

# Opløsningsentalpi

## Kapitel 3: Termodynamik

### Problemstilling

Når et fast stof som fx natriumchlorid opløses i vand, kræves der energi til at bryde saltets iongitter. Samtidig frigøres der energi ved dannelsen af vandmolekylernes ion-dipolbindinger til  $\text{Na}^+$  og  $\text{Cl}^-$  i opløsningen. Derfor udveksles der energi ved opløsning af faste stoffer i væsker.

I skal bestemme entalpitilvæksten  $\Delta H_{\text{opløs}}^\ominus$  for opløsning af følgende salte i vand

- $\text{NH}_4\text{Cl}$
- $\text{NH}_4\text{NO}_3$
- $\text{KCl}$
- $\text{CaCl}_2$
- $\text{KNO}_3$

### Teori

Ændring af en væskes termiske energi kan bestemmes i et termobæger (eller kalorimeter) med termometer. Opløsningsreaktionerne sker i et varmeisoleret bæger, så der ikke udveksles varme med omgivelserne. Vi ser bort fra bægerets varmekapacitet. Den varme, der optages eller afgives ved reaktionen, går derfor til afkøling eller opvarmning af opløsningen (regnet som vand).

Fjerner vi isoleringen, modtager eller afgiver reaktionsblandingen varme til omgivelserne og vender tilbage til omgivelsernes temperatur,  $T_{\text{omg}}$ .

Reaktionsentalpien  $\Delta H^\ominus$  er den tilførte varme ved reaktionen divideret med den reagerede stofmængde  $n_{\text{rea}}$

$$\Delta H^\ominus = Q / n_{\text{rea}}$$

$\Delta H^\ominus$  angives i kJ pr. mol.

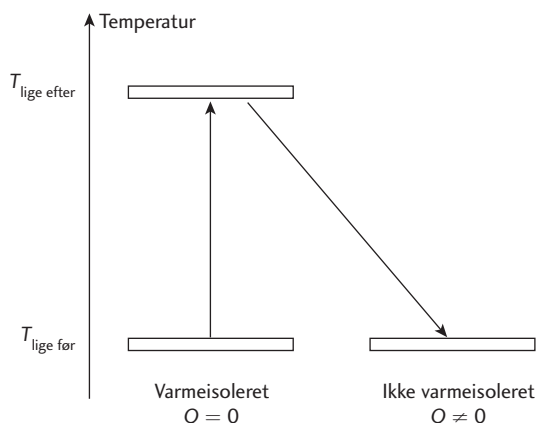
$Q$  beregnes af formelen

$$Q = m \cdot c \cdot (T_2 - T_1) = m \cdot c \cdot (T_{\text{omg}} - T_{\text{max/min}})$$

$m$  er opløsningens masse og  $c$  dens specifikke varmekapacitet (varmefylde). Med god tilnærmelse sættes  $c$  til værdien for vand,  $4,2 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .

Systemets sluttemperatur  $T_2$  (uden isolering) er laboratoriets (omgivelsernes) temperatur,  $T_{\text{omg}}$ . Begyndelsestemperaturen  $T_1$  betegnes  $T_{\text{max/min}}$  og er opløsningens højeste eller laveste temperatur umiddelbart efter sammenblanding af stofferne.

På figur 1 er vist den maksimale temperatur for en exoterm reaktion i et varmeisoleret bæger.



**Figur 1** Temperaturdiagram for en exoterm reaktion. Bjælkerne angiver en reaktionsblandings temperatur i tre situationer: Før kemisk reaktion i varmeisoleret bæger, umiddelbart efter kemisk reaktion i varmeisoleret bæger og efter udveksling af termisk energi i et bæger uden varmeisolering.

### Forarbejde

1. Udregn teoretiske værdier for stoffernes opløsningsentalpi på baggrund tabelværdier ved 25 °C.
2. Varmeisoleringen fjernes efter opløsning af det faste stof. Hvilket fortegn har den tilførte varme  $Q$ , der bringer systemet tilbage til tilstanden før den exoterme reaktionen satte i gang?
3. I formelen for udregningen af den tilførte varme  $Q$  indgår tilvæksten ( $T_{\text{omg}} - T_{\text{max/min}}$ ). Hvilket fortegn har denne temperaturlivækst for en exoterm reaktion?
4. I et varmeisoleret bæger opløses et fast stof i vand ved en endoterm reaktion. Hvad forventer du, der er sker med opløsningens termiske energi og temperatur under reaktionsforløbet?
5. I formelen for udregningen af den tilførte varme  $Q$  indgår tilvæksten ( $T_{\text{omg}} - T_{\text{max/min}}$ ). Hvilket fortegn har denne temperaturlivækst for en endoterm reaktion?
6. Undersøg, hvilke R- og S-sætninger der gælder for kemikalierne, I skal arbejde med.

### Udførelse

*Skriv selv*

Skyl skumplastbæger/termobæger og måleglas grundigt og tør skumplastbægeret med køkkenrulle til det er helt tørt. Afvej 2,0 g af ionforbindelsen i det tørre bæger. Hæld 100 ml demineraliseret vand op i måleglasset og mål dets temperatur. Hæld derefter vandet over i skumplastbægeret. Rør rundt med termometeret. Når stoffet er gået i opløsning, måles temperaturen.

### Apparatur

Hvert hold

- måleglas, 100 mL
- termobæger
- digitaltermometer
- spatel

### Kemikalier

Fælles

- ammoniumchlorid
- ammoniumnitrat
- kaliumchlorid
- calciumchlorid
- kaliumnitrat

### Risiko og sikkerhed

*Vurder selv*

### Bortskaffelse

*Vurder selv*

## Efterbehandling

Resultater							
Stof	Formel	Fortegn på $\Delta H$	$T_{\text{omg}}$	$T_{\text{max/min}}$	$\Delta T$	$\Delta H_{\text{målt}}$	$\Delta H_{\text{tabel}}$
Ammoniumchlorid			20,9	19,2			
Ammoniumnitrat			21	19,3			
Kaliumchlorid			20,9	19,8			
Calciumchlorid			20,9	23,6			
Kaliumnitrat			21,1	19,3			

1. Udregn værdier for stoffernes opløsningsentalpi på baggrund af jeres temperaturmålinger, og sammenlign med tabelværdier.
2. Forløber reaktionerne frivilligt, dvs. er stofferne letopløselige i vand?
3. Hvordan stemmer jeres resultater overens med de to kemikere danskeren Julius Thomsen (1826-1909) og franskmanden Claude Berthelots (1827-1907) forestilling om, at reaktioner kun forløber spontant, når reaktanterne har større energi end produkterne?
4. Nævn nogle af de vigtigste fejlkilder ved forsøget.
5. Sammenlign med de øvrige holds resultater.

## Data fra Xenia