

## Verbrennung von Lebensmitteln

### Ein Versuch im Rahmen des digitalen Adventskalenders 2021 „Science Meets Advent“

Bjoern Luerßen, Heiko Barth

#### Vorbemerkung

Mit Hilfe der Kalorimetrie kann – wie in diesem Versuch gezeigt – der sog. *physikalische* (oder kalorische) Brennwert eines Lebensmittels bestimmt werden. Hierbei wird der zu untersuchende Stoff unter Sauerstoffzufuhr vollständig verbrannt (i. A. zu Kohlenstoffdioxid (CO<sub>2</sub>) und Wasser (H<sub>2</sub>O)). Hiervon zu unterscheiden ist der sog. *physiologische* Brennwert, welcher derjenigen Energie entspricht, die im Organismus bei der Oxidation der Nährstoffe frei wird. Im Fall von Kohlenhydraten, Fetten und Ethanol entspricht der physiologische annähernd dem physikalischen Brennwert; im Fall von Proteinen liegt er deutlich darunter (um ca. 17,2 kJ/g bzw. 4,1 kcal/g), da die in Proteinen enthaltenen Aminosäuren nicht vollständig zu CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O abgebaut werden, sondern im Organismus nur unvollständig zu Harnstoff umgewandelt und ausgeschieden werden.

#### Ein kleines bisschen Theorie ...

Die theoretische Grundlage für die Kalorimetrie bildet der „Erste Hauptsatz der Thermodynamik“, das Prinzip der Energieerhaltung. Er besagt, dass die von einem System mit seiner Umgebung ausgetauschte Summe von geleisteter Arbeit ( $W$ ) und ausgetauschter Wärme ( $Q$ ) gleich der Änderung der sog. „Inneren Energie“ ( $U$ ) des Systems ist:

$$\Delta U = Q + W \tag{1}$$

Bei chemischen Reaktionen tritt im Allgemeinen mechanische Arbeit in Form von Volumenarbeit auf, so dass bei konstantem Druck formuliert werden kann:

$$\left(\Delta_r U\right)_p = Q_p - p \cdot \Delta_r V \tag{2}$$

Der Ausdruck  $U + p \cdot V$  wird nun als neue Funktion der Enthalpie  $H$  definiert, die gerade der bei konstantem Druck ausgetauschten Wärmemenge entspricht:

$$\Delta_r H = Q_p \tag{3}$$

Die ausgetauschte Wärmemenge ist nicht direkt messbar; sie ist aber proportional zur (messbaren) Temperaturerhöhung  $\Delta T$  sowie zur Masse  $m$  des Systems. Der Proportionalitätsfaktor ist die sog. Wärmekapazität  $C_p$ :

$$Q_p = C_p \cdot m \cdot \Delta T \tag{4}$$

Im vorliegenden Versuch stellt  $m$  die Masse des Wassers dar, auf welche die Wärmemenge  $Q_p$  übertragen wird, und  $\Delta T$  ist die Temperaturdifferenz, um die sich das Wasser erwärmt. Die Wärmekapazität von Wasser beträgt  $C_p(\text{H}_2\text{O}) = 4,182 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

### Versuchsdurchführung

Für die genaue Bestimmung des Brennwertes ist es wichtig, dass die Probe möglichst vollständig verbrennt. Sie sollte also sorgfältig zerkleinert und gemörsert werden. Es eignen sich für das Experiment mithin insbesondere Kekse ohne Schokolade, Bonbons, Zucker, Knäckebrot oder Ähnliches.

#### *Teil 1 Bestimmung der Wärmekapazität des Kalorimeters*

Für eine quantitative Messung muss zunächst die Wärmekapazität des Kalorimetergefäßes  $C_{p,\text{Kal}}$  (eine Gerätekonstante, früher auch „Wasserwert“ genannt) bestimmt werden, falls diese nicht bekannt ist. Dies erfolgt zweckmäßigerweise nach der Mischmethode. Hierzu wird der Glasmantel (1) zunächst mit einer bestimmten Menge Wasser (ca. 300 g, Raumtemperatur) über einen der beiden senkrechten Glasrohrstutzen befüllt (genaue Masse notieren). Über einen der Stutzen wird noch ein Magnetrührstäbchen in den Glasmantel gegeben, und die beiden Thermometer (Teilung 0,1 °C) werden eingesetzt. Es wird für ca. 2 min die Temperatur gemessen, bis sich an beiden Thermometern eine identische, konstante Temperatur ( $T_1$ ) eingestellt hat.

Anschließend wird eine bestimmte Menge (ca. 200 g) warmes Wasser der Temperatur  $T_2$  (ca. 40 °C) hinzugegeben. Der Temperaturverlauf im Kalorimeter wird für ca. 3 min aufgenommen (Messwerte mind. alle 15 s), bis sich ein linearer Abfall, der sich extrapolieren lässt, ergibt, um daraus die Mischtemperatur  $T_M$  zu bestimmen, vgl. Abb. 2. (Es ist darauf zu achten, dass mit Hilfe des Magnetrührers und des Magnetrührstäbchens immer für eine ausreichende Durchmischung im Kalorimeter gesorgt wird).

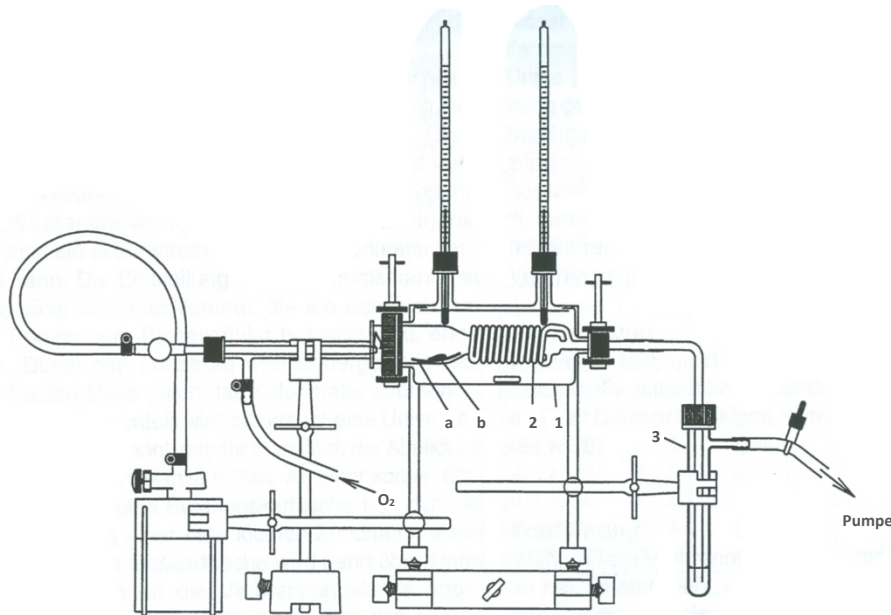


Abbildung 1 Versuchsaufbau zur Bestimmung des kalorischen Brennwertes von Lebensmitteln. 1 Kalorimetergefäß, 2 Glasmantel, 3 Blasenähler, a Graphitpapier oder keramisches Papier, b Probe. Abb. verändert nach: PHYWE Schriftenreihe, Handbuch Glasmantel, Versuchsbeschreibung GL12 „Bestimmung der Heizwerte fester und gasförmiger Brennstoffe im waagerechten Kalorimeter“, Abb. 1, S. 47, PHYWE Systeme GmbH, Göttingen.

### Teil 2 Bestimmung des Brennwertes von Lebensmitteln

Der Glasmantel wird mit 500 g Wasser (genaue Masse notieren) mit einer konstanten Temperatur (= Anfangstemperatur  $T_1$ ) befüllt. Mit Hilfe einer Pumpe wird ein Luftstrom durch die Apparatur gezogen. Zwischen der Austrittsöffnung des Kalorimeters und der Pumpe ist ein Blasenähler (3) montiert, mit dessen Hilfe der Luftstrom kontrolliert wird. Die Einstellung des Luftstroms (vorsichtig!) kann mit Hilfe einer Schlauchklemme, die am Schlauch von der Pumpe zum Blasenähler befestigt ist, erfolgen. Der Luftstrom stellt sicher, dass alle heißen Gase durch das Kalorimeter strömen.

Von dem zu untersuchenden Lebensmittel (b) wird ein Stückchen (Masse zwischen 0,5 g und 1 g) abgewogen ( $m_{\text{Probe}}$ ), dieses wird auf einen Streifen Graphitpapier oder keramisches Papier (a) gelegt und tief in den Brennraum des Kalorimeters geschoben. Nun wird an der Verbrennungslanze eine kleine Zündflamme auf folgende Weise eingestellt: Der Gashahn und das Feinregulierungsventil der Verbrennungslanze werden so geöffnet, dass ein schwacher bis mittlerer Gasstrom fließt. Dieser wird entzündet und eine Flammenlänge von ca. 1 cm - 2 cm eingestellt. Anschließend wird das Sauerstoffgas hinzugemischt, so dass sich eine kleine Zündflamme von ca. 5 mm Länge einstellt. Mit der Zündflamme wird die Probe entzündet (Schutzbrille (möglichst mit dunklen Gläsern) tragen).

Ist dies geschehen, so schließt man sofort das Feinregulierungsventil, damit kein weiteres Brenngas mehr im Kalorimeter verbrennt, sondern nur noch Sauerstoff über die Verbrennungslanze der Probe zugeführt wird.

Während der Verbrennung muss das Wasser durchgehend gerührt werden, damit ein vollständiger Übergang der freiwerdenden Verbrennungswärme an das Wasser gewährleistet ist. Der Temperaturverlauf wird während der Verbrennung aufgezeichnet (alle 10 sec am Thermometer, das direkt am Verbrennungsraum sitzt). Ist die Verbrennung beendet, werden der Luftstrom und die Sauerstoffzufuhr abgestellt. Das Wasser wird noch weiter gerührt und die Temperatur weiter verfolgt, bis beide Thermometer die gleiche Temperatur anzeigen.

## Hinweise zur Auswertung

### Teil 1 Bestimmung der Wärmekapazität des Kalorimeters

Beim Mischen von kaltem mit warmem Wasser gibt das warme Wasser Wärme ab, die vom kalten Wasser aufgenommen wird. Die Wärmekapazität des Kalorimeters  $C_{p,Kal}$  errechnet sich also mit Hilfe des Energieerhaltungssatzes

Aufgenommene Wärmemenge = abgegebene Wärmemenge

$$(m_1 \cdot c_p(\text{H}_2\text{O}) + C_{p,Kal}) \cdot (T_M - T_1) = m_2 \cdot c_p(\text{H}_2\text{O}) \cdot (T_2 - T_M) \quad (5)$$

$$C_{p,Kal} = m_2 \cdot c_p(\text{H}_2\text{O}) \cdot \left( \frac{T_2 - T_M}{T_M - T_1} \right) - m_1 \cdot c_p(\text{H}_2\text{O}) \quad (6)$$

mit	$m_1$	Masse des kalten Wassers in g
	$m_2$	Masse des warmen Wassers in g
	$T_1$	Temperatur des kalten Wassers in K
	$T_2$	Temperatur des warmen Wassers in K
	$T_M$	Mischtemperatur in K
	$c_p(\text{H}_2\text{O})$	Spezifische Wärmekapazität von Wasser, $c_p(\text{H}_2\text{O}) = 4,182 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Die Mischtemperatur  $T_M$  wird durch Extrapolation des gemessenen Temperaturverlaufs bestimmt:

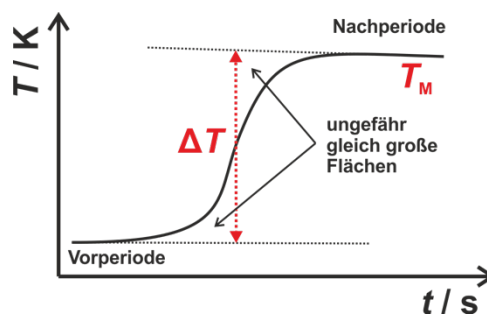


Abbildung 2 Auswertung einer kalorimetrischen Messung zur Bestimmung der Temperaturdifferenz  $\Delta T$ . Die Senkrechte ist so einzuzeichnen, dass sich – wie gezeigt – zwei ungefähr gleich große Flächen ergeben.

Für das Glasmantelkalorimeter, das wir in diesem Versuch verwendet haben, ergibt sich eine Wärmekapazität von  $C_{p, \text{Kal}} = 410 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ .

### Teil 2 Bestimmung des Brennwertes von Lebensmitteln

Zur Bestimmung des (physikalischen) Brennwertes des untersuchten Lebensmittels wird der erhaltene Temperaturverlauf gegen die Zeit aufgetragen. Hier sind beispielhaft die Messergebnisse für die Verbrennung eines Kekses (nicht desjenigen aus dem Video) gezeigt:

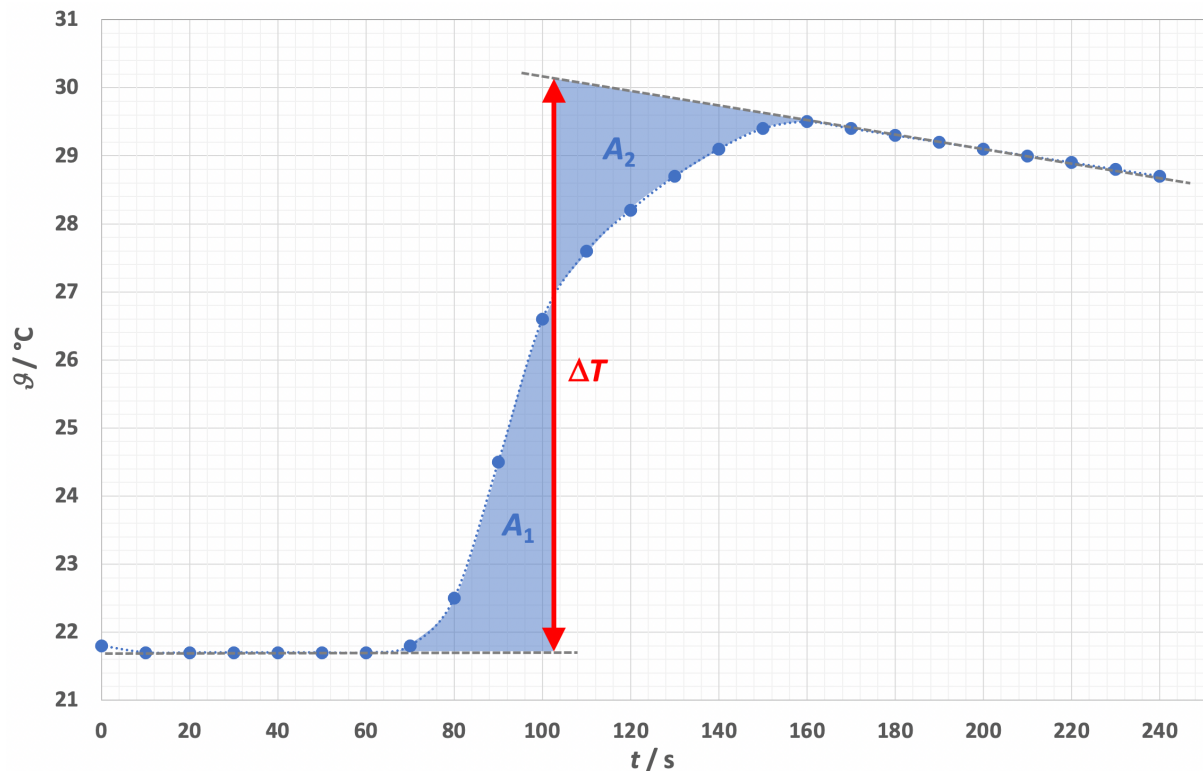


Abbildung 3 Grafische Auswertung der kalorimetrischen Messung des Brennwertes eines Kekses.

Die Verläufe von Vor- und Nachperiode werden extrapoliert, und anschließend kann die Temperaturdifferenz bestimmt werden (es soll gelten:  $A_1 \approx A_2$ ):

$$\Delta T \approx 8,4\text{K}$$

Der Brennwert  $H_s$  (entspricht der Verbrennungswärme) des Kekses ergibt sich nun nach

$$H_s = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot C_p(\text{H}_2\text{O}) + C_{p, \text{Kal}}}{m(\text{Probe})} \cdot \Delta T \quad (7)$$

mit	$m(\text{H}_2\text{O})$	Masse des Wassers im Kalorimeter, $m(\text{H}_2\text{O}) = 502,5 \text{ g}$
	$C_p(\text{H}_2\text{O})$	Spezifische Wärmekapazität von Wasser, $C_p(\text{H}_2\text{O}) = 4,182 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
	$C_{p, \text{Kal}}$	Wärmekapazität des Kalorimeters, $C_{p, \text{Kal}} = 410 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$
	$m_{\text{Probe}}$	Masse der Probe, $m_{\text{Probe}} = 1,05 \text{ g}$
	$\Delta T$	Ermittelte Temperaturdifferenz, $\Delta T = 8,4 \text{ K}$

$$\Delta_c H = \frac{502,5 \text{ g} \cdot 4,182 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} + 410 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}}{1,05 \text{ g}} \cdot 8,4 \text{ K}$$

$$\Delta_c H = 20092 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} = 20,1 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}$$

Für 100 g des hier untersuchten Kekses ergibt sich also ein Brennwert von ca. 2000 kJ (478 kcal). Ein Vergleich mit Herstellerangaben muss hier leider entfallen, da der verwendete Keks einer Keksmischung entnommen wurde und keine Angaben für die einzelnen enthaltenen Kekse aufgeführt waren. Zum Vergleich: Bei Butterkekse findet sich ein Wert von ca. 2110 kJ pro 100 g.

Gießen, 29.11.2021

**Bjoern Luerßen**

*Physikalisch-Chemisches Institut der JLU Gießen*

**Heiko Barth**

*Institut für Didaktik der Chemie der JLU Gießen*