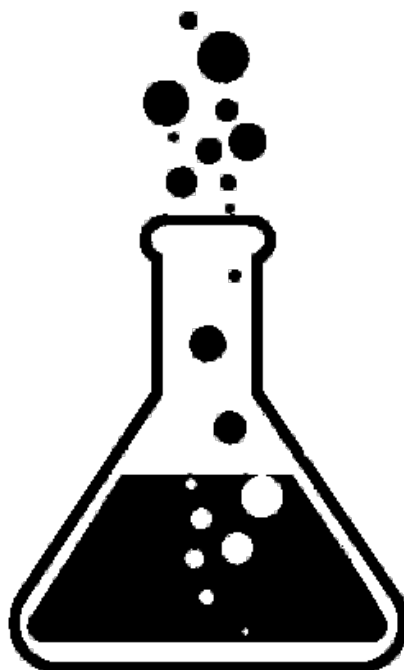


Begreppssammanfattning - Kemi 2

Blackebergs Gymnasium

Marcell Ziegler - NA21D

4 november 2022



OBS! Alla siffror/refenser som verkar/borde vara länkar är antagligen länkar, tryck gärna!

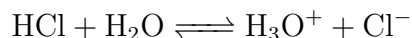
Innehåll

I	Kemisk jämvikt	2
1	Jämviktskonstanten	2
1.1	Enheten på K	3
1.2	Räkna på K	3
2	Förskjutning av reaktioner	4
2.1	Reaktionskvoten	4
2.2	Tillskott av ämnen	4
2.2.1	Reaktanter	4
2.2.2	Produkter	5
2.3	Tryckförändring	5
2.4	Förändring i tempreatur	6
2.5	Katalysatorer	6
II	Reaktionshastighet	7
3	Påverkande faktorer	7
3.1	Bindningar	7
3.2	Kontaktyta	7
3.3	Aggregationstillstånd	7
3.4	Katalysatorer	7
3.5	Koncentration	8
4	Reaktionens energi	8
4.1	Endoterm och exoterm	8
4.2	Entalpi och aktiveringsenergi	8
III	Syror och Baser	9
5	Protolys	9
5.1	Svaga/starka syror och baser	9
6	pH och pOH	9
7	Syra- och baskonstanten	10
7.1	Räkna med syra- och baskonstanten	10

Del I

Kemisk jämvikt

En jämvikt är en kemisk reaktion som går åt båda håll med samma reaktionshastighet (lika snabbt). Detta medför att förhållandet mellan reaktanter och produkter förblir densamma. Egentligen är alla reaktioner jämvikter men vissa är så pass förskjutna åt ena hållet att de betraktas som fullständiga. Tecknet \rightleftharpoons används för att visa jämvikt, se följande exempel:



1 Jämviktskonstanten

Varje kemisk jämvikt har en s.k. jämviktskonstant K . Detta beräknas enligt denna formel¹ (n_{prod} = antal produkter och n_{reakt} = antal reaktanter):

$$K = \frac{\prod_{n=1}^{n_{prod}} [\text{produkt}_n]}{\prod_{n=1}^{n_{reakt}} [\text{reaktant}_n]}$$

alltså...

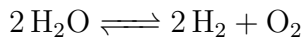
$$K = \frac{[\text{produkt}_1] \cdot [\text{produkt}_2] \cdots [\text{produkt}_{n_{prod}}]}{[\text{reaktant}_1] \cdot [\text{reaktant}_2] \cdots [\text{reaktant}_{n_{reakt}}]}$$

K visar alltså förhållandet mellan produkterna av koncentrationerna av produkter och reaktanter. Detta leder även till dessa två till slutsatser:

större $K \Rightarrow$ mindre reakt. eller mer prod. i jämförelse
mindre $K \Rightarrow$ mer reakt. eller mindre prod. i jämförelse

¹Se s. 42–48 samt uppgift 3:1–3:3

Exempel 1. Vid jämvikt finns det 0.045 M H₂O, 0.005 M H₂ och 0.0025 M O₂ i reaktionen



Sätter man in siffrorna får man

$$K = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \approx 2.78 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Lägg märke till att vissa koncentrationer är upphöjda till en exponent. Denna exponent är alltid samma som ämnets koefficient i reaktionen.

$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{H}_2\text{O}]^2$ exempelvis.

1.1 Enheten på K

Detta beräknas med en enhetsanalys på koncentrationerna².

Exempel 2. Givet situationen från ovan, sätt in enheter:

$$K \approx 2.78 \cdot 10^{-4} \left[\frac{\text{M}^2 \cdot \text{M}}{\text{M}^2} = \frac{\text{M}^{\cancel{2}^1}}{\text{M}^{\cancel{2}}} = \text{M} \right]$$

1.2 Räkna på K

Du ska kunna räkna ut K för en viss reaktion utifrån ett fåtal substansmängder eller koncentrationer³.

Exempel 3. Titta på exemplet i denna tabell (C_0 är koncentration från början och C_{jmv} är koncentration vid jmv.):

	A	+	B	\rightleftharpoons	AB
C_0	x		x		0
ΔC	$-y$		$-y$		$+y$
C_{jmv}	$x - y$		$x - y$		y

vilket ger att

$$K = \frac{[\text{AB}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} = \frac{y}{(x - y)^2} \left[\frac{\text{M}}{\text{M}^2} = \text{M}^{-1} \right]$$

Notera att förhållandet mellan ΔC hos de olika ämnen är densamma som deras koefficient i reaktionen så följande gäller i mer komplexa fall:

²Se uppgift 3:4

³Se s. 48–49 samt uppgift 3:7

	2 A	+	B	\rightleftharpoons	A ₂ B
C_0	z		x		0
ΔC	$-2y$		$-y$		$+y$
C_{jmv}	$z - 2y$		$x - y$		y

$$K = \frac{[AB]}{[A] \cdot [B]} = \frac{y}{(z - 2y) \cdot (x - y)} \left[\frac{M}{M^2} = M^{-1} \right]$$

2 Förskjutning av reaktioner

I uppgifter behöver man ofta bestämma hur en reaktion kommer *förskjutas* eller vilket håll den kommer "gå mot". Alla jämvikter vill till slut uppnå det jämviktsförhållande som är givet av deras K -värde under givna förhållanden. Om man börjar från ett tillstånd utan jämvikt eller om jämvikten rubbas kommer reaktionen att förskjutas. Detta innebär att antingen mängden reaktanter eller produkter kommer öka eller minska. När antalet produkter ökar jämfört med reaktanterna kallas det att reaktionen förskjuts åt höger och motsatsen kallas förskjutning åt vänster.

2.1 Reaktionskvoten

Förhållandet mellan produkter och reaktanter när det inte råder jämvikt beskrivs av *reaktionskvoten* Q . Formeln för Q är exakt samma som för K . Vid jämvikt är $Q = K$ men övrigt så är den antingen större eller mindre. Det finns två enkla regler angående Q -värdet⁴:

$$\begin{aligned} Q > K &\Rightarrow \text{fler produkter eller färre reaktanter} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \text{förskjutning åt vänster} \\ Q < K &\Rightarrow \text{färre produkter eller fler reaktanter} \Rightarrow \\ &\Rightarrow \text{förskjutning åt höger} \end{aligned}$$

2.2 Tillskott av ämnen

Den enklaste regeln är att jämvikten förskjuts åt det hållet som inte fick några nya ämnen. Mer specifikt kommer det se ut som följande förklaringar.

2.2.1 Tillskott av reaktanter

Om det finns en reaktion i jämvikt och fler reaktanter läggs till kommer $\prod_{n=1}^{n_{reakt}} [\text{reaktant}_n]$ öka vilket innebär att Q kommer minska (se avsnitt 1). Enligt definitionen ovan kommer reaktionen gå åt höger.

⁴se s. 49–50 samt uppgift 3:9–3:10 i boken

2.2.2 Tillskott av produkter

Om en reaktion i jämvikt får ett tillskott av produkter kommer $\prod_{n=1}^{n_{prod}} [\text{produkt}_n]$ att öka vilket innebär att Q kommer öka (se avsnitt 1). Enligt definitionen ovan kommer reaktionen gå åt vänster.

2.3 Tryckförändring

Vid en reaktion som involverar ämnen i gasform kommer trycket att förändra värdet på K . Detta beror på ideella gaslagen

$$PV = nRT$$

där P = tryck, V = volym, n = substansmängd, R = ideala gaskonstanten och T = temperatur. Detta ger

$$C = \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

vilket i sin tur innebär att

$$C \propto \frac{1}{RT} \text{ med faktorn } P$$

$\frac{1}{RT}$ är konstant (givet temperatur) vilket medför att en förändring i proportionalitetskonstanten P kommer innebära att

$$C_{ny} = \frac{P_{ny}}{P_0} \cdot C_0$$

Allt detta innebär helt enkelt att vi kan ta koncentrationen av alla gaser och multiplicera var och en med förhållandet $P_{ny} : P_0$ vilket ger oss våra nya koncentrationer för att beräkna nya K .

Exempel 1. $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ ger $K_0 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$

$$V \rightarrow \frac{V}{2} \Rightarrow P \rightarrow 2P \Rightarrow \frac{P_{ny} = 2P_0}{P_0} = 2 = x$$

$$K_{ny} = \frac{\prod_{n=1}^{n_{prod}} x \cdot [\text{produkt}_n]}{\prod_{n=1}^{n_{reakt}} x \cdot [\text{reaktant}_n]} \quad (\text{alla är gaser})$$

$$K_{ny} = \frac{\prod_{n=1}^2 x \cdot [\text{produkt}_n]}{\prod_{n=1}^3 x \cdot [\text{reaktant}_n]} = \frac{x^2 \cdot \prod_{n=1}^2 [\text{produkt}_n]}{x^3 \cdot \prod_{n=1}^3 [\text{reaktant}_n]}$$

$$K_{ny} = \frac{x^2 \cdot [\text{produkt}_1][\text{produkt}_2]}{x^3 \cdot [\text{reaktant}_1][\text{reaktant}_2][\text{reaktant}_3]}$$

$$K_{ny} = \frac{x^2}{x^3} \cdot \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]} = \frac{x^{\cancel{2}}}{x^{\cancel{3}}^1} \cdot K_0 = \frac{K_0}{x} = \frac{K_0}{2}$$

K_{ny} är alltså hälften av K_0 om $x = 2$ detta innebär att $K_{ny} < K_0$ alltså går reaktionen åt höger⁵.

⁵se s. 55–57 samt uppgift 3:16–3:17 i boken

2.4 Förändring i tempreatur

En förändring i temperatur förändrar inte värdet på K utan bara ökar reaktionshastigheten åt ena eller andra hållet. Temperaturförändring följer dessa regler⁶:

- Exoterm reaktion åt...
 - ...höger och värme ökar går den åt vänster
 - ...vänster och värme ökar går den åt höger
- Endoterm reaktion åt...
 - ...höger och värme ökar går den åt höger
 - ...vänster och värme ökar går den åt vänster.

2.5 Katalysatorer

Katalysatorer kan inte rubba jämvikten av en reaktion. De kan dock göra den snabbare (se avsnitt 3.4 på följande sida) eftersom katalysatorer fungerar lika bra åt båda håll. Observera dock att om reaktionen från börja är omöjlig kan en katalysator möjliggöra denna vilket tekniskt sett rubbar jämvikte för att ursprungligen var $K = 0$.

⁶se s. 57–59 samt uppgift 3:18–3:21 i boken

Del II

Reaktionshastighet

Reaktionshastighet är en annan central del av denna kurs. Kortfattat är det hur snabbt en reaktion sker uttryckt i $\left[\frac{\text{Molar}}{\text{Sekund}} = \frac{\text{M}}{\text{s}} = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}\right]$. Detta ger oss formeln

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

där v = reaktionshastighet i M/s. Om man av någon anledning hade velat teckna en funktion hade $v = C'(t) = \frac{dC}{dt}$ gällt.

3 Påverkande faktorer

Reaktionshastigheten kan påverkas av många faktorer⁷. Här kommer en sammanfattning.

3.1 Bindningar

Fria joner reagerar nästa omedelbart, exempelvis i fällningar. När detta sker är reaktionen *momentan*. Fri joner har inte några bindningar som måste brytas innan reaktionen kan ske vilket gör det snabbare. Molekyler kommer alltid att reagera långsammare då det tar tid och energi att bryta deras bindningar för reaktionen.

3.2 Kontaktyta

Jo större ytan som reaktionen sker på är desto snabbare kommer den att gå. Detta beror på att de reagerande ämnena måste kollidera för att reaktionen ska ske. Ju mer yta att kollidera på desto fler kollisioner alltså desto snabbare reaktion.

3.3 Aggregationstillstånd

Aggregationstillståndet, eller i detta fall hur fritt partiklarna rör sig, kommer ha en stor effekt på reaktionshastigheten. En gas kommer ju ha högst rörlighet, sedan vätskor och sist fasta ämnen. Ju mer partiklarna rör sig desto fler chanser kommer de få att kollidera med varandra och desto snabbare kommer reaktionen att gå.

3.4 Katalysatorer

En katalysator är ett ämne som gör en reaktion snabbare eller möjliggör en reaktion som annars är omöjlig utan att själv förbrukas. Den gör detta genom att sänka aktiveringsenergin (se avsnitt 4.2 på nästa sida) av reaktionen. Antingen kommer den att hamna under gränsen för tillgänglig energi vilket möjliggör reaktionen eller så kommer den helt enkelt minska energikravet och öka hastigheten.

⁷se s. 28–31 i boken

3.5 Koncentration

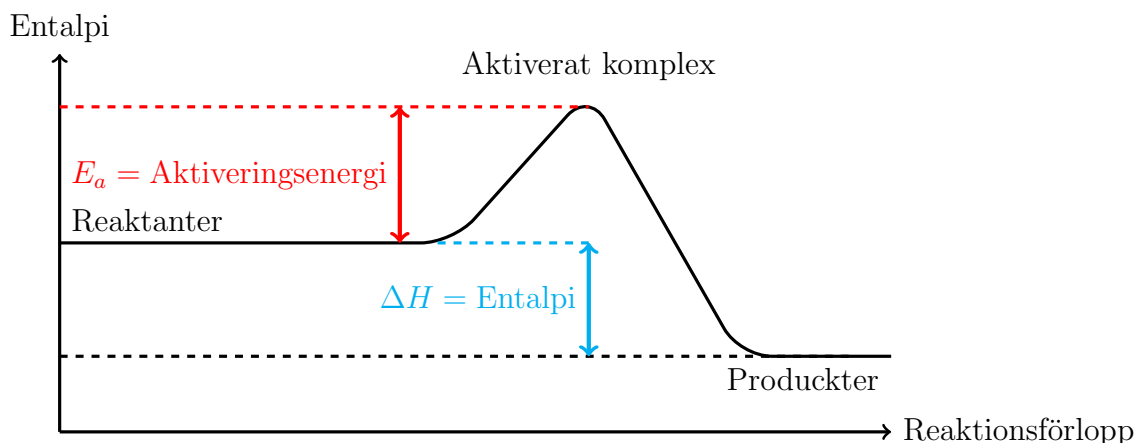
En högre koncentration gör partiklarna tätare vilket i sin tur leder till snabbare reaktioner. Detta medför också att tryckförändringar påverkar reaktionshastighet i komprimerbar materia (ex. gaser).

4 Reaktionens energi

4.1 Endoterm och exoterm

En reaktion kan vara endo- eller exoterm. En endoterm reaktion kräver energi medan en exoterm reaktion avger ett överskott av energi⁸.

4.2 Entalpi och aktiveringsenergi



Denna graf visar förloppet av en reaktion uttryckt som energiförändring över tid. Energin är mätt i enheten kJ/mol som på sätt och vis uttrycker energikoncentration baserat på substansmängd vilket kallas *entalpi*⁹. När man säger entalpi menar man ofta förändringen i entalpi som uttrycks ΔH . Detta visar om det har avgetts eller absorberats energi under reaktionens gång:

$$\Delta H < 0 \Rightarrow \text{exoterm reaktion, energi avges}$$

$$\Delta H > 0 \Rightarrow \text{endoterm reaktion, energi absorberas}$$

På grafen kan vi även se den så kallade *aktiveringsenergin* E_a . Denna energi är skillnaden mellan den ursprungliga energinivån av reaktanterna och den mängd energi som krävs för att reaktionen ska ske. Man kan resonera kring aktiveringsenergi från båda hållen i diagrammet. Just nu finns bara det högra hållet inritat, men i jämvikter går ju det åt båda håll och därmed finns det värde även i produkt \rightarrow reaktant resonemanget.

⁸se s. 32–33 i boken

⁹se s. 32–36 samt uppgift 2:11 i boken

Del III

Syror och Baser

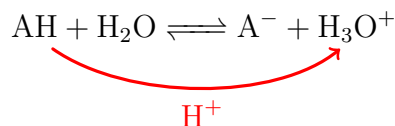
Syror och baser är två av de viktigaste typerna av ämnen för denna kurs. En syra är ett ämne som tar upp en H^+ jon när den reagerar med H_2O medan baser avger en jon istället. Minnesregeln är "BUSA": "**B**aser **U**pptar, **S**yror **A**vger".

Ett annat viktigt kännetecken är att alla vattenlösningar kommer innehålla *oxoniumjoner* (H_3O^+) och *hydroxidjoner* (OH^-). Förhållandet mellan dessa kommer vara lite olika beroende på lösningen. I en neutral lösning kommer de att vara lika många av varje, i syrliga lösningar finns fler H_3O^+ och i basiska lösningar finns det fler OH^- .

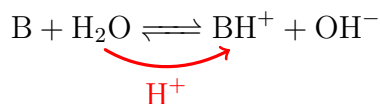
5 Protolys

Protolys¹⁰—från *proto* för proton och forngrekiskans *lúsis* för lossa—innebär att det sker ett utbyte av en eller flera protoner (H^+ joner). Som angivet ovan kommer syror lossa en proton och baser ta emot en.

Exempel 1. Låt en syra A som innehåller en väteatom H reagera med vatten. Detta kallas också att den *protolyseras*:



Något mycket liknande sker när en bas B protolyseras:



5.1 Svaga/starka syror och baser

Man säger att en syra eller en bas kan antingen vara stark eller svag¹¹. Detta har faktiskt ingen korrelation med hur mycket den förändrar pH utan det betecknar om reaktionen är fullständig. En syra/bas som protolyseras helt när den placeras i vattelslösning kallas stark och alla andra är svaga.

6 pH och pOH

Dessa är ett mått på hur syrligt eller basiskt en lösning är. pH är absolut standard med det finns användningar för pOH också. Skalan är logaritmisk med bas 10 och går från ca -1 till ca

¹⁰se s. 60 i boken

¹¹se s. 63 samt uppgift 3:29–3.20 i boken

14. Definitionen för de två storheterna är:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{pOH} &= -\log_{10} [\text{OH}^-]\end{aligned}$$

Ju högre pH är desto mer basiskt och ju mer basiskt desto mindre desto mer syrligt. En neutral lösning har pH 7. Då är $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$. För att beräkna ena eller andra vet vi även detta samband:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

7 Syra- och baskonstanten

Mycket likt jämviktskonstanten K finns den en så kallad *syra*konstant K_a och en *bas*konstant K_b . Dessa beskriver hur fullständig en syra/bas protolyseras. Dessa värde existerar även för amfolyter—ämnen som är både syra och bas—och bestämmer då om de hellre reagerar som syra eller bas. Dessa värde är som K för för protolysen men man bortser från $[\text{H}_2\text{O}]$ alltså ser det ut som:

$$\begin{aligned}K &= \frac{[\text{Bas}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{Syra}]} \\ K_a &= \frac{[\text{Bas}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Syra}]}\end{aligned}$$

för en syra och följande för en bas:

$$\begin{aligned}K &= \frac{[\text{Syra}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{Bas}]} \\ K_b &= \frac{[\text{Syra}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Bas}]}\end{aligned}$$

7.1 Räkna med syra- och baskonstanten

Man räknar på dessa konstanter ungefär som man räknar med K (se avsnitt 1.2 på sidan 3). Skillnaden är att du kommer veta K_a eller K_b i förväg från en tabell. Du kan sedan utnyttja detta för att ställa upp jämvikten med tidigare angivna tabeller för att sedan beräkna $[\text{H}_3\text{O}^+]$ eller $[\text{OH}^-]$ i en lösning som i sin tur kan leda till pH.