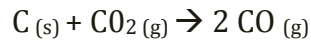


Freie Enthalpie – Anwendung der Gibbs-Helmholtz-Gleichung

Aufgabe 1: Definiere die Begriffe Standard-Bildungsenthalpie und Entropie. Mit welchen Symbolen werden sie bezeichnet?

Aufgabe 2: Wie lautet die Gibbs-Helmholtz-Gleichung? Benenne alle Symbole.

Aufgabe 3: Berechne ΔG der folgenden Reaktion bei 250°C und 850°C.



Verwende dazu geeignete Werte aus folgender Tabelle. Überlege gut, denn nicht alle Werte sind korrekt!

	H^0	S^0	T
H ₂	$0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ $-212 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$131 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$	523,00 K
C	$-57 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ $0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$6 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$	523,15 K
CO ₂	$0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ $-393 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$214 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$	1123,15 K
CO _(g)	$-111 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$198 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$	1123,75 K

Aufgabe 4: Läuft die Reaktion bei den Temperaturen freiwillig ab? Begründe deine Antwort unter Verwendung der Begriffe exotherm, endotherm, exergon und endergon.

Aufgabe 5: Kohlenstoffmonoxid (CO) wird in der chemischen Industrie häufig verwendet und muss so auch hergestellt werden. Es gibt verschiedene Möglichkeiten dies zu tun. Nimm – unter Berücksichtigung deiner Ergebnisse aus Aufgabe 4 – Stellung zu der Frage, ob die Herstellung aus Kohlenstoff und Kohlenstoffdioxid energieeffizient ist.

1 Didaktischer Kommentar des Arbeitsblattes

Das Arbeitsblatt lässt sich in Zusammenhang mit Versuch 4 einsetzen. Es beschäftigt sich mit der Gibbs-Helmholtz-Gleichung und sollte daher nur in Kursen mit erhöhtem Anforderungsniveau eingesetzt werden. Es kann vertiefend oder auch als Übung eingesetzt werden. Die Lernziele des Arbeitsblattes sind dabei die Folgenden:

- Die SuS kennen die Gibbs-Helmholtz-Gleichung und können mit ihr Berechnungen durchführen.
- Die SuS finden in einer Tabelle die für sie relevanten Daten.
- Die SuS unterscheiden die Begriffe *energon* und *exergon* und übertragen sie auf Reaktionen.

1.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Mit diesem Arbeitsblatt werden verschiedene Kompetenzbereiche des Kerncurriculums gefördert. Das thematisierte Basiskonzept ist hierbei das Energie-Konzept. Aufgabe 1 und Aufgabe 2 beziehen sich auf den Kompetenzbereich Fachwissen, indem gefordert wird, dass die Schüler und Schülerinnen Standard-Bildungsenthalpie und Entropie definieren können, sowie die Gibbs-Helmholtz-Gleichung kennen. Aufgabe 3 findet sich im Kompetenzbereich Erkenntnisgewinnung wieder (Nutzen von tabellierten Daten zur Enthalpieberechnung und Anwendung der Gibbs-Helmholtz-Gleichung). Aufgabe 4 kann im Kompetenzbereich Fachwissen (Wechselspiel zwischen Enthalpie und Entropie) verankert werden. Aufgabe 5 fällt in den Kompetenzbereich Bewertung (Beurteilung der Energieeffizienz von Prozessen).

In Aufgabe 1 und Aufgabe 2 soll erlerntes Wissen wieder gegeben werden, sie fallen also in den Anforderungsbereich I (Reproduktion). Aufgabe 3 und 4 fallen in den Anforderungsbereich II (Anwendung/Verständnis), da hier mit Hilfe geeigneter Werte Berechnungen angestellt werden sowie diese erläutert werden. Aufgabe 5 gehört abschließend in den Anforderungsbereich III (Transfer), da hier eine Übertragung auf die Lebenswelt und eine Beurteilung stattfindet.

1.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe 1:

Standard-Bildungsenthalpie: Die Standard-Bildungsenthalpie ist die Energie, die bei der Bildung von einem Mol einer Substanz bei Standardbedingungen freigesetzt wird. Sie wird mit H^0 bezeichnet.

Entropie: Die Entropie ist ein Maß für die Unordnung eines Systems. Sie wird mit dem Symbol S bezeichnet.

Aufgabe 2: Die Gibbs-Helmholtz-Gleichung lautet: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

ΔG ist die freie Enthalpie, ΔH die Standardbildungsenthalpie und ΔS die Entropie

Aufgabe 3: CO ist das Produkt der Reaktion, C und CO_2 sind die Edukte.

Es gilt: $\Delta H = H(\text{Produkte}) - H(\text{Edukte})$ und $\Delta S = S(\text{Produkte}) - S(\text{Edukte})$

$$\Delta H = 2 \cdot \left(-111 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) - \left[(-394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) + 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right] = 172 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 172000 \frac{\text{J}}{\text{mol}}$$

Die SuS sollten an dieser Stelle wissen, dass Kohlenstoff als Element eine Standardbildungsenthalpie von $0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ besitzt und CO_2 als Gas nicht $0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ hat.

$$\Delta S = 2 \cdot 198 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} - \left[214 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} + 6 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right] = 176 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Für ΔG bei 250°C lässt sich also berechnen:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 172000 \frac{\text{J}}{\text{mol}} - 523,15 \text{ K} \cdot 176 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 79925,6 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = 79,93 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Für ΔG bei 850°C lässt sich folgendes berechnen:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 172000 \frac{\text{J}}{\text{mol}} - 1123,15 \text{ K} \cdot 176 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = -25674,4 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = -25,67 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Aufgabe 4: Bei 250°C ist die Reaktion endotherm, da $\Delta H > 0$ ist. ΔG ist bei dieser Temperatur auch größer 0, die Reaktion ist also zusätzlich endergon. Sie läuft also bei 250°C **nicht** freiwillig ab. Bei 850°C ist $\Delta G < 0$, es handelt sich nun also um einen exergonen Prozess. ΔH ist aber immer noch größer 0, was auf ein nicht freiwilliges Ablaufen der Reaktion hindeutet, ein exergoner Prozess läuft normalerweise aber freiwillig ab. Bei 850°C ist die Reaktion also endotherm und exergon und läuft freiwillig ab, da die freie Enthalpie überwiegt. Dies lässt sich damit erklären, dass der mit wachsender Temperatur steigende Einfluss der Reaktionsentropie den der Reaktionsenthalpie überkompensiert.

Aufgabe 5: Da die Reaktion von Kohlenstoff und Kohlenstoffdioxid zu Kohlenstoffmonoxid bei einer Temperatur von 250°C noch nicht freiwillig abläuft, scheint es kein besonders energieeffizientes Verfahren zu sein, da vorab viel Energie (in Form von Wärme) aufgewendet werden muss um das Produkt zu erhalten.