



Thema: Thermodynamik

Lernziele resp. Fragengebiete:

- Ab [thermo-00](#) : Joule ... todo ...
- Ab [thermo-01](#) : Joule ... todo ...

Aufgabe: thermo-00

Angenommen, man hätte 1 Joule zur Verfügung. Was kann damit alles gemacht werden?

Lösung:

- eine Schokolade (ca. 100 Gramm resp. 0.1 kg) um einen Meter hochheben
 $E = m \cdot g \cdot h = 0.1 \text{ kg} \cdot 10 \text{ m/s}^2 \cdot 1 \text{ m} = 1 \text{ J}$
- Ein Gramm Wasser um 0.239 K erwärmen
- Ein Herzschlag des Menschen verbraucht ca. 1 J
- Eine Masse von 2 kg aus der Ruhe auf $v=1 \text{ m/s}$ zu beschleunigen
 $E = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$

Aufgabe: thermo-01

Angenommen, man hätte 1 kJ (1000 Joule) zur Verfügung.

- Um wieviel Grad Celsius kann ein Liter Wasser damit erwärmt werden.
Hinweis: Um 1 Gramm Wasser um 1 Grad Celsius zu erwärmen, benötigt man etwa 4.18 Joule.
- Wie lange brennt eine Glühbirne mit der Angabe 100 Watt?
- Welche Masse kann von 0 m/s auf 1 m/s beschleunigt werden. $E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$
- Wieviele Herzschläge resp. wie lange kann das Herz pochen? Annahme: die Leistung des Herzens betrage 1 Watt.
- Bei einer späteren Aufgabe ('Pentanexplosion') werden 6.8 kJ freigesetzt. Um wieviele Meter könnte ein Chemielehrer mit dieser Energie hochgehoben werden?

Lösung:

- Erwärmung um ca. 0.239 °C
- Die Angabe 100 Watt bedeute, dass pro Sekunde 100 Joule benötigt werden. Somit kann die Glühbirne 10 Sekunden betrieben werden
- $E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$
 $1000 \text{ J} = \frac{1}{2} \cdot x \cdot 1^2$
 $x = 2000 \text{ kg}$
- 1 Watt = 1 Joule pro Sekunde. Somit kann das Herz 1000 Sekunden (ca 1/4 h) schlagen
- $E_{\text{pot}} = m \cdot g \cdot h$
 mit Chemielehrer 68 kg (circa !)
 mit $g = 10 \text{ m/s}^2$
 $h = E_{\text{pot}} / (m \cdot g) = 6800 \text{ J} / (68 \text{ kg} \cdot 10 \text{ m/s}^2) = 10 \text{ Meter}$

Aufgabe: thermo-02

Um den Eiffelturm zu besteigen, muss Energie aufgewendet werden, die dem Körper durch Nahrung zugeführt werden kann. Wie viele Gummibärchen muss man also essen, um die Energie zu kompensieren, die für den Aufstieg auf den Eiffelturm benötigt wird?

Hinweis: Unbekannte Grössen sollen selber nachgeschlagen werden.

Lösung:

Diverse Grössen müssen nachgeschlagen oder abgeschätzt werden:

Höhe Eiffelturm: 300 Meter

Energiegehalt Gummibären, 100 Gramm, 1472 kJ. Annahme, dass der Körper 3/4 der Energie umwandeln kann, somit stehen ca. $3/4 \cdot 1472 = 1104 \text{ kJ}$ zur Verfügung

Masse Person (z.B. Chemielehrer) 75 kg

- Energie welche benötigt wird, um 75 kg auf 300 m zu hochheben
 $E_{\text{pot}} = m \cdot g \cdot h = 75 \text{ kg} \cdot 10 \text{ m/s}^2 \cdot 300 \text{ m} = 225'000 \text{ J} = 225 \text{ kJ}$
- ca. $1104/225 = 5$ · den Eiffelturm hochlaufen resp. ca. 1/5 der Packung (20 Gramm) um einmal den Eiffelturm hochzusteigen

Aufgabe: thermo-03

- Wie viele Kilojoule Wärme werden erzeugt, wenn ein 1000 kg schweres Auto vom 95 km/h komplett abgebremst wird?
- Wie viel kg Wasser könnte man von 10°C auf 60°C mit der Energiemenge der vorhergehenden Aufgabe erwärmen?
- Ein Wassertropfen fällt aus einer Wolke. Um wieviel Grad Celsius erwärmt er sich dabei theoretisch aufgrund der Energieumwandlung

Lösung:

- $E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 = \frac{1}{2} \cdot 1000 \text{ kg} \cdot (26.38 \text{ m/s})^2 = 348'187 \text{ J}$
- $E_{\text{kin}} = Q = c_w \cdot m \cdot \Delta T$
 $m = Q / (c_w \cdot \Delta T) = 348'187 \text{ J} / (4182 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 50 \text{ K}) = 1.665 \text{ kg}$
- $E_{\text{pot}} = Q$
 $m \cdot g \cdot h = c_w \cdot m \cdot \Delta T$
 Massen kürzen sich raus, Annahme $h = 5000 \text{ m}$
 $\Delta T = g \cdot h / c_w = 10 \text{ m/s}^2 \cdot 5000 \text{ m} / 4182 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 11.7^\circ\text{C}$

Aufgabe: thermo-04

Man mischt 1 kg schmelzendes Eis und 1 kg siedendes Eis. Welche Temperatur hat die Mischung, wenn alles Eis geschmolzen ist?

Lösung:

- Grundgedanke: Das heisse Wasser kühlt sich ab, das kalte Wasser erwärmt sich
- Es gelten folgende Abkürzungen: H für Heiss, K für Kalt, M für Mischung
- Das Eis muss zuerst geschmolzen werden (L_f ist die benötigte Energie) und kann dann erst auf die Mischtemperatur erwärmt werden
- $Q(100^\circ\text{C} \rightarrow T_M) = Q(\text{Eis schmelzen}, 0^\circ\text{C} \rightarrow T_M)$
- $m_H \cdot c_w \cdot (100^\circ\text{C} - T_M) = m_K \cdot L_f + m_K \cdot c_w \cdot (T_M - 0^\circ\text{C})$
- Celsius in Kelvin umrechnen, $m_H = m_K = m$
- $m \cdot c_w \cdot (373 \text{ K} - T_M) = m \cdot L_f + m \cdot c_w \cdot (T_M - 273 \text{ K})$
- $T_M = [c_w \cdot (373 \text{ K} + 273 \text{ K}) - L_f] / (2 \cdot c_w)$
- $T_M = [4.185 \text{ kJ/kgK} \cdot (373 \text{ K} + 273 \text{ K}) - 335.5 \text{ kJ}] / (2 \cdot 4.185 \text{ kJ/kgK}) = 283.2 \text{ K} = 10.2^\circ\text{C}$

Aufgabe: thermo-05

Bestimme den Heizwert von Brennsprit ('Spiritus') aus folgenden Angaben: 500 Gramm Wasser werden durch 1 Gramm Brennsprit von 20.4°C auf 22.7°C erwärmt.

Hinweis: Der Heizwert H wird in Joule (resp. kJ) pro kg angegeben

Lösung:

- Die Abkürzung S steht Spiritus
- Auch aus der Betrachtung der Einheiten (rechte Seite der Gleichung in Joule, deshalb muss auch die linke Seite in J sein)
- $H \cdot m_S = m_w \cdot c_w \cdot \Delta T$
- $H = m_w \cdot c_w \cdot \Delta T / m_S = 0.5 \text{ kg} \cdot 4182 \text{ J/kgK} \cdot 2.3 \text{ K} / 0.001 \text{ kg} = 4'809'300 \text{ J/kg} = 4809 \text{ kJ/kg}$

Aufgabe: thermo-06

Folgendes Experiment: eine Haselnuss erwärme Wasser in einem Glasgefäss. Gib eine Gleichung an, worin der in der Nuss 'gespeicherte' Brennwert abgegeben wird.

Lösung:

Die Haselnuss verbrennt (nicht komplett), es wird Wasser, das Glas sowie die Umgebung erwärmt.

- Die Haselnuss verbrennt (nicht komplett), es wird Wasser, das Glas sowie die Umgebung erwärmt.
- Die Nuss verbrennt nicht komplett, nur die Masse der verbrannten Nuss liefert Energie, somit darf nur $\Delta m(\text{Nuss})$ betrachtet werden
- Zu Beginn habe alles die Temperatur T_0
- W bezieht sich auf Wasser, G auf das Glas, L auf die Luft
- Nach dem Erwärmen habe das Wasser die Temp T_W , das Glas T_G , die Luft T_L
- $H \cdot \Delta m(\text{Nuss}) = c_W \cdot m_W \cdot (T_W - T_0) + c_G \cdot m_G \cdot (T_G - T_0) + c_L \cdot m_L \cdot (T_L - T_0) + \text{Wärmestrahlung}$

Aufgabe: thermo-07

Wie berechnet sich die Reaktionsenthalpie einer beliebigen Reaktion?

Lösung:

Kurze Antwort, ganz grob: 'Produkt' - 'Edukte'

Ausführlicher und genauer: Die Summe der (Standard)-Reaktionsenthalpien der Produkte minus die Summe der (Standard)-Reaktionsenthalpien der Edukte. Die gleiche Information, kompakter in mathematischer Form:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

Aufgabe: thermo-08

Überlege Dir für jeden der folgenden Vorgänge, ob jeweils eine Zunahme oder eine Abnahme der Entropie sowie der Enthalpie des chemischen Systems zu erwarten ist (z.B. $\Delta H_R^\circ > 0$ etc.):

- $\text{CO}_2(\text{s})$ sublimiert zu $\text{CO}_2(\text{g})$
- Erwärmung von $\text{CaCO}_3(\text{s})$
- $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$
- $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 0.5 \cdot \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \cdot \text{NH}_4\text{SCN}(\text{s}) \rightarrow \text{Ba}(\text{SCN})_2 + 2 \cdot \text{NH}_3(\text{g}) + 2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$

Lösung:

- a) $\text{CO}_2(\text{s})$ sublimiert zu $\text{CO}_2(\text{g})$:

$$\Delta S_R^\circ > 0, \Delta H_R^\circ > 0$$

$$\Delta S_R^\circ > 0, \text{ da } \text{CO}_2 \text{ von fest (s) zu gasförmig (g) überführt wird}$$

$$\Delta H_R^\circ > 0, \text{ da } \text{CO}_2 \text{ zuerst verflüssigt und dann in den gasförmigen Zustand überführt wird, endothermer Vorgang}$$

- b) Erwärmung von $\text{CaCO}_3(\text{s})$:

$$\Delta S_R^\circ > 0, \Delta H_R^\circ > 0$$

$$\Delta S_R^\circ \text{ bei einer Temperaturerhöhung bewegen sich die Teilchen heftiger (hin und her), } dS \text{ daher } > 0$$

$$\Delta H_R^\circ > 0, \text{ da Erwärmung, sprich es muss Energie investiert werden, endothermer Vorgang}$$

- c) $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$:

$$\Delta S_R^\circ < 0, \Delta H_R^\circ < 0$$

$$\Delta S_R^\circ < 0, \text{ da aus zwei Teilchen ein Teilchen wird. Zudem zum Teil Übergang aus Gasphase in feste Phase.}$$

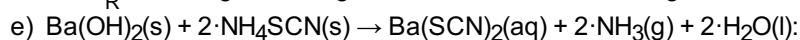
$$\text{Experiment (oder könnte berechnet werden), exothermer Vorgang, } \Delta H_R^\circ < 0$$

- d) $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 0.5 \cdot \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$:

$$\Delta S_R^\circ > 0, \Delta H_R^\circ > 0$$

$\Delta S_R^\circ > 0$, da Übergänge von fest \rightarrow flüssig \rightarrow gasförmig, zudem entstehen mehr Teilchen

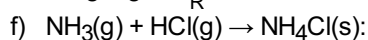
$\Delta H_R^\circ > 0$, Alltagserfahrung: überführen von fest \rightarrow flüssig etc. braucht Energie, endothermer Vorgang



$\Delta S_R^\circ > 0$, $\Delta H_R^\circ > 0$

$\Delta S_R^\circ > 0$, da aus den zwei Feststoffen eine Flüssigkeit, ein Gas und im Wasser aquatisierte $\text{Ba}(\text{SCN})_2$ vorliegt

Experiment, typische Kältemischung. Beim Vermengen der beiden Salze kühlt sich die Mischung ab, endothermer Vorgang, $\Delta H_R^\circ > 0$



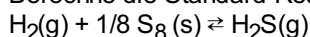
$\Delta S_R^\circ < 0$, $\Delta H_R^\circ < 0$

$\Delta S_R^\circ < 0$, aus zwei (Gas)-Teilchen wird ein Teilchen

$\Delta H_R^\circ < 0$, Begründung jedoch nur mit einer Berechnung möglich

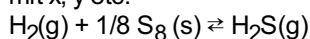
Aufgabe: thermo-09

Berechne die Standard-Reaktionsenthalpie folgender Reaktion:



Lösung:

Folgende Werte für ΔH_f° können aus Tabellen entnommen werden. Falls ein Wert nicht gefunden wird: allgemein weiterrechnen mit x, y etc.



$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2(\text{s})) = 0 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{S}_8(\text{s})) = 0 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2(\text{g})) = x \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$

$\Delta H_R^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{S}(\text{s})) - (\Delta H_f^\circ(\text{H}_2(\text{s})) + 1/8 \Delta H_f^\circ(\text{S}_8(\text{s})))$

$\Delta H_R^\circ = x - (0 + 0) = x$

Aufgabe: thermo-102

Beim Umsatz von 60 Gramm Traubenzucker werden x kJ frei. Berechne daraus die ΔH_f° .

Lösung:

$M(\text{Traubenzucker}) = M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ Gramm}$

Mit 60 g $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ x kJ, bei einem Mol (=180 g) somit 3·x.

$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 3 \cdot x \text{ kJ/mol}$.

Aufgabe: thermo-103

Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) kann unterschiedlich umgesetzt werden: aerob (mit O_2) sowie anaerob (ohne O_2).

Formuliere für beide Reaktionen die Reaktionsgleichung und berechne jeweils die Standard-Reaktionsenthalpie.

Hinweis I: falls die ΔH_f° unbekannt sind, dann rechne allgemein mit x, y etc.

Hinweis II: Aggregatzustand angeben

Lösung:

$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -1268 \text{ kJ/mol}$

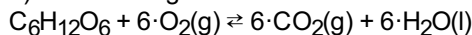
$\Delta H_f^\circ(\text{O}_2)(\text{g}) = 0 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})(\text{l}) = -278 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})(\text{g}) = -286 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ kJ/mol}$$

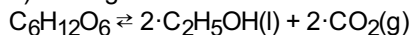
a) Verbrennungsreaktion:



$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^\circ = (6 \cdot -393 + 6 \cdot -286) - (-1268 + 6 \cdot 0) = -2806 \text{ kJ/mol}$$

b) Gärung:



Hinweis: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ nennt sich Alkohol

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^\circ = (2 \cdot -278 + 2 \cdot -393) - (-1268) = -74 \text{ kJ/mol}$$

Aufgabe: thermo-104

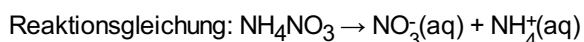
Ein Kältebeutel besteht aus folgenden Zutaten: 25 g NH_4NO_3 (Ammoniumnitrat) und 75 ml Wasser. Nun wird das Ammoniumnitrat in Wasser aufgelöst. Um wie viel Grad Celsius kühlt sich die Mischung ab?

Hinweis 1: Die (spezifische) Wärmekapazität c_w des Wasser beträgt $75.3 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$ resp. $4.18 \text{ J/(K} \cdot \text{kg)}$.

Hinweis 2: $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$

Hinweis 3: Das Ammoniumnitrat löst sich in Wasser in seine Ionen auf, der Name gibt einen Hinweis darauf welche.

Lösung:



$$\Delta H_f^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = -366 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{NO}_3^-(\text{aq})) = -207 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{NH}_4^+(\text{aq})) = -132 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^\circ = (-207 + -132) - (-366) = +27 \text{ kJ/mol}$$

Interpretation: pro Mol Ammoniumnitrat werden 27 kJ 'verbraucht', um in Lösung zu gehen.

Gegeben waren aber nicht ein Mol NH_4NO_3 , sondern nur 25 Gramm. Ein Mol NH_4NO_3 entsprechen 80 Gramm, somit werden 8.44 kJ $(27 \cdot 25/80)$ investiert, um die Lösung zu kühlen.

Mit $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ ergibt sich

$$\Delta T = Q / (m \cdot c) = 8440 \text{ J} / (0.075 \text{ kg} \cdot 4180 \text{ J/(K} \cdot \text{kg)}) = +26.9 \text{ K}$$

Da die Reaktion endotherm ist ($\Delta H_R^\circ > 0$), kühlt sie sich um 26.9 K (resp. 26.9°C) ab.

Aufgabe: thermo-105

Zum Schweißen und Schneiden benötigt man ein Brenngas. Meist nimmt man dazu Ethin (C_2H_2). Wieso nimmt man nicht das billigere Methan (CH_4)?

Hinweis: Formuliere für beide Gase die Verbrennungsreaktion und bestimme pro (!) Molekül C_2H_2 resp. CH_4 die

Reaktionsenthalpie!

$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) = -75 \text{ kJ/mol}$$

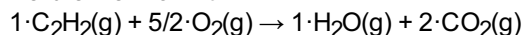
$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = 227 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ kJ/mol}$$

Lösung:

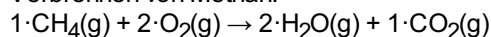
Verbrennen von Ethin:



$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^\circ = (1 \cdot -285 + 2 \cdot -393) - (1 \cdot 227 + 5/2 \cdot 0) = -1298 \text{ kJ/mol}$$

Verbrennen von Methan:



$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^0 = (2 \cdot -285 + 1 \cdot -393) - (1 \cdot -75 + 2 \cdot 0) = -880 \text{ kJ/mol}$$

Die Rechnung zeigt, dass pro Umsatz eines Mols Ethins circa 1.5 mal mehr Energie freigesetzt wird als beim Methan.

Aufgabe: thermo-106

Berechne die ΔH_f^0 von Kohlenmonoxid. Betrachte dazu folgende Reaktion:



Lösung:

$$\Delta H_R^0 = [\Delta H_f^0(\text{CO}(\text{g})) + 3 \cdot \Delta H_f^0(\text{H}_2(\text{g}))] - [\Delta H_f^0(\text{CH}_4) + \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))] \quad \Delta H_R^0 = 249.5 \text{ kJ/mol} = [x + 3 \cdot 0] - [-74.85 + -285.83]$$

$$x = \dots$$

Aufgabe: thermo-107

Angenommen, man entscheidet sich für die nicht gesunde Variante, dass die komplette tägliche Energieaufnahme mittels trinken von Alkohol (40% Schnaps) realisiert wird. Es gelten folgende Annahmen und Vorgaben:

Trinkalkohol wäre $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (Ethanol), Dichte von reinem Alkohol sei 0.9 g/ml

Annahme: Der Alkohol wird im Körper veratmet, d.h. mit O_2 umgesetzt.

Hinweis 1: Berechne zuerst die Reaktionsenthalpie, inklusive Aggregatzustand

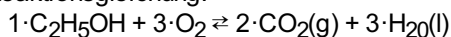
Hinweis 2: Berechne aus ΔH_R^0 und der Menge Ethanol pro Liter Schnaps die benötigte Menge, um die Energiezufuhr zu realisieren

Hinweis 3: Der tägliche Energiebedarf betrage 9200 kJ

Hinweis 4: Für die Profis: Die Berechnungsgrundlage ist nicht komplett, eigentlich müsste die freie Reaktionsenthalpie bei Körpertemperatur berechnet werden. Siehe Details nachfolgende Aufgabe thermo-108. Man sieht aber, dass das Resultat sich nur um ca. 10 Prozent verändern würde

Lösung:

Reaktionsgleichung:



$$\Delta H_R^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^0 = (2 \cdot \Delta H_f^0(\text{CO}_2(\text{g})) + 3 \cdot \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))) - (\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 3 \cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2))$$

$$\Delta H_R^0 = (2 \cdot -393 + 3 \cdot -286) - (-278 + 3 \cdot 0) = -1366 \text{ kJ/mol}$$

Somit weiss man nun, dass pro Mol Ethanol 1366 kJ freigesetzt werden

Nächste zu lösende Frage: Wie viel Gramm Ethanol sind im Schnaps?

1 Liter Schnaps, 40%, dh. 400 ml reinen Ethanol. Mit der Dichte von 0.9 g/ml ergeben sich somit 360 Gramm Ethanol

$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46 \text{ g/mol}$, somit

$$n = m/M = 360 / 46 = 7.8 \text{ mol}$$

Pro Flasche Schnaps sind somit 7.8 mol à -1366 kJ, also - 10690 kJ enthalten

Für einen Tagesbedarf von 9200 kJ braucht es also ca. 860 ml

Aufgabe: thermo-108

Analoge Aufgabe zu thermo-107. Es soll aber nur die freie Reaktionsenthalpie bei Körpertemperatur für die Veratmung (Verbrennung) von Ethanol berechnet werden.

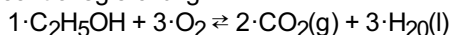
Lösung:

Wertetabelle:

	$\Delta H_f^0(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	$S^0(\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$
EtOH(l)	-277	161
$\text{O}_2(\text{g})$	0	205
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393	214

H ₂ O (l)	-286	67
----------------------	------	----

Reaktionsgleichung:



$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^\circ = (2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2, \text{g}) + 3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l})) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}, \text{l}) + 3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2, \text{g}))$$

$$\Delta H_R^\circ = (2 \cdot -393 + 3 \cdot -286) - (-277 + 3 \cdot 0) = -1367 \text{ kJ/mol (Analog zur Aufgabe thermo-107)}$$

$$\Delta S_R^\circ = (2 \cdot S^\circ(\text{CO}_2, \text{g}) + 3 \cdot S^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l})) - (S^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}, \text{l}) + 3 \cdot S^\circ(\text{O}_2, \text{g}))$$

$$\Delta S_R^\circ = (2 \cdot 214 + 3 \cdot 67) - (161 + 3 \cdot 205) = -147 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta G_R^\circ = \Delta H_R^\circ - T \cdot \Delta S_R^\circ$$

$$\Delta G_R^\circ = -1367 - (273+37) \cdot -0.147 = -1321.43 \text{ kJ/mol}$$

Das Resultat ist ein wenig weniger exergonisch wie die ähnliche Berechnung der Aufgabe 107. Quintessenz: die benötigte Menge Alkohol wäre um ca. 4% grösser.

Aufgabe: thermo-109

In einer Posterrolle (Durchmesser 6 cm, Länge 72 cm) werden wenige Tropfen Pentan (1/4 ml) gegeben und mit das Luft-Pentan-Gemisch entzündet.

a) Berechne die Reaktionsenthalpie.

b) Experimentell zeigt es sich, dass zuviel Pentan keine bessere Explosion liefert, das Luft-Pentan-Gemisch sollte also optimal sein. Berechne die maximale Menge an Petnan

Hintergrund: wunderbarer Versuch für den Unterricht.

Hinweis: unbekannte Grössen - Moleküle selber eruieren.

Lösung:

Hinweis: Pentan C₅H₁₂, M(C₅H₁₂), Dichte(C₅H₁₂) = 0.63 g/ml

Annahmen:

Pentan C₅H₁₂, M(C₅H₁₂) = 72 g/mol

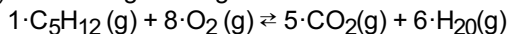
Dichte(C₅H₁₂) = 0.626 g/ml

dHf0(C₅H₁₂) = -147 kJ/mol

Alle beteiligten Stoffe gasförmig

Experiment bei 25°C (293 K)

a) Reaktionsgleichung:



$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^\circ = (5 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2, \text{g}) + 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{g})) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_5\text{H}_{12}, \text{g}) + 8 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2, \text{g}))$$

$$\Delta H_R^\circ = (5 \cdot -393 + 6 \cdot -242) - (-147 + 8 \cdot 0) = -3270 \text{ kJ/mol}$$

wirkliche freigesetzte Energie:

Dichte(C₅H₁₂) = 0.626 g/ml

Somit 1/4 ml: 0.15 Gramm (=0.0021 mol)

E = - 6.81 kJ

b) Berechnung maximale Menge Pentan

Volumen Posterrolle:

$$V = \pi \cdot r^2 \cdot h = 3.141 \cdot 0.03^2 \cdot 0.72 = 0.00204 \text{ m}^3$$

V ca. 2 Liter

ideales Gas 1 mol bei ...

0°C (273 K) 22.4 l

25°C (298 K): 24 Liter

2 Liter (Vol. Posterrolle) also: 1/12 mol

Luft besteht zu 20% O₂, 80% N₂

somit 1/60 mol O₂ in der Posterrolle

Aufgrund Reaktionsgleichung 8· weniger C₅H₁₂ als O₂, d.h. also 1/480 mol C₅H₁₂

Mit M(C₅H₁₂) = 72 g/mol folget 0.15 Gramm C₅H₁₂

Mit Dichte(C₅H₁₂) = 0.63 g/ml folget also ca. 1/4 ml C₅H₁₂

Es werden also 6.81 kJ freigesetzt. Die maximale Menge an Pentan beträgt ca. 1/4 ml

Aufgabe: thermo-110

Bei der Knallgas-Reaktion $2\text{H} + \text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ wird die Reaktionsenergie von 571.6 kJ/mol frei. Um wieviel reduziert sich die Masse eines (!) Wassermoleküls gemäss Einstein?

Hinweis: $[\text{J}] = [\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}]$

Lösung:

- ▷ Gemäss Einstein gilt $E = m \cdot c^2$ resp. $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$
- ▷ c ist die Lichtgeschwindigkeit, 300'000 km/s
- ▷ Umformen der Einstein'schen Gleichung nach m resp. Δm
- ▷ $\Delta m = \Delta E / c^2$
- ▷ $\Delta m = 571.6 \cdot 1000 [\text{kg} \cdot \text{m}^2 / \text{s}^2] / (300'000'000 \text{ m/s})^2 = 6.35 \cdot 10^{-12} \text{ kg}$

Die berechneten $6.35 \cdot 10^{-12} \text{ kg}$ beziehen sich auf ein Mol. Soll nun auf ein einziges Wassermolekül rückgeschlossen werden, so muss noch durch die Avogadrozahl ($6.022 \cdot 10^{23}$) dividiert werden, und man erhält die theoretische Massenabnahme pro Molekül:

$$6.35 \cdot 10^{-12} \text{ kg} / 6.022 \cdot 10^{23} = 1.05 \cdot 10^{-35} \text{ kg}$$

ABER: Gemäss 'gutefrage.net', diesmal aber eine brauchbare Antwort:

Die Zunahme an Masse durch wird nicht durch einfache Zuführung von Energie, sondern durch die DIREKTE Umwandlung von Energie zu Materie (die Energie KONDENSIERT QUASI ZU MATERIE) dies geschieht allerdings bei so hohen Kelvinzahlen, dass die klassische Physik nicht mehr gilt. Mit einer reinen Zuführung von Energie gibt es nur eine Erhöhung der Temperatur.

Aufgabe: thermo-111

Auf Wikipedia (https://de.wikipedia.org/w/index.php?title=%C3%84quivalenz_von_Masse_und_Energie&oldid=245822194) steht unter Anwendungen für die Massenumwandlung gemäss Einstein, dass beim Erwärmen um 50 Grad Celsius eines Kubikmeters Wasser (Annahme: Masse 1 Tonne) sich eine Massenzunahme um 2.3 Mikrogramm ergeben. Bestätige mit einer Rechnung diesen Wert.

Lösung:

Um die Massenzunahme zu berechnen, müssen wir folgende Schritte durchlaufen:

- Berechnen der zugeführten Wärmeenergie
- Berechnen der Massenzunahme gemäss Einstein

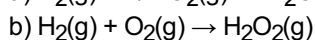
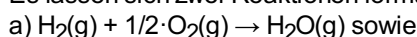
- ▷ $Q = m \cdot c_w \cdot \Delta T$
- ▷ $Q = 1000 \text{ kg} \cdot 4,18 \text{ kJ/kg} \cdot 50 \text{ °C}$
- ▷ $Q = 2.09 \cdot 10^8 \text{ J}$
- ▷ $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ resp. $\Delta m = \Delta E / c^2$
- ▷ $\Delta m = 2.09 \cdot 10^8 [\text{kg} \cdot \text{m}^2 / \text{s}^2] / (300'000'000 \text{ m/s})^2 = 2.32 \cdot 10^{-9} \text{ kg}$

Aufgabe: thermo-112

Es reagiere $\text{H}_2(\text{g})$ mit $\text{O}_2(\text{g})$. Beurteile mit Hilfe der freien Reaktionsenthalpie ob nun $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ oder $\text{H}_2\text{O}_2(\text{g})$ gebildet wird. Die Reaktionstemperatur betrage 800 Kelvin.

Lösung:

Es lassen sich zwei Reaktionen formulieren:



Achtung: Damit die Resultate miteinander verglichen werden können muss man sich auf die gleiche Anzahl gebildeter H_2O resp. H_2O_2 beziehen!

Wertetabelle, alle beteiligten Teilchen seien im gasförmigen Zustand:

	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	$S^\circ (\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$
--	--	--

H ₂ (g)	0	131
O ₂ (g)	0	205
H ₂ O (g)	-242	189
H ₂ O ₂ (g)	-136	233

- Reaktion a), es entstehe H₂O

$$\text{Definition: } \Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^\circ(\text{H}_2\text{O}) = (-242) - (0 + 1/2 \cdot 0) = -242 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S_R^\circ(\text{H}_2\text{O}) = (189) - (131 + 1/2 \cdot 205) = -44.5 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$$

$$\text{Definition: } \Delta G_R^\circ = \Delta H_R^\circ - T \cdot \Delta S_R^\circ$$

$$\Delta G_R^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -242 - 800 \cdot -0.0445 = -206.4 \text{ kJ/mol}$$

- Reaktion b), es entstehe H₂O₂

$$\text{Definition: } \Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_R^\circ(\text{H}_2\text{O}_2) = (-136) - (0 + 1/2 \cdot 0) = -136 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S_R^\circ(\text{H}_2\text{O}_2) = (233) - (131 + 205) = -103 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$$

$$\text{Definition: } \Delta G_R^\circ = \Delta H_R^\circ - T \cdot \Delta S_R^\circ$$

$$\Delta G_R^\circ(\text{H}_2\text{O}_2) = -136 - 800 \cdot -0.103 = -53.6 \text{ kJ/mol}$$

Die Berechnung zeigt, dass zwar beider Reaktionen exergonisch ($\Delta G_R^\circ < 0$) und somit freiwillig ablaufen müssten. Reaktion a) ist aber fast um einen Faktor 4 stärker exergonischer und wird somit bevorzugt ablaufen.

Aufgabe: thermo-202

Gegeben sei das Molekül C₂H₆ sowie CH₄. Welches dieser beiden Verbindungen weist eine höhere Entropie auf. Begründe deine Wahl.

Lösung:

Hinweis: C₂H₆ weist mehr Atome auf und somit eine höhere Entropie gibt zwar das korrekte Resultat, aber die Begründung ist völlig falsch! C₂H₆ weist deshalb eine grössere Entropie als CH₄ auf, weil sich dem C₂H₆ aufgrund seiner C-C-Bindung noch weitere zusätzliche Anordnungsmöglichkeiten bieten: Das C₂H₆ kann entlang seiner C-C-Achse interne Rotationen vollführen, diese tragen ebenfalls zum gesamten Entropiewert bei.

Aufgabe: thermo-203

Berechne den Siedepunkt des Wassers !

Lösung:

Es gilt: H₂O(l) \rightleftharpoons H₂O(g).

Für dieses chemisches Gleichgewicht gilt: $K = c(\text{H}_2\text{O(g)})/c(\text{H}_2\text{O(l)}) = 1$

Mit $dG = -RT \ln K$ folgt mit $K = 1$: $dG = 0$

Des Weiteren gilt: $dG = dH - T \cdot dS (=0)$

Somit $T = dH/dS$

- $T = dH/dS$

$$dHR_0 = dH_f^0(\text{H}_2\text{O, g}) - dH_f^0(\text{H}_2\text{O, l})$$

$$dHR_0 = -241.82 - (-285.83) = 44.01 \text{ kJ/mol}$$

$$dS_0 = dS((\text{H}_2\text{O, g}) - dS(\text{H}_2\text{O, l}))$$

$$dS_0 = 188.85 - 69.91 = 118.92 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)} = 0.11892 \text{ kJ/(mol}\cdot\text{K)}$$

$$T = dH/dS = 44.01 / 0.11892 = 370 \text{ K resp. ca. } 97^\circ\text{C}$$

Die berechnete (!) Siedetemperatur des Wassers beträgt also ca. 97°C . Die Abweichung zum üblichen Wert von 100°C kommt daher, weil dH resp. dS eigentlich auch (wenig) von der Temperatur abhängen.

Aufgabe: thermo-204

Berechne ΔG_R^0 für die Temperaturen 298K, 900K sowie 2300K der Verbrennungsreaktion von N_2 zu NO. Die gegebenen Temperaturen von 900 K entsprechen der Temperatur in einem Auspuff resp. im Verbrennungsraum (2300K),

Hinweis: Berechne die Reaktion für 1 Teilchen (resp. 1 mol) NO.

Lösung:

Es wird folgende Reaktionsgleichung betrachtet: $\frac{1}{2}\cdot\text{O}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\cdot\text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g})$

Wertetabelle:

	$\Delta H_f^0(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	$S^0(\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1})$
$\text{O}_2(\text{g})$	0	205.03
$\text{N}_2(\text{g})$	0	191.61
$\text{NO}(\text{g})$	90.37	210.62

- Reaktionsgleichung:

$$\frac{1}{2}\cdot\text{O}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\cdot\text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 1\cdot\text{NO}(\text{g})$$
- $\Delta H_R^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Edukte})$

$$\Delta H_R^0 = (1\cdot \Delta H_f^0(\text{NO},\text{g})) - (\frac{1}{2}\cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2, \text{g}) + \frac{1}{2}\cdot \Delta H_f^0(\text{N}_2,\text{g}))$$

$$\Delta H_R^0 = (90.37) - (\frac{1}{2}\cdot 0 + \frac{1}{2}\cdot 0) = +90.37 \text{ kJ/mol}$$
- $\Delta S_R^0 = S^0(\text{Produkte}) - S^0(\text{Edukte})$

$$\Delta S_R^0 = (1\cdot \Delta H_f^0(\text{NO},\text{g})) - (\frac{1}{2}\cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2, \text{g}) + \frac{1}{2}\cdot \Delta H_f^0(\text{N}_2,\text{g}))$$

$$\Delta S_R^0 = (210.62) - (\frac{1}{2}\cdot 205.03 + \frac{1}{2}\cdot 191.61) = +12.3 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$
- $\Delta G_R^0 = \Delta H_R^0 - T \cdot \Delta S_R^0$

$$\Delta G_R^0(T=298\text{K}) = 90.37 - (298)\cdot 0.0123 = 86.7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G_R^0(T=900\text{K}) = 90.37 - (900)\cdot 0.0123 = 79.3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G_R^0(T=2300\text{K}) = 90.37 - (2300)\cdot 0.0123 = 62.08 \text{ kJ/mol}$$
- mit $dG = -RT \ln K$ folgt: $K = e^{(-dG/R\cdot T)}$, $R=0.008314 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}$

$$\Delta G_R^0(T=298\text{K}) = 86.7 \text{ kJ/mol} \rightarrow K = 6.34\cdot 10^{-16}$$

$$\Delta G_R^0(T=900\text{K}) = 79.3 \text{ kJ/mol} \rightarrow K = 2.5\cdot 10^{-5}$$

$$\Delta G_R^0(T=2300\text{K}) = 62.08 \text{ kJ/mol} \rightarrow K = 0.03$$

Diskussion: Es handelt sich um eine endotherme Reaktion ($\Delta H_R^0 > 0$). Um die Reaktion zu fördern wäre also eine Temperaturerhöhung notwendig. Dies wird durch die Berechnung der Gleichgewichtskonstante K bestätigt: je höher die Temperatur ist, desto grösser wird der K -Wert selbst. Es zeigt sich aber, dass das Gleichgewicht aber auch bei hohen Temperaturen immer noch relativ stark auf der Seite der Edukte liegt, ein Einsatz eines Katalysators bietet sich also an.