

Allgemeine und anorganische Chemie 1
FSU Jena - WS 07/08
Serie 03 - Lösungen

Stilianos Louca

4. Dezember 2007

Aufgabe 01

- a) Der Eiswürfel schmilzt genau dann reversibel wenn er sich unter Schmelzbedingungen befindet, das heisst in der Phase wo flüssiges und festes Eis zusammen existieren können. Genau dort ist die freie Enthalpie $\Delta G = 0$ und die Wassermoleküle können ohne weiteres zwischen den beiden Zuständen umherwechseln.
- b) Beim schmelzen steigt sowohl die kinetische Energie der Wassermoleküle als auch deren potentielle Energie (Abstand zu einander wird größer). Demnach muss $\Delta U > 0$ sein.

Aufgabe 02

Wir betrachten die Bildungsenergie der drei Kristalle:

Prozess	Einheit	MgF	MgF_2	MgF_3
Suplimationsenergie	[kJ/mol]	147	147	147
Ionisationsenergie	[kJ/mol]	744	220	9940
Dissotiationsenergie	[kJ/mol]	79	158	237
Elektronenaffinität	[kJ/mol]	-334	-668	-1002
Gitterenergie	[kJ/mol]	-900	-2961	5900
Gesamt	[kJ/mol]	-260	-1124	3400

Man kann erkennen dass MgF_2 energetisch deutlich günstiger ist als die anderen beiden Verbindungen wobei eben diese demnach instabil sind.

Aufgabe 03

Die differentielle Entropieänderung dS ergibt sich aus $dS = \frac{dQ}{T}$ wobei dQ die dem System zugefügte Wärme und T die momentane Temperatur sind. Dabei gilt nach wie vor nach dem 1en Hauptsatz der Thermodynamik $dU = dQ + dW$ wobei dU , dQ , dW jeweils die Änderung der Inneren Energie, die hinzugefügte Wärme und die an das System errichtete Arbeit sind. Dabei ist $dW = -pdV$. Wegen $T = const$ ist $dU = 0$, also $dQ = pV$. Nach dem idealen Gasgesetz gilt $p = \frac{nRT}{V}$ wobei n die Stoffmenge in mol und V das momentane Volumen sind. Zusammengefasst also

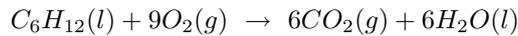
$$dS = \frac{dQ}{T} = \frac{pdV}{T} = \frac{nRT}{TV}dV = nR \cdot \frac{dV}{V} \rightarrow \Delta S = \int_{s_0}^s dS = nR \cdot \int_{V_0}^V \frac{dV}{V} = nR \ln \frac{V}{V_0}$$

In unserem Spezialfall, ist $n = 0.1 \text{ mol}$, also

$$\Delta S = nR \ln \frac{5}{2} \approx 0.76 \text{ J/K}$$

Aufgabe 04

Die Chemische Reaktion läuft wie folgt ab:



Es gilt für die freie Standardenthalpie

$$\Delta G_0 = \Delta H_0 - T\Delta S$$

Die Entropie des Systems wird hier hauptsächlich von den Gas-Atomen bestimmt. Da diese am Ende weniger sind, muss $\Delta S < 0$ sein. Demnach ist $\Delta G_0 > \Delta H_0$.

Aufgabe 05

Es gilt allgemein für die freie Reaktionsenthalpie ΔG :

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S_R$$

wobei ΔH die Reaktionsenthalpie (Enthalpieänderung) und ΔS_R die Entropie-Änderung des Systems sind. Eine Reaktion kann nur spontan ablaufen wenn $\Delta G < 0$, also

$$\Delta H - T\Delta S_R < 0 \rightarrow \Delta S_R > \frac{\Delta H}{T} = \frac{34.5 \cdot 10^3}{450} \approx 76.7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Aufgabe 06

Beim Siedepunkt muss gelten

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \stackrel{!}{=} 0$$

(Vgl. Aufgabe 01). Näherungsweise gilt $\Delta H \approx \Delta H_0$ und $\Delta S \approx \Delta S_0$, weshalb wir die zur Verfügung gestellten Tabellenwerte verwenden können. Also:

$$T \approx \frac{\Delta H_0}{\Delta S_0} \approx 78.4^\circ C$$

Die Abweichungen vom realen Wert ergeben sich aufgrund der ursprünglichen Näherungen von ΔG und ΔH .

Aufgabe 07

Wir verwenden die Formel

$$\Delta G = -RT \ln K = -RT \ln \frac{\prod_i [P_i]^{p_i}}{\prod_j [R_j]^{r_j}}$$

wobei P_i und R_j jeweils die Produkte und Reaktanten sind:

$$\sum_j r_j \cdot R_j \rightarrow \sum_i p_i \cdot P_i$$

a) Laut oberer Formel ergibt sich

$$\Delta G = -RT \ln \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2 \cdot [O_2]}$$

Anstelle der Stoffmengen können wir natürlich mit Partialdrücken arbeiten. Eine Erhöhung des Partialdruckes von O_2 würde dementsprechend eine Erhöhung von ΔG bewirken.

b) Analog zu vorhin ergibt sich

$$\Delta G = -RT \ln \frac{[H_2O]^2 \cdot [O_2]}{[H_2O]^2}$$

Eine Erhöhung des Partialdruckes von O_2 würde hier eine Verringerung von ΔG bewirken.

Aufgabe 08

a) Unter Standardbedingungen gilt

$$\begin{aligned}\Delta G^0 &= \Delta H^0 - T^0 \Delta S^0 = (\Delta H_{pr}^0 - \Delta H_e^0) - T^0 (S_{pr}^0 - S_e^0) \\ &= (9.66 - 2 \cdot 33.84) \cdot 10^3 - 298 \cdot (304.3 - 2 \cdot 240.45) = -5.39 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1}\end{aligned}$$

b) Entsprechend bei den gegebenen Partialdrücken

$$\Delta G = \Delta G_0 + RT \ln K = \Delta G_0 + RT \ln \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} \approx 3.02 \cdot 10^2 \text{ J/mol}$$