

Øvelse 32**Molare enthalpier for ioner**

Apparatur: Plasticbæger. Termometer til måling med 1/10 grads nøjagtighed. Måleglas, 100 mL. Vægt. Ståluuld. Køkkenrulle.

Kemikalier: NaOH. NaCl. Mg-bånd. 1,00 M HCl. 1,00 M NaOH . 0,200 M AgNO₃. 0,200 M NaCl. Opløsningerne skal have stået i længere tid i laboratoriet, så deres temperatur er lig med stuetemperatur. Der skal anvendes NaOH i form af pulver. Kort

tid inden øvelsen knuser læreren NaOH-pastiller i en morter til et fint pulver, som opbevares i en beholder med tætsluttende låg.

Vi skal måle molare enthalpitolvækster for følgende reaktioner:

- a. $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- b. $\text{NaOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- c. $\text{NaCl}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
- d. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$
- e. $\text{Mg}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

For reaktion a kan vi skrive:

$$\Delta H_m = H_m(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - \{H_m(\text{H}^+(\text{aq})) + H_m(\text{OH}^-(\text{aq}))\}$$

Den molare enthalpi for H₂O(l) kendes fra målinger med bombekalorimeter. Den kan vi slå op i en tabel. Vi kan måle ΔH_m for reaktion a. Det betyder, at vi kan finde summen af de molare enthalpier for H⁺(aq) og OH⁻(aq). Hvis man vil tildele hver enkelt ionart en molar enthalpi, må man lave en nulpunktsvedtægt.

Man har vedtaget, at den molare enthalpi for H⁺(aq) sættes til 0. Vi kan altså bestemme den molare enthalpi for OH⁻(aq) ved at måle på reaktion a. Når vi kender den molare enthalpi for OH⁻(aq), kan vi bestemme den molare enthalpi for Na⁺(aq) ved at måle på reaktion b. Derefter kan vi måle på reaktion c og finde den molare enthalpi for Cl⁻ osv.

Forsøgets formål er at måle molare enthalpier for ionerne i de anførte reaktionsskemaer.

	Temperatur		Q_p	Antal mol reaktion	ΔH_m
	før	lige efter			
a					
b					
c					
d					
e					
Masse af Mg:					

- a. 50 mL 1,00 M NaOH afmåles med måleglas og hældes over i et rent plasticbæger. Skyl måleglasset og hæld 50 mL 1,00 M HCl op i måleglasset. Mål de to opløsningers temperatur. Hvis de to temperaturer ikke er ens, anvendes gennemsnittet som temperaturen før reaktionen. Hæld saltsyren fra måleglasset over i plasticbægeret, rør rundt med termometret og aflæs temperaturen efter reaktionen så hurtigt som muligt.
- b. Plasticbæger og måleglas skylles grundigt, og plasticbægeret tørres med køkkenrulle, til det er helt tørt. Afvej 2,00 g NaOH-pulver i det tørre bæger. Hæld 100 mL vand op i måleglasset og mål dets temperatur. Derefter hældes vandet over i bægeret. Rør forsigtigt rundt med termometret. Når stoffet er gået i opløsning, aflæses temperaturen.
- c. Der anvendes 5,85 g NaCl og 100 mL vand. Forsøget gennemføres som forrige forsøg.
- d. Til denne reaktion anvendes 50 mL 0,200 M AgNO_3 og 50 mL 0,200 M NaCl. Forsøget laves ligesom reaktion a.
- e. Et stykke magnesiumbånd på ca. 5 cm (ca. 0,05 g) renpuddes med ståluld, hvorefter det vejes med 0,001 grams nøjagtighed. Hæld 100 mL 1,00 M HCl op i plasticbægeret og

mål temperaturen. Tilsæt magnesiumstykket. Når reaktionen er færdig, røres rundt med termometret og temperaturen aflæses.

Efterbehandling

1. Beregningsgangen i kalorimeterforsøg er gennemgået i afsnit 10.3 i Kemi 1. Under selve reaktionen udveksler systemet (forhåbentlig) ikke varme med omgivelserne. Da vi er interesseret i et reaktionsforløb ved konstant temperatur, skal vi tænke os, at systemet bagefter udveksler varme med omgivelserne, så temperaturen ændres fra T(lige efter) tilbage til T(før). Varmetilførslen ved denne temperaturændring beregnes af formlen:

$$Q_p = C \cdot \Delta T \quad \text{med} \quad \Delta T = T(\text{før}) - T(\text{lige efter})$$

Systemets varmekapacitet C sættes i alle fem forsøg lig med varmekapaciteten af 100 g vand, dvs. 0,418 kJ/K. Beregn Q_p .

2. Vi har $Q_p = \Delta H$, hvor ΔH er systemets enthalpitolvækst, når reaktionen gennemføres ved konstant temperatur. Den gælder for den stofomsætning, som har fundet sted i det pågældende forsøg. For at finde reaktionens molare enthalpitolvækst, skal vi først finde ud af, hvor mange mol reaktion der er tale om.

Beregn, hvor store stofmængder der er anvendt i hver af de fem reaktioner, og afgør på grundlag heraf, hvor mange mol reaktion der er tale om. Derefter beregnes ΔH_m for de fem reaktioner.

3. Vi har målt ΔH_m ved stuetemperatur, men vi kan uden fejl af betydning sige, at de målte værdier gælder ved 25°C.

Anvend resultatet fra reaktion a til at finde H_m for $\text{OH}^-(\text{aq})$, idet H_m for $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ findes ved tabelopslag. Resultatet indsættes i skema:

Ion	$\text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{Na}^+(\text{aq})$	$\text{Cl}^-(\text{aq})$	$\text{Ag}^+(\text{aq})$	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$
H_m					

4. Derefter bruges reaktion b til at finde den molare enthalpi for $\text{Na}^+(\text{aq})$. Værdien for $\text{NaOH}(\text{s})$ findes ved tabelopslag, mens man anvender den ovenfor fundne værdi for $\text{OH}^-(\text{aq})$.
5. Find på tilsvarende måde molare enthalpier for $\text{Cl}^-(\text{aq})$, $\text{Ag}^+(\text{aq})$ og $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$.
6. Sammenlign de fundne molare ionenthalpier med tabelværdier.