

Phasenübergänge

$$\textcircled{1} \quad \text{Masse Milch} = m_M$$

$$C_{\text{Wasser}} \cdot m_M \cdot (60^\circ\text{C} - 4^\circ\text{C})$$

$$=$$

$$C_{\text{Dampf}} \cdot 0.028'550 \cdot 20^\circ\text{C} + L_V \cdot 0.028'550 + C_{\text{Wasser}} \cdot 0.028'550 \cdot 40^\circ\text{C}$$

$$\Rightarrow \underline{\underline{m_M \approx 3 \text{ dl}}}$$

$\textcircled{2}$ a) 1L Wasser mit 12°C verdampfen:

$$Q = C_{\text{Wasser}} \cdot 1 \cdot (100 - 12) + L_V \cdot 1$$

$$= 2'624'016 \text{ Joule}$$

$$\eta = 0.85 = \frac{Q}{E_{\text{zuset.}}} \Rightarrow E_{\text{zuset.}} \approx 3'087'077.65 \text{ J}$$

$$\approx 0.858 \text{ kWh}$$

$$\approx \underline{\underline{17.15 \text{ Rappen}}}$$

b) 1L Wasser mit 12°C auf -18°C einfrieren:

$$Q = C_{\text{Wasser}} \cdot 1 \cdot 12^\circ\text{C} + L_S \cdot 1 + C_{\text{Eis}} \cdot 1 \cdot 18^\circ\text{C}$$

$$= 421'784 \text{ Joule}$$

$$\eta = 0.85 = \frac{Q}{E_{\text{zuset.}}} \Rightarrow E_{\text{zuset.}} \approx 496'216.47 \text{ J}$$

$$\approx 0.138 \text{ kWh}$$

$$\approx \underline{\underline{2.76 \text{ Rappen}}}$$

③ Eis: -18°C / 5 dl Cola $20^{\circ} \rightarrow 7^{\circ}\text{C}$

$m_E = \text{Masse Eis}$

$$C_{\text{Wasser}} \cdot 0.5 \cdot (20^{\circ} - 7^{\circ}\text{C}) = C_{\text{Eis}} \cdot m_E \cdot 18 + L_s \cdot m_E + C_{\text{Wasser}} \cdot m_E \cdot 7^{\circ}\text{C}$$

$$4182 \cdot 0.5 \cdot 13 = 2100 \cdot m_E \cdot 18 + 333800 \cdot m_E + 4182 \cdot m_E \cdot 7$$

$$= m_E (2100 \cdot 18 + 333800 + 4182 \cdot 7)$$

$$m_E = \frac{4182 \cdot 0.5 \cdot 13}{2100 \cdot 18 + 333800 + 4182 \cdot 7}$$

$m_{\text{Eis}} \approx 67.81 \text{ g}$

④ 5 dl Cola bei 26°C
20 g Eis bei -25°C } $T = \text{Gleichgewichtstemp}$

$$C_{\text{Wasser}} \cdot 0.5 (26 - T) = C_{\text{Eis}} \cdot 0.02 \cdot 25 + L_s \cdot 0.02 + C_{\text{Wasser}} \cdot 0.02 (T - 0)$$

$$4182 \cdot 0.5 (26 - T) = 2100 \cdot 0.02 \cdot 25 + L_s \cdot 0.02 + 4182 \cdot 0.02 \cdot T$$

$T \approx 21.45^{\circ}\text{C}$

⑤ 3 dl Milch bei 3°C
28.5 g Dampf mit 150°C } $T = \text{Gleichgewichtstemp}$

$$C_{\text{Wasser}} \cdot 0.3 \cdot (T - 3)$$

$$= C_{\text{Dampf}} \cdot 0.0285 \cdot 50 + L_v \cdot 0.0285 + C_{\text{Wasser}} \cdot 0.0285 \cdot (100 - T)$$

$$4182 \cdot 0.3 (T - 3) = 1863 \cdot 0.0285 \cdot 50 + L_v \cdot 0.0285 + 4182 \cdot 0.0285 (100 - T)$$

$T \approx 60.15^{\circ}\text{C}$

6

1L Wasser bei 7°C

0.5 kg Dampf bei 140°C

a) Dampf von 140° auf 100°C abkühlen:

$$Q = c_{\text{Dampf}} \cdot 0.5 \cdot 40 = 37260 \text{ J.}$$

erhöht T vom Wasser um $\frac{37260}{4182} = 8.91^{\circ}\text{C}$

$$\Rightarrow T_{\text{neu}} = 15.91^{\circ}\text{C}$$

b) um 1L Wasser bei 15.91°C auf 100°C zu erwärmen, braucht es:

$$Q = c_{\text{Wasser}} \cdot 1 \cdot (100 - 15.91) \\ = 351666 \text{ Joule}$$

c) Wieviel Dampf muss kondensieren, um 351666 J zu erhalten

$$L_v \cdot x = 351666$$

$$x = 155.88 \text{ Gramm}$$

Es bleiben 344.12 g Dampf

Gleichgewicht: 1'155.88 g Wasser bei 100°C
344.12 g Dampf bei 100°C

- ⑦ 1 kg Wasser mit 25°C
0.5 kg Eis mit -18°C

Lösungsweg mittels Energien ab absolutem Nullpunkt:

1 kg Wasser mit 25°C hat bez. abs. Nullpkt.
folgende Energie:

$$Q_1 = \underbrace{c_{\text{Eis}} \cdot 1 \text{ kg} \cdot 273.15}_{\text{Eis von 0 K auf } 273.15 \text{ K erwärmen}} + \underbrace{L_s \cdot 1 \text{ kg}}_{\text{Eis schmelzen}} + \underbrace{c_{\text{Wasser}} \cdot 1 \text{ kg} \cdot 25}_{\text{Wasser von } 0^{\circ} \text{ auf } 25^{\circ}\text{C erwärmen}}$$
$$Q_1 = 1'011'965 \text{ J}$$

0.5 kg Eis mit -18°C hat bez. abs. Nullpunkt
folgende Energie:

$$Q_2 = c_{\text{Eis}} \cdot 0.5 \cdot (273.15 - 18)$$
$$= 267'907.5 \text{ J}$$

$$Q_{\text{tot}} = Q_1 + Q_2 = 1'279'872.5 \text{ J}$$

↳ Gesamte Energie im Gemisch

Diese Gesamtwärme resp. - Energie führe ich
jetzt 1.5 kg Wasser zu, welches eine Temperatur
von 0 Kelvin hat:

7: Fortsetzung

$$Q_{\text{tot}} =$$

$$1'279'872.5 \text{ J}$$

1.5 kg Eis von 0K auf 273.15K
erwärmen:

$$C_{\text{Eis}} \cdot 1.5 \cdot 273.15$$

$$860'422.5 \text{ J}$$

Q verbleibend:

$$419'450 \text{ J}$$

Nie viel Eis bei 0°C kann man mit
419'450 J zu Wasser bei 0°C schmelzen?

$$\frac{419'450 \text{ J}}{L_s} \approx 1.26 \text{ kg} \quad (1.256'590' \dots)$$

Am Schluss hat man also 1.26 kg Wasser
bei 0°C und 0.24 kg Eis bei 0°C
in Koexistenz!

- ⑧ Gesamtenergie in: - 1kg Eis bei -20°C
- 0.2kg Dampf bei 140°C

$$Q = C_{\text{Eis}} \cdot 1\text{kg} \cdot (273.15 - 20) + C_{\text{Eis}} \cdot 0.2\text{kg} \cdot 273.15 \\ + L_s \cdot 0.2\text{kg} + C_w \cdot 0.2\text{kg} \cdot 100\text{K} + L_v \cdot 0.2\text{kg} \\ + C_{\text{Dampf}} \cdot 0.2\text{kg} \cdot 40\text{K} \\ = 1'262'842\text{J}$$

1.2kg Eis von $0\text{K} \rightarrow 273.15\text{K}$:

$$C_{\text{Eis}} \cdot 1.2 \cdot 273.15 = 688'338\text{J}$$

$$\text{Restenergie} = 574'504\text{J}$$

1.2kg Eis schmelzen:

$$L_s \cdot 1.2\text{kg} = 400'560\text{J}$$

$$\text{Restenergie} = 173'944\text{J}$$

Die Restenergie von $173'944\text{J}$ wird dem Wasser bei 0°C zugeführt. Damit ergibt sich eine Temp.-Erhöhung von:

$$173'944\text{J} = C_{\text{Wasser}} \cdot 1.2\text{kg} \cdot \Delta T$$

$$\Delta T = \frac{173'944}{C_{\text{Wasser}} \cdot 1.2} \approx 34.66^{\circ}\text{C}$$

Am Schluss haben wir 1.2kg Wasser bei 34.66°C

Anhang zu 8:

Weiss man, dass man am Schluss Wasser hat,
kann man auch "klassisch" Rechnen:

1kg Eis bei -20°C / 0.2kg Dampf bei 140°C

T = Endtemperatur des Wassers

$$C_{\text{Eis}} \cdot 1 \cdot 20 + L_s \cdot 1\text{kg} + C_{\text{Wasser}} \cdot 1\text{kg} \cdot T$$

=

$$C_{\text{Dampf}} \cdot 0.2\text{kg} \cdot 40 + L_v \cdot 0.2 + C_{\text{Wasser}} \cdot 0.2 (160 - T)$$

$$\Rightarrow \underline{\underline{T = 34.66^{\circ}\text{C}}}$$