

Begreppssammanfattning - Kemi 2

Blackebergs Gymnasium

Marcell Ziegler - NA21D

3 november 2022

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

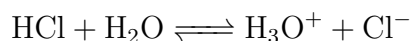
Innehåll

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	5
2.2.1	Reaktanter	5
2.2.2	Produkter	5
2.3	Tryckförändring	5
2.4	Förändring i tempreatur	7
2.5	Katalysatorer	7
II	Reaktionshastighet	8

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...

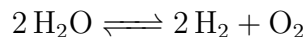
$$K = \frac{[\text{produkt}_1] \cdot [\text{produkt}_2] \cdots [\text{produkt}_{n_{prod}}]}{[\text{reaktant}_1] \cdot [\text{reaktant}_2] \cdots [\text{reaktant}_{n_{reakt}}]}$$

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

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

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

2 H₂O → [H₂O]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

²Se uppgift 3:4

³Se s. 48–49 samt uppgift 3:7

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

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

	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.

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

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

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

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 $K_0 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$

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

$$\begin{aligned} K_{ny} &= \frac{\prod_{n=1}^{n_{prod}} x \cdot [\text{produkt}_n]}{\prod_{n=1}^{n_{reakt}} x \cdot [\text{reaktant}_n]} \quad (\text{alla är gaser}) \\ K_{ny} &= \frac{\prod_{n=1}^2 x \cdot [\text{produkt}_n]}{\prod_{n=1}^3 x \cdot [\text{reaktant}_n]} = \frac{x^2 \cdot \prod_{n=1}^2 [\text{produkt}_n]}{x^3 \cdot \prod_{n=1}^3 [\text{reaktant}_n]} \\ K_{ny} &= \frac{x^2 \cdot [\text{produkt}_1][\text{produkt}_2]}{x^3 \cdot [\text{reaktant}_1][\text{reaktant}_2][\text{reaktant}_3]} \\ K_{ny} &= \frac{x^2}{x^3} \cdot \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]} = \frac{x^{\cancel{2}}}{x^{\cancel{3}}^1} \cdot K_0 = \frac{K_0}{x} = \frac{K_0}{2} \end{aligned}$$

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 (*infoga referens när skriven*) eftersom katalysatorer fugnerar 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.