

Kemiske reaktioners enthalpitolvækster

Formål

Forsøget er delt i to dele. Formålet med første del er at undersøge om et udvalg af kemiske reaktioner er endoterme eller exoterme reaktioner og bestemme molare entalpitolvækster for disse. Formålet med anden del af forsøget er at undersøge Hess' lov for tre kemiske reaktioner.

Teori

Har vi et bægerglas med vand, kaldes det et system. Hvis systemet ikke kan udveksle stof med omgivelserne, kaldes det et lukket system. Et lukket system kan altså kun udveksle energi med sine omgivelser, og stofsammensætningen kan kun ændres, hvis der sker kemiske reaktioner i systemet.

Hvis der *tilføres* energi til systemet, kan den tilførte energi beregnes efter:

Ser vi bort fra beholderens varmekapacitet, der ofte er lille i forhold til opløsningens, kan (0) omskrives til

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (0^*)$$

hvor m er massen af opløsningen, c er opløsningens specifikke varmekapacitet ($4,18 \text{ kJ}/(\text{K} \cdot \text{kg})$ for vand), og ΔT (i K) er lig med $T_2 - T_1$, hvor indeks 2 står for sluttilstand, og indeks 1 står for begyndelsestilstand. Det betyder her, at Q 's fortegn følger ΔT 's fortegn, så en temperaturstigning i systemet svarer til en positiv Q -værdi. Dette gælder, såfremt temperaturstigningen skyldes ude fra tilført energi.

Når et system får tilført eller fjernet energi, ændres systemets energi, og der gælder

$$\Delta E = E_2 - E_1$$

Energien er en tilstandsfunktion, så kun systemets *tilstand* bestemmer systemets energi, vejen til tilstanden er ligegyldig.

Når kemiske reaktioner forløber, foregår der ofte energiudveksling med omgivelserne. Hvis en kemisk reaktion sker ved energiafgivelse fra de reagerende stoffer til omgivelserne, kaldes reaktionen **exoterm**. Dette kan fx iagttages ved en temperaturstigning i omgivelserne (varmeenergi afgives til omgivelserne). Hvis en kemisk reaktion sker ved energioptagelse i de reagerende stoffer fra omgivelserne, kaldes reaktionen **endoterm**. Dette kan fx iagttages ved at omgivelsernes temperatur falder (varmeenergi optages fra omgivelserne). Man har vedtaget, at der altid refereres til samme temperatur, så hvis der i systemet sker en exoterm reaktion, skal der derfor fjernes energi fra systemet for at komme tilbage til udgangstemperaturen, der vil derfor gælde

$$Q < 0$$

For en reaktion, der foregår i vand, kan reaktionens entalpitolvækst med god tilnærmelse beregnes ud fra vandets temperaturændring. Dette gøres ud fra følgende betragtninger. En vandig opløsning af diverse kemikalier kan betragtes som et system. Når en kemisk reaktion forløber i systemet, ændres entalpien, - man siger der sker en entalpitolvækst, som kan være positiv eller negativ. Ved normale laboratorieforhold (trykket er én atmosfære) kan den kemiske reaktions entalpitolvækst

beregnes ud fra den energitilvækst (positiv eller negativ), som reaktionen bevirker. På grund af denne fortegnsvedtægt, og ser vi igen bort fra beholderens varmekapacitet, fås som før

$$Q_{\text{opl}} = - m_{\text{opl}} \cdot c_{\text{opl}} \cdot \Delta T \quad (2)$$

hvor m_{opl} er massen af opløsningen, c_{opl} er opløsningens specifikke varmekapacitet (4,18 kJ/(K·kg) for rent vand)

Vi vil konsekvent sætte opløsningernes specifikke varmekapacitet til 4,18 kJ/(K·kg), selv om opløsningers specifikke varmekapacitet generelt er anderledes (mindre) end rent vands. Til gengæld sættes densiteten til 1 g/mL, selvom den normalt er højere.

For at bestemme reaktionens entalpitilvækst, skal systemet betragtes ved de samme tilstande før og efter reaktionen. Dette vil i sidste ende også betyde, at der foregår en energiudveksling med dets omgivelser, fx i form af en opvarmning eller afkøling af omgivelserne. Reaktionens entalpitilvækst er lig med varmeudvekslingen med omgivelserne. En kemisk reaktions entalpitilvækst, $\Delta H_{\text{reaktion}}$, er således lig med Q_{opl} , såfremt reaktionen sker ved konstant volumen dvs.

$$\Delta H_{\text{reaktion}} = Q_{\text{opl}} = - m_{\text{opl}} \cdot c_{\text{opl}} \cdot \Delta T \quad (3)$$

Entalpien H er - som energien - en tilstandsfunktion, så ΔH for en reaktion vil være uafhængig af reaktionsvejen. Man kan derfor finde entalpitilvæksten for en reaktion, der ikke umiddelbart kan gennemføres, såfremt det er muligt at finde en række reaktioner, der tilsammen giver de(t) ønskede produkt(er). Summen af de enkelte reaktioners entalpitilvækster vil så give entalpitilvæksten for totalreaktionen.

Apparatur

250 mL bægerglas
100 mL måleglas
termometer (nøjagtighed 0,2°C)
vægt

Kemikalier

Kobber(II)sulfat, 1 M ($\text{CuSO}_4(\text{aq})$)
Saltsyre, 1,0 M (HCl)
Natriumhydrogencarbonat, 1,0 M ($\text{NaHCO}_3(\text{aq})$)
Natriumhydroxid, 1,0 M ($\text{NaOH}(\text{aq})$)
Zinkpulver ($\text{Zn}(\text{s})$)
Ammoniumnitrat ($\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$)
Natriumhydrogencarbonat ($\text{NaHCO}_3(\text{s})$)
Natriumhydroxid ($\text{NaOH}(\text{s})$)

Udførelse**Første del:** Er reaktionerne endoterme eller exoterme reaktioner ?**Vær opmærksom på at:**

NaOH er stærkt ætsende, og særlig fast NaOH.
Pas på ikke at få det på hænderne - men skulle det ske, så skynd dig at skylle med vand. Brug beskyttelsesbriller.

Redoxreaktion: Kobber(II)sulfat og zink

50 mL 1 M CuSO_4 afmåles og hældes op i et 100 mL bægerglas. Opløsningens temperatur måles. 3,4 g zinkpulver afvejes og tilsættes kobber(II)sulfatopløsningen. Der røres rundt med en spatel, samtidig med at der holdes øje temperaturændringen. Den største temperatur noteres (efter ca 5 min.).

På grund af mulighed for redoxreaktioner med kobberionerne i opløsningen, må der ikke anvendes digitaltermometer til dette forsøg. Brug et traditionelt glastermometer.

Affald hældes i vasken.

Opløselighedsreaktion: Ammoniumnitrat

8,0 g NH_4NO_3 afvejes i et 100 mL tørt bægerglas. 50 mL vand afmåles med et måleglas, og dets temperatur måles. De 50 mL vand hældes i bægerglasset, og der røres rundt med en spatel, samtidig med at temperaturen måles. Når al ammoniumnitrat er opløst aflæses temperaturen.

Affald hældes i vasken.

Opløselighedsreaktion: Natriumhydrogencarbonat

50 mL vand hældes i et 250 mL bægerglas og dets temperatur måles. 4,20 g NaHCO_3 afvejes og blandes derefter i vandet. Der røres rundt med en spatel samtidig med at temperaturen måles. Der holdes øje med systemets temperaturændring. Temperaturen lige efter reaktion, d.v.s. når alt stof er opløst, aflæses (det største temperatursving).

Affald hældes i vasken.

Syre-base reaktion (neutralisation): Natriumhydrogencarbonat og natriumhydroxid

50 mL 1,0 M NaHCO_3 afmåles med et måleglas og hældes i et 250 mL bægerglas; dets temperatur måles. 50 mL 1,0 M NaOH afmåles med et måleglas, og dets temperatur måles. Gennemsnittet af de to temperaturer benyttes som temperaturen før reaktion, T_1 . Opløsningerne blandes og der røres rundt med en spatel samtidig med at temperaturen måles. Den højeste temperatur noteres, T_2 .

Affald hældes i vasken.

Anden del: Undersøgelse af Hess' lov (bestemmelse af den molare entalpitilvækst for tre kemiske reaktioner)

Der skal udføres tre delforsøg.

1. delforsøg: Opløsning af fast NaOH i vand

100 mL vand hældes i et 250 mL bægerglas og dets temperatur måles, T_1 . 2,0 g $\text{NaOH}_{(s)}$ afvejes og blandes derefter i vandet. Der røres rundt med en spatel samtidig med at temperaturen måles. Der holdes øje med systemets temperaturændring. Temperaturen lige efter reaktion, dvs. når alt stof er opløst, aflæses (det største temperaturudsving). Denne temperatur kaldes T_2 .

Affald hældes i vasken.

2. delforsøg: Reaktion mellem 1,0 M NaOH og 1,0 M HCl

50 mL 1,0 M NaOH afmåles med et måleglas og hældes i et 250 mL bægerglas; dets temperatur måles. 50 mL 1,0 M HCl afmåles med et måleglas, og dets temperatur måles. Gennemsnittet af de to temperaturer kaldes T_1 . De to opløsninger blandes i bægerglasset, og der røres rundt med en spatel samtidig med at temperaturen måles. Der holdes øje med systemets temperaturændring. Temperaturen lige efter reaktion aflæses (det største temperaturudsving), T_2 . Affald hældes i vasken.

3. delforsøg: Reaktion mellem NaOH(s) og 1,0 M HCl

Fyld bægerglasset med 50 mL 1,0 M HCl og 50 mL demineraliseret vand. Rør rundt og aflæs temperaturen. Afvej 2,0 g NaOH(s) og hæld det i termobægeret. Omrør og aflæs den højeste temperatur.

Affald hældes i vasken.

Efterbehandling

Resultater og beregninger for første del af forsøget

For hver af de fire reaktioner udføres følgende:

Opskriv et afstemt reaktionsskema for reaktionen (så simpelt som muligt, dvs. ingen overflødige stoffer/ioner).

Beregn ud fra tabelværdier reaktionens molare entalpitolvækst.

Er reaktionen endoterm eller exoterm?

Resultater og beregninger for anden del af forsøget

For hver af de tre reaktioner udføres følgende:

Opskriv et afstemt reaktionsskema for reaktionen.

Beregn ud fra tabelværdier reaktionens molare entalpitolvækst.

Beregn reaktionens entalpitolvækst ved brug af formelen (3).

Beregn stofmængderne af NaOH og HCl, som anvendes i forsøget. Hvor mange mol reaktion, n_{reaktion} , er der tale om i forsøget?

Beregn reaktionens molare entalpitolvækst ved hjælp af: $\Delta H_m = \Delta H_{\text{reaktion}}/n_{\text{reaktion}}$ (enhed kJ/mol).

Sammenlign resultatet med reaktionens molare entalpitolvækst beregnet ud fra tabelværdier.

Er reaktionen endoterm eller exoterm?

Når du har beregnet reaktionernes molare entalpitolvækster, sammenlignes reaktionen i delforsøg nr. 3 med de to andre reaktioner. Det ses, at reaktion nr. 3 er "summen" af reaktion nr. 1 og nr. 2.

Beregn summen af ΔH_m for reaktion nr. 1 og 2, og sammenlign denne værdi med ΔH_m for reaktion nr. 3. Dette gøres både for værdierne, der er bestemt ud fra forsøget og ud fra tabelværdierne.

Diskuter resultaterne ud fra Hess' lov.

Diskuter fejlkilder ved forsøget.

Jour. nr.	Kemiske reaktioners enthalpitolvækster
Dato	Navn
Ark nr. af	Partneres navne

Første del***En redoxreaktion: Kobber(II)sulfat og zink***

Temperatur før: °C. Temperatur efter: °C.

Er reaktionen endoterm eller exoterm?

Reaktionsskema: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow$

Beregn den molare reaktionsentalpi ud fra tabelværdier:

Opløselighedsreaktioner: Ammoniumnitrat

Temperatur før: °C. Temperatur efter: °C.

Er reaktionen endoterm eller exoterm?

Reaktionsskema: $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow$

Beregn den molare reaktionsentalpi ud fra tabelværdier:

Opløselighedsreaktioner: Natriumhydrogencarbonat

Temperatur før: °C. Temperatur efter: °C.

Er reaktionen endoterm eller exoterm?

Reaktionsskema: $\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightarrow$

Beregn den molare reaktionsentalpi ud fra tabelværdier:

Syre-base reaktion: Natriumhydrogencarbonat og natriumhydroxidNaHCO₃'s temperatur før: °C

Natriumhydroxids temperatur før: °C

Temperatur før: °C. Temperatur efter: °C.

Er reaktionen endoterm eller exoterm?

Reaktionsskema: $\text{NaHCO}_3(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow$ *Hint! : Hvad sker der med NaHCO₃ når det opløses i vand? – se reaktionen ovenfor!!!*

Beregn den molare reaktionsentalpi ud fra tabelværdier:

Anden del: Resultater og beregninger

Forsøg	Temperaturer			NaOH(s)		NaOH(aq)		HCl(aq)		Entalpier	
	$t_{\text{før}}/^{\circ}\text{C}$	$T_{\text{efter}}/^{\circ}\text{C}$	$\Delta T/\text{K}$	m/g	n/mol	V/L	n/mol	V/L	n/mol	$\Delta H_{\text{reak}}/\text{KJ}$	$\Delta H_{\text{m}}/\text{KJ/mol}$
1											
2											
3											

Hess' lov:

	"Målte" værdier:
$\Delta H_{\text{m}}(1)/\text{KJ/mol}$	
$\Delta H_{\text{m}}(2)/\text{KJ/mol}$	
Sum: $\Delta H_{\text{m}}(1) + \Delta H_{\text{m}}(2)$	
$\Delta H_{\text{m}}(3)/\text{KJ/mol}$	

	Tabelværdier:
$\Delta H_{\text{m}}(1)/\text{KJ/mol}$	
$\Delta H_{\text{m}}(2)/\text{KJ/mol}$	
Sum: $\Delta H_{\text{m}}(1) + \Delta H_{\text{m}}(2)$	
$\Delta H_{\text{m}}(3)/\text{KJ/mol}$	

Kommenter resultaterne i relation til Hess' lov.