

# Aufgaben zur Thermodynamik und Kalorik

Die Energie der Welt ist konstant.

Die Entropie strebt einem Maximum zu.

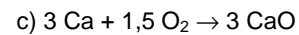
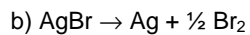
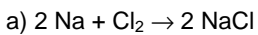
RUDOLF CLAUSIUS (1822-1888), Entdecker des 2. Hauptsatzes der Thermodynamik

## 1. Aufgaben zur Enthalpie und zum Satz von HESS

**Vorbemerkungen:** Alle benötigten Werte für die Bildungsenthalpien sind am Ende dieser Aufgabensammlung aufgeführt. Soweit nicht anders notiert, berechnen Sie die Reaktionsenthalpien für den angegebenen Formelumsatz. Beispiel: In Aufgabe 1.2a ist nach der Reaktionsenthalpie zur Herstellung von  $\underline{2}$  mol NaCl gefragt, da der Koeffizient vor NaCl  $\underline{2}$  beträgt.

**1.1** Einerseits erkennt man endotherme Reaktionen im Reagenzglas häufig daran, dass sich das Reaktionsgemisch abkühlt. Auf der anderen Seite heißt es aber auch, dass bei endothermen Reaktionen Wärme aufgenommen wird. Wie ist es möglich, dass Wärme aufgenommen wird, es aber trotzdem zu einer Abkühlung kommt. Handelt es sich um einen Widerspruch? Müsste bei Aufnahme von Wärme nicht die Temperatur im Reaktionsgemisch steigen? Stellen Sie richtig bzw. erläutern und begründen Sie ausführlich!

**1.2** Geben Sie mit Hilfe der Tabelle Wärmetönung der Reaktionen an. Gehen Sie bei der Angabe vom angegebenen Formelumsatz aus.

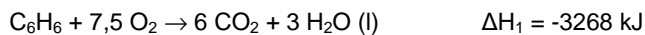


**1.3** 10 g weißer Phosphor ( $\text{P}_4$ ) verbrennen im Sauerstoffstrom zu  $\text{P}_4\text{O}_{10}$

a) Notieren Sie die Reaktionsgleichung und bestimmen Sie mit den Daten der Enthalpietabelle die Verbrennungsenthalpie der Reaktion.

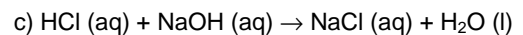
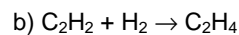
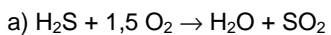
b) Um welche Temperatur können 1500 g  $\text{H}_2\text{O}$  durch die Verbrennung erwärmt werden?  $c_p(\text{H}_2\text{O}) = 4,187 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

**1.4** Berechnen Sie aus folgenden Daten die Bildungsenthalpie  $\Delta_f H^\circ$  von Benzol ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ).



**1.5** Die molaren Standardreaktionsenthalpien für die Hydrierung von Propen beträgt  $\Delta_r H_1 = -124 \text{ kJ/mol}$ , für die Verbrennung von Propan  $\Delta_r H_2 = -2219 \text{ kJ/mol}$  und für die Verbrennung von  $\text{H}_2$   $\Delta_r H_3 = -286 \text{ kJ/mol}$ . Berechnen Sie die molare Standardverbrennungsenthalpie von Propen.

**1.6** Berechnen Sie mithilfe der Standardbildungsenthalpien der beteiligten Stoffe die Reaktionsenthalpie folgender Reaktionen:



**1.7** Stickstoffdioxid besitzt  $\Delta_f H_1^\circ = +33,2 \text{ kJ/mol}$ , Distickstofftetraoxid hingegen  $\Delta_f H_2^\circ = +9,2 \text{ kJ/mol}$ . Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie für die Bildung von 1 mol Distickstofftetraoxid aus dem anderen Oxid.

**1.8** Berechnen Sie die Standardbildungsenthalpie von  $\text{KClO}_3 (\text{s})$  mithilfe von  $\Delta_f H^\circ(\text{KCl})$  und folgender Reaktionsenthalpie:  $2 \text{ KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{ KCl} (\text{s}) + 3 \text{ O}_2 (\text{g})$ ,  $\Delta_r H^\circ = -178,8 \text{ kJ}$

**1.9** Zu berechnen ist die Standardlösungsenthalpie von  $\text{AgBr} (\text{s})$  in Wasser aus der Bildungsenthalpien des Feststoffs und der hydratisierten Ionen.

**1.10 BORN-HABER-Kreisprozess:** Berechnen Sie mit folgenden Angaben die Gitterenthalpie  $\Delta_G H^\circ$  von NaCl. Bindungsenthalpie (die bei der Spaltung benötigte Energie) Cl-Cl:  $\Delta_{\text{Bin}} H = +242 \text{ kJ/mol}$   $\text{Cl}_2$ ; Sublimationsenthalpie Na:  $\Delta_{\text{Sub}} H = +107,32 \text{ kJ/mol}$ . Ionisierungsenergie Na:  $\Delta_{\text{IE}} H = 498,30 \text{ kJ/mol}$ . Elektronenaffinität Cl:  $\Delta_{\text{Ea}} H = -351,20 \text{ kJ/mol}$  Cl-Atome;  $\Delta_f H(\text{NaCl}) = -411,15 \text{ kJ/mol}$

**1.11** Statt gewöhnlichen Verbrennungsmotoren für Benzin, gibt es auch Fahrzeuge die mit Erdgas oder mit Ethanol („Bioethanol“) fahren. Benzin kann hier vereinfachend als n-Nonan, und Erdgas als Methan behandelt werden.

a) Überprüfen Sie, aus welchem dieser drei Kraftstoffarten pro Masse am meisten Verbrennungswärme gewonnen werden kann. Gehen Sie dabei von der Entstehung von flüssigem  $\text{H}_2\text{O}$  aus.

b) Überprüfen Sie, welcher Kraftstoff bezüglich der  $\text{CO}_2$ -Freisetzung pro Verbrennungswärme ökologisch am günstigsten ist.

c) Welche Argumente sind für die tatsächliche Ökobilanz noch von zentraler Bedeutung?

**1.12** Ein Verbrennungskalorimeter besitzt die Wärmekapazität  $C = 71 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ . Es wird mit 250 g  $\text{H}_2\text{O}$  gefüllt ( $c_p = 4,19 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{g}^{-1}$ ). Im Kalorimeter werden 1,00 g Methanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) verbrannt. Berechnen Sie die zu erwartende Temperaturänderung, wenn  $\text{H}_2\text{O}$  bei der Verbrennung gasförmig anfällt.

**1.13** Die molare Standardlösungsenthalpie von Calciumchlorid-Hexahydrat ( $\text{CaCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) beträgt  $-10 \text{ kJ/mol}$ , diejenige von Calciumchlorid  $-70,5 \text{ kJ/mol}$ . Berechnen Sie aus diesen beiden Daten die Reaktionsenthalpie für die Reaktion von  $\text{CaCl}_2$  mit  $\text{H}_2\text{O}$  zu  $\text{CaCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

**1.14** Berechnen Sie die molare Bindungsenthalpie einer H-S-Bindung in H<sub>2</sub>S anhand der Standardbildungsenthalpie von H<sub>2</sub>S und der H-H-Bindungsenthalpie (+436 kJ/mol).

**1.15** Berechnen Sie mithilfe der Bindungsenthalpien die Reaktionsenthalpie für die Addition von Brom an Ethen. Überlegen Sie sich dazu zuerst welche Bindungen bei der Reaktion aufgebrochen und welche neu geknüpft werden. Hierbei ist es hilfreich die Reaktionsgleichung in Strukturformeln zu notieren.  $\Delta H_{\text{Bindung,m}}(\text{Br-Br}) = +193 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_{\text{Bindung,m}}(\text{C-Br}) = +285 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_{\text{Bindung,m}}(\text{C=C}) = +614 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_{\text{Bindung,m}}(\text{C-C}) = +348 \text{ kJ/mol}$

## 2. Aufgaben aus vergangenen Klausuren zur Enthalpie und zum Satz von HESS

**2.1** Am Autokatalysator reagieren die umweltschädlichen Gase Stickstoffoxid (NO) mit Kohlenstoffmonoxid zu Kohlenstoffdioxid und Stickstoff. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die Reaktionsenthalpie für die Entstehung von 100 Liter Stickstoff (Hinweis: Bei den gegebenen Bedingungen nimmt 1 mol Stickstoff das Volumen von 45 L ein).

**2.2** Die für die Spaltung von chemischen Bindungen benötigten Reaktionsenthalpien werden **Bindungsenthalpien** genannt. Für die Spaltung der N≡N-Dreifachbindung zu N-Atomen werden + 945 kJ pro mol N<sub>2</sub> benötigt, für die Spaltung der H-H-Bindung zu H-Atomen werden + 436 kJ pro mol H<sub>2</sub> benötigt. Berechnen Sie aus diesen beiden Angaben und der molaren Standardbildungsenthalpie von Ammoniak (NH<sub>3</sub>) die Bindungsenthalpie pro mol N-H-Bindungen, über das Aufsummieren entsprechender Reaktionsgleichungen.

**2.3** Die molare Verbrennungsenthalpie von n-Heptan (C<sub>7</sub>H<sub>16</sub>) beträgt, wenn H<sub>2</sub>O flüssig anfällt,  $\Delta_c H_m^\circ = -4807 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Die molaren Standardbildungsenthalpien für flüssiges Wasser und von CO<sub>2</sub> können der Abiturtabelle entnommen werden.

- Stellen Sie die drei Reaktionsgleichungen auf, wobei Sie bei der Verbrennung von flüssigem Wasser ausgehen.
- Berechnen Sie die molare Standardbildungsenthalpie von n-Heptan.
- Welche Masse n-Heptan müssten verbrannt werden, um 600 Gramm Wasser von  $\vartheta = 18,3 \text{ }^\circ\text{C}$  auf  $\vartheta = 26,5 \text{ }^\circ\text{C}$  zu erwärmen?
- Verbrennt man die bei c) ermittelte Masse in einem Kalorimeter, das mit 600 g Wasser ( $\vartheta = 18,3 \text{ }^\circ\text{C}$ ) befüllt wurde, stellt man fest, dass die Temperaturänderung trotz genauer Temperaturmessungen deutlich geringer ausfällt. Nennen Sie 2 wichtige Gründe hierfür.

**2.4** In einem Versuch soll die Verbrennungsenthalpie von Diethylether (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O) bestimmt werden. Zur Berechnung der einzusetzenden Stoffportion an Diethylether geht man davon aus, dass die Verbrennungsenthalpie ähnlich groß sein wird, wie die des dazu isomeren 1-Butanol (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O).

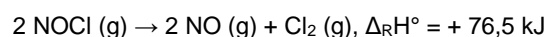
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O in Summenformeln.
- Berechnen Sie welche Masse Diethylether ungefähr einzusetzen ist, damit ca. 800 Gramm Wasser um  $\Delta\vartheta \approx 5 \text{ }^\circ\text{C}$  erwärmt werden. Nutzen Sie hierzu die Verbrennungsenthalpie von 1-Butanol:  $\Delta_c H_m^\circ = -2670 \text{ kJ/mol}$ .
- In einem Vorversuch wurde zuerst die Wärmekapazität des Kalorimeters ermittelt. Sie betrug  $C_K = 426,4 \text{ J/K}$ . Bei der Einwaage von  $m(\text{Diethylether}) = 0,527 \text{ g}$  nahm die Temperatur des mit 810,3 g H<sub>2</sub>O befüllten Kalorimeters bei der Verbrennung von 20,34 °C auf 25,42 °C zu. Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie von Diethylether (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O) in kJ/mol.
- Warum vermeidet man bei der kalorimetrischen Bestimmung von Reaktionsenthalpien höhere Temperaturdifferenzen als  $\Delta\vartheta \approx 5 \text{ }^\circ\text{C}$ , obwohl die Bestimmung größerer Temperaturdifferenzen genauer möglich wäre?

**2.5** Natrium reagiert, wenn man es in Wasser einbringt zu Wasserstoff und Natronlauge (NaOH<sub>aq</sub>). Man kann den Versuch entweder bei konstantem Druck (Variante 1) oder bei konstantem Volumen (Variante 2) durchführen.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
- Beurteilen Sie, bei welcher Variante mehr Wärme an die Umgebung angegeben wird, wenn jeweils die gleiche Stoffmengen eingesetzt werden. Begründen Sie!
- Bei welcher der beiden Varianten, entspricht die abgegebene Wärme der „Reaktionsenthalpie“?
- Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie für die Bildung von 10 Liter Wasserstoffgas bei Normbedingungen. Hinweise:  $\Delta_f H_m^\circ(\text{Na}^+) = -240 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta_f H_m^\circ(\text{OH}^-) = -230 \text{ kJ/mol}$ .

**2.6** Der Satz von HESS kann genutzt werden, um unbekannte Reaktionsenthalpien zu berechnen.

- Beschreiben Sie kurz, was mit dem Hess'schen Wärmesatz gemeint ist.
- Berechnen Sie die molare Standardbildungsenthalpie von Nitrosylchlorid (NOCl) aus der Standardbildungsenthalpie von NO ( $\Delta_f H_m^\circ(\text{NO})$ ) und folgender Reaktionsgleichung:



Formulieren Sie dazu auch die relevanten Reaktionsgleichungen.

- Berechnen Sie die molare Standardbildungsenthalpie von Hydrazin (N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>). Nutzen Sie dazu beliebige Bildungsenthalpien aus der Abiturtabelle. Die Verbrennung von Hydrazin zu Stickstoff und flüssigem Wasser liefert 622 kJ pro mol Hydrazin.

### 3. Entropie

Das überwältigende Bestreben nach Unordnung bedeutet nicht, dass sich geordnete Strukturen wie Sterne und Planeten oder geordnete Lebensformen wie Pflanzen und Tiere nicht bilden können. Sie können. Und sie tun es offensichtlich. Der Zweite Hauptsatz der Thermodynamik besagt, dass bei der Hervorbringung von Ordnung eine mehr als gleichwertige Erzeugung von Unordnung erfolgt. Die Entropiebilanz ist noch immer in der Gewinnzone, selbst wenn einige Bestandteile ein höheres Maß an Ordnung annehmen

BRIAN GREEN in „Der Stoff aus dem der Kosmos ist“

**3.1** Schätzen Sie, nach Aufstellen der Reaktionsgleichung und bevor Sie einen Blick in die Entropietabelle werfen, ob sich die Standardreaktionsentropie vergrößert, verkleinert oder ungefähr gleich bleibt. Berechnen Sie anschließend die Standardreaktionsentropie mithilfe der Tabelle aus dem Abitur.

- a) Hydrierung von 1 mol Kohlenstoffmonoxid zu Methanol  
b) Verbrennung von 0,25 g Kristallzucker ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ), wobei das Wasser flüssig anfallen soll  $\Delta_r S_m^\circ(C_{12}H_{22}O_{11}) = 360 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$   
c) Bildung von 5 g Natriumchlorid aus den Elementen.  
d) Bildung von 1 mol  $NH_3$  aus den Elementen  
e) Lösen von 1 mol Natriumchlorid in Wasser.

**3.2** Begründen Sie kurz (ohne Rechnung), wie sich die Reaktionsentropie des Systems und die Gesamtentropie (System + Umgebung) bei folgenden Prozessen verändert.

- a) Lösen eines Feststoffs in einem Lösungsmittel  
b) Sublimieren von Iod.  
c) Abkühlen von Wasser (von  $50^\circ\text{C}$  auf z.B.  $10^\circ\text{C}$ )

**3.3** Schätzen Sie ab, ob die Entropie bei folgenden Reaktionen zu- oder abnimmt. Berechnen Sie dann die molaren Standardreaktionsentropien bei 298 K für folgende Reaktionen

- a)  $Hg(l) + Cl_2(g) \rightarrow HgCl_2(s)$   
b) Verbrennung von Graphit zu Kohlenstoffmonoxid  
c) Lösen von NaCl in Wasser  
d) Verbrennung von  $C_{12}H_{22}O_{11}$  (Rohrzucker)

**3.4** Warum nimmt die Entropie eines Stoffs bei Temperaturerhöhung allgemein zu? Warum kommt es dabei zur sprunghaften Zunahme bei Änderung des Aggregatzustandes?

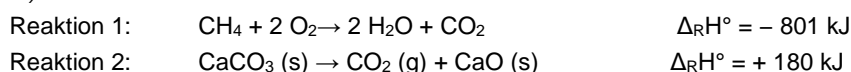
### 4. Aufgaben zur GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung und übergreifende Aufgaben (einige davon sind vergangene Klausuraufgaben)

**4.1** In einem Lehrbuch steht: „Bei niedriger Temperatur ist für die Freiwilligkeit eines chemischen Vorgangs eher der exotherme Charakter einer Reaktion entscheidend. Bei hohen Temperaturen ist die Änderung der Entropie entscheidender als die Wärmetönung.“. Erklären Sie diesen Sachverhalt anhand einer geeigneten Formel.

**4.2** Schwefelwasserstoff ( $H_2S$ ) reagiert zusammen mit Stickstoff zu Ammoniak ( $NH_3$ ) und Schwefel.

- a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die Standardreaktionsenthalpie, die Standardreaktionsentropie und die Freie Enthalpie (Gibbs-Energie) anhand der Daten aus der Abiturtabelle.  
b) Berechnen Sie die Wärmetönung  $\Delta_r H$ , wenn 2 g  $H_2S$  abreagieren..  
c) Welches Volumen  $NH_3$  wird gebildet, wenn 2 g  $H_2S$  abreagieren? Hinweis: Bei den gegebenen Bedingungen nimmt 1 mol eines Gases 22,4 L ein ( $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$ ).

**4.3** Methan dient als Heizgas bei der großtechnischen Synthese von gebranntem Kalk ( $CaO$ ) aus Kalkstein ( $CaCO_3$ ). Hierbei wird in einem großen Ofen  $CaCO_3$  auf ca.  $950^\circ\text{C}$  erhitzt. Insgesamt laufen also folgende Reaktionen ab. (ähnlich Abituraufgabe 2005/2006)



- a) Berechnen Sie aus den beiden Reaktionsenthalpien, welche Stoffmenge an Kalkstein durch Verbrennung von 1 mol Methan gebrannt werden kann.  
b) Begründen Sie bei der *Reaktion 2*, welches Vorzeichen die dazugehörige Standardreaktionsentropie hat (ohne Berechnung).  
c) Die Reaktion 2 verläuft bei  $950^\circ\text{C}$  exergonisch. Begründen Sie, wie sich eine Temperatursenkung auf die freie Reaktionsenthalpie (Gibbs-Energie) auswirkt (keine genaue Berechnung notwendig).

**4.4.** Distickstofftetraoxid zerfällt in Stickstoffdioxid, wobei die Reaktionsentropie  $+4,8 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$  beträgt. Berechnen Sie die GIBBS-Energie  $\Delta G$  der Reaktion bei  $T = 25^\circ\text{C}$ .

4.5 Die Standardbildungsentropie von Eisen(III)-oxid verläuft unter Abnahme der Entropie um  $272 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ . Handelt es sich bei  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  um eine freiwillige Reaktion?

4.6 Chlorwasserstoff verbrennt im Sauerstoffstrom zu Chlor und Wasser (g). Bestimmen Sie die freie Standardreaktionsenthalpie anhand des Datenmaterials unten.

4.7 Leitet man Wasserdampf über glühende Kohle, so entsteht Kohlenstoffmonoxid und Wasserstoff. Notieren Sie die Reaktionsgleichung und berechnen Sie die freie Reaktionsenthalpie pro Formelumsatz.

4.8 Silberoxid ( $\text{Ag}_2\text{O}$ ) kann in die Elemente zerfallen.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung und berechnen Sie die molare *freie Standardreaktionsenthalpie* (GIBBS-Reaktionsenergie,  $\Delta_R G^\circ_m$ )
- In welchem Temperaturbereich verläuft die Reaktion exergonisch? Begründen Sie durch eine Rechnung.

Lösungen unter [www.laborberufe.de](http://www.laborberufe.de)

Tabelle der für diese Aufgaben benötigten molaren Standardbildungsenthalpien [kJ/mol] und der molaren Standardentropien (J/K\* $\text{mol}$ ). Die Werte aus der Abiturtabelle sind die ohne Nachkommastelle, diejenigen mit Nachkommastellen wurden aus anderen Quellen ergänzt.  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $p = 101300 \text{ Pa}$

anorganische Verbindungen			organische Verbindungen		
	$\Delta_f H^\circ_m$ (kJ/mol)	$S^\circ_m$ (J/mol*K)		$\Delta_f H^\circ_m$ (kJ/mol)	$S^\circ_m$ (J/mol*K)
$\text{Ag}^+$ (aq)	105,58		<b>Kohlenwasserstoffe (z.T. halogeniert)</b>		
$\text{AgBr}$ (s)	- 100		Methan (g)	- 75	
$\text{Br}^-$ (aq)	- 121		Ethan (g)	- 85	
C (s) (Graphit)	0	+6	1,2 Dibromethan (l)	-81	+223
CO (g)	- 111	+198	Propan (g)	- 104	
$\text{CO}_2$ (g)	- 393	+ 214	n-Butan (g)	-125	
CaO (s)	- 635		iso-Butan (g)	- 131,5	
$\text{Cl}^-$ (aq)	- 168	+55	n-Nonan (l)	- 274,7	
$\text{Cl}_2$ (g)	0	+223	Ethen (g)	52,5	
$\text{Fe}_2\text{O}_3$ (s)	-824	+87	Ethin (g)	227	
$\text{H}_2$ (g)	0	+131	<b>Sauerstoffhaltige organische Verbindungen</b>		
$\text{H}_2\text{O}$ (g)	- 242	+189	Methanol	- 239	+127
$\text{H}_2\text{O}$ (l)	- 285	+70	Ethanol (l)	- 278	
$\text{H}_2\text{O}_2$ (g)	- 136,0		Benzol (l)	49	
$\text{H}_2\text{S}$ (g)	- 21		$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (Rohrzucker)	-2222	+360,2
HCl (g)	- 92	+187			
HCl (aq)	- 167,16				
Hg (l)	0	+76,02			
$\text{HgCl}_2$ (s)	-224,3	+146,0			
KCl (s)	- 436				
$\text{NH}_3$ (g)	- 46				
NO (g)	+ 90				
$\text{NO}_2$ (g)	+33	+240			
$\text{N}_2\text{O}_4$ (g)	+9,16	+304,29			
$\text{Na}^+$ (aq)	-240	+60			
NaCl (s)	- 411	+72			
$\text{O}_2$ (g)	0	+205			
$\text{OH}^-$ (aq)	- 230,0				
$\text{P}_4\text{O}_{10}$ (s)	- 2984				
$\text{SO}_2$ (g)	- 297				

Musterlösungen unter [www.laborberufe.de](http://www.laborberufe.de)

## Lösungen – ohne Gewähr

Bitte informieren Sie mich per e-Mail ([info@laborberufe.de](mailto:info@laborberufe.de)), wenn Sie Fehler in den Lösungen finden oder Ihnen etwas unverständlich erscheint. Ich korrigiere das dann umgehend. Ihre Mitschüler werden Ihnen dankbar sein! Die Lösungen sind aus didaktischen Gründen häufig viel ausführlicher als z.B. in der Klassenarbeit erwartet.

### 1.1

Zu einem Wärmefluss zwischen zwei Räumen (z.B. System und Umgebung) kommt es immer dann, wenn die Temperatur in diesen Räumen nicht identisch ist. Es fließt immer Wärme vom Raum mit der höheren Temperatur zum Raum mit der niedrigeren Temperatur.

**Merke: Bei allen endothermen Reaktionen benötigen die Reaktionspartner Energie in Form von Wärme, ohne dass es zu einer Temperaturerhöhung kommt. Die Reaktionswärme entziehen sie den Reaktionspartnern selbst oder der Umgebung.**

**Beispiel 1 - spontane endotherme Reaktion:** Löst man bei einer Raumtemperatur (25°C) etwas Ammoniumchlorid in einem Reagenzglas mit etwas Wasser (auch 25 °C), so kann man feststellen, dass die Lösung deutlich kälter ist, als das zugegebene Wasser. Zum Lösen, hat also Ammoniumchlorid dem Wasser selbst erst mal Wärme entzogen. Die Lösung im Reagenzglas hat jetzt zwischenzeitlich eine tiefere Temperatur als die Umgebung. Nun kommt es zum Wärmefluss vom Ort der höheren Temperatur (der Umgebung) in das Reagenzglas (dem System) hinein, bis die Temperatur auch im System wieder 25 °C erreicht. Insgesamt ist bei der Reaktion Wärme aus der Umgebung aufgenommen worden – auch wenn die Temperatur des Endprodukts wieder 25 °C beträgt.  $\text{NH}_4\text{Cl (s, 25 °C)} + \text{Wärme} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl (aq, 25 °C)}$ .

Würde man den Versuch in einem thermisch isolierten Gefäß ablaufen lassen, so würde das Lösen des Salzes zu einer bleibenden Abkühlung des Stoffgemisches führen.

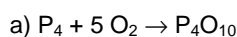
**Beispiel 2 – erzwungene endotherme Reaktion:** Erhitzt man Stickstoff und Sauerstoff in einem Reagenzglas, so kann es zu Stickstoffoxid reagieren:  $\text{N}_2 + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$ . Damit es zur Reaktion kommt, muss Wärme aus der Umgebung aufgenommen werden. Die zugeführte Wärme dient der Reaktion der Stoffe selbst. Die Reaktionswärme führt also nicht zu einem Temperaturanstieg! Auch wenn Ausgangsstoffe und Endprodukte (wieder) bei 25 °C vorliegen, ist Wärme aufgenommen worden. Pro mol  $\text{NO}_2$  werden 33 kJ Wärme aufgenommen.  $\text{N}_2 (25 °C) + 2 \text{O}_2 (25 °C) + \text{Wärme} \rightarrow 2 \text{NO}_2 (25 °C)$ . Hinweis: Dass es zwischenzeitlich durch Erhitzen des Reagenzglases zu einem Temperaturanstieg kommen kann, hängt damit zusammen, dass man mit dem Gasbrenner die zugeführte Wärme nicht genau dosieren kann. Dieser Wärmeüberschuss führt zur zwischenzeitlichen Temperaturerhöhung, es handelt sich nicht um die Reaktionswärme. Sie wird nach Reaktionsende nach und nach wieder an die Umgebung abgegeben.

### 1.2

Die Angaben beziehen sich immer auf den Formelumsatz. Die Koeffizienten stehen für die gebildeten oder verbrauchten Stoffmengen.

- Es handelt sich um eine Standardbildungsenthalpie. Der Wert kann direkt aus der Tabelle abgelesen werden:  $\Delta_f H^\circ = 2 \cdot \Delta_f H^\circ(\text{NaCl}) = 2 \cdot -411 \text{ kJ} = -822 \text{ kJ}$ . Bei der Bildung von 2 mol NaCl aus den Elementen werden 822 kJ Wärme abgegeben.
- $-\Delta_f H^\circ(\text{AgBr}) = +100 \text{ kJ}$ . Bei der Spaltung von 1 mol AgBr wird 100 kJ Wärme benötigt.
- $3 \cdot \Delta_f H^\circ = 3 \cdot -635 \text{ kJ} = 1905 \text{ kJ}$ . Bei der Bildung von 3 mol CaO aus den Elementen werden 1905 kJ Wärme abgegeben ( $\Delta_f H^\circ = -1905 \text{ kJ}$ )

### 1.3



Bestimmung der Verbrennungsenthalpie:

$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) \Rightarrow \Delta_r H^\circ = -2984 \text{ kJ} - (0 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}) = -2984 \text{ kJ}$$

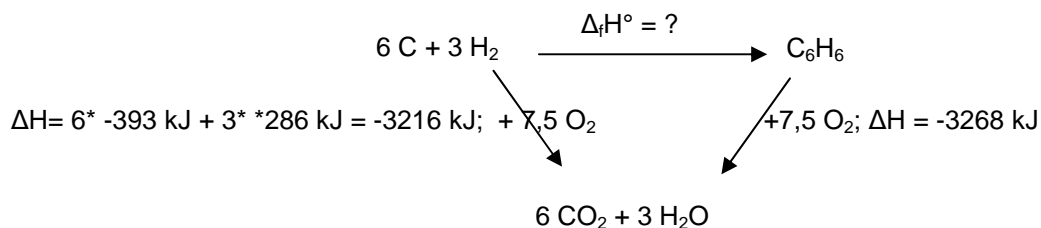
Pro mol  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  werden also 2984 kJ Wärme frei:  $\Delta_r H_m^\circ = -2984 \text{ kJ/mol}$

Bestimmung der Reaktionswärme von 10 g  $P_4O_{10}$ :  $n(P_4) = \frac{m(P_4)}{M(P_4)} = \frac{10g}{123,90 \frac{g}{mol}} \approx 0,0807134 mol$

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_r H_m^\circ \cdot n = -2984 \frac{kJ}{mol} \cdot 0,0807135 mol \approx -240,8 kJ$$

b)  $Q = c_p \cdot \Delta \vartheta \cdot m \Rightarrow \Delta \vartheta = \frac{Q}{c_p \cdot m} \Rightarrow \Delta \vartheta = \frac{240800 J}{4,187 \frac{J}{g \cdot K} \cdot 1500 g} \approx 38^\circ C$

1.4

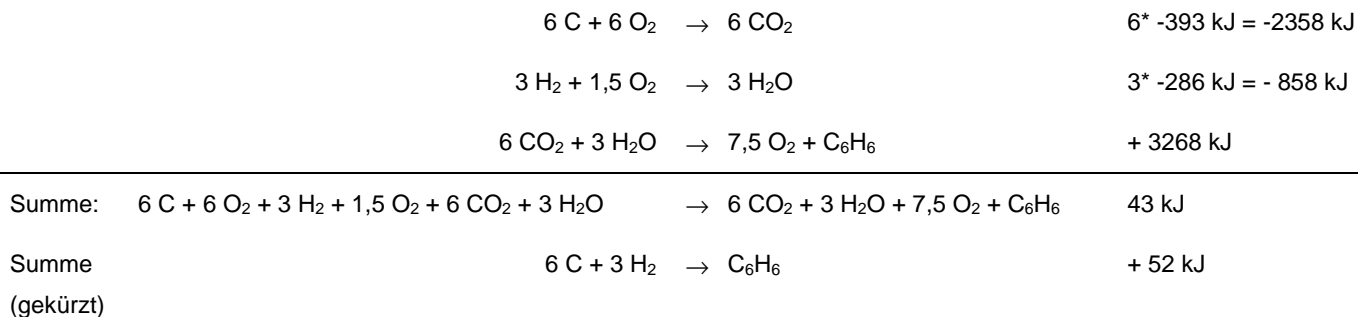


Der Vergleich der beiden Reaktionsenthalpien (-3216 kJ und -3268 kJ) zeigt, dass bei der Verbrennung zu  $CO_2$  und  $H_2O$  bei Benzol mehr Energie frei wird als bei der Verbrennung von  $6C + 3H_2$ . Dies bedeutet, dass Benzol energiereicher sein muss als  $6C + 3H_2$ . Folglich ist es eine endotherme Verbindung und bekommt besitzt eine positive Standardbildungsenthalpie. Sie entspricht der Differenz beider Reaktionsenthalpien.

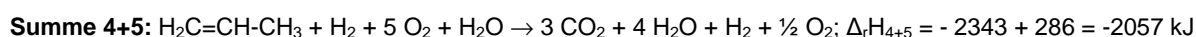
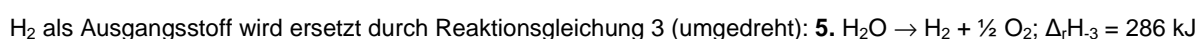
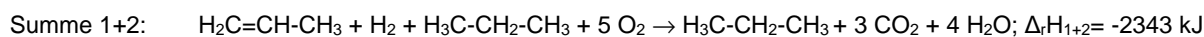
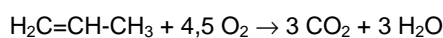
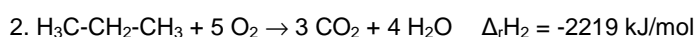
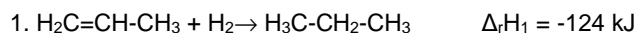
$$\Delta_f H^\circ = -3216 kJ - (-3268 kJ) = + 52 kJ$$

#### ALTERNATIVER LÖSUNGSWEG

Die Reaktionen werden so kombiniert, dass die Summe der Reaktionsgleichungen die gewünschte Reaktion ergeben:  $3 H_2 + 6 C \rightarrow C_6H_6$ . Dabei können die Teilreaktionen in beide Richtungen ablaufen, was mit einem Vorzeichenwechsel der entsprechenden Enthalpie verbunden ist.



1.5



**Summe 4+5 (gekürzt):**  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 + 4,5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O}$ ;  $\Delta_r H_{4+5} = -2343 + 286 = -2057 \text{ kJ}$

Dies entspricht der Standardverbrennungsenthalpie von Propen. Literaturwert (Atkins: -2058 kJ/mol)

1.6

**Kurze Berechnung mithilfe der Formel:**  $\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte})$

a)  $\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = [(-297 \text{ kJ}) + (-285 \text{ kJ})] - [(-21 \text{ kJ})] = -561 \text{ kJ}$

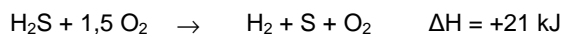
b)  $\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = [(+52 \text{ kJ})] - [(+227 \text{ kJ})] = -175 \text{ kJ}$

c)  $\Delta_r H^\circ = [(-240 \text{ kJ}) + (-168 \text{ kJ}) + (-285 \text{ kJ})] - [(-168 \text{ kJ}) + (-240 \text{ kJ}) + (-229,99 \text{ kJ})] \approx -55 \text{ kJ}$

**ALTERNATIVE: Ausführliche Berechnung durch Zerlegung der Reaktionsgleichung**

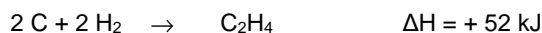
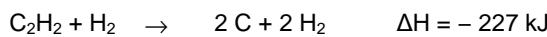
Die Ausgangsstoffe lassen sich formal in die Elemente zerlegen (sofern es sich nicht schon um Elemente handelt), wobei jeweils die Standardbildungsenthalpie mit umgekehrtem Vorzeichen benötigt/frei wird. Anschließend lassen sich die Endprodukte aus den Elementen formal synthetisieren, wobei jeweils die Standardbildungsenthalpien frei werden.

**a)  $\text{H}_2\text{S} + 1,5 \text{ O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$**



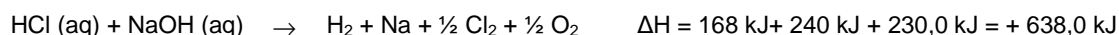
**Summe (gekürzt):**  $\text{H}_2\text{S} + 1,5 \text{ O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \quad \Delta H = +21 \text{ kJ} + (-582 \text{ kJ}) = -561 \text{ kJ}$

**b)  $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4$**



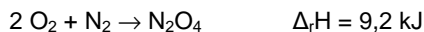
**Summe (gekürzt):**  $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \quad \Delta H = -227 \text{ kJ} + 52 \text{ kJ} = -175 \text{ kJ}$

**c)  $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$**



**$\Sigma$**   $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = +638,0 \text{ kJ} + (-693 \text{ kJ}) \approx -55 \text{ kJ}$

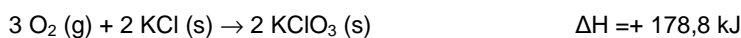
1.7



Summe:  $2 \text{ NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 \quad \Delta_r H = -57,2 \text{ kJ}$

Es handelt sich um die Bindungsenthalpie der Bindung zwischen den beiden N-N-Atomen:  $\text{O}_2\text{N}-\text{NO}_2$ .

1.8



Summe:  $3 \text{ O}_2(\text{g}) + 2 \text{ K}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{ KCl}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ KCl}(\text{s}) + 2 \text{ KClO}_3(\text{s})$

Summe (gekürzt):  $3 \text{ O}_2(\text{g}) + 2 \text{ K}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ KClO}_3(\text{s}) \quad \Delta H = -693,2 \text{ kJ}$

Molare Bildungsenthalpie  $\text{KClO}_3$ :  $\Delta H/2 = \Delta_f H^\circ = -346,6 \text{ kJ/mol (!)}$  (wegen Koeffizienten 2)

1.9

gesucht:	AgBr (s)	→ Ag <sup>+</sup> (aq) + Br <sup>-</sup> (aq)	ΔH = ?
1.	AgBr (s)	→ Ag (s) + ½ Br <sub>2</sub> (l)	Δ <sub>r</sub> H = + 100 kJ
2.	Ag (s)	→ Ag <sup>+</sup> (aq)	Δ <sub>r</sub> H = + 105,58 kJ
3.	½ Br <sub>2</sub> (l)	→ Br <sup>-</sup> (aq)	Δ <sub>r</sub> H = - 121 kJ
1.+2.+3.	AgBr (s) + Ag (s) + ½ Br <sub>2</sub> (l)	→ Ag (s) + ½ Br <sub>2</sub> (l) + Ag <sup>+</sup> (aq) + Br <sup>-</sup> (aq)	
1.+2.+3. (gekürzt)	AgBr (s)	→ Ag <sup>+</sup> (aq) + Br <sup>-</sup> (aq)	Δ <sub>r</sub> H ≈ + 84,6 kJ

**Standardlösungsenthalpie: Δ<sub>L</sub>H° ≈ + 84,6 kJ/mol** Literaturwert (Atkins): + 84,4 kJ/mol

1.10

½ Cl <sub>2</sub> (g)	→ Cl (g)	Δ <sub>r</sub> H = + 121 kJ	Dies sind die Teilschritte zur Herstellung von Ionen in der Gasphase ausgehend von den Elementen.
Cl (g) + e <sup>-</sup>	→ Cl <sup>-</sup>	Δ <sub>r</sub> H = - 351,20 kJ	
Na (s)	→ Na (g)	Δ <sub>Sub</sub> H = + 107,32 kJ	
Na (g)	→ Na <sup>+</sup> (g) + 1 e <sup>-</sup>	Δ <sub>IE</sub> H = + 498,30 kJ	

**Summe(gekürzt): Na (s) + ½ Cl<sub>2</sub> (g) → Cl<sup>-</sup> (g) + Na<sup>+</sup> (g) Δ<sub>r</sub>H = 375,42 kJ**

weiterhin gilt: NaCl (s) → Na (s) + ½ Cl<sub>2</sub> (g) Δ<sub>r</sub>H = 411,15 kJ

**Summe** Na (s) + ½ Cl<sub>2</sub> (g) + NaCl (s) → Na (s) + ½ Cl<sub>2</sub> (g) + Cl<sup>-</sup> (g) + Na<sup>+</sup> (g)

**Summe (gekürzt):** NaCl (s) → Cl<sup>-</sup> (g) + Na<sup>+</sup> (g) Δ<sub>r</sub>H = +375,42+411,15 kJ = 786,57 kJ

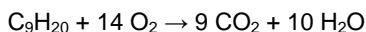
Die Gitterenthalpie bezeichnet den umgekehrten Vorgang, also die Bildung des Ionengitters aus Ionen der Gasphase: **Δ<sub>G</sub>H ≈ - 787 kJ/mol** Literaturwert (Atkins): Δ<sub>G</sub>H° = - 787 kJ/mol

1.11

**Es wird bei den folgenden Berechnungen davon ausgegangen, dass H<sub>2</sub>O flüssig anfällt.**

a) Erst werden die Verbrennungsenthalpien der drei Kraftstoffe ermittelt. Anschließend wird die pro Gramm freigesetzte Wärme mit dem Dreisatz berechnet.

Benzin (n-Nonan):

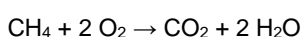


$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = [(9 \cdot -393 \text{ kJ}) + (10 \cdot -285 \text{ kJ})] - [(-274,7 \text{ kJ})] = -6112,3 \text{ kJ}$$

Bei der Verbrennung von 1 mol „Benzin“ werden 6112,3 kJ frei (Δ<sub>verbr.</sub>H = - 6112,3 kJ). 1 mol ≙ 128,2551 g

Dreisatz:	128,2551 g	≙	- 6112,3 kJ
	1 g	≙	x
			=> x ≈ - 47,7 kJ

Erdgas (CH<sub>4</sub>)



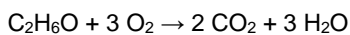
$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = [(-393 \text{ kJ}) + (2 \cdot -285 \text{ kJ})] - [(-75 \text{ kJ})] = -888 \text{ kJ}$$

Bei der Verbrennung von 1 mol Erdgas werden 888 kJ frei (Δ<sub>verbr.</sub>H = - 888 kJ). 1 mol ≙ 16,04246 g

Dreisatz:	16,04246 g	≙	- 888 kJ
	1 g	≙	x
			=> x ≈ - 55,4 kJ



### Bioethanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O)



$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = [(2 \cdot -393 \text{ kJ}) + (3 \cdot -285 \text{ kJ})] - [(-278 \text{ kJ})] = -1363 \text{ kJ}$$

Bei der Verbrennung von 1 mol Bioethanol werden 1363 kJ frei ( $\Delta_{\text{verbr. H}} = -1363 \text{ kJ}$ ) . 1 mol  $\hat{=}$  46,06844 g

$$\begin{array}{lclcl} \text{Dreisatz:} & 46,06844 \text{ g} & \hat{=} & -1363 \text{ kJ} & \\ & 1 \text{ g} & \hat{=} & x & \Rightarrow x \approx -29,6 \text{ kJ} \end{array}$$

**Bezogen auf die Masse liefert Methan also am meisten Verbrennungswärme.**

b) Es muss überprüft werden, welcher der drei Heizstoffe pro kJ die kleinste Stoffmenge CO<sub>2</sub> bildet:

### Benzin (n-Nonan)

Bei der Verbrennung von 1 mol „Benzin“ werden 6112,3 kJ frei (siehe Teilaufgabe a)

$$\begin{array}{lclcl} \text{Dreisatz:} & 1 \text{ mol} & \hat{=} & 6112,3 \text{ kJ} & \\ & x & \hat{=} & 1 \text{ kJ} & \Rightarrow x \approx 0,000163605 \text{ mol C}_9\text{H}_{20} \end{array}$$

Aus dem Koeffizientenverhältnis aus der Verbrennungsgleichung (C<sub>9</sub>H<sub>20</sub> + 14 O<sub>2</sub> → 9 CO<sub>2</sub> + 10 H<sub>2</sub>O) kann man erkennen, dass die neunfache Stoffmenge CO<sub>2</sub> entsteht:  $\Rightarrow n(\text{CO}_2) \approx 0,00147 \text{ mol CO}_2 \text{ pro kJ Wärme.}$

### Erdgas (CH<sub>4</sub>)

Bei der Verbrennung von 1 mol Erdgas werden 888 kJ frei (siehe Teilaufgabe a)

$$\begin{array}{lclcl} \text{Dreisatz:} & 1 \text{ mol} & \hat{=} & 888 \text{ kJ} & \\ & x & \hat{=} & 1 \text{ kJ} & \Rightarrow x \approx 0,001126 \text{ mol CH}_4 \end{array}$$

Aus dem Koeffizientenverhältnis aus der Verbrennungsgleichung (CH<sub>4</sub> + 2 O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O) kann man erkennen, dass die gleiche Stoffmenge CO<sub>2</sub> entsteht:  $\Rightarrow n(\text{CO}_2) \approx 0,001126 \text{ mol CO}_2 \text{ pro kJ Wärme.}$

### Bioethanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O)

Bei der Verbrennung von 1 mol C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> werden 1363 kJ frei (siehe Teilaufgabe a)

$$\begin{array}{lclcl} \text{Dreisatz:} & 1 \text{ mol} & \hat{=} & 1363 \text{ kJ} & \\ & x & \hat{=} & 1 \text{ kJ} & \Rightarrow x \approx 0,000733 \text{ mol CH}_4 \end{array}$$

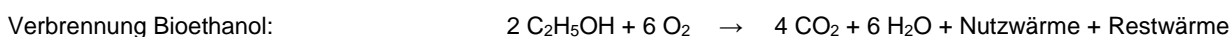
Aus dem Koeffizientenverhältnis aus der Verbrennungsgleichung (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O + 3 O<sub>2</sub> → 2 CO<sub>2</sub> + 3 H<sub>2</sub>O) kann man erkennen, dass die doppelte Stoffmenge CO<sub>2</sub> entsteht:  $\Rightarrow n(\text{CO}_2) \approx 0,00146 \text{ mol CO}_2 \text{ pro kJ Wärme.}$

**Bezogen auf die freigesetzte Wärme wird bei Erdgas die geringste Stoffmenge des klimaschädlichen CO<sub>2</sub> frei, wenn man Effekte die z.B. größerer Bedarf an Düngemittel zur Biomassenproduktion ausblendet (siehe auch unten).**

c) Ob nun Bioethanol ein umweltfreundlicherer Brennstoff als Methan ist, darüber streiten sich die Experten und Laien (z.B. Politiker).

Methan wird aus den Tiefen der Erde geholt um an der Erdoberfläche durch uns Menschen verbrannt zu werden. So wird neues CO<sub>2</sub> in die Atmosphäre eingebracht. Bioethanol hingegen wird aus Pflanzenmaterial (hauptsächlich Cellulose) gewonnen. Die Pflanze gewinnt das Pflanzenmaterial selbst durch die Fotosynthese. Dabei wird CO<sub>2</sub> aus der Luft mithilfe von Sonnenenergie und Wasser in energiereiche organische Substanzen umgewandelt. Verbrennt man die Fotosyntheseprodukte (Cellulose, Holz) oder auch deren Folgeprodukte (z.B. Bioethanol), so entsteht zwar auch CO<sub>2</sub>. Die Pflanze musste jedoch zur Bildung des Pflanzenmaterials erstmal CO<sub>2</sub> aus der Luft entziehen. Es handelt sich also um einen nachwachsenden Rohstoff.

Geht man beim Pflanzenmaterial von Glucose ( $C_6H_{12}O_6$  aus, so kann man schreiben:



---

**SUMME (gekürzt!) Sonnenlicht  $\rightarrow$  Nutzwärme + Restwärme**

Letzten Endes wird indirekt Energie des Sonnenlichts genutzt, wenn Bioethanol (oder auch alle anderen nachwachsenden Rohstoffe) als Kraftstoff verwendet wird. Es entsteht auch hier Restwärme, wenn man aber nur nachwachsende Rohstoffe verwendet, so ist die  $CO_2$ -Bilanz neutral!

**Bioethanol – eine Schnapsidee?** Gegner argumentieren: Zur Erzeugung von Bioethanol werden weltweit immer größere Mengen wertvollen Ackerlands genutzt. So kann es in weniger entwickelten Ländern auch vorkommen, dass zur Bioethanolproduktion ein großer Anteil der Anbauflächen genutzt wird und auf der anderen Seite die ortsansässige Bevölkerung mangels Anbau von Getreide, Hülsenfrüchten etc. hungert. Weiterhin werden zur Zeit die Pflanzen die zur Bioethanol-Produktion genutzt werden, intensiv gedüngt. Zur Herstellung von Dünger wird aber sehr viel Energie benötigt, so dass die Klimabilanz sogar ungünstiger als bei konventionellem Kraftstoff anfallen kann, insbesondere weil bei der intensiven Düngung auch große Mengen  $N_2O$  entstehen das bezüglich des Treibhauseffekts pro Molekül wesentlich schädlicher ist.

Wie die ökologische Gesamtbeurteilung ausfällt, hängt also wesentlich davon ab, wie die benötigte Biomasse gewonnen wird. Handelt es sich z.B. um Abfall-Biomasse die sowieso anfällt (z.B. Blattwerk der Futtermaispflanze) so ist die Ökobilanz eher positiv.

**Fazit: Nachwachsende Energieträger sind fossilen Energieträgern ökologisch überlegen.**

1.12

#### a) Herleitung einer Formel für die Erwärmung des Wassers des Kalorimeters:

Die durch die Reaktion abgegebene Wärme entspricht der Summe der durch das Wasser und das Kalorimeter aufgenommene Wärme:

$$Q_{\text{Reaktion}} = Q_{\text{Wasser}} + Q_{\text{Kalori}} \quad (1)$$

(2) Die Reaktionswärme entspricht dem Betrag der Reaktionsenthalpie  $|\Delta_r H|$ .

$$(3) Q_{\text{Wasser}} = c_{\text{Wasser}} \cdot m_{\text{Wasser}} \cdot \Delta\vartheta$$

$$(4) Q_{\text{Kalori}} = c_{\text{Kalori}} \cdot m_{\text{Kalori}} \cdot \Delta\vartheta$$

Einsetzen von (2), (3) und (4) in (1) =>

$$|\Delta_r H| = c_{\text{Wasser}} \cdot m_{\text{Wasser}} \cdot \Delta\vartheta + c_{\text{Kalori}} \cdot m_{\text{Kalori}} \cdot \Delta\vartheta$$

$$\Rightarrow |\Delta_r H| = [c_{\text{Wasser}} \cdot m_{\text{Wasser}} + c_{\text{Kalori}} \cdot m_{\text{Kalori}}] \cdot \Delta\vartheta$$

$$\Rightarrow |\Delta_r H| = [c_{\text{Wasser}} \cdot m_{\text{Wasser}} + c_{\text{Kalori}}] \cdot \Delta\vartheta$$

Berechnung von  $\Delta_r H$

#### b) Berechnung der molaren Reaktionsenthalpie: $CH_4O + 1,5 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$

$$\Delta_r H = \sum \Delta_f H(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H(\text{Edukte}) = [(-393kJ) + (2 \cdot -242kJ)] - [(-239kJ)] = -638kJ$$

$$\Rightarrow \Delta_r H_m^\circ(CH_4O) = -638 \frac{kJ}{mol}$$

b) Berechnung der Reaktionsenthalpie bei der hier eingesetzten Stoffportion:

$$n(\text{CH}_4\text{O}) = \frac{m(\text{CH}_4\text{O})}{M(\text{CH}_4\text{O})} = \frac{1,00\text{g}}{30,026 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0333\text{mol}$$

Dreisatz: 1 mol  $\triangleq$  - 638 kJ (molare Verbrennungsenthalpie bei gasförmigem H<sub>2</sub>O (g))

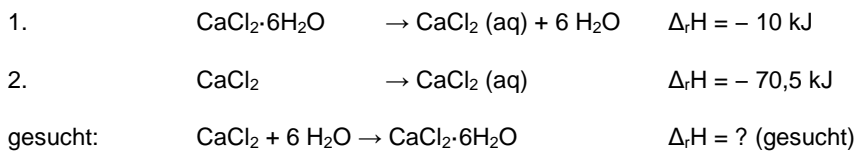
$$0,0333 \text{ mol} \triangleq x \Rightarrow x \approx - 21,25 \text{ kJ} \Rightarrow |\Delta_r H| = 21250 \text{ J}$$

### c) Einsetzen in die Formel aus a)

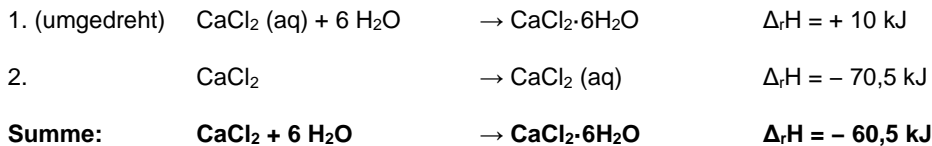
$$|\Delta_r H| = [C_{\text{Wasser}} \cdot m_{\text{Wasser}} + C_{\text{Kalori}}] \cdot \Delta\vartheta \Rightarrow 21250 \text{ J} = [4,19 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 250 \text{ g} + 71 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot \Delta\vartheta \Rightarrow \Delta\vartheta \approx 19\text{K}$$

Das Wasser erwärmt sich um ca. 19 K.

1.13

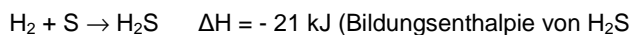
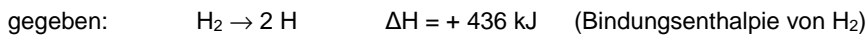


Die gesuchte Reaktionsgleichung lässt sich als Summe von 1 + 2 darstellen, wobei 1 aber vorher umgedreht werden muss:



1.14

Die Bindungsenthalpie gibt die zur Spaltung einer chemischen Bindung erforderlichen Energie an. Wie bei allen Enthalpieänderungen handelt es sich um die mit der Umgebung ausgetauschte Wärme bei konstantem Druck.



	Reaktion	Reaktionsenthalpie pro Formelumsatz
	H <sub>2</sub> S → H <sub>2</sub> + S	+ 21 kJ
	H <sub>2</sub> → 2 H	+436 kJ
<b>Summe:</b>	H <sub>2</sub> S + H <sub>2</sub> → H <sub>2</sub> + S + 2 H	+ 457 kJ
<b>Summe (gekürzt)</b>	H <sub>2</sub> S → 2 H + S	+457 kJ

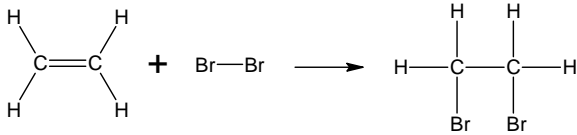
Wenn 2 mol (!) H-S-Bindungen gespalten werden (Molekülbau: H-S-H, d.h. es kommen 2 HS-Bindungen vor), werden + 457 kJ Wärme mit der Umgebung ausgetauscht.

$$\Delta H^\circ_m = 457 \text{ kJ}/2 \text{ mol} = \underline{\underline{228,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}}$$

1.15

Berechnen Sie mithilfe der Bindungsenthalpien die Reaktionsenthalpie für die Addition von Brom an Ethen. Überlegen Sie sich dazu zuerst welche Bindungen bei der Reaktion aufgebrochen und welche neu geknüpft werden. Hierbei ist es hilfreich die Reaktionsgleichung in Strukturformeln zu notieren. ΔH<sub>Bindung,m</sub> (Br-Br) = +193 kJ/mol, ΔH<sub>Bindung,m</sub> (C-Br) = +285 kJ/mol, ΔH<sub>Bindung,m</sub> (C=C) = +614 kJ/mol, ΔH<sub>Bindung,m</sub> (C-C) = + 348 kJ/mol

**Reaktionsgleichung:**



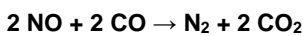
Bei der Addition werden 1 C-C-Bindung und 1 Br-Br-Bindung gespalten ( $\Delta H$  jeweils  $>0$ ) . Dafür bilden sich 2 C-Br-Bindungen ( $\Delta H < 0$ ) . Die genauen Werte werden aufsummiert, die Summe entspricht der Reaktionsenthalpie.

	Enthalpieänderung kJ	Bemerkungen
$\pi$ -C-C	+ 266	Differenz der $\Delta_{\text{Bin}}H$ aus Dobi und Einfachbindung!
Br-Br	+ 193	Spaltung der Br-Br-Bindung
2 * C-Br	- 570	Knüpfung der beiden C-Br-Bindungen
Summe ( $\Delta_r H$ ):	<b>- 111 kJ</b>	

Die molare Standardbildungsenthalpie von Dibromethan beträgt  $-111$  kJ/mol.

Literaturwert:  $\Delta_f H = -120,9$  kJ/mol (*National Institute of Standards and Technology, Webbook*)

2.1



$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = [(2 \cdot -393 \text{ kJ})] - [(2 \cdot +90 \text{ kJ}) + (2 \cdot -111 \text{ kJ})] = -744 \text{ kJ}$$

Pro mol ( $\triangleq 45$  L)  $\text{N}_2$  beträgt  $\Delta_r H = -744$  kJ. Hochrechnung auf 100 L:

Dreisatz:  $-1188 \text{ kJ} \triangleq 45 \text{ L}$

x  $\triangleq 100 \text{ L} \Rightarrow x \approx \Delta_r H \approx -1653 \text{ kJ}$

2.2.

gegeben:	1.	$\text{N} \equiv \text{N}$	$\rightarrow 2 \text{ N}$	$\Delta_r H = + 945 \text{ kJ}$
	2.	$\text{H}-\text{H}$	$\rightarrow 2 \text{ H}$	$\Delta_r H = + 436 \text{ kJ}$
	3.	$\text{N} \equiv \text{N} + 3 \text{ H}-\text{H}$	$\rightarrow 2 \text{ NH}_3$	$\Delta_r H = - 92 \text{ kJ}$
gesucht:		$\text{N} + 3 \text{ H}$	$\rightarrow \text{NH}_3$	$\Delta_r H = ?$

1. mal 0,5 und umdrehen  $\Rightarrow$  1.  $\text{N}$   $\rightarrow 0,5 \text{ N} \equiv \text{N}$   $\Delta_r H = - 472,5 \text{ kJ}$

2. mal 1,5 und umdrehen  $\Rightarrow$  2.  $3 \text{ H}$   $\rightarrow 1,5 \text{ H}-\text{H}$   $\Delta_r H = - 654 \text{ kJ}$

3. mal 0,5  $\Rightarrow$  3.  $0,5 \text{ N} \equiv \text{N} + 1,5 \text{ H}-\text{H}$   $\rightarrow \text{NH}_3$   $\Delta_r H = - 46 \text{ kJ}$

**SUMME (gekürzt)  $\text{N} + 3 \text{ H} \rightarrow \text{NH}_3$   $\Delta_r H = - 1172,5 \text{ kJ}$**

Bei der Knüpfung von 3 mol N-H-Bindungen beträgt die Bindungsenthalpie  $\Delta_r H = - 1172,5$  kJ. Die molare Standardbindungsenthalpie (Enthalpie für die Spaltung! – siehe Aufgabenstellung) beträgt also dann  $\Delta_r H_m^\circ \approx +391$  kJ/mol. (Literaturwert: 391 kJ/mol)

2.3

a) + b)

$\text{C}_7\text{H}_{16} + 11 \text{ O}_2 \rightarrow 7 \text{ CO}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$	$\Delta_r H^\circ$ [kJ]	- 4807	$\Rightarrow$ umkehren $\Rightarrow$	$7 \text{ CO}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{C}_7\text{H}_{16} + 11 \text{ O}_2$	$\Delta_r H^\circ$ [kJ]	+ 4807
$\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{ O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	- 285	$\Rightarrow \cdot 8 \Rightarrow$	$8 \text{ H}_2 + 4 \text{ O}_2 \rightarrow 8 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$	- 2280		
$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	- 393	$\Rightarrow \cdot 7 \Rightarrow$	$7 \text{ C} + 7 \text{ O}_2 \rightarrow 7 \text{ CO}_2$	- 2751		
$7 \text{ C} + 8 \text{ H}_2 \rightarrow \text{C}_7\text{H}_{16}$	?	SUMME $\Rightarrow$	$7 \text{ C} + 8 \text{ H}_2 \rightarrow \text{C}_7\text{H}_{16}$	<b>- 224 kJ</b>		

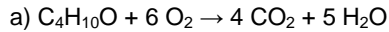
Die Reaktionswärme zur Bildung von 1 mol  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  beträgt  $- 224$  kJ  $\Rightarrow$  molare Standardbildungsenthalpie:  **$\Delta_f H_m^\circ = - 224$  kJ/mol**

$$c) Q = c_p \cdot m \cdot \Delta \vartheta \Rightarrow Q = 4,19 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \cdot 0,6 \text{kg} \cdot 8,2 \text{K} \approx 20,61 \text{kJ}$$

Dreisatz	1 mol	≙ 4807 kJ	=> x ≈ 0,00429 mol		m(C <sub>7</sub> H <sub>16</sub> ) = n(C <sub>7</sub> H <sub>16</sub> ) · M(C <sub>7</sub> H <sub>16</sub> ) = = 0,00429 mol · 100,2 g/mol = 0,43 g
	x mol	≙ 20,61 kJ			

d) Die Wärme wird auch genutzt um das Kalorimeter aufzuheizen, dies wird bei dieser einfachen Rechnung nicht berücksichtigt. Weiterhin geht auch bei einem guten Kalorimeter immer etwa Wärme an die Umgebung verloren. Außerdem ist die Wärmekapazität des Wassers nicht konstant und hängt auch von der Temperatur ab, was nicht berücksichtigt wurde.

## 2.4



$$b) Q = c_w \cdot m_w \cdot \Delta \vartheta = 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot 800 \text{g} \cdot 5 \text{K} \approx 16720 \text{J}$$

Schlussrechnung: 1 mol ≙ 2670 kJ

$$x \text{ mol} \quad \equiv 16,720 \text{ kJ} \Rightarrow x \approx 0,00626 \text{ mol}$$

$$m(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) = n(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) \cdot M(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) \approx 0,00626 \text{ mol} \cdot 74,12 \text{ g/mol} \approx 0,46 \text{ g}$$

d) Sowohl die Reaktionsenthalpien als auch die Wärmekapazitäten sind selbst temperaturabhängig. Die für die Berechnung benutzten Werte (z.B. 4,18 J/g·K) gelten streng genommen nur für 25 °C.

$$|\Delta_r H| = Q_K + Q_w = C_K \cdot \Delta \vartheta + m_w \cdot c_w \cdot \Delta \vartheta$$

$$c) \Rightarrow |\Delta_r H| = 426,4 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 5,08 \text{K} + 810,3 \text{g} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot 5,08 \text{K} \approx 19372 \text{J}$$

Da die Temperatur des Wassers ansteigt, muss bei der Reaktion Wärme abgegeben werden ⇒ exotherm

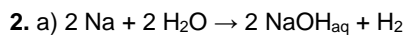
$$\Delta_r H = -19372 \text{J} \approx -19,372 \text{kJ}$$

Berechnung der molaren Verbrennungsenthalpie:

$$n(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) = \frac{m(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O})}{M(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O})} \approx \frac{0,527 \text{g}}{74,12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,007110 \text{mol}$$

$$\Delta_r H_m = \frac{\Delta_r H}{n(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O})} = \frac{-19,372 \text{kJ}}{0,007110 \text{mol}} \approx -2725 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

## 2.5



$$d) \Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte})$$

$$\Delta_r H^\circ = 2 \cdot (-240 \text{kJ}) + 2 \cdot (-230 \text{kJ}) + 0 \text{kJ} - (2 \cdot 0 \text{kJ} + 2 \cdot (-285 \text{kJ}))$$

$$\Delta_r H^\circ = -480 \text{kJ} - 460 \text{kJ} + 570 \text{kJ} = -370 \text{kJ}$$

Pro mol H<sub>2</sub> werden 370 kJ frei ⇒ Δ<sub>r</sub>H<sub>m</sub> ≈ -370 kJ/mol

Schlussrechnung: 1 mol ≙ 22,4 L

$$x \text{ mol} \quad \equiv 10 \text{ L} \Rightarrow x \approx 0,4464 \text{ mol}$$

Schlussrechnung: -370 kJ ≙ 1 mol

$$x \text{ kJ} \triangleq 0,4464 \text{ mol} \Rightarrow x \approx \underline{\Delta_r H = -165 \text{ kJ}}$$

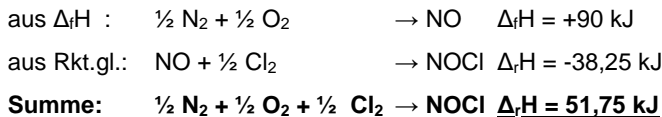
c) Die Reaktionsenthalpie entspricht der Wärmetönung bei isobarer Prozessführung, d.h. bei gleichbleibendem Druck.

b) Bei der Reaktion mit konstantem Druck, dehnt sich das entstehende H<sub>2</sub>-Gas aus. Das System verrichtet Arbeit an der Umgebung ( $W = p \cdot \Delta V$ ). Es kann deshalb nicht so viel der Reaktionswärme nach außen abgeben. Ein Teil der Reaktionswärme wird benutzt, um das Gas ausdehnen zu lassen. Bei der Reaktion bei gleichem Druck wird also weniger Wärme frei.

2.6

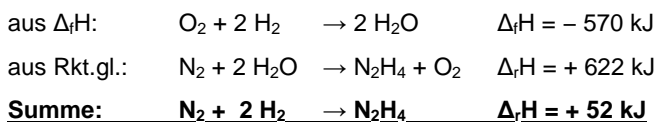
a) Der Hess'sche Wärmesatz besagt, dass die gemessene Reaktionsenthalpie unabhängig vom Reaktionsweg ist und nur vom Anfangs- und Endzustand abhängt. Beispiel: Ob man z.B. aus Kohlenstoff (C) direkt CO<sub>2</sub> herstellt, oder aus dem C erst CO synthetisiert und dieses anschließend in CO<sub>2</sub> überführt: Setzt man die gleichen Mengen an Ausgangsstoffen ein, so wird die Wärmetönung bei beiden Reaktionswegen dieselbe sein.

b)



[www.wikipedia.org](http://www.wikipedia.org):  $\Delta_f H^\circ_m = +52 \text{ kJ/mol}$

c)



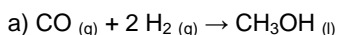
$\Rightarrow \Delta_f H^\circ_m = +52 \text{ kJ/mol}$

[www.wikipedia.org](http://www.wikipedia.org):  $\Delta_f H^\circ_m = +51 \text{ kJ/mol}$

### Vorbemerkung zu Abschnitt 3

Bei chemischen Systemen kann im Verlauf der Reaktion die Entropie, also das Maß an Unordnung, zu- oder abnehmen. Bezieht man in seine Entropiebetrachtungen aber nicht nur das *System*, sondern auch die gesamte *Umgebung* mit ein, so gibt es nur solche Reaktionen/Prozesse, die die *Gesamtentropie* erhöhen. Mit anderen Worten: **Verringert sich die Entropie in einem System, so nimmt die Entropie in der Umgebung zwangsläufig zu. Der Betrag der Zunahme in der Umgebung ist höher als der Betrag der Abnahme im System.** Bei jeder chemischen Reaktion, bei jedem Atemzug, bei allen biochemischen Vorgängen in Zellen, bei allen uns umgebenden Prozessen nimmt die Entropie/Unordnung des Weltalls (Weltall = System + gesamte Umgebung) zu. Es handelt sich um eine Einbahnstraße:  $\Delta S_{\text{gesamt}}$  ist immer positiv. Am Ende wird es, nachdem was wir wissen, nur noch Chaos und Unordnung geben, geordnete Strukturen (Zellen, Kristalle, etc.) werden dann nicht mehr existieren. Zu den philosophischen Aspekten des 2. Hauptsatzes der Thermodynamik kann man das Internet nach dem Stichwort „Entropie-tod“ durchforsten.

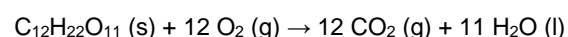
3.1a)



Aus Gasteilchen entsteht eine Flüssigkeit. Die Ordnung nimmt zu, die Entropie des Systems nimmt ab.  $\Rightarrow \Delta_r S < 0 \text{ J/K}$

$$\Delta_r S = \Sigma S(\text{Produkte}) - \Sigma S(\text{Edukte}) = +127 \frac{\text{J}}{\text{K}} - \left( +198 \frac{\text{J}}{\text{K}} + 2 \cdot 131 \frac{\text{J}}{\text{K}} \right) = -333 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

3.1. b)



Die Anzahl der Gasteilchen bleibt gleich. Aus einem Feststoff-Teilchen entstehen aber 11 Teilchen im flüssigen Zustand. Die Entropie nimmt also zu.

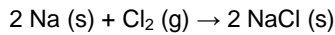
$$\Delta_r S = \sum S(\text{Produkte}) - \sum S(\text{Edukte}) = (11 \cdot 70 \frac{J}{K} + 12 \cdot 214 \frac{J}{K}) - (360 + \frac{J}{K} + 12 \cdot 205 \frac{J}{K}) = +518 \frac{J}{K} \quad \text{Bei der}$$

Verbrennung von 1 mol  $C_{12}H_{22}O_{11}$  (das sind 342,3 g) nimmt die Entropie um 518 J/K zu.  $\Delta_r S = 518 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Berechnung der Entropie bei der Verbrennung von 0,25 g über den Dreisatz:

$$342,3 \text{ g} \hat{=} + 518 \text{ J/K}$$

$$0,25 \text{ g} \hat{=} x \quad \Rightarrow \Delta_r S = 0,378 \text{ J/K.}$$

### 3.1. c)



Aus drei Teilchen entstehen 2 Teilchen. Dabei wird ein Gasteilchen vernichtet. Das Produkt ist hochregelmäßig aufgebaut.  $\Rightarrow$  Die Entropie des Systems nimmt ab. Die Entropieänderung ist negativ.

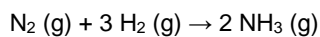
$$\Delta_r S = \sum S(\text{Produkte}) - \sum S(\text{Edukte}) = (2 \cdot 72 \frac{J}{K}) - (223 \frac{J}{K} + 2 \cdot 51 \frac{J}{K}) = -181 \frac{J}{K}$$

1 mol entsprechen 58,442 g. Berechnung der Entropieänderung über den Dreisatz:

$$58,442 \text{ g} \hat{=} - 181 \text{ J/K}$$

$$5 \text{ g} \hat{=} x \quad \Rightarrow x = - 15,5 \text{ J/K}$$

### 3.1 d)



Aus 4 Gasteilchen werden 2 Gasteilchen. Die Entropie nimmt ab.  $\Delta_r S$  ist negativ.

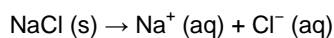
$$\Delta_r S = \sum S(\text{Produkte}) - \sum S(\text{Edukte}) = (2 \cdot 192 \frac{J}{K}) - (192 \frac{J}{K} + 3 \cdot 131 \frac{J}{K}) = -201 \frac{J}{K}$$

**Anmerkung:** Dass  $\text{N}_2$  und  $\text{NH}_3$  die gleiche Standardentropie haben ist kein Druckfehler in der Liste, sondern tatsächlich so.

Bei der Bildung von 2 mol  $\text{NH}_3$  beträgt die Standardreaktionsentropie  $- 201 \text{ J/K}$ .

Die Standardreaktionsentropie pro mol  $\text{NH}_3$  (molare Standardreaktionsentropie) beträgt  $- 100,5 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

### 3.1 e)



Ein hoch geordneter Kristall löst sich unter Bildung frei beweglicher Ionen auf. Die Entropie des Systems nimmt zu.  $\Delta_r S > 0 \text{ J/K}$ .

$$\Delta_r S = \sum S(\text{Produkte}) - \sum S(\text{Edukte}) = (60 \frac{J}{K} + 55 \frac{J}{K}) - (72 \frac{J}{K}) = +43 \frac{J}{K}$$

Pro mol NaCl nimmt die Entropie des Systems um  $+ 43 \text{ J/K}$  zu.

## 3.2

a) Ein hoch geordneter Zustand, der Kristall, wird zerstört. Die Moleküle oder bei Salzen die Ionen gehen einzeln und unabhängig voneinander in Lösung. Das Maß an Unordnung im System nimmt also zu. Auch wenn die Umgebungsentropie unbeeinflusst ist, z.B. weil das System isoliert ist, nimmt deshalb auch die Gesamtentropie zu (Systementropie + Umgebungsentropie)

b) Ein hoch geordneter Zustand, der Iodkristall, wird zerstört. Die Iodmoleküle gehen in die Gasphase über und sind unabhängig voneinander beweglich. Das Maß der Unordnung, die Entropie, nimmt stark zu. Gesamtentropie nimmt ebenso zu (Begr. siehe oben).

c) Die mittlere Geschwindigkeit der Moleküle nimmt mit sinkender Temperatur ab, die Entropie nimmt ab. Die Temperatur sinkt, weil Energie an die Umgebung abgegeben wird. Die Entropie nimmt in der Umgebung deshalb zu. Der Betrag der Zunahme in der Umgebung ist größer als der Betrag der Abnahme im System. => Gesamtentropie nimmt zu.

### 3.3

#### a) $\text{Hg (l)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{HgCl}_2 \text{ (s)}$

Die Anzahl der Teilchen nimmt während der Reaktion ab: 1 mol Hg reagiert mit 1 mol  $\text{Cl}_2$  unter Bildung von 1 mol  $\text{HgCl}_2$ . Weiterhin nimmt der Ordnungszustand auch zu, weil aus einer gasförmigen und einem flüssigen Ausgangsstoff ein kristalliner Stoff mit regelmäßiger Raumstruktur entsteht. Insgesamt kommt es also zu einer Entropieabnahme  $\Delta S < 0 \text{ J/K}$

$$\Delta_r S = \sum S_m^\circ(\text{Produkte}) - \sum S_m^\circ(\text{Edukte}) = + 146 \text{ J/K} - 76,02 \text{ J/K} - 223,07 \text{ J/K} \approx - 153 \text{ J/K}.$$

#### b) $2 \text{ C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}$

Da bei dieser Reaktion das Graphitgitter unter Bildung von gasförmigen Molekülen zerstört wird, nimmt der Ordnungszustand während der Reaktion ab ( $\Delta S > 0 \text{ J/K}$ ).

$$\Delta_r S = \sum S_m^\circ(\text{Produkte}) - \sum S_m^\circ(\text{Edukte}) = 2 * 197,9 \text{ J/K} - (5,69 \text{ J/K} + 205,138 \text{ J/K}) \approx + 185 \text{ J/K}.$$

#### c) $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

Da das regelmäßig aufgebaute Ionengitter zerstört wird und die Ionen einzeln und unabhängig in Lösung vorliegen (steigende Teilchenzahl) nimmt das Maß der Unordnung (Entropie) zu.

$$\Delta_r S = \sum S_m^\circ(\text{Produkte}) - \sum S_m^\circ(\text{Edukte}) = 60,2 \text{ J/K} + 55,2 \text{ J/K} - 72,4 \text{ J/K} \approx + 43 \text{ J/K}$$

#### d) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ (s)} + 12 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 12 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 11 \text{ H}_2\text{O} \text{ (l)}$

Da die Zahl der Teilchen zunimmt, und der Zuckerkristall zerstört wird, nimmt die Entropie stark zu.

$$\Delta_r S = \sum S_m^\circ(\text{Produkte}) - \sum S_m^\circ(\text{Edukte}) = 12 * 213,74 \text{ J/K} + 11 * 69,91 \text{ J/K} - (360,2 \text{ J/K} + 12 * 205,138 \text{ J/K}) \approx 512 \text{ J/K}$$

### 3.4

Mit zunehmender Temperatur nehmen die ungeordneten Bewegungen (**Brownsche Molekularbewegung**) und die Schwingungen der Teilchen zu. Damit steigt auch das Maß der Unordnung in der betrachteten Materie. In einem kristallinen Feststoff (z.B. Eis) werden mit steigender Temperatur auch zwischenmolekulare Bindungen (z.B. H-Brücken) zunehmend aufgebrochen und damit die ordnende Kraft, die die Moleküle regelmäßig zueinander ausrichtet, aufgebrochen.

Bei Übergang vom festen in den flüssigen Aggregatzustand (Schmelzpunkt) haben die Teilchen keinen festen Platz in einem Kristall sondern können relativ zueinander die Position verändern. Auch beim Übergang von der flüssigen in die gasförmige Phase (Siedepunkt) nimmt das Maß der Unordnung stark zu. Jetzt können die Moleküle vollständig und (im Idealfall) völlig unabhängig voneinander den gesamten zur Verfügung stehenden Raum nutzen.

### 4.1

Die GIBBS-Energie ist definiert als  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ . Für freiwillige Reaktionen gilt:  $\Delta G < 0 \text{ kJ}$ .

Da die Entropieänderung multiplikativ mit der Reaktionstemperatur verknüpft ist, nimmt dieser Term der Gleichung mit steigender Temperatur an Bedeutung zu. Bei niedrigen Temperaturen ist  $\Delta H$  entscheidender, ob  $\Delta G$  größer oder kleiner Null ist.

### 4.2

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ &= (3 \cdot 0 \text{ kJ} + 2 \cdot -46 \text{ kJ}) - (1 \cdot 0 \text{ kJ} + 3 \cdot -21 \text{ kJ}) = -29 \text{ kJ} \\ \Delta_r S^\circ &= (3 \cdot 32 \frac{\text{J}}{\text{K}} + 2 \cdot 192 \frac{\text{J}}{\text{K}}) - (1 \cdot 192 \frac{\text{J}}{\text{K}} + 3 \cdot 206 \frac{\text{J}}{\text{K}}) = -330 \frac{\text{J}}{\text{K}} \end{aligned} \quad \left. \vphantom{\begin{aligned} \Delta_r H^\circ \\ \Delta_r S^\circ \end{aligned}} \right\} \Delta_r G^\circ = -29 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot -0,33 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} \approx 69 \text{ kJ}$$

b)

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2\text{S})} = \frac{2 \text{ g}}{34,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,0587 \text{ mol}$$





$$\Delta_r S = \Sigma S(\text{Produkte}) - \Sigma S(\text{Edukte}) \Rightarrow \Delta_r S = 0,5 \cdot 205 \frac{\text{J}}{\text{K}} + 2 \cdot 43 \frac{\text{J}}{\text{K}} - 1 \cdot 121 \frac{\text{J}}{\text{K}} = 67,5 \frac{\text{J}}{\text{K}} \Rightarrow \Delta_r S_m^\circ \approx 0,0675 \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$\Delta_R G_m^\circ = \Delta_R H_m^\circ - T \cdot \Delta_R S_m^\circ \Rightarrow \Delta_R G_m^\circ = +31 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 298\text{K} \cdot 0,0675 \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = +10,885 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

b)

$$\Delta_R G_m^\circ = \Delta_R H_m^\circ - T \cdot \Delta_R S_m^\circ \Rightarrow 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = +31 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - T \cdot 0,0675 \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \Rightarrow T \approx 459\text{K}$$

Im Temperaturbereich zwischen 0 K bis ca. 460 K verläuft die Reaktion endergonisch, da  $\Delta_r G$  in diesem Bereich positiv ist. Bei höheren Temperaturen ist dann die Reaktion exergonisch.