl 1875; Johannesen & Nicolaysen 1897), og i andre etter organiske og uorganiske legemer (Arendt 1898), men ingen bøker var delt inn kun etter prinsipper. Vi skal se at så lenge det var stoffkjemi som preget lærebøkene var det liten plass til kjemisk likevekt.

Det kan se ut som blant andre Førland (1941) og Lindstad & Lindeman (1941) begynte å endre litt på oppbygning av lærebøkene. Det er ikke snakk om store endringen, bøkene går fortsatt igjennom stoff for stoff, men nå kommer også flere kjemiske prinsipper inn som egne temaer. Dette betyr at kjemisk likevekt etter hvert får større plass. Lindstad & Lindeman har i sin 1941-utgave blant annet et kapittel som heter "Likevekt ved kjemiske og fysiske prosesser".

Fram mot 1940 var det Hiortdahl, Waage, Johannesen & Nicolaisen, Bruun og Lindstad & Lindeman som hadde vært mest aktive kjemilærebokforfattere, som vist i Figur 2.1. Enkelte av disse forfatterne gir seg nå, og siste bok studert her av for eksempel Johannesen & Nicolaysen og Waage, kom i henholdsvis 1936 og 1934 (Johannesen & Nicolaysen 1936; Waage 1934). Det er rimelig at det nå ble endringer i oppbygningen av lærebøkene siden det er klassisk med forandringer når sentrale personer innenfor fagfelt pensjoneres eller dør. Det er ikke før 70-tallet med Wang Lunds *Kjemi for gymnaset* (1970), Brandts *Kjemi for gymnaset* (1970; 1972) og Salvesons *Kjemi I* (1971) at lærebøkene er strukturert på samme måte som i dag. Her er bøkene delt inn etter ulike tema fra kjemien, som for eksempel "Grunnstoffer", "Syrer - Baser - Salter" og "Organiske forbindelser". Brandt (1972) og Salveson (1971) har et eget kapittel med kjemisk likevekt.

Utviklingen av oppbygning av lærebøkene kan også forklares ut ifra de gjeldene læreplanene. I det overordnede målet i undervisningsplanen etter *Lov om høyere skole av 1935*, sitert side 33, står det at eleven skal ha kjennskap til de viktigste kjemiske teorier og lover, og noen av de

viktigste kjemiske stoffene, særlig de uorganiske, og kjennskap til noen av de viktigste kjemiske reaksjonene. I pensumlisten nevnes kjemisk likevekt.

I L76 for tretimersfaget var det lagt enda større vekt på at elevene skulle lære begreper og teorier, og få ”innsikt i og forståelse av faget” (KUD 1979: 30). For femtimersfaget er det gitt spesifikke stoffer, både innenfor uorganisk og organisk, som elevene skulle kunne teori om. Totalt timeantall for kjemifaget fordoblet seg også fra 1935 til 1974. Faktisk mer enn det dobbelte om vi tar med at det var kjemi i naturfaget. Slik vi ser det er undervisningsplanen etter *Lov om høyere skole av 1935* mindre eksplisitt når det gjelder kjemisk likevekt enn de to neste læreplanene. Både L76 og R94 er mer detaljert når det kommer til kunnskapsmålene for dette temaet. Vi kan se en antydning til dette i lærebøkene ved at kjemisk likevekt får større plass i bøkene.

Hvor kjemisk likevekt kommer inn i bøkene varierer så lenge bøkene har ”den gamle” oppbygningen. Temaet kan være plassert enten under ”Kjemiske prosesser”, ”Kjemisk industri” eller ”Kvelstoff” (Førland 1941; Haraldsen & Melbye 1941; Lindstad & Lindeman 1926; Waage 1908). Omfanget temaet har fått i de ulike bøkene varierer også veldig. Enkelte, som Bruun (1917) og Førland (1941), tar kun for seg massevirkningsloven eller de industrielle prosessene på Norsk Hydro, mens andre, som Lindstad & Lindeman (1941), skriver litt fyldigere, noe vi vil se senere.

2.3 Kjemisk likevekt i eldre lærebøker

Her tar vi for oss en del av de ulike lærebøkene som er blitt brukt i norsk skole på 1900-tallet og deres fremstilling av kjemisk likevekt. For å se på utviklingen tar vi delvis for oss bøkene kronologisk, og vi vil sammenlikne de ulike forfatterne til en viss grad. I noen bøker forklares reversibilitet og likevekt ved at stoffene, i væske eller gass, er i bevegelse og dermed støter sammen og reagerer (Lindstad & Lindeman 1926, 1941; Waage 1908). Andre forsøker derimot ikke å forklare hvorfor likevekt finner sted, men skriver kun at likevekt er et bestemt forhold mellom reagerende stoffer og stoffer som blir dannet (Bruun 1943).

Kjemisk likevekt kom for første gang inn i lærebøkene i 1908 i Waages *Det daglige livs kemi. Belyst ved forsøk*, og deretter i 1917, i fjerde utgaven til Waage og i Bruuns *Lærebok i kemi for gymnaset*. Etter dette kom kjemisk likevekt inn i større eller mindre grad hos alle med unntak av Johannesen & Nicolaysen. Waages bok tar som tidligere nevnt for seg ett og ett stoff og noen prinsipper. Under temaet ”Kjemiske prosesser” presenteres reaksjoner som går begge veier (Waage 1908). I følge tittelen på Waages bok skal temaene belyses ved forsøk, men dette er ikke gjort med kjemisk likevekt. Derimot er det gitt en beskrivelse av likevektsreaksjoner, vist i følgende sitat:

Opløses KCl og Ca(NO₃)₂ sammen i vand, vil der i vannet foruten disse salte være ionene K, Cl, Ca, NO₃, og de stoffer som kan danne sig ved disse ioners sammenstøt, altsaa foruten de oprindelige ogsaa KNO₃ og CaCl₂. Der vil bli en bevegelig likevegt mellem disse stoffer (Waage 1908: 93).

Kjemisk likevekt og tilstedeværelsen av både reaktanter og produkter forklares altså ved en kinetisk tilnærming, ved at ionene i løsning hele tiden er i bevegelse og vil støte sammen og kunne danne nye stoffer. Det spesifiseres at om et av stoffene ”*gaar ut av spillet*”, altså felles ut eller fordamper, vil reaksjonen gå i en bestemt retning. Om massevirkningsloven blir det kun sagt at den forteller oss at det er konsentrasjonen av stoffene som bestemmer retningen prosessen forløper (Waage 1908). Vi synes det legges lite vekt på massevirkningsloven tatt i betraktning at Waage var en av mennene bak denne. En av reaksjonene som ble brukt til illustrasjon og forklaring av kjemisk likevekt er gitt under i likning (2.3.1). I Waages bok fra 1908 brukes dobbelpiler. I 1917, 1922 og 1934 utgavene er innholdet det samme når det gjelder kjemisk likevekt (Waage 1917, 1922, 1934).



Sverre Bruuns lærebok ble gitt ut i over 75 år, og dominerte markedet store deler av denne perioden (Ringnes 2003). Dette betyr at disse bøkene må ha preget norsk kjemiundervisning. Derfor er det særlig interessant å se hvordan Bruun presenterer kjemisk likevekt.

Kjemisk likevekt blir i 1917-utgaven til Bruun nevnt under temaet ”Massevirkningsloven”, som presenteres i teksten om temaet ”Sølv”, merkelig nok uten å knyttes til sølv. Ut ifra massevirkningsloven er det her snakk om reversible og ufullstendige reaksjoner, og at kjemisk likevekt er inntrådt når ”forholdet mellem mængden av de nydannede stoffer og mængden av de oprindelige stoffer ikke mer forandres” (Bruun 1917: 130). Bruun bruker følgende likevektsreaksjoner i forklaringen av massevirkningsloven:



Vi vil senere se at reaksjon (2.3.2), (2.3.3) og (2.3.4) går igjen i flere andre lærebøker. Bruun bruker ikke dobbeltpiler, i motsetning til Waag, selv om van't Hoff hadde innført disse allerede på slutten av 1800-tallet⁸. Det er derimot, som sagt tidligere, ikke uvanlig at det tar tid fra forskning til nytt fagstoff benyttes i lærebøkene.

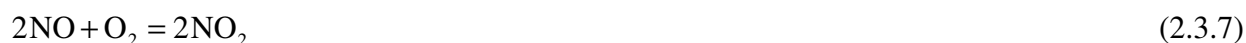
Litt etter Waage og Bruun skriver også Lindstad & Lindeman (1926) om kjemisk likevekt i *Lærebok i kjemi*. Her kommer ”Kjemisk likevekt” etter ”Kjemisk industri” og ”Platina”, og de gir samme forklaring som Waage på at både reaktanter og produkter er til stede i en likevektsblanding. Om kjemisk likevekt skriver de:

Omsider vil de to motsatte prosesser foregå like hurtig, og fra nu av forandres ikke vektmengdene av kvelstoff, vannstoff og ammoniakk. Stoffene befinner sig i likevekt, som man sier (Lindstad & Lindeman 1926: 130).

Gjennom nesten hele kapittelet brukes ammoniakkliekekten, se likning (2.3.4), for å forklare og illustrere kjemisk likevekt. Boken går nøye inn på likevekt og ser på forskyvning av likevekt og temperaturens innvirkning på systemet, og bruk av Le Châteliers prinsipp. Lindstad & Lindeman (1926: 133) skriver at: ”den nevnte lov er et særlig tilfelle av en mer almengyldig lov: Har vi et system i likevekt, og utsettes systemet for en påvirkning utenfra, vil likevekten forskyves

slik at systemet motsetter sig forandringen, m.a.o. en aksjon vil frembringe en reaksjon.” Det er påfallende at heller ikke Lindstad & Lindeman bruker dobbeltpiler. Johannesen & Nicolaysen (1897, 1899, 1901, 1931, 1936) gav også ut lærebøker på denne tiden, men presenterte, som nevnt, aldri kjemisk likevekt i sine bøker.

Flere forfattere bruker, som tidligere nevnt, ammoniakklikevekten som illustrasjon. Vi har sett at Bruun (1917, 1920, 1941, 1943, 1960, 1965), Lindstad & Lindeman (1926, 1941), Førland (1941, 1948), Haraldsen & Melbye (1941, 1943), Wang Lund (1970; 1977), Salveson (1971), Brandt m.fl. (1972; 1997a), Reistad m.fl. (1997a) og Grønneberg m.fl. (1997a, 2001a) skriver om ammoniakklikevekten. Det er også mange som bruker dannelsen av nitrogenmonoksid, NO, og eller nitrogendioksid, NO₂. Dette er reaksjoner som har hatt stor betydning for norsk industri gjennom Birkeland-Eyde- og Haber-Boschmetoden (se kap. 1.4). Førland (1941) går blant annet inn på hva som skjer ved de ulike prosessene og at Birkeland-Eydes prosessen var starten for Norsk Hydro. Prosessen er gitt i likning (2.3.6), (2.3.7), (2.3.8) og (2.3.9) med piler som brukt hos Førland (1941).



Førland nevner også Haber-Boschmetoden, men foruten sin forklaring av de to prosessene gir han ikke noen inngående forklaring av kjemisk likevekt i første utgave av *Lærebok i kjemi for realskolen* (1941), og heller ikke i andre utgave av *Lærebok i kjemi for realskolen og gymnas* (1948). I læreboken fra 1948 har Førland derimot med et likevektsforsøk, og er dermed den første med forsøk i forbindelse med kjemisk likevekt og likevektsystemet i (2.3.3)³⁷. Kjemisk likevekt er i Førlands bok presentert under henholdsvis ”Kvelstoff” og ”Kvelstoffoksyd og kvelstoffdioksyd”, og ammoniakklikevekten brukes for å illustrere reversible reaksjoner

³⁷ Et forsøk hvor nitrogenmonoksid, NO, dannes fra kobber og salpetersyre. NO samles opp i et reagensglass og oksygen slippes inn i porsjoner slik at nitrogendioksid dannes før likevekten innstilles, og dette gjentas.

(Førland 1948). Han presiserer at man får samme likevekttilstand uansett hvilken side man starter med, og skriver at:

Forsøk har vist at blandingsforholdet mellom ammoniakk, kvelstoff og vannstoff blir det samme om vi går ut fra kvelstoff og vannstoff eller fra ammoniakk (Førland 1941: 41).

Læreboken til Bruun kom ut i mange utgivelser, og i den syvende og åttende utgaven kommer kjemisk likevekt inn som et eget tema under temaet "Oksyder av kvelstoff" (Bruun 1941, 1943). Her gis en kort forklaring av kjemisk likevekt, og dannelsen av NO fra N_2 og O_2 , gitt i likning (2.3.6), brukes som eksempel: "Ved en bestemt temperatur innstiller det seg en likevekt mellom N_2 , O_2 og NO. Jo høyere temperaturen blir, dess mer får vi av NO" (Bruun 1943: 43). Foruten dette er det få endringer i utgivelsene, og fortsatt har han ikke tatt i bruk dobbeltpiler.

Det var flere enn Førland og Bruun som gav ut lærebøker i kjemi på 1940-tallet, og hvordan de forklarte kjemisk likevekt varierer veldig. Lindstad & Lindeman har i 1941, som i 1926, gitt likevekter stor plass i sin lærebok. Den inneholder mye av det samme i 1941 som i 1926, men faselikevekter har kommet inn og Le Châteliers prinsipp har gått ut (Lindstad & Lindeman 1926, 1941). Vi vil senere komme tilbake til at litteraturen sier at Le Châteliers prinsipp brukes i for stor grad i skolen. Derfor er det interessant at Lindstad & Lindeman har med Le Châteliers prinsipp i 1926, men ikke i 1941. Etter 1926 finner vi ikke Le Châteliers prinsipp før hos Salveson i 1956, og etter dette kommer prinsippet inn hos alle med unntak av Førland (1961, 1969), Brandt (1972) og Wang Lund (1970). Til sammenlikning er massevirkningsloven nevnt i de aller fleste bøkene som har med kjemisk likevekt, med unntak av Førland (1941), Lindstad & Lindeman (1941), Bruun (1943), Haraldsen & Melbye (1941, 1943) og Wang Lund (1970).

På denne tiden kan det se ut som om det var Lindstad & Lindeman, av lærebokforfatterne vi har sett på, som gikk dypest inn på kjemisk likevekt, samtidig som det ikke er i samme grad som i dag. Haraldsen og Melbye (1941, 1943) har, som Bruun og Førland, ingen grundig gjennomgang av temaet kjemisk likevekt annet enn at de skriver: "Til slutt vil vi få en tilstand hvor det i hver tidsenhet dannes like mye ammoniakk som det spaltes ammoniakk" (Haraldsen & Melbye 1943: 39). De skriver at en kjemisk likevekt kan påvirkes av ytre faktorer, som trykk og temperatur. Kjemisk likevekt presenteres under "Kvelstoff", og ammoniakklivekten brukes

som nevnt som eksempel, akkurat som hos Førland. Både Haraldsen & Melbye og Lindstad & Lindeman (1941) bruker, i motsetning til Bruun (1943), dobbeltpiler, men også likhetstegn innimellom.

Bruun (1958) og Salveson (1956) kom med lærebøker i kjemi på 1950-tallet. Salvesons bok er i likhet med andre bøker på denne tiden bygget opp med ulike stoffer samt kjemiske prinsipper. Likevekt er et tema to steder i boken. "Likevekt I" står etter "Magnesium", og reaksjon (2.3.10) brukes som illustrasjon, og det forklares hvordan tilsetning av et av stoffene vil forskyve likevekten. Her står det ellers lite om kjemisk likevekt, kun at kjemisk likevekt betyr "*at reaksjonen kan gå begge veier*" (Salveson 1956: 90). Dette er nok kun ment som en introduksjon og en forberedelse på at det vil komme reaksjoner hvor dobbeltpiler brukes under andre tema i boken. Under "Likevekt II" beskrives massevirkningsloven og Le Châteliers prinsipp: "*Likevekten vil motsette seg enhver ytre forandring av trykk og temperatur*" (Salveson 1956: 92). Denne læreboken tar også for seg et forsøk i forbindelse med kjemisk likevekt, se likning (2.3.10). Vi ser nærmere på dette forsøket i kapittel 5.2.3.



På 1960-tallet kom nye utgivelser fra Førland (1961, 1969) og Bruun (1960, 1965). Bruun utgav nå *Lærebok i kjemi for naturfaglinjen* (1960), som tar for seg kjemiske likevekter grundigere enn hans tidligere lærebøker. "Massevirkningsloven" og "Le Châteliers prinsipp" står som egne tema, og under disse presenteres kjemisk likevekt, samtidig er oppbygningen av boken fortsatt som før. Likevektskonstanten blir utledet for flere reaksjoner, se likning (2.3.2), (2.3.3) og (2.3.4), og ved hjelp av Le Châteliers prinsipp ser han på effekten av endring av temperatur og trykk:

Når vi forandrer temperatur, trykk eller konsentrasjon i en blanding av stoffer som reagerer ufullstendig med hverandre, vil likevekten bli forskjøvet i en slik retning at forandringen, tvungen, blir motvirket (Bruun 1960: 172).

Senere utgivelser av Bruuns bok inneholder få endringer (Bruun 1965). Førland gjør i 1961-utgaven ingen store endringer annet enn at kjemisk likevekt nå forklares ut ifra

reaksjonshastighet og to forsøk som kan gjøres. 1969-utgaven til Førland er litt fyldigere, og massevirkningsloven har fått plass.

Bruun (1960) nevner den kinetiske gassteorien og skriver at gassmolekyler er i rettlinjede bevegelser til de støter på noe. Gassmolekylene som treffer hverandre og som inneholder nok energi vil reagere og danne andre molekyler. I motsetning til Waage (1922) og Lindstad & Lindeman (1926, 1941) som brukte denne form for forklaring begge veier, ser ikke Bruun på dette for å forklare likevekt og reversible reaksjoner.

Som nevnt tidligere er læreverkene fra 1970-tallet til Wang Lund (1970) og Salveson (1971) bygget opp etter temaer innenfor kjemien. Hos Wang Lund kommer kjemisk likevekt inn i forbindelse med reversible reaksjoner i kapittelet "Kjemiske reaksjoner", mens "Kjemisk likevekt" har fått et eget kapittel hos Salveson. *Kjemi 1* (Salveson 1971) var ment for ingeniørhøgskolen, men også godkjent for reformgymnas, se vedlegg I. Under kjemisk likevekt kommer temaene reversible reaksjoner, Guldberg-Waages lov, Le Châteliers prinsipp og forskyvning av likevekt ved konsentrasjonsendring (Salveson 1971). Salveson skriver at kjemisk likevekt har inntrådt når reaksjonshastigheten er lik begge veier, og reaksjonen går begge veier fordi molekylene hele tiden er i bevegelse. Reaksjonene som brukes for illustrasjon er nok en gang ammoniakklikevekten men også dannelsen av hydrogeniodid, se likning (2.3.11). Hydrogeniodidlikevekten ser vi første gang som eksempel på en kjemisk likevekt hos Wang Lund (1970). Denne brukes også senere av Brandt m.fl. (1972) Wang Lund & Reistad (1977) og Reistad m.fl. (1997a).



Wang Lund (1970) har riktignok ikke brukt et helt kapittel på kjemisk likevekt, men han gir likevel en relativt grundig forklaring om temaet. Ut ifra ulike reaksjoner, blant annet likning (2.3.12), illustrerer han kjemisk likevekt. Først ser han på NH_3 -oppløsning og den motsatte oppløsning av NH_4Cl , og i begge tilfellene bruker han likhetstegn i stedet dobbelpil. Ved tilsetning av natronlut, NaOH , til NH_4Cl -oppløsningen vil man merke lukt av ammoniakk, og Wang Lund skriver:

Det blir altså dannet NH₃-molekyler, og så mange at oppløsningen ikke kan holde på dem. De unnslipper i form av gass (Wang Lund 1970: 113).

Videre går Wang Lund ned på molekylnivå, og sier at NH₃, NH₄⁺- og OH⁻ -ionene hele tiden beveger seg i løsningen og støter sammen. Støter de sammen med ”*passe fart*” kan ionene reagere.

Vi har all grunn til å anta at de beskrevne molekylprosesser skjer, men da må de foregå med like stor hastighet i de to retninger. De to prosesser må holde hverandre i likevekt. Vi angir dette ved å skrive en halvpil i hver retning (Wang Lund 1970: 113):



I *Kjemi for den videregående skole* fra 1977 har Wang Lund i samarbeid med Reistad gitt kjemisk likevekt et eget kapittel, og delt det inne i ”Reversible reaksjoner”, ”Massevirkningsloven (Guldberg-Waages lov)” og ”Le Châteliers prinsipp” (Wang Lund & Reistad 1977).

De siste bøkene vi har sett på er læreverker fra slutten av 1990-tallet fra Brandt m.fl. (1997a), Reistad m.fl. (1997a), og Grønneberg m.fl. (1997a, 2001a). Det er kun i 2KJ bøkene kjemisk likevekt kommer inn som eget tema, som i R94. I forhold til tidligere på 1900-tallet har de tre læreverkene relativt like måter å presentere kjemisk likevekt på i den forstand at de har de samme hovedelementene som massevirkningsloven og Le Châteliers prinsipp. Samtidig har de enkelte ulikheter som vi vil se nærmere på i kapittel 4.

2.4 Forsøk

I bøkene vi har sett på er det ikke beskrevet forsøk i forbindelse med kjemisk likevekt før på slutten av 1940-tallet. Vi har såvidt nevnt *Det daglige livs kjemi. Belyst ved forsøk* av Waage (1897, 1899, 1908, 1917, 1922, 1934), men her er forsøkene mer i form av eksempler på reaksjoner. Førland (1948, 1961) og Salveson (1956) ser ut til å være de første som har

forsøksbeskrivelser i lærebøkene. Hos Førland i 1948 går forsøket ut på å studere likevektsystemet med NO og NO₂ i likning (2.3.3)³⁷. Av forsøkene i *Lærebok i kjemi for realskole og gymnas* fra 1961 var det to likevektsforsøk, et syre-base³⁸ og et kompleksystem³⁹ (Førland 1961). På samme tid kommer Bruun (1962, 1964) med bøker med elevøvelser i kjemi, men her er det fremdeles ingen likevektsforsøk.

Forsøk som omhandler likevektsystemet med jern og tiocyanat viser seg å gå igjen i mange bøker og blir en klassiker i skolen helt fram til i dag. Wang Lund (1970; 1977), Brandt (1971, 1985), Salveson (Salveson 1972), Bruun m.fl. (1979a), Reistad m.fl. (1997b), Brandt m.fl. (1997b) og Grønneberg m.fl. (1997b, 2001b) har med dette forsøket. I *Studiehefte med elevforsøk Kjemi 3KJ* (Brandt 1986) er det gitt forsøkestekst til kromat–dikromatforsøk, men det påpekes at jern-tiocyanatforsøket fra 2KJ bør være gjort først fordi dette forsøket gir økt forståelse for kjemisk likevekt. Wang Lund og Bruun har også kromat–dikromatforsøket i tillegg til jern-tiocyanatforsøket i sine bøker med elevøvelser. Senere skal vi se på disse forsøkene og flere som presenteres i lærebøkene etter R94.

Det er stort sett gasslikevekter som er brukt som eksempler på kjemisk likevekt, i alle fall i store deler av 1900-tallet. Forsøk med gasslikevekter er derimot kun beskrevet hos Førland (1948). Det kan være flere grunner til dette, både at det kan være problematisk å utføre samtidig som det ikke alltid vil være så illustrativt. Vi vil derimot se på likevekten med NO₂ og N₂O₄ som forsøk i kapittel 5.2.7.

³⁸ Et forsøk med vann, fenoltalein og natriumhydroksid, NaOH.

³⁹ Et forsøk med jernklorid, FeCl₃, ammoniumtiocyanat (da kalt ammoniumrodanid), NH₄SCN, og ammoniumklorid, NH₄Cl. Dette forsøket vil omtales kapittel 5.2.1.

Del 2.

Kjemisk likevekt og læring

Vi faar vor naturopfatning altfor meget gennem læsning i stedet for gennem egne iagttagelser og erfaringer. Kunde eleverne gives anledning til selv at udføre de her beskrevne forsøg, vilde visselig baade deres forstaaelse af og interesse for faget vinde, og paa samme tid vilde de, om de under forsøgene stadig tilholdtes at gjøre rede for sine iagttagelser, opøves i at danne sig sine forestillinger paa grundlag af disse.

Utdrag fra forordet til første udgave av *Det daglige livs kemi. Belyst ved forsøk* (Waage 1897)

3. Vanskeligheter med læring av kjemiske likevekter

(...) chemical equilibrium, the state where the concentrations of all reactants and products remain constant with time (Zumdahl 1992:179).

I følge sitatet fra Zumdahl kan temaet kjemisk likevekt virke enkelt og greit, og det trodde vi også helt til vi begynte på denne masteroppgaven. Men sitatet beskriver bare en liten del av kjemisk likevekt, og når man begynner å arbeide med temaet står ulike og ofte ukjente begreper i kø: Dynamisk, statisk, reversibel reaksjon, dobbelpil, reaksjonshastighet framover er lik reaksjonshastighet tilbake, ufullstendige reaksjoner, likevektskonstant, reaksjonskvotient, massevirkningsloven, Le Châteliers prinsipp, termodynamikk, kinetikk, entalpi, entropi, fri energi, likevektsystem, og heterogene og homogene systemer.

I dette kapittelet ser vi på problemer knyttet til læring av kjemisk likevekt og spesielle temaer og områder elever kan ha problemer med. Mange undersøkelser viser at kjemisk likevekt er blant de vanskeligste begrepene i kjemien (Bergquist & Heikkinen 1990; Finley, Stewart & Yaroch 1982; Huddle & Pillay 1996; Wheeler & Kass 1978). Noen hevder til og med at det er det aller vanskeligste både med hensyn til å undervise og å lære (Wheeler & Kass 1978). Kjemisk likevekt er dessuten en svært viktig del av flere tema innenfor kjemien og helt nødvendig for forståelse av disse, som syre-base reaksjoner, redoksreaksjoner og løselighet (Akkus m.fl. 2003; Allsop & George 1984; Bergquist & Heikkinen 1990; Voska & Heikkinen 2000).

3.1 Arbeid på området

Johnstone, MacDonald & Webb og Wheeler & Kass har vært pionerer med hensyn til å undersøke elevers begrepsforståelse innenfor kjemisk likevekt, og deres arbeid refereres til hos de fleste som senere har studert kjemisk likevekt og undervisning. Fram til i dag har det blitt forsket på misoppfatninger innenfor temaet kjemisk likevekt, og undersøkelser er gjort i mange land og på nesten alle kontinenter: Skottland (Johnstone, MacDonald & Webb 1977), Canada (Wheeler & Kass 1978), Australia (Hackling & Garnett 1985), Israel (Gorodetsky & Gussarsky

1986), England (Maskill & Cachapuz 1989), India (Banerjee 1991), Spania (Quilez-Pardo & Solaz-Portolés 1995), Sør-Afrika (Huddle & Pillay 1996), USA (Thomas & Schwenz 1998; Voska & Heikkinen 2000) og Tyrkia (Akkus m.fl. 2003). Vi har derimot ikke funnet noe norsk litteratur på området, men antar at undersøkelsene fra et land har overføringsverdi til et annet, som blant annet Huddle & Pillay (1996) viste i sin undersøkelse i Sør-Afrika.

De nevnte forfatterne har gjort undersøkelser på ulike klassetrinn tilsvarende videregående og universitetsnivå, og hos kjemi- og naturfaglærere. Mange av undersøkelsene er gjort ved innføring av kjemisk likevekt, og sammenliknet med norsk skole blir dette i kjemi i andre klasse på videregående. Det viser seg at mange av misoppfatningene går igjen på alle nivåene (Banerjee 1991; Pedrosa & Dias 2000). I vår tekst vil vi ofte skrive om problemer ”eleven” har med begrepsforståelse, men dette kan like gjerne gjelde læreren.

Undersøkelsene nevnt over har avslørt mange av de samme vanskelighetene, men selvfølgelig med enkelte variasjoner. I denne teksten har vi valgt å legge vekt på de kvalitative resultatene og ikke på akkurat hvor stor andel som har problemer med forståelsen. Som vordende lærere mener vi det er viktig å være klar over hva som er problematisk, og hvorfor det kan være slik, for å kunne motvirke det.

3.2 Problemområder

Vi gir først en liste over det vi oppfatter som hovedområdene av begrepsproblemer gitt i litteraturen. Deretter ser vi nærmere på hva de ulike problemene innebærer. Vi deler inn kapitlet etter generelle problemer og problemer i forbindelse med bruk av Le Châteliers prinsipp og massevirkningsloven.

Det kan se ut som det vanskelige i læringen av temaet kjemisk likevekt hovedsaklig er:

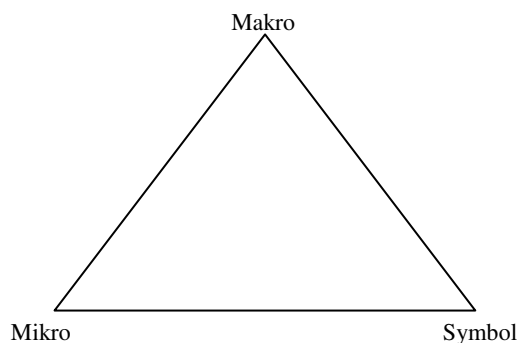
- å forstå hva det betyr at en likevekt er **dynamisk** (Gorodetsky & Gussarsky 1986; Huddle & Pillay 1996; Maskill & Cachapuz 1989; Thomas & Schwenz 1998);

- å forstå **reversibilitet** (Bergquist & Heikkinen 1990; Huddle & Pillay 1996; Wheeler & Kass 1978);
- å se skillet mellom **reaksjonshastighet og likevektsposisjon** i et likevektsystem (Banerjee 1991; Cachapuz & Maskill 1989; Gorodetsky & Gussarsky 1986; Hackling & Garnett 1985; Huddle & Pillay 1996; Thomas & Schwenz 1998; Wheeler & Kass 1978);
 - å forstå hvilken innvirkning en **katalysator** har på et likevektsystem (Gorodetsky & Gussarsky 1986; Hackling & Garnett 1985; Johnstone, MacDonald & Webb 1977; Voska & Heikkinen 2000);
 - å forstå betydningen av ulik lengde på piler (Huddle & Pillay 1996; Johnstone, MacDonald & Webb 1977);
- å forstå at et kjemisk system i likevekt er ett system som ikke inneholder to **atskilte sider** som kan være uavhengige av hverandre (Bergquist & Heikkinen 1990; Gorodetsky & Gussarsky 1986; Johnstone, MacDonald & Webb 1977; Maskill & Cachapuz 1989);
- å forutse resultatet etter **endring** av forhold i et system i kjemisk likevekt og bruk av Le Châteliers prinsipp (Allsop & George 1984; Banerjee 1991; Bergquist & Heikkinen 1990; Furió m.fl. 2000; Gold & Gold 1985; Gorodetsky & Gussarsky 1986; Hackling & Garnett 1985; Johnstone, MacDonald & Webb 1977; Quilez-Pardo & Solaz-Portolés 1995; Thomas & Schwenz 1998; Voska & Heikkinen 2000; Wheeler & Kass 1978);
 - å forutse hva som vil skje ved endringer på **heterogene systemer** (Gorodetsky & Gussarsky 1986; Thomas & Schwenz 1998; Voska & Heikkinen 2000); og
- å forstå når **likevektskonstanten** er konstant og ikke (Bergquist & Heikkinen 1990; Gorodetsky & Gussarsky 1986; Hackling & Garnett 1985; Thomas & Schwenz 1998; Voska & Heikkinen 2000; Wheeler & Kass 1978).

Et kjemisk system i likevekt er i en **dynamisk** tilstand, det vil si at reaksjonene går kontinuerlig i begge retninger. Mange elever tror derimot at likevekt er en statisk tilstand hvor alle reaksjoner har opphørt, eller at dynamisk betyr at systemet er i konstant endring (Gorodetsky & Gussarsky 1986; Huddle & Pillay 1996; Maskill & Cachapuz 1989; Thomas & Schwenz 1998). At elevene tror likevektstilstanden er statisk og ikke skjønner at reaksjoner finner sted er ikke så underlig siden et system i likevekt ikke har noen observerbar endring (Maskill & Cachapuz 1989; Van Driel & Gräber 2002). I tillegg kan elever ha oppfatninger fra fysikk eller dagliglivet, som for eksempel balanse, som kan være med å prege oppfattelsen av kjemisk likevekt. Ikke

overraskende er balanse koblet til likevekt hos elevene (Maskill & Cachapuz 1989), og når noe er i balanse finner ingen endringer sted, altså er det i en statisk tilstand.

Molekylene (reaktanter og produkter) er hele tiden i bevegelse. De vil støte sammen og kunne reagere slik at kjemiske reaksjoner finner sted og kan være reversible. Noen elever ser sammenhengen mellom kollisjonsteori, kjemiske reaksjoner og reversibilitet, mens andre ikke oppdager denne sammenhengen, og tror derfor at en likevektstilstand er statisk (Maskill & Cachapuz 1989). Noe av problemet kan være at kjemi kan forklare på tre nivåer, og at det i undervisningen ofte gjøres plutselige og kanskje ubevisste sprang mellom nivåene.



Figur 3.1 Tre nivåer i kjemien (Johnstone 1991: 78).

Figur 3.1 viser de tre nivåene Johnstone deler kjemi inn i (Johnstone 1991). Her er makronivået den delen av kjemien som vi kan observere, som gassutviklingen eller fargeforandringen som kan oppstå ved blanding av stoffer. På symbolnivå beskrives det som skjer med reaksjonslikninger og matematiske uttrykk. Mikronivået er det som skjer på atom og molekylnivå. Problemet er ikke at det finnes tre nivåer å forklare kjemi på, men at mye undervisning skjer ved raske skift fra ett nivå til ett annet. I et øyeblikk ser man på hva som skjer når bakepulver tilsettes eddik, deretter viser man hva som har skjedd ved hjelp av en reaksjonslikning. Disse plutselige sprangene kan være problematisk og forvirrende for elevene (Johnstone 1991; Ringnes & Hannisdal 2001). Bevisst bruk av de tre nivåene kan være til hjelp, og mange nyere lærebøker (for universitet og høyskoler) bruker illustrasjoner som viser alle tre nivåer, for eksempel hos Chang (2008), Silberberg (2008), Tro (2008), Petrucci (2007). Et eksempel er illustrasjonen vist i Figur 3.2 under:

begrep. Et eksempel kan være at elevene har lært at reaksjoner går fullt ut og tror dette gjelder for reversible reaksjoner også.

Det er også et problem at de to reaksjonene i likevektsystemet ofte omtales som én reaksjon, selv om lærere og lærebøker ofte presiserer at det er to reaksjoner som foregår og det illustreres med dobbelpil (Pedrosa & Dias 2000). Problemet ligger i at det ofte skrives om *den* reversible reaksjonen etter dette. Det kan altså være en litt vag fremstilling av systemet, slik at elevene ikke riktig forstår at det er to reaksjoner som finner sted til enhver tid. Vi synes derfor det er bedre å snakke om et *likevektsystem* som inneholder to reaksjoner, noe vi kommer tilbake til i kapittel 4.2.

Over ser vi at språket i lærebøker kan bidra til at det er vanskelig å forstå begreper og fenomener, eller det kan bygge opp under misoppfatninger som allerede er dannet (Pedrosa & Dias 2000). Problemer ligger i forenklinger, utydelige begrensninger, eller at et ord har ulike betydninger innenfor forskjellige fagfelt. Det er gjerne vanskelig hvis ord i undervisningen har en annen betydning i kjemien enn de har i dagliglivet (Bergquist & Heikkinen 1990; Gabel 1999; Johnstone 1991; Thomas & Schwenz 1998).

Et annet av hovedproblemene ved forståelse av kjemisk likevekt er å skille mellom **reaksjonshastighet** og **likevektposisjon**. Enkelte tror at hastigheten til en reaksjon gjenspeiles i posisjonen av likevekten, altså hvis en reaksjon går fort er utbyttet av produkter stort (Maskill & Cachapuz 1989). Ved å endre forholdene i et likevektsystem vil posisjonen forskyves. Mange elever tror at reaksjonshastigheten øker i retningen posisjonen forskyves, mens hastigheten til den motsatte reaksjonen senkes (Hackling & Garnett 1985).

Ved endring av temperaturen i et likevektssystem vil også likevektsposisjonen endres. Noen tror grunnen til at "*the temperature affects equilibrium compositions is because temperature affects the rate of reaction*" (Thomas & Schwenz 1998: 1158). I et likevektsystem vil senkning av temperaturen forskyve likevektsposisjonen i eksoterm retning, mens reaksjonshastigheten avtar i begge retninger. Mange tror derimot at nedgang i temperatur gir økt reaksjonshastighet i eksoterm retning, og at reaksjonshastigheten avtar i motsatt retning (Banerjee 1991).

Hvis elevene tror at reaksjonshastigheten gjenspeiler posisjonen, og at reaksjonshastighetene er like, er det ikke unaturlig at de tror mengde reaktanter og produkter er like i en likevektstilstand. Likevekt er, som nevnt tidligere, ofte hos elevene forbundet med balanse, og kan bidra til at de tror at likevekt betyr like mengder på begge sider. Mange elever klarer ikke skille mellom mengde og konsentrasjon (Bergquist & Heikkinen 1990), det er derfor ikke unaturlig at elevene tror konsentrasjon av reaktanter og produkter er like (Gorodetsky & Gussarsky 1986; Hackling & Garnett 1985; Huddle & Pillay 1996).

Den vanligste misoppfattelsen er i følge Hackling & Garnett (1985) at hastigheten til reaksjon framover øker med tiden fra blanding av reaktanter. En mulig forklaring kan være tidligere opplevelser av reaksjoner som viser en økning i reaksjonshastighet etter blanding av reaktanter⁴⁰. Dette gjelder gjerne reaksjoner hvor oksidlaget på metallet må reagere bort eller liknende før den studerte reaksjonen kan finne sted. Her ser vi at laboratorieerfaring faktisk kan hindre læring. Andre klarte ikke å se at det var to reaksjoner som fant sted samtidig, med to ulike reaksjonshastigheter før likevekt har inntrådt. Dette kan også komme av tidligere erfaringer og lærdom om at reaksjoner går fullt ut.

Påvirkningen en **katalysator** har på et likevektsystem viser seg også å være vanskelig for en del elever. Det elevene ikke forstår er at katalysatoren påvirker reaksjonshastigheten og ikke likevektsposisjonen (Gorodetsky & Gussarsky 1986: 429). Elevene tror ofte katalysatoren vil påvirke reaksjonshastigheten i kun én av retningene, eller at den vil kunne skyve likevekten i en ønskelig retning (Johnstone, MacDonald & Webb 1977). De tror gjerne at ved tilsetning av katalysator vil mengde produkt øke, og de forstår altså ikke at katalysatoren senker aktiveringsenergien like mye for de motsatte reaksjonene.

This probably reflects incomplete understanding by students of the existence of a common reaction pathway and transition state for the forward and reverse reaction (Hackling & Garnett 1985: 213).

⁴⁰ Et eksempel gitt i artikkelen til Hackling & Garnett (1985) er magnesiumbånd i fortynnet syre og brenning av magnesium. Her tar det noen sekunder før oksidlaget på magnesiumbåndet løses og man ser utvikling av gass, hydrogen, eller fra magnesium blir ført inn i flammen til reaksjonen starter.

En annen misoppfatning i forbindelse med reaksjonshastigheten er at det er en kobling mellom **lengde på pil og reaksjonshastigheten** (Johnstone, MacDonald & Webb 1977). I enkelte bøker skrives $\leftarrow\rightleftharpoons$ i stedet for \rightleftharpoons for å vise at likevektposisjonen ligger mot venstre. Undersøkelsen til Johnstone, MacDonald & Webb (1977) viste at enkelte elever trodde den første dobbelpilen betydde at reaksjonen mot venstre ville gå raskere enn reaksjonen mot høyre, mens andre faktisk mente motsatt. Denne pilen blir ikke brukt i norske lærebøker i kjemi på videregående (Brandt, Brandt & Johansen 1997a; Grønneberg m.fl. 1997a, 2001a; Reistad, Mangerud & Sydnes 1997a), men kanskje av lærere. Selv har vi vært vant til å bruke disse fra videregående.

I flere undersøkelser er det vist at mange elever tror likevektsystemet har to **atskilte** uavhengige sider, en høyre og en venstre (Gorodetsky & Gussarsky 1986; Johnstone, MacDonald & Webb 1977). Kjemiske likninger kan være med å bidra til denne misoppfatningen ved at likningene skiller blandingen med en dobbelpil (Johnstone, MacDonald & Webb 1977). Samtidig finnes det mange analogier brukt for å forklare likevekt. Disse har gjerne to atskilte deler, som likevekten med overføring av vann mellom to kar⁴¹. Uten å spesifisere at en kjemisk likevekt er *ett* system, vil analogien kunne bidra til å forsterke en oppfatning om at en kjemisk likevekt inneholder to atskilte sider (Johnstone, MacDonald & Webb 1977). Vi ser igjen fordelene ved å bruke uttrykket *likevektsystem* i stedet for å snakke om to reaksjoner, for å understreke at det er snakk om én enhet, ikke to uavhengige sider.

3.3 Le Châteliers prinsipp og massevirkningsloven

Det blir spesielt fokusert på Le Châteliers prinsipp når det gjelder problemer innenfor temaet kjemisk likevekt. I arbeid med kjemiske likevekter kan Le Châteliers prinsipp være et nyttig verktøy for å forutse hva som vil skje med et likevektsystem etter en **ytre påvirkning** (De Heer 1957), og prinsippet er flittig brukt i lærebøker. Men Le Châteliers prinsipp blir ofte presentert som et ufeilbarlig prinsipp uten begrensninger, og presentasjonen er ofte både vag og tvetydig,

⁴¹ En analogi som er gitt i blant annet en lærerveiledning (Rådet for videregående opplæring 1983) inneholder to beger med vann, og likevekten illustreres med at en liten kopp konstant frakter vann fra det ene begeret til det andre, mens en stor kopp gjør det motsatt. Etter en stund vil dette systemet være i likevekt. Zumdahl (1992) sammenlikner dynamisk likevekt med to øybyer som er knyttet sammen ved en bro. Flyten av trafikk er lik begge veier, det er bevegelse, men det er ingen endring i antall biler i de to byene.

noe som kan føre til misforståelser (Allsop & George 1984; Driscoll 1960; Furió m.fl. 2000; Gold & Gold 1985; Jordaan 1993; Quilez-Pardo & Solaz-Portolés 1995). Wheeler og Kass (1978) konkluderer i sin studie at bruk av Le Châteliers prinsipp var noe av det vanskeligste ved kjemiske likevekter. Elever bruker Le Châteliers prinsipp på situasjoner som faller utenfor området prinsippet er gyldig, for eksempel med tilsetning av fast stoff, eller inert gass, og eleven får ofte enten feil resultat ved direkte bruk av prinsippet eller oppgir riktig svar men at begrunnelsen er feil (Furió m.fl. 2000; Thomas & Schwenz 1998; Voska & Heikkinen 2000; Wheeler & Kass 1978).

Quilez (2004) finner i sin undersøkelse at en del elever danner sin egen tolkning av Le Châteliers prinsipp som ikke nødvendigvis er i tråd med det prinsippet faktisk sier. De pugger Le Châteliers prinsipp, lærer det utenat og bruker det i oppgaver og eksempler uten å forstå hva som egentlig skjer (Furió m.fl. 2000; Gorodetsky & Gussarsky 1986; Quilez-Pardo & Solaz-Portolés 1995; Voska & Heikkinen 2000). Dette er et eksempel der det kan tyde på at elevene, om vi bruker Piaget sin terminologi, ikke er på et formaloperasjonelt nivå, men fremdeles er på det konkretoperasjonelle nivået (Huddle & Pillay 1996; Wheeler & Kass 1978). Mange skriver at Le Châteliers prinsipp brukes for mye i skolen, delvis fordi få skjønner prinsippet fullt og helt, og det brukes dermed feil. Derfor er for eksempel massevirkningsloven og konkrete regler gyldige ved ulike begrensede tilfeller (som endring av trykk, temperatur eller konsentrasjon) gode alternativer (Allsop & George 1984; Driscoll 1960; Furió m.fl. 2000; Gold & Gold 1985; Gordus 1991; Hackling & Garnett 1985; Johnstone, MacDonald & Webb 1977; Jordaan 1993; Quilez-Pardo & Solaz-Portolés 1995; Solaz & Quilez 2001; Tyson, Treagust & Bucat 1999; Van Driel & Gräber 2002).

Det er derimot ikke rart elevene har problemer med bruk av Le Châteliers prinsipp når mange vitenskapsmenn heller ikke forstår dybden av prinsippet. J. de Heer (1957: 375) skriver at *"we find in the mind of many scientists the false notion that the Le Châtelier-Braun principle⁴² is "true" in the sense that it expresses some fundamental law of nature, the validity of which cannot be questioned"*. Flere undersøkelser viser også at lærerne deler elevenes problemer med

⁴² Le Châteliers prinsipp blir også kalt Le Châtelier-Brauns prinsipp fordi Karl Ferdinand Braun (1850-1918) og Henry L. Le Châtelier presenterte liknende prinsipper uavhengig av hverandre. Det er mest vanlig å bruke begrepet Le Châteliers prinsipp fordi han publiserte først (De Heer 1957).

forståelse og bruk av Le Châteliers prinsipp, og det er da heller ikke overraskende at elevene får disse feile oppfatningene gratis på lasset i undervisningen (Banerjee 1991; Quilez-Pardo & Solaz-Portolés 1995). Vi så på Le Châteliers prinsipp som et ukomplisert verktøy tidligere, men vi og andre har erfart at bruk av Le Châteliers prinsipp kan være utfordrende.

Her er et eksempel som er benyttet i flere undersøkelser (Furió m.fl. 2000; Quilez-Pardo & Solaz-Portolés 1995): PCl_5 og Cl_2 blir blandet i en flaske, og det vil innstilles en likevekt som vist i likevektslikningen (3.1.1). Hva vil være effekten på likevektsposisjonen ved å tilføre en inert gass (for eksempel neongass) ved konstant trykk og temperatur?



Undersøkelsen til Furió m.fl. (2000) viser at halvparten av elevene konkluderte med at systemet ikke vil endres. Grunnen til dette mener Furió m.fl. kan være at elevene konkluderte for raskt med hva slags tilnærming de skulle ha til oppgaven, en tilnærming som sa at alt vil forbli konstant fordi neon ikke vil reagere: Det skjer ikke en forandring og Le Châteliers prinsipp kan ikke brukes, ergo forblir alt konstant. Dette, skriver Furió m.fl, viser en tendens der det ikke blir søkt etter andre løsninger enn den "første og beste".

Andre elever trodde, som vi selv også forutsa første gangen vi så på oppgaven, at likevektssystemet ville forskyves mot venstre. Furió m.fl. skriver at elevene trodde forskyvningen ville bli mot venstre på bakgrunn av at tilsetning av inert gass under konstant trykk og temperatur vil øke antall mol og volumet. For å motvirke dette vil systemet i henhold til Le Châteliers prinsipp gå mot den siden av reaksjonen med færrest mulig gassmolekyler.

Etterhvert kom vi fram til at oppgaven må løses med å se sammenhengen mellom trykk og volum. Trykket er konstant, og dermed øker volumet. Konsentrasjonen til de ulike stoffene vil avta, og likevektsposisjonen vil forskyves slik at flere gassmolekyler dannes. Dette kan også forklares via partialtrykk, men det skal nevnes at partialtrykk vanligvis ikke blir undervist i Kjemi 1 eller Kjemi 2 (2KJ eller 3KJ), og at den nevnte undersøkelsen ble gjort på elever i Spania på tolvte årstrinn, og første og tredjeårsstudenter på universitetet. Eksempelet tas med

likevel fordi det viser at Le Châteliers prinsipp ikke direkte kan brukes på alle likevektssystemer uten å ta forbehold om forholdene (som lærere må være klar over), og for å illustrere direkte feil bruk av Le Châteliers prinsipp. Bare en liten muntlig spørreunde blant mastergradstudenter og noen ansatte på Institutt for kjemi ved NTNU gav eksempler på feil bruk av Le Châteliers prinsipp i denne oppgaven.

Det kan også oppstå tolkningsproblemer i tilfeller med gassblandinger og endring av trykket. Et eksempel er ammoniakklikevektsystemet⁴³. Tilsetning av mer N₂ til ammoniakklikevekten ved konstant trykk vil øke partialtrykket til N₂ (Le Châteliers prinsipp vil forutsi en forskyving mot høyre), men senke partialtrykket til H₂ (Le Châteliers prinsipp vil forutsi en forskyving mot venstre) (De Heer 1957). Altså, Le Châteliers prinsipp forutser en forskyvning i begge retninger. Hva er riktig? Konklusjonen er at ammoniakklikevekten er kompleks, noe som gjelder mange tilfeller der det er snakk om trykkendring, og er grunnen til at flere skriver at Le Châteliers prinsipp ikke bør knyttes til tilfeller med trykkendring i det hele tatt (Allsop & George 1984; Joraaan 1993).

Ifølge R94 skal elevene kjenne til bruken av Le Châteliers prinsipp på eksempler av **heterogene likevekter** (KUFD 1996a). Elevene gjør ofte feilen med å anta at et likevektsystem, som for eksempel reaksjonslikningen gitt i (3.1.2), forskyves mot høyre ved tilsetning av mer fast stoff AB(s) (Furió m.fl. 2000; Tyson, Treagust & Bucat 1999; Voska & Heikkinen 2000).



Grunnen til dette kan være at elevene tar i bruk Le Châteliers prinsipp uten å tenke på eller vite om alle begrensningene (Furió m.fl. 2000), og at eleven ikke har kontroll på begrepene løselighet, masse og konsentrasjon (Bergquist & Heikkinen 1990; Furió m.fl. 2000). Bruk av uttrykket for likevektskonstanten viser tydelig at tilføring av mer AB(s) ikke kan forskyve likevektssystemet. Wheeler og Kass (1978) påpeker i sin tekst at undervisningen bør inneholde eksempler på situasjoner der Le Châteliers prinsipp ikke gjelder. Det kanskje ikke er så rart at

⁴³ N₂(g) + 3H₂(g) ⇌ 2NH₃(g)

elevene bruker Le Châteliers prinsipp feil hvis det er slik at de tidligere bare har studert eksempler hvor bruk av Le Châteliers prinsipp gir riktig svar.

Voska og Heikkinen (2000) skriver at i deres undersøkelse hadde over halvparten av elevene vanskelighet med temperaturendring på likevektssystemer. Elevene mente de kunne forutsi hva en temperaturforandring ville gjøre på et likevektssystem, selv om de ikke visste om reaksjonen var endoterm eller eksoterm. Eksempelet brukt er likevektssystemet $\text{BrF}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{BrF}(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g})$, og at temperaturen senkes. Elevene har gjerne en (for) rask tilnærming til oppgaven, og tror at ved senkning av temperaturen vil trykket avta, og for å motvirke dette vil det dannes flere gassmolekyler. Altså, en forskyving mot høyre, et svar som er motsatt av det som faktisk skjer fordi reaksjonen er endoterm mot høyre.

Det er altså viktig å understreke tilfellet med temperaturforandring. Når det til et reaksjonssystem i likevekt påføres en endring i konsentrasjon eller trykk (ved konstant temperatur), vil likevektskonstanten til systemet være den samme. Ved temperaturforandring vil likevektskonstanten derimot endres⁴⁴. I tilfeller med forandring av temperaturen studeres likevektssystemet med tanke på hvilken reaksjon i systemet som er endoterm og eksoterm (Zumdahl 1992).

Det har tidligere blitt nevnt at Le Châteliers prinsipp brukes i for stor grad i forhold til massevirkningsloven. I de aller fleste tilfeller ved påførte endringer på likevektssystemer der temperaturen holdes konstant kan massevirkningsloven brukes til å forutsi effekten av endringen. Allsop og George (1984) skriver at alle endringer av trykk eller volum på et likevektssystem, og endringer av masse eller konsentrasjon til reaktanter og produkter i et likevektssystem er relatert til endring i *aktivitet*⁴⁵ og at derfor, ”*changes in any of the factors will result in changes within an equilibrium system which may be predicted by using the equilibrium law expression*” (Allsop & George 1984: 54). Men mange elever vegrer seg for å bruke og tolke matematiske uttrykk i arbeidet med kjemiske likevekter og foretrekker Le Châteliers prinsipp. Manglende matematikkunnskaper kan være en årsak til dette (Hackling & Garnett 1985; Quilez-

⁴⁴ I læreplanen for kjemi fra 1976, under ”kommentarer til emnelisten”, står det følgende (KUD 1979: 33): ”*Det bør framheves at likevektskonstanten varierer med temperaturen.*”

⁴⁵ Som skrevet i det korte historiske resymeeet introduserte G. N. Lewis fugasitet og aktivitet i 1907.

Pardo & Solaz-Portolés 1995), samt vanskeligheter med støkiometri, og dermed også massevirkningsloven (Huddle & Pillay 1996). Ringnes (1993) har funnet at norske kjemielever (3KJ) viser stor regneferdighet⁴⁶. Slik vi tolker det går elevenes problemer på tolkning, og ikke det å gjøre enkle kvantitative regneoppgaver med massevirkningsloven, det vil si at det ikke nødvendigvis er noen motsetning her.

Hackling & Garnett (1985) skriver at elevene ofte har problemer med å sammenlikne oppgitt likevektskonstant, K , med reaksjonskvotient ved andre forhold (etter påført endring), Q . Det er spesielt to vanlige misforståelser, nemlig at K endres med konsentrasjon og volum, og at K er uavhengig av temperaturen. En annen oppfatning blant elever er at stor K antyder en rask reaksjon, og at liten K antyder sen reaksjon (Banerjee 1991).

3.4 Er det mulig å lære kjemisk likevekt?

Som vi har sett i dette kapittelet er det mange begrep knyttet til kjemisk likevekt som er vanskelig å forstå, men likevel er det ikke umulig hvis enkelte forutsetninger er til stede. For at elevene skal kunne lære kjemisk likevekt må lærere både beherske fagstoffet godt selv og vite hva elevene kan ha problemer med, samtidig er det også viktig med godt formulerte læreverk. Innen kjemisk likevekt er det spesielt viktig å uttrykke seg korrekt og gjennomtenkt (Pedrosa & Dias 2000). Vi ser på formuleringer i nyere norske læreverk i neste kapittel.

Mange mener det er viktig å undersøke hvilke tidligere oppfatninger elevene sitter med om temaet som skal undervises for å ha mulighet til å hjelpe elevene til bedre forståelse (Hackling & Garnett 1985; Maskill & Cachapuz 1989; Thomas & Schwenz 1998). Når læreren er klar over elevenes oppfatninger vil det være mulig å endre elevens oppfatninger og forståelse av begreper i kjemien. Ved hjelp av laboratorieoppgaver og diskusjon kan det vises at reaksjoner er reversible, ufullstendige, og at alle stoffene i reaksjonen er til stede i systemet. Kommer elevene til undervisningen med oppfatninger om kjemiske reaksjoner som ikke helt overenstemmer med det teorien sier, som at alle reaksjoner er irreversible, kan forsøk som for eksempel viser forskyvning av likevektsposisjonen ved ytre påvirkning gjennomføres (Van Driel m.fl. 1998;

⁴⁶ Undersøkelsen gikk på støkiometriske molberegninger og pH-oppgaver.

Wheeler & Kass 1978). Hvis observasjonene går på tvers av tidligere oppfatninger om kjemiske reaksjoner kan forsøkene bidra til endring av begrepsforståelse (Posner m.fl. 1982; Van Driel m.fl. 1998).

Begrepsproblemer med at likevekten er dynamisk kan derimot ikke forstås ut ifra laboratoriarbeid. Dette må gjøres ved hjelp av simuleringer, analogier og metaforer (Van Driel & Gräber 2002), men man skal være klar over at disse også kan være forvirrende. Analogier, og til og med laboratorieoppgaver, kan inneholde detaljer som kan bidra til feil forståelse av andre sider ved kjemien enn det som var ment at den skulle vise. Grafer og liknende kan også være til hjelp i forståelsen av kjemisk likevekt (Wheeler & Kass 1978).

Lærerne skal også være klar over at utforming av prøver og eksamen har stor innvirkning på både undervisning og læring, ikke minst for kjemisk likevekt (Bergquist & Heikkinen 1990). Gode karakterer er ofte svært viktig for elevene, og kanskje til og med lærere, og dermed kan god karakter på en prøve, som ikke avslører om eleven har forstått begrepene, gi en falsk tro på elevens kunnskap og vil kunne føre til forsterkning av eventuelle misoppfatninger.

4. Kjemisk likevekt i nyere lærebøker

Hovedtema i følgende kapittel er hvordan norske lærebøker presenterer temaet kjemisk likevekt. Vi har valgt å ta utgangspunkt i R94 siden det kom ut tre læreverk i forbindelse med denne reformen (Brandt, Brandt & Johansen 1997a; Grønneberg m.fl. 2001a; Reistad, Mangerud & Sydnes 1997a), mens det for LK06 bare har kommet ut ett (Grønneberg m.fl. 2007) per dags dato. I tillegg er det slik at da vi tok kjemi på videregående, var det R94 som gjaldt, og vi benyttet to av de tre læreverkene vi ser på her.

Vår målsetning er ikke å komme fram til hvilket læreverk som er best. Målet er å få en kort gjennomgang av det som er en av hovedkildene til elevenes skriftlige informasjon, nemlig læreverkene. De har etter vårt skjønn tre hoveddeler. Det er lærebokteksten hvor fagstoffet er presentert, det er gitt illustrasjoner, forklaringsmodeller, analogier osv. Videre er det oppgaver, både i grunnbok og studiebok, av ulike typer og størrelse. Den siste delen er laboratorieoppgavene, som oftest er gitt i studiebøkene. I tillegg til læreverkene er læreren selvfølgelig helt uvurderlig i undervisningen, men det er læreverkene vi har hatt tilgang på å studere.

4.1 Lærebøkene og fagstoffet

Alle bøkene vi studerer her er skrevet på bakgrunn av R94: *Kjemi 2KJ* av Kjell Reistad, Marit Mangerud og Leiv K. Sydnes (1997a); *Kjemi 2KJ* av Tor Brandt, Harald Brandt og Inger Johansen (1997a); og *Kjemien stemmer* av Truls Grønneberg, Merete Hannisdal, Bjørn Pedersen og Vivi Ringnes (2001a). Som vi ser er det to fra 1997 og en fra 2001. Brandt m.fl. og Reistad m.fl. sine er etter det vi kan se siste utgave, mens Grønneberg m.fl. har kommet med en senere utgave med utgangspunkt i LK06. I denne teksten konsentrer vi oss hovedsaklig om R94 og dermed 2001-utgaven deres.

I alle tre lærebøkene har kapittelet som omhandler kjemisk likevekt en generell innledning til begrepet, ett delkapittel om forskyvning og Le Châteliers prinsipp og ett om

massevirkningsloven. Grønneberg m.fl. (2001a) har en oppbygging av delkapitler ulik de to andre. Kapittelet heter "Reaksjonsfart og likevekt", og har følgende delkapittel: 1) Reaksjonsfart; 2) Likevekt; 3) Når skjer en reaksjon?; 4) Forskyvning av likevekt; og 5) Beregninger på likevekt. På tre måter skiller dette seg fra de andre to læreverkene. Først fordi kapittelet har reaksjonshastighet som fokus i tillegg til kjemisk likevekt, mens de to andre læreverkene har "Kjemisk likevekt" som tittel på kapittelet.

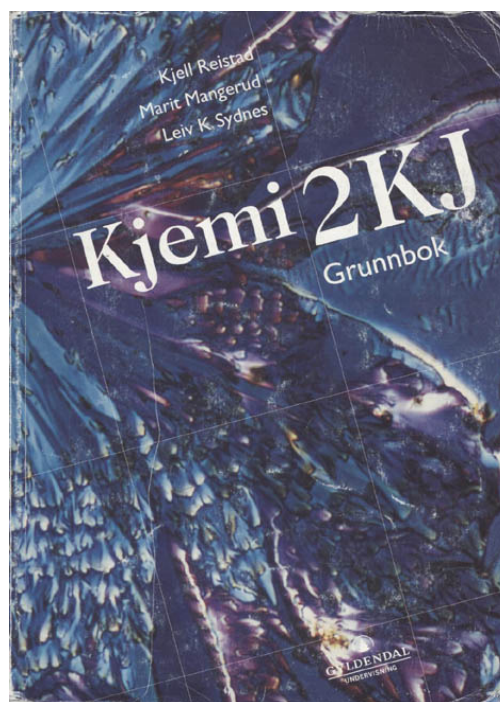
Videre har Grønneberg m.fl. et delkapittel som går på spontanitet og orden-uorden. Dette, samt reaksjonshastighet, er noe de to andre lærebøkene tar for seg i tidligere kapitler. En siste forskjell er at Grønneberg m.fl., i motsetning til de to andre, presenterer Le Châteliers prinsipp *før* massevirkningsloven, noe vi kommer tilbake til senere. Vi har ikke noe grunnlag for å si hvorfor lærebokforfatterne velger å gjøre som de gjør, og vi har heller ikke noen fasit på hvordan ting skal skrives. Denne teksten og våre kommentarer er på grunnlag av den teksten vi har skrevet om elevenes vanskeligheter med å lære temaet kjemisk likevekt, samt egne erfaringer som elever og studenter.



Figur 4.1 *Kjemi 2KJ*, av Tor Brandt, Harald Brandt og Inger Johansen (1997a).

Før innledningen av begrepet kjemisk likevekt har alle læreverkene blant annet vært innom viktige begreper som molbegrepet, konsentrasjon og mengde, reaksjonshastighet, reaksjonslikninger og støkiometri, og eksoterme og endoterme reaksjoner. I R94 står det under mål 4 at eleven skal "kunne gjøre rede for begrepene kjemisk energi og eksoterme og endoterme reaksjoner" og "kjenne til hvordan endringer i graden av orden eller uorden i et system påvirker det kjemiske reaksjonsforløpet" (KUFD 1996a). Alle tre læreverkene skriver stort sett det samme om endoterme og eksoterme reaksjoner, men fagstoffet om orden og uorden og hvordan dette påvirker reaksjoner presenteres ulikt. Alle lærebøkene tilfredsstiller naturlig nok målene i R94, og noen velger også å ta med litt mer utover læreplanen enn andre.

Vi legger merke til at det er stor forskjell på hvor dypt de ulike læreverkene går inn på orden og uorden⁴⁷, og introduksjonen av entropi og entalpi. Dette er et interessant tema, for som vi har skrevet i det historiske resymet har massevirkningsloven begrunnelse i termodynamikken. Reistad m.fl. skiller seg ut i kapittelet ”Drivkrefter i kjemiske reaksjoner”, og med delkapittelet ”Entalpi og entropi” ved å gå mer inn i termodynamikken enn de andre. De definerer entalpi og entropi, introduserer begrepene indre energi, varme og arbeid, og nevner Gibbs energi. Ellers diskuteres den indre energien og entropien som drivkrefter i kjemiske reaksjoner. Grønneberg m.fl. definerer⁴⁸ entropi, men ikke entalpi, og fokuserer på spontanitet og sammenhengen med eksoterme og endoterme reaksjoner. Brandt m.fl. er kanskje de som skriver minst om temaet. I kapittelet ”Kjemiske reaksjoner” har de et delkapittel om spontanitet, og grad av orden og uorden. De trekker ikke sammenhenger med eksoterme og endoterme reaksjoner, og bruker ikke begrepene entropi og entalpi.



Figur 4.2 *Kjemi 2KJ*, av Kjell Reistad, Marit Mangerud og Leiv K. Sydnes (1997a).

4.2 Innledning av temaet kjemisk likevekt

Reversibilitet er et av hovedbegrepene ved kjemiske likevekter, og er som nevnt tidligere et begrep elevene ofte har problemer med (Bergquist & Heikkinen 1990; Huddle & Pillay 1996; Wheeler & Kass 1978). Elevene har gjerne oppfattelsen av at reaksjoner går helt ut og en vei,

⁴⁷ Grønneberg m.fl. har valgt å plassere et delkapittel om orden og uorden mellom introduksjonen av kjemiske likevekter og bruken av Le Châteliers prinsipp.

⁴⁸ I marginen introduserer de (Grønneberg m.fl. 2001a: 123) entropibegrepet: ”Graden av uorden blir angitt med en størrelse som kalles entropi”. I teksten brukes orden og uorden. Det bemerkes også at 2007-utgaven av *Kjemien stemmer* har en mye mer utdypt gjennomgang. I motsetning til R94 spesifiserer LK06 at elevene skal ”forklare begrepene entropi og entalpi og bruke dem til å vurdere om en reaksjon er spontan”. Et kjapt blikk i Grønneberg m.fl. (2007) viser en omstrukturering i forhold til 2001-utgaven, og at det har kommet inn et kapittel som heter ”Varme, uorden og spontanitet”, hvor naturlig nok både entalpi og entropi defineres.

noe Grønneberg m.fl. (2001a: 120) velger å ta tak i, og innleder til kjemisk likevekt på følgende måte:

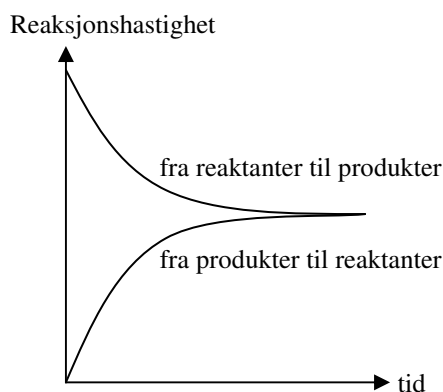
Vi har gitt inntrykk av at reaksjonene går helt til en av reaktantene er brukt opp. Det kan i praksis være riktig for mange reaksjoner, men vanligvis vil ikke alt av reaktantene reagere og bli til produkter.



Figur 4.3 *Kjemien stemmer*, av Truls Grønneberg, Merete Hannisdal, Bjørn Pedersen og Vivi Ringnes (2001a).

Videre ser Grønneberg m.fl. på reaksjonen $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$, og viser til en konsentrasjon-tid-graf. Alle tre lærebøkene bruker en form for konsentrasjon-tid-graf, noe som blir anbefalt (f.eks. av Wheeler & Kass 1978). Grønneberg m.fl. påpeker at etter en tid er konsentrasjonene konstante, og det kan virke som reaksjonen er slutt. De skriver at ved en ”nærmere undersøkelse av gassblandingen vil vise at reaktantene fortsatt reagerer (...) En kjemisk reaksjon som kan gå begge veier, kaller vi en reversibel reaksjon” (Grønneberg m.fl. 2001a: 120). Dette er alle de tre lærebøkene veldig tydelige på.

Brandt m.fl. (1997a: 117) viser en reaksjonsfart-tid-graf, vist i Figur 4.4, for å illustrere hva som skjer med ”reaksjonsfarten til dei to motsette reaksjonane”. Med utgangspunkt i det Hackling & Garnett (1985) og Garnett m.fl. (1995) skriver om elevenes oppfattelse av hvordan reaksjonshastigheten framover og bakover utvikler seg, kan en slik grafisk framstilling som Brandt m.fl. vil være veldig nyttig. Her kommer det tydelig fram at reaksjonshastigheten framover er maksimal ved start og avtar deretter, og reaksjonshastigheten tilbake øker fra null, helt til de har lik hastighet. Elevene må da være på et visst kunnskapsnivå slik at de kan bruke grafen i læringen og tolke hva den viser.



Figur 4.4 Reaksjonshastighet-tid-graf skissert fra Brandt m.fl. (1997a: 117).

Reistad m.fl. (1997a: 131) skriver at ”Vi kan si at en kjemisk likevekt er et uttrykk for en tilstand der to motsatte reaksjoner skjer med samme fart”. Grønneberg m.fl. (2001a: 121) bruker ikke begrepet fart, de bruker ”dannet og omdannet like mange produktpartikler per tidsenhet”.

Fra disse to måtene å skrive på går vi videre på noe som vi synes er viktig, nemlig å være tydelig på *hva* som er i likevekt. Stoffene? Reaksjonene? Eller reaksjonen? Pedrosa & Dias (2000) påpeker at uttrykket ”reversibel kjemisk reaksjon” kan føre til vanskeligheter fordi elevene får inntrykk av entall og flertall på samme tid. La oss bruke $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ som eksempel. Er dette én reaksjon (og at dobbelpilen indikerer at reaksjonen er reversibel), eller et system av to reaksjoner som er i likevekt? Ser vi på $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ som én reaksjon (men som er reversibel) og den motsatte, spaltningen av $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ (som også er reversibel) som én reaksjon? Og at de sammen danner et kjemisk system som kan skrives $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ når likevektstilstanden oppnås? Eller er $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ én reaksjon som kan gå to veier? Vi innser at elever kan få problemer når det skrives om reaksjonen i likevekt eller likevektsreaksjonen, og det samtidig refereres til to motsatte reaksjoner. ”Herom strides også de lærde”, for etter en liten kikk i noen kjemilærebøker på universitets eller høgskolenivå er det tydelig at de heller ikke skriver det samme. De er for eksempel ikke ”enige” om hva dobbelpilen representerer. Petrucci m.fl. (2007), Brady (2004) og Averill & Eldregde (2007) skriver at dobbelpil indikerer et system som er i likevekt, mens Chang (2008: 97) skriver at ”the double arrow means that the reaction is reversible”. Zumdahl (1992) skriver ikke eksplisitt hva dobbelpilen står for, men det går fram i teksten at dobbelpilen brukes istedenfor vanlig pil

når det skrives om en reversibel reaksjon. De bøkene vi har sett i (Brady 2004; Chang 2008; Petrucci m.fl. 2007; Zumdahl 1992) skriver alle at likevekt er oppnådd når reaksjonshastighet framover er lik reaksjonshastigheten tilbake.

Slik vi ser det har alle lærebokforfatterne valgt å bruke "reaksjonen" om likevektsystemet. De skriver at en reversibel reaksjon kan gå begge veier. Reistad m.fl. og Grønneberg m.fl. presiserer at det er dette som markeres med dobbeltpil, som Chang (2008). Grønneberg m.fl. (2001a: 130) skriver at "*Reaksjonen er den samme uansett hvilken vei vi skriver den.*" Altså definerer de, som også Reistad m.fl. gjør, at $A + B \rightarrow C$ og $C \rightarrow A + B$ til sammen er en reversibel reaksjon $A + B \rightleftharpoons C$. Reistad m.fl. (1997a: 131) skriver at "*reaksjonen etter en viss tid kommer fram til en tilstand der det er et konstant forhold mellom mengdene av de ulike stoffene i reaksjonsblandingen. Vi sier da at vi har en likevektstilstand, eller at reaksjonen er i likevekt*". Brandt m.fl. (1997a: 117) skriver at det er stoffene som er i likevekt:

Dei to motsette reaksjonane i ein slik reversibel reaksjon kan vere spontane samtidig. I slike tilfelle kjem dei stoffa som deltek i reaksjonen, i kjemisk jamvekt. (...) Teiknet vi bruker for å vise at stoffa er i kjemisk jamvekt, er \rightleftharpoons .

Brandt skriver altså at dobbeltpilen indikerer en likevektstilstand. Merk også ordbruken "motsette reaksjonar" og "ein reversibel reaksjon", altså skrives det om flere reaksjoner i én reaksjon.

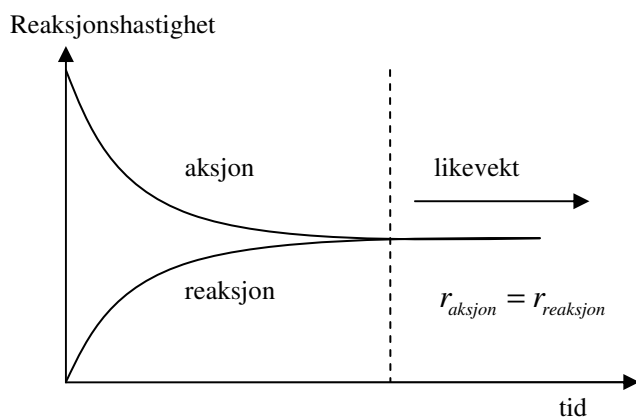
Som vi så ovenfor når det gjaldt reaksjonshastighet, skriver Grønneberg m.fl. at like mange produktpartikler blir dannet og omdannet per tidsenhet istedenfor å si at reaksjonene framover og tilbake går like fort. Når de tidligere har skrevet at én reaksjon er i likevekt, kan de slippe unna litt forvirring her ved å ikke skrive at det er to reaksjoner. Det er mer én reaksjon som skjer, som tar utgangspunkt i dannelse og omdannelse av produktene.

Etter å ha "finlest" det som står i lærebøkene har vi forståelse for at elevene kan få vansker med å forstå begrepet og ideen *dynamisk* likevekt: Ideen om at det hele tiden går reaksjoner framover og tilbake selv om det ser statisk ut på makronivå. Det blir kontinuerlig dannet produkter og reaktanter. I følge lærebøkene er det da én reversibel reaksjon som gir både reaktanter og

produkter. Vi opplever at Grønneberg m.fl. er veldig konsekvente på skrivemåten, og skriver alltid at "reaksjonen skjer begge veier", mens både Reistad m.fl. og Brandt m.fl. har eksempler der de skriver at en reaksjon inneholder to reaksjoner.

Begrepsbruken diskutert ovenfor er ikke nødvendigvis problematisk når man har oppnådd en viss forståelse for hva kjemisk likevekt er, men kan være vanskelig i innføringen av kjemisk likevekt som nytt begrep. Vi liker å se på en likevektstilstand som en situasjon der det er to motsatte reaksjoner, altså et system som inneholder reaksjonen som gir produkter, \rightarrow , og reaksjonen som omdanner produkter til reaktanter igjen, \leftarrow , og at hastighetene er like. Skal man skrive "ved likevekt så er reaksjonshastigheten framover og tilbake den samme" (tenkt at det er likevekt mellom to reaksjoner), så bør man, etter vår mening, bruke begrepet likevektsystem. Ser man det heller som at det er "en reaksjon i likevekt" mener vi at Grønneberg m.fl. har løst det bra i sin tekst. Det skal sies at flere kjemilærebøker på universitets og høgskolenivå bruker ulike formuleringer. Zumdahl (1992) ser vi er konsekvent på å skrive at det er "*the reaction system*" som har en likevektstilstand, Brady (2004) bruker begge deler, både "*reaksjonsystem i likevekt*" og "*reaksjonen i likevekt*", mens Chang (2008) skriver om "*equilibrium reaction*". Petrucci m.fl. (2007) skriver om "*the reaction mixture*" som når en likevektstilstand.

En liten digresjon er at vi syns Guldberg og Waages måte å navngi reaksjonen framover og reaksjonen tilbake er ganske god: *aksjon* og *reaksjon*. Et kjemisk system inneholder aksjoner og reaksjoner, og ved en likevektstilstand er aksjonshastigheten og reaksjonshastigheten den samme: $r_{aksjon} = r_{reaksjon}$. Som en vri på Brandt m.fl. sin illustrasjon i Figur 4.4 kan vi da illustrere kjemisk likevekt som i Figur 4.5 nedenfor.



Figur 4.5 Reaksjonshastighet-tid-graf med Guldberg og Waages notasjon.

Alle lærebøkene skriver om aktiveringsenergi før innledningen til kjemisk likevekt, og viser grafisk forskjellen på aktiveringsenergien med og uten katalysator. Siden dette står før innledningen om kjemisk likevekt, og elevene ikke har gått gjennom at en reaksjon kan være reversibel, er det naturlig at de bare får se en slik graf for en vei. Ingen av lærebøkene framstiller grafer for både reaksjonen framover og reaksjonen tilbake. Da kan det oppstå en oppfatning om at en katalysator vil forskyve likevekten, altså at reaksjonshastigheten i den ene retningen øker (Gorodetsky & Gussarsky 1986; Hackling & Garnett 1985; Johnstone, MacDonald & Webb 1977; Voska & Heikkinen 2000). Derfor er det en god idé, slik Reistad m.fl. (1997a: 145) og Brandt m.fl. (1997a: 138) gjør, å presisere at en katalysator øker reaksjonshastigheten i begge retninger. De gjør det som sagt ikke ved å illustrere det grafisk, men skriver i et eget avsnitt at en likevektstilstand vil bli nådd raskere ved bruk av katalysator.

4.3 Le Châteliers prinsipp og massevirkningsloven

Le Châteliers prinsipp er mye brukt i skolen (Allsop & George 1984; Furió m.fl. 2000; Gold & Gold 1985; Quilez-Pardo & Solaz-Portolés 1995), og alle de tre lærebøkene (Brandt, Brandt & Johansen 1997a; Grønneberg m.fl. 2001a; Reistad, Mangerud & Sydnes 1997a) presenterer prinsippet i kapittelet om kjemisk likevekt. Under mål 4 i læreplanen (R94) (KUFD 1996a) for 2KJ står det at eleven *”skal kunne bruke Le Chateliers prinsipp på eksempler fra homogene og heterogene likevektssystemer”*.

De tre lærebøkene skriver om Le Châteliers prinsipp som verktøy for å forutse effekten av ytre påvirkning på likevektssystemer. Alle tre bøkene introduserer først et generelt Le Châteliers prinsipp, for så å gå systematisk gjennom bruk av prinsippet i tilfellene med endring av temperatur, konsentrasjon og trykk. I Brandt m.fl. (1997a: 131) står det formulert på følgende måte:

Dersom eit system i jamvekt blir utsett for ein ytre påverknad, blir jamvekta forskoven i ei slik retning at den ytre påverknaden blir motvirka.

Videre oppgir alle lærebøkene regler for hvert tilfelle av endring, regler vi kan si er mer spesifikke tolkninger av Le Châteliers prinsipp. Disse er uthevet på ulike måter. Reistad m.fl. og Grønneberg m.fl. oppgir følgende regler i forhold til trykkendring:

En økning av trykket i en likevektsblanding fører altså til reaksjon i en slik retning at det totale partikkeltallet blir mindre (Reistad, Mangerud & Sydnes 1997a: 142).

Når vi øker trykket i en reaksjonsblanding som er i likevekt, blir likevekten forskjøvet til den siden der det er færrest molekyler. Forutsetningen er at temperaturen holdes konstant (Grønneberg m.fl. 2001a: 127).

Brandt m.fl. (1997a: 136) har på sin side uthevet en samling punktvis regler, og skriver for trykkendring at ”For eit generelt system i jamvekt kan vi ut i frå Le Châteliers prinsipp slå fast:”, og oppgir følgende:

- *Ein trykkauke i eit jamvektssystem får jamvekta til å forskyve seg slik at talet på molekyl i gassform blir redusert.*
- *Ein trykkreduksjon får jamvekta til å forskyve seg slik at talet på molekyl i gassform aukar.*
- *Ei trykkendring har ingen verknad på jamvektssystem når talet på molekyl i gassform er det same på begge sider av dobbeltpilteiknet.*

Fra faglitteraturen får vi inntrykk av at det er når elevene bruker det *generelle* Le Châteliers prinsipp at det oppstår problemer. Som nevnt tidligere er det flere som skriver at man burde bytte ut Le Châteliers prinsipp med flere konkrete regler som er gyldige på et begrenset antall tilfeller. Lærebøkene oppgir som sagt et generelt Le Châteliers prinsipp, men gir i tillegg regler liknende det vi oppfatter at den refererte litteraturen anbefaler. Mest konkret er kanskje Grønnberg m.fl. som konsekvent presiserer forutsetningene (hva som er forutsatt konstant) for at reglene gjelder. Som vi ser over skriver de at "*forutsetningen er at ... er konstant*" (Grønneberg m.fl. 2001a: 126-127). Reistad m.fl. og Brandt m.fl. skriver om dette i den generelle teksten rundt de uthevede reglene.

Le Châteliers prinsipp er ikke noen naturlov og heller ingen allmenngyldig regel uten begrensninger (De Heer 1957) slik det kan bli presentert i lærebøker (Quilez-Pardo & Solaz-Portolés 1995). Det er ingen av de tre lærebøkene som presiserer at prinsippet *kun* er et verktøy som kan brukes i enkelte tilfeller, og ikke en generell lov. Reistad m.fl. (1997a: 137) bruker uttrykket "*allmenngyldig regel*" om Le Châteliers prinsipp, noe som etter vår mening kan feiltolkes.

Er det et problem at lærebøkene ikke kommer med en slik presisering? Vi mener at en lærebok skal ha to formål: 1) være en lærebok og kunnskapskilde for eleven i perioden vedkommende tar faget, og 2) læreboken skal kunne fungere som et oppslagsverk senere. En lærebok for 2KJ skal naturlig nok ikke være et fullgodt oppslagsverk for eksempel for en universitetsstudent, men den skal ha kapasitet utover det å inneholde lærestoff for det ene faget, og dermed ikke inneholde forenklinger som er feil eller som lett kan feiltolkes. Kanskje er det slik at gjennomsnittseleven ikke får med seg den oppgitte begrensningen eller presiseringen i første omgang, men kanskje han legger merke til det ved en senere anledning. Og så er det slik, tror vi, at en lærebok ofte er en av hovedkunnskapskildene til lærerne som underviser i faget. Som vi har nevnt tidligere kan læreren ha like mye problemer med å forstå kjemisk likevekt som elevene har (Banerjee 1991). Det er også ofte slik at læreren har større kapasitet til å se sammenhenger og forstå det teksten sier, og derfor har i alle fall læreren nytte av at begrensninger og liknende er oppgitt. Vi skulle altså ønske at lærebøkene hadde en form for presisering av at Le Châteliers prinsipp ikke er en naturlov, og ikke gjelder i alle tilfeller.

Elever bruker noen ganger Le Châteliers prinsipp på situasjoner som faller utenom prinsippets gyldighet (Furió et al. 2000; Thomas & Schwenz 1998; Voska & Heikkinen 2000; Wheeler & Kass 1978). I henhold til læreplanen for R94 skal elevene kunne bruke Le Châteliers prinsipp på eksempler av homogene og heterogene likevekter. Alle tre lærebøkene gir flere eksempler. Når det gjelder heterogene likevekter gis det også, hos Brandt m.fl. og Grønneberg m.fl. eksempel der Le Châteliers prinsipp ikke kan brukes. Brandt m.fl. (1997a: 134) poengterer begrensningen ved Le Châteliers prinsipp ved tilsetning av mer fast stoff til et likevektssystem, og eksemplifiserer med likevektssystemet $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$. De skriver at *"Jamvekta blir ikkje påverka dersom vi set til meir kalsiumkarbonat eller kalsiumoksid, for konsentrasjonen av faste stoff er bestemt av tettleiken til stoffa og ikkje av stoffmengda."* Grønneberg m.fl. (2001a: 128) presiserer samme begrensningen i et eksempel, ikke i selve teksten. De bruker samme likevektssystem som Brandt m.fl. vist over, og skriver at *"en likevekt der et fast stoff inngår, er ikke avhengig av hvor mye fast stoff det er til stede i beholderen, bare det er noe. Tilsetning av kalsiumkarbonat eller kalsiumoksid vil derfor ikke forskyve likevekten."* Blant andre Wheeler og Kass (1978) skriver at nettopp eksempler på tilfeller der Le Châteliers prinsipp ikke gjelder kan være nyttig for at elevene skal forstå dette. Reistad m.fl. (1997a: 135) har etter det vi kan se ikke med en slik presisering, men skriver at de kommer tilbake til mer om heterogene likevekter i femtimersfaget. Vi har som nevnt før valgt å ha hovedfokus på innledning av kjemisk likevekt i andreklasserfaget, og tar derfor ikke for oss det Reistad m.fl., eller de andre, skriver om kjemisk likevekt i 3KJ-læreboken.

Endring av temperatur blir sett på som et av de vanskeligste temaene når det gjelder å forutse effekten på et likevektssystem (Voska & Heikkinen 2000), og en tydelig gjennomgang av dette tilfellet er viktig. Grønneberg (2001a: 127) oppgir følgende regel for tilfellet med temperaturforandring:

Hvis det blir tilført energi til en reaksjonsblanding som er i likevekt slik at temperaturen øker, vil likevekten bli forskjøvet til den siden som krever energi. Forutsetningen er at trykk og volum holdes konstante.

I henhold til læreplanen skal elevene oppnå kunnskap om begrepene endoterm og eksoterm reaksjon. Alle tre lærebøkene introduserer begrepene tidligere i læreboken, i kapittelet før

kapittelet om kjemiske likevekter. Reistad m.fl. og Brandt m.fl. trekker begrepene inn i reglene de presenterer for temperaturendring:

En temperaturøkning i en likevektsblanding vil resultere i at reaksjonen går i den retningen som er endoterm. Motsatt vil senkning av temperaturen føre til at reaksjonen går i den eksoterme retningen. (Reistad, Mangerud & Sydnes 1997a: 144)

- *Når temperaturen endrar seg, vil verdien av jamvektskonstanten endre seg.*
- *For ei eksoterm jamvekt fører ein temperaturauke til at jamvektskonstanten K minkar. Det gjer at jamvekta blir forskoven mot venstre (\leftarrow).*
- *For ei endoterm jamvekt fører ein temperaturauke til at jamvektskonstanten K aukar. Det gjer at jamvekta blir forskoven mot høgre (\rightarrow).*

(Brandt, Brandt & Johansen 1997a: 138)

Under mål 4 i læreplanen (R94) (KUFD 1996a) for 2KJ står det at eleven ”skal kunne gjøre rede for massevirkningsloven og kunne bruke den på enkle regneoppgaver på homogene likevekter”. Det står ingenting om at eleven skal kunne bruke massevirkningsloven når det gjelder forskyving av likevekter. Som nevnt tidligere skriver flere at massevirkningsloven blir for lite brukt i forhold til Le Châteliers prinsipp når det kommer til å tolke hva som skjer når et likevektsystem blir påvirket utenfra. Lærebøkene har ulik tilnærming til dette.

Alle tre læreverkene vi har sett på tilfredsstillende selvfølger læreplanen, men vi ser også at både Reistad m.fl. (1997a) og Brandt m.fl. (1997a) går utover læreplanen og tar i bruk massevirkningsloven sammen med Le Châteliers prinsipp i gjennomgangen av de ulike tilfellene av endring på et likevektssystem, i tråd med det litteraturen anbefaler. Reistad m.fl. (1997a: 138) skriver⁴⁹ at ”når vi tilsetter mer NO_2 , vil konsentrasjonen av NO_2 bli større. Dermed øker nevneren i likevektsbrøken, og brøken får en verdi som er mindre enn K . Vi har ikke lenger likevekt. Systemet vil prøve å oppnå likevekt igjen, og da må reaksjonen gå mot høyre slik at NO_2 forbrukes og mer N_2O_4 dannes. Dermed blir nevneren i brøken mindre og telleren større, og brøken får igjen verdien K .” Brandt m.fl. (1997a: 136) har et eget delkapittel som kalles

⁴⁹ Henviser til likevektssystemet $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4$.

”Vurdering ved hjelp av masseverknadslova”, og introduserer bruken av reaksjonskvotienten Q^{50} . Som skrevet innledningsvis introduserer Grønneberg m.fl. (2001a: 131) massevirkningsloven etter innføringen av Le Châteliers prinsipp, og de skriver:

Massevirkningsloven kan vi bruke til å beregne konsentrasjoner av reaktanter og produkter i en reaksjon ved likevekt.

De oppgir ikke, slik vi ser det, bruk av massevirkningsloven som et verktøy for å forutse effekten av en ytre påvirkning på et likevektsystem, men hovedsaklig som et verktøy for å arbeide med beregninger.

Elevene kan ha problemer med å se hvordan likevektskonstanten forholder seg til ulike typer endringer på kjemiske likevektsystem (f.eks. Hackling & Garnett 1985). Særlig kan temperaturendring by på problemer fordi dette skiller seg fra de andre tilfellene av endring ved at verdien til likevektskonstanten forandrer seg med temperaturen. Lærebøkene presiserer at likevektskonstanten er avhengig av temperaturen. Reistad m.fl. (1997a) og Grønneberg m.fl. (2001a) presiserer at K varierer med temperaturen. Det samme gjør Brandt m.fl. (1997a), som også gir flere eksempler for å konkretisere dette.

I LK06 har antall detaljerte læringsmål blitt færre, og både Le Châteliers prinsipp og massevirkningsloven er tatt ut som egne punkter. Nå står det at elevene skal kunne ”gjøre beregninger på kjemiske likevekter og drøfte likevektene” (KD 2006a). Dette mener vi er en god løsning, for det vil si at lærere og lærebokforfattere står relativt fritt til å ta i bruk Le Châteliers prinsipp, eller bruke Le Châteliers prinsipp og massevirkningsloven sammen, eller om de kun vil bruke massevirkningsloven. Enda et alternativ er å bytte ut Le Châteliers prinsipp helt med flere små regler, slik som beskrevet tidligere.

4.4 To eksempler på vanskelig teori forenklet i lærebøkene

I den historiske gjennomgangen av temaet kjemisk likevekt i kapittel 1 var vi inne på utledning av massevirkningsloven, og at med dagens kunnskap er ikke en utledning med utgangspunkt i

⁵⁰ Bruker ikke ordet reaksjonskvotient.

reaksjonshastigheter gyldig i alle tilfeller. Reistad m.fl. (1997a: 132-133) gir en utledning med utgangspunkt i reaksjonshastigheter⁵¹:

$$v(\text{mot høyre}) = k_1[H_2][I_2] \text{ og } v(\text{mot venstre}) = k_2[HI]^2$$

Ved likevekt, når reaksjonsfarten er like stor i begge retninger, får vi derfor

$$k_1[H_2][I_2] = k_2[HI]^2$$

$$\dots \text{ Dermed får vi } K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Empirisk er det kjent at for akkurat denne reaksjonen kan en utledning som vist her illustrere virkeligheten. Problemet ligger i at Reistad m.fl. ikke presiserer at denne type utledning ikke gjelder generelt. For fra utledningen av K for denne reaksjonen går forfatterne direkte til ”Generelt har vi dette uttrykket for massevirkningsloven: Når en homogen reversibel kjemisk

reaksjon $pA + qB \rightleftharpoons rC + sD$ er i likevekt, er likevektskonstanten, K, gitt ved $K = \frac{[C]^r [D]^s}{[A]^p [B]^q}$.”

Da kan eleven få en oppfatning av at K kan finnes på denne måten for alle reaksjoner, noe som ikke er riktig.

I Figur 1.5 viste vi tilsvarende måte å gjøre en forenklet utledning på, og vår mening er at utledningen Reistad m.fl. gjør viser ganske fint at ved likevekt dannes like mange produkter som reaktanter per tidsenhet, nettopp definisjonen som gis for en likevektstilstand. Poenget med å trekke fram utledningen som Reistad m.fl. presenterer, er ikke å si at det nødvendigvis er dumt, men vi synes en slik utledning trenger en presisering om at den ikke kan gjøres for alle reaksjoner. For eksempel for en tilnærmet ”lik” reaksjon, $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$, kan ikke uttrykket for reaksjonshastighetene settes opp like enkelt. Empirisk er det funnet at i dette tilfellet

$$\text{er } \frac{dHBr}{dt} = \frac{k_1[H_2][Br_2]^{3/2}}{[Br_2] + k_2[HBr]} \quad (\text{Ashmore 1965; Mysels 1956}).$$

⁵¹ Utgangspunkt i den reversible gassreaksjonen $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

Flere i faglitteraturen skriver at den beste måten å introdusere massevirkningsloven på, om ikke med en termodynamisk gjennomgang, er å framsette massevirkningsloven uten utledning, og at det er bedre enn å gi en utledning som ikke holder for mange reaksjoner (Banerjee 1995; Gordus 1991; Mysels 1956). Både Brandt m.fl. og Grønneberg m.fl. oppgir massevirkningsloven uten utledning.

Alle tre lærebøkene bruker ammoniakklikevekten⁵² for å illustrere effekten av endring på et likevektsystem. Ammoniakklikevektsystemet er komplekst (De Heer 1957; Helfferich 1985; Jordaan 1993), og en grundig termodynamisk gjennomgang er nødvendig for å arbeide praktisk med systemet. Det henvises til for eksempel De Heer (1957) og Helfferich (1985) for en slik gjennomgang. Alle lærebøkene skrevet for R94 (Brandt, Brandt & Johansen 1997a; Grønneberg m.fl. 2001a; Reistad, Mangerud & Sydnes 1997a) bruker ammoniakklikevektsystemet som eksempel i kapittelet om kjemisk likevekt, noe som ikke er så unaturlig i og med at det er et eksempel der teori om kjemisk likevekt er i bruk i praksis (se også kapittel 1.4). Ammoniakklikevektsystemet er et eksempel der det er vanskelig å forutse effekten av en ytre påvirkning. Hvilken retning forskyvningen vil gå, avhenger blant annet av det opprinnelige (i det reaksjoner startet, $t = t_o < t_w$) molforholdet mellom H₂ og N₂. Var det mindre enn 50% N₂⁵³, vil man ved tilsetning av N₂ til likevektssystemet få dannet mer NH₃. Var det derimot mer enn 50% N₂, vil man ved tilsetning av N₂ få en forskyving mot venstre mot H₂ og N₂ (De Heer 1957; Helfferich 1985), noe som er stikk i strid med det man forventer ved bruk av Le Châteliers prinsipp.

Om vi tilsetter litt nitrogen [til ammoniakklikevekten], vil nitrogenkonsentrasjonen i første omgang øke, og det vil påvirke likevekten. Etter Le Châtelier-prinsippet blir likevekten forskjøvet slik at effekten av påvirkningen (økningen i nitrogenmengden) blir mindre enn den ellers ville ha blitt. For at nitrogenkonsentrasjonen skal bli mindre, må noen av nitrogenmolekylene reagere med hydrogenmolekyler slik at det blir flere ammoniakkmolekyler (Grønneberg m.fl. 2001a: 126).

⁵² $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

⁵³ Antar at R er forholdet, og vi har antall mol H₂ opprinnelig lik 3 og antall mol N₂ lik 3R. Mindre enn 50 % N₂ vil si $R \leq 1$, og mer enn 50 % N₂ vil se $R > 1$

I følge De Heer (1957) og Helfferich (1985) vil ikke det Grønneberg m.fl. skriver her være riktig i alle tilfeller⁵⁴. Brandt gir tilnærmet samme situasjon som eksempel. Det er klart at forklaringen de Heer og Helfferich kommer med går langt utenom pensum i andreklassefaget i kjemi, men vi tar det med for å påpeke at mye av det som skjer i kjemiske likevekter begrunnes med termodynamikk og kan være ganske komplekst.

Et vanlig dilemma er hvor mye lærebøkene skal og må forenkle, og hvor mye som kan og skal utelates. Dette er en diskusjon vi ikke tar da våre kunnskaper og ikke minst erfaringer på feltet ikke strekker til. Det skal også sies at lærebøker tenkt til undervisning på universitet eller høyskoler, som Zumdahl (1992), Petrucci m.fl. (2007) og Brady (2004), bruker ammoniumlikevektsystemet for å vise viktige poenger ved kjemisk likevekt og bruk av Le Châteliers prinsipp. Slik vi kan se er det kun Zumdahl som presiserer molforholdet: *"each experiment was begun with a 3:1 mixture of H₂ og N₂"* (Zumdahl 1992: 198).

Med utgangspunkt i det som er skrevet ovenfor er det interessant å se på følgende oppgave gitt til eksamen i Generell kjemi KJ1000 ved NTNU mai 2006: *"Vi har følgende reaksjon: N₂(g)+3H₂(g) ⇌ 2NH₃(g) ... B) Hva vil skje med konsentrasjonen av ammoniakk hvis nitrogen tilsettes systemet ved likevekt?"* Eksamenssettet la opp til korte og konsise svar og ikke til diskusjon, dermed var det ikke gitt nok informasjon til å gi et riktig svar. Ut fra oppgaveteksten kan ikke sensor si at et svar som *"Konsentrasjonen av ammoniakk vil avta"* er feil.

4.5 Oppgavene

Trowbridge m.fl. (2000: 33) skriver at *"the purpose with questioning is to stimulate thinking by engaging the learner"*. Vi mener dette er hovedpoenget med oppgaver, og oppgaver og oppgaveløsning har derfor en viktig funksjon i læringsprosessen. Dette gjelder generelt, og i et så abstrakt tema som kjemisk likevekt vil oppgaver også kunne virke konkretiserende. Oppgaver er nødvendig for elevene å bearbeide stoffet de har lest og blitt undervist. Med oppgaver prøver

⁵⁴ Det bemerkes at to sider senere (Grønneberg m.fl. 2001a: 126) skriver forfatterne om ammoniaklikevekten i industriell produksjon, og om forskyving av likevekten for å oppnå mest mulig ammoniakk. Her presiserer de et 1:3 forhold mellom nitrogen og hydrogen i innledningen til ammoniakkproduksjonen.

elevens utkunnskapen han har oppnådd, og han får ofte brukt mer av seg selv enn bare ved å lese eller sitte og høre på læreren. Oppgavene er jo ofte en presisering fra lærebokforfatterne på hva elevene skal ha av ferdigheter etter å ha gjennomgått fagstoffet.

I tillegg til å prøve elevens kunnskaper kan oppgaver i lærebøkene ofte ha en repetitiv funksjon (og blir ofte kalt ”repetisjonsoppgaver”⁵⁵). Eleven er nødt til å bla tilbake, lese deler av stoffet på nytt, for så prøve å svare på det som blir spurt om. Det er en tydeliggjøring av det som har blitt undervist og lest. Oppgavene kan også ha en mer innøvende og memorerende hensikt, for eksempel om en type oppgave gjøres mange ganger. Ofte er det slik at bruken av algoritmiske uttrykk, for eksempel i matematikken, innstudies på denne måten (om dette er en bare bra måte kan diskuteres). I tilfellet med kjemisk likevekt kan det være tilfeller med slik innstudering i arbeidet med likevektskonstanten. I R94 står det at eleven skal kunne bruke massevirkningsloven på enkle oppgaver på homogene likevekter (KUFD 1996a).

I studieøkene er det flere oppgaver av ulike typer. Det er oppgaver som går på individuelt arbeid (kan også selvsagt benyttes i grupper), og det er oppgaver mer direkte rettet på gruppearbeid og prosjektarbeid. Når elevene får arbeide i grupper får de anledning til å spørre medelever, og det blir samtaler og diskusjoner rundt oppgavene. Dette kan føre til bra læring (ChemSource 1994; De Vos & Verdonk 1985). Vi mener at å ha samtale om et tema er en viktig del i læringsprosessen.

I tillegg til å være myntet på ulike typer arbeidsmåter, kan ulike oppgaver også ha ulike hensikter. Det kan være oppgaver, som nevnt over, der hensikten er mer for å innstudere en teknikk og tenkemåte. Andre kan være type øvingsoppgaver der det blir stilt mer eller mindre korte spørsmål om definisjoner og begreper. Mer dypgående oppgaver krever at eleven må resonere seg fram til et godt svar. Eleven må forsøke å gi en forklaring med egne ord. Rudd m.fl. (2007) skriver om dette for laboratoriearbeid, og vi kan trekke det inn for ren oppgaveløsning også, nemlig at eleven lærer mye av å skrive. At eleven selv får gi forklaringer og tenke over en problemstilling, og formulere dette som tekst, vil kunne gi god læring.

⁵⁵ Grønneberg m.fl. (2001a) kaller spørsmålsamlingen på slutten av hvert kapittel i grunnboken for ”Kontrollspørsmål”, mens Brandt m.fl. (1997a) og Reistad m.fl. (1997a) kaller den ”Oppgaver”.

Vi ser på hva slags oppgaver som blir presentert i lærebøkene. Vi regner disse som såkalte ”repetisjonsoppgaver” og går direkte på det lærebøkene har gått gjennom. Grønneberg m.fl. (2001a: 135) har sju oppgaver, Brandt m.fl. (1997a: 141-143) har 14 oppgaver, og Reistad m.fl. (1997a: 147) har åtte oppgaver, og da har vi ikke tatt hensyn til deloppgaver. Grønneberg m.fl. har som nevnt tidligere reaksjonshastighet og kjemisk likevekt i ett kapittel, noe som da gjenspeiles i de gitte oppgavene. Oppgavene vi ser på nedenfor er fra grunnbøkene, men det er selvsagt oppgaver om kjemisk likevekt i studiebookene også. Her har Reistad m.fl. (1997b: 106-108) ti oppgaver, Brandt m.fl. (1997b: 55-57) har 14 oppgaver, og Grønneberg m.fl. (2001b: 63-65) har 14 oppgaver om kjemisk likevekt. (I den videre teksten tar vi utgangspunkt i oppgavene fra læreboken.)

Av de sju oppgavene hos Grønneberg m.fl. inneholder de fleste spørsmålslyden ”forklar...” eller ”hva er ...”. Begreper som blir tatt opp er homogene og heterogene reaksjoner, spontanitet, og katalysator. Det er en oppgave som går på å sette opp uttrykket for massevirkningsloven, og i to oppgaver er det ment at elevene skal bruke Le Châteliers prinsipp. Det er ingen oppgaver som går på utregning av likevektskonstanten⁵⁶. Generelt vil vi si at disse sju oppgavene er enkle.

Både førsteinntrykket, og inntrykket etter en liten gjennomlesning, sier at Reistad m.fl. har en annen vinkling enn Grønneberg m.fl. Oppgavene er stort sett basert på matematikk. I den første oppgaven skal uttrykket for K settes opp for fire reaksjoner. De fem neste oppgavene omhandler regning med likevektskonstanten. I en oppgave skal eleven tolke hvordan likevekten forskyves om utregnet Q ikke er lik K. To av oppgavene, 7.5 og 7.6, er relativt vanskelige, og innebærer oppstilling av andregradslikning for å finne svaret på oppgaven. De to siste oppgavene går på tolkning av hva som vil skje med likevektsystemet om trykk, konsentrasjon eller temperatur endres. For eksempel spør de om hva som vil skje med $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ når trykket økes, og de spør hva som vil skje med $2H_2S(g) \rightleftharpoons 2H_2(g) + S_2(g)$ når volumet blir mindre.

Brandt m.fl. er helt klart de som har flest oppgaver, og de har også mange oppgaver med mange deloppgaver. De har flere ulike typer oppgaver, på flere nivåer. Den første oppgaven er en graftolkningsoppgave som vi synes er ganske god. Her må eleven tolke grafen og diskutere ideen

⁵⁶ Studiebooken inneholder mange oppgaver som går på beregninger av og med likevektskonstanten (Grønneberg m.fl. 2001b: 64-65).

kjemisk likevekt. Videre er det en oppgave om heterogene og homogene reaksjoner. Så kommer det seks oppgaver i ulike varianter om likevektskonstanten. Det er både oppstilling av K i forhold til reaksjonslikninger, og det er utregninger på ulike måter. En oppgave handler om forståelsen av reaksjonshastighet i sammenheng med kjemisk likevekt og forskyvning av likevektsposisjonen. For eksempel Banereje (1991) og Wheeler og Kass (1978) skriver at flere elever har problemer med nettopp forståelsen av reaksjonshastigheten i forhold til forskyvning av en likevektsposisjon. Brandt m.fl. sin oppgave er velformulert og god, og gir elevene god anledning til å få bedre forståelse for dette temaet. Til slutt kommer fire oppgaver som går på bruk av Le Châteliers prinsipp (og Q) for å forutse ulike forskyvninger av likevektsposisjoner.

Til slutt vil vi nevne en av oppgavenes viktigste funksjon, nemlig forberedelse til eksamen. Til eksamen blir elevene prøvd på kunnskapen sin ved hjelp av ulike oppgaver. 2KJ (og Kjemi 1) er et muntlig fag, og derfor muntlig eksamen. Det finnes derfor ikke landsdekkende eksempler på eksamenssett tilgjengelig. Det er til eksamen i 3KJ (og Kjemi 2) at oppgavene i sin skriftlige form blir spesielt gjeldende, men, som skrevet før, er ikke kjemisk likevekt et spesifikt punkt i læreplanen for 3KJ. Vi har heller ikke, etter en kjapp kikk på eksamenssett tilgjengelig på Utdanningsdirektoratet sine sider (Utdanningsdirektoratet 2008), sett 3KJ-eksamensoppgaver som går direkte på kjemisk likevekt.

5. Laboratoriearbeid

Let us imagine a typical school day for most students. In most classes in most subjects the typical activities are talking, reading and writing. Suddenly, once, perhaps twice a week, there comes a change. The students enter the laboratory room where they will find taps, sinks, charts and pictures, various kinds of equipment, living organisms and an entirely different setting. Here, they are expected to do something with their hands, to observe, to measure, perhaps to smell, and from time to time even to plan, investigate and discover (Tamir 1991: 13).

Tamir beskriver hvordan laboratoriearbeid skiller seg ut som undervisningsform, og i dette kapitlet ser vi på hva det kan ha å si for læringen av temaet kjemisk likevekt. Alle læreplanene vi har sett på, fra 1935 til 2006, sier at laboratoriearbeid skal være en del av opplæringen i kjemi. I undervisningsplanen for kjemi og fysiologi fra 1950 står det at ”innsikt i de emner som pensumplanen omfatter, skal elevene få dels gjennom klasseundervisning med demonstrasjoner, dels gjennom øvelser. Hver elev skal (sammen med en arbeidskamerat) i løpet av året utføre minst 20 øvelser” (Undervisningsrådet 1950: 90). I R94 står det at ”gjennom eksperimentelt arbeid i kjemifaget får man både kjennskap til stoffer, øvelse i å håndtere stoffer og evne til å belyse teorier gjennom observasjon og analyse av ulike kjemiske stoffer og reaksjoner” (KUFD 1996a), og under hovedmålet ”Metoder og forsøk” i LK06 står det følgende:

Hovedområdet handler om at kunnskaper i kjemi bygges opp gjennom prosesser med hypoteser, forsøk, observasjoner, vurderinger og begrunnede konklusjoner. Videre dreier det seg om at kjemi er et praktisk fag der det blir brukt laboratorieutstyr og utført analyser, og om hvordan teorier og modeller blir testet og illustrert gjennom forsøk (KD 2006a).

I kapittel 4 vektla vi R94 på grunn av at vi skulle se skolebøker. I dette kapitlet er det også interessant å se på LK06.

Ny viten innenfor kjemi dannes ofte med utgangspunkt i laboratoriearbeid, noe vi blant annet så i kapittel 1 og for eksempel med arbeidet til Guldberg og Waage. Trowbridge m.fl. (2000)

skriver at laboratoriearbeid i undervisningen av naturfagene ble viktig fra andre halvdel av 1800-tallet. Målet var å verifisere naturlovene, og gjerne ved å bruke "de samme" framgangsmåtene som de tidligere forskerne.

It was believed that students would learn science best by repeating, in an abbreviated fashion, the classical experiments of Newton, Galileo, Hooke, Priestley, Boyle, and many others. Students would see principles of natural science at work, enabling them to understand the underlying science concepts (Trowbridge, Bybee & Carlson Powell 2000: 221).

I dag er bruk av laboratoriearbeid i undervisningen begrunnet mer utfyllende enn dette, og blant annet Trowbridge m.fl. gir uttrykk for hva de mener at elevene skal sitte igjen med etter gjennomgått junior og senior High School i USA. Ser vi på læreplanene i Norge, både den generelle delen (KUFD 1994) og læreplanene for kjemi (KD 2006a; KUFD 1996a), finner vi mye av de samme elementene. De skriver om organisatoriske egenskaper, som går på nedtegning, sammenlikning, identifisering, differensiering og liknende, og de skriver om kreative egenskaper, som går på planlegging, skissering, tenke ut nye metoder og liknende.

Vitskapleg arbeidsmetode utviklar både kreative og kritiske evner, og er innan rekkevidd for alle. Barn og unge er naturleg forvitne, fabulerande og eksperimenterande (Utdrag fra den generelle del av læreplanen: KUFD 1994).

Laboratoriearbeid gir mulighet til å koble vitenskapelige begreper og teorier fra klasserommet og lærebok til observasjoner av fenomener og kjemiske systemer (Hofstein & Lunetta 2004; Leonard 1991; Tamir 1991), som for eksempel kjemisk likevekt. Dette presiseres også i LK06:

Undervisningen i kjemi skal knytte teori til praktisk laboratoriearbeid (KD 2006a).

For å forstå et abstrakt og, som vi har sett, vanskelig tema som kjemisk likevekt, er en læringsopplevelse med konkrete eksempler noe mange har behov for. Dette innebærer å prøve å forutse og observere hva som vil skje, å bruke sansene, og å arbeide med stoffer, materialer og modeller (Hofstein & Lunetta 2004; Leonard 1991; Wheeler & Kass 1978).

Vi tror at forsøk kan illustrere enkelte sider ved kjemisk likevekt, som at alle stoffene er til stede på samme tid og forskyving av likevektsposisjon. Dette kan illustreres blant annet i forsøket med jern og tiocyanat (se side 91). For at eleven skal oppnå forståelse for kjemiteori ved laboratoriearbeid må eleven kunne trekke sammenheng mellom nivåene Johnstone definerer i kjemifaget (Gabel 1999; Johnstone 1991), vist på side 52. Når det gjelder kjemisk likevekt mener vi det er en stor utfordring å få elevene til å trekke en konklusjon fra det observerte statiske makronivået til det dynamiske mikronivået. For å kunne illustrere det som faktisk skjer på mikronivå kan digitale hjelpemidler være et godt alternativ. Etter vår mening kan gode simuleringer eller animasjoner som tydelig viser det som skjer på mikronivå kan være et godt hjelpemiddel i undervisningen. Vi synes at det kunne vært veldig interessant å se nærmere på bruk av digitale undervisningsverktøy når det gjelder kjemisk likevekt, noe vi ikke har kunnet gjøre på grunn av begrenset tid på oppgaven.

I innledningen til dette kapittelet siterte vi Pinchas Tamir, og et av hovedpoengene hans, som også Johnstone (1991) skriver, er at laboratoriearbeid gir variasjon i skolehverdagen. Laboratoriearbeid kan i så måte fungere motiverende og skape interesse for faget, noe som er grunnleggende for å få lagt til rette for læring (Hofstein & Lunetta 2004; Leonard 1991; Pickering 1993; Ringnes & Hannisdal 2001). I ChemSource (1994) presenteres resultater fra en undersøkelse (High School, USA) som viste at 70 % av elevene mente laboratoriearbeid er det morsomste med kjemifaget. KUN-undersøkelsen⁵⁷ viser at nesten halvparten av den spurte elevgruppen av 2KJ- og 3KJ-elever framhever laboratoriearbeid som det de liker best ved kjemifaget⁵⁸ (Faafeng m.fl. 2005). I tillegg til at laboratoriearbeid gir variasjon i form av å gjøre noe annet, kan det også være motiverende å erfare blant annet kjemiske reaksjoner og flotte farger. Elever liker å oppleve at ting skjer, og dette er nok en av grunnene til at elever liker laboratoriearbeid i kjemifaget (Leonard 1991; Ringnes & Hannisdal 2001; Trowbridge, Bybee & Carlson Powell 2000). I for eksempel forsøket med jern og tiocyanat (side 91) eller kobolt (side 98) er det tydelig at reaksjoner finner sted, og det er tydelige og klare farger.

⁵⁷ ”Kjemiutdanningen i Norge”, en undersøkelse gjort i 2004 for å finne ut hvordan elever og lærere ser på kjemifaget og kjemiundervisningen, og finne ut hva som påvirker elever til å velge, eller ikke velge kjemi i videregående skole (Faafeng m.fl. 2005).

⁵⁸ Laboratoriearbeid er derimot ikke like populært blant lærer, og av noen spurte lærere i undersøkelsen framheves det faktisk som det de liker minst (Faafeng m.fl. 2005).

It seems to me that if lab is to be justified, the justification is more in the domain of motivation than as a knowledge transfer mechanism (Pickering 1993: 700).

Poenget til Pickering kommer fram i problematiseringen han gjør i teksten sin: Hvor mye lærer faktisk elevene av laboratoriearbeid? Ved å tenke tilbake på egen erfaring er vår første innskytelse at det var moro og en viktig del av kjemifaget, men at læringen varierte. Ofte var det slik at vi bare fulgte en oppskrift og kom fram til det forventede resultatet uten at vi i ettertid vet om vi egentlig skjønte så mye mer. Flere skriver i den internasjonale faglitteraturen at laboratoriearbeid basert på en ”kokebokoppskrift” ikke nødvendigvis fører med seg mye læring (ChemSource 1994; Leonard 1991; Trowbridge, Bybee & Carlson Powell 2000).

Kritikerne hevder at ”kokebokoppskrifter” verken utfordrer elevenes kreativitet eller gir dem innsikt i naturvitenskapelige arbeidsmåter eller øvelse i selvstendig problemløsning. Dessuten kan utstrakt bruk av slike aktiviteter underbygge elevens eventuelle feilaktige forestillinger om naturfag og kjemi som fag der det alltid er én mulig framgangsmåte og ett riktig svar på ethvert spørsmål (Ringnes & Hannisdal 2001: 245-246).

Men elevene kan ikke alltid ”finne opp kruttet”. Elevene har ikke alltid forutsetningen for å finne fram til en metode som kjemikere kanskje i sin tid brukte et halvt århundre på å komme fram til. Vi tror at i mange tilfeller kan en fin mellomting mellom å følge en oppskrift og få utfordrende spørsmål og oppgaver fungere veldig bra for læring og forståelse. Det fins mange studier som handler om læring (og ikke-læring) og laboratoriearbeid generelt (f.eks. ChemSource 1994; Davidowitz & Rollnick 2001; Gabel 1999; Hofstein & Lunetta 2004; Leonard 1991; Nakhleh, Polles & Malina 2002; Pickering 1993; Ringnes & Hannisdal 2001; Rudd, Greenbowe & Hand 2007; Trowbridge, Bybee & Carlson Powell 2000), men vi velger ikke å gå inn på dette, og henviser den interesserte leser til den nevnte litteraturen.

Ett punkt vi likevel vil nevne er såkalt ”støy” i laboratoriearbeidet, og med det menes ulike elementer som kan virke forstyrrende i arbeidet og gjøre læringen mindre (Gabel 1999; Hofstein 2004; Johnstone 1991; Ringnes & Hannisdal 2001). Det er mange former for støy, for eksempel at oppgaveteksten inneholder fremmedord og vanskelige begreper, elevene prater med

hverandre, forsøkesteksten må følges samtidig som relevante teori må trekkes inn, organiseringen av det praktiske arbeidet, tilleggsinformasjon fra læreren osv. Problemet ligger i at læringen kan bli mindre når laboratoriearbeidet inneholder forstyrrende elementer som ikke går direkte på å vise eller illustrere det som er hovedhensikten med oppgaven.

De fleste som har studert kjemi i ulik grad har erfart laboratoriearbeid som gav lite læring av kjemiteori, men slik trenger det ikke være. Laboratoriearbeid er ofte hensiktsmessig. Læreplanen, både R94 og LK06 (KD 2006a; KUFD 1996a), krever dessuten at elevene skal arbeide med laboratoriearbeid. Da er det naturlig å spørre hvilke laboratorieoppgaver som fins i dag som illustrerer kjemisk likevekt, og hvordan er det disse kan bidra i læringsprosessen. Dette er noe av det vi skal ta for oss videre.

5.1 Laboratorieoppgavene i lærebøkene

I dette delkapittelet ser vi på hvordan lærebokforfatterne presenterer laboratorieoppgavene, og vi spør: Hvordan kan presentasjonen av laboratorieoppgavene bidra til læringsutbyttet? Jerntiocyanat-forsøket er mye brukt, og er det eneste innenfor temaet kjemisk likevekt som er i alle de tre nyere læreverkene *Kjemi 2KJ* (Brandt, Brandt & Johansen 1997b), *Kjemien stemmer* (Grønneberg m.fl. 2001b), og *Kjemi 2KJ* (Reistad, Mangerud & Sydnes 1997b). Alle forfatterkollegiene har et "standardoppsett" på forsøkestekstene, og ved å gå gjennom jerntiocyanat-forsøket får vi et inntrykk av hvordan oppsettene er.

Forsøkestekstene hos Reistad m.fl. (1997b: 69-70), Brandt m.fl. (1997b: 53-54) og Grønneberg m.fl. (2001b: 70) inneholder stort sett det samme når det gjelder det eleven skal gjøre. Først blandes løsning med jernioner, Fe^{3+} , og løsning med tiocyanationer, SCN^- , slik at likevektsystemet i (3.3.1) innstilles⁵⁹. Deretter gjøres ulike endringer på systemet: Tilsetning av mer SCN^- ; mer Fe^{3+} ; sølvioner, Ag^+ ; og hydrogenfosfationer, HPO_4^{2-} . Grønneberg m.fl. har bare med de tre første.

⁵⁹ Reistad m.fl. bruker 10 dråper av FeCl_3 (0,1M) og NH_3SCN (1M) i 100mL vann, Brandt m.fl. bruker noen dråper $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (0,2M) i 50mL KSCN (0,002M), og Grønneberg m.fl. bruker noen dråper $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (0,1M) og KSCN (1M) i 100 mL vann.



Figur 5.1 KSCN- og $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ -løsning.

Reistad m.fl. og Brandt m.fl. har en ganske lik måte å presentere forsøktstekstene på. Dette gjøres ved å stille spørsmål underveis, sannsynligvis for å få elevene til å tenke gjennom hele forsøksprosessen. Det praktiske og det teoretiske er godt integrert. Grønneberg m.fl. har en utfør-og-observer-del, og deretter en del der eleven skal bruke det de har observert til å svare på spørsmål, det vil si det er et tydeligere skille mellom det praktiske og det teoretiske.

Alle tre forfatterkollegiene tar med stort sett den samme når det gjelder teori og hva det spørres om, men Brandt m.fl. sin forsøktstekst er en tanke mer fyldig. Underveis i teksten har Brandt m.fl. spørsmål og informasjon de to andre forfatterkollegiene ikke har, for eksempel at det må være farge fra $\text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$ som observeres ettersom alternativet kaliumnitrat, $\text{KNO}_3(\text{aq})$, er fargeløst.

Forsøkene inneholder en innledning, og en oversikt over utstyr og kjemikalier som brukes. I innledningen gir Reistad m.fl. (1997b: 69-70) først en innledning til selve forsøket der de beskriver hva som skal undersøkes og vises. De skriver at eleven skal se på *”en kjemisk likevekt mellom ioner i en løsning, og vi skal undersøke hvordan vi kan påvirke denne likevekten ved å endre konsentrasjonen av ett av ioneslagene.”* Videre gis en kort gjennomgang av ionene, reaksjonslikning (3.3.1), og hva som gir farge. Brandt m.fl. (1997b: 53-54) skriver i sin innledning at forsøket *”gir deg muligheten til å undersøke om et system er i kjemisk likevekt”*, og oppgir videre ionelikningen gitt i (3.3.2).



Videre skriver Brandt m.fl. at det er en reversibel reaksjon, ”så den motsatte reaksjonen kan også finne sted”, og oppgir (3.3.3):



Grønneberg m.fl. har en innledning til forsøket som inneholder mye av det samme som de to foregående har, og gir i tillegg en overordnet problemstilling til forsøket (2001b: 70):

Hvordan forskyves likevekten $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$ ved tilsetning av $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$, av $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ og ved tilsetning av $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$?

I selve gjennomføringsdelen til Reistad m.fl. (1997b: 70) blir det bedt om forklaringer på det som observeres. For eksempel står det i første punkt at elevene skal forklare det de ”ser og skrive ionelikningen for reaksjonen”. I punkt seks tilsettes sølvnitrat, og elevene får spørsmålet: ”I hvilken retning går reaksjonen nå? Forklar dette ut fra reaksjonen: $\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgSCN}(\text{s})$.”

Brandt m.fl. har som skrevet tidligere samme type oppbygging, med integrerte spørsmål i oppskriften, men skiller seg fra de to andre ved at forsøket deles inn i tre deler. I første del lages løsningen med likevektsystemet i (3.3.1). I andre og tredje del utføres endringer på systemet. Til hver av de tre delene er det en innledning som sier hva som skal undersøkes, og det blir gitt noen overordnede spørsmål som skal besvares ved å utføre de ulike delene av forsøket. For eksempel i del to spør forfatterne (Brandt, Brandt & Johansen 1997b: 54):

Hva tror du vil skje med fargen på løsningen din dersom du tilsetter mer tiocyanationer? Formuler det som en hypotese. Er du klar for å teste om den stemmer?

I de ulike utførelsespunktene blir det stilt spørsmål og forlangt forklaringer til elevenes observasjoner. Sammenliknet med Reistad m.fl. gjøres dette i større grad hos Brandt m.fl.

Grønneberg m.fl. oppgir framgangsmåten kort og punktvis. Deretter kommer ”Resultater og spørsmål”, der det stilles spørsmål til det elevene har observert og elevene skal gi ionelikninger. De skal forklare med egne ord hva som skjer ved hver av tilsetningene, og foreslå en reaksjonslikning for tilsetning av Ag^+ -ion.

Innledningsvis spør vi om hvordan presentasjon av laboratorieoppgavene kan bidra i læringen. Ideelt sett tror vi at Brandt m.fl. og Reistad m.fl. sin måte å presentere forsøkestekstene – å integrere teori i den praktiske utførelsen – gir mye læring. Det forutsetter riktignok at elevene jobber slik teksten legger opp til, det vil si underveis må de ta seg tid til å gruble og svare på spørsmål. Dersom elevene ”stresser” med å komme gjennom forsøket, vil de nok ikke lære det som var ment de skulle. Grønneberg m.fl. har tatt konsekvensen av at eleven neppe arbeider ideelt og har istedenfor laget en ryddig ”oppskrift” som er enkel for elevene å forholde seg til. Elevene får konsentrert seg om å utføre forsøket og observere det som skjer, for deretter å kunne jobbe med teorien uten ”støyen” fra den praktiske biten. Oppgavene på slutten blir så en bearbeiding av det de har observert og det er her teorien hovedsakelig læres. Noen elever trenger ro og stillhet for å konsentrere seg, og for dem er det kanskje best å skille den tidvis kaotiske praktiske delen fra delen hvor teorien skal læres. Mens andre elever lærer best ved å gruble og stille og svare på spørsmål mens ting skjer.

I forsøkene er det viktig at elevene ser sammenhengen mellom makro-, mikro- og symbolnivå, se Figur 3.1, for å oppnå størst mulig forståelse (ChemSource 1994; Gabel 1999; Johnstone 1991). I laboratorieoppgavene som omhandler kjemisk likevekt jobbes det hovedsakelig med å se på forskyvning av likevektsposisjonen, og med det forstå at alle stoffer er til stede i et likevektssystem. I den praktiske delen jobbes det på makronivå, mens forklaringene gjøres på symbol- og mikronivå. Slik sett legger Grønneberg m.fl. sin arbeidsmåte opp til at elevene fokuserer på det praktiske og observasjon på makronivå, og etterpå bearbeides dette ved å koble det med symbol- og mikronivå. Hyppig nivåskifting uten at elevene er klar over det kan som nevnt være vanskelig og forvirrende (Johnstone 1991; Ringnes & Hannisdal 2001), og slik sett er det kanskje hensiktsmessig å presentere forsøkesteksten slik Grønneberg m.fl. gjør.

Ut fra egen erfaring med laboratoriearbeid, både fra videregående og fra universitetet, mener vi at en av de måtene vi lærte best på var ved å stoppe opp underveis, og diskutere og argumentere

for det vi trodde hadde skjedd, en framgangsmåte som støttes av flere (ChemSource 1994; De Vos & Verdonk 1985; Hofstein & Lunetta 2004). Kjemisk likevekt og egenskaper ved kjemisk likevekt kan virke abstrakt og vanskelig, og det kan derfor være nødvendig å la elevene få tid til å diskutere, og til å gjøre endringer og observere i henhold til egne problemstillinger og spørsmål. Dette blir lagt godt til rette for i forsøkestekstene hos Brandt m.fl. og Reistad m.fl.. Vår erfaring er selvsagt ikke allmenngyldige, og i følge KUN-undersøkelsen har elevene og lærerne den oppfattelsen at laboratoriearbeid oftest gjøres ved at elevene følger en gitt forsøksbeskrivelse, en type ”kokebok-forsøk”, og at elevene er svært fornøyd med dette (Faafeng m.fl. 2005).

5.2 Ulike laboratorieoppgaver som illustrer kjemisk likevekt

Vi har arbeidet med sju forsøk om kjemisk likevekt, og følgende tekst gir en kort oppsummering av vår gjennomgang av disse. Denne teksten er bare basert på våre erfaringer og vurderinger, og det blir ikke henvist til teori her. I neste kapittel, kapittel 5.3, prøver vi å sette forsøkene i en sammenheng med teorien gjennomgått i kapittel 3 og i innledningen til kapittel 5.

Hovedsakelig har vi sett på forsøk gitt i nyere lærebøker, men vi har også supplert med andre kilder. Det finnes ulike varianter av de ulike forsøkene, vi tar stort sett utgangspunkt i en versjon av hver.

Bakgrunnen for denne teksten er at vi som nyutdannede lærere, samt kanskje også andre nyutdannede og mer erfarne lærere, ønsker å ha kunnskap om hvilke laboratorieoppgaver som finnes om kjemisk likevekt og se hvor godt disse illustrerer teamet. Først presenterer vi hovedpunktene ved de ulike forsøkene, inkludert viktige deler av gjennomføringen, og videre presenterer vi observasjoner vi synes er verdt å ta fram. Det er spesielt interessant å se hva det er ved kjemisk likevekt som illustreres.

Vi hadde som mål å kunne skrive litt om tidsbruk, HMS, pris osv, som er viktige faktorer når forsøk skal vurderes, men på grunn av tidsbegrensingen på oppgaven vår har vi ikke kunnet gått

inn på dette. I vedlegg II, side 135, er det likevel et utgangspunkt for en slik vurdering, der informasjon om pris på kjemikalier og viktige punkter fra HMS-datablad er samlet i Tabell II.1.

5.2.1. Likevektsystem med jern og tiocyanat

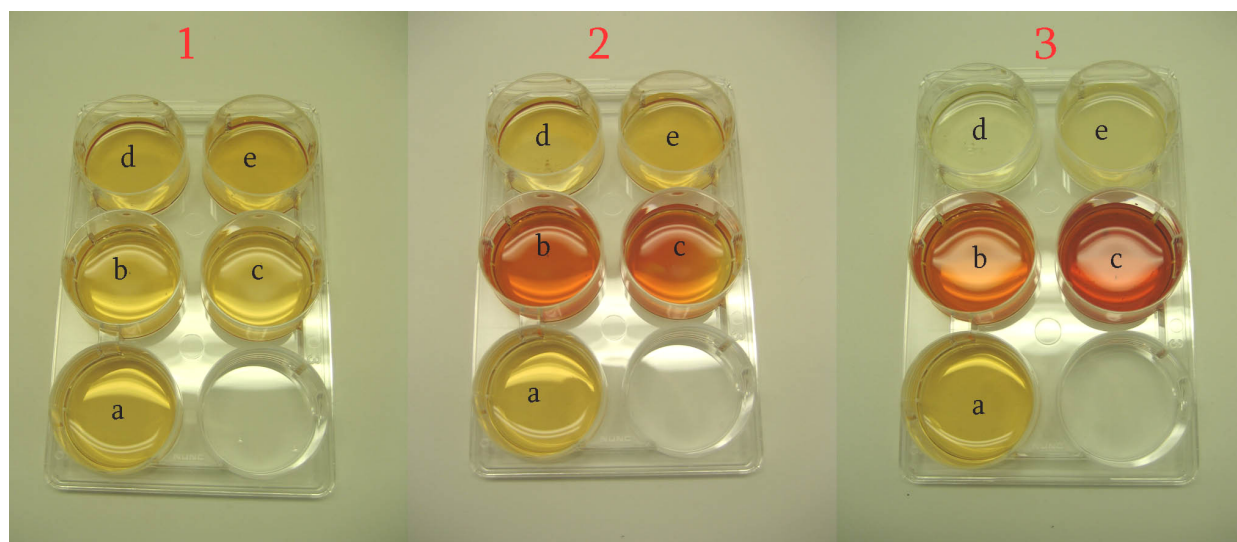
Forsøket som tar for seg likevektsystemet med jern og tiocyanat (3.3.4) fins i mange bøker og nevnes i flere fagartikler, og er gitt hos Reistad m.fl. (1997b), Brandt m.fl. (1997b) og Grønneberg mfl. (2001b). Vi har valgt å følge utførelsen beskrevet hos Brandt m.fl. I forsøket observeres fargeforandring når likevektsystemet påvirkes.



brunoransje fargeløs rødbrun

Når noen dråper av den brune $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ -løsningen tilsettes den fargeløse KSCN -løsningen⁶⁰, se Figur 5.1, blir løsningen gulbrun. Det kan se ut som om $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ -løsningen blir fortynnet. For illustrasjon kan litt vann tilsettes noen dråper av $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ -løsning. De to løsningene får tilnærmet lik farge, men når ytterligere noen dråper $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, eller KSCN senere tilsettes vil løsningen med likevektsystemet med jern og tiocyanat bli mye mørkere i fargen enn den fortynnede $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ -løsningen.

⁶⁰ Reistad m.fl. bruker NH_4SCN - og FeCl_3 -løsning.



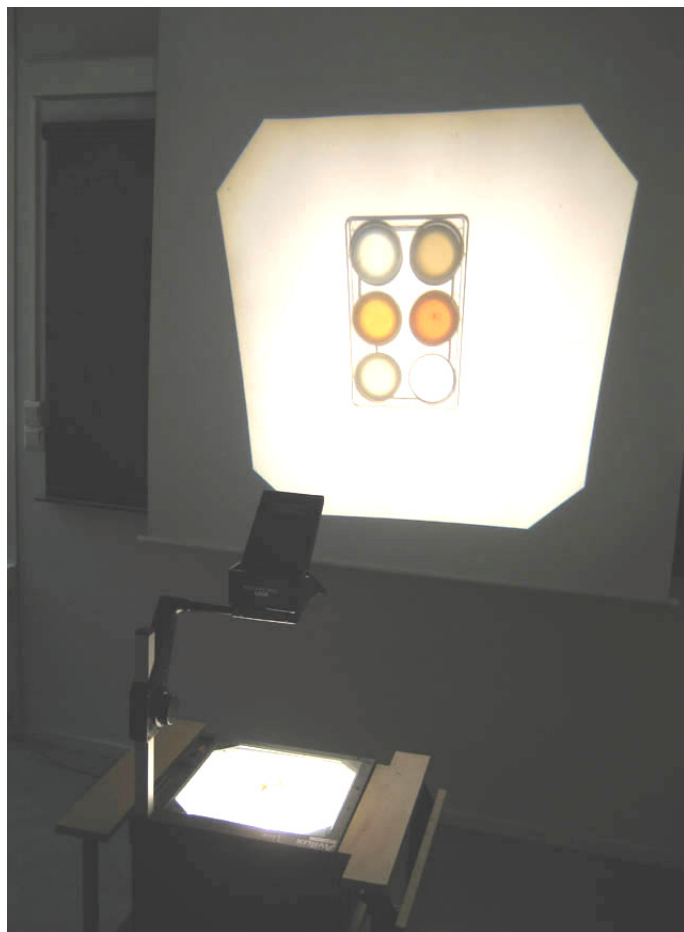
Figur 5.2 Forsøk med jern og tiocyanatlikevektsystemet: 1) 5 brønner med jern og tiocyanatløsning, brønn a brukes som sammenlikning.; 2) Fe^{3+} -løsning har blitt tilsatt brønn b og fast KSCN har blitt tilsatt c; 3) AgNO_3 -løsning har blitt tilsatt e og HPO_4^{2-} -løsning har blitt tilsatt d.

Ved tilsetning av $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ eller KSCN til løsninger med likevektsystemet i (3.3.1) blir løsningene mørkere i fargen som vist i Figur 5.2. Fargen på de nye løsningene er også tydelig mørkere enn den opprinnelige løsningen av $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Likevektsposisjonen forskyves mot høyre og konsentrasjonen av FeSCN^{2+} øker. Dette betyr at det har vært både SCN^- -ioner og Fe^{3+} -ioner til stede i systemet, og at reaksjonen ikke hadde gått fullt ut en vei. Noen dråper AgNO_3 -løsning til likevektsystemet gir en lysere farge på løsningen, samtidig som sølvtiocyanat, AgSCN , felles ut. Ved hjelp av fargeendringen observeres det at konsentrasjonen av FeSCN^{2+} har avtatt og likevektsposisjonen er forskjøvet mot venstre. Dette bidrar til å illustrere reversibiliteten og at alle stoffene er til stede i systemet.

Tilsetning av Na_2HPO_4 -løsning som en ytre påvirkning på likevektsystemet gir også en forskyving mot venstre og løsningen får en lysere farge. Reistad m.fl. forklarer at jern- og hydrogenfosfationer danner en stabil og kompleks forbindelse, mens Brandt m.fl. at det dannes et komplisert fargeløst ion. Fargeendringen illustrerer at konsentrasjonen av FeSCN^{2+} blir lavere ved tilsetning av Na_2HPO_4 , som tilsvarer tilsetningen av AgNO_3 -løsning med hensyn til forskyvning av likevektsposisjonen. I begge tilfellene er hovedpoenget å vise at alle stoffene er til stede på samme tid og at likevekten kan forskyves. Siden det dannes kompliserte forbindelser

ved tilsetning av Na_2HPO_4 kan kanskje denne delen av forsøket unnlates, slik Grønneberg m.fl. gjør.

Jerntiocyanat-forsøket viser tydelig at reaksjonen er reversibel og at både reaktanter og produkter er til stede i systemet. Med fargeendring illustreres det godt hvordan likevektsystemet forskyves ved ytre påvirkninger.



Figur 5.3 Forsøket gjort på overhead.

5.2.2. Heterogent likevektsystem med sølvklorid og ammoniakk

Et forsøk som tar for seg likevektsystemet i (3.3.5) er gitt av Reistad m.fl. (1997b), og forskyvning av likevektsposisjonen vises ved utfelling og oppløsning av sølvklorid, AgCl .



Forsøket begynner med dannelsen av AgCl(s) ⁶¹, gitt i (3.3.6), som tydelig viser at en kjemisk reaksjon finner sted.



AgCl løses så opp ved tilsetning av ammoniakk, NH_3 ⁶², og likevektsystemet i (3.3.5) dannes. Tilsetning av salpetersyre, HNO_3 (3M), gir på ny felling av AgCl , fordi ammoniakk reagerer med syren og danner ammoniumion, som gitt i (3.3.7). Noe ammoniakk fjernes fra (3.3.5) og konsentrasjonen minker: $Q > K$, og likevekten blir forskjøvet mot venstre slik at mer NH_3 og AgCl(s) dannes.



Dette forsøket er enkelt å utføre, og viser reversibilitet og at både reaktanter og produkter er til stede i likevektsystemet. AgCl(s) kan riktignok ikke observeres når likevekten er forskjøvet mot høyre, noe som kan gi vansker med å forstå at alle stoffene er til stede på samme tid. Ved tilsetning av HNO_3 forbrukes derimot NH_3 som også er på venstre side i likningen. Forsøket illustrerer godt hvordan likevektsystemet forskyves ved ulike påvirkninger.

Forsøket kombinerer syre-baseteori og kjemisk likevekt og siden kjemisk likevekt er viktig i syre-base-sammenheng er det ikke unaturlig å koble disse emnene sammen. Denne koblingen kan være vanskelig, og elevene må ha kunnskap om syre-base for å forstå hva som skjer i dette forsøket. Om ikke elevene har en viss forståelse for syre-baseteori er det ikke lett å forstå at (3.3.7) finner sted samtidig som det påvirker (3.3.5). Det kan også være mange reaksjonslikninger å holde styr på.

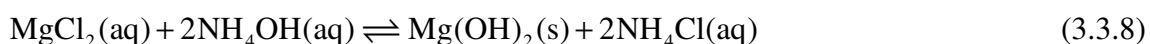
⁶¹ I et reagensglass halvfullt med vann tilsettes 5 dråper AgNO_3 (0,1M) og 3 dråper HCl (6M).

⁶² Ved tilsetning av ca. 1mL NH_3 (6M) ble noe AgCl løst opp, jo mer som ble tilsatt desto mer ble oppløst.

5.2.3. Et likevektsystem med magnesium

Salveson (1956) beskriver kort et forsøk som omhandler kjemisk likevekt, og dette er etter det vi kan se, også den eneste gang likevektsystemet i (3.3.8) er beskrevet som laboratoriearbeid. Det er ikke gitt noen klar oppskrift for hvordan forsøket skal gjennomføres, eller hvilke mengder og konsentrasjoner som skal brukes, så vi har prøvd oss fram.

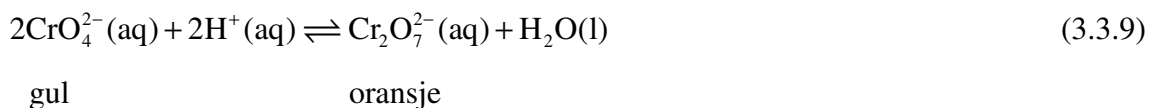
Ved å løse magnesiumklorid, MgCl_2 , i vann og tilsette NH_3 -løsning felles magnesiumhydroksid, Mg(OH)_2 , ut som vist i likning (3.3.8) gitt av Salveson (1956: 69):



Dette viser tydelig at en reaksjon finner sted, og reversibilitet vises ved tilsetning av ammoniumklorid, NH_4Cl ⁶³, slik at Mg(OH)_2 løses. Det er derimot ikke opplagt at alle stoffer er til stede. Forsøket er svært enkelt å utføre, men er mindre omfattende når det gjelder gjennomføring enn de andre forsøkene vi har sett på.

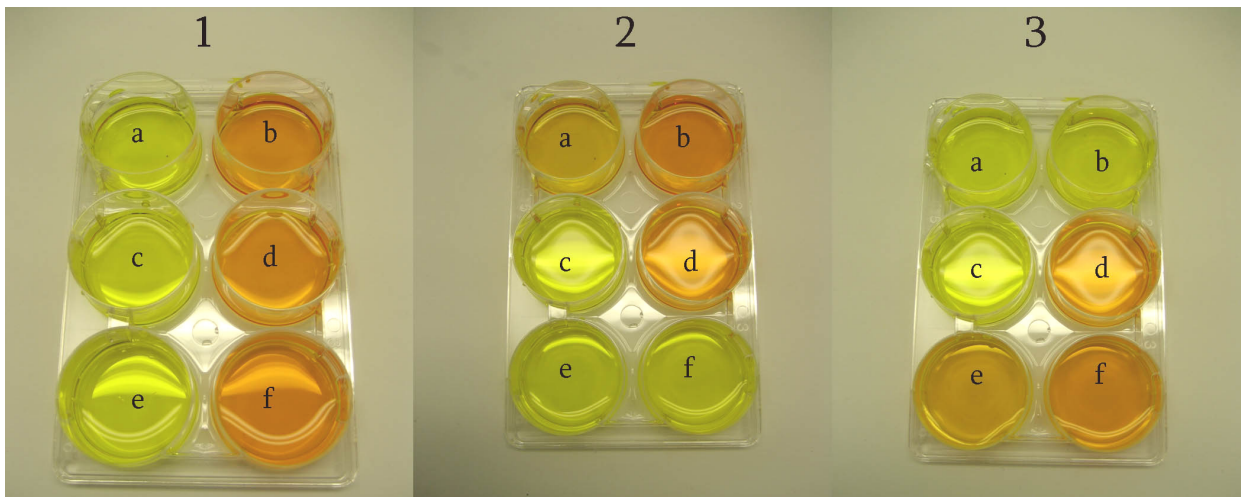
5.2.4. Et likevektsystem med kromat og dikromat

Forsøk som omhandler likevektsystemet med kromat og dikromat er ikke gitt i noen læreverker for 2KJ, men Brandt m.fl. (1992) presenterer et i studieboken til *Kjemi 3KJ*. Vi velger likevel å se på dette fordi det er et forsøk som har som hovedmål å illustrere egenskaper ved kjemisk likevekt. Likevektsystemet studert her, gitt i (3.3.9), er som nevnt tidligere også gitt i andre lærebøker, som for eksempel hos Bruun m.fl. (1979b) og Lund (1970). Oppgaven går ut på å forskyve likevektsposisjonen ved tilsetning av syre og base, og fargeendring illustrerer hva som skjer.



⁶³ I følge Salvesen (1956) skulle det tilsettes fast NH_4Cl . Det kan være litt forstyrrende at ett fast stoff løses ved å tilsette et annet fast stoff. Dette kan selvfølgelig gjøres enklere ved å tilsette NH_4Cl -løsning dråpevis.

I dette forsøket tar Brandt m.fl. utgangspunkt i kromatløsning, CrO_4^{2-} (0,1M), og dikromatløsning, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (0,1M). En prøve av hver løsning tilsettes syre og så base, og en prøve av hver tilsettes base så syre, som forklart og vist i Figur 5.4. Ved tilsetning av syre til kromatløsning med sterk gul farge forskyves likevektsposisjonen mot høyre og farge blir oransje, og ved tilsetning av base til sterkt oransjefarget dikromatløsning forskyves likevektsposisjonen mot venstre og fargen blir gul. Tilsetning av base til kromatløsning eller syre til dikromatløsning gir ingen fargeforandring.



Figur 5.4 Forsøk med kromat og dikromatlikevektsystemet: 1) Ved start av forsøket er det kromatløsning i brønnene a, c, og e, og dikromatløsning i brønnene b, d og f; 2) syre har blitt tilsatt brønn a og b, og base har blitt tilsatt e og f; 3) base har blitt tilsatt brønnene a og b, og syre har blitt tilsatt e og f.

Forsøket viser forskyving av likevekt ved tilsetning av syre og base, men for å forklare forskyvning ved tilsetning av base må man via vannets likevekt. I fortynnet løsning er konsentrasjonen av vann konstant, og $[\text{H}_2\text{O}]$ er derfor ikke med i uttrykket for likevektskonstanten⁶⁴. Ved å senke konsentrasjonen av H^+ -ioner blir $Q > K$, og likevekten forskyves mot venstre. Dette forsøket har skarpe og tydelige fargeendringer. Forsøket viser også reversibilitet og at både reaktanter og produkter er til stede.

Vi tror det kan være forvirrende at de to utgangsløsningene er samme likevektsystem hvor likevektsposisjonen ligger mot hver sin side. Det er kanskje en idé å bruke én løsning og se på

⁶⁴ Aktiviteten til vann er definert til 1.

forskyving fram og tilbake. Forsøket illustrerer godt kromat og dikromatlikevektsystemet, et likevektsystem som kommer igjen under andre tema også⁶⁵.

5.2.5. Forskyving av likevektsposisjonen i ammoniakkløsning

Et forsøk som tar for seg likevektsystemet vist i (3.3.10) er gitt hos Grønneberg m.fl. (2001b), og tar for seg et tema som ikke er vist i noen av de ovenfornevnte forsøkene, nemlig temperaturendring. Ved å observere endring i fargen på løsningen ettersom temperaturen stiger eller synker vises forskyving av likevektsposisjonen. Reaksjonen mot høyre er eksoterm, og for å få fargeendringer ved endring av pH tilsettes indikatoren fenolftalein⁶⁶ (rosa i basisk løsning) til løsningen.



En del av ammoniakkløsningen, som er rosa i utgangspunktet, varmes til nesten koking, og løsningen blir tilnærmet fargeløs. Likevekten ved høy temperatur er forskjøvet mot venstre. Når løsningen avkjøles under springen blir fargeintensiteten sterkere og sterkere igjen. I oppgaveteksten spør Grønneberg m.fl. også om likevektskonstanten, K , om hvordan den endres med temperaturen. Det blir da antatt at K endres med temperatur, og elevene skal utifra observert forskyvning, og dermed endring av konsentrasjonene av stoffene i likevektsystemet, komme fram til at den nye likevektstilstanden (ved $T > \text{romtemperatur}$) har en K med lavere verdi enn $K_{\text{romtemperatur}}$.

Dette forsøket viser tydelig reversibilitet og endring i likevektsposisjon ved temperaturendring på systemet. Det vises godt at dersom et likevektsystem blir tilført varme vil forskyvingen gå i endoterm retning. I og med at forsøket tydelig viser at konsentrasjonen endres og likevektsposisjonen forskyves, uten at noe stoff er tilført eller fjernet systemet, kan det være med å illustrere at K varierer med temperaturen, noe vi tidligere har sett at mange ikke er klar over.

⁶⁵ Kromoksider er gode oksidasjonsmidler og brukes i flere ulike laboratorieoppgaver, samt likevektsystemet brukes som indikator i ulike titreringsoppgaver fordi likevektsystemet i (3.3.9) er forskjøvet mot venstre (gul løsning) i sur løsning, og er forskjøvet mot høyre (oransje løsning) i basisk løsning.

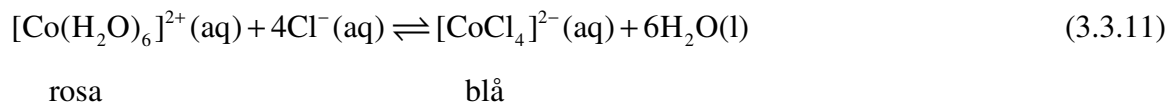
⁶⁶ 3 dråper fenolftalein og 1 dråpe ammoniakk (5M) til 100 mL vann.

Forsøket viser derimot ikke like godt som de foregående forsøkene at alle stoffene er til stede ved en likevektstilstand.

5.2.6. Et likevektsystem med kobolt

Det er ikke gitt noen forsøk som omhandler likevektsystemet med kobolt i noen av læreverkene i norsk skole. Forsøket har vi fått anbefalt fra flere andre hold, blant annet av flere på SAARMSTE-konferansen⁶⁷ i Lesotho januar 2008, og tar for seg likevektsystemet i (3.3.11). Vi har tatt utgangspunkt i et forsøk utarbeidet av blant andre Marié du Toit i forbindelse med Sedibaprojektet ved North-West University i Potchefstroom, Sør-Afrika⁶⁸. Det finnes flere varianter for eksempel hos Nasjonalt senter for naturfag i opplæringen (2008), hos Summerlin og Ealy (1988), og hos Shakhashiri (1983).

Ved hjelp av fargeendring illustrerer forsøket forskyvning av likevektsposisjonen ved endring av konsentrasjon og av temperatur. Reaksjonen mot høyre er endoterm.



Likevektsystemet dannes ved å løse hydratisert koboltklorid, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, i etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ⁶⁹, og løsningen fordeles på fire reagensglass. Saltet er mørkerosa, mens løsningen er blå. I glassene tilsettes noen få dråper vann til løsningene blir rosa. Tilsetning av vann gjør at konsentrasjonen av de løste stoffene avtar, og $Q > K$, og likevektsposisjonen forskyves derfor mot venstre. Deretter påvirkes likevektssystemet (i ”rosa tilstand”) på ulike måter: Tilsetning av HCl, NaCl, AgNO₃, og temperaturøkning.

⁶⁷ SAARMSTE er forkortelse for ”Southern African Association for Research in Mathematics, Science and Technology Education”.

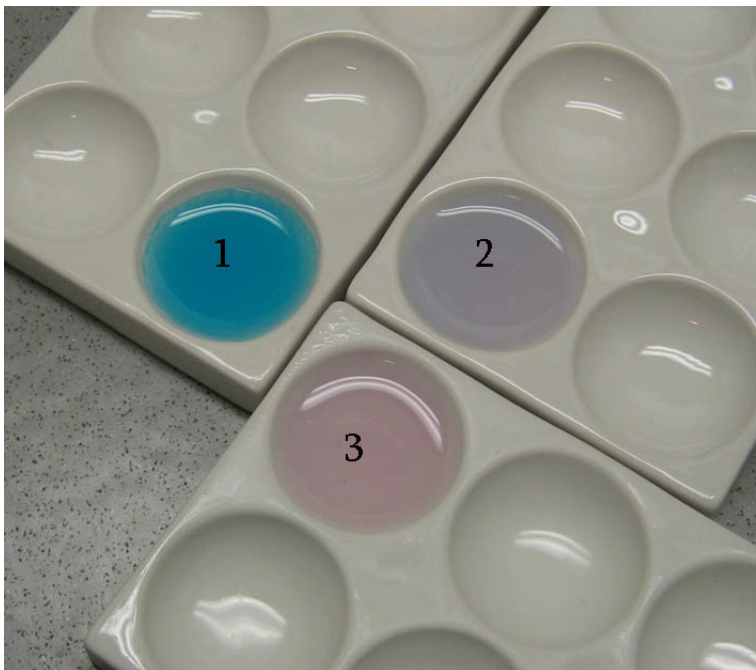
⁶⁸ Forsøket fikk vi utlevert i en utskrevet versjon på en forelesning under SAARMSTE-konferansen, og vi har derfor ingen referanse til akkurat denne forsøktsteksten annet enn det som er oppgitt. Mer om Sediaprojektet er tilgjengelig på www.puk.az.za.

⁶⁹ Omtrent tre spatler i 5mL etanol.

Ved tilsetning av noen dråper HCl (6M) blir løsningen blå. Dette skjer på grunn av økt konsentrasjon av Cl^- -ioner som forskyver likevektposisjonen mot høyre. Ved ytterligere tilsetning av vann blir løsningen igjen rosa. Dette viser godt reversibilitet. Tilsetning av bordsalt, NaCl(s) , gjør løsningen en anelse blålilla. Når saltet løses vil økning av Cl^- -konsentrasjonen forskyve likevektsposisjonen mot høyre. Dette viser hvordan posisjonen endres ved at konsentrasjonen av et av stoffene i systemet økes. En ulempe her kan være tilsetning av et fast stoff som ikke fullstendig løses.

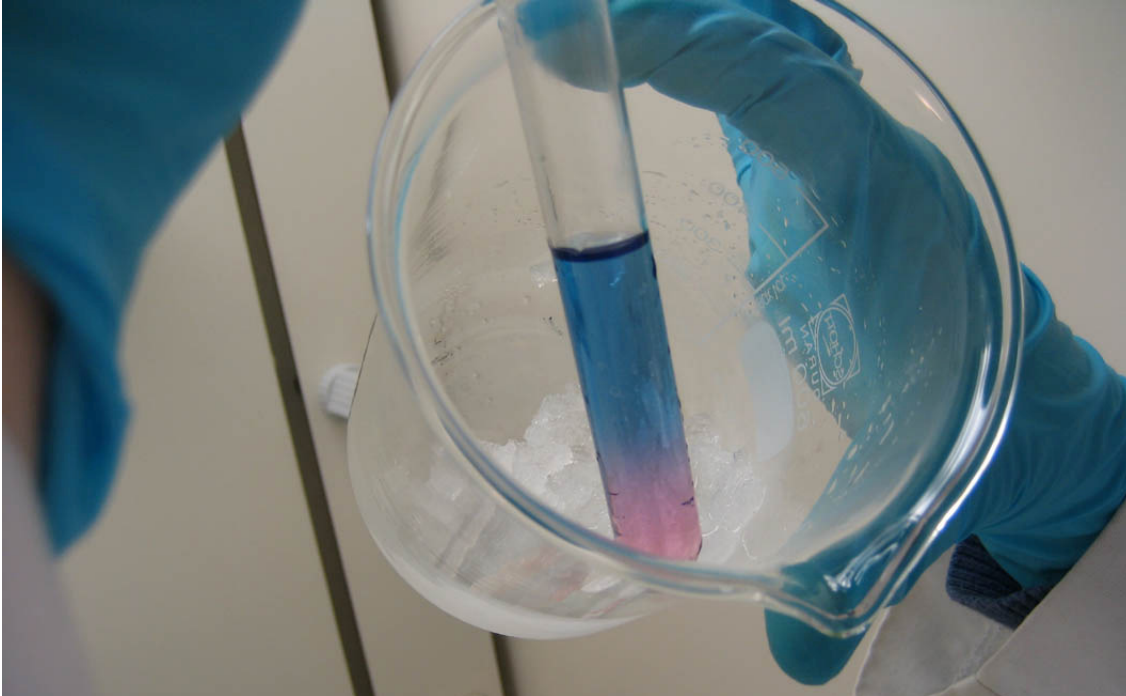
Tilsetning av sølvnitrat til rosa løsning gir ingen endring, men tilsetning til blå løsning illustrerer at både reaktanter og produkter er til stede. AgCl felles ut, og for å kompensere for $Q > K$ forskyves likevekten mot venstre og løsningen blir rosa.

Ved oppvarming av rosa løsning skifter etter hvert fargen til blå. Økning av temperaturen illustrerer godt at likevekten forskyves i endoterm retning. Avkjøling av løsningen igjen endrer fargen til rosa. En mulighet til variasjon er å ha noen dråper løsning på en oppvarmet, en avkjølt og en romtemperert porselenbrønnplate som vist i Figur 5.5.



Figur 5.5 Forsøk med koboltlikevektsystemet: 1) Løsning på varm porselensbrønn; 2) løsning på romtemperert porselensbrønn; og 3) løsning på avkjølt porselensbrønn.

En annen variasjon er å varme opp løsningen i et reagensglass til den har sterk blå farge, for så å avkjøle nedre del av glasset. Da blir løsning blå og rosafarget i samme blanding, se Figur 5.6, fordi likevektsposisjonen er forskjøvet ulikt ved ulike temperaturer.



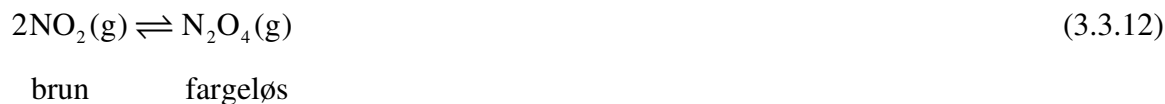
Figur 5.6 En variasjon av koboltforsøket.

Det er særlig to svakheter vi ser i forsøket slik det er presentert her. Den ene er at det er et forsøk med kompleksjoner, noe som kan være vanskelig for elevene. Det andre er at ved å bruke etanol som løsningsmiddel innfører man et ekstra stoff, som i tillegg ikke er med i noen reaksjonslikning. Forsøket illustrerer derimot godt forskyvning ved både endring av temperatur og konsentrasjon, og forsøket viser tydelig at reaksjonen er reversibel og at både reaktanter og produkter er til stede i likevektsystemet. Slik forsøket er gitt over inneholder det mye fagstoff, og læreren trenger selvfølgelig ikke ta med alt.

5.2.7. Et homogent likevektsystem med nitrogenoksider

De foregående forsøkene omhandler likevektsystemer i løsning. Et forsøk som tar utgangspunkt i likevektsystemet med nitrogenoksidgasser i (3.3.12) omhandler derfor et nytt tema, nemlig et

homogent gassystem. Ved hjelp av fargeendringen observeres forskyvning av likevektsposisjonen ved temperatur- og trykkendring. Nitrogendioksid, NO₂, er brun, mens dinitrogentetraoksid, N₂O₄, er fargeløs, og reaksjonen mot høyre er eksoterm.



Vi har ikke sett noen laboratorieoppgave med utgangspunkt i (3.3.12) i norske skolebøker for 2KJ (eller Kjemi 1)⁷⁰. Derimot brukes likevekten som eksempel og illustrasjon i flere lærebøker, særlig på universitetet⁷¹. Reistad m.fl. (1997a) bruker likevektsystemet i (3.3.12) som eksempel, og både Brandt m.fl. (1997a) og Grønneberg m.fl. (2001a) er innom det. De ser på (3.3.13), som kan trekkes inn i denne oppgaven. Vi har gjennomført forsøket slik som presentert hos Skolkemi (2008), men en annen variant finnes for eksempel hos Shakhashiri (1985: 163).

Ved å tilsette kobber, for eksempel en 50-øring, til salpetersyre⁷² i et begerglass vil det dannes nitrogenmonooksidgass⁷³, NO, som med en gang vil oksidere til nitrogendioksid.



For å samle opp NO₂-gassen legges et urglass oppå begerglasset (denne delen av forsøket kan gjøres på mange måter), og ved hjelp av en plastikkpipette (jumbopipette) suges den brune gassblandingen opp, og deretter forsegles pipetten ved å brenne munningen og klemme med en tang. Ved å føre pipetten vekselvis fra romtemperatur, til varmt vann (likevektsposisjonen forskyves mot venstre), og til is (likevektsposisjonen forskyves mot høyre), endres fargeintensiteten i gassblandingen ettersom blandingen inneholder mer eller mindre NO₂-gass.

⁷⁰ Det er gitt en versjon av forsøket hos Førland (1948).

⁷¹ Tro (2008: 652), Brady (2004: 482), Chang (2008: 496), Averill & Eldredge (2007: 673), (Silberberg 2008: 739) og Petrucci m.fl. (2007: 644) eksemplifiserer kjemisk likevekt med et liknende forsøk og gir illustrerende bilder.

⁷² Shakhashiri (1985) bruker 8M-løsning. På Skolkemi (2008) sine websider står det kun at det brukes konsentrert syre.

⁷³ $\text{Cu}(\text{s}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Ved å samle gassen, dannet ved å tilsette kobber til salpetersyre, i en gjennomsiktig plastikkspørte⁷⁴ kan forskyvning av likevektsystemet i (3.3.12) studeres med hensyn til trykkendring. Først blir stempelet dratt ut som vist i punkt 1 i Figur 5.7 nedenfor, og så blir det trykt hardt inn igjen, og brunfargen blir dypere, vist i punkt 2, så, etter et sekund eller to, innstilles det en ny likevekt og brunfargen blir lysere igjen vist i punkt 3. Ved høyere trykk vil likevektsystemet i (3.3.12) forskyve seg mot høyre, altså lavere NO₂-konsentrasjon, og lysere brunfarge.



Figur 5.7 Gassblanding med NO₂ og N₂O₄: 1) Stempelet dras ut; 2) stempelet blir trykt hardt inn igjen og brunfargen blir dypere; 3) etter et sekund eller to innstilles det en ny likevekt og fargen blir lysere igjen.

Etter å ha gjort denne siste delen noen ganger har vi erfart at det ikke alltid er like lett å observere fargeendringene i praksis. Dette er trolig fordi den fargeløse gassen NO også er i systemet.

Forsøket viser reversibilitet, og den første delen viser tydelig at likevektsposisjonen forskyves i endoterm retning (mot venstre og større fargeintensitet), og omvendt. Uttrykket i (3.3.12) er enkelt støkiometrisk, og det ligger godt til rette for å bruke likevektskonstanten K i tolkningen av forskyvningen av likevektsposisjonen. Ved å bruke for eksempel spørte som utgangspunkt hele veien (altså bruke sprøyten i stedet for pipette i første oppgaven) kan man gjøre begge oppgavene med samme gassblanding.

⁷⁴ Grønneberg m.fl. (2001a: 133) har et bilde av NO₂-gass i en spørte, men har ikke dette forsøket i studieboen.

5.3 *En oppsummering om laboratorieoppgavene*

Til nå har vi gått gjennom forsøk som viser egenskaper ved kjemisk likevekt. I følgende tekst ser vi på disse i sammenheng med elevenes læring. Vi ønsker å se på sider ved laboratoriearbeidet som er positive i forbindelse med læring, samt sider som kan være mindre positive og som kan gi elevene vanskeligheter med å lære.

Fire av forsøkene er reaksjoner i løsninger (kap. 5.2.1, 5.2.4, 5.2.5 og 5.2.6), og utenom koboltlikevektsystemet er alle vannløsninger⁷⁵. I to systemer inngår felling, det vil si det er heterogene systemer (kap. 5.2.3 og 5.2.2), og ett forsøk (kap. 5.2.7) er et homogent gassystem.

En viktig egenskap ved et likevektsystem er at alle stoffer er til stede i systemet og reaksjonen ikke går fullstendig en vei. Dette er et av hovedpoengene med forsøkene gjennomgått i kapittel 5.2. Dette illustreres på ulike måter, sammen med at systemene kan forskyves i begge retninger. Med dette illustreres et annet hovedpunkt ved kjemisk likevekt, at både reaksjonen mot høyre og reaksjonen mot venstre kan gå. Det dannes en likevektstilstand, som kan forskyves igjen. Totalt illustreres reversibilitet og at alle stoffer er til stede godt, noe vi i kapittel 3 har sett elevene kan ha problemer med å forstå.

I tre forsøk (kap. 5.2.5, 5.2.6 og 5.2.7) studeres forskyving av likevektsposisjon ved temperaturendring, og de illustrerer sammenhengen mellom temperaturendring og hvilken reaksjon i systemet som er endotermt og eksotermt. Det poengteres at likevektskonstanten avhenger av T.

Tidligere har vi skrevet at elever ofte har vansker med å forutse, tolke og forklare forskyvning av likevektsposisjonen når systemet blir påført en ytre påvirkning. Alle forsøkene gjennomgått her kan illustrere godt både bruk og tolkning med Le Châteliers prinsipp og bruk av Q og K.

To tilfeller omhandler heterogene systemer, nemlig likevektsystemene med AgCl og med Mg(OH)₂. Som nevnt i kapittel 3.2 er heterogene systemer og bruk av Le Châteliers prinsipp

⁷⁵ Det er varianter av koboltlikevektsystemet som tar utgangspunkt vannløsninger.

ofte vanskelig for elevene. Samtidig er det slik at elevene i følge R94 skal lære om både heterogene og homogene kjemiske systemer. Om det er vanskelig å trekke ut kunnskap direkte om kjemisk likevekt, gir forsøkene i alle fall erfaring med et heterogent kjemisk system. I forsøkene tilsettes ikke fast AgCl og $\text{Mg}(\text{OH})_2$, noe som teoretisk ikke hadde endret likevektstilstanden. Dette kunne vært gjort for å illustrere at Le Châteliers prinsipp ikke kan brukes slike tilfeller, noe Wheeler og Kass (1978) er gunstig for elevene.

I noen tilfeller er det oppgitt i forsøkestekstene at det skal tilsettes fast stoff til løsningen, men at stoffet påvirker likevektsystemet når det blir løst, for eksempel tilsetning av fast NaCl til løsning med koboltlikevektsystemet eller fast KSCN til løsning med likevektsystemet med jern og tiocyanat. Om elevene er vant til bruk av Le Châteliers prinsipp kan de forutse riktig svar selv om de ikke er klar over at tilsetning av fast stoff ikke vil påvirke likevektsystemet. Som nevnt tidligere skriver flere om nettopp at eleven oppgir riktig svar, men at begrunnelser er feil. Dersom eleven ikke forstår situasjonen med at stoffet først løses, vil det by på problemer med å bruke likevektskonstanten i disse tilfellene i og med at stoff i fast form ikke er med i uttrykket for K . Da kan det være gunstig å enten unngå tilsetning av fast stoff på denne måten og heller bruke løsninger, eller det kan være en god idé å bruke drøfting av K i stedet for Le Châteliers prinsipp. Ved å bruke K kommer det tydeligere fram at det er løst stoff, altså endring i konsentrasjonen, som påvirker systemet.

Lærebøkene bruker ofte homogene gassreaksjoner som eksempler for å illustrere kjemisk likevekt, noe som også blir gjort hos Brandt m.fl. (1997a), Reistad m.fl. (1997a) og Grønneberg m.fl. (2001a). Slike reaksjoner er derimot ikke brukt i laboratorieoppgaver i de nyere lærebøkene for å illustrere kjemisk likevekt (Brandt, Brandt & Johansen 1997b; Grønneberg m.fl. 2001b; Reistad, Mangerud & Sydnes 1997b). Det kan være ulike grunner til dette, men det kan sies at laboratorieoppgaven med nitrogenoksidene er et alternativ selv om den har flere svakheter både med hensyn til illustrasjon og ikke minst HMS⁷⁶. I denne oppgaven, der likevektsystemet i (3.3.12) studeres med hensyn på trykkforandring, kommer trykkøkningen av at volumet blir mindre. Allsop og George (1984) og Jordaan (1993) skriver at elevene ikke bør jobbe med trykkendring i studiene av forskyving av likevektsposisjonen, men heller ta utgangspunkt i endringen av konsentrasjon. Det er en forutsetning at elevene klarer å se

⁷⁶ NOx-gasser er giftige, se Tabell II.1 i vedlegg II.

sammenheng mellom trykk og volum, og videre sammenhengen mellom volum og konsentrasjon. Blir dette gjort på en tilfredsstillende måte, er det greit å forstå at konsentrasjonene blir større når trykket økes, altså en forskyvning mot høyre i (3.3.12), både med Le Châteliers prinsipp eller ved at $Q < K$.



Figur 5.8 Sprøyte med nitrogenoksidgassblanding.

I forsøkene vi har beskrevet kan elevene observere at alle stoffene finnes i det ene systemet. I tillegg kan de også få utfordret den vanlige misforståelsen at reaksjonene i et likevektsystem går hver for seg eller at et likevektsystem inneholder to atskilte sider. Forsøkene ”motbeviser i prinsippet” disse oppfatningene, men hvorvidt det overbeviser elevene vil avhenge av flere faktorer. Dersom reaksjonene skulle gått hver for seg ville det teoretisk sett medført kontinuerlige fargeendringer eller utfelling og oppløsning forutsatt at forandringene skjer sakte nok. I alle forsøkene observeres løsningen som konstant når det har innstilt seg en likevektstilstand. Men lite er uproblematisk i likevektsystemer, og nettopp dette kan være med å forsterke misforståelsen av at et likevektsystem er statisk og ikke dynamisk, noe som jo er en utbredt misoppfatning.

Ingen forsøk illustrerer den dynamiske tilstanden en kjemisk likevekt har. Når likevekt oppnås synes systemet å være statisk. Det er, som nevnt tidligere, viktig å finne en alternativ måte å illustrere den dynamiske tilstanden. Det samme gjelder for reaksjonshastighet i sammenheng med kjemisk likevekt. Det finnes forsøk som illustrerer reaksjonshastighet og hva som påvirker den, men vi har ikke sett noen som handler om reaksjonshastighet i forhold til å nå en kjemisk

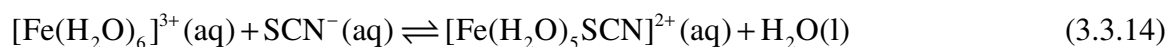
likevektstilstand. Vi har heller ikke sett forsøk der hensikten er å observere situasjoner med katalysator og sammenlikne med situasjoner uten katalysator.

På side 85 skrev vi om støy av ulikt slag som tar oppmerksomheten vekk fra det tema oppgaven har som hensikt å illustrere. Vi mener at det kan finnes støy i reaksjonslikninger, i oppgaveteksten og i den skriftlige teorien – i særlig grad når elevene arbeider med laboratoriearbeid. Det er mye informasjon å holde styr på på en gang. Det kan være ukjente stoffer og symboler (Gabel 1999), og fagstoff og begreper elevene ikke kan godt nok. Med sistnevnte er det spesielt problematisk med fagstoff som elevene selv mener de kan, men som de likevel (uten å være klar over det) ikke er stødige på. Dette gjelder særlig begreper som kan ha dobbeltbetydning og som elevene kan ha et forhold til i ulike sammenhenger (Bergquist & Heikkinen 1990; Gabel 1999; Johnstone 1991; Thomas & Schwenz 1998).

Vi mener at arbeid med kompleksjoner kan være vanskelig. Den ene grunnen er at kompleksjoner i seg selv er vanskelig og utfordrende fagstoff. Den andre grunnen er at det kan være et språklig problem fordi kompleksjoner ofte omtales forenklet som *komplekser*, som har en annen betydning i dagligtalen. Ikke desto mindre er kompleksjoner noe man bør ta stilling til i forbindelse med kjemisk likevekt fordi det inngår i flere klassiske likevektsystemer, for eksempel i systemet med jern og tiocyanat. Dette skrives oftest som i (3.3.1).

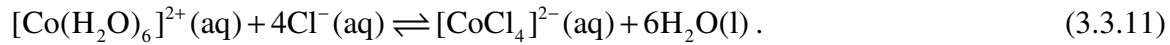


Fe^{3+} i vannløsning er egentlig på formen $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ (fargeløs), som hydrolyseres til $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$, og sistnevnte gir løsningen en brunfarge. Det samme gjelder for FeSCN^{2+} hvor det er $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{SCN}]^{2+}$ som gir løsningen en rødbrun farge (Shakhashiri 1983). Likevektsystemet i (3.3.1) kan mer korrekt skrives som i (3.3.14).



Det har altså blitt gjort forenklinger ved å fjerne symbolene og begrepene som har med kompleksjoner å gjøre i versjonen som undervises elever og studenter på lavere

undervisningsnivå. Hvis det stilltiende er akseptert å gjøre disse forenklingene for jerntiocyanatlikevektsystemet, mener vi samme forenklingen kan gjøres i likevektsystemet med kobolt, gitt i likning (3.3.11).



Rosafargen på løsningen når likevektsystemet (3.3.11) er forskjøvet til venstre kommer av et oktahedrisk koboltkompleks, sannsynligvis $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ eller $[\text{CoCl}(\text{H}_2\text{O})_5]^{+}$. Blåfargen kommer av et tetrahedrisk kompleks, sannsynligvis $[\text{CoCl}_2(\text{H}_2\text{O})_2]$, $[\text{CoCl}_3\text{H}_2\text{O}]^{-}$ eller $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ (Greenwood & Earnshaw 1997; Shakhashiri 1983; Spears & Spears 1984). Det er usikkert hva slags kompleks som direkte gir fargene, trolig er det flere på samme tid (Shakhashiri 1983).



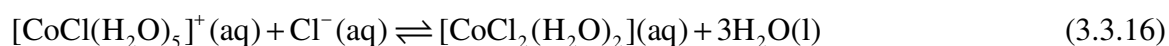
Figur 5.9 Tetrahedriske koboltkloridkompleksjoner gir en nydelig blåfarge.

Sammenliknet med likningen for likevektsystemet med jern og tiocyanat i (3.3.1), kan derfor likevektsystemet med kobolt skrives som i (3.3.15).



I denne versjonen er koboltlikevektsystemet framstilt langt mer ryddig. Støyen (H_2O og kompleksene) i likningen er fjernet, og oppmerksomheten rettes mot likevektstilstanden. I

forenklingen i (3.3.15) er det Co^{2+} som gir rosafarge og CoCl_4^{2-} som gir blåfarge, på samme måte som at Fe^{3+} som gir brunfarge og FeSCN^{2+} rødbrun farge i jern-tiocyanatforsøket. Likningen i (3.3.15) er svært forenklet, og det må vurderes hvor mange kjemiske kompromisser man er villige til å inngå for å gjøre oppgavene nyttig i undervisningen av kjemisk likevekt, og det må selvsagt vurderes om hvordan undervisningen skal gjøres her. Ett alternativ kan være å presentere likning (3.3.11), men foreslå at når likevekt skal studeres kan det være enklere å forholde seg til likning (3.3.15). I vår studie har vi funnet én kilde, Clark (2008), som kun bruker likning (3.3.15), ellers benytter alle kilder vi har sett likning (3.3.11), eller den som for eksempel Shakhashiri (1983) oppgir, gitt i (3.3.16).



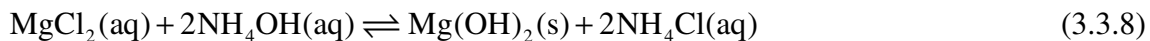
Co^{2+} danner et oktahedrisk kompleks med vann (og klor), og CoCl_4^{2-} er et tetrahedrisk kompleks. I R94 står det at elevene skal kunne ”gjøre rede for oppløsnings- og utfellingsreaksjoner og kjenne til hydratisering og kompleksdannelse”⁷⁷ (KUFD 1996a). Brandt m.fl. (1997a: 151) bruker nettopp systemet i (3.3.11) for å illustrere kompleksjoner, og i margen er det også gitt et ”Demonstrasjonsforsøk” som skal vise fargeforskjellene på de to kompleksene. Her skriver de blant annet at ”fargen på løysningen fortel oss kva koboltkompleks som dominerer i løysningen”. Med den hensikt å illustrere kompleksjoner er koboltlikevektsystemet med dets tydelige fargeforskjeller passende, og i dette tilfellet er uttrykket i (3.3.11) selvfølgelig det riktige å bruke. Når hensikten er å illustrere kjemisk likevekt vil nok likningen i (3.3.15) være en bra forenkling.

Foruten kompleksdannelse som kan utelates i sammenhengen med å illustrere kjemisk likevekt, kan H_2O utelates i reaksjonslikningen, for eksempel i (3.3.11). $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ kan være forvirrende når det er med i reaksjonslikningen fordi tilføring eller fjerning av vann ikke påvirker likevektsposisjonen direkte, da konsentrasjonen til stoff som foreligger som fast stoff eller i ren væskeform er konstant gjennom hele reaksjonen. Tilføring av vann påvirker likevektsposisjonen fordi konsentrasjonene av de løste stoffene endres. Eksempelvis i en løsning med likevektsystemet i (3.3.11), forskjøvet til høyre og dermed blå, vil tilføring av vann forskyve

⁷⁷ Kompleksdannelse er ikke nevnt spesifikt i LK06 (KD 2006a).

likevektsposisjonen mot venstre fordi konsentrasjonene av koboltkompleksjonen, klorionet og kobolttetrekloridkompleksjonen blir mindre ($Q > K$).

I kapittel 5.2.3 henviser vi til Salveson (1956), og forsøket med magnesiumlikevektsystemet han kort beskriver. Likningen han oppgir, gitt i (3.3.8), inneholder stoffer og symboler som ikke er nødvendige for forklaringen av det som observeres og forståelsen av kjemisk likevekt.



Derfor kan den forenklete versjonen gitt i (3.3.17) være et alternativ.



I en løsning der $\text{Mg}(\text{OH})_2$ er utfelt er det ikke lett å observere at mer $\text{Mg}(\text{OH})_2$ blir utfelt. For å vise at alle stoffene er til stede må derfor noe av stoffene på venstre side fjernes. Ved å tilføre NH_4^+ kan forskyvningen av likevektsposisjonen i (3.3.17) forklares ved at noe OH^- fjernes som vist i (3.3.18), og med uttrykket som i (3.3.17) ville forsøket illustrert at alle stoffene er til stede ved likevekt.



I likhet med forsøket med likevektsystemet med AgCl og NH_3 i kapittel 5.2.2, trengs det her syre-baseteori og det oppgis flere reaksjonslikninger. I mange tilfeller er det nødvendig med annen kjemiteori for å kunne jobbe med og tolke det som skjer i forsøkene som omhandler kjemisk likevekt. Et spørsmål er da om det kan være forstyrrende og forvirrende at annen vanskelig kjemiteori er nødvendig for å forklare det nye fagstoffet, for eksempel syre-baseteori i forsøkene med ammoniakk (kap. 5.2.5), sølvklorid og ammoniakk (kap. 5.2.2), magnesium (kap. 5.2.3) og kromat (kap. 5.2.4). Det meste i kjemien henger sammen, det er derfor ikke unaturlig at forsøk innebærer teori utenom det ene "isolerte" temaet oppgaven har som hovedhensikt å illustrere. Dette gjelder kjemisk likevekt også. Det er riktignok et poeng at den kjemiteorien som trengs utenom det nye fagstoffet, bør være kjent stoff, fordi fremmede ord og uttrykk kan virke

forstyrrende i lærings situasjonen (Gabel 1999). Er teoristoffet kjent derimot blir utfordringen å se sammenhengene, noe som gjelder generelt i læringsprosesser, både i kjemifaget og i alle andre fag.

Laboratoriearbeid har ikke bare til hensikt å utvikle elevenes teoretiske kjemiforståelse, men også, som nevnt tidligere, å utvikle de kreative og praktiske ferdighetene. Utføring av laboratoriearbeid gir trening i praktisk arbeid, noe som selvfølgelig også gjelder for forsøkene vi har sett på. I alle de vi har sett på kan det legges opp til at elevene underveis får noe fritt spillerom til å prøve ut litt selv. Når elevene for eksempel har sett at tilsetning av vann forskyver koboltlikevekten (3.3.15) til å bli rosa, og ut fra observasjonene har trukket slutninger, har de mulighet til å prøve slutningene og bekrefte eller avkrefte dem. De får anledning til å være oppfinnsomme og utvikle seg som ”forskerspise”, som Kunnskapsløftet legger opp til (KD 2006a), samtidig som de utvikler egne begreper. Dette er noe av det vi ser på som et poeng med måten Brandt m.fl. og Reistad m.fl. presenterer forsøkestekstene sine, som vi skrev om i kapittel 5.1.

I en kort oppsummering kan vi si at alle forsøkene vi har gjennomført har sine positive og negative sider, men at alle fungerer godt. Vi mener at jern og tiocyanatforsøket kanskje er ett av dem som fungerer aller best, og er veldig godt når det gjelder tydelighet. Dette gjelder også koboltforsøket, som også er veldig godt når det kommer til klare (og fine) farger og tydelighet. Det er da selvfølgelig spørsmålet med forenkling eller ikke når det gjelder reaksjonslikningen.

Om læreren skal bruke forsøk for å vise elevene at likevektsystemet kan påvirkes med temperaturendring, og at K er avhengig av T , er det tre å velge mellom: Koboltforsøket, ammoniakkforsøket og nitrogenforsøket. Her er nok koboltforsøket ekstra flott på grunn av fargene. Og det skal i denne sammenhengen sies at koboltforsøket kan brukes for å vise påvirkning på likevektsystemet med hensyn på både konsentrasjon og temperatur. Nitrogenforsøket er bra i den forstand at elevene får erfaring med en gassblanding. NO_2 er brunfarget og derfor også en tydelig gass.

Avslutningskommentarer

Kjemisk likevekt i forhold til undervisning har vært overordnet tema for denne masteroppgaven, og dette har vi sett på fra flere sider. Den første er fra et historisk perspektiv, inkludert temaets plass i eldre norske lærebøker. Så har vi sett på presentasjonen av kjemisk likevekt i nyere 2KJ-lærebøker i forhold til læring og forståelse. Til sist har vi studert forsøk, der hensikten med disse er å illustrere kjemisk likevekt. Vi mener at denne oppgaven med dette kan være nyttig for kjemilærere, først og fremst fordi det gir et innblikk i vanskeligheter elevene kan ha i læringen av kjemisk likevekt, og fordi den historiske innfallsvinkelen gir et annerledes perspektiv på et teoretisk vanskelig tema. For lærere er det viktig å ha bakgrunnskunnskap om fagene og emnene man underviser i.

Kunnskapen om kjemisk likevekt kan kanskje sies å ha utgangspunkt i tidlig på 1700-tallet, i arbeidet med å forstå kjemiske reaksjoner. Det var affinitet som bestemte utfallet av reaksjoner (Geoffroys affinitetstabell, 1718). Tidlig på 1800-tallet ble det klart at flere faktorer spilte inn, og at reaksjoner kunne være reversible (Berthollet). Men det var først i andre halvdel av 1800-tallet at utviklingen av temaet kjemisk likevekt for alvor skjøyt fart, der nordmennene Guldberg og Waage ofte nevnes, spesielt med deres første utkast til massevirkningsloven i 1864.

Termodynamikken ble etter hvert mer framtrødende etter 1850, og ut på 1900-tallet var affinitetsbegrepet stort sett borte. Gibbs fri energi hadde da tatt over som drivkraften i kjemiske reaksjoner. I dag mener mange at Guldberg og Waages utledning av massevirkningsloven, gjort med utgangspunkt i affinitetskrefter, er ufullstendig, og at en termodynamisk begrunnelse må til.

Som vi skrev i innledningen, med Quilez (2004: 69-70), kan historisk kunnskap om et tema være med å gi lærere en forståelse for elevers vanskeligheter og alternative oppfattelser. Vi har sett at elever kan ha problemer med å forstå for eksempel reversibilitet, og hva det betyr at et system er dynamisk. Da er det jo interessant at før Berthollet "oppdaget" reversibilitet var det vanlig å tro at reaksjoner gikk fullt ut en vei. Og ikke minst er det interessant å se at ideen om at et kjemisk likevektsystem er dynamisk heller ikke var enkelt å unnfange, og ble beskrevet først

av Williamson mange tiår senere, slik omtrent 1850. Mange elever tror at et kjemisk likevektsystem er statisk, og de forbinder likevekt med begrepet *balanse* i hverdagen. Det var heller ikke uvanlig at vitenskapsmenn, fram til midten av 1800-tallet, sammenliknet kjemisk likevekt med mekaniske likevekter, altså krefter som balanserer mot hverandre.

I de norske lærebøkene i kjemi har omfanget av, og dybden i forklaringen av kjemisk likevekt endret seg mye fra første gang det ble omtalt i Waages lærebok i 1908, til idag. Fram til krigens dager ble kjemisk likevekt stort sett kort forklart, gjerne sammen med massevirkningsloven. Etter 1940 ble det gitt en fyldigere forklaring i enkelte bøker, for eksempel ble forskyvning av likevektsposisjonen tatt med, men det er ikke noen entydig trend de neste tiårene. Mer fagstoff ble generelt presentert, med store variasjoner avhengig av forfatter. Først på 1970-tallet, hos Salveson og Wang Lund, ble temaet kjemisk likevekt belyst på nærmest samme måte som i dag. Le Châteliers prinsipp nevnes av få forfattere før 1950-tallet, men deretter presenteres det i de fleste av lærebøkene. Mange lærebokforfattere, helt fra begynnelsen av 1900-tallet, påpeker i forordene at kjemi må forstås ved forsøk, og dette tatt i betraktning er det overraskende få forsøk med kjemisk likevekt før fra 1970-tallet.

Kjemisk likevekt er et svært vanskelig tema generelt, både for elever og lærere. Studier har vist at det for eksempel er problematisk å forstå reversibilitet, og å skille mellom reaksjonshastighet og likevektsposisjon, samt at et likevektsystem er dynamisk. Det er heller ikke enkelt å forutsi og forklare forskyvning av likevektsposisjonen. Det er ikke unaturlig at elevene oppfatter kjemisk likevekt slik de gjør, og derfor er det nyttig for lærere å være klar over nettopp hva som er vanlige problemer. Dette mener vi vi har belyst med denne oppgaven.

Noen anbefalinger

Lærere gjør lurt i å være oppmerksomme på ulike vanskeligheter elever kan ha i kjemifaget, noe som gjelder generelt og ikke bare for temaet kjemisk likevekt. Lærere bør være bevisst sine egne ordvalg og beskrivelser, og de bør også poengtere begrensninger og avvikstilfeller. I innføringen i temaet kjemisk likevekt er det for eksempel viktig å være konsekvent med tanke på hva som er i likevekt – reaksjoner, reaksjonen eller stoffene – noe vi har sett at lærebøkene ikke alltid er like konsekvente på.

Flere forsøk som illustrerer kjemisk likevekt har blitt brukt, og brukes, i norsk kjemiundervisning. Disse viser reversibilitet og forskyvning av likevektsposisjonen, og kan derfor bidra til at elevene bedre forstår noe av det faglitteraturen sier er vanskelig. Men også det som ikke vises i forsøket bør nevnes i sammenhengen, for eksempel den dynamiske tilstanden et kjemisk likevektsystem er i, og som ikke kan demonstreres på makronivå.

I henhold til R94 skulle elevene lære om Le Châteliers prinsipp. Dette er ikke tilfellet i LK06, og det er derfor ikke nødvendig å benytte prinsippet, men heller kanskje bruke massevirkningsloven og eller små og konkrete regler, noe litteraturen anbefaler.

Epilog

En dag vi pratet med Lise på fellesrommet, kom stipendiat Kidane Fanta Gebremariam inn da det nærmet seg lunsjtid. Vi ble sittende, og praten gikk, og etter hvert ble oppgaven vår tema.

Vi fortalte om forholdet mellom hva litteraturen om læring og forståelse av kjemisk likevekt sier er det beste, og det som presenteres i norske lærebøker, altså at Le Châteliers prinsipp blir brukt i stedet for massevirkningsloven i arbeidet med å forstå og forklare hva som skjer med likevektsystemer som blir påført en ytre påvirkning.

”Is that true?”, sa Kidane, og fortsatte:

“Oh, how much easier their lives would be if they us the K. “

Litteratur

- Abelsen, A. (1999). *Drømmen fra drønnet*, Teknisk Ukeblad. Lokalisert 01.04.2008 på World Wide Web:
http://www.tekniskmuseum.no/no/forskning/ingeniorbragd/bragd6_rjukan.htm.
- Akkus, H., Kadayifc, H., Atasoy, B. & Geban, m. (2003). Effectiveness of instruction based on the constructivist approach on understanding chemical equilibrium concepts. *Research in Science & Technological Education*, 21 (2): 209 - 227.
- Allsop, R. T. & George, N. H. (1984). Le Chatelier - A redundant principle? *Education in Chemistry*, 21: 54-56.
- Andersen, K. (1999). *Allmennutdanning og yrkesutdanning i Norge: hovedlinjer i utviklingen av videregående opplæring etter 1945*. Kristiansand, Høgskoleforlaget.
- Arendt, R. (1898). *Kortfattet lærebog i kemi*. 1. utg. Kristiania, P. T. Mallings boghandels forlag.
- Ashmore, P. G. (1965). Reaction kinetics and the law of mass action. *Education in Chemistry*, 2 (4): 160-166.
- Averill, B. & Eldredge, P. (2007). *Chemistry - Principles, Patterns, and Applications*. San Francisco, Pearson Education, Inc.
- Banerjee, A. C. (1991). Misconcepitons of Students and Teachers in Chemical Equilibrium. *International Journal of Science Education*, 13: 487-494.
- Banerjee, A. C. (1995). Teaching chemical equilibrium and thermodynamics in undergraduate general chemistry classes. *Journal of Chemical Education*, 72 (10): 879-881.
- Bensaude-Vincent, B. & Stengers, I. (1996). *A history of Chemistry*. Translated by Deborah van Dam. London Harvard university press.
- Bergquist, W. & Heikkinen, H. (1990). Student ideas regarding chemical equilibrium: what written test answers do not reveal. *Journal of Chemical Education*, 67 (12): 1000-1003.
- Best, H. (1968). Uses of The Past. I: Kauffman, G. B. (red.) *Teaching The History of Chemistry a Symposium*. Budapest 1971, Akademiai Kiado - Publishing house of the hungarian academy of sciences.
- Brady, J. E. (2004). *Generell kjemi: grunnlag og prinsipper*. 2 utg. Trondheim, Tapir akademisk forlag.

- Brandt, T. (1970). *Kjemi for gymnaset*. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Brandt, T. (1971). *Elevøvinger til kjemi grunnkurs*. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Brandt, T. (1985). *Studiehefte med elevforsøk Kjemi 2KJ*. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Brandt, T. (1986). *Studiehefte med elevforsøk Kjemi 3KJ*. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Brandt, T. (1992). *Studiehefte med elevforsøk til kjemi 3KJ*. 2. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Brandt, T., Anderson, S. & Leden, I. (1972). *Kjemi for gymnaset*. 2. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Brandt, T., Brandt, H. & Johansen, I. (1997a). *Kjemi 2KJ Grunnbok*. 3. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Brandt, T., Brandt, H. & Johansen, I. (1997b). *Kjemi 2KJ Studiehefte*. 3. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Bruun, S. (1917). *Lærebok i kemi for gymnaset* 2. utg. Kristiania, Olaf Norlis forlag.
- Bruun, S. (1920). *Lærebok i kjemi for gymnasiet*. 3. utg. Kristiania, Olaf Norlis forlag.
- Bruun, S. (1941). *Lærebok i kjemi for gymnaset*. 7. utg. Oslo, Olaf Norlis forlag.
- Bruun, S. (1943). *Lærebok i kjemi for gymnaset*. 8. utg. Oslo, Olaf Norlis forlag.
- Bruun, S. (1958). *Lærebok i kjemi for den høgre skolen*. 15. utg. Oslo, Olaf Norlis forlag.
- Bruun, S. (1960). *Lærebok i kjemi for naturfagslinjen*. 2. utg. Oslo, Olaf Norlis forlag.
- Bruun, S. (1962). *Elevøvelser i kjemi for den høgre skolen*. 16. utg. Oslo, Olaf Norlis forlag.
- Bruun, S. (1964). *Elevøvelser i kjemi for naturfaglinjen*. Oslo, Olaf Norlis forlag.
- Bruun, S. (1965). *Lærebok i kjemi for realskolen og gymnaset*. 18. utg. Oslo, Olaf Norlis forlag.
- Bruun, S., Gundersern, K. N., Markali, I. & Råstad, H. (1979a). *Elevøvingar i kjemi for den vidaregåande skolen 3-timarkurset*, Tanum - Norli.
- Bruun, S., Gundersern, K. N., Markali, I. & Råstad, H. (1979b). *Kjemi for den vidaregåande skolen 3-timarkurset*, Tanum - Norli.
- Bye, R. (2003). Store nordiske kjemikere V: Peter Waage. *Kjemi*, Spesial: 13-15.
- Cachapuz, A. F. C. & Maskill, R. (1989). Using word association in formative classroom tests: following the learning of Le Chatelier's pinciple. *International Journal of Science Education*, 1989 (11).

- Chang, R. (2008). *General chemistry: the essential concepts*. Boston, McGraw-Hill.
- ChemSource. (1994). Chemical Pedagogy. I: Virginia Orna, M. (red.) *ChemSource - Instructional Resources for Preservice and Inservice Chemistry Teachers*.
- Clark, M. (2008). *THE COBALT CHLORIDE EQUILIBRIUM*, Science Teachers' Resource Center. Lokalisert 10.04.2008 på World Wide Web: <http://chem.lapeer.org/Chem2Docs/CobaltChlorideEq.html>.
- Davidowitz, B. & Rollnick, M. (2001). Effectiveness of Flow Diagrams as a Strategy for Learning in a Laboratories. *The Australian Journal of Education in Chemistry*, 57: 18-24.
- De Heer, J. (1957). Principle of Le Chatelier and Braun. *Journal of Chemical Education*, 34: 375-380.
- De Vos, W. & Verdonk, A. H. (1985). A new road to reactions. Part 1. *Journal of Chemical Education*, 62: 238-240.
- Driscoll, D. R. (1960). The Le Chatelier Principle. *The Australian Science Teachers' Journal*, 6: 7-15.
- Finley, F. N., Stewart, J. & Yaroch, W. L. (1982). Teachers' Perceptions of Important and Difficult Science Content. *Science Education*, 66 (4): 531-538.
- Furió, C., Calatayud, M. L., Bárcenas, S. L. & Padilla, O. M. (2000). Functional fixedness and functional reduction as common sense reasonings in chemical equilibrium and in geometry and polarity of molecules. *Science Education*, 84 (5): 545-565.
- Førland, T. A. (1941). *Lærebok i kjemi for realskolen*. 1. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Førland, T. A. (1948). *Lærebok i kjemi for realskole og gymnas*. 2. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Førland, T. A. (1961). *Lærebok i kjemi for realskole og gymnas*. 3. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Førland, T. A. (1969). *Kjemi for realskole og gymnas*. 5. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Faafeng, L., Fiskum, K., Ringnes, V. & Skaugrud, B. (2005). *KUN - Kjemiutdanningen i Norge*, Nasjonalt senter for naturfag i opplæringen. Lokalisert 02.04.2008 på World Wide Web: http://www.kjemi.uio.no/14_skole/KUN/resultater.html.
- Gabel, D. (1999). Improving Teaching and Learning through Chemistry Education Research: A Look to the Future. *Journal of Chemical Education*, 76 (4): 548-554.

- Garnett, P. J., Garnett, P. J. & Hackling, M. W. (1995). Students' Alternative Conceptions in Chemistry: A Review of Research and Implications for Teaching and Learning. *Studies in Science Teaching*, 25: 69-95.
- Gold, J. & Gold, V. (1985). Le Chatelier's Principle and the laws of van't Hoff. *Education in Chemistry*, 22: 82-85.
- Gordus, A. A. (1991). Chemical Equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 68: 138-140, 215-217, 291-292, 397-399, 566-568, 656-568, 759-761, 927-930.
- Gorodetsky, M. & Gussarsky, E. (1986). Misconceptualization of the Chemical Equilibrium Concept as Revealed by Different Evaluation Methods. *European Journal of Science Education*, 8: 427-441.
- Greenwood, N. N. & Earnshaw, A. (1997). *Chemistry of the elements*. 2. utg. Oxford, Butterworth-Heinemann.
- Grønneberg, T., Hannisdal, M., Pedersen, B. & Ringnes, V. (1997a). *Kjemien stemmer 2KJ Grunnbok* 1. utg. Oslo, J. W. Cappelens Forlag.
- Grønneberg, T., Hannisdal, M., Pedersen, B. & Ringnes, V. (1997b). *Kjemien stemmer 2KJ Studiebok* 1 utg. Oslo, J. W. Cappelens Forlag
- Grønneberg, T., Hannisdal, M., Pedersen, B. & Ringnes, V. (2001a). *Kjemien stemmer 2KJ Grunnbok* 2. utg. Oslo, J. W. Cappelens Forlag.
- Grønneberg, T., Hannisdal, M., Pedersen, B. & Ringnes, V. (2001b). *Kjemien stemmer 2KJ Studiebok* 2. utg. Oslo, J. W. Cappelens Forlag.
- Grønneberg, T., Hannisdal, M., Pedersen, B. & Ringnes, V. (2007). *Kjemien stemmer Kjemi 1 Grunnbok* 3. utg. Oslo, J. W. Cappelens Forlag.
- Guggenheim, E. A. (1956). More About the Laws of Reaction Rates and of Equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 33 (11): 544-545.
- Guldberg, C. M. & Waage, P. (1864). Studier over Affiniteten I, II og III. I: Thalberg, K. (red.) *Studier over Affiniteten (Særskilt avtrykk av Vitenskapsselskapets forhandlinger for 1864 og 1880)*. 1964 Trondheim, NTH-trykk.
- Guldberg, C. M. & Waage, P. (1879). Om den Kjemiske Affinitet I: Thalberg, K. (red.) *Studier over Affiniteten (Særskilt avtrykk av Vitenskapsselskapets forhandlinger for 1864 og 1880)*. 1964 Trondheim, NTH-trykk.
- Hackling, M. W. & Garnett, P. J. (1985). Misconceptions of Chemical Equilibrium. *European Journal of Science Education*, 7: 204-214.
- Haraldsen, H. & Melbye, R. (1941). *Lærebok i kjemi for realskolen*. 1. utg. Oslo, Johan Grundt Tanum.

- Haraldsen, H. & Melbye, R. (1943). *Kjemi for gymnaset*. 1. utg. Oslo, Johan Grundt Tanum.
- Helbæk, M. & Kjelstrup, S. (2006). *Fysikalsk kjemi*. Bergen, Fagbokforlaget.
- Helfferich, F. G. (1985). Le Chatelier - Right or Wrong? *Journal of Chemical Education*, 62: 305-308.
- Hildebrand, J. H. (1946). Catalyzing the approach to equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 23: 589-92.
- Hiortdahl, T. (1875). *Kortfattet lærebog i kemi*. 2. utg. Christiania, Alb. Cammermeyer.
- Hofstein, A. (2004). The laboratory in chemistry education: Thirty years of experience with developments, implementation, and research. *Chemistry Education: Research and Practice*, 5 (3): 247-264.
- Hofstein, A. & Lunetta, V. N. (2004). The Laboratory in Science Education: Foundations for the Twenty-First Century. *Science Education*, 88: 28-54.
- Huddle, P. A. & Pillay, A. E. (1996). An in-depth study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a South African university. *Journal of Research in Science Teaching*, 33 (1): 65-77.
- Ihde, A. J. I. (1985). *The development of modern chemistry*. New York, Dover publications, Inc.
- Johannesen, O. & Nicolaysen, C. (1897). *Lærebog i kemiens elementer*. 1. utg. Kristiania, H. Aschehoug & Co.
- Johannesen, O. & Nicolaysen, C. (1899). *Lærebog i kemiens begyndelsesgrunde for gymnasiet*. 2. utg. Kristiania, H. Aschehoug & Co.
- Johannesen, O. & Nicolaysen, C. (1901). *Lærebog i kemiens begyndelsesgrunde*. 3. utg. Kristiania, H. Aschehoug & Co.
- Johannesen, O. & Nicolaysen, C. (1931). *Lærebok i kjemi for gymnasiet*. 11. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Johannesen, O. & Nicolaysen, C. (1936). *Lærebok i kjemi for gymnaset*. 12. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.
- Johnstone, A. H. (1991). Why is science difficult to learn? Things are seldom what they seem. *Journal of Computer Assisted Learning*, 7: 75-83.
- Johnstone, A. H., MacDonald, J. J. & Webb, G. (1977). Chemical equilibrium and its conceptual difficulties. *Education in Chemistry*, 14: 169-171.

- Jordaan, F. (1993). Disturbing Le Chatelier's principle. *Chemda (Australian journal of chemical education)*, November: 9-15.
- KD. (2006a). *Kunnskapsløftet, læreplan for Kjemi*, Kunnskapsdepartementet/Utdanningsdirektoratet. Lokalisert 11.01.2008 på World Wide Web:
http://utdanningsdirektoratet.no/templates/udir/TM_L%C3%A6replan.aspx?id=2100&laereplanid=172787&visning=5&sortering=2&kmsid=172798
- KD. (2006b). *Kunnskapsløftet, læreplan for Naturfag*, Kunnskapsdepartementet/Utdanningsdirektoratet. Lokalisert 11.01.2008 på World Wide Web:
http://utdanningsdirektoratet.no/templates/udir/TM_L%C3%A6replan.aspx?id=2100&laereplanid=117461.
- Kjærnsli, M., Lie, S., Olsen, R. V. & Roe, A. (2007). *Tid for tunge løft - Norske elevers kompetanse i naturfag, lesing og matematikk i PISA 2006*. Oslo, Universitetsforlaget.
- KUD. (1976). *Læreplan for den videregående skole Del 2 Felles allmenne fag*. Oslo, Kirke- og undervisningsdepartementet/Gyldendal.
- KUD. (1979). *Læreplan for den videregående skole, Del 3a, Studieretning for allmenne fag*. 3de opplag. Oslo, Kirke- og undervisningsdepartementet/Gyldendal.
- KUD. (1992). *Læreplan for den videregående skole Del 3a Studieretning for allmenne fag*. 4 utg. Oslo Kirke- og undervisningsdepartementet/Gyldendal.
- KUFD. (1994). *Den generelle delen av læreplanen*, Kirke- utdannings- og forskningsdepartementet/Utdanningsdirektoratet. Lokalisert 05. 01.2008 på World Wide Web:
http://utdanningsdirektoratet.no/templates/udir/TM_Artikkel.aspx?id=533.
- KUFD. (1996a). *Læreplan for videregående opplæring - Kjemi*, Kirke- utdannings- og forskningsdepartementet/Utdanningsdirektoratet. Lokalisert 11.01.2008 på World Wide Web:
http://utdanningsdirektoratet.no/templates/udir/TM_Artikkel.aspx?id=1120#Allmenne,%20%C3%B8konomiske%20og%20administrative%20fag.
- KUFD. (1996b). *Læreplan for videregående opplæring - Naturfag*, Kirke- utdannings- og forskningsdepartementet/Utdanningsdirektoratet. Lokalisert 11.01.2008 på World Wide Web:
http://utdanningsdirektoratet.no/templates/udir/TM_Artikkel.aspx?id=1120#Felles%20allmenne%20fag
- Laidler, K. J. (1995). *The World of Physical Chemistry*, Oxford University Press.
- Laidler, K. J., Meiser, J. H. & Sanctuary, B. C. (2003). *Physical Chemistry*. 4. utg. Boston, Houghton Mifflin Company.

- Le Chatelier, H. L. (1884). Sur un Énoncé Général des Lois de Équilibres Chimiques. *Comptes Rendus Académie des Sciences*, 99: 786-789.
- Leicester, H. M. & Klickstein, H. S. (1968). *A source book in chemistry*. Cambridge, Massachusetts, Harvard University press.
- Leonard, W. H. (1991). A Recipe for Uncookbooking Laboratory Investigations. *Journal of College Science Teaching*, 21: 84-87.
- Lindauer, M. W. (1962). Evolution of the concept of chemical equilibrium from 1775 to 1923. *Journal of Chemical Education*, 39: 384-390.
- Lindstad, O. & Lindeman, J. (1926). *Lærebok i kjemi*. 1. utg. Oslo, Gyldendal Norsk Forlag.
- Lindstad, O. & Lindeman, J. (1941). *Lærebok i kjemi*. 5. utg. Oslo, Gyldendal Norsk Forlag.
- Maskill, R. & Cachapuz, A. F. C. (1989). Learning about the Chemistry topic of equilibrium: The use of word association tests to detect developing conceptualizations. *International Journal of Science Education*, 11: 57-69.
- Mysels, K. J. (1956). The Laws of Reaction Rates and of Equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 33: 178-179.
- Nakhleh, M. B., Polles, J. & Malina, E. (2002). Learning Chemistry in a Laboratory Environment. I: Gilbert, J. K. (red.) *Chemical Education: Towards Research-Based Practise*, s. 69-94, Kluwer Academic Publishers.
- Nasjonalt senter for naturfag i opplæringen. (2008). *Koboltklorid-likevekt*. Lokalisert 18.04.2008 på World Wide Web: <http://www.naturfag.no/kjemi/forsok/vis.html?tid=733574>.
- Pedersen, B. (2007). *Peter Waage: kjemiprofessoren fra Hidra*. Oslo, Skolelaboratoriet - kjemi, UiO.
- Pedrosa, M. A. & Dias, M. H. (2000). Chemistry textbook approaches to chemical equilibrium and student alternative conceptions. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 1 (2): 227-236.
- Petrucci, R. H., Harwood, W. S., Herring, F. G. & Madura, J. D. (2007). *General chemistry: principles and modern applications*. Upper Saddle River, N.J., Pearson Prentice Hall.
- Pickering, M. (1993). The Teaching Laboratory through History. *Journal of Chemical Education*, 70: 699-700.
- Posner, G. J., Strike, K. A., Hewson, P. W. & Gertzog, W. A. (1982). Accomodation of a Scientific Conception: Toward a Theory of Conceptual Change. *Science Education*, 66 (2): 211-227.

- Quilez-Pardo, J. & Solaz-Portolés, J. J. (1995). Students' and Teachers' Misapplication of Le Chatelier's Principle *Journal of Research in Science Teaching*, 32: 939-957.
- Quilez, J. (2004). Changes in concentration and in partial pressure in chemical equilibria: Students' and teachers' misunderstandings. *Chemistry Education: Research and Practice*, 5 (3): 281-300.
- Quílez, J. (2004). A historical approach to the development of chemical equilibrium through the evolution of the affinity concept: some educational suggestions. *Chemistry Education: Research and Practice*, 5 (1): 69-87.
- Quílez, J. (2006). From Chemical Forces to Chemical Rates: A Historical/Philosophical Foundation for the Teaching of Chemical Equilibrium. *Science & Education*.
- Reistad, K., Mangerud, M. & Sydnes, L. K. (1997a). *Kjemi 2KJ Grunnbok*, Gyldendal Norsk Forlag.
- Reistad, K., Mangerud, M. & Sydnes, L. K. (1997b). *Kjemi 2KJ Øvelser og oppgaver*, Gyldendal Norsk Forlag.
- Reistad, K., Sydnes, L. K. & Wang Lund, E. (1985). *Kjemi for den videregående skole Grunnbok 3-timerskurs 2KJ*. Oslo, Gyldendal Norsk Forlag.
- Ringnes, V. (1993). *Elevers kjemiforståelse og læringsvansker knyttet til kjemibegreper*, Ph.D. Kjemisk institutt, Det matematisk-naturvitenskapelige fakultet, Universitetet i Oslo
- Ringnes, V. (2003). Lærebøker i kjemi gjennom hundre år. I: Åsheim, P. A. (red.) HiT Working Paper, *Science Didactic - Challenges in a period of time with focus on learning processes and new technology*. Porsgrunn, Høgskolen i Telemark.
- Ringnes, V. & Hannisdal, M. (2001). *Kjemi i skolen - undervisning og læring*. Kristiansand, Høgskoleforlaget AS.
- Rudd, J. A., II, Greenbowe, T. J. & Hand, B. M. (2007). Using the Science Writing Heuristic to improve students' understanding of general equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 84 (12): 2007-2011.
- Rådet for videregående opplæring. (1983). *Lærerveiledning i kjemi 3-timers- og 5-timerskurset i studieretning for allmennfag Del 1*. RNO lærerveiledning, Rådet for videregående opplæring.
- Salveson, A. (1956). *Lærebok i kjemi*. Oslo, Yrkesopplæringsrådet for håndverk og industri.
- Salveson, A. (1971). *Kjemi 1*. Bergen, Universitetsforlaget.
- Salveson, A. (1972). *Laboratorieforsøk i kjemi*. Bergen, Universitetsforlaget.

- Shakhashiri, B. Z. (1983). *Chemical Demonstrations - A Handbook for Teachers of Chemistry*, vol. 1, The University of Wisconsin Press.
- Shakhashiri, B. Z. (1985). *Chemical Demonstrations - A Handbook for Teachers of Chemistry*, vol. 2, The University of Wisconsin Press.
- Silberberg, M. S. (2008). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*. 5. utg. New York, McGraw-Hill Higher Education.
- Skolkemi. (2008). *Laborationer i mikroskala*. Umeå, Umeå Universitetet. Lokalisert 18.04.2008 på World Wide Web: <http://school.chem.umu.se/Compiled/mikroskalelab.html>.
- Solaz, J. J. & Quilez, J. (2001). Changes of extent of reaction in open chemical equilibria. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 2 (3): 303-312.
- Spears, L. G. & Spears, L. G. (1984). Chemical Storage of Solar Energy Using an Old Color Change Demonstration. *Journal of Chemical Education*, 61: 252-254.
- Summerlin, L. R., Ealy, J. L., Ealy, J. B. & Borgford, C. L. (1988). *Chemical demonstrations: a sourcebook for teachers*. Washington, DC, American Chemical Society.
- Tamir, P. (1991). Practical work in school science: an analysis of current practise. I: Woolnough, B. E. (red.) *Practical Science: the role and reality of practical work in school sciences*. Milton Keynes, Philadelphia, Open University Press.
- Thomas, P. L. & Schwenz, R. W. (1998). College physical chemistry students' conceptions of equilibrium and fundamental thermodynamics. *Journal of Research in Science Teaching*, 35 (10): 1151-1160.
- Tro, N. J. (2008). *Chemistry: A Molecular Approach*. Upper Saddle River, New Jersey, Pearson Prentice Hall.
- Trowbridge, L. W., Bybee, R. W. & Carlson Powell, J. (2000). *Teaching Secondary School Science - Strategies for developing science literacy*. 7. utg. Upper Side River, New Jersey, Pearson Education, Prentice-Hall, Inc.
- Tyson, L., Treagust, D. F. & Bucat, R. B. (1999). The complexity of teaching and learning chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 76 (4): 554-558.
- Undervisningsrådet. (1950). *Undervisningsplaner - Den høgre almenkolen etter lov av 10. mai 1935*. Oslo, Kirke- og undervisningsdepartementet/Brøggers Boktrykkeris Forlag.
- Undervisningsrådet. (1959). *Undervisningsplaner for den høgre almenkolen etter lov av 10. mai 1935*. Oslo, Kirke- og undervisningsdepartementet/Fabritius.
- Utdanningsdirektoratet. (2008). *Eksamensoppgaver*. Oslo, Utdanningsdirektoratet/Kunnskapsdepartementet. Lokalisert 19.04.2008 på World

Wide Web:

http://www.uddanningsdirektoratet.no/templates/udir/TM_Type.aspx?id=205.

- Van Driel, J. H., De Vos, W. & Verloop, N. (1999). Introducing dynamic equilibrium as an explanatory model. *Journal of Chemical Education*, 76 (4): 559-561.
- Van Driel, J. H., De Vos, W., Verloop, N. & Dekkers, H. (1998). Developing secondary student's conceptions of chemical reactions: the introduction of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, 20 (4): 379 - 392.
- Van Driel, J. H. & Gräber, W. (2002). The teaching and learning of chemical equilibrium. I: Gilbert, J. K. (red.) *Chemical Education: Towards Research-Based Practise*, s. 271-292, Kluwer Academic Publishers.
- Voska, K. W. & Heikkinen, H. W. (2000). Identification and Analysis of Student Conceptions Used to Solve Chemical Equilibrium Problems. *Journal of Research in Science Teaching*, 37 (2): 160-176.
- Wang Lund, E. (1965a). Guldberg and Waage and the law of mass action. *Journal of Chemical Education*, 42 (10): 548-550.
- Wang Lund, E. (1965b). Om massevirkningsloven. En oversikt over Guldberg og Waages arbeider. *Tidskrift for kjemi, bergvesen og metallurgi*, 25 (4): 73-82.
- Wang Lund, E. (1970). *Kjemi for gymnaset*. Oslo, Gyldendal Norsk Forlag.
- Wang Lund, E. & Reistad, K. (1977). *Kjemi for den videregående skole Grunnbok - 3 timers kurs*. Oslo, Gyldendal Norsk Forlag.
- Wheeler, A. E. & Kass, H. (1978). Student Misconceptions in Chemical Equilibrium. *Science Education*, 62: 223-232.
- Waage, P. (1897). *Det daglige livs kemi. Belyst ved forsøg*. 1. utg. Kristiania, H. Aschehoug & Co.
- Waage, P. (1899). *Det daglige livs kemi. Belyst ved forsøg*. 2. utg. Kristiania, H. Aschehoug & Co.
- Waage, P. (1908). *Det daglige livs kemi. Belyst ved forsøk*. 3. utg. Kristiania, H. Aschehoug & Co.
- Waage, P. (1917). *Det daglige livs kemi. Belyst ved forsøk*. 4. utg. Kristiania, H. Aschehoug & Co.
- Waage, P. (1922). *Det daglige livs kemi. Belyst ved forsøk*. 5. utg. Kristiania, H. Aschehoug & Co.
- Waage, P. (1934). *Det daglige livs kjemi belyst ved forsøk*. 7. utg. Oslo, H. Aschehoug & Co.

Zumdahl, S. S. (1992). *Chemical Principles*. Lexington, Massachusetts Toronto, D. C. Heath and Company.

Figurliste

| | |
|---|----|
| Figur 1.1 Cato M. Guldberg og Peter Waage. Bilde hentet fra http://en.wikipedia.org/wiki/Cato_Maximilian_Guldberg | 15 |
| Figur 1.2 Josiah Willard Gibbs. Bilde hentet fra http://en.wikipedia.org/wiki/Josiah_Willard_Gibbs | 23 |
| Figur 1.3 J. H. van't Hoff. Bilde hentet fra http://en.wikipedia.org/wiki/Van%27t_Hoff | 24 |
| Figur 1.4 Kristian Birkeland på den norske 200kr-seddelen..... | 28 |
| Figur 1.5 To ulike tilnærminger til massevirkningsloven (Skissert fra van Driel 2002). | 29 |
| Figur 2.1 Oversikt over tidperiodene de ulike lærebokforfatterne gav ut bøker..... | 32 |
| Figur 3.1 Tre nivåer i kjemien (Johnstone 1991: 78)..... | 52 |
| Figur 3.2 En illustrasjon fra en nyere lærebok som viser både makro-, mikro- og symbolnivå (Tro 2008: 652). | 53 |
| Figur 4.1 <i>Kjemi 2KJ</i> , av Tor Brandt, Harald Brandt og Inger Johansen (1997a). | 64 |
| Figur 4.2 <i>Kjemi 2KJ</i> , av Kjell Reistad, Marit Mangerud og Leiv K. Sydnes (1997a)..... | 65 |
| Figur 4.3 <i>Kjemien stemmer</i> , av Truls Grønneberg, Merete Hannisdal, Bjørn Pedersen og Vivi Ringnes (2001a). | 66 |
| Figur 4.4 Reaksjonshastighet-tid-graf skissert fra Brandt m.fl. (1997a: 117). | 67 |
| Figur 4.5 Reaksjonshastighet-tid-graf med Guldberg og Waages notasjon..... | 70 |
| Figur 5.1 KSCN- og Fe(NO ₃) ₃ -løsning. | 87 |
| Figur 5.2 Forsøk med jern og tiocyanatlikevektsystemet: 1) 5 brønner med jern og tiocyanatløsning, brønn a brukes som sammenlikning.; 2) Fe ³⁺ -løsning har blitt tilsatt brønn b og fast KSCN har blitt tilsatt c; 3) AgNO ₃ -løsning har blitt tilsatt e og HPO ₄ ²⁻ -løsning har blitt tilsatt d. | 92 |
| Figur 5.3 Forsøket gjort på overhead. | 93 |

| | |
|---|-----|
| Figur 5.4 Forsøk med kromat og dikromatlikevektsystemet: 1) Ved start av forsøket er det kromatløsning i brønnene a, c, og e, og dikromatløsning i brønnene b, d og f; 2) syre har blitt tilsatt brønn a og b, og base har blitt tilsatt e og f; 3) base har blitt tilsatt brønnene a og b, og syre har blitt tilsatt e og f. | 96 |
| Figur 5.5 Forsøk med koboltlikevektsystemet: 1) Løsning på varm porselensbrønn; 2) løsning på romtemperert porselensbrønn; og 3) løsning på avkjølt porselensbrønn. | 99 |
| Figur 5.6 En variasjon av koboltforsøket. | 100 |
| Figur 5.7 Gassblanding med NO_2 og N_2O_4 : 1) Stempelet dras ut; 2) stempelet blir trykt hardt inn igjen og brunfargen blir dypere; 3) etter et sekund eller to innstilles det en ny likevekt og fargen blir lysere igjen. | 102 |
| Figur 5.8 Sprøyte med nitrogenoksidgassblanding. | 105 |
| Figur 5.9 Tetrahedriske koboltkloridkompleksjoner gir en nydelig blåfarge. | 107 |

Vedlegg

I. Strukturen i norsk skole – et historisk innblikk

Foruten små innslag i O-fag og naturfag på barne- og ungdomsskolenivå, har kjemi tradisjonelt blitt undervist for elever på videregående nivå, i alderen 16-19 år, og videre på universitets- og høyskolenivå. Kjemiske likevekter kommer i dag inn som tema i undervisningen på videregående. I oppgaven vår har vi skrevet om norske lærebøker bakover i tiden, og mener derfor det kan være nyttig både for oss og leseren å ha en kort oversikt over hva slags plass kjemiundervisningen har hatt i skolen. I teksten ser vi hovedsakelig på tre lov-, skolestruktur- og læreplanforandring i den videregående skolen: 1935, 1974 og 1994. Vi kommenterer også kort Kunnskapsløftet fra 2006. Naturlig nok er det skoleretning med kjemiundervisning som har blitt prioritert i denne korte oversikten, og det er ikke tatt med mye om for eksempel yrkesfaglige retninger og liknende.

Etter *Lov om høyere skole av 1896* omfattet skolesystemet tre trinn: en femårig folkeskole, så en fireårig middelskole, og til slutt et treårig gymnas. Gymnaset hadde tre linjer å velge mellom, språklighistorisk linje, språklighistorisk linje med latin, og reallinje (Andersen 1999; Ringnes & Hannisdal 2001). Kjemi ble undervist i første klasse på hver av linjene (Ringnes & Hannisdal 2001).

Det bærende prinsippet i norsk skolepolitikk etter århundreskiftet var at alle barn skulle gå i samme skole og få samme undervisning gjennom hele den skolepliktige alderen. Middelskolen og gymnaset var frivillig, og det ble derfor arbeidet for å utvide folkeskolen. I 1920 ble det vedtatt en sjuårig folkeskole⁷⁸, og middelskolen ble et treårig obligatorisk mellomledd før treårig gymnas. De tre linjene gymnaset tilbød fra 1920 var reallinjen, engelsklinjen og latinlinjen (Andersen 1999).

Fra 1935 og til 1940 kom det flere skolelover, blant annet *Lov om høyere skole av 1935* om de høyere allmenndannende skolene, realskole og gymnas. Andersen (1999) skriver at 14-åringer i 1945 i hovedsak hadde følgende valg etter fullført sjuårig folkeskole: 1) yrkes- og fagskoler, 2)

⁷⁸ Et benkeforslag gav et raskt vedtatt stortingsvedtak (Også kalt “det gjøsteinske kupp”, da et var Johan Gjøstein (Ap) som benket det) som sa at bare videregående skoler som bygde på *sjuårig* folkeskole skulle få statsstøtte. Etter dette ble det naturlig å vedta sjuårig folkeskole (Andersen 1999).

den høyere allmennskolen⁷⁹, eller 3) framhaldsskolen. For eventuelt å få studiekompetanse ved høgskole eller universitet måtte man gå den høyere allmennskolen (Andersen 1999). Elevene gikk i den høyere allmennskolen hovedsaklig⁸⁰ enten treårig realskole eller et femårig gymnas. På realskolen og gymnaset var to år felles først, så kunne elevene deretter velge om de skulle ta et avsluttende år eller gå tre år til på gymnaset.

Kjemi var et fag sammen med fysiologi, og ble undervist det tredje året på både realskolen og gymnaset. På gymnaset var det de samme tre linjene som var fra 1920, nemlig reallinje, engelsklinje og latinlinje. Kjemi og fysiologifaget hadde fire undervisningstimer i uka, der tre fjerdedeler av undervisningen skulle være kjemi (Undervisningsrådet 1950). Under, i Tabell I.1, er det gjengitt utdrag fra timefordelingstabell gitt i *Undervisningsplaner [for] den høgre almenskolen etter lov av 10 mai 1935* (Undervisningsrådet 1950: 8):

Tabell I.1 Utdrag av timefordelingsplan for "3-årig realskole og 5-årig gymnas som bygger på folkeskole med engelsk"⁸¹.

| År | Realskolen | | | Gymnaset | | | | | | | | |
|--------------------|------------|----|-----|----------|---|---|----|---|---|---|---|---|
| | I | II | III | III | | | IV | | | V | | |
| Linje | | | | R | E | L | R | E | L | R | E | L |
| Norsk | 4 | 5 | 6 | 5 | 5 | 5 | 5 | 5 | 5 | 6 | 6 | 6 |
| Biologi | - | - | - | 0 | 0 | 0 | 2 | 0 | 0 | 0 | 4 | 4 |
| Kjemi og fysiologi | 0 | 0 | 4 | 4 | 4 | 4 | 0 | 0 | 0 | 0 | 0 | 0 |
| Fysikk | 2 | 2 | 0 | 0 | 0 | 0 | 6 | 0 | 0 | 6 | 0 | 0 |

R=reallinje, E=engelsklinje, L=latinlinje.

Fra 1948 kom det en kort periode en fjerde gymnaslinje, Naturfaglinjen, men veldig få skoler tilbød denne. Her ble kjemi undervist tre uketimer alle tre årene (Ringnes 1993).

I tiden før 70-årene var det flere parallelle utdanningsveier etter fullføring av folkeskolen. Det var veien gjennom realskolen og gymnaset mot universiteter og høgskoler og mer akademiske jobber. På den andre siden var det utdanningsveier mot mer praktiske yrker. Disse var mange, og

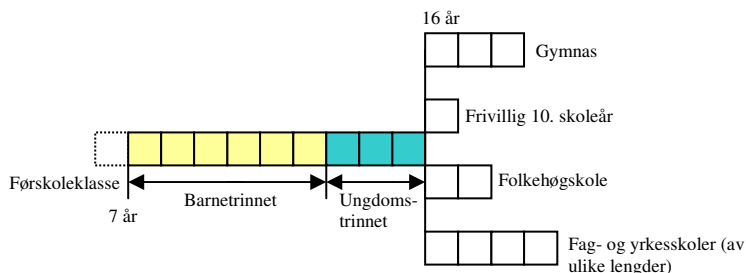
⁷⁹ Den høyere allmennskolen hadde kjemiundervisning, og derfor mest relevant i vår sammenheng.

⁸⁰ Det var andre ordninger også, og Andersen (1999) skriver videre at "dersom vi forsøker å få et overblikk over den skoleorganisasjonen som ble vedtatt ved loven [Lov om høyere skole av 1935], vil vi oppdage at vi står ovenfor et svært uoversiktlig system av skoleordninger." Vi gjør derfor ikke noe videre forsøk på å gå grundigere inn i dette enn det som kommer fram i teksten.

⁸¹ Tabellen for det andre alternativet, "...bygger på folkeskole uten engelsk", er gitt på side 9 i *Undervisningsplaner* (Undervisningsrådet 1950), men det er ingen endring i timeantall for kjemi og fysiologifaget.

kunne gå gjennom realskolen, framhaldsskolen, folkehøgskoler og fag- og yrkesskoler. Poenget er at det ikke var overgangsmuligheter mellom utdanningsveien gjennom gymnaset og de andre. Ombestemte man seg, måtte man starte på nytt fra begynnelsen av (Andersen 1999). Det var, skal man tro Andersen, en mangel på samordning, sammenheng og helhet.

Kirke- og undervisningsdepartementet nedsatte Forsøksrådet for skoleverket i 1954, og dette skulle lede forsøk med ulike skoleordninger uten binding til eksisterende lover for å komme frem til den mest egnede strukturen. Det første arbeidet omhandlet grunnskolen og i 1959 ble prinsippet om niårig enhetsskole vedtatt med *Lov om folkeskolen av 1959*. I dette ligger det at kommunene kunne gjøre vedtak om obligatorisk niårig enhetsskole⁸². Niårig obligatorisk skole som landsomfattende ordning ble vedtatt i *Lov om grunnskolen av 1969*, og den bestod av seksårig barneskole og treårig ungdomsskole (Volckmar 2004). Etter 1969 falt da framhaldsskolen og realskolen bort (Andersen 1999), og utdanningsbildet ble hovedsakelig seende ut som illustrert i Figur I.1 under. Niårig enhetsskole var i følge Volckmar (2004) grunnpilaren i planene om å reformere hele utdanningssystemet. Med prinsippet vedtatt i 1959, var det en reformering av gymnaset og yrkesutdanningen som stod for tur⁸³.



Figur I.1 Hovedstrukturen i skolesystemet etter 1969 (Skissert etter Andersen 1999: 88).

⁸² En enhetsskole er et sammenhengende skolesystem med prinsipp om at den videregående undervisningen bygges på en felles grunnskole, og at alle elever integreres i samme skolesystem.

⁸³ Volckmar (2004) antyder at arbeidet med skolen i Norge fra 50-tallet og utover kan sies å være langt framme i forhold til mange andre land. Det går særlig på diskusjonen som gikk på sammenhengen mellom samfunnsøkonomi og skolesystemet. Hun skriver at "Den norske og nordiske debatten om utdanningens økonomiske rolle er ganske unik, all den tid dette synspunktet enda ikke hadde fått sitt internasjonale gjennombrudd. Den internasjonale forskningen på forholdet mellom utdanning og økonomi skjøt først fart med "Sputniksjokket" i 1957. I 1959, omtrent samtidig med at Odd Aukrust i Statistisk sentralbyrå påviste utdanning som en viktig, men hittil ukjent tredje faktor i forklaringen på den økonomiske veksten i Norge, publiserte den kjente amerikanske økonomen Theodor Schultz analyser i USA som viste stor sammenheng mellom utdanningsnivå og økonomisk vekst." (Volckmar 2004: 82)

En av opptaktene til reformeringen av den videregående opplæringen var oppnevningen av Gymnasutvalget (også kalt Gjelsvik-utvalget) i 1962 (Forsøksrådet for skoleverket 1978). Gymnasutvalget skulle drøfte gymnasetts fremtidige indre oppbygging og faglig innhold på grunnlaget en niårig grunnskole ga (Jahr 2006). I 1967 la utvalget fram en innstilling om reform av det tradisjonelle gymnas (Forsøksrådet for skoleverket 1978), som blant annet sa at gymnaset skulle ha et felles første år som bærende prinsipp (Jahr 2006).

Andersen (1999: 83) skriver at *”de viktigste argumentene for gjennomføring av reformer i det videregående skoleverket var knyttet til behovet for oversikt, orden og system i skoletilbudet”*. For dette anliggendet kom Skolekomiteen (også kalt Steen-komiteen), nedsatt av Kirke- og undervisningsdepartementet i 1965, inn for å se på utdanningssystemet mellom universitet og grunnskole som en helhet. Skolekomiteen skulle legge fram en plan for utviklingen av et skolesystem som kunne by all ungdom mellom 16 og 19 år likeverdige muligheter for utdanning og personlighetsvekst. De skulle vurdere hensiktsmessigheten ved en ny felles⁸⁴ lov for høyere skole (Forsøksrådet for skoleverket 1978).

Allerede før arbeidet til Gymnasutvalget og Skolekomiteen var ferdig, startet utprøvingen av ideene deres opp. Flere gymnas ble invitert til å søke om å bli med på en prøveordning med to forsøkskategorier: Det var forsøk med 1) skolens struktur og undervisningstilbud (skolene som ble med her ble kalt reformgymnas), og såkalte 2) delforsøk, som var forsøk med friere arbeidsmåter for elevene, endret faglig innhold med mer. De første forsøkene ble startet høsten 1969 (Forsøksrådet for skoleverket 1978).

Etter arbeidet fra Forsøksrådet, Gymnasutvalget og Steenkomiteen, kom til slutt *Lov om videregående opplæring av 21. juni 1974* (Lov om videregående opplæring 1974). Loven trådte i kraft 1. januar 1976. Gymnaset, nå kalt for videregående skole, var en frivillig påbygging av den niårige enhetsskolen (Forsøksrådet for skoleverket 1978). Det første året var felles, som Gjelsvik-utvalget hadde foreslått, mens det var linjevalg fra andre år. I den allmennfaglige studieretningen kunne elevene velge mellom en naturfaglinje, samfunnsfaglig linje, språklig linje, og musikkteoretisk linje (Ringnes & Hannisdal 2001).

⁸⁴ Tidligere var det egne lover og regler for yrkesfag, folkehøgskoler, og den høyere allmenne skolen.

Læreplanen for den videregående skole (L76) kom samme året som loven trådte i kraft. Kjemi var et studieretningskurs på i alt åtte timer over to år, og ble for det meste tatt av elever på naturfaglinjen (Ringnes 1993). Det var et tretimerskurs andre året, 2KJ, og et femtimers kurs det tredje året, 3KJ (KUD 1979). Første året inneholdt et felles naturfag der *”emner fra fagene biologi, fysikk og kjemi inngår i kurset, med veiledende fordelingsnøkkel 2:1:2”* (KUD 1976: 121). I 1989 kom en ny fagplan for naturfaget, og i den var det ingen gitt timerfordeling mellom kjemi, fysikk og biologi (Ringnes & Hannisdal 2001). Ringnes og Hannisdal (2001: 16) skriver at *”intensjonen var et integrert naturfag undervist som et kombinert kurs der emner i læreboken hadde fotfeste i alle disipliner. Ut fra fagplanens emneliste og fra lærebøkene kan innslaget av kjemi anslås til halvannen uketimer av i alt fem uketimer.”*

I 1994 ble det gjennomført en ny reformering av det videregående systemet, Reform-94, med Gudmund Hærnes som viktig arkitekt. Antall studieretninger ble redusert (Ringnes & Hannisdal 2001). Kjemi ble undervist i andre (2KJ) og tredje klasse (3KJ) på videregående i *”Studieretning for allmenne, økonomiske og administrative fag”*, der 2KJ var tretimersfag og 3KJ var femtimersfag (KUFD 1996a). Som tidligere var det først et felles år, blant annet med et naturfag fem timer i uken. I læreplanen for naturfaget er ett av syv hovedmål kjemirelatert (KUFD 1996b).

I Kunnskapsløftet fra 2006 er naturfag fremdeles et fellesfag for alle i VG1 i linjevalget Studiespesialisering (jf Allmenne, økonomiske og administrative fag). Det som før het 2KJ i andre klasse heter nå Kjemi 1, og det som før het 3KJ i tredjeklasse heter nå Kjemi 2. Både Kjemi 1 og Kjemi 2 er femtimersfag (KD 2006).

Litteratur

- Andersen, K. (1999). *Allmennutdanning og yrkesutdanning i Norge: hovedlinjer i utviklingen av videregående opplæring etter 1945*. Kristiansand, Høyskoleforlaget.
- Forsøksrådet for skoleverket. (1978). *Fra reformgymnas til studieretning for allmenne fag*. Oslo, Forsøksrådet.
- Jahr, H. M. (2006). *Endringer i skolesystemet 1945-2006*. Bostadutvalget, www.regjeringen.no. Lokalisert 30.01.2008 på World Wide Web: <http://www.regjeringen.no/upload/Endringer%20i%20skolesystemet%201945%20-%202006.pdf>.
- KD. (2006). *Kunnskapsløftet, læreplan for Kjemi*, Kunnskapsdepartementet/Utdanningsdirektoratet. Lokalisert 11.01.2008 på World Wide Web: http://utdanningsdirektoratet.no/templates/udir/TM_L%C3%A6replan.aspx?id=2100&laereplanid=172787&visning=5&sortering=2&kmsid=172798
- KUD. (1976). *Læreplan for den videregående skole Del 2 Felles allmenne fag*. Oslo, Kirke- og undervisningsdepartementet/Gyldendal.
- KUD. (1979). *Læreplan for den videregående skole, Del 3a, Studieretning for allmenne fag*. 3de opplag. Oslo, Kirke- og undervisningsdepartementet/Gyldendal.
- KUFD. (1996a). *Læreplan for videregående opplæring - Kjemi*, Kirke- utdannings- og forskningsdepartementet/Utdanningsdirektoratet. Lokalisert 11.01.2008 på World Wide Web: http://utdanningsdirektoratet.no/templates/udir/TM_Artikkel.aspx?id=1120#Allmenne,%20%C3%B8konomiske%20og%20administrative%20fag.
- KUFD. (1996b). *Læreplan for videregående opplæring - Naturfag*, Kirke- utdannings- og forskningsdepartementet/Utdanningsdirektoratet. Lokalisert 11.01.2008 på World Wide Web: http://utdanningsdirektoratet.no/templates/udir/TM_Artikkel.aspx?id=1120#Felles%20allmenne%20fag
- Lov om videregående opplæring. (1974). *LOV om videregående opplæring av 21. juni 1974, med endring ved lov av 14. mars 1975*. Grøndahl og søn.
- Ringnes, V. (1993). *Elevers kjemiforståelse og læringsvansker knyttet til kjemibegreper*, Ph.D. Kjemisk institutt, Det matematisk-naturvitenskapelige fakultet, Universitetet i Oslo
- Ringnes, V. & Hannisdal, M. (2001). *Kjemi i skolen - undervisning og læring*. Kristiansand, Høyskoleforlaget AS.

Undervisningsrådet. (1950). *Undervisningsplaner - Den høgre almenskolen etter lov av 10. mai 1935*. Oslo, Kirke- og undervisningsdepartementet/Brøggers Boktrykkeris Forlag.

Volckmar, N. (2004). *Fra solidarisk samværskultur til kunnskapssolidaritet - Det sosialdemokratiske skoleprosjekt fra Sivertsen til Hernes (Dr. Pilot. avhandling, Pedagogisk fakultet, NTNU)*. NTNU-trykk

Lokalisert 17.02.2008 på World Wide Web: www.diva-portal.org/diva/getDocument?urn_nbn_no_ntnu_diva-1711-2_fulltext.pdf.

II. Kjemikalier

Tabell II.1 Info om kjemikalier brukt i forsøkene gått gjennom i kapittel 5. Priser og datablad er hentet fra KPT naturfag (2008)

| Kjemikalie | Pris ekskl. mva (kr)/kvantum | Pris per 100g eks. mva (kr) | Viktigste faremomenter og punkter om fjerning av avfall gitt i HMS datablad |
|---------------------------------|------------------------------|-----------------------------|--|
| NH ₄ SCN | 490/500g | 98,00 | <p>Stoffet er ikke brennbart, men ved oppvarming til dekomponering avgis meget giftige gasser av ammoniakk og cyanid (blåsyre) samt svoveloksyder og nitrøse gasser (SO_x, NO_x). Kontakt med Pb(NO₃)₂ kan resultere i eksplosjon.</p> <p>Søl samles straks opp på egnet beholder, som tydelig merkes med innholdsstoffets navn, fareklasse etc. og leveres til godkjent behandlingsanlegg eller mottaksstasjon for problemavfall.</p> |
| KSCN | 258/250g | 103,20 | <p>KSCN er ikke brennbart, men ved oppvarming til dekomponering avgis meget giftige gasser av cyanid (blåsyre), svoveloksider (SO_x) og nitrøse gasser (NO_x).</p> <p>Samle opp tørrstoff, unngå støvdannelse. Benytt støvsuger og vask med våt svaber.</p> <p>Fortynn med vann, avvent dekomponering og spyl deretter til kloakk med mye vann. La reagere med sterk hypoklorittopløsning i 24 timer og spyl deretter til kloakk med mye vann.</p> |
| AgNO ₃ | 450/50g | 900,00 | <p>Etsende. Miljøskadelig.</p> <p>Søl eller rester av sølvnitrat er verdifullt avfall som bør tas vare på og brukes om igjen (gjenvinnes).</p> |
| N ₂ HPO ₄ | 264/500g | 52,80 | <p>Stoffet kan være farlig ved svelging. Kan virke irriterende på hud, øyne og mage ved svelging.</p> <p>Små mengder kan spyles ned i avløp med rikelige mengder vann. Større mengder søl samles på beholdere som tydelig merkes med stoffets navn og fareklasse. Sendes til mottak for sesialavfall. Benytt verneutstyr ved oppsamling og rengjøring.</p> |
| FeCl ₃ | 268/1kg | 26,80 | <p>Kan avgi hydrogenkloridgass ved oppvarming, som er meget etsende.</p> <p>Små mengder: Nøytraliseres med NaHCO₃ og skylles bort ved å helle det i vasken med mye strømmende vann, eller fast stoff deponeres i vanlig avfallsdunk. Vask spillstedet.</p> |

| | | | |
|-----------------------------------|----------|--------|--|
| | | | Større mengder samles på godkjent beholder og sendes spesialmottak for gjenvinning eller destruksjon. |
| $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ | 236/500g | 47,20 | Sterkt oksiderende og kan gi kraftige reaksjoner med reduserende stoffer. Brenner ikke, men skiller ut O_2 ved oppvarming. Avgir giftig gass (NO_x) ved oppvarming til dekomponering. Små mengder:stoffet løses opp i mye vann og helles i vasken med mye etterspyling. Vask spillestedet. |
| CoCl_2 | 242/50g | 484,00 | Stoffet er ikke brennbart. Giftig ved innånding og svelging. Alvorlig helsefare oppstår ved lengre tids påvirkning. Fare for allergi. Förgiftninger kan oppstå etter mange timer. Må ikke bortskaffes sammen med husholdningsavfall Små mengder kan spyles i avløp sammen med rikelige mengder vann. Spill samles i beholdere av glass eller plast. Beholdere merkes med opplysning om innhold og fareklasse og levers godkjent behandlingsanlegg eller mottaksstasjon for problemavfall. Bruk verneutstyr. |
| MgCl_2 | 260/1kg | 26,00 | Ingen spesielle farer rapportert. Reagerer sterkt med K, Na, Zn. Samles opp og skylles bort i vasken med mye strømmende vann. |
| NH_4Cl | 95/1kg | 9,50 | Farlig ved svelging. Irriterer øynene. Ustabil i kontakt med åpen ild og varme. Kan danne giftig gass/damp ved oppvarming som kan være helseskadelig. Reagerer sterkt med reduksjonsmidler. Renholdspersonale bør bruke vernehansker evt. åndedrettsvern i kontakt med væskeblandinger av stoffet. Små mengder skylles bort ved å helle det i vasken med mye rennende vann. Større mengder samles inn på egen beholder og merkes med stoffets fare og navn og sendes til godkjent mottak. |
| $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | 449/250g | 180,00 | FARE FOR KREFT. Kan forårsake skader på arvelige egenskaper. Fare for allergi ved hudkontakt. Reagerer eksplosivt med Hydrazin og lesket kalk. Blandes med NaHSO_3 -løsning, sett så til 3M- H_2SO_4 . Nøytraliseres med Na_2CO_3 , sett til vann og tøm det hele i vasken. Dekk spillstedet med NaHSO_3 , tilsatt 3M- H_2SO_4 . Overfør spillet til et stort begerglass og behandle det som over. Større mengder samles opp på glassbeholdere, merkes |

| | | | |
|-----------------|----------|--------|--|
| | | | tydelig med faremerking og navn og sendes til godkjent mottak. Må ikke slippes ut i kloakk. |
| K_2CrO_4 | 156/100g | 156,00 | Kaliumkromat er ikke brennbart, men ved oppvarming til ca. 250 °C avgis kromater og oksygen som kan underholde og påskynde en eksisterende brann. Søl samles opp på beholdere av for eksempel glass eller stål (plast og andre organiske stoffer er uegnet som emballasjemateriale). Beholderen merkes tydelig med innholdsstoffets navn, fareklasse etc. og leveres til godkjent mottaksstasjon eller behandlingsanlegg for problemavfall, for gjenvinning eller destruksjon. Unngå utslipp til kloakk |
| $NO_2/N_2O_4^*$ | | | Meget giftig ved innånding. Etsende. |

* (Statens forurensningstilsyn 2008)

Litteratur

KPT Naturfag. (2008). *Kjemikalier* Kristiansund Lokalisert 15.04.2008 på World Wide Web:
<http://kptnaturfag.no/shop/Kjemikalier>.

Statens forurensningstilsyn. (2008). Nitrogendioksid/dinitrogentetraoksid. Lokalisert 29.04.2008 i Miljøverndepartementet online database (Miljøstatus i Norge) på World Wide Web:
<http://www.miljostatus.no/datasok/stoffliste/stoffliste.asp?topmenuindex=2&leftmenuindex=1&pagename=Stofflisten&firstTime=false&navn=&indexnr=007-002-00-0&casnr=&ecnr=&klassefisering=&rsetning=&ssetning=&faresymbol=&showAll=2>.