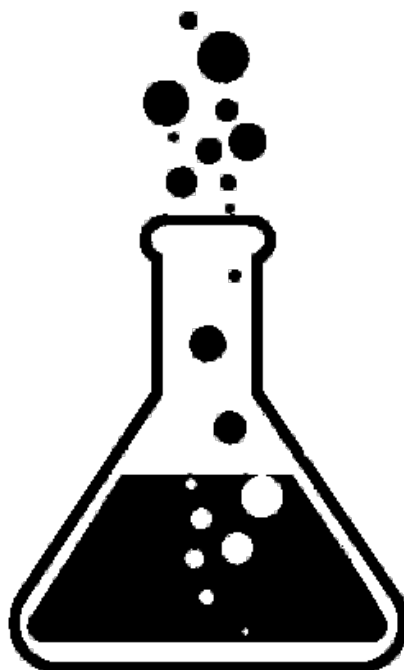


# Sammanfattning - Kemi 2

## Blackebergs Gymnasium

Marcell Ziegler - NA21D

15 november 2022



**OBS!** Alla siffror/refenser som verkar/borde vara länkar är antagligen länkar, tryck gärna!  
Exempelvis är detta avsnittsreferenser och innehållsförteckningen m.m.

# Innehåll

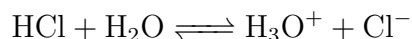
<b>I</b>	<b>Kemisk jämvikt</b>	<b>3</b>
<b>1</b>	<b>Jämviktskonstanten</b>	<b>3</b>
1.1	Enheten på $K$ . . . . .	4
1.2	Räkna på $K$ . . . . .	4
<b>2</b>	<b>Förskjutning av reaktioner</b>	<b>4</b>
2.1	Reaktionskvoten . . . . .	5
2.2	Tillskott av ämnen . . . . .	5
2.3	Tryckförändring . . . . .	5
2.4	Förändring i tempreatur . . . . .	6
2.5	Katalysatorer . . . . .	7
<b>II</b>	<b>Reaktionshastighet</b>	<b>7</b>
<b>3</b>	<b>Påverkande faktorer</b>	<b>7</b>
3.1	Bindningar . . . . .	7
3.2	Kontaktyta . . . . .	7
3.3	Aggregationstillstånd . . . . .	7
3.4	Katalysatorer . . . . .	8
3.5	Koncentration . . . . .	8
<b>4</b>	<b>Reaktionens energi</b>	<b>8</b>
4.1	Endoterm och exoterm . . . . .	8
4.2	Entalpi och aktiveringsenergi . . . . .	8
<b>III</b>	<b>Syror och Baser</b>	<b>9</b>
<b>5</b>	<b>Protolys</b>	<b>9</b>
5.1	Svaga/starka syror och baser . . . . .	10
<b>6</b>	<b>pH och pOH</b>	<b>10</b>
<b>7</b>	<b>Syra- och baskonstanten</b>	<b>10</b>
7.1	Räkna med syra- och baskonstanten . . . . .	11
7.2	Joner som syra eller bas . . . . .	11
7.3	Buffertar . . . . .	11
<b>8</b>	<b>Titring</b>	<b>11</b>
8.1	Titreerkurvor . . . . .	12
8.1.1	Buffertintervall . . . . .	13

<b>IV</b>	<b>Organisk Kemi</b>	<b>13</b>
<b>9</b>	<b>Arener</b>	<b>13</b>

## Del I

# Kemisk jämvikt

En jämvikt är en kemisk reaktion som går åt båda håll. När ett så kallat *jämviktsstillstånd* är uppnått har reaktionen samma reaktionshastighet dvs. att den ”går lika snabbt” åt båda håll. 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  $K$ . Den beräknas enligt följande formel<sup>1</sup>:

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

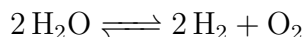
alltså...

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

där  $n_{\text{prod}}$  = antal produkter och  $n_{\text{reakt}}$  = antal reaktanter.  $K$  visar förhållandet mellan produkterna av koncentrationerna av produkterna och reaktanterna. Detta leder även till dessa två till slutsatser:

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

**Exempel 1.** Vid jämvikt finns det 0.045 M  $\text{H}_2\text{O}$ , 0.005 M  $\text{H}_2$  och 0.0025 M  $\text{O}_2$  i reaktionen



Sätter man in siffrorna får man

$$K = \frac{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = \frac{0.005^2 \text{ M}^2 \cdot 0.0025 \text{ M}}{0.045^2 \text{ M}^2} \approx 3.09 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

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.

---

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

## 1.1 Enheten på $K$

Den beräknas med en enhetsanalys på koncentrationerna<sup>2</sup>.

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

$$K \approx 3.09 \cdot 10^{-4} \left[ \frac{\text{M}^2 \cdot \text{M}}{\text{M}^2} = \frac{\text{M}^{\cancel{2}^1}}{\text{M}^{\cancel{2}}} = \text{M} \right]$$

## 1.2 Räkna på $K$

Du ska kunna räkna ut  $K$  för en viss reaktion utifrån ett fåtal substansmängder eller koncentrationer<sup>3</sup>. Detta kan utföras genom att resonera kring de olika ämnens koncentrationer mycket likt hur vi räknade på begränsande reaktanter i Kemi 1.

**Exempel 3.** Titta på följande tabell:

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

$C_0$  är koncentrationen från början och  $C_{jmv}$  är koncentrationen vid jmv. Av detta följer 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:

	$n \text{ A} + \text{ B} \rightleftharpoons \text{ A}_n\text{B}$		
$C_0$	$z$	$x$	0
$\Delta C$	$-ny$	$-y$	$+y$
$C_{jmv}$	$z - ny$	$x - y$	$y$

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

## 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

---

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

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

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 är den skilt från  $K$ . Reaktionskvoten brukar också användas när man resonerar om nya jämviktsförhållande som följd av en rubbning (dessa betecknas som  $Q$  eller  $K_{ny}$ ). Det finns två enkla regler angående  $Q$ -värdet<sup>4</sup>:

$Q > K \implies$  fler produkter eller färre reaktanter  $\implies$  förskjutning åt vänster

$Q < K \implies$  färre produkter eller fler reaktanter  $\implies$  förskjutning åt höger

## 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:

### 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.

### 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 *ideala gaslagen*:

$$PV = nRT$$

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

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

---

<sup>4</sup>se s. 49–50 samt uppgift 3:9–3:10 i boken

vilket i sin tur innebär att

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

$\frac{1}{RT}$  är konstant (vi använder konstant temperatur hittills) 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  $K_0 = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}$

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

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

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

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

$$K_{ny} = \frac{x^2}{x^3} \cdot \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]} = \frac{x^{\cancel{2}}}{x^{\cancel{3}}_1} \cdot K_0 = \frac{K_0}{x} = \frac{K_0}{2}$$

$K_{ny}$  är alltså hälften av  $K_0$  om  $x = 2$  och detta innebär att  $K_{ny} < K_0$  alltså går reaktionen åt höger<sup>5</sup> eftersom  $K_{ny}$  kan betraktas som ett  $Q$ -värde i detta fall.

## 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>: (se avsnitt 4.1 på sidan 8 för definitioner)

- 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.

<sup>5</sup>se s. 55–57 samt uppgift 3:16–3:17 i boken

<sup>6</sup>se s. 57–59 samt uppgift 3:18–3:21 i boken

## 2.5 Katalysatorer

Katalysatorer kan inte rubba jämvikten av en reaktion. De kan dock göra den snabbare (se avsnitt 3.4 på nästa sida) eftersom katalysatorer fungerar lika bra åt båda håll. Observera dock att om reaktionen från börja är omöjlig kan en katalysator möjliggöra den vilket tekniskt sett rubbar jämvikten för att ursprungligen var  $K = 0$ . I praktiken innebär detta att en reaktion med katalysator kommer nå sitt givna jämviktsförhållande snabbare än en reaktion utan.

## 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  $C(t)$  hade  $v = C'(t) = \frac{dC}{dt}$  gällt.

## 3 Påverkande faktorer

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

### 3.1 Bindningar

Fria joner reagerar nästa omedelbart, exempelvis i fällningar. När detta sker är reaktionen *momentan*. Fria 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

---

<sup>7</sup>se s. 28–31 i boken



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) 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.

### 3.5 Koncentration

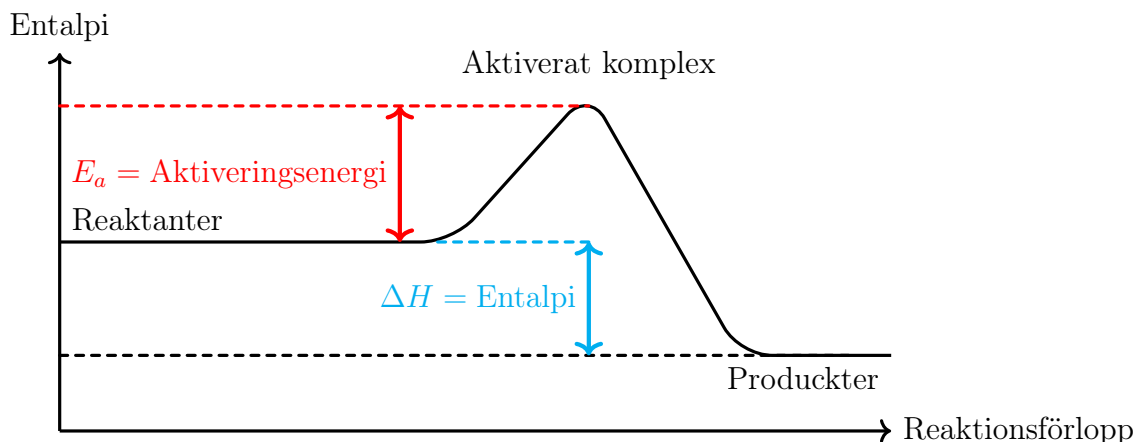
En högre koncentration gör partiklarna tätare vilket i sin tur leder till snabbare reaktioner. Detta medför också att tryckförändringar påverkar reaktionshastighet i komprimerbar materia (ex. gaser).

## 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 energi<sup>8</sup>.

### 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*<sup>9</sup>. När man säger entalpi menar man ofta förändringen

<sup>8</sup>se s. 32–33 i boken

<sup>9</sup>se s. 32–36 samt uppgift 2:11 i boken

i entalpi som uttrycks  $\Delta H$ . Detta visar om det har avgetts eller absorberats energi under reaktionens gång:

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

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

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 jämvikt går ju det åt båda håll och därmed finns det värde även i produkt  $\rightarrow$  reaktant resonemanget.

## Del III

# Syror och Baser

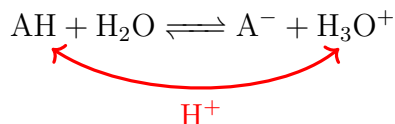
Syror och baser är två av de viktigaste typerna av ämnen för denna kurs. En syra är ett ämne som släpper en  $H^+$  jon när den reagerar med  $H_2O$  medan en bas tar upp en jon instället. Minnesregeln är "BUSA": "Baser Upptar, Syror Avger".

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  $OH^-$ .

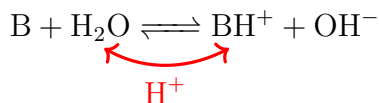
## 5 Protolys

Protolys<sup>10</sup>—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 vätejon  $H^+$  reagera med vatten. Detta kallas också att den *protolyseras* med vatten:



Något mycket liknande sker när en bas B protolyseras:




---

<sup>10</sup>se s. 60 i boken

## 5.1 Svaga/starka syror och baser

Man säger att en syra eller en bas kan antingen vara stark eller svag<sup>11</sup>. 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 vattellösning 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 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 större pH är desto mer basiskt och ju mindre den är desto mer syrligt. En neutral lösning har pH 7, då är  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ . För att beräkna den ena från den andra vet vi även detta samband:

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

## 7 Syra- och baskonstanten

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

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

för en syra och följande för en bas:

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

---

<sup>11</sup>se s. 63 samt uppgift 3:29–3.20 i boken

## 7.1 Räkna med syra- och baskonstanten

Man räknar på dessa konstanter ungefär som man räknar med  $K$  (se avsnitt 1.2 på sidan 4). 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. Detta är viktigt för att det fungerar även för svaga syror och baser

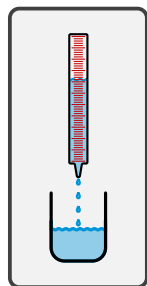
## 7.2 Joner som syra eller bas

Ibland kan vissa joner från olika salter agera som syror eller baser. Man kan bestämma detta genom att dela upp saltet i dess beståndsdelar. Efter denna uppdelning kan man kolla upp  $K_a$  och  $K_b$  för dessa joner och avgöra om de reagerar som syra/bas och vilket av dem isåfall. Därefter är logiken för pH exakt samma som för "vanliga" syror.

## 7.3 Buffertar

En buffert är en kombination av en syra och en korresponderande bas som tillsammans dämpar förändringar i pH när ny syra/bas tillförs lösningen. Detta uppnår de genom att reagera med de tillförda syrorna/baserna och bilda svagare varianter av de vilket i sin tur dämpar förändringen i pH. Mer specifikt förskjuter tillsatsen av hydroxid- eller oxoniumjoner jämvikten av bufferten. När bufferten är förbrukad kommer pH att ändras drastiskt (se fig. 1 på följande sida)

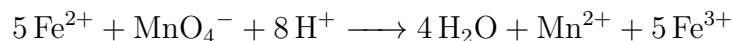
## 8 Titration



Titration är ett sätt att ta reda på olika egenskaper hos en syra eller en bas. Man kan exempelvis beräkna mängden lösta ämnen i bägaren, pH,  $K_a$  eller  $K_b$  från en titration. Processen går ut på att man placerar någonting i en vattenlösning och i denna lösningen droppar man in en annan med en byrett. Det som sitter i bäger kan vara många olika saker. Vi har exemplet från Kemi 1 av ett rakblad som löses i bägare och den titreras med  $\text{KMnO}_4$  för att undersöka hur mycket *titrand* behövdes för att uppnå ekvivalens. Alla titreringar baseras på ekvivalenser. Man vill droppa i titranden till man når en viss ekvivalens. Detta kan vara en fullständig neutralisation, ett slut på vissa reaktanter eller annat

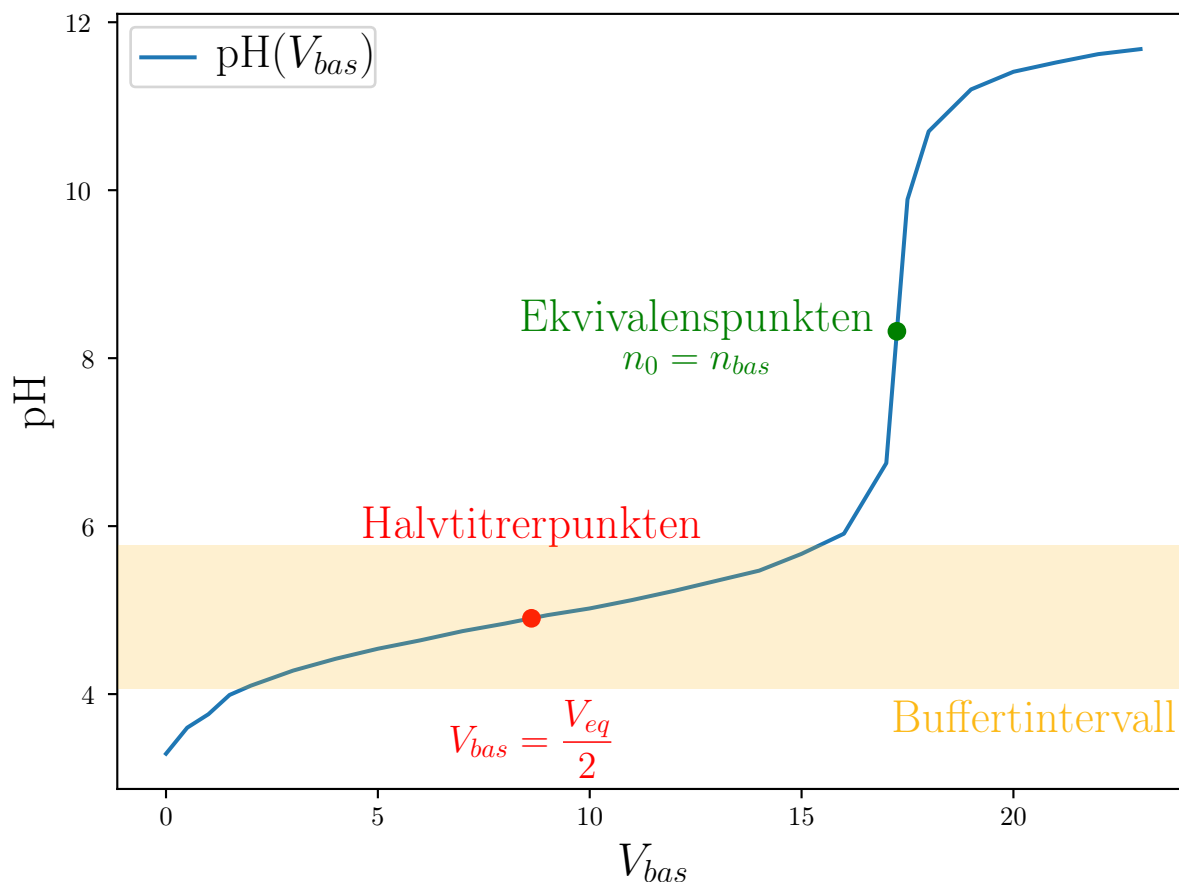
liknande.

**Exempel 2.** 0.206 g rakblad löses i  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Lösningen späds till 100 ml. 25 ml av lösningen titrerades med 0.01 M  $\text{KMnO}_4$  (kaliumpermanganat). Det krävdes 18 ml titrand för att nå ekvivalens. Reaktionen ser ut såhär: ( $\text{K}^+$  är åskådarjon)



Vi kommer fram till att det behövdes  $0.01 \text{ M} \cdot (18 \cdot 10^{-3}) \text{ l} = 1.8 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4$  för att reagera med 25 ml av järnlösning. Det finns 5 gånger mer järn än permanganat så vi hade därmed  $1.8 \cdot 10^{-4} \cdot 5 = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol Fe}^{2+}$  i 25 ml vilket motsvara  $9 \cdot 10^{-4} \cdot 4 = 3.6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  järn i 100 ml dvs. hela lösningen.

## 8.1 Titrerkurvor



Figur 1: Titrerkurva.  $V_{eq} = V_{bas}$  vid ekvivalens och  $n_0 = n_{syra}$  vid start.

En titrerkurva är en graf i 2 dimensioner som beskriver hur pH i en vattelösning förändras när en viss volym titrand tillsätts. Den har två viktiga punkter: *halvtitrerpunkten* och *ekvivalenspunkten* (se fig. 1 som exempel).

### Ekvivalenspunkten

Denna punkt är där substansmängden av det lösta ämnet från börja är den samma som substansmängden av det intitrerade ämnet. Alltså är substansmängden syra från början samma som substansmängden tillsatt bas i exemplet. Vid denna punkt är all syra/bas från början neutraliserad.

### Halvtitrerpunkten

Detta är punkten där volymen av tillsatt ämne är hälften av volymen vid ekvivalenspunkten. Den har en intressant egenskap: att  $pK_a = \text{pH}$  eftersom  $[\text{Syra}] = [\text{Bas}]$  vid just denna punkt

då hälften av allt ursprungssämne är neutraliserat. Detta ger att:

$$K_a = \frac{[\text{Bas}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Syra}]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ eftersom } [\text{Bas}] = [\text{Syra}]$$

$$-\log K_a = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \implies \text{pH} = \text{p}K_a$$

Detta gäller naturligtvis också för syror som då titreras in i en bas. Dock får man  $K_b$  istället.

### 8.1.1 Buffertintervall

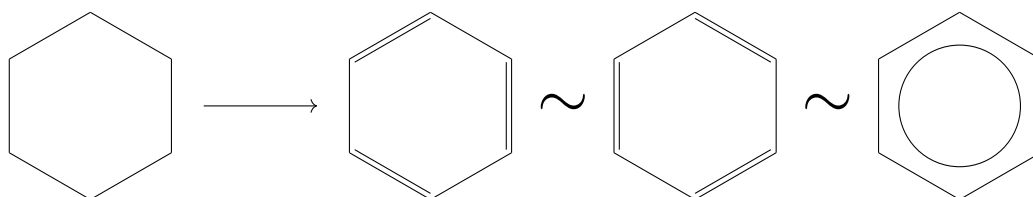
Detta är det intervallet där en viss lösning fungerar bäst som buffert (se avsnitt 7.3 på sidan 11). Lägg märke till att relativt stora volymer bas i detta intervall bidrar till relativt små ändringar i pH i exemplet.

## Del IV

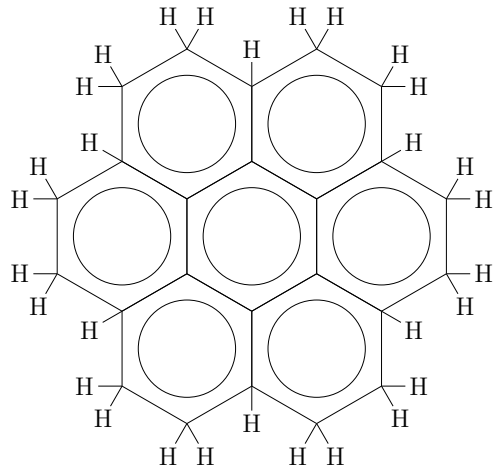
# Organisk Kemi

## 9 Arener

En aren, alternativt ett aromatiskt ämne, är ett cykliskt kolväte som binder med varannan binding dubbel. I mitten av denna ring kommer då elektronerna alltid att enbart kunna anta två olika konfigurationer. Detta leder till att de *delokaliseras* och bildar ett ”medelvärde” av deras positioner sen innan. De kommer alltså att finnas typ som ett samlat moln för alla kolatomer, likt en metallbinding. Det ser ut som följande för en hexanbas:



I detta fall innebär  $\sim$  att något är samma molekyl som något annat. Denna aren för hexan kallas *bensen*. Ringen i mitten ska illustrera detta medelvärde av elektroner och visar helt enkelt att det är ett aromatiskt ämne. Ett annat intressant aromatiskt ämne är *grafen* vilket är en stor platta av sammanvävna kol-hexagoner med aromatiska bindningar som sedan har en kant av väte. Detta ser ut ungefär som fig. 2 på följande sida Detta expanderar ut mycket längre i verkligheten men jag valde att bara rita en liten del. Väte kommer enbart uppstå längs med kanterna på grafenskivan.



Figur 2: Grafen