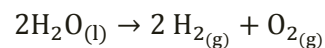


Enthalpie und Entropie- Triebkräfte chemischer Reaktionen

Das Zusammenspiel zwischen Enthalpie und Entropie bestimmt, ob eine chemische Reaktion freiwillig abläuft oder nicht. In den letzten Stunden haben Sie kalorimetrisch Reaktionsenthalpien bestimmt. Standardreaktionsenthalpie $\Delta_r H_m^0$ lassen sich allerdings auch theoretisch aus den molaren Standardbildungsenthalpien $\Delta_f H_m^0$ berechnen.

Aufgabe 1: Berechnen Sie die Standardreaktionsenthalpie für folgende Reaktion:



Hinweis: $\Delta_r H_m^0 = \sum[\gamma(\text{Produkte}) \cdot \Delta_f H_m^0(\text{Produkte})] - \sum[\gamma(\text{Edukte}) \cdot \Delta_f H_m^0(\text{Edukte})]$

$$\Delta_f H_m^0(\text{H}_2\text{O}) = -286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}; \Delta_f H_m^0(\text{H}_2) = 0; \Delta_f H_m^0(\text{O}_2) = 0$$

Aufgabe 2: Stellen Sie in einer Formel den Zusammenhang zwischen Reaktionsenthalpie und Entropie dar. Benennen Sie die verwendeten Parameter und gebe Sie den Namen der Formel an.

Aufgabe 3: Berechnen Sie ausgehend von Aufgabe 1 und 2 die freie Standardreaktionsenthalpie $\Delta_r G_m^0$ der Zerlegung von Wasser in seine Elemente.

Hinweis: $\Delta_r S_m^0(\text{H}_2\text{O}) = 70 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}; \Delta_r S_m^0(\text{H}_2) = 131 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}; \Delta_r S_m^0(\text{O}_2) = 205 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}; T = 298 \text{ K}$

Didaktischer Kommentar zum Schülerarbeitsblatt

Es wird vorausgesetzt, dass die SuS im Unterricht bereits das Zusammenspiel zwischen Enthalpie und Entropie behandelt haben. Außerdem haben sie Reaktionsenthalpien kalorimetrisch ermittelt und sind daher in der Lage diese Größe zu verstehen. Dass Reaktionsenthalpien auch über Standardbildungsenthalpien berechnet werden können, soll den SuS mit diesem Arbeitsblatt gezeigt werden. Im Kerncurriculum wird als Lernziel formuliert, dass die SuS tabellierte Daten zu Standardbildungsenthalpien nutzen sollen, um aus ihnen Standardreaktionsenthalpien zu berechnen (Aufgabe 1: Standardreaktionsenthalpie, Aufgabe 3: freie Reaktionsenthalpie). Das Hauptaugenmerk dieses Arbeitsblattes liegt auf dem Erreichen dieses Lernziels. Gleichzeitig dient es der Überprüfung, ob die SuS den Zusammenhang zwischen Enthalpie und Entropie verstanden und diesen in der Gibbs-Helmholtz-Gleichung wiedergeben können (Aufgabe 2). Die größte Herausforderung des Arbeitsblattes ist Aufgabe 3, in der den SuS eine Verknüpfung ihres Vorwissens (Aufgabe 2, Gibbs-Helmholtz-Gleichung) mit den neu gelernten Rechnungen (Aufgabe 1) gelingen muss. Das Arbeitsblatt muss nicht zwangsläufig an einen der vorgestellten Versuche anknüpfen, kann aber in Anschluss an V1 eingesetzt werden. In diesem Fall, sollte den SuS die Bearbeitung der 2. Aufgabe leicht fallen, da der Inhalt im Anschluss an V1 bereits im Unterricht thematisiert worden ist.

Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

In Aufgabe 1 sollen die SuS tabellierte Daten zur Berechnung von Standardreaktionsenthalpien aus Standardbildungsenthalpien nutzen (vgl. Kerncurriculum, Basiskonzept Energie, Kompetenzbereich Erkenntnisgewinnung). Zuvor haben sie im Unterricht noch nicht mit diesen Daten gerechnet, sodass die Aufgabe im Anforderungsbereich 2 einzuordnen ist. Anforderungsbereich 3 wird nicht gewählt, da in der Aufgabe die Formel für die Berechnung bereits aufgeführt ist.

Aufgabe 2 lässt sich Anforderungsbereich 1 zuordnen. Hier sollen die SuS den Zusammenhang zwischen Enthalpie und Entropie darstellen, eine reine Reproduktionsaufgabe, da in den Unterrichtsstunden zuvor der Zusammenhang behandelt worden ist (V1).

Aufgabe 3 verknüpft Aufgabe 1 und 2. Im Gegensatz zu Aufgabe 1 ist den SuS hier die Formel zur Berechnung der freien Standardreaktionsenthalpie nicht vorgegeben. Diese müssen sie sich zunächst ausgehend von ihrem Vorwissen (Aufgabe 2) herleiten und im Anschluss die angegebenen Werte sinnvoll einsetzen. Auch in dieser Aufgabe werden die SuS im Rechnen mit tabellierten Daten geschult.

Erwartungshorizont (inhaltlich)

Aufgabe 1: $\Delta_r H_m^0 = \sum[\gamma(\text{Produkte}) \cdot \Delta_f H_m^0(\text{Produkte})] - \sum[\gamma(\text{Edukte}) \cdot H_f H_m^0(\text{Edukte})]$

$$\Delta_r H_m^0 = (2 \cdot 0 + 0) \text{kJ} - (-2 \cdot 286) \text{kJ} = 572 \text{kJ}$$

Die Standardreaktionsenthalpie für die Zerlegung von Wasser liegt bei 572 kJ. Die molare Standardreaktionsenthalpie hat einen Wert von $286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

Aufgabe 2: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$. Die Formel wird als Gibbs-Helmholtz-Gleichung bezeichnet, sie stellt einen Zusammenhang zwischen der Enthalpieänderung ΔH , der absoluten Temperatur T und der Entropieänderung ΔS zur freien Enthalpieänderung ΔG her.

Aufgabe 3

$$\Delta_r H_m^0 = (2 \cdot 0 + 0) \text{kJ} - (-2 \cdot 286) \text{kJ} = 572 \text{kJ}$$

$$\Delta_r S_m^0 = (2 \cdot 131 + 205) \frac{\text{J}}{\text{K}} - (2 \cdot 70) \frac{\text{J}}{\text{K}} = 327 \frac{\text{J}}{\text{K}} = 0,327 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

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

$$\Delta_r G_m^0 = \Delta_r H_m^0 - T \cdot \Delta_r S_m^0 = 572 \text{kJ} - 298 \text{K} \cdot 0,327 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = 474,6 \text{kJ}$$

Die freie Reaktionsenthalpie der Zerlegung von Wasser in seine Elemente liegt bei 474,6 kJ.