

Versuch 1:

Molare Wärmekapazität von Festkörpern

Durchführende: Isaac Maksso, Julia Stachowiak
Assistent: Sven Meyer
Versuchsdatum: 10.11.2016
Datum der ersten Abgabe: 17.11.2017

Tabelle 1: Ergebnisse des Versuchs.

Probe	Temperaturbad	$c_P^{\text{Exp.}} \left[\frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$	$c_P^{\text{Lit.}} \left[\frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$	$< \Theta_D > [\text{K}]$	$< \Theta_{D, \text{Lit.}} > [\text{K}]$
Graphit	ZT	$4,52 \pm 0,053$	8,517	$138 \cdot 10^2$	2500950
Zink	ZT	$51,7 \pm 0,260$	24,47	981	345
Kupfer	ZT	$55,9 \pm 0,242$	25,330	630	308

Inhaltsverzeichnis

1	Experimentelles	3
1.1	Experimenteller Aufbau	3
1.2	Durchführung	3
2	Auswertung	3
2.1	Messergebnisse	3
2.2	$\Delta_R G(T)$ gegen T	3
3	ΔE gegen T	5
4	Bestimmung der Reaktionsenthalpie	7
5	Auftragung nach Vant'Hof	7
6	Bestimmung der Umwandlungsenthalpie und Umwandlungsentropie	7
7	Schmelzpunktbestimmung	7
8	Diskussion	7
9	Literaturverzeichnis	8

1 Experimentelles

1.1 Experimenteller Aufbau

1.2 Durchführung

Es wurde 0.4002 g Silberiodid abgewogen und zu einer Tablette gepresst. Es wurde eine Feststoffkette, wie in Abbildung ... zu sehen ist, aufgebaut und 10 min mit N₂-Gas umspült. Die Feststoffkette wurde auf 160 °C hochgeheizt und 45 min bei einem Strom von 1.2 mA aufgeladen. Es wurde ab 160 °C in 5 °C-Schritten die Spannung gemessen. Ab 175 °C wurde das Messgerät kurzgeschlossen und die Messung fortgesetzt.

2 Auswertung

2.1 Messergebnisse

In der Tabelle 2 sind die Messergebnisse der Elektromotorischenkraft dargestellt.

Tabelle 2: Messergebnisse des Versuchs.

T/ K	EMK/ V	T/ K	EMK/ V
433.7	0,2889	488.15	0,2860
438.5	0,2871	493.15	0,2868
443.25	0,2772	498.15	0,2877
448.15	0,2782	503.15	0,2885
453.15	0,2792	508.15	0,2893
458.15	0,2803	513.15	0,2900
463.15	0,2814	518.15	0,2903
468.15	0,2826	523.15	0,2916
473.15	0,2838	528.15	0,2923
478.15	0,2844	533.15	0,2933
483.15	0,2852		

2.2 $\Delta_R G(T)$ gegen T

Die freie Reaktionsenergie $\Delta_R G$ lässt sich nach Gl. 1 errechnen:

$$\Delta_R G = -zF\Delta E \quad (1)$$

ΔE berechnet sich folgendermaßen:

$$\Delta E = \Delta E^0 + z \cdot F \cdot \frac{a(\text{Ag}_2\text{Se})}{a(\text{Ag})^2 \cdot a(\text{Se})} \quad (2)$$

$$\Delta E = \Delta E^0 + R \cdot T \cdot \ln\left(\frac{1}{1^2 \cdot 1}\right) \quad (3)$$

$$\Delta E = \Delta E^0 + RT \cdot \ln(1) \quad (4)$$

$$\Delta E = \Delta E^0 \quad (5)$$

$$(6)$$

Da die Aktivität von Feststoffen 1 ist, fällt der logarithmische Term weg und Die EMK ist gleich dem Standardelektrodenpotential.

Die Werte für $\Delta_R G$ (T) sind in der Tabelle 3 dargestellt.

Tabelle 3: Ergebnisse für $\Delta_R G$.

T/ K	$\Delta_R G / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	T/ K	$\Delta_R G / \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
433.7	-55.75	488.15	-55.19
438.5	-57.33	493.15	-55.52
443.25	-55.42	498.15	-55.67
448.15	-53.68	503.15	-55.83
453.15	-53.88	508.15	-55.96
458.15	-54.09	513.15	-56.12
463.15	-54.30	518.15	-56.12
468.15	-54.53	523.15	-56.27
473.15	-54.77	528.15	-56.41
478.15	-54.88	533.15	-56.60
483.15	-55.04		

Der Fehler der freien Reaktionsenthalpie $\Delta(\Delta_R G)$ wird mittels Fehlerfortpflanzung berechnet. Bei den ersten drei Messungen schwankte die Anzeige auf dem Voltometer. Es wurde die Schwankung als Fehler notiert. Ab der veriten Messung konnte die EMK ohne Schwankungen abgelesen werden. Der Fehler wird 0,0005 V:

$$\Delta(\Delta_R G) = \sqrt{(-z \cdot F \cdot \Delta(\Delta E))^2} \quad (7)$$

Tabelle 4: Fehler für $\Delta_R G$.

Temperatur/ K	$\Delta(\Delta E)/$ V	$\Delta(\Delta_R G)/$ J
458.15	0.005	0.1
463.15	0.003	0.06
468.15	0.003	0.06
473.15	0.0005	0.01
478.15	0.0005	0.01
483.15	0.0005	0.01
488.15	0.0005	0.01
493.15	0.0005	0.01
498.15	0.0005	0.01
503.15	0.0005	0.01
508.15	0.0005	0.01
513.15	0.0005	0.01
518.15	0.0005	0.01
523.15	0.0005	0.01
528.15	0.0005	0.01
533.15	0.0005	0.01

2.3 ΔE gegen T

Es wurden die Werte für ΔE und T aus Tabelle 2 mit den Fehlern aus für ΔE aus Tabelle 3 aufgetragen in Abbildung 1 aufgetragen. Die Temperatur wurde als fehlerfrei angenommen, da diese nach einer langen Aufheizphase durch kleine Temperaturerhöhungen mittels Thermodynabums eingestellt wurde. Es wurden bei der linearen Regression die ersten drei Messpunkte nicht eingefügt, da sie sehr stark von den folgenden Messwerten abweichen. Die negative Ableitung der freien Reaktionsenthalpie nach der Temperatur ist gleich der Reaktionsentropie. Durch einsetzen der Gleichung 1 wird die Formel zur

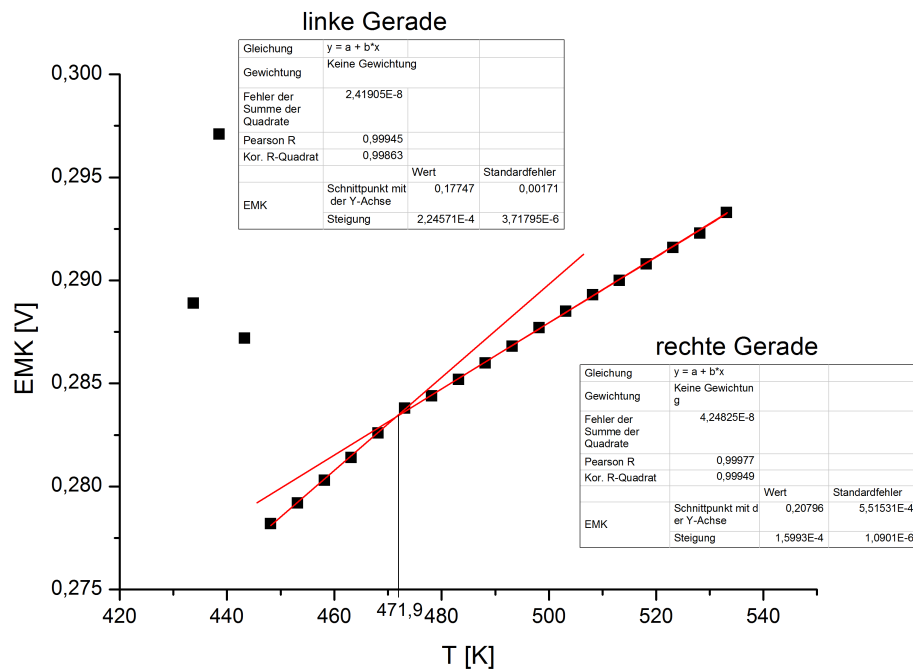


Abbildung 1: ΔE gegen T.

Berechnung der Reaktionsentropie erhalten.

$$\Delta_R S = -\left(\frac{\partial \Delta_R G}{\partial T}\right) \quad (8)$$

$$= z \cdot F \cdot \left(\frac{\partial \Delta E}{\partial T}\right) \quad (9)$$

$$= z \cdot F \cdot m \quad (10)$$

$$\Delta_R S_m = 2 \cdot 9.6485 \cdot 10^4 \text{ As} \cdot 2.24 \cdot 10^{-4} \frac{\text{V}}{\text{K}} \quad (11)$$

$$= 43.3 \frac{\text{J}}{\text{K}} \quad (12)$$

$$\Delta_R S_l = 2 \cdot 9.6485 \cdot 10^4 \text{ As} \cdot 1.60 \cdot 10^{-4} \frac{\text{V}}{\text{K}} \quad (13)$$

$$= 30.9 \frac{\text{J}}{\text{K}} \quad (14)$$

$$(15)$$

Der Fehler der Reaktionsentropie lässt sich mittels Fehlerfortpflanzung berechnen. Der Fehler der Steigung wird hierbei aus dem Auswertungsblatt des Programms *Origin8.5G*

entnommen.

$$\Delta(\Delta_R S) = \sqrt{(z \cdot F \cdot \Delta m)^2} \quad (16)$$

$$\Delta(\Delta_R S_m) = \sqrt{(2 \cdot 9.6485 \cdot 10^4 \text{ As} \cdot 0.04 \cdot 10^{-4} \frac{\text{V}}{\text{K}})^2} \quad (17)$$

$$= 0.7 \frac{\text{J}}{\text{K}} \quad (18)$$

$$\Delta(\Delta_R S_l) = \sqrt{(2 \cdot 9.6485 \cdot 10^4 \text{ As} \cdot 0.01 \cdot 10^{-4} \frac{\text{V}}{\text{K}})^2} \quad (19)$$

$$= 0.2 \frac{\text{J}}{\text{K}} \quad (20)$$

3 Bestimmung der Reaktionsenthalpie

4 Auftragung nach Vant'Hof

5 Bestimmung der Umwandlungsenthalpie und Umwandlungsentropie

6 Schmelzpunktbestimmung

7 Diskussion

8 Literaturverzeichnis

- 1 Eckhold, Götz: *Praktikum I zur Physikalischen Chemie*, Institut für Physikalische Chemie, Uni Göttingen, **2014**.
- 2 Eckhold, Götz: *Statistische Thermodynamik*, Institut für Physikalische Chemie, Uni Göttingen, **2012**.
- 3 Eckhold, Götz: *Chemisches Gleichgewicht*, Institut für Physikalische Chemie, Uni Göttingen, **2015**.