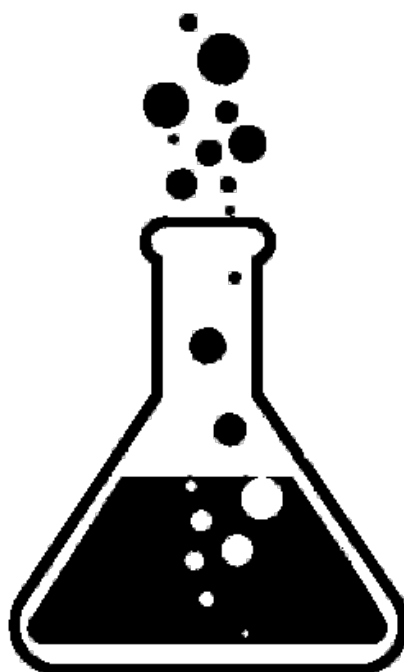


Sammanfattning - Kemi 2

Blackebergs Gymnasium

Marcell Ziegler - NA21D

9 november 2022



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

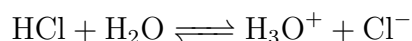
Innehåll

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	4
2.3	Tryckförändring	4
2.4	Förändring i tempreatur	5
2.5	Katalysatorer	6
II	Reaktionshastighet	6
3	Påverkande faktorer	6
3.1	Bindningar	6
3.2	Kontaktyta	6
3.3	Aggregationstillstånd	6
3.4	Katalysatorer	7
3.5	Koncentration	7
4	Reaktionens energi	7
4.1	Endoterm och exoterm	7
4.2	Entalpi och aktiveringsenergi	7
III	Syror och Baser	8
5	Protolys	8
5.1	Svaga/starka syror och baser	9
6	pH och pOH	9
7	Syra- och baskonstanten	9
7.1	Räkna med syra- och baskonstanten	10
7.2	Joner som syra eller bas	10
8	Titration	10
8.1	Titrationkurvor	10

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 formel¹:

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

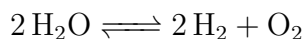
alltså...

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

där n_{prod} = antal produkter och n_{reakt} = antal reaktanter. K visar förhållandet mellan produkterna av koncentrationerna av produkterna och reaktanterna. 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

Exempel 1. Vid jämvikt finns det 0.045 M H_2O , 0.005 M H_2 och 0.0025 M 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.

¹Se s. 42–48 samt uppgift 3:1–3:3

1.1 Enheten på K

Den beräknas med en enhetsanalys på koncentrationerna².

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 koncentrationer³. 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
ΔC	$-y$	$-y$	$+y$
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 ΔC 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
ΔC	$-ny$	$-y$	$+y$
C_{jmv}	$z - ny$	$x - y$	y

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

²Se uppgift 3:4

³Se s. 48–49 samt uppgift 3:7

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:

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

$Q < K \Rightarrow$ färre produkter eller fler reaktanter \Rightarrow 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:

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 ideala gaslagen

$$PV = nRT$$

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

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

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

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

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

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

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

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

K_{ny} är alltså hälften av K_0 om $x = 2$ och detta innebär att $K_{ny} < K_0$ alltså går reaktionen åt höger⁵ 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 regler⁶: (se avsnitt 4.1 på sidan 7 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.

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

⁶se 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 faktorer⁷. 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

⁷se s. 28–31 i boken

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) 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

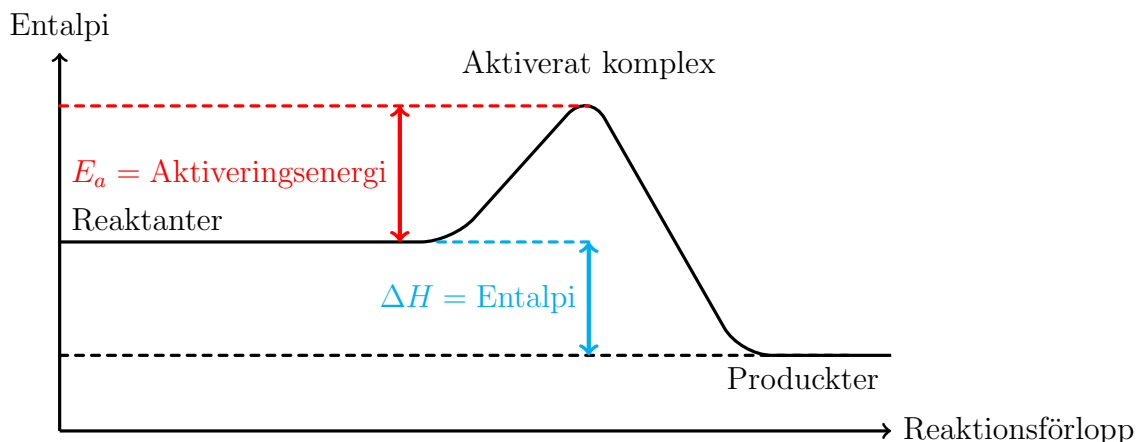
En högre koncentration gör partiklarna tätare vilket i sin tur leder till snabbare reaktioner. Detta medför också att tryckförändringar påverkar reaktionshastighet i komprimerbar materia (ex. gaser).

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 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

⁸se s. 32–33 i boken

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

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

Del III

Syror och Baser

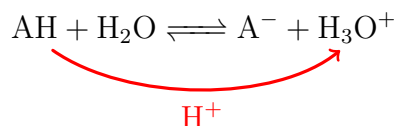
Syror och baser är två av de viktigaste typerna av ämnen för denna kurs. En syra är ett ämne som tar upp en H^+ jon när den reagerar med H_2O medan en bas avger en jon istället. Minnesregeln är "BUSA": "Baser Upptar, Syror Avger".

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^- .

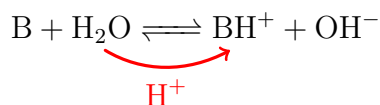
5 Protolys

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* med vatten:



Något mycket liknande sker när en bas B protolyseras:



¹⁰se s. 60 i boken

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 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 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 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:

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

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

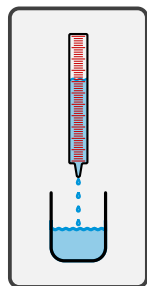
7.1 Räkna med syra- och baskonstanten

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

7.2 Joner som syra eller bas

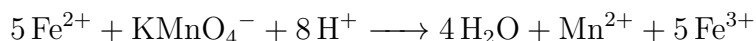
Ibland kan vissa joner från olika salter agera som syror eller baser. Man kan bestämma detta genom att dela upp saltet i dess beståndsdelar. Efter denna uppdelning kan man kolla upp K_a och K_b för dessa joner och avgöra om de reagerar som syra/bas och vilket av dem isåfall. Därefter är logiken för pH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

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 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 H_2SO_4 . Lösningen späds till 100 ml. 25 ml av lösningen titrerades med 0.01 M KMnO_4 (kaliumpermanganat). Det krävdes 18 ml titrand för att nå ekvivalens. Reaktionen ser ut såhär:



Vi kommer fram till att det behövdes $0.01 \text{ M} \cdot (18 \cdot 10^{-3}) \text{ l} = 1.8 \cdot 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4$ 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 Titreringskurvor

En titrationskurva är en graf i 2 dimensioner som beskriver hur pH i en vattenlösning förändras när en viss volym titrand tillsätts. Den har två viktiga punkter: *halvtitreringspunkten* och *ekvivalenspunkten*. En titrationskurva kan se ut såhär: