

# Übungsaufgaben - Thermodynamik

1. Ethanal  $\text{CH}_3\text{-CHO}$  wird in Sauerstoff vollständig verbrannt.

- Wie lautet die Reaktionsgleichung?
- Wie sehen die Valenzstrichformeln der beteiligten Moleküle aus?
- Wie hoch ist die Verbrennungsenthalpie (Reaktionsenthalpie) pro mol Ethanal berechnet mit Werten der **Bindungsenthalpien**?
- Wie hoch die Verbrennungsenthalpie pro 100 g Ethanal? [6]

2. Ethanal wird in Sauerstoff vollständig zu Kohlendioxid und **Wasserdampf** verbrannt. Wie hoch ist die Verbrennungsenthalpie pro mol Ethanal berechnet mit Werten der **Bildungsenthalpien**.

*Hinweis: Bildungsenthalpien sind Reaktionsenthalpien mit Elementarstoffen als Edukte und dem interessierenden Stoff als Produkt.. In der Reaktionsgleichung zur Verbrennung von Ethanal sind bei den Edukten aber auch Verbindungen vorhanden. Deshalb muss der Satz von Hess angewendet werden (Umweg). Der lautet für unsere Zwecke umformuliert: Der Weg, den man beschreitet, um aus Edukten Produkte herzustellen, ist für die Reaktionsenergie nicht von Bedeutung. Man kann also aus den Edukten zuerst in die Elementarstoffe zerlegen und anschliessend daraus die Produkte herstellen.*

Es gibt eine kleine Differenz zur Berechnung mit Bindungsenthalpien. [4]

3. Werden 7.5 g KCl in 100 mL Wasser gelöst, dann kühlt sich die Lösung um etwa  $4^\circ\text{C}$  ab.

- Wie gross ist die **molare** Lösungsenthalpie von KCl (= Reaktionsenthalpie des Auflösens)?
- ist der Vorgang endo- oder exotherm?
- Wie käme man mit molaren Bildungsenthalpiewerten auf die molare Lösungsenthalpie.

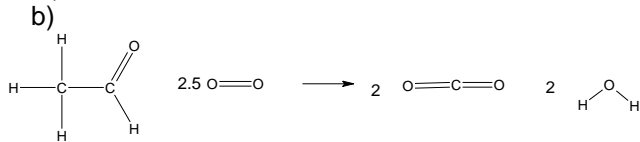
4. Der Stoff KCl wird bei Standardtemperatur in Wasser gelöst. Beweise mit Hilfe der Bindungsenthalpien (oder dem erhaltenen Wert der Lösungsenthalpie aus Aufgabe 3) und Entropiewerten, dass der Lösungsprozess freiwillig verlaufen muss. [6]

5. Die Lösung von Aufgabe 4 wird in einem offenen Gefäss bei Standardtemperatur lange stehen gelassen. Welche zusätzlichen Daten (einige kann man durch einen Vorzeichenwechsel aus der Aufgabe 4 herbeiziehen) müssen berücksichtigt werden, falls man berechnen will, ob das Eintrocknen freiwillig verläuft oder nicht? (Braucht nicht berechnet zu werden).[2]

6. Giftiges Kohlenmonoxidgas ( $\text{CO}$ ) kann mit Wasserdampf zu Kohlendioxid ( $\text{CO}_2$ ) und elementarem Wasserstoff umgesetzt werden.

- Wie lautet die Reaktionsgleichung?
- Wie gross ist die freie Reaktionsenthalpie für diese Reaktion bei Standardbedingungen für 1.4 g Kohlenmonoxid? Herleitung.
- Läuft die Reaktion bei Standardbedingungen von selbst oder nur unter Zwang ab? Begründung.
- In welche Richtung müsste man die Temperatur verändern, damit die Reaktion in der umgekehrten Richtung verläuft? [2]

# Lösungen



c) d)

Bindung	Bind.energie	Anzahl	Total	Bindung	Bind.energie	Anzahl	Total
C-H	413	4	1652	C=O (CO <sub>2</sub> )	-806	4	-3224
C-C	348	1	348	O-H	-463	4	-1852
C=O	745	1	745				
O=O	498	2.5	1245				
		Total	3990				-5076

Reaktionsenthalpie = -1086 kJ pro mol

Molekulargewicht = 44

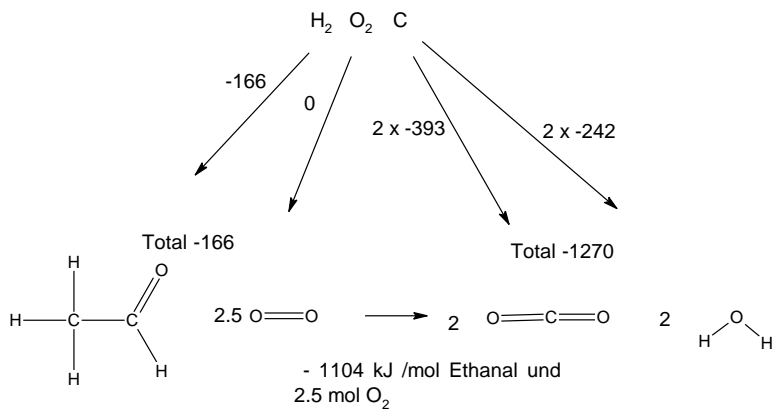
Menge in Gramm = 100

Energie pro Masse = -2468.18182 kJ pro 100 g

2. Aus den Elementarstoffen H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> und C lassen sich die Edukte CH<sub>3</sub>CHO und (O<sub>2</sub>) bilden und auch die Produkte CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O.

Der Weg von den Elementarstoffen über die Edukte zu den Produkten muss gleichviel geben wie der direkte Weg von den Elementarstoffen zu den Produkten:

Werte Bildungsenthalpien in kJ/mol



3. 7.5 g sind 0.1 mol, welche den 100 mL 4° entziehen

Mit 4.18 J kann man 1 g Wasser um 1° erwärmen. Mit 16.72 J kann man 1g Wasser um 4° erwärmen, bzw. abkühlen.

Für 100 g Wasser braucht es das 100fache, also 1.672 kJ. Das ist die Wärmeenergie, die beim Versuch abgeführt wurde und zwar beim Lösuen von 0.1 mol. Bei 1 mol wären es 16.72 kJ.

## Lösungsenthalpie

Bildungsenthalpie

KCl(s) -436 kJ/mol

Bildungsenthalpie

Cl<sup>-</sup>(aq) -167 kJ/mol

K<sup>+</sup>(aq) -251 kJ/mol

<b>Delta H:</b>	<b>18 kJ/mol</b>
-----------------	------------------

4. Lösungsenthalpie  $\Delta H$ : +707 (Gitterenthalpie) - 376 (Hydr. enth.  $\text{Cl}^-$ ) - 314 (Hydr. enth.  $\text{K}^+$ ) = +17 kJ/mol

Lösungsentropie  $\Delta S$ :  $\text{KCl(s)} \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$   $82.59 \rightarrow 101.04 + 56.73 = +75.18 \text{ J/mol}$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 17 - 298 \cdot 0.07518 = -5.4 \text{ kJ/mol}$ . Verläuft freiwillig, da Vorzeichen negativ.

5. Der „Entlösungsprozess“ hat ein positives Vorzeichen: +5.4 kJ/mol. Dann erhält man das kristalline KCl zurück und das reine, aber flüssige Wasser. Dieses Wasser muss bei 25°C noch verdampft werden. Es müssen also noch die Entropieänderung  $\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(g)}$  und die Verdampfungsenthalpie berücksichtigt werden. ( $\Delta S$  wäre +118.68 J/mol, Die Verdampfungsenthalpie +40.66 kJ/mol. Eingesetzt in die Gibbs-Helmholtz-Gleichung ergibt dies ein  $\Delta G$  von +5.3 kJ. Es könnte also unter Standardbedingungen nicht eintrocknen, da auch dieser Prozess ein positives Vorzeichen besitzt.)

6. a)  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$

b)

Bindung	Bind.energie	Anzahl	Total	Bindung	Bind.energie	Anzahl	Total
CO	1075	1	1075	C=O ( $\text{CO}_2$ )	806	2	-1612
O-H	465	2	930	H-H	437	1	-437
			2005				-2049
			Reaktionsenthalpie =				-44 kJ pro mol

Entropie Ausgangsstoffe			Entropie Endstoffe	
CO		0.197	$\text{CO}_2$	0.213
$\text{H}_2\text{O}$		0.188	$\text{H}_2$	0.13
		0.385		0.343
		Entropieänderung =		-0.042 kJ pro mol

Delta G = Reaktionsenthalpie - T \* Entropieänderung = -31.484 kJ

Molekulargewicht CO = 28

Menge in Gramm = 1.4

Freie Reaktionsenthalpie pro 1.4 g = -1.5742 kJ

c) Von selbst, da die freie Reaktionsenthalpie negativ ist.

d) Reaktion ist negativ wegen der Reaktionsenthalpie. Je höher die Temperatur wird, desto positiver wird  $\Delta G$ .