

Standardbildungsenthalpien

Ein Baukasten für jede Reaktion

LNCU.de
ID 43175
CC-BY-SA 4.0
[Online abrufen](#)

Bei Stickoxiden, Kohlenstoffmonoxid und dem Sabatier-Prozess mussten wir jedes Mal andere Werte **kombinieren**: Mal Verbrennungsenthalpien, mal irgendwelche Teilreaktionen, die gerade passten.

Stimmt. Und jedes Mal mussten wir erst überlegen: Welche Reaktionen ergeben addiert die Zielgleichung? Gibt es nicht einen **einzigsten Satz von Werten**, mit dem das immer funktioniert, egal, welche Reaktion wir gerade suchen?



Einstieg

- 1 **Stellen** Sie eine **begründete Vermutung auf**, was ein solcher Universalbaukasten mindestens enthalten müsste, damit sich daraus jede beliebige Reaktionsenthalpie zusammensetzen lässt? ⌚ 5 Min

M1 Standardbildungsenthalpien

Bei der Stickstoffoxid-Aufgabe im letzten Material haben Sie bereits, ohne es zu wissen, eine ganz besondere Reaktionsenthalpie berechnet: Die Bildung von genau 1 mol eines Stoffes aus den Elementen in ihrer stabilsten Form. Diese Größe hat einen Namen und ist für sehr viele Stoffe bereits in Tabellen erfasst: Die molare **Standardbildungsenthalpie** $\Delta_f H_m^0$ (Einheit kJ/mol). Sie gibt die **Enthalpieänderung** an, die bei der Bildung von **1 mol** einer chemischen Verbindung aus ihren *elementaren* Ausgangsstoffen unter Standardbedingungen auftritt. Der Index **f** steht für das englische Wort *formation* (= Bildung). Eine solche Reaktion heißt Bildungsreaktion.

Für die Bilanzierung chemischer Bildungsreaktionen gelten die folgenden Festlegungen:

Elementare Stoffe (wie zum Beispiel gasförmiger Wasserstoff H_2 , oder gasförmiger Sauerstoff O_2) können formal nicht durch eine Bildungsreaktion erzeugt werden.

Sie werden per Definition als energetischer **Bezugszustand** festgelegt.

Ihre absolute **Standardenthalpie** sowie ihre **molare Standardbildungsenthalpie** weisen folglich den **Wert 0** auf.

- 1 Molare Standardbildungsenthalpie für elementare Stoffe

$$\Delta_f H_m^0 = 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Besitzt eine Verbindung eine negative Standardbildungsenthalpie, verläuft die Bildungsreaktion exotherm, so zum Beispiel die Bildung von Chlorwasserstoffgas aus seinen Elementen:

Der Satz von HESS

In der Praxis stehen wir oft vor dem Problem, dass die Reaktionsenthalpie einer chemischen Reaktion experimentell (kalorimetrisch) nicht messbar ist. Dies ist beispielsweise der Fall, wenn eine Reaktion nicht als isolierter Vorgang abläuft oder unerwünschte Nebenreaktionen auftreten. In solchen Situationen erlaubt eine Gesetzesmäßigkeit, die auf den **Chemiker Germain Henri HESS** (1802 – 1850) zurückgeht, eine mathematische Ermittlung der gesuchten Daten.

Die Reaktionsenthalpie einer chemischen Reaktion ist unabhängig vom Reaktionsweg. Sie hängt ausschließlich vom Anfangszustand (Edukte) und vom Endzustand (Produkte) des Systems ab.

Zerlegt man nun eine chemische Reaktion formal in gedankliche Teilschritte, so entspricht die Reaktionsenthalpie der Reaktion der Summe der Reaktionsenthalpien dieser einzelnen Teilschritte.

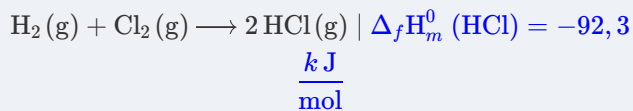
Daraus ergibt sich, dass man die molare Standardreaktionsenthalpie einer jeden beliebigen Reaktion berechnen kann, sofern die Standardbildungsenthalpien aller beteiligten Stoffe bekannt sind. Mathematisch wird dies als Differenz der Summen aller Produkt-Enthalpien und Edukt-Enthalpien formuliert.

- 3 Für eine allgemeine Reaktion ...



- 4 ... gilt:

2 Molare Standardbildungsenthalpie zur Bildung von Chlorwasserstoffgas



$$\Delta_r H_m^0 = \underbrace{[n_c \cdot \Delta_f H_m^0(\text{C}) + n_d \cdot \Delta_f H_m^0(\text{D})]}_{\text{Produkte}} - \underbrace{[n_a \cdot \Delta_f H_m^0(\text{A}) + n_b \cdot \Delta_f H_m^0(\text{B})]}_{\text{Edukte}}$$

Standardbildungsenthalpien für diverse Stoffe

Stoff	$\Delta_f H_m^0$ in kJ/mol
$\text{H}_2(\text{g}), \text{O}_2(\text{g}), \text{N}_2(\text{g}), \text{C}(\text{Graphit}), \text{Al}(\text{s}), \text{Fe}(\text{s})$	0
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,9
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,8
$\text{CO}(\text{g})$	-110,5
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,5
$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,8
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	+52,5
$\text{NO}(\text{g})$	+90,4
$\text{NO}_2(\text{g})$	+33,2

Abb. 1: Standardbildungsenthalpien diverser Stoffe. 1

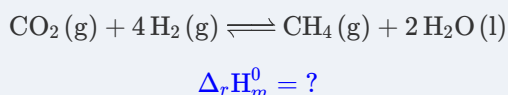
M2 Am Beispiel des Sabatier-Prozesses



Im letzten Material haben wir die Reaktionsenthalpie des Sabatier-Prozesses (Power-to-Gas-Prozess) bereits berechnet, über einen Umweg durch **Verbrennungsenthalpien**. Jetzt lösen wir dieselbe Aufgabe noch einmal, dieses Mal über **Bildungsenthalpien**!

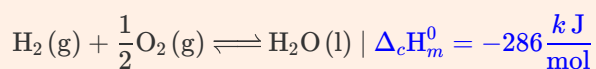
Rückblick: Weg über Verbrennungsenthalpien

5 Zielgleichung (Sabatier-Prozess)

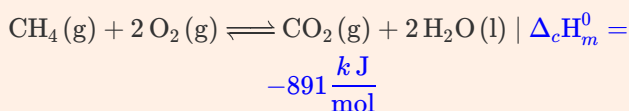


Gegebene Reaktionen:

6 Verbrennung von Wasserstoff

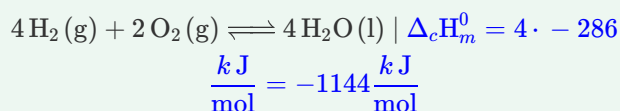
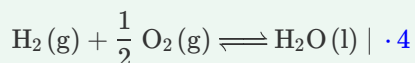


7 Verbrennung von Methan



Lösung:

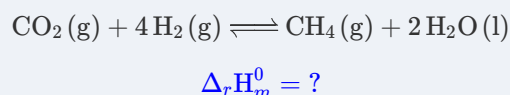
8 Reaktion 6 mit dem Faktor 4 multiplizieren



9 Verbrennungsreaktion 7 von Methan umkehren

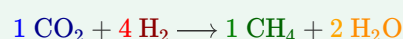
Neu: Weg über Bildungsenthalpien

13 Zielgleichung (Sabatier-Prozess)



Lösung:

14 Für die Reaktion ...



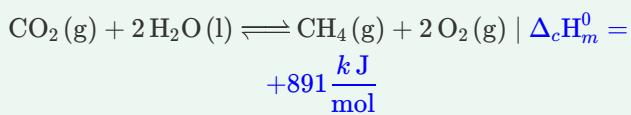
15 ... gilt:

$$\Delta_r H_m^0 = \underbrace{[1 \cdot \Delta_f H_m^0(\text{CH}_4) + 2 \cdot \Delta_f H_m^0(\text{H}_2\text{O})]}_{\text{Produkte}} - \underbrace{[1 \cdot \Delta_f H_m^0(\text{CO}_2) + 4 \cdot \Delta_f H_m^0(\text{H}_2)]}_{\text{Edukte}}$$

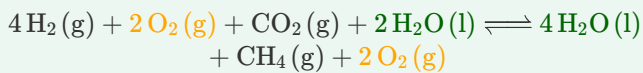
16 Werte eingesetzt ergibt:

$$\Delta_r H_m^0 = \underbrace{[1 \cdot (-74,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) + 2 \cdot (-285,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})]}_{\text{Produkte}} - \underbrace{[1 \cdot (-393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) + 4 \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}]}_{\text{Edukte}}$$

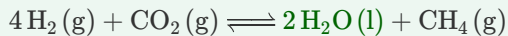
$$\Delta_r H_m^0 = \underbrace{[-74,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 571,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}]}_{\text{Produkte}} - \underbrace{[-393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}]}_{\text{Edukte}}$$



10 Reaktionen addieren und kürzen ergibt die Zielreaktion



11 Reaktionen addieren und kürzen ergibt die Zielreaktion



12 Summe aus den Verbrennungsenthalpien bilden

$$\Delta_r H_m^0 = -1144 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 891 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -253 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta_r H_m^0 = -646,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \approx -253 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



Beide Wege liefern dasselbe Ergebnis! Das kann nach dem Satz von Hess auch gar nicht anders sein, denn die Reaktionsenthalpie hängt nur vom Anfangs- und Endzustand ab!

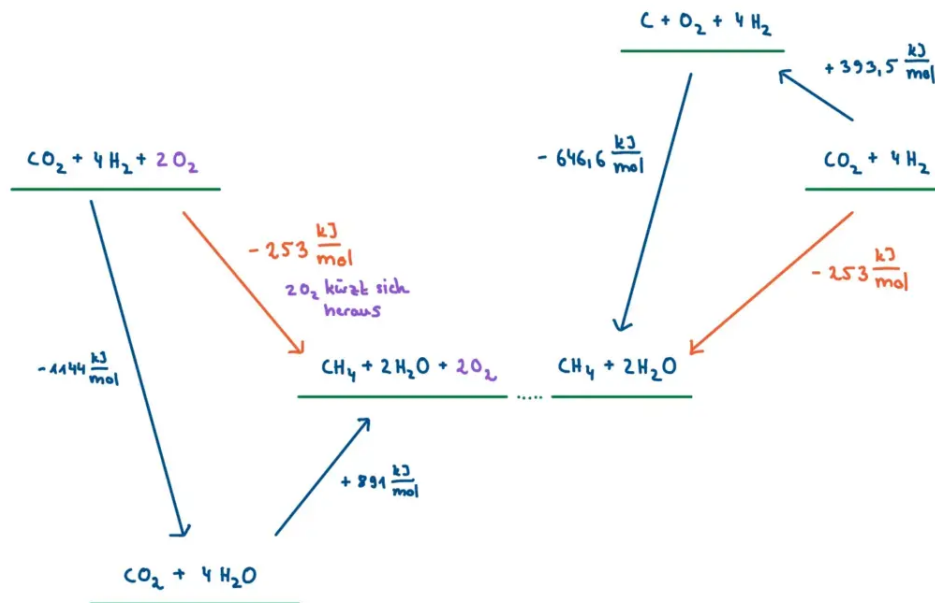


Abb. 2: Enthalpiediagramm zum Sabatier-Prozess. Links: Weg über Verbrennungsenthalpien. Rechts: Weg über Bildungsenthalpien. ²

Einzelnachweise

¹ Tabelle für Standardbildungsenthalpien und Standardentropien der Technischen Hochschule Mittelhessen. Online verfügbar unter https://homepages-fb.thm.de/hoeppe/Tabellen_PC/F_Standardenthalpien_entropien.pdf, zuletzt geprüft am 15.07.26 um 18:18 Uhr

² David Weninger, 2026