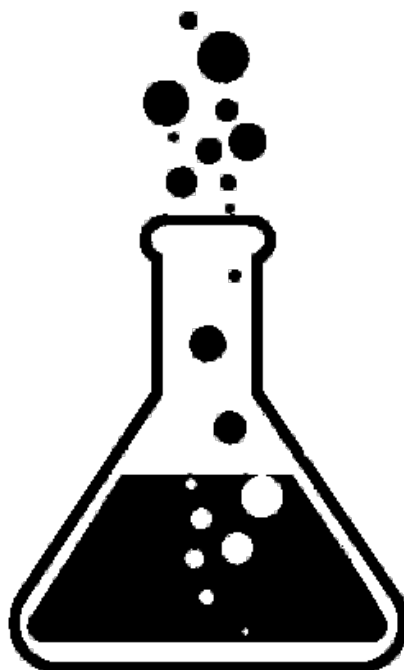


# Begreppssammanfattning - Kemi 2

## Blackebergs Gymnasium

Marcell Ziegler - NA21D

4 november 2022



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

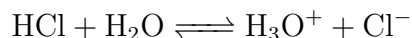
# Innehåll

<b>I</b>	<b>Kemisk jämvikt</b>	<b>2</b>
<b>1</b>	<b>Jämviktskonstanten</b>	<b>2</b>
1.1	Enheten på $K$ . . . . .	3
1.2	Räkna på $K$ . . . . .	3
<b>2</b>	<b>Förskjutning av reaktioner</b>	<b>4</b>
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
<b>II</b>	<b>Reaktionshastighet</b>	<b>7</b>
<b>1</b>	<b>Påverkande faktorer</b>	<b>7</b>
1.1	Bindningar . . . . .	7
1.2	Kontaktyta . . . . .	7
1.3	Aggregationstillstånd . . . . .	7
1.4	Katalysatorer . . . . .	7
1.5	Koncentration . . . . .	8
<b>2</b>	<b>Reaktionens energi</b>	<b>8</b>
2.1	Endoterm och exoterm . . . . .	8
2.2	Entalpi och aktiveringsenergi . . . . .	8
<b>III</b>	<b>Syror och Baser</b>	<b>9</b>

## 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 formel<sup>1</sup> ( $n_{\text{prod}}$  = antal produkter och  $n_{\text{reakt}}$  = antal reaktanter):

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

alltså...

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

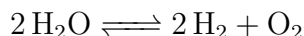
$K$  visar alltså förhållandet mellan produkterna av koncentrationerna av produkter och reaktanter. Detta leder även till dessa två till slutsatser:

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

---

<sup>1</sup>Se s. 42–48 samt uppgift 3:1–3:3

**Exempel 1.** Vid jämvikt finns det 0.045 M H<sub>2</sub>O, 0.005 M H<sub>2</sub> och 0.0025 M O<sub>2</sub> i reaktionen



Sätter man in siffrorna får man

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

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 koncentrationerna<sup>2</sup>.

**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 koncentrationer<sup>3</sup>.

**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
$\Delta C$	$-y$		$-y$		$+y$
$C_{jmv}$	$x - y$		$x - y$		$y$

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  $\Delta C$  hos de olika ämnen är densamma som deras koefficient i reaktionen så följande gäller i mer komplexa fall:

---

<sup>2</sup>Se uppgift 3:4

<sup>3</sup>Se s. 48–49 samt uppgift 3:7

	2 A	+	B	$\rightleftharpoons$	A <sub>2</sub> B
$C_0$	$z$		$x$		0
$\Delta C$	$-2y$		$-y$		$+y$
$C_{jmv}$	$z - 2y$		$x - y$		$y$

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

## 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  $Q$ -värdet<sup>4</sup>:

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

### 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.

---

<sup>4</sup>se 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 höger<sup>5</sup>.

---

<sup>5</sup>se 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 regler<sup>6</sup>:

- 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 1.4 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  $K = 0$ .

---

<sup>6</sup>se 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.

## 1 Påverkande faktorer

Reaktionshastigheten kan påverkas av många faktorer<sup>7</sup>. Här kommer en sammanfattning.

### 1.1 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.

### 1.2 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.

### 1.3 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.

### 1.4 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 2.2 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.

---

<sup>7</sup>se s. 28–31 i boken



## 1.5 Koncentration

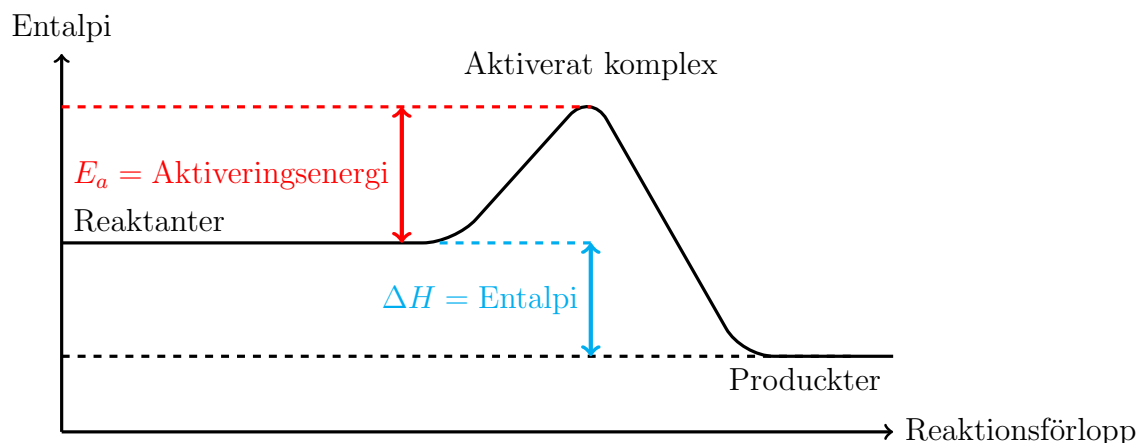
En högre koncentration gör partiklarna tätare vilket i sin tur leder till snabbare reaktioner. Detta medför också att tryckförändringar påverkar reaktionshastighet i komprimerbar materia (ex. gaser).

## 2 Reaktionens energi

### 2.1 Endoterm och exoterm

En reaktion kan vara endo- eller exoterm. En endoterm reaktion kräver energi medan en exoterm reaktion avger ett överskott av energi<sup>8</sup>.

### 2.2 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*<sup>9</sup>. När man säger entalpi menar man ofta förändringen i entalpi som uttrycks  $\Delta H$ . 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.

<sup>8</sup>se s. 32–33 i boken

<sup>9</sup>se 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  $\text{H}^+$  jon när den reagerar med  $\text{H}_2\text{O}$  medan baser avger en jon i stället. Minnesregeln är "BUSA": "**B**aser **U**pptar, **S**yror **A**vger".

Ett annat viktigt kännetecken är att alla vattenlösningar kommer innehålla *oxoniumjoner* ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) och *hydroxidjoner* ( $\text{OH}^-$ ). 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  $\text{H}_3\text{O}^+$  och i basiska lösningar finns det fler  $\text{OH}^-$ .