

## Lösungen (ohne Aufgabenstellungen)

### Aufgaben

#### A 1

- Erzeugung von elektrischem Strom mit einem Generator (Dynamo).
- Verbrennung von Erdgas.
- Beim Hochwerfen eines Balls wandelt sich seine kinetische Energie in potenzielle Energie um.
- Fotosynthese.
- Antrieb einer Rakete durch Verbrennung von Raketentreibstoff.

#### A 2

Bei jeder Energieumwandlung geht ein Teil der Energie als Abwärme an die Umgebung verloren. Die im Benzin gespeicherte chemische Energie kann daher nicht zu 100 % für die Fortbewegung des Autos genutzt werden. Als «Energieverlust» bezeichnet man den Teil der Energie, der in nicht nutzbare oder nicht genutzte Energieformen (meist Wärme) umgewandelt wird.

#### A 3

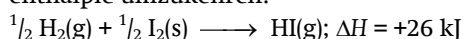
Der Wirkungsgrad ist ein Mass für die Vollständigkeit der Umwandlung einer Energieform in eine bestimmte andere Energieform, z. B. von elektrischer Energie in Strahlungsenergie. Ein Wirkungsgrad von 5 % bei der Glühlampe bedeutet, dass 5 % der zugeführten elektrischen Energie in Licht umgewandelt werden. Die restlichen 95 % werden in nicht genutzte Wärme umgewandelt und gehen in diesem Sinn «verloren». Bei der Leuchtstofflampe werden dagegen 25 % der elektrischen Energie in Licht umgewandelt und «nur» 75 % in Wärme.

#### A 4

Aus der Temperaturabnahme schliessen wir, dass aus dem Lösungsmittel Wasser Wärme aufgenommen wird. Es handelt sich somit um einen endothermen Vorgang. Um die Temperatur des Gesamtsystems Salz plus Wasser bei 25 °C konstant zu halten, muss aus der Umgebung Wärme zugeführt werden;  $\Delta H$  ist daher positiv ( $\Delta H > 0$ , wie stets bei endothermen Vorgängen).

#### A 5

Die Synthese von Iodwasserstoff aus den Elementen entspricht dem Umkehrprozess der Zerlegung von Iodwasserstoff in Iod und Wasserstoff. Für die Formulierung der gesuchten Reaktionsgleichung müssen daher die Edukte und Produkte der gegebenen Reaktionsgleichung vertauscht werden; gleichzeitig ist das Vorzeichen der Reaktionsenthalpie umzukehren:



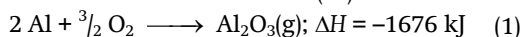
## A 6

Bei geöffnetem Hahn drückt das entstehende Gas den Kolben des Kolbenprobers nach aussen. Auch wenn der Kolben als masselos angenommen wird, muss Arbeit gegenüber dem äusseren Luftdruck geleistet werden. Ein Teil der bei der Umsetzung von 1 mol Zink mit Salzsäure frei werdenden Energie (2,5 kJ) wird somit in Form von *Arbeit* an die Umgebung abgegeben; die restliche Energie (154,0 kJ), die als Wärme abgegeben wird, nennt man *Reaktionsenthalpie*.

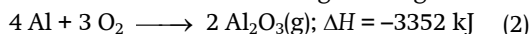
Bei geschlossenem Hahn bleibt das Volumen konstant und das System kann keine Arbeit leisten. In diesem Fall wird die gesamte Energie in Form von Wärme an die Umgebung abgegeben. Daher ist die umgesetzte Wärme in diesem Fall grösser. Die umgesetzte Wärme entspricht bei konstantem Volumen der gesamten *Reaktionsenergie*.

## A 7

Die thermochemische Reaktionsgleichung für die Bildung von 1 mol Aluminiumoxid aus den Elementen Aluminium (Al) und Sauerstoff (O<sub>2</sub>) lautet:



Das Vorzeichen von  $\Delta H$  ist negativ ( $\Delta H < 0$ ), da gemäss Aufgabenstellung Energie frei wird (exothermer Vorgang). Unter ausschliesslicher Verwendung ganzzahliger Koeffizienten lautet die Reaktionsgleichung:



Da gemäss dieser Reaktionsgleichung 2 mol Aluminiumoxid gebildet werden, entspricht die Reaktionsenthalpie dem doppelten Wert von Reaktionsgleichung (1).

## A 8

a) Zuerst rechnen wir aus, welche Stoffmenge (d. h. wie viel Mol) an Methan in einem Volumen von 1 m<sup>3</sup> enthalten sind.

Unter Verwendung des molaren Normvolumens gilt:

$$24 \text{ L} = 24 \text{ dm}^3 \cong 1 \text{ mol}$$

Die Stoffmenge an gasförmigem Methan in 1 m<sup>3</sup> ist somit:

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 \cong 41,67 \text{ mol}$$

In einem zweiten Schritt berechnen wir die bei der Verbrennung dieser Methan-Portion freigesetzte Energie:

$$1 \text{ mol Methan} \quad \cong \quad 890 \text{ kJ}$$

$$41,67 \text{ mol Methan} \quad \cong \quad 37\,086 \text{ kJ}$$

b) Wir berechnen zunächst die Wärmemenge, die für die Erwärmung von 1 kg Wasser von 20 °C auf 100 °C benötigt wird:

$$80 \text{ °C} \cdot 4,184 \text{ kJ/°C} = 334,72 \text{ kJ}$$

Nun berechnen wir die Masse an Methan, die zur Freisetzung dieser Wärmemenge verbrannt werden muss. Mit der molaren Masse von Methan,  $M(\text{CH}_4) = 16,05 \text{ g}$ , gilt:

$$890 \text{ kJ} \quad \cong \quad 16,05 \text{ g CH}_4$$

$$334,72 \text{ kJ} \quad \cong \quad 6,04 \text{ g CH}_4$$

### A 9

Die Reaktionsenthalpie für diese Reaktion ist:

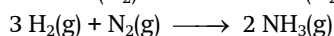
$$\Delta H = [4 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{NO}) + 6 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}, \text{g})] - [4 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{NH}_3) + 5 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2)]$$

Mit den Werten aus ▽Abb. 15 ergibt sich:

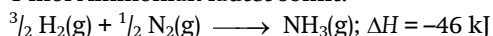
$$\begin{aligned} \Delta H &= [4 \text{ mol} \cdot 90 \text{ kJ/mol} + 6 \text{ mol} \cdot (-242 \text{ kJ/mol})] \\ &\quad - [4 \text{ mol} \cdot (-46 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol} \cdot 0 \text{ kJ/mol}] \\ &= -908 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

### A 10

Die Reaktionsgleichung für die Bildung von Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) aus den Elementen Wasserstoff ( $\text{H}_2$ ) und Stickstoff ( $\text{N}_2$ ) lautet:

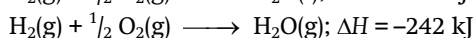
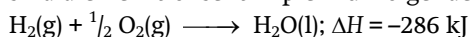


Der  $\Delta H_f^0$ -Wert für Ammoniak ( $-46 \text{ kJ/mol}$ ) bezieht sich auf die Bildung von 1 mol Ammoniak aus den Elementen. Die thermochemische Reaktionsgleichung für die Bildung von 1 mol Ammoniak lautet somit:



### A 11

Die molaren Standard-Bildungsenthalpien von Wasser,  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , und Wasserdampf,  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , sind die Reaktionsenthalpien für folgende Prozesse:



Bei der ersten Reaktion wird mehr Energie freigesetzt als bei der zweiten, da das Wasser in flüssigem statt gasförmigem Zustand anfällt und somit zusätzlich die Kondensationswärme freigesetzt wird. Die Differenz der beiden Reaktionsenthalpien (44 kJ) ist die bei der Kondensation von 1 mol Wasserdampf freigesetzte Wärme. Derselbe Energiebetrag wird benötigt, um 1 mol Wasser bei Standardbedingungen zu verdampfen. Man bezeichnet die Energie von 44 kJ/mol als molare Kondensations- bzw. Verdampfungsenthalpie von Wasser.

## A 12

**Wichtiger Hinweis:** In der 1. Auflage des Buchs (2007) konnten die Bindungsenthalpien aus  $\triangleright$ Abb. 17 nicht entnommen werden; die Aufgabe war damit leider nicht lösbar. Die Bindungsenthalpien wurden deshalb im korrigierten Nachdruck (1. Auflage 2008<sup>2</sup>) ergänzt.

Zur Berechnung der Reaktionsenthalpie aus den Bindungsenthalpien ermitteln wir die gesamte zur Spaltung der Edukt-Moleküle erforderliche Energie und stellen sie der Energie gegenüber, die bei der Bildung der Produkt-Moleküle frei wird. Die Bindungsenthalpien der Edukt-Moleküle fliessen als positive Grössen in die Berechnung ein, da die Spaltung von Bindungen endotherm ist ( $\Delta H > 0$ ). Bei den Bindungsenthalpien der Produkt-Moleküle werden dagegen die negativen Zahlenwerte genommen, da die Bildung der neuen Bindungen exotherm verläuft ( $\Delta H < 0$ ).

Die allgemeine Reaktionsgleichung für die Bildung der Wasserstoffhalogenide (HX) lautet (X = Halogen-Atom):



Die Reaktionsenthalpien für die Bildung der Wasserstoffhalogenide ergeben sich damit allgemein nach:

$$\Delta H = 2 \text{ mol} \cdot [-\Delta H_{\text{B}}^0(\text{H-X})] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_{\text{B}}^0(\text{H}_2) + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_{\text{B}}^0(\text{X}_2)$$

Mit den Werten aus  $\triangleright$ Abb. 17 und dem in  $\nearrow$  Kap. 10.5 erwähnten  $\Delta H_{\text{B}}^0$ -Wert von  $\text{H}_2$  (436 kJ/mol) erhalten wir damit für die einzelnen Reaktionsenthalpien:

$$\text{HF: } \Delta H = 2 \text{ mol} \cdot (-567 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 159 \text{ kJ/mol} = -539 \text{ kJ}$$

$$\text{HCl: } \Delta H = 2 \text{ mol} \cdot (-431 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 242 \text{ kJ/mol} = -184 \text{ kJ}$$

$$\text{HBr: } \Delta H = 2 \text{ mol} \cdot (-366 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 193 \text{ kJ/mol} = -103 \text{ kJ}$$

$$\text{HI: } \Delta H = 2 \text{ mol} \cdot (-298 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 151 \text{ kJ/mol} = -9 \text{ kJ}$$

Die Bildung von HF erfolgt sehr stark exotherm, weil die F-F-Bindung relativ schwach und die H-F-Bindung sehr stark ist. Die Stärke der I-I-Bindung ist zwar vergleichbar mit derjenigen der F-F-Bindung; da die H-I-Bindung aber sehr schwach ist, reagiert Iod nur schwach exotherm mit Wasserstoff. Chlor und Brom reagieren mit Wasserstoff entsprechend den Bindungsenthalpien abgestuft.

## A 13

Der hauptsächliche Grund für die Abweichungen liegt darin, dass die tabellierten Werte für die molaren Standard-Bindungsenthalpien lediglich *Durchschnittswerte* darstellen: Die Bindungsenthalpie einer bestimmten Bindung ist nämlich von Molekül zu Molekül leicht unterschiedlich.

## A 14

Aus ↗ Kap. 10.6 geht hervor, dass der physiologische Brennwert von Eiweiss 17 kJ/g beträgt. Die 0,4 g Eiweiss, die in 100 g frischer Ananas enthalten sind, besitzen somit einen Brennwert von 6,8 kJ.

Der physiologische Brennwert von Fett entspricht ungefähr dem physikalischen: 39 kJ/g. Die in 100 g Ananas enthaltenen 0,4 g Fett haben damit einen Brennwert von 15,6 kJ.

Der Fett- und Eiweiss-Anteil zusammen besitzt einen Brennwert von:

$$6,8 \text{ kJ} + 15,6 \text{ kJ} = 22,4 \text{ kJ}.$$

Der Brennwert der Kohlenhydrate ist damit:

$$218 \text{ kJ} - 22,4 \text{ kJ} = 195,6 \text{ kJ}$$

Daraus lässt sich der Anteil an Kohlenhydraten berechnen:

Der Brennwert von 1 g Kohlenhydraten ist 17 kJ; ein Brennwert von 195,6 kJ entspricht damit einer Masse von 11,5 g.

Jetzt können wir die gesamte Masse der Festbestandteile und den Wassergehalt berechnen:

Fettanteil:	0,4 g
Eiweissanteil:	0,4 g
Kohlenhydratanteil:	11,5 g
<hr/>	
Festbestandteile total:	12,3 g
Wassergehalt:	100 g - 12,3 g = 87,7 g

## A 15

Unter der Annahme, dass die Dichte des Biers  $1,0 \text{ g/cm}^3 = 1,0 \text{ g/mL}$  beträgt, besitzen 0,5 L = 500 mL Bier eine Masse von 500 g. Der Massenanteil an Ethanol ist 4 %, das sind  $0,04 \cdot 500 \text{ g} = 20 \text{ g}$ .

Mit der molaren Masse von Ethanol,  $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46,08 \text{ g/mol}$ , ergibt sich für eine Ethanolportion von 20 g folgender Brennwert:

$$\begin{aligned} 46,08 \text{ g} &\cong 1371 \text{ kJ} \\ 20 \text{ g} &\cong 595 \text{ kJ} \end{aligned}$$

## A 16

Der Vorteil von Fett gegenüber Kohlenhydraten oder Eiweissen ist seine hohe Energiedichte: Der spezifische Brennwert von Fett ist mit 39 kJ/g rund doppelt so gross wie der spezifische Brennwert von Kohlenhydraten und Eiweissen. Durch die Verwendung von Fett als Energiespeicher können die Zugvögel ihr Gewicht klein halten.

## A 17

Die molaren Massen der beiden Brennstoffe sind:

$$M(\text{H}_2) = 2,02 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114,26 \text{ g/mol}$$

Damit lassen sich die spezifischen (auf die Masse bezogenen) Brennwerte der beiden Brennstoffe berechnen:

Für Wasserstoff gilt:

$$2,02 \text{ g H}_2 \cong 284,5 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g H}_2 \cong 140,8 \text{ kJ}$$

Der spezifische Brennwert von Wasserstoff ist 140,8 kJ/g.

Für Octan gilt:

$$114,26 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cong 5460 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cong 47,8 \text{ kJ}$$

Der spezifische Brennwert von Octan ist 47,8 kJ/g.

Der spezifische Brennwert von Wasserstoff ist also rund drei Mal höher als der von Octan. Da die Masse einer Rakete möglichst klein sein soll, ist Wasserstoff als Raketenantrieb geeigneter.

## A 18

Unter erneuerbaren (alternativen) Energien versteht man Energie aus nachhaltigen, praktisch unerschöpflichen Quellen. Das Grundprinzip ihrer Nutzung besteht darin, dass aus den in der Umwelt laufend stattfindenden Prozessen Energie abgezweigt und der technischen Verwendung zugeführt wird. Beispiele für erneuerbare Energien sind Sonnenlicht und -wärme, Windenergie, Wasserkraft, Biomasse und Erdwärme.

Als nicht erneuerbare Energien bezeichnet man die Energie aus fossilen Brennstoffen (Kohle, Erdgas und Erdölprodukte). Heute werden diese Energieressourcen sehr viel schneller verbraucht als neu gebildet. Im Prinzip wären auch sie erneuerbar, allerdings nicht auf menschlichen Zeitskalen, da deren Bildung Millionen von Jahren dauert. Der Gebrauch des Begriffs «Erneuerbarkeit» weist auf diesen Unterschied hin. Entscheidend ist das Prinzip der Nachhaltigkeit, das heisst, dass der Mensch eine Ressource nicht stärker beansprucht, als sie sich regenerieren kann.

## A 19

Ein Vorgang kann nur dann spontan ablaufen, wenn dabei die Gesamtentropie zunimmt. Bei einer Abnahme der Systementropie muss somit die Umgebungsentropie genügend stark zunehmen, damit die Änderung der Gesamtentropie positiv ist. Dies ist nur möglich, wenn Wärme aus dem System auf die Umgebung übertragen wird, also bei einem *exothermen* Vorgang. Ein *endothermer* Vorgang, bei dem die Systementropie abnimmt, kann also nicht spontan sein.

## A 20

Exotherme Reaktionen sind immer spontan, wenn dabei die Systementropie zunimmt. Exotherme Reaktionen können ebenfalls spontan ablaufen, wenn dabei die Systementropie abnimmt – vorausgesetzt, die freigesetzte Wärme ist so gross, dass eine genügend starke Zunahme der Umgebungsentropie eintritt. Somit gibt es *zwei mögliche Bedingungen*, unter denen eine exotherme Reaktion spontan ablaufen kann.

Eine endotherme Reaktion läuft jedoch nur unter *einer Bedingung* spontan ab: Die Systementropie muss zunehmen – und zwar so stark, dass die durch den Wärmeübergang bewirkte Abnahme der Umgebungsentropie kompensiert wird. Dieser Fall tritt bei chemischen Reaktionen relativ selten ein. Daher sind fast alle spontanen chemischen Reaktionen exotherm.

## A 21

Die Edukte der Reaktion sind beide Feststoffe. Als Produkte bilden sich das Gas Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) sowie Bariumthiocyanat,  $\text{Ba}(\text{SCN})_2$ , das sich im ebenfalls entstehenden Wasser löst. Der Ordnungsgrad der Teilchen ist in den festen Ausgangsstoffen deutlich höher als in den Produkten. Bei der Reaktion tritt also eine starke Abnahme des Ordnungsgrads bzw. eine *starke Entropiezunahme* ein. Dies erklärt die Spontaneität der endothermen Reaktion bei Zimmertemperatur: Die starke Zunahme der Systementropie kompensiert die Abnahme der Umgebungsentropie und sorgt dafür, dass die Gesamtentropie bei der Reaktion zunimmt.

## A 22

Die thermische Zersetzung von Calciumcarbonat nach der Reaktionsgleichung  
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

ist wegen der Bildung des gasförmigen Kohlenstoffdioxids mit einer Zunahme der Systementropie verbunden. Die Reaktion läuft nur dann spontan ab, wenn diese Entropiezunahme so gross ist, dass die Entropieabnahme in der Umgebung kompensiert werden kann. Die Entropieänderung in der Umgebung ist nun aber umso geringer, je höher die Temperatur ist ( $\triangleright$  Abb. 28). Erst oberhalb einer bestimmten Grenztemperatur ist die Entropieabnahme der Umgebung genügend klein, um von der Entropiezunahme im System kompensiert zu werden. Allgemein gilt: Endotherme Prozesse, bei denen die Systementropie zunimmt, laufen nur oberhalb einer bestimmten Grenztemperatur ab.

## Überprüfung und Vertiefung

## Ü 1

a) Aus der Reaktionsgleichung geht hervor, dass die fotosynthetische Umwandlung von 6 mol  $\text{CO}_2$  mit einer Enthalpieänderung von  $\Delta H = +2808 \text{ kJ}$  verbunden ist. Die molare Masse von Kohlenstoffdioxid ist:  $M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g/mol}$ . Eine Stoffmenge von 6 mol  $\text{CO}_2$  hat somit eine Masse von 264,06 g. Damit gilt:

$$\begin{aligned} 264,06 \text{ g CO}_2 &\cong 2808 \text{ kJ} \\ 1 \text{ g CO}_2 &\cong 10,6 \text{ kJ} \end{aligned}$$

b) Die thermochemische Bruttoreaktionsgleichung für die Zellatmung lautet:



Beim Abbau von 1 mol Glucose im Körper wird somit eine Wärmemenge von 2808 kJ freigesetzt. Die molare Masse von Glucose ist  $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,18 \text{ g/mol}$ . Damit gilt:

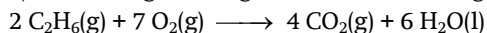
$$180,18 \text{ g Glucose} \cong 2808 \text{ kJ}$$

$$100 \text{ g Glucose} \cong 1558,5 \text{ kJ}$$

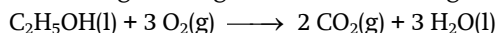
Pro 100 g Glucose werden bei der Zellatmung 1558,5 kJ freigesetzt.

## Ü 2

a) Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Ethan:



Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Ethanol:



b) Reaktionsenthalpie für die Verbrennung von Ethan:

$$\Delta H = [4 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 6 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}, \text{l})] - [2 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_6) + 7 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2)]$$

$$\Delta H = [4 \text{ mol} \cdot (-393 \text{ kJ/mol}) + 6 \text{ mol} \cdot (-286 \text{ kJ/mol})]$$

$$- [2 \text{ mol} \cdot (-84 \text{ kJ/mol}) + 7 \text{ mol} \cdot 0 \text{ kJ/mol}]$$

$$= -3120 \text{ kJ/mol}$$

Reaktionsenthalpie für die Verbrennung von Ethanol:

$$\Delta H = [2 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 3 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}, \text{l})]$$

$$- [1 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 3 \text{ mol} \cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2)]$$

$$\Delta H = [2 \text{ mol} \cdot (-393 \text{ kJ/mol}) + 3 \text{ mol} \cdot (-286 \text{ kJ/mol})]$$

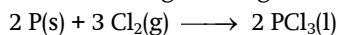
$$- [1 \text{ mol} \cdot (-277 \text{ kJ/mol}) + 3 \text{ mol} \cdot 0 \text{ kJ/mol}]$$

$$\Delta H = -1367 \text{ kJ/mol}$$

Die deutlich geringere Verbrennungsenthalpie von Ethanol ist darauf zurückzuführen, dass das Ethanol-Molekül bereits ein Sauerstoff-Atom enthält, das Ethan-Molekül dagegen ausschliesslich aus Kohlenstoff- und Wasserstoff-Atomen aufgebaut ist. Bei der Umsetzung mit Sauerstoff wird daher im Fall von Ethan mehr Energie umgesetzt als im Fall von Ethanol.

## Ü 3

Die Reaktionsgleichung lautet mit ganzzahligen Koeffizienten:



Da in dieser Reaktionsgleichung Phosphor (P) den Koeffizienten 2 hat, bezieht sich der suchte  $\Delta H$ -Wert auf die Umsetzung von 2 mol Phosphor. Die Masse von 2 mol Phosphor ist:

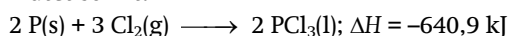
$$2 \text{ mol} \cdot M(\text{P}) = 2 \text{ mol} \cdot 30,97 \text{ g/mol} = 61,94 \text{ g.}$$

Somit gilt:

$$4,62 \text{ g Phosphor} \cong 47,8 \text{ kJ}$$

$$61,94 \text{ g Phosphor} \cong 640,9 \text{ kJ}$$

Da gemäss Aufgabenstellung bei der Reaktion Energie frei wird, ist das Vorzeichen von  $\Delta H$  negativ (exothermer Vorgang). Die gesuchte thermochemische Reaktionsgleichung lautet somit:



## Ü 4

Die molare Masse von Saccharose ist  $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342,34 \text{ g}$ . Bei der Umsetzung von 1 mol (342,34 g) Saccharose werden 5670 kJ freigesetzt; es gilt:

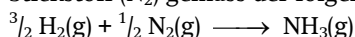
$$5670 \text{ kJ} \cong 342,34 \text{ g}$$

$$12\,000 \text{ kJ} \cong 724,53 \text{ g}$$

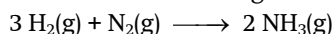
Die mit der Nahrung aufzunehmende Menge an Saccharose ist 724,53 g.

## Ü 5

Die molare Standard-Bildungsenthalpie von Ammoniak,  $\Delta H_f^0(\text{NH}_3)$ , ist die umgesetzte Wärme bei der Bildung von 1 mol Ammoniak aus den Elementen Wasserstoff ( $\text{H}_2$ ) und Stickstoff ( $\text{N}_2$ ) gemäss der folgenden Reaktionsgleichung:



Gemäss der Reaktionsgleichung mit ganzzahligen Koeffizienten



werden 2 mol  $\text{NH}_3$  gebildet. Die Reaktionsenthalpie dieser Reaktion ist somit das Doppelte von  $\Delta H_f^0(\text{NH}_3)$ , also  $\Delta H = -92 \text{ kJ}$ .

## Ü 6

Die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff – die sogenannte Knallgasreaktion – verläuft stark exotherm. Die freigesetzte Wärme bewirkt eine starke Entropiezunahme in der Umgebung, welche die Entropieabnahme im System mehr als kompensiert. Damit nimmt die Gesamtentropie bei der Reaktion zu und der Vorgang steht nicht im Widerspruch zum 2. Hauptsatz der Thermodynamik.

### Ü 7

Wenn die Reaktion bei konstantem Druck (in einem offenen Gefäss) abläuft, leistet das gebildete Gas Arbeit gegenüber dem äusseren Luftdruck. Das System gibt bei der Reaktion also seine Energie in zwei Formen ab: einen Teil als Wärme, einen anderen Teil als Arbeit.

Lässt man die Reaktion bei konstantem Volumen (in einem geschlossenen Gefäss) ablaufen, so kann das System keine Arbeit verrichten. Nun wird die gesamte Reaktionsenergie in Form von Wärme an die Umgebung abgegeben. In diesem Fall ist die freigesetzte Wärme daher grösser als wenn auch noch Arbeit geleistet wird.

### Ü 8

Beim Verdunsten findet ein Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand statt, was mit einer starken Zunahme der Systementropie verbunden ist. Obwohl die Entropie der Umgebung durch den Wärmeübergang abnimmt, nimmt die Gesamtentropie beim Verdunsten aufgrund der Bildung gasförmiger Stoffe zu; dies erklärt den spontanen Ablauf des Vorgangs.

### Ü 9

Enthalpieänderungen werden immer vom System aus betrachtet. Die Reaktionsenthalpie  $\Delta H$  ist definiert als:  $\Delta H = H(\text{Produkte}) - H(\text{Edukte})$ .

Bei einer Verbrennung – und überhaupt bei jeder exothermen Reaktion – gibt das System Energie ab: Die Enthalpie der Produkte ist kleiner als die Enthalpie der Edukte. Da  $H(\text{Produkte}) < H(\text{Edukte})$ , ist  $\Delta H = H(\text{Produkte}) - H(\text{Edukte}) < 0$ ;  $\Delta H$  ist also negativ.