

## Arbeitsblatt – Gibbs-Helmholtz-Gleichung (Anwendung)

**Aufgabe 1:** Nennen Sie die Definition der Gibbs-Helmholtz-Gleichung und benennen Sie die einzelnen Parameter.

**Aufgabe 2:** Ammoniumchlorid wird durch Erhitzen in Chlorwasserstoff und Ammoniak gespalten.

- Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die molare Standardreaktionsenthalpie  $\Delta_r H_m^0$  sowie die molare Standardreaktionsentropie  $\Delta_r S_m^0$  für  $T = 298 \text{ K}$ .
- Bestimmen Sie über die Gibbs-Helmholtz-Gleichung, für welche Temperatur  $\Delta_r G_m^0 = 0$  gilt. Was bedeutet das für die Reaktion?

**Hinweis:** ( $T = 298 \text{ K}$ ,  $p = 1000 \text{ hPa}$ )

	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$	$\text{NH}_3(g)$	$\text{HCl}_{(g)}$
$\Delta_f H_m^0$ in $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	-314	-46	-92
$S_m^0$ in $\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$	95	193	187

**Aufgabe 3:** Diskutieren Sie, inwiefern die Temperatur Einfluss auf den freiwilligen Ablauf einer Reaktion hat. Was bedeutet das für den konkreten Fall aus Aufgabe 2? Was ändert sich bei Betrachtung eines offenen im Gegensatz zu einem geschlossenen System?

## Didaktischer Kommentar zum Schülerarbeitsblatt

Voraussetzung für die Bearbeitung der Aufgaben ist, dass zuvor die Gibbs-Helmholtz-Gleichung eingeführt wurde. Das Hauptlernziel ist die Durchführung von Berechnungen mithilfe dieser. Durch die konkrete Anwendung auf eine vorgegebene Reaktion wird zudem das Ablesen von Daten geschult. Aus den Standard-Bildungsenthalpien sind hierbei zunächst die Standard-Reaktionsenthalpien zu berechnen. Außerdem soll die Verknüpfung von Enthalpie und Entropie anhand eines Beispiels verdeutlicht werden.

### Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Sämtliche Aufgaben sind dem Basiskonzept Energie unterzuordnen.

#### Aufgabe 1:

Fachwissen: Die SuS nennen die Gibbs-Helmholtz-Gleichung (eA).

→ Anforderungsbereich I, da die SuS lediglich die Definition wiedergeben müssen.

#### Aufgabe 2:

Erkenntnisgewinnung: Die SuS nutzen tabellierte Daten zur Berechnung von Standard-Reaktionsenthalpien aus Standard-Bildungsenthalpien.

Die SuS führen Berechnungen mit der Gibbs-Helmholtz-Gleichung durch (eA).

→ Anforderungsbereich II, da die SuS Berechnungen mithilfe zentraler Formeln anstellen müssen.

#### Aufgabe 3:

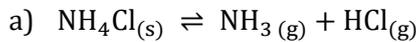
Bewertung: Die SuS müssen die Aussage der Gibbs-Helmholtz-Gleichung sowie die Einflüsse der einzelnen Parameter verstanden haben. Weiterhin ist der Transfer auf den Einfluss der Umgebung notwendig.

→ Anforderungsbereich III, da die SuS das Verständnis für die Zusammenhänge zwischen Enthalpie, Entropie und Umgebung zum Bearbeiten der Aufgabe aufbringen müssen.

## Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe 1:  $\Delta_r G_m^0 = \Delta_r H_m^0 - T \cdot \Delta_r S_m^0$

Aufgabe 2:



$$\begin{aligned}\Delta_r H_m^0 &= [\Delta_f H_m^0(\text{NH}_3(g)) + \Delta_f H_m^0(\text{HCl}_{(g)})] - \Delta_f H_m^0(\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}) \\ &= [(-46 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + (-92 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})] - (-314 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \\ &= 176 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta_r S_m^0 &= [S_m^0(\text{NH}_3(g)) + S_m^0(\text{HCl}_{(g)})] - S_m^0(\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}) \\ &= [193 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 187 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}] - 95 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= 285 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}\end{aligned}$$

b)  $\Delta_r G_m^0 = \Delta_r H_m^0 - T \cdot \Delta_r S_m^0$   
 $0 = 176 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - T \cdot 285 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $T = \frac{176 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{285 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} \approx 620 \text{ K} = 347 \text{ }^\circ\text{C}$

Bei  $\Delta_r G_m^0 = 0$  liegt die Reaktion im Gleichgewicht vor.

Aufgabe 3:

Eine Reaktion verläuft freiwillig, sofern  $\Delta_r G_m^0 < 0$  (exergonisch). Dies ist nicht mehr der Fall, sollte die Gibbs-Energie größer als null sein, wenn also ein endergonischer Verlauf vorliegt. Die Temperatur bedingt dabei im Produkt der Gleichung als Faktor vor der Entropie, ob das Produkt größer oder kleiner als die Enthalpie ist. Ist das Produkt größer, so erhält man ein negatives Vorzeichen, was eine exergonische Reaktion bedeutet. Damit ergibt sich, dass mit steigender Temperatur der freiwillige Ablauf wahrscheinlicher wird.

Für das vorliegende Gleichgewicht bedeutet dies, dass unterhalb einer Temperatur von 620 K  $\Delta_r G_m^0 > 0$  ist. Bei exakt 620 K liegt der Gleichgewichtszustand vor, bei einer höheren Temperatur ist  $\Delta_r G_m^0 < 0$ , also läuft die Reaktion dann freiwillig ab.

Wird der Einfluss der Umgebung betrachtet, so stellt sich in einem geschlossenen System ein dynamisches Gleichgewicht ein, bei welchem die Partialdrücke von Ammoniak und Chlorwasserstoffgas konstant sind. Im Gegensatz dazu kommt es bei einem offenen System zum Stoffaustausch, d.h. die Gase gehen an die Umwelt verloren. Daher verläuft die Reaktion vollständig zur Produktseite hin ab.