

Krasjkurs - KJEM100

Forord:

Disse notatene er skrevet i krasjkurset holdt den 29. november 2014, over et tidsrom på 6 timer. De har i ettertid blitt digitalisert og gjort leservennlig, samtidig som jeg har lagt til litt diverse tips og regler som gjør det lettere. Det står mer i notatene enn det ble gitt av informasjon på krasjkurset. Notatene ble ferdig digitalisert den 3. desember 2014, etter å ha tilbrakt mye av natten med nettopp dette arbeidet.

Jeg håper disse notatene kommer til nytte, og jeg har uansett fått gjort litt forberedelser til eksamen selv hvis ikke. Husk at jeg selv tar faget nå, så det er mulig jeg gjør noen skrivefeil underveis.

Jeg har sett at symbolet for molar masse har flere notasjoner. Min notasjon av molar masse for stoffet X er gitt som $MM(X)$, men jeg har også sett betegnelsene $Mm(X)$ og $M_M(X)$. Det ble ikke «klaget» på av de som rettet den obligatoriske innleveringen, så det må være en lovlig notasjon.

Merk også at vi ikke hadde hatt om redoksreaksjoner da krasjkurset ble holdt, men jeg har prøvd å dekke dette temaet så godt som mulig her også. Etter forelesningen som dekket dette temaet, har jeg flettet inn en god del derfra i notatene. Dessuten er alt etter molekylgeometri ting som ikke er tatt opp på krasjkurset, men fortsatt relevant for eksamen. Her har jeg bare tatt en kjapp gjennomgang av det som kommer etterpå.

Underveis i notatene har eksamensoppgavene fra avsluttende eksamen høsten 2012 blitt løst (alle 10 oppgavene, med stort sett økende vanskelighetsgrad). Jeg har ikke hatt med alle mellomregningene, og der jeg har hoppet over mellomregninger, er det merket med $= \dots =$, som oftest er brukt når jeg har hoppet direkte fra variabler til svaret, og variablene er bare å sette inn for.

Læreboken som er brukt i kurset er tredje utgave (internasjonal utgave, for bruk utenfor USA) av «Introduction to Chemistry» av Bauer, Birk og Marks, og det er denne boken jeg refererer til når jeg refererer til «læreboken». Den er opphavsrett © 2013. ISBN for boken er 978-0-07-131763-4, og MHID er 0-07-131763-5. Forlaget for denne boken er McGraw-Hill.

Lykke til på eksamen!

Kim-Erling Bolstad-Larssen

PS: Disse notatene kan fritt deles eller videreformidles, med eller uten vederlag, forutsatt at de er 100% uforandret.

vi samme tilfelle som i punkt 2, en kovalent forbindelse. Navnet blir altså dihydrogenoksid, ikke hydroksid (det er en egen gruppe, også kjent som hydroksylgruppen).

5. Vi har ikke et femte tilfelle i eks 1, men dersom vi har en forbindelse som inneholder et anion eller kation med eget navn, bruker vi dette navnet. Se tabell på neste side for en liste over mange anioner (såkalte oksoanioner).

Okso-anioner:

Noen ioner har sine egne navn, og det er så mange anioner (negativt ladde ioner) med oksygen at de har fått sitt eget navn. Se også tabell på neste side. Vi har noen regler for navnetting etter hvor mange oksygenatomer det inneholder:

1. Dersom anionet ikke inneholder oksygen, får det suffiks *-id*.
Eks: Sulfid (S^{2-}), fluorid (F^-).
2. Dersom vi har én oksygenholdig variant av anionet, får dette anionet endingen *-at*.
Eks: Karbonat (CO_3^{2-}).
3. Dersom vi har to oksygenholdige varianter av et anion, vil den varianten med færrest oksygenatomer få suffikset *-itt*, mens den varianten med flest vil få suffikset *-at*.
Eks: Sulfitt (SO_3^{2-}), sulfat (SO_4^{2-})
4. Dersom vi har fire oksygenholdige varianter av et anion, vil vi få følgende betegnelser:
 - Det anionet med færrest oksygenatomer får prefikset *hypo-* og suffikset *-itt*. Dersom det er en syre vi snakker om, blir prefikset erstattet med *under-* og suffikset *-syrling*.
Eks: Hypobromitt (BrO^-), underklorsyrling ($HClO$).
 - Det anionet med nest færrest oksygenatomer vil ikke ha noe prefiks, men samme suffiks som nevnt i punktet over.
Eks: Kloritt (ClO_2^-), svovelsyrling (H_2SO_3)
 - Det anionet med nest flest oksygenatomer får ingen prefiks, men suffikset *-at*. Syrer vil ha endningen *-syre* i stedet, og ingen prefiks.
Eks: Bromat (BrO_3^-), svovelsyre (H_2SO_4)
 - Det anionet med flest oksygenatomer får prefikset *per-* og suffikset *-at*. Dersom vi snakker om en syre, får vi samme prefiks, men suffikset *-syre*.
Eks: Perbromat (IO_4^-), perklorsyre ($HClO_4$).
5. Dersom det bare er oksygen i anionet: oksid (O^{2-}) og peroksid (O_2^{2-})

Tabell over oksoanioner:

| Antall varianter av oksoanionet | Liste over navn og kjemisk formel | Ladning på oksoanionet |
|---------------------------------|---|---|
| Ingen variant med oksygen | Fluorid (F^-) – ikke et oksoanion, bare et anion. | -1 |
| 1 | Borat (BO_3^{3-}) Karbonat (CO_3^{2-}) Silikat (SiO_4^{4-}) | Varierer med oksoanionet, men hhv -3, -2 og -4. |
| 2 | Fosfid (P^{3-}) Fosfat (PO_4^{3-}) Oksid (O^{2-}) Peroksid (O_2^{2-}) | -3 for de oksoanionene med fosfor -2 for de anionene kun bestående av oksygen |
| 3 | Nitrid (N^{3-}) Nitritt (NO_2^-) Nitrat (NO_3^-) Arsenid (As^{3-}) Arsenitt (AsO_3^{3-}) Arsenat (AsO_4^{2-}) Sulfid (S^{2-}) Sulfitt (SO_3^{2-}) Sulfat (SO_4^{2-}) Selenid (Se^{2-}) Selenitt (SeO_3^{2-}) Selenat (SeO_4^{2-}) Tellurid (Te^{2-}) Telluritt (TeO_3^{2-}) Tellurat (TeO_4^{2-}) | For alle anionene uten oksygen: Gruppenummer for stoffet minus 18. Alternativt antall valenselektroner minus 8. For alle oksoanionene: Samme regel som anionene uten oksygen, unntatt for nitritt og nitrat. |
| 4 | (Ingen) | (Kan ikke si noe, siden vi ikke har noen oksoanioner her) |
| 5 | _____id (X^-) Hypo_____itt (XO^-) _____itt (XO_2^-) _____at (XO_3^-) Per_____at (XO_4^-) $X = Cl, Br, I$ (hhv. Klor, Brom, Jod) | -1 for alle anioner og oksoanioner. |

Figur 2: Tabell over en del oksoanioner og monoatomiske anioner. Ser du noe mønster?

Ved analysering av tabellen, finner vi følgende mønstre:

1. Det mest åpenbare, og av definisjon: Alle anionene har negativ ladning.
2. Alle monoatomiske anioner har ladningen gitt lik antall valenselektroner minus 8. Merk at alle anionene har minst 5 valenselektroner.
3. For alle anionene med minst 5 valenselektroner er også ladningen til anionet og tilhørende oksoanioner gitt på samme måte som nevnt over. **UNNTAK: NITRITT OG NITRAT HAR LADNINGEN -1, OG IKKE -3.**

- Fra gruppe 13 og 14 har vi ingen monoatomiske anioner, og her har vi ikke noe mønster å hente ladningen på. Disse tre anionene må læres ved pugging!
- For alle stoffer som har to forskjellige oksoanioner, er antallet oksygenatomer gitt som:
 - 4, dersom suffikset er *-at*.
 - 3, dersom suffikset er *-itt*.
 - UNNTAK: Nitrogenoksoanionene har ett oksygenatom mindre enn regelen oversier, slik at nitritt og nitrat er hhv NO_2^- og NO_3^- . Det samme gjelder for borat og karbonat. Merk også at silikat følger vanlig regel for antall oksygenatomer.**
- For alle stoffer som har fire forskjellige oksoanioner (*Cl, Br, I*), har vi at antallet oksygenatomer går fra 1 til 4 i henhold til navngivningsreglene.
- Antall oksoanioner som er gitt for et stoff kan finnes ved et mønster:
 - 3-4 valenselektroner: Ett oksoanion tilhørende hvert grunnstoff. Disse stoffene er unntak i en del av mønsteret ellers i tabellen. Ingen monoatomiske anioner.
 - 5-6 valenselektroner: To oksoanioner og ett monoatomisk anion til hvert grunnstoff, unntatt for oksygen og fosfor.
 - 7 valenselektroner: Fire oksoanioner og ett monoatomisk anion til hvert grunnstoff, unntatt fluor (som bare har et monoatomisk anion).
- Merk at det finnes flere anioner og oksoanioner enn tabellen viser, men de er sannsynligvis ikke relevant for dette nivået. Det er ikke sikkert at alle mønstrene vil holde dersom disse anionene og oksoanionene hadde blitt lagt til i tabellen.

Etter å ha hentet ut mønstrene fra tabellen, kan vi ta ut følgende essens for å lære seg den utenat:

- Lær deg mønsteret for antall oksoanioner som eksisterer for et gitt anion. Lær deg deretter unntakene (3 stk).
- Lær deg mønsteret for hvor mange oksygenatomer som er i de forskjellige oksoanionene, og deretter unntakene (4 stk).
- Lær deg mønsteret for hvilken ladning de forskjellige oksoanionene skal ha, og deretter unntakene (4 stk, inkludert borat og karbonat).
- Til slutt: Pugg de stoffene som har flest unntak (3 stk).

Eksamensoppgave 1 fra høsten 2012:

Gi riktig navn eller formel til forbindelsene (svar i rødt)

- $HClO$: Hydrogenperklorat, perklorsyre
- Bly(II)karbonat: $PbCO_3$
- HCl : Hydrogenklorid, saltsyre
- Ammoniumhydrogenkarbonat: NH_4CO_3
- CS_2 : Karbondisulfid

Bindingstyper

Vi har tre typer bindinger, avhengig av forskjellen i elektronegativitet:

1. Kovalent binding: Når vi har grunnstoffer (ikke-metaller) som forbindes med seg selv, f.eks. N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 osv. Disse bindingene er ikke polare, så den totale elektronegativiteten er lik null. Vi har også en (upolar) kovalent binding når den totale ladningen utad stoffet blir null, f.eks. CO_2 .
2. Polar kovalent binding: Når to stoffer i forbindelse har ulik elektronegativitet, slik at elektronene er mer hos det ene stoffet enn det andre. Da får vi en dipol med negativ pol der elektronegativiteten er størst og positiv pol der elektronegativiteten er minst. Denne bindingen oppstår mellom ikke-metaller. Eks: H_2O .
3. Ionisk binding: Når to stoffer i forbindelse ikke lenger deler elektroner, men at elektroner som «deles» er hos det ene stoffet hele tiden. Denne typen forbindelse skjer som regel mellom metall og ikke-metall. Eks: $NaCl$.
4. Hydrogenbinding: Denne typen bindinger oppstår ikke innad i et molekyl, men mellom molekyler. Dersom denne typen bindinger skal oppstå, må hydrogenatomet i molekylene være bundet direkte til et lite atom med høy elektronegativitet (dvs. N , O , F), og dette atomet må ha et ledig elektronpar. Hydrogenbindingene vil da oppstå mellom hydrogenet i det ene molekylet og et ledig elektronpar til N , O eller F i det andre molekylet.

Eks 2: Klassifiser bindingene

1. KI : Ionisk
2. CH_4 : Kovalent
3. CO : Polar kovalent

Eksamensoppgave 2 fra høsten 2012:

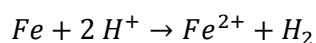
Klassifiser følgende forbindelser (svar i rødt):

- a) $CaCl_2$: Ionisk
- b) HCl : Polar kovalent
- c) C_{60} : Kovalent
- d) H_2O_2 : Kovalent/polar kovalent (diskuterbart)
- e) $NaOH$: Ionisk

Redoksreaksjoner

En redoksreaksjon er en kjemisk reaksjon der et stoff blir redusert og et annet stoff blir oksidert. Det reduserte stoffet tar opp et elektron, og det oksiderte stoffet avgir et elektron. Huskeregel: Det stoffet som blir redusert, får mer negativ ladning (og oksidasjonstallet blir mindre).

Eks 3: En redoksreaksjon



Redusert: $Fe \rightarrow Fe^{2+}$

Oksidert: $2 H^+ \rightarrow H_2$

Regler for tildeling av oksidasjonstall (Tabell 14.1 i læreboken, oversatt til norsk)

1. Alle atomer og forbindelser bestående av ett grunnstoff har oksidasjonstallet 0.
2. Summen av oksidasjonstallene til alle atomene i et stoff må være lik total ladning: 0 for molekyler, men den ioniske ladningen for ioner (inkludert polyatomiske ioner).
3. Fluor (*F*) har oksidasjonstall 1- i sine forbindelser.
4. Hydrogen har oksidasjonstallet 1+, unntatt når det er i forbindelse med metaller. I sistnevnte tilfelle har det oksidasjonstallet 1-.
5. Grunnstoffets plassering i periodesystemet gir oss mange tips:
 - a. Atomer fra gruppe IA (1) (alkaliemetaller) har oksidasjonsnummer +1 i forbindelsene sine.
 - b. Atomer fra gruppe IIA (2) (jordalkaliemetaller) har oksidasjonsnummer +2i forbindelsene sine.
 - c. Atomer fra gruppe VIIA (17) (halogenene) har oksidasjonsnummer -1 i forbindelsene sine så lenge det ikke er i forbindelse med et mer elektronegativt ikke-metall.
 - d. I binære forbindelser har atomer fra gruppe VIA (16) oksidasjonstall -2 så lenge det ikke er i forbindelse med et mer elektronegativt ikke-metall.
 - e. I binære forbindelser har atomer fra gruppe VA (15) oksidasjonstall -3 så lenge det ikke er i forbindelse med et mer elektronegativt ikke-metall.
6. Oksygen har oksidasjonstallet -2, unntatt i peroksider (forbindelser som inneholder O_2^{2-} -ionet) hvor det har oksidasjonsnummeret -1. Det andre unntaket er når det er i forbindelse med det mer elektronegative fluorionet.

Disse reglene er satt opp i hierarki. Regel 1 gjelder foran de andre reglene, dersom det skulle bli motsigelser.

Eks 4: Bestem oksidasjonstall

- 1) SO_4^{2-}
- 2) PCl_3
- 3) Cr_2O_7

Løsning:

- 1) Vi vet av regel 6 at oksygen har oksidasjonstallet -2, og at vi har 4 oksygenatomer. Vi kunne ha hentet svovel sitt oksidasjonstall fra regel 5d, hadde det ikke vært for at det er i forbindelse med oksygen, som er et mer elektronegativt ikke-metall. Samtidig vet vi at det totale oksidasjonstallet er 2-, så da kan vi løse en ligning: $x - 2 * 4 = -2 \Rightarrow x = 6$. Altså har svovel oksidasjonstallet +6 i denne forbindelsen.
- 2) Vi kan hente klor sitt oksidasjonstall på samme måte som over, men her fra regel 5c. Vi får dessuten samme problem over da vi prøvde å ta i bruk regel 5d, men her er det 5e vi prøver å ta i bruk (og får samme problemer). Men vi vet også at det totale oksidasjonstallet er 0, og klor sitt oksidasjonstall er -1 (av regel 5c). Da har vi ligningen: $x - 1 * 3 = 0 \Rightarrow x = 3$, og dermed har vi at fosfor har oksidasjonstallet +3 i denne forbindelsen.

- 3) Vi vet allerede oksygen sitt oksidasjonstall fra regel 6, og vet at den totale ladningen er 0. Nå må vi huske at vi har to krom-atomer, og ta det med i beregningen. Da får vi at $2x - 2 * 7 = 0 \Rightarrow x = 7$, og at hvert krom-atom altså har oksidasjonstallet +7.

Notasjon av oksidasjonstall

Vi har flere måter å notere oksidasjonstall på:

- 1) $N(oks)$: For et stoff grunnstoff X i forbindelsen AX , kan vi notere oksidasjonstallet som $N(oks)X$, evt $N_{oks}(X)$.
- 2) Romertall over atomene i formelen: $Fe_2^{III}O_3^{-II}$. Vi bruker tallet 0 dersom oksidasjonstallet for et stoff er null.
- 3) Mindre vanlig: Arabiske tall (brukes ikke her) i stedet for romerske tall.

Eksamensoppgave 3 fra høsten 2012:

Sølvttøy blir ofte misfarget og overflaten får et brunaktig/svart belegg som ikke forsvinner i vanlig vask. Belegget er som oftest sølvsvovelforbindelser, svovelet kan komme fra H_2S i luften eller fra egg. Det finnes mange sølvpussemidler på markedet, den enkleste teknikken for å rense sølv er kanskje likevel denne: Løs litt salt (vanlig bordsalt, $NaCl$ går bra) i varmt vann, putt aluminiumsfolie i vannet, legg sølvttøyet på aluminiumsfolien (sørg for kontakt mellom sølvet og aluminiumet). Saltet er nødvendig for å gjøre løsningen konduktiv, slik at elektriske ladninger kan transporteres). En kjemisk reaksjon, som kan skrives $Ag_2S + Al \rightarrow Ag + Al_2S_3$, vil inntreffe, og sølvttøyet får den ettertraktede sølvglansen tilbake.

- a) Finn oksidasjonstallene til sølv, aluminium og svovel. Hva blir redusert og hva blir oksidert i reaksjonen?

Svar:

Venstre side:

- Ag_2S : S har oksidasjonstall -2, totalt oksidasjonstall er 0. Ag i Ag_2S har altså oksidasjonstall +1.
- Al er alene, og får oksidasjonstallet 0.

Høyre side:

- Ag er alene, og får oksidasjonstallet 0.
- Al_2S_3 : S har oksidasjonstallet -2, totalt oksidasjonstall er 0. Da får vi at Al i Al_2S_3 er +3.

Redusert:

$Ag_2S \rightarrow Ag$, hvor sølv går fra oksidasjonstall +1 til 0.

Oksidert:

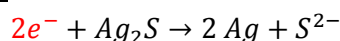
$Al \rightarrow Al_2S_3$, hvor aluminium går fra oksidasjonstall 0 til +3.

Svovel har oksidasjonstall -2 hele veien, og er derfor verken redusert eller oksidert.

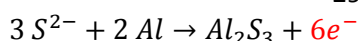
- b) Skriv halvreaksjonene for oksidasjonen og reduksjonen. Skriv den balanserte totalreaksjonen.

Svar:

Halvreaksjonen for reduksjonen:

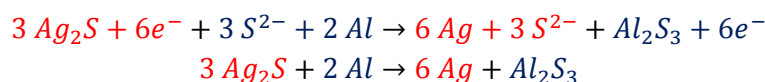


Halvreaksjonen for oksidasjonen:



I begge tilfellene over ble antallet elektroner (e^{-}) bestemt av oksidasjonstallet. I reduksjonsligningen hadde vi at Ag i Ag_2S hadde oksidasjonstallet +1, og vi hadde to av dem. Derfor trenger vi to elektroner for å få oksidasjonstallet til Ag riktig. Vi trenger ikke å ta hensyn til oksidasjonstallet til S^{2-} , siden dette tallet ikke forandrer seg. På samme måte i oksidasjonsligningen visste vi at Al i Al_2S_3 har oksidasjonstallet +3. Siden vi hadde to av dem, trenger vi altså $6e^{-}$ for å balansere halvreaksjonsligningen. Pass også på hvilken side du legger til elektronene på, det skal være venstre side for reduksjonsligninger og høyre side for oksidasjonsligninger.

Til slutt, for å slå den sammen til én ligning, må vi først se at vi har riktig antall elektroner på hver side. Vi ser at oksidasjonsligningen har 6 elektroner på høyre side, reduksjonsligningen har 2 på venstre side. Men vi må ha like mange elektroner på hver side, så vi ganger reduksjonsligningen med 3 på hver side og slår sammen halvreaksjonsligningene til én reaksjonsligning (venstre side summeres sammen, høyre side summeres sammen) og forkorter. Da har vi en balansert ligning.



(Her er stoffene fra reduksjonsligningen merket i rødt, og de fra oksidasjonsligningen merket i blått).

- c) Al_2S_3 vil reagere med vannet og vi får dannet H_2S og $Al(OH)_3$. (H_2S har en karakteristisk lukt så det er lett å oppdage om vi har fått dannet Al_2S_3 !). Den ubalanserte reaksjonen kan skrives som $H_2O + Al_2S_3 \rightarrow H_2S + Al(OH)_3$. Er dette en redoks-reaksjon? Forklar. Balansér reaksjonslikningen.

Svar:

Venstre side:

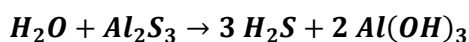
- H_2O : Oksidasjonstall +1 for H , -2 for O .
- Al_2S_3 : Oksidasjonstall +3 for Al , -2 for S .

Høyre side:

- H_2S : Oksidasjonstall +1 for H , -2 for S .
- $Al(OH)_3$: Oksidasjonstall +3 for Al , +1 for H og -2 for O .

Vi ser at ingen av stoffene har forandret oksidasjonstall, og dermed har vi ikke noen redoksreaksjon her.

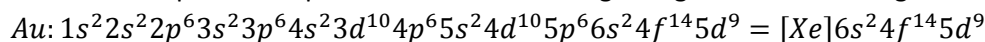
Den balanserte reaksjonsligningen er gitt som (mellomregningene er ikke vist her):



[Y] og elektronkonfigurasjonen som kommer etterpå. Vi skriver nx^p , hvor n er orbitalnummer, x orbitaltype og p antall elektroner vi putter i denne orbitaltypen.

Eks 5: Skriv elektronstrukturen til gull (Au, atomnummer 79).

Vi fyller på orbitaler fra periode til periode etter lavest mulig energinivå. Da får vi følgende svar:



Mer presist, ved bruk av logikken til oppsett av elektronstrukturen til et stoff: Gull er grunnstoff 79, i periode 6 og siste edelgass før gull er xenon med atomnummer 54. Dermed vet vi at alle orbitalene til og med xenon sine er fylt opp, og det er fortsatt 25 elektroner å sette inn. Da går vi langs periode 6 og fyller på i riktig orbital: To elektroner legges i orbital $6s$, deretter går vi langs lananidene og $4f$ -orbitalene, og der legger vi fra oss 14 elektroner. 9 elektroner gjenstår. Vi går langs gruppe 3-12 i periode 6 og legger fra oss ett elektron i $5d$ -orbitalene for hvert grunnstoff vi går over. Vi ser at vi har lagt inn totalt 9 elektroner i $5d$ -orbitalene når vi kommer til gull. Deretter setter vi opp elektronstrukturen som vist i forrige avsnitt, både fullstendig og forkortet.

Hunds regel

Denne regelen er også kjent som «buss-seteregelen». Den går ut på at elektronene fordeler seg så jevnt som mulig i de forskjellige orbitalene på sitt riktige energinivå. F.eks. nitrogen har 3 elektroner i $2p$ -orbitalene, og disse 3 elektronene fordeler seg altså i hvert sitt orbital. Oksygen, med 4 elektroner i de samme orbitalene, må altså ha ett av $2p$ -orbitalene fullt, mens de to siste orbitalene er halvfulle (ikke to fulle orbitaler og ett tomt).

Eksamensoppgave 4 fra høsten 2012:'

Om periodesystemet og elektronstrukturer

- a) Lag en enkel skisse av det periodiske system. Vis ved hjelp av denne hva som menes med perioder og grupper. Vis også hva som er s-, p-, d- og f-blokkene.

Svar: Se figur 3

- b) Periodesystemet kan være til hjelp når man skal finne elektronkonfigurasjonen til (særlig) tyngre grunnstoffer. Vis dette ved å bruke indium (In) som eksempel. (Skriv både fullstendig og forkortet elektronkonfigurasjon for In.)

Svar:

Fullstendig: $\text{In: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$

Forkortet: $\text{In: } [\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^1$

- c) Skriv opp orbitaldiagrammene til fluor (F) og neon (Ne). Trenger du å bruke Hunds regel for å få riktige diagrammer? Forklar kort.

| | 1s | 2s | 2p |
|-------|------|------|--------------|
| Fluor | (↑↓) | (↑↓) | (↑↓)(↑↓)(↑) |
| Neon | (↑↓) | (↑↓) | (↑↓)(↑↓)(↑↓) |

Vi trenger ikke å bruke Hunds regel for å få riktige diagrammer. For stoffer i gruppe 17 og 18 er det generelt ikke nødvendig, siden edelgassene (gruppe 18) har alle orbitalene sine fylt, mens gruppe 17 bare mangler ett elektron for å fylle orbitalene sine, og vi har tre p-orbitaler på hvert energinivå (unntatt første energinivå, hvor vi bare har ett s-orbital).

Valenselektroner og Lewis-diagrammer

Def: Valenselektronene til et atom er elektronene i atomets ytterste skall. På samme måte er valensskallet til et atom det ytterste elektronskallet til atomet.

Lewis-diagrammer:

Et Lewis-diagram er en tegning av stoffene som er i forbindelse, med tilhørende elektroner og elektronparbindinger. For å lage et korrekt Lewis-diagram av et molekyl, må vi først vite hvilke stoffer som er i molekylet, hvor mange valenselektroner stoffene har, og total elektrisk ladning. Vi betegner hvert atom med kjemisk formel, og hvert valenselektron rundt som en prikk rundt atomet. Der to stoffer deler et elektronpar, betegner vi denne delingen som en strek (dermed representerer en strek TO elektroner, ikke ett). Vi tegner to eller tre streker for hhv. dobbelt- eller trippelbindinger. Dersom et molekyl har elektrisk ladning, betegner vi det ved å sette klammeparentes rundt Lewis-strukturen og skriver ladningen som hevet suffiks.

Tommelfingerregelen for større Lewis-strukturer:

- 1) Tell opp antall valenselektroner (VE)
- 2) Tegn molekylskelett med enkeltbindinger (B)
- 3) Finn antall tilgjengelige elektroner ($TE=VE-2B$)
- 4) Finn ut hvor mange elektroner som trengs for at alle atomene skal få fulle oktetter (TF)
- 5) Hvis $TF=TE$, fordel elektronene. Hvis $TF<TE$, gjør enkeltbindinger om til dobbelt- eller trippelbindinger.

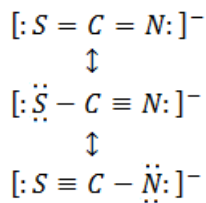
Resonansformer:

Vi kan ha flere forskjellige riktige Lewis-strukturer for et molekyl eller molekyl-ion. En resonansform er en «riktig» variant av et Lewis-diagram. Ofte vil to forskjellige resonansformer av et molekyl eller molekyl-ion ha forskjellige bindingstyper mellom stoffene, og dermed også noen elektroner som er på et annet stoff.

Eksamensoppgave 5 fra høsten 2012:

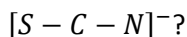
- a) Hvor mange valenselektroner har hhv. nitrogen, karbon og svovel?
Svar: Nitrogen har 5 valenselektroner, karbon har 4 valenselektroner, svovel har 6 valenselektroner.
- b) I tiocyanat-ionet ($[SCN]^-$) er ett svovelatom og ett nitrogenatom bundet til ett karbonatom. Tegn tre ulike Lewis-strukturer (resonansformer) av tiocyanat-ionet der alle de tre atomene har oppfylt oktett.
Svar: Summen av antall valenselektroner er 15, men som betegnelsen $[SCN]^-$ forteller, har vi ett elektron ekstra. Med andre ord 16 valenselektroner. Legger vi enkeltbindinger som $[S - C - N]^-$, får vi $16 - 2 * 2 = 12$ tilgjengelige elektroner å plassere ut. Samtidig trenger vi da $6e^-$ til *S* og *N*, $4e^-$ til *C*. Sammenlagt $16e^-$, som er mer enn vi har tilgjengelig. Siden hver binding gir to atomer mindre i behov, ser vi at vi akkurat får nok når vi legger til to bindinger til, slik at vi får to dobbeltbindinger eller én enkeltbinding og én trippelbinding.

Dermed får vi følgende tre resonansformer:

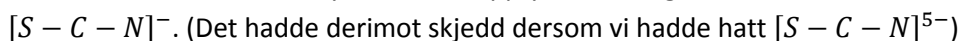


Alle tre resonansformene er riktige, men for å finne ut hvilken av dem som er mest vanlig (oppstår oftest), må vi se på formell ladning (men det er ikke KJEM100-stoff, det er KJEM110-stoff).

- c) Har alle atomene i tiocyanat-ionet oppfylt oktett med denne Lewis-strukturen:



Svar: Som vist i forrige oppgave, trenger vi $16e^-$ (valenselektroner) å plassere ut etter at bindingene er satt (totalt $20e^-$ når vi tar med elektronene i bindingene). Men vi har bare $16e^-$ tilgjengelig blant valenselektronene totalt, så vi mangler med andre ord $4e^-$ for å kunne oppfylle oktettregelen for alle atomene med bare enkeltbindinger. Så med andre ord har ikke alle atomene i tiocyanat-ionet oppfylt oktettregelen med Lewis-strukturen



Empirisk formel og bestemmelse av faktisk molekylformel

Def: En empirisk formel er en sammensetning av grunnstoffene i et molekyl hvor det er oppgitt i subskriptet etter hvert atom i molekylet hvor mange det er av dette stoffet i forhold til de andre stoffene. Denne regelen gjelder også for ioniske forbindelser (hvor formelen alltid er empirisk, siden ioniske forbindelser krystalliserer seg i store mengder). F.eks. er den empiriske formelen for glukose gitt som CH_2O , som forteller at det er like mye C som O , og det er dobbelt så mye H . Den faktiske molekylformelen for glukose er gitt som $C_6H_{12}O_6$.

Bestemmelse av empirisk formel

Vi har fått gitt et ukjent stoff X . En gitt masse av X , $m(X)$ reagerer (vanligvis med luft som forbrenningsanalyse), og gir ut noen gitte masser av produkter. Fremgangsmåte:

- 1) Se hva som er oppgitt. Dersom det er oppgitt masseprosent av et stoff i oppgaveteksten, har du mindre å regne på. Typisk for eksamen i KJEM100 er at X består av utelukkende C , H , N og O , X forbrenner og reagerer med O_2 , og vi har fått oppgitt $m\%(N)$ (masseprosenten for nitrogen). I tillegg står det hvor mye masse av X som reagerer, og hvor mye masse vi får ut av de forskjellige produktene.
- 2) Finn antall mol, masse og masseprosent av de forskjellige grunnstoffene i produktene som kun oppstår ett sted (ikke i flere forbindelser):
 - a. Vi finner antall mol av et produkt ved å ta massen (i gram) til produktet og dele på tilhørende molar masse (gram per mol). Deretter vet vi at dersom hvert molekyl av produktet består av p atomer av det grunnstoffet A vi skal finne antall mol av, ganger vi antall mol av produktet med p . Da har vi $n(A)$.

- b. Masseprosenten av A finner vi ved at vi først finner massen til A ,
 $m(A) = n(A) * MM(A)$ og deler på den massen av X , før vi ganger med 100%. Med andre ord er $m\%(A) = \frac{m(A)}{m(X)} * 100\%$.
- 3) Når vi har gjort denne prosessen til vi har én ukjent masseprosent, kan vi bare ta 100% og trekke fra masseprosentene til de andre stoffene. I mange tilfeller er det oksygen vi gjør denne operasjonen med, siden det ofte oppstår i flere produkter. Nå skal vi ha masseprosentene til alle stoffene.
- 4) Nå som vi vet masseprosentene til de forskjellige stoffene, kan vi ta utgangspunkt i f.eks. 100g av X , slik at massen av hvert grunnstoff da blir lik masseprosenten av det samme grunnstoffet. Vi må da finne hvor mange mol det er av de forskjellige stoffene, og det er bare å dele hver masse med tilhørende molar masse. Med andre ord finner vi $n(Z) = \frac{m\%(Z)}{MM(Z)\%}$.
- 5) Deretter finner vi forholdene mellom antall mol av de forskjellige grunnstoffene. Det er lettest å dele antall mol av hvert stoff på det stoffet vi har færrest mol av. Er vi heldige, skal vi da få forholdstall som er lik eller nesten lik heltall. Da kan vi sette opp empirisk formel.
- 6) Dersom vi skal finne faktisk molekylformel også, må vi vite den molare massen til det faktiske molekylet J . Da finner vi $MM(X)$, og dersom vi har gjort alle beregningene hittil riktig, får vi at $\frac{MM(J)}{MM(X)} = m$, hvor $m \in \mathbb{N}$ (naturlig tall, eller også kjent som positivt heltall). Da vet vi at det skal være m ganger så mange av hvert grunnstoff i X .

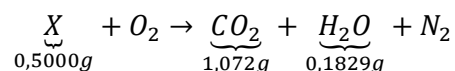
Eksamensoppgave 6 fra høsten 2012:

Et kunstig fremstilt fargestoff kalt «gul azo» inneholder bare grunnstoffene C, H, N og O .

Forbrenningsanalyse (reaksjon med oksygen) av 0,5000 g gul azo ga 1,072 g CO_2 og 0,1829 g H_2O .

En nitrogenanalyse viste at gul azo inneholder 11,38 % (masseprosent) nitrogen.

X : Gul azo



- a) Hvor stor prosentandel (masseprosent) av gul azo utgjør henholdsvis karbon, hydrogen og oksygen?

Svar:

$$n(C) = n(CO_2) = \frac{1,072g}{44,048g/mol} = 0,024358 mol$$

$$m(C) = n(C) * MM(C) = 0,024358 mol * 12,01 \frac{g}{mol} = 0,292564 g$$

$$m\%(C) = \frac{m(C)}{m(X)} * 100\% = \frac{0,292564g}{0,5000g} * 100\% = \mathbf{58,51\%}$$

$$n(H) = 2 n(H_2O) = \frac{2 * 0,1829g}{18,00988 \frac{g}{mol}} = 0,020311 mol$$

$$m(H) = n(H) * MM(H) = \dots = 0,020311 mol$$

$$m\%(H) = \frac{m(H)}{m(X)} * 100\% = \dots = \mathbf{4,06\%}$$

$$m\%(O) = 100\% - m\%(C) - m\%(N) - m\%(H) = \dots = \mathbf{26,05\%}$$

| Stoff | Karbon | Hydrogen | Oksygen |
|-------|--------|----------|---------|
| $m\%$ | 58,51% | 4,06% | 26,05% |

b) Hva er den enkleste (empiriske) formelen til gul azo?

Svar:

| Stoff | $m\%$ [$g\%$] | MM [$\frac{g}{mol}$] | $n = \frac{m\%}{MM\%}$ [mol] |
|-------|-----------------|--------------------------|----------------------------------|
| C | 58,51% | 12,01 | 0,024358 |
| H | 4,06% | 1,008 | 0,020311 |
| N | 11,38% | 14,01 | 0,004063 |
| O | 26,05% | 16,00 | 0,008141 |

Vi ser på tabellen over at antall mol av N er minst, så da blir det lettest å regne ut empirisk formel i forhold til N . Vi får dermed følgende:

| | | | |
|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------|-------------------------------|
| $\frac{n(C)}{n(N)} \approx 6$ | $\frac{n(H)}{n(N)} \approx 5$ | $\frac{n(N)}{n(N)} = 1$ | $\frac{n(O)}{n(N)} \approx 2$ |
|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------|-------------------------------|

Da blir den empiriske formelen for X (gul azo) gitt som $C_6H_5NO_2$

c) Molekylmassen til gul azo er funnet å være ca $246 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Hva er molekylformelen til gul azo?

Svar:

$$MM(X) = 6 * MM(C) + 5 * MM(H) + MM(N) + 2 * MM(O)$$

$$= 6 * 12,01 + 5 * 1,008 + 14,01 + 2 * 16,00 \approx 123 \frac{g}{mol}$$

$$MM(\text{Gul azo}) \approx 246 \frac{g}{mol}$$

$$\frac{MM(\text{Gul azo})}{MM(X)} = \frac{246 \frac{g}{mol}}{123 \frac{g}{mol}} = 2$$

Dermed vet vi at molekylformelen til gul azo er $C_{12}H_{10}N_2O_4$

Kjemiske likevekter

Def: En likevektskonstant er et tall $K \geq 0$ som forteller oss noe om hvor mye reaksjonene inntreffer. K skrives uten enhet, men beregnes på forskjellige måter, avhengig av hvilke stoffer som er i reaksjonen.

Def: K er en likevektskonstant. Vi har tre tilfeller vi kan bestemme når vi vet verdien av K .

- Dersom $K < 1 * 10^{-3}$, vil den kjemiske reaksjonen knapt inntreffe, og stort sett bare reaktanter er til stede.
- Dersom $1 * 10^{-3} \leq K \leq 1 * 10^3$, vil det være både reaktanter og produkter til stede. Reaksjonen vil gå fram og tilbake til den finner et likevektspunkt.
- Dersom $K > 1 * 10^3$, vil bortimot alle reaktantene ha reagert, slik at vi nesten bare har produkter til stede.

Def: En likevekt er homogen dersom alle reaktanter og produkter i en reaksjonsligning har samme aggregattilstand (fast, flytende, gass, akvatisk). I motsatt fall er likevekten heterogen.

Hvordan finne likevektskonstanten?

Nå som vi vet hva vi kan bruke likevektskonstanten, kommer spørsmålet: Hvordan finner vi den, og hvordan bruker vi den? Før vi går i gang, må vi være klar over et par ting:

- 1) Ved beregning av likevekt, skal vi ikke ta med stoffer i fast form og rene væsker. Stoffer som gass eller i akvatisk form (løst i vann) skal tas med.
- 2) Vi bruker forskjellige subskripter for K , avhengig av hvilke likevekter vi regner på:
 - a. K_a brukes for syrer (a=acid).
 - b. K_b brukes for baser (b=base).
 - c. K_p brukes for (partial)trykk. Husk at $pV = nRT$, hvor p er partialtrykket i atmosfærer [atm], V er volumet i liter [L], n er stoffmengde i mol [mol], T er temperaturen i Kelvin [K], og R er den ideelle gasskonstanten $0,08206 \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$.
 - d. K_w brukes for ioneproduktet for vann. Ved $25^\circ C$ er $K_w = K_a * K_b = 1 * 10^{-14}$.
 - e. K_{sp} brukes for løselighet (sp=solubility product).
- 3) Ved reaksjonsligningen $aA(g) + jJ(aq) \rightleftharpoons xX(g) + zZ(aq)$, beregner vi K som $K_1 = \frac{P_A^a * [J]^j}{P_X^x * [Z]^z}$.
 - a. Her er A og X i gassform, J og Z er i akvatisk form. Disse bokstavene er valgt i denne ligningen fordi ingen av de overnevnte «kjemiske formlene» er tildelt noe grunnstoff.
 - b. Dersom vi hadde snudd reaksjonsligningen, hadde vi også snudd brøken i utregning av likevektskonstanten (som vi da kan kalle K_2), og fått den egenskapen at $K_1 * K_2 = 1$.
 - c. Dersom vi hadde ganget begge sidene med n , måtte vi også ha opphøyet likevektskonstanten K med n .
 - d. Dersom vi har flere reaktanter som ikke er i fast form eller ren væskeform, ganger vi dem inn i nevneren. Faktoren som ganges inn blir da partialtrykket opphøyd i sin støkiometriske koeffisient til stoffet dersom det er en gass, eller molar konsentrasjon opphøyd i sin støkiometriske koeffisient dersom det er akvatisk.
 - e. Dersom vi har flere produkter som ikke er i fast form eller ren væskeform, gjør vi det samme som i punktet over, bare i telleren og ikke i nevneren.
 - f. Dersom alle produktene er i fast- eller ren væskeform, blir telleren 1. Dersom alle reaktantene er i fast- eller ren væskeform, blir nevneren 1.

Prosedyre for beregning av mengder ved likevekt

- 1) Lag en tabell med oversikt over informasjonen vi har og som vi trenger.
- 2) Velg ΔP (eller $\Delta []$ hvis det dreier seg om molare konsentrasjoner) for ett av stoffene som x (ukjent størrelse).
 - Gode kandidater: Støkiometrisk koeffisient 1 i reaksjonsligningen eller $\Delta P = 0$. De andre ΔP finner vi fra reaksjonsligningen (støkiometriske koeffisienter).
- 3) Bestem retningen på reaksjonen (sett + eller – for reaktanter og produkter).
- 4) Finn likevektsuttrykkene/-konsentrasjonene uttrykt ved x og sett inn i uttrykket for K .
- 5) Løs for x , finn likevektsuttrykkene/-konsentrasjonene
- 6) For små K : Forenkling. Sjekk at 5%-regelen holder!

Le Chateliers prinsipp:

Dersom et system som er i likevekt forstyrres av en endring i konsentrasjon, trykk eller temperatur, vil systemet forsøke å forskyve seg for å motvirke endringen så langt det lar seg gjøre.

Oppgave 7 fra høsten 2012:

Fosgen (COCl_2) er en svært giftig gass som har blitt benyttet som stridsgass, blant annet under 1. verdenskrig. Når gassen kommer i kontakt med fuktighet, som for eksempel i lungene, dannes saltsyre, HCl . Fosgen kan destrueres ved oppvarming (spaltes i karbonmonoksid og klor) etter følgende reaksjon: $\text{COCl}_2(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{Cl}_2(g)$, $K_p = 0,043$ ved 360°C .

- a) Er likevekten en heterogen eller en homogen likevekt?

Svar: Likevekten er homogen fordi reaksjonsligningen kun består av gassfasen.

- b) Skriv opp likevektsuttrykket til reaksjonen, dvs. uttrykket for K_p .

Svar: $K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{COCl}_2}} = 0,043$

- c) $500,0 \text{ g COCl}_2$ plasseres i en lukket beholder med et volum på $10,0 \text{ L}$. Vis at partialtrykket til fosgen blir $26,3 \text{ atm}$ ved 360°C før noe av gassen spaltes.

Svar:

$$m(\text{COCl}_2) = 500,0 \text{ g} \Rightarrow n(\text{COCl}_2) = \frac{m(\text{COCl}_2)}{MM(\text{COCl}_2)} = \dots = 5,06 \text{ mol}$$
$$V = 10 \text{ L}, T = 360^\circ\text{C} = (360 + 273) \text{ K} = 633 \text{ K}$$
$$R = 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

(Sjekk at alle nødvendige variabler er gitt og riktig utregnet!)

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V} = \frac{5,06 \text{ mol} \cdot 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 633 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 26,28 \text{ atm} \approx \mathbf{26,3 \text{ atm}}$$

- d) Hva blir partialtrykkene til gassene etter at likevekten har innstilt seg (ved 360°C)? Kan beregningen forenkles eller må man løse en andregradslikning for å finne partialtrykkene ved likevekt?

Svar: Vi setter opp en likevektstabell

| | COCl_2 | CO | Cl_2 |
|------------|-----------------|-------------|---------------|
| P_0 | 26,3 | 0 | 0 |
| ΔP | $-x$ | x | x |
| P_{eq} | $26,3 - x$ | x | x |

(Alle enheter i tabellen er i atmosfærer, atm)

$$\frac{x^2}{26,3-x} = 0,043. \text{ Anta at } 26,3 - x = 26,3 (**). \text{ Da får vi } \frac{x^2}{26,3} = 0,043 \Rightarrow x^2 = 0,043 \cdot 26,3 = 1,13 \Rightarrow x = \sqrt{1,13} = 1,06.$$

Dermed får vi at $P_{\text{CO},eq} = P_{\text{Cl}_2,eq} = \mathbf{1,06 \text{ atm}}$, $P_{\text{COCl}_2,eq} = 26,3 - 1,06 = \mathbf{25,2 \text{ atm}}$

Men før vi kan si at dette svaret er endelig, må vi teste om vi kan ta i bruk antakelsen (**), og det er ved å se på regelen vi kaller 5%-regelen. Den sier at dersom endringen er mindre enn 5% av utgangspunktet, kan vi anta at (**) holder. Ved testing av denne regelen, får vi at

$\frac{1,06}{26,3} * 100\% \approx 4\% < 5\%$, som forteller at **antakelsen holder**, og vi slipper å løse en **andregradsligning**.

- e) Hvor stor er massen av gjenværende fosgen ved likevekt (ved 360°C)?

Svar: Vi vet nå partialtrykket til fosgen ved likevekt i gitt temperatur, i tillegg til masse og volum, så det er bare å sette inn i formel:

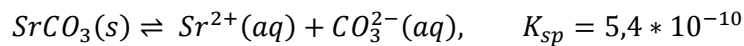
$$n(\text{COCl}_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{25,2 \text{ atm} * 10 \text{ L}}{0,08206 \frac{\text{L} * \text{atm}}{\text{mol} * \text{K}} * 633 \text{ K}} = 4,85 \text{ mol}$$

$$m(\text{COCl}_2) = n(\text{COCl}_2) * MM(\text{COCl}_2) = \dots = 49,2 \text{ g}$$

Vi får altså at massen av fosgen ved likevekt ved 360°C er 279,2 g. Ved bruk av resultatet (ca. 4%) fra testen av 5%-regelen, får vi $500 \text{ g} * (100 - 4)\% = 500 \text{ g} * 0,96 = 480 \text{ g} \approx 479,2 \text{ g}$

Oppgave 8 fra høsten 2012:

Strontiumkarbonat, SrCO_3 , er tungtløselig i vann:



- a) Finn løseligheten til SrCO_3 i vann.

Svar: $K_{sp} = [\text{Sr}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 5,4 * 10^{-10}$

$$s = \sqrt{K_{sp}} = \dots = 2,30 * 10^{-6}$$

- b) Finn også løseligheten til SrCO_3 i 0,13 M $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$. Kommenter resultatet.

Svar: Nå vil vi ikke ha bare én kilde til Sr^{2+} , og kan derfor ikke bruke konsentrasjonen av $[\text{Sr}^{2+}]$ for å finne løseligheten. Derimot har vi bare én kilde til konsentrasjonen av $[\text{CO}_3^{2-}]$, og derfor kan vi bruke denne konsentrasjonen, siden SrCO_3 vil være den eneste kilden til CO_3^{2-} . Vi setter opp en likevektstabell som i forrige oppgave (alle enheter er i $M = \text{mol/L}$):

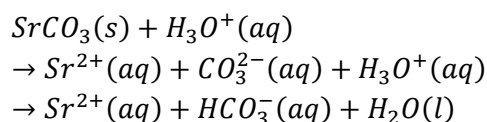
| | | |
|--------------|------------------|--------------------|
| | Sr^{2+} | CO_3^{2-} |
| $[\]_0$ | 0,13 | 0 |
| $\Delta[\]$ | s | s |
| $[\]_{eq}$ | s + 0,13 | s |

$$s * (s + 0,13) = s^2 + 0,13s = 5,4 * 10^{-10}$$

Vi kan ikke anta at $s + 0,13 \approx 0,13$, men vi vet at s er veldig liten, og kan anta at $s \ll 1$, og dermed at $s^2 \approx 0$. Da får vi nok en gang en enkel ligning å løse: $0,13s = 5,4 * 10^{-10} \Rightarrow s = 4,5 * 10^{-9}$. Vi ser altså at vi fikk mindre løselighet etter å ha tilsatt $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, og det kommer av at nå har vi to kilder til Sr^{2+} , mot én før vi tilsatt $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$. Denne effekten er også kjent som fellelesjon-effekten.

- c) Hva skjer med løseligheten til SrCO_3 i vann om vi tilsetter litt syre? Forklar *kort* ved hjelp av reaksjonsligninger.

Svar:



Vi ser at ved å tilsette en sterk syre, vil konsentrasjonen av CO_3^{2-} bli mindre, mens $K_{sp} = [Sr^{2+}][CO_3^{2-}] = 5,4 * 10^{-10}$ vil være konstant. Dermed øker $[Sr^{2+}]$, med resultat at vi øker løseligheten av $SrCO_3$.

Syrer og baser

Def (Brønsted og Lowry):

- En syre er et stoff som også er en protondonor (avgir H^+ -ioner).
- En base er et stoff som tar imot protoner (protonakseptor, mottar H^+ -ioner).

Syre-/base-reaksjonen:

Gitt reaksjonsligningen $HB(aq) + A^-(aq) \leftrightarrow B^-(aq) + HA(aq)$, har vi følgende bestanddeler:

- A^- er en base. HA er den korresponderende syren til A^- . H er et hydrogenatom.
- HB er en syre, og B^- er den korresponderende basen til HB . H er et hydrogenatom.
- Engelsk: Korresponderende syre/base = Conjugate acid/base.

Eks 6: Vi har fått følgende syrer eller baser. Fullfør syre-/base-reaksjonsligningen. Er det en syre eller base vi har i utgangspunktet? (svar i rødt):

- $HCl(aq) + H_2O(l) \leftrightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ - saltsyre
- $CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrow CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$ - eddiksyre
- $NH_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$ – ammoniakk (base)
- $NaCl(s) + H_2O(l) \leftrightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq) + H_2O(l)$ (*) - bordsalt, verken syre eller base!

Merk at i denne oppgaven kunne det være fristende å skrive (*) som

$NaCl + H_2O \leftrightarrow NaOH + H_3O^+$, men vi kan ikke få både en sterk syre og en sterk base når en (i beste fall) veldig svak base «reagerer» med vann. Her har vi en ionisk forbindelse, så det skjer ingen reaksjon her i virkeligheten. Det er nok bare salt som løses opp i vann, ingen kjemisk reaksjon som skjer her.

Amfolytter:

Def: Et stoff som både kan opptre som syre og som base. To kjente eksempler på amfolytter er vann og hydrogenkarbonat-ionet. Dersom et stoff er en amfolytt, sier vi at stoffet er amfiprotisk.

Eks 7: Vann som amfolytt: $2 H_2O(l) \leftrightarrow H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$. Denne reaksjonen er kjent som vannets egenprotolyse.

Buffer:

Def: En buffer eller et buffersystem er en kombinasjon av en svak syre og dens korresponderende base (eller en svak base og dens korresponderende syre) i nesten like konsentrasjoner. Egenskapen til en buffer er å motstå forandringer i pH -verdien.

Sterke og svake syrer og baser

Def: Dersom syre-/base-reaksjonen går helt eller bortimot helt fullstendig til høyre i likningen, sier vi at syren eller basen er sterk. En svak syre eller base vil gå fram og tilbake, slik at både reaktanter og produkter er til stede til enhver tid i bortimot like mengder.

| | Syrer | Baser |
|---------------|--|----------------------------------|
| Sterke | $HCl, HNO_3, H_2SO_4, HClO_2, HClO_3, H_3PO_4$ | Alkali- og jordalkalihydroksider |
| Svake | De fleste organiske syrer ($R - COOH$) $H_2PO_4^-, HCO_3^-$ | NH_3 $R - NH_2$ |

Figur 4: En tabell med mange sterke og svake syrer og baser. *R* forteller at det er en rekke med stoffer som er koblet til den aktive gruppen.

Beregning av pH og pOH

Når vi vet konsentrasjonen av H^+ -ioner (eller egentlig H_3O^+ -ioner, siden H^+ -ionene ikke finnes i ren form i en løsning), kan vi enkelt beregne pH-verdien. Vi har ikke enhet for pH og pOH.

Ioneproduktet for vann er gitt som $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 * 10^{-14}$ ved 25°C. I rent vann har vi med andre ord at $[H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow K_w = [H_3O^+]^2 = [OH^-]^2 = 1 * 10^{-14} \Rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{1 * 10^{-14}} = 1 * 10^{-7}$.

Def: $pH = -\lg([H_3O^+])$, hvor \lg er den Briggske logaritmen (10 som grunntall, slik at $\lg(100) = 2$, $\lg(1000) = 3$ osv). På samme måte er $pOH = -\lg([OH^-])$

Def: Dersom $pH < 7$, har vi en sur løsning. Dersom $pH = 7$, har vi en nøytral løsning. Dersom $pH > 7$, har vi en basisk løsning.

Def: $pH + pOH = 14$, som er vannets egenprotolyse

Oppgave 9 fra høsten 2012:

Maursyre, $HCOOH$, brukes blant annet i landbruket for å behandle gress som skal lagres til vinterfôr. Maursyren hindrer utviklingen av bakteriekulturer i gresset og dermed øker gressets holdbarhet. Maursyre er en svak syre i vann; $HCOOH(aq) \rightleftharpoons HCOO^-(aq) + H^+(aq)$, $K_a = 1,8 * 10^{-4}$.

- a) Hva blir $[H^+]$, pH og pOH i en 0,160 M vandig løsning av $HCOOH$?

Svar:

| | $HCOOH$ | H_3O^+ | OH^- |
|--------------|-----------|----------|--------|
| $[]_0$ | 0,160 | 0 | 0 |
| $\Delta []$ | -x | x | x |
| $[]_{eq}$ | 0,160 - x | x | x |

(Alle enheter er gitt i $M = mol/L$)

$$K_a = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[HCOOH]} = \frac{x^2}{0,160 - x} = 1,8 * 10^{-4}$$

Vi antar at $0,160 - x \approx 0,160 \Rightarrow x^2 = 0,160 * 1,8 * 10^{-4} \Rightarrow x = 5,4 * 10^{-3} = [H_3O^+]$

$$[H^+] = [H_3O^+] = 5,4 * 10^{-3} M$$

$$pH = -\lg([H_3O^+]) = -\lg(5,4 * 10^{-3}) = 2,3$$

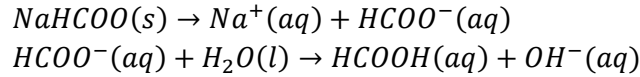
$$pOH = 14 - pH = 14 - 2,3 = 11,7$$

Før vi avslutter, må vi se om 5%-regelen holder:

$$\frac{x}{[]_0} = \frac{5,4 * 10^{-3}}{0,160} * 100\% = 3,4\% \Rightarrow \text{5\%-regelen holder}$$

- b) Vi løser litt av natriumsaltet til maursyre (NaHCOO) i vann. Blir pH sur (<7), nøytral ($=7$) eller basisk (>7)? Forklar *kort* ved hjelp av reaksjonslikninger.

Svar:

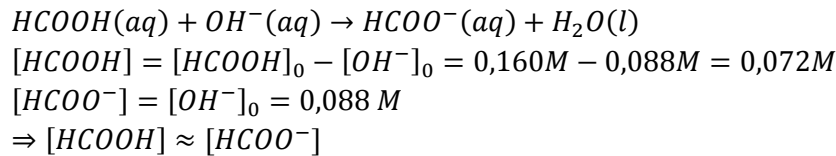


Vi ser at det ikke er H^+ -ioner (eller H_3O^+ -ioner), men vi har OH^- -ioner. Dermed vet vi at $[\text{H}^+] = 0 < [\text{OH}^-]$, og dermed at pH blir basisk.

- c) Til 1,000 L av løsningen i a) settes 3,50 g $\text{NaOH}(s)$. Maursyren vil bli delvis nøytralisert etter følgende reaksjon: $\text{HCOOH}(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$. Denne reaksjonen (mellom svak syre og sterk base) vil gå tilnærmet fullstendig mot høyre. Estimer konsentrasjonene av HCOOH og HCOO^- etter at nøytraliseringsreaksjonen er ferdig. Hvilke spesielle egenskaper har denne løsningen? Hva blir pH i løsningen?

Svar:

$$\begin{aligned}n(\text{NaOH})_0 &= \frac{m(\text{NaOH})_0}{MM(\text{NaOH})} = \dots = 0,088 \text{ mol} \\ V = 1,000 \text{ L} &\Rightarrow [\text{NaOH}]_0 = [\text{Na}^+]_0 = [\text{OH}^-]_0 = 0,088 \text{ M} \\ [\text{HCOOH}]_0 &= 0,160 \text{ M}\end{aligned}$$



Vi får at $[\text{HCOOH}] \approx [\text{HCOO}^-]$, som betyr at vi har en bufferløsning (en løsning som er motstandsdyktig mot endring av pH -verdi ved tilsetning av en sterk syre eller base).

$$\begin{aligned}K_a = 1,8 * 10^{-4} &= \frac{[\text{H}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{1,8 * 10^{-4} * [\text{HCOOH}]}{[\text{HCOO}^-]} = \dots = 1,47 * 10^{-4} \\ \Rightarrow \text{pH} &= \dots = 3,8\end{aligned}$$

Fasediagram (trykk- og temperaturdiagram)

Et fasediagram for et stoff er et diagram som forteller hvordan aggregattilstandene, fryse-/smeltepunkt og koke-/kondensasjonspunkt befinner seg ved gitt trykk og temperatur. Her har vi en del begreper...

Def: Det normale fryse-/smeltepunktet og normale koke-/kondensasjonspunktet, evt. sublimasjons-/deposisjonspunktet for et stoff er gitt som fryse-/smeltepunktet og koke-/kondensasjonspunktet, evt. sublimasjons-/deposisjonspunktet for stoffet ved et trykk på 1 atmosfære.

Def: Et trippelpunkt for et stoff det punktet (unikt for hvert stoff) med en bestemt mengde trykk og temperatur hvor stoffet kan være både fast, flytende og i gassform, og dette punktet inneholder ofte både det laveste trykket og den kaldeste temperaturen et stoff kan være i væskeform. Et kjent

unntak på denne regelen er vann, hvor frysepunktet til vann blir lavere jo høyere trykk det utsettes for.

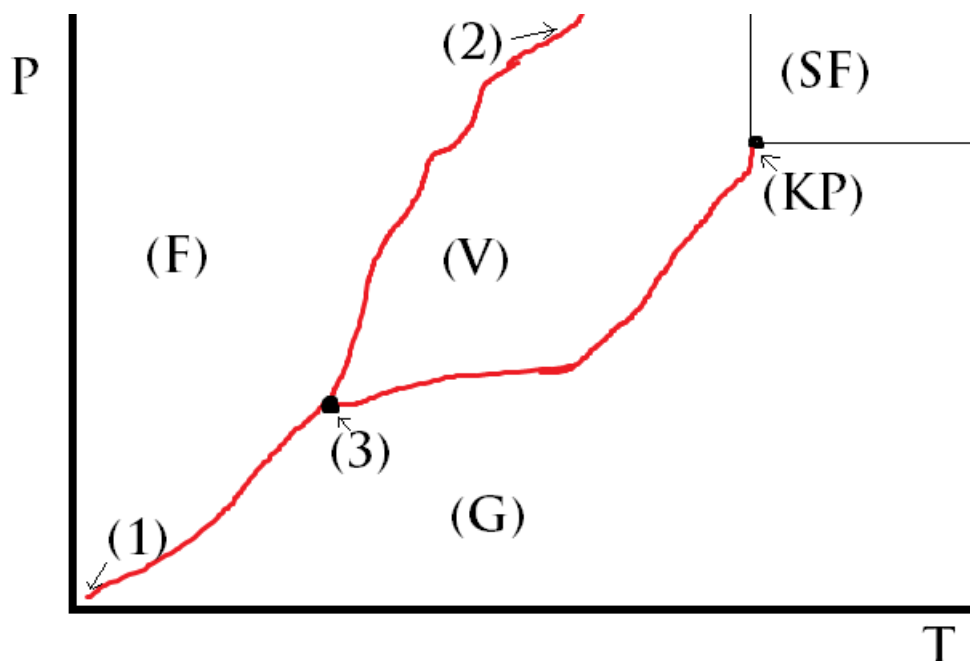
Def: Et kritisk punkt for et stoff er den høyeste kombinasjonen av trykk og temperatur hvor det fortsatt er forskjell mellom væskefasen og gassfasen. Øker du trykket og temperaturen til et stoff mens det er på sitt kritiske punkt, forsvinner forskjellen mellom gass og væske, og vi får det vi kaller et superkritisk fluid, som verken er gass eller væske.

Def: Kokepunktlinjen for et stoff er linjen som går mellom stoffets kritiske punkt og trippelpunkt.

Faseoverganger (direkteoverganger):

| Fra | Til | Navn på faseovergang |
|------------|------------|-------------------------|
| Fast stoff | Væske | Smelting |
| Fast stoff | Gass | Sublimasjon |
| Væske | Fast stoff | Frysing eller størkning |
| Væske | Gass | Fordampning |
| Gass | Fast stoff | Deposisjon |
| Gass | Væske | Kondensasjon |
| Gass | Plasma | Ionisering |
| Plasma | Gass | Deionisering |

(De to siste faseovergangene er ikke relevant for KJEM100)



Figur 4: Et detaljert fasediagram (trykk-temperatur-diagram) for et (ubestemt stoff). Se tabellen under for forklaring av fasediagrammet (trykk-temperatur-diagrammet). Plasmafase er ikke med.

| Tegn | Forklaring |
|------|--|
| (F) | Fast form. Stoffet er i fast form så lenge trykk og temperatur ligger i dette området, avgrenset av den røde kurven og aksene. |

| | |
|------|---|
| (V) | Væskeform. Stoffet er flytende så lenge trykk og temperatur ligger i dette området. |
| (G) | Gassform. Stoffet er i gassform så lenge trykk og temperatur ligger i dette området. |
| (SF) | Området for at stoffet skal være et superkritisk fluid. Skillet mellom gass og væske er borte så lenge trykk og temperatur ligger innenfor dette området. |
| (1) | Et punkt nært origo og på den røde linjen. Den røde linjen mellom (1) og (3) kalles for sublimasjonslinjen eller deposisjonslinjen. |
| (2) | Et punkt langt ute på linjen mellom (F) og (V). Linjen mellom (2) og (3) kalles for frysepunktslinjen eller smeltepunktslinjen. |
| (3) | Trippelpunktet for stoffet. Stoffet kan være både fast, flytende og gass på dette punktet. |
| (KP) | Stoffets kritiske punkt, hvor grensen mellom væske og gass oppheves. Linjen mellom (3) og (KP) kalles kokepunktslinjen eller kondensasjonspunktslinjen. |

Eksamensoppgave 10 fra høsten 2012:

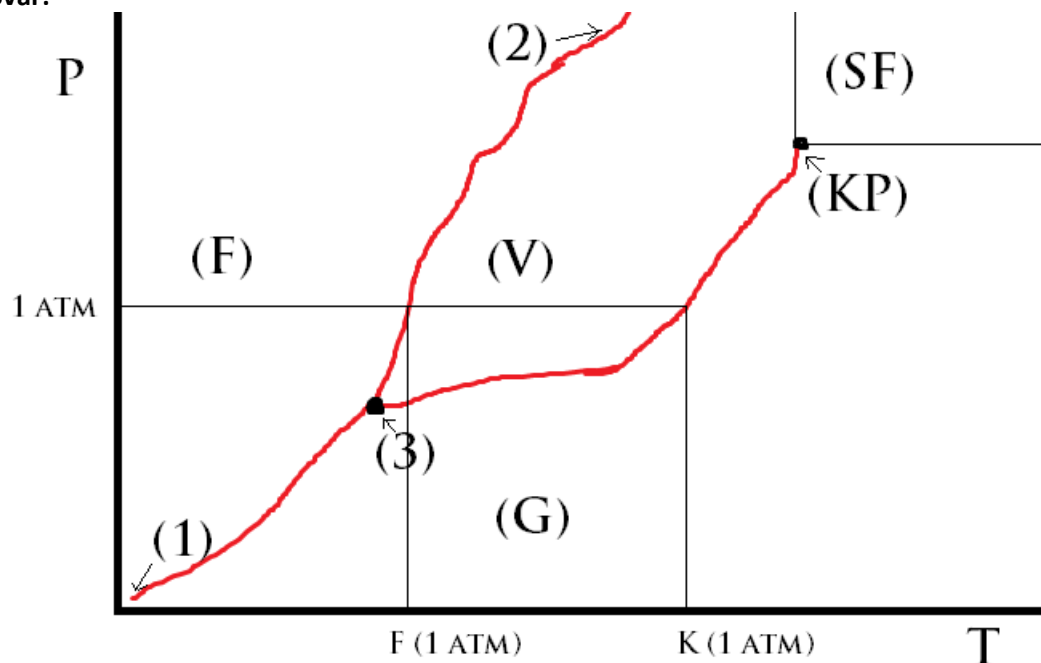
Lag en skisse av fasediagrammet (et p,T-diagram) for et rent stoff.

- a) Merk av områdene for fast fase, væskefase og gassfase.

Svar: Se figur 4 og tabellen under.

- b) Merk av kritisk punkt og trippelpunktet. Vis også hvor man finner det normale smeltepunktet (eller frysepunktet) og det normale kokepunktet.

Svar:



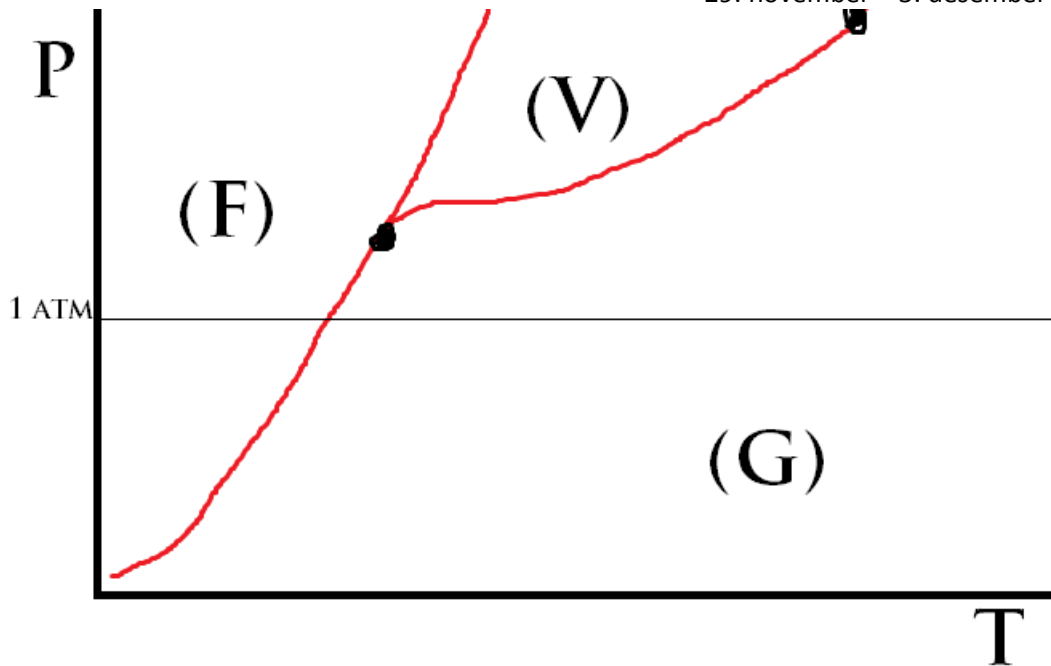
Figur 5: F(1 ATM) er det normale frysepunktet (eller smeltepunktet) og K(1 ATM) er det normale kokepunktet (eller kondensasjonspunktet). Kritisk punkt er merket med (KP), og trippelpunktet er merket med (3). Jeg har brukt samme (ubestemte) stoff som i figur 4.

- c) Hva representerer linjen som går mellom trippelpunktet og det kritiske punkt?

Svar: Se figur 4 og tabellen under.

- d) Flytende CO_2 eksisterer ikke ved trykk lik 1 atmosfære. Hvorfor ikke?

Svar:



Figur 6: Et fasediagram for CO_2 . Vi ser at ved trykk 1 atm eksisterer ikke CO_2 i væskeform. Vi ser på figur 6 at CO_2 ikke finnes i flytende form ved 1 atm fordi det ikke er trykk nok for at CO_2 skal gå over i væskeform.

- e) Beskriv kort hva som skjer om man tar en klump fast CO_2 (tørris) og legger den på et bord. Anta at bordet er i et rom hvor temperaturen er ca. $20^\circ C$ og trykket er ca. 1 atm. Hva kalles denne prosessen?

Svar: Ettersom at tørris ikke kan være i fast form når temperaturen er høyere enn $-75^\circ C$ ved 1 atm, og at CO_2 heller ikke eksisterer i flytende form ved denne temperaturen, vil det gå direkte fra å være i fast form til å være i gassform. Denne prosessen kalles sublimasjon.

Molekylgeometri

Vi har noen regler for hvordan formen på et molekyl blir. Vi bruker vanligvis VESPR-modellen (VESPR= Valence Shell Electron Pair Repulsion) til å gi oss retningslinjer på hvordan et molekyl ser ut.

Elektronene holdes sammen av kovalente bindinger, og disse bindingene er alle sammen negativt ladd. Vi vet også at like ladninger frastøter hverandre, så derfor vil disse ladningene være så langt unna hverandre som mulig.

Def: En bindingsvinkel er vinkelen mellom bindingen sentralatomet i et molekyl og et terminalelektron, og til neste terminalelektron. Bindingsvinkelen vil alltid være mindre eller lik $\pi = 180^\circ$ og $0 = 0^\circ$, siden det er gitt som den minste av dem.

AX_2 -system: Atomene i molekylet ligger i en rett linje, med A i midten: $X - A - X$. Bindingsvinkelen er π .

AX_3 -stystem: Atomene i molekylet ligger slik at terminalelektronene X ligger i en likesidet trekantformasjon med A midt inni trekanten. Bindingsvinkelen er $\frac{2\pi}{3}$

AX_4 -system: Molekylet er formet som et tetraeder med A i midten. Bindingsvinkelen er $109,5^\circ = \frac{73\pi}{60}$.

Men hva med H_2O ? Vi vet jo allerede at H_2O -molekyler ikke er en rett linje, til tross for at det kan skrives som $OH_2 = AX_2$. Det er fordi oksygenatomet har frie elektronpar og samtidig er et sentralatom, slik at det blir repulsjon mellom hydrogenatomene og de frie elektronparene også. Dermed blir bindingsvinkelen ikke en likevinkel, og de frie elektronparene ligger da på utsiden av bindingsvinkelen.

Konsentrasjoner:

En konsentrasjon forteller hvor mye det er av et stoff per mengde. Vi har flere måter å oppgi konsentrasjoner på:

- Molar konsentrasjon: Mol per liter, betegnet med $[X]$ for stoffet X . Enhet: $M = mol/L$
- Molal konsentrasjon: Mol per kilogram
- Antall mol av et bestemt stoff delt på antall mol totalt: Molarbrøk
- Prosent: Hundredeler. Kan være både volumprosent og vektprosent.
- Promille: Tusendeler.
- PPM: Milliondeler (parts per million)
- PPB: Milliarddeler (parts per billion)

Litt av hvert om kjemiske reaksjoner:

- Reaktantene: Stoffene som reagerer
- Produktene: Stoffene som blir dannet

Noen typer kjemiske reaksjoner:

- Fellingsreaksjoner
- Redoksreaksjoner
- Syre-/base-reaksjoner

Tegn på en at en kjemisk reaksjon har inntruffet:

- Fargeforandring
- Utfelling
- Gassutvikling
- Temperaturforandring (merk at stoffer kan endre temperatur uten kjemisk reaksjon, f.eks. ved faseovergang).
- Merk: Oppløsning av en ionisk forbindelse i vann er IKKE en kjemisk reaksjon.

Balansering av reaksjonsligninger:

Vi må

- Vite hvilken reaksjon som skjer («skjelett-ligning»)
- Vite den fysiske tilstanden til reaktanter og produkter.

- Ha likt antall av alle typer atomer og elektroner på begge sider (balansert mht. masse og ladning).
- Konvensjon: Bruk reaksjonsligningene med de minste mulige heltallige støkiometriske koeffisientene.

Begrensende reaktant:

- 1) Finn antall mol av hver reaktant, basert på massene av reaktantene
- 2) For hver reaktant X , finn forholdet $\frac{n(X)}{SK(X)}$, hvor $SK(X)$ er den støkiometriske koeffisienten til X fra den balanserte reaksjonsligningen.
- 3) Den begrensende reaktanten er den reaktanten X som gir den minste brøken $\frac{n(X)}{SK(X)}$.

Beregning av (teoretisk) utbytte:

- 1) Vi må vite den begrensende reaktanten og antall mol vi har av den.
- 2) Finn ut hvor mange mol det er av den begrensende reaktanten i hver mol av produktene.

Kort sagt: $\frac{n(\text{Produkt})}{n(\text{Begr. reaktant})} = k$

- 3) Gang opp: $n(\text{Produkt}) = k * n(\text{Begr. reaktant})$

Utbytte:

- Maksimalt/teoretisk utbytte: Utbytte vi vil få når alt stoffet av den begrensende reaktanten reagerer.
- Faktisk/eksperimentelt utbytte: Som navnet tilsier. Hvor mye utbytte vi får.
- Prosentvis utbytte: $\frac{\text{Faktisk utbytte}}{\text{Teoretisk utbytte}} * 100\%$

Termokjemi:

- Endoterme og eksoterme prosesser
- Temperaturforandring: $\Delta T = \frac{q}{m * c}$
 - ΔT : forandring i temperatur (enhet °C)
 - q : symbol på varme (enhet joule, J)
 - m : massen i gram
 - c : varmekapasiteten til stoffet (enhet: $\frac{J}{g * ^\circ C}$)
- Faseovergang: $q_{\text{faseovergang}} = n * \text{spesifikk varme for overgangen}$
 - n : Antall mol av stoffet i faseovergangen
 - Spesifikk varme for en faseovergang er lik minus spesifikk varme for den motsatte faseovergangen
 - Enhet for q : Joule, J

Elektromagnetisk stråling:

Forholdet mellom energi, frekvens og bølgelengde: $E_{\text{foton}} = hf = hv = \frac{hc}{\lambda}$

- $h = 6,626 * 10^{-34} Js$ (Plancks konstant)
- $f = \nu$: Frekvensen i hertz ($Hz = s^{-1}$)

- $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}$: Lysfarten
- λ : Bølgelengden i meter

Avogadros tall:

N_A : Avogadros tall, definert som antall atomer i 12 gram $^{12}_6\text{C}$, $N_A = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Løselighet:

Huskeregul: Likt løser likt

- Er et stoff polart, vil det løses opp i en polar væske.
- Er et stoff upolart, vil det løses opp i en upolar væske.
- Har et stoff hydrogenbindinger, vil stoffet løses opp i væsker som har hydrogenbindinger.

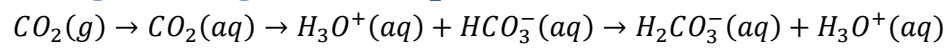
Atomet:

- Trend for atomradius: I samme periode vil atomradiusen bli mindre når atomnummeret øker. I samme gruppe vil atomradiusen øke når periodenummeret (og dermed også atomnummeret) øker. Denne trenden kan begrunnes med skjerming.
- Skjerming: Når et nøytralt atom har ett elektron i ytterste skall, vil de atomene i skallene mellom valenselektronet og kjernen begrense (skjerme) den tiltrekkende positive ladningen fra kjernen, og dermed «føler» bare valenselektronet ladning fra ett proton. Når vi har flere valenselektroner i et nøytralt atom, vil disse elektronene plassere seg så jevnt som mulig (fordi like ladninger frastøter hverandre), og da vil også elektronene i valensskallet «føle» tiltrekningen av like mange protoner i kjernen, siden tiltrekningen går i alle retninger.
- Ioneradier: Samme trender som for atomradier, både for kation og anion. Anionene er ofte større enn kationer. Små kationer, store anioner.
- Ioniseringsenergi: Hvor mye energi som kreves for å løsribe et elektron. n -te ioniseringsenergi er energien som kreves for å løsribe et elektron slik at vi får et n -verdig kation.
- Elektronegativitet: Mål på evnen atomene har på å trekke til seg eller holde på elektroner fra andre atomer. Høyest elektronegativitet er hos F , og denne energien reduseres jo lengre borte i periodesystemet man er fra F .
- Daltons lov: I gassblandinger vil gassene oppføre seg uavhengig av hverandre, og utføre samme trykk som de ville ha gjort hvis de var alene. $P_{total} = \sum_i P_i$

Intermolekylære krefter:

1. Krefter mellom fluktuerende dipoler (London-krefter)
 2. Krefter mellom permanente og induerte dipoler
 3. Krefter mellom permanente dipoler
 4. Hydrogenbindinger
- De tre øverste kreftene er kjent som Van Der Waahls-krefter.
 - Kreftene er netto attraktive, men svake og med kort rekkevidde.

Forurensning av hav grunnet CO_2 :



Mange skalldyr har skall av kalsium som løses opp når vannet blir for surt, og mister dermed beskyttelsen sin.