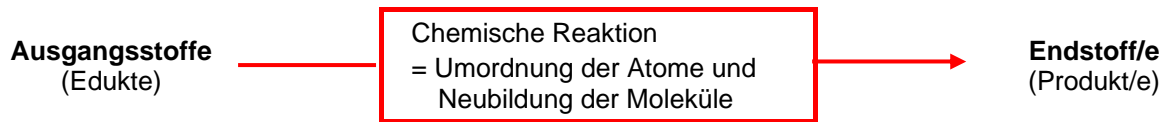


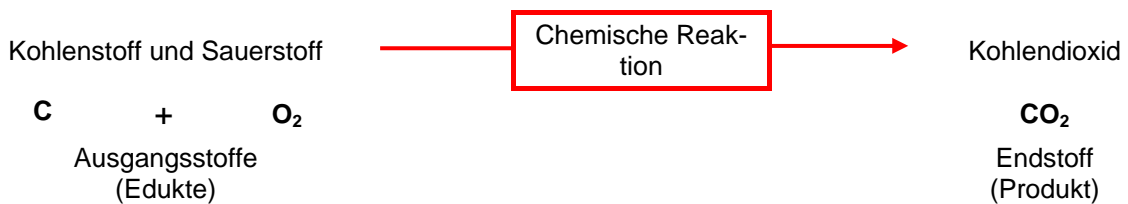
5. Chemische Reaktionen (http://de.wikipedia.org/wiki/Chemische_Reaktion)

5.1 Wesen chemischer Reaktionen

Vorgänge, in denen neue Stoffe durch Umordnung und Neubindung von Atomen entstehen, nennt man *chemische Reaktionen*. Die zu Beginn der chemischen Reaktion vorliegenden Stoffe bezeichnet man als Ausgangsstoffe (auch: Edukte), die in der Reaktion neu gebildeten Stoffe bezeichnet man als Endstoffe (auch: End- oder Reaktionsprodukte).



Beispiel Vollständige Verbrennung von Kohlenstoff

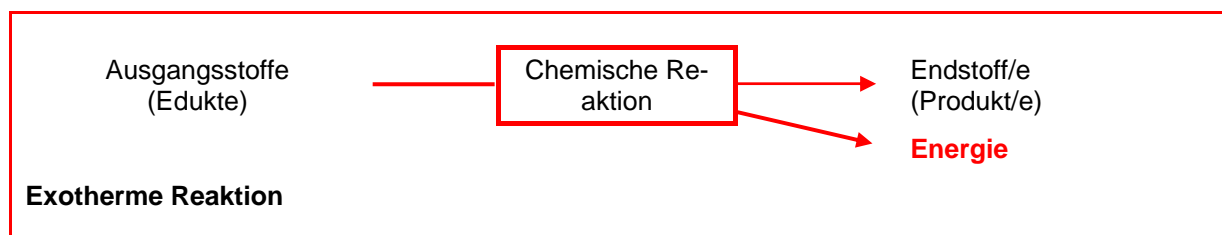


Da bei einer chemischen Reaktion eine Atomumordnung und Neubindung erfolgt, ist die Zahl der beteiligten Atome eines Elements im Endstoff gleich der Zahl der Atome des gleichen Elements in den Ausgangsstoffen.

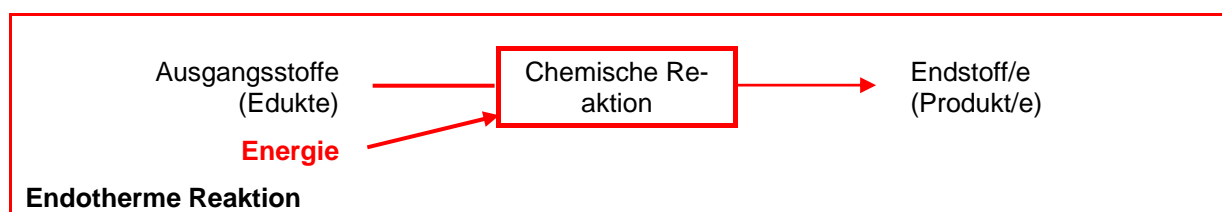
- Eine chemische Reaktion ist die Umwandlung von Ausgangsstoffen in Endstoff.
- Die Zahl der Atome im Endstoff ist gleich der Zahl der Atome in den Ausgangsstoffen.

Bei einer chemischen Reaktion werden nicht nur die Ausgangsstoffe zu Endstoffen umgebildet, es findet auch ein **Energieumsatz** statt:

- Reaktionen, welche noch Energie (meist Wärmeenergie) liefern, nennt man **exotherme** Reaktionen.



- Reaktionen, denen während des gesamten Ablaufes noch Energie zugeführt werden muss, nennt man **endotherme** Reaktionen.



- Reaktionen, die Energie liefern, nennt man exotherm.
- Reaktionen, denen Energie zuzuführen ist, nennt man endotherm.

5.2 Reaktionsgleichungen

Die Kurzschreibweise einer chemischen Reaktion nennt man die Reaktionsgleichung. Die Reaktionsgleichung berichtet in Kurzform über:

1. die Ausgangsstoffe, die Richtung der Reaktion und die Endstoffe.
2. die Mindestzahl an kleinsten Teilchen (Atome, Moleküle), die an der Reaktion teilnehmen müssen.

Die Stoffe werden durch ihre Symbole oder Formeln gekennzeichnet. In der Reaktionsgleichung weist ein Pfeil, der die Richtung der Reaktion angibt, von den Ausgangsstoffen zu den Endstoffen.

Die Mindestzahl der Reaktionspartner werden durch Faktoren (Koeffizienten), welche vor die Symbole bzw. Formeln gesetzt werden, gekennzeichnet. Die Zahl eins entfällt. Diese Faktoren ergeben sich aus der Tatsache, dass die Zahl der Atome eines Elements in den Ausgangsstoffen gleich der Zahl der Atome dieses Elements in den Endstoffen ist. Die Faktoren sind stets ganzzahlig, weil nur ganze Atome und Moleküle reagieren!

Beispiel 1 Bildung von Kohlendioxid und Wasser aus Methan und Sauerstoff

| | Ausgangsstoffe (Edukte) | chemische Reaktion | Endstoffe (Produkte) |
|---|--|--|---|
| | CH₄ + O₂ | → | CO₂ + H₂O |
| Anteile der Atome im Brennstoff der/des Ausgangsstoffe/s „zerlegen“ | <p>1 C-Atom im Ausgangsstoff führt zu</p> $\left(\frac{1 \text{ C}_{\text{Atom in CH}_4}}{1 \text{ C}_{\text{Atom in CO}_2}} \right) \rightarrow 1 \text{ Molekül CO}_2 \text{ im Endstoff}$ <hr/> <p>4 H-Atome im Ausgangsstoff führen zu</p> $\left(\frac{4 \text{ H}_{\text{Atom in CH}_4}}{2 \text{ H}_{\text{Atom in H}_2\text{O}}} \right) \rightarrow 2 \text{ Moleküle H}_2\text{O} \text{ im Endstoff}$ | | |
| Sauerstoffbedarf für die Endstoffe ermitteln | Für die Verbrennung wird Sauerstoff benötigt. Der Sauerstoff der Luft ist eine Verbindung aus zwei Atomen Sauerstoff: O ₂ | | |
| | 1 CH₄ + O₂ → 1 CO₂ + 2 H₂O | | |
| | Für die Endstoffe wird an Sauerstoff benötigt: | | |
| | Kohlendioxidmolekül/e | $1 \text{ Molekül CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ O-Atome}}{\text{Molekül CO}_2} =$ | 2 O-Atome |
| Wassermolekül/e | $2 \text{ Moleküle H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ O-Atom}}{\text{Molekül H}_2\text{O}} =$ | 2 O-Atome | |
| Für die Endstoffe 1 Kohlendioxidmolekül und 2 Wassermoleküle werden benötigt. | | | 4 O-Atome -> 2 O₂-Moleküle |
| Gleichung | CH₄ + 2 O₂ → CO₂ + 2 H₂O | | |

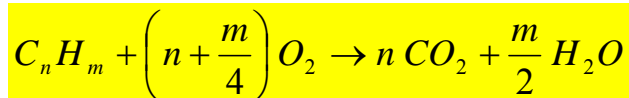
Beispiel 2 Bildung von Kohlendioxid und Wasser aus Acetylen (Ethin) und Sauerstoff

| | Ausgangsstoffe (Edukte) | chemische Reaktion | Endstoffe (Produkte) |
|--|---|--|---|
| | $C_2H_2 + O_2$ | \longrightarrow | $CO_2 + H_2O$ |
| Anteile der Atome im Brennstoff der/des Ausgangsstoffes/s „zerlegen“ | <p>2 C-Atome im Ausgangsstoff führen zu</p> $\left(\frac{2 C_{\text{Atome in } C_2H_2}}{1 C_{\text{Atom in } CO_2}} \right) \rightarrow 2 \text{ Moleküle } CO_2 \text{ im Endstoff}$ <hr/> <p>2 H-Atome im Ausgangsstoff führen zu</p> $\left(\frac{2 H_{\text{Atome in } C_2H_2}}{2 H_{\text{Atome in } H_2O}} \right) \rightarrow 1 \text{ Molekül } H_2O \text{ im Endstoff}$ | | |
| Sauerstoffbedarf für die Endstoffe ermitteln | Für die Verbrennung wird Sauerstoff benötigt. Der Sauerstoff der Luft ist eine Verbindung aus zwei Atomen Sauerstoff: O_2 | | |
| | $1 C_2H_2 + O_2 \longrightarrow 2 CO_2 + 1 H_2O$ | | |
| | Für die Endstoffe wird an Sauerstoff benötigt: | | |
| | Kohlendioxidmolekül/e | $2 \text{ Moleküle } CO_2 \cdot \frac{2 O - \text{Atome}}{\text{Molekül } CO_2} =$ | 4 O-Atome |
| Wassermolekül/e | $1 \text{ Molekül } H_2O \cdot \frac{1 O - \text{Atom}}{\text{Molekül } H_2O} =$ | 1 O-Atome | |
| | Für die Endstoffe 1 Kohlendioxidmolekül und 2 Wassermoleküle werden benötigt. | | 5 O-Atome -> $2\frac{1}{2} O_2$-Moleküle |
| Gleichung | $1 C_2H_2 + 2\frac{1}{2} O_2 \longrightarrow 2 CO_2 + 1 H_2O$ | | |
| | <p>„Problem“: Es gibt kein 1/2 Sauerstoffmolekül. Die errechnete O-Molekülzahl (hier: 2 1/2) muss soweit erweitert werden, bis wir eine ganze Zahl erhalten – hier also mit 2. Wenn wir die Anzahl der Sauerstoffmoleküle verdoppeln, müssen wir aber auch die Molekülzahlen der anderen beteiligten Ausgangs- und Endstoffe verdoppeln!</p> <p>Merke: Eine Reaktionsgleichung soll (darf) keine Brüche enthalten!</p> | | |
| | $2 C_2H_2 + 5 O_2 \longrightarrow 4 CO_2 + 2 H_2O$ | | |

<http://schule-studium.de/Chemie/Verbrennungsgleichungen.html>

Im Unterricht hatten wir noch die Gleichungen für Ethan C₂H₆, Propan C₃H₈ und Heptan C₇H₁₆ ermittelt.

Und nun: Prüfen Sie doch einmal die folgende allgemeine Formel:



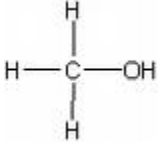

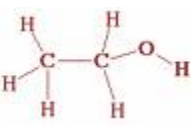

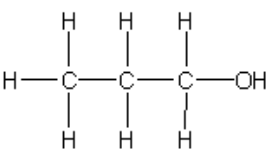
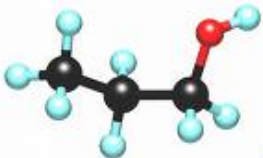
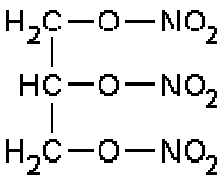
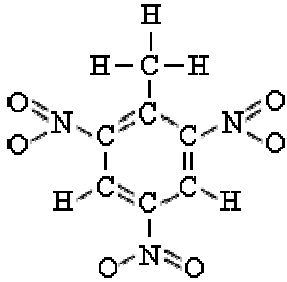
| Wenn $\left(n + \frac{m}{4} \right)$ einen Bruch ergibt, linke und rechte Seite multiplizieren mit | | | | | | | |
|---|----------------------------------|---------------------|---|----------------------|-----------------------|--|-----|
| Ausgangsstoffe (Edukte) | | | → | Endstoffe (Produkte) | | | |
| Methan | CH ₄ | + 2 O ₂ | → | 1 CO ₂ | + 2 H ₂ O | | |
| Ethan | C ₂ H ₆ | + 3½ O ₂ | → | 2 CO ₂ | + 3 H ₂ O | | * 2 |
| | 2 C ₂ H ₆ | + 7 O ₂ | → | 4 CO ₂ | + 6 H ₂ O | | |
| Propan | C ₃ H ₈ | + 5 O ₂ | → | 3 CO ₂ | + 4 H ₂ O | | |
| Butan | C ₄ H ₁₀ | + 8½ O ₂ | → | 4 CO ₂ | + 9 H ₂ O | | * 2 |
| | 2 C ₄ H ₁₀ | + 17 O ₂ | → | 8 CO ₂ | + 18 H ₂ O | | |
| Heptan | C ₇ H ₁₆ | + 11 O ₂ | → | 7 CO ₂ | + 8 H ₂ O | | |
| Ethin (Acetylen) | C ₂ H ₂ | + 2½ O ₂ | → | 2 CO ₂ | + 1 H ₂ O | | * 2 |
| | 2 C ₂ H ₂ | + 5 O ₂ | → | 4 CO ₂ | + 2 H ₂ O | | |

Bitte nicht den folgenden Satz zum Motto machen:

Chemie ist das, was pufft und stinkt. Physik ist das, was nie gelingt.

Weitere Übungen:

Entwickeln Sie die Reaktionsgleichungen für folgende Stoffe:

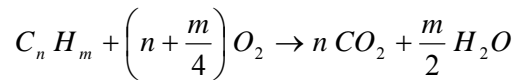
| | | | |
|--|--|--|---|
| Methanol | $\text{H}_3\text{C-OH}$ |  |  |
| Ethanol | $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-OH}$ $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ |  |  |
| 1-Propanol | $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ |  |  |
| Propan-1,2,3-trioltrinitrat (Nitroglycerin) | $\text{C}_3\text{H}_5(\text{ONO}_2)_3$ $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$ |  | |
| Trinitrotoluol (TNT) | $\text{C}_6\text{H}_2\text{CH}_3(\text{NO}_2)_3$ $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$ |  | |
| Schwarzpulver Das Schwarzpulver hat seinen Namen nicht etwa von seiner Farbe, sondern von seinem Erfinder, dem Mönch Berthold Schwarz. | 75 Gewichts-% Kaliumnitrat - KNO_3 15 Gewichts-% Holzkohle 10 Gewichts-% Schwefel - S | | Holzkohle ist ein kompliziertes Gemisch organischer Verbindungen mit 81 bis 90 % Kohlenstoff , 3 % Wasserstoff , 6 % Sauerstoff , 1 % Stickstoff , 6 % Feuchtigkeit und 1 bis 2 % Asche |

TNT ist noch heute der wichtigste militärische Sprengstoff und hat eine [Detonationsgeschwindigkeit](#) von 6900 m/s. Verwendung findet er sowohl im militärischen als auch im gewerblichen Bereich in Mischungen als [Sicherheitssprengstoff](#), der nur durch [Initialzündung](#) (beispielsweise mittels [Sprengkapsel](#)) zum Detonieren gebracht werden kann. Gegossenes TNT benötigt zur sicheren Zündung sogar eine Verstärkerladung, einen sog. Booster. TNT allein kann durch Feuer oder Hitze nicht zur Explosion gebracht werden; es brennt einfach ab. Aufgrund der hohen Herstellungskosten (etwa das 20-fache gewerblicher Sprengstoffe) ist sein Haupteinsatzgebiet jedoch vornehmlich der [militärische](#) Bereich, in dem es als Gefechtsladung von beispielsweise [Granaten](#), [Bomben](#) und [Minen](#) zum Einsatz kommt.

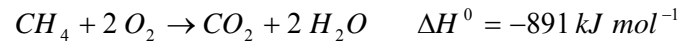
Der [Energiegehalt](#) beträgt in [SI-Einheiten](#): 1 kg TNT = 4,6 MJ

Die häufig im Zusammenhang mit [atomarer Explosionen](#) verwendete Einheit [TNT-Äquivalent](#) basiert hingegen auf der [Kalorie](#) und ist definiert durch 1 kT (Kilotonne TNT) = 10^{12} cal = $4,184 \cdot 10^{12}$ J

5.3 Stoffmengenbilanz für vollständige und vollkommene Verbrennung einer Kohlenwasserstoffverbindung (hier: CH₄ – Methan; <http://de.wikipedia.org/wiki/Methan>)



$$CH_4 \Rightarrow n = 1; m = 4; \frac{m}{2} = \frac{4}{2} = 2; \left(n + \frac{m}{4} \right) = 1 + \frac{4}{4} = 2$$



| 1. Beteiligte Elemente und deren relative Atommassen | |
|--|--------------------|
| Element | Relative Atommasse |
| C Kohlenstoff | 12,011 |
| H Wasserstoff | 1,008 |
| O Sauerstoff | 15,999 |
| | |

| 2. Beteiligte Moleküle und deren Molmassen | |
|--|--|
| Molekül | Molmasse (kg/kmol) |
| CH₄ Methan | 12,011 + 4 · 1,008 = 16,043 |
| O₂ Sauerstoff | 2 · 15,999 = 31,998 |
| CO₂ Kohlendioxid | 12,011 + 2 · 15,999 = 44,009 |
| H₂O Wasser | 2 · 1,008 + 15,999 = 18,015 |

3. Stoffmengenbilanz:

| Ausgangsstoffe (Edukte) | | | → | Endstoffe (Produkte) | | |
|--|---|-------------------------|---|--------------------------|---|---------------------------------|
| Methan | + | Sauerstoff | → | Kohlendioxid | + | Wasser |
| CH ₄ | + | 2 O ₂ | → | CO ₂ | + | 2 H ₂ O |
| 1 kmol CH ₄ | | 2 kmol O ₂ | | 1 kmol CO ₂ | | 2 kmol H ₂ O |
| 16,043 kg | + | 2 · 31,998 kg | = | 44,009 kg | + | 2 · 18,015 kg |
| 16,043 kg | + | 63,996 kg | = | 44,009 kg | + | 36,030 kg |
| Stoffmengen in kg/kg _{Methan} | | | | | | |
| 1 kg CH ₄ | + | 3,989 kg O ₂ | = | 2,743 kg CO ₂ | + | 2,246 kg H ₂ O-Dampf |
| Dichte ρ _N der Stoffe in kg/m ³ bei 0° C und 1,01325 bar (Normzustand für Gase) vgl. EUROPA-Tab.-Buch, 43. Aufl. 2005, S. 117 | | | | | | |
| 0,72 | + | 1,43 | = | 1,98 | | 0,804 |
| Volumen der Stoffe in m _N ³ /kg _{Methan} (bei 0°C und 1,01325 bar): $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$ | | | | | | |
| 1,389 | + | 2,790 | = | 1,385 | | 2,794 |
| Stoffmengen in m _N ³ /m _N ³ _{Methan} | | | | | | |
| 1 | + | 2,01 | = | 0,997 | | 2,01 |

Anm.:

Das molare Volumen des [idealen Gases](#) beträgt 22,413996 l/mol unter [Normalbedingungen](#) und 24,4640424 l/mol bei [Standardbedingungen](#). Für [reale Gase](#), [Feststoffe](#) und [Flüssigkeiten](#) ist das molare Volumen hingegen stoffabhängig.

In Deutschland ist das molare [Normvolumen](#) in der Norm DIN 1343 mit 22,414 l/mol (= 22,414 m³/kmol) mit einer [Toleranz](#) von 1,9·10⁻⁴ l/mol bei Normalbedingungen festgelegt

5.4 ÜBUNG: Sauerstoff- und Luftbedarf, Rauchgase bei der Verbrennung von Methan

http://www.tu-berlin.de/fb6/lfmw/Lehre/Grundstudium/Download/UeWS0506/Ue13WS0506_SkriptUndAufgabe.pdf

Methan (CH₄) soll mit 25 % Luftüberschuss verbrannt werden. Es ist zu berechnen:

1. der Mindestsauerstoffbedarf O_{min},
2. der Mindestluftbedarf L_{min},
3. der tatsächliche Luftbedarf L,
4. das Rauchgasvolumen V_R je m_N³ Methan,
5. die Rauchgaszusammensetzung in Volumenanteilen und –prozenten,
6. die Verbrennungstemperatur t_R.

Lösungen:

1. Mindestsauerstoffbedarf O_{min}

a) Chemische Reaktionsgleichung:

$$C_n H_m + \left(n + \frac{m}{4} \right) O_2 \rightarrow n CO_2 + \frac{m}{2} H_2O$$

$$CH_4 \Rightarrow n = 1; m = 4; \frac{m}{2} = \frac{4}{2} = 2; \left(n + \frac{m}{4} \right) = 1 + \frac{4}{4} = 2$$

$$CH_4 + 2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$$

b) Stoffmengen (bei 0 °C und 1,01325 bar = 22,414 l/mol)

| Ausgangsstoffe | | | | Endstoffe | |
|-----------------------|---|----------------------|---|-----------------------|--------------------------------|
| Brenngas/e | | Sauerstoff | | Kohlendioxid | Wasserdampf |
| CH ₄ | + | 2 O ₂ | → | CO ₂ | + 2 H ₂ O |
| 1 mol CH ₄ | + | 2 mol O ₂ | → | 1 mol CO ₂ | + 2 mol H ₂ O-Dampf |

Mindestsauerstoffbedarf O_{min} = 2 · (CH₄)_B = 2 m_N³Sauerstoff/m_N³Methan

2. Mindestluftbedarf L_{min}

Der Anteil des Sauerstoffs in der Luft beträgt 21 Vol-%.

$$\text{Mindestluftbedarf } L_{\min} = \frac{O_{\min}}{0,21} = \frac{2 \frac{m_{N_Sauerstoff}^3}{m_{N_Methan}^3}}{0,21} = 9,52 \frac{m_{N_Luft}^3}{m_{N_Methan}^3}$$

3. Tatsächlicher Luftbedarf L bei 25 % Luftüberschuss

$$L = \lambda \cdot L_{\min} = (1 + 0,25) \cdot L_{\min}$$

$$= 1,25 \cdot 9,52 \frac{m_{N_Luft}^3}{m_{N_Methan}^3}$$

$$= 11,90 \frac{m_{N_Luft}^3}{m_{N_Methan}^3}$$

Die errechnete theoretische Mindestluftmenge reicht praktisch nur selten zur vollkommenen Verbrennung eines Brennstoffes aus. Man benötigt in der Feuerung immer einen mehr oder weniger durch Erfahrung festgestellten Luftüberschuss. Dieser wird durch das Luftverhältnis λ ausgedrückt.

4. Rauchgasvolumen V_R

$$V_R = \lambda \cdot L_{\min} + (CH_4)_B$$

$$= (11,90 + 1) \frac{m_{N_Luft}^3}{m_{N_Methan}^3} = 12,90 \frac{m_{N_Luft}^3}{m_{N_Methan}^3}$$

5.1 Rauchgaszusammensetzung in m_N^3

Nach der Verbrennungsgleichung für Methan (vgl. Lösung zu 1) entstehen aus 1 m_N^3 Methan Gas folgende Rauchgas-Mengenanteile:

| | | |
|---------------------------|---------|---|
| $(CO_2)_R$ - Kohlendioxid | 1 Mol → | 1.00 m_N^3 Kohlendioxid/ m_N^3 Methan |
| $(H_2O)_R$ - Wasserdampf | 2 Mol → | 2.00 m_N^3 Wasserdampf/ m_N^3 Methan |

Dazu kommen noch aus der zugeführten Luft

| | | |
|--|----------------------------------|---|
| $(N_2)_R$ - (Stickstoffanteil aus $L = 11,9 m_N^3$) | $0,79 \cdot L = 0,79 \cdot 11,9$ | 9,40 m_N^3 Stickstoff/ m_N^3 Methan |
| $(O_2)_R$ - (Sauerstoffanteil aus dem Luftüberschuss $L - L_{min}$) | $0,21 \cdot (11,9 - 9,52) =$ | 0,50 m_N^3 Sauerstoff/ m_N^3 Methan |
| Summe (vgl. Löser zu 4) | | 12,90 m_N^3 Rauchgas/ m_N^3 Methan |

5.2 Rauchgaszusammensetzung in Volumenprozenten (100 % = 12,9 m_N^3)

| | | |
|---------------------------|----------------------------------|---------|
| $(CO_2)_R$ - Kohlendioxid | $\frac{1}{12,9} = 0,077519\dots$ | 7,75 % |
| $(H_2O)_R$ - Wasserdampf | $\frac{2}{12,9} = 0,155038\dots$ | 15,50 % |

dazu kommen noch

| | | |
|--|------------------------------------|----------|
| $(N_2)_R$ - (Stickstoffanteil aus der zugeführten Luft) | $\frac{9,4}{12,9} = 0,728682\dots$ | 72,87 % |
| $(O_2)_R$ - (Sauerstoffanteil aus dem Luftüberschuss $L - L_{min}$) | $\frac{0,5}{12,9} = 0,038759\dots$ | 3,88 % |
| Summe | 1 m_N^3 Rauchgas | 100,00 % |

6. Verbrennungstemperatur t_R . (<http://de.wikipedia.org/wiki/Kalorie>)

Die Verbrennungstemperatur ermitteln wir mit Hilfe des h,t -Diagramms¹ von Rosin und Fehling. Dazu müssen zwei Werte berechnet werden²:

| | | |
|------------------------------------|--|--|
| Luftgehalt des Rauchgases l in % | $l = \frac{(\lambda - 1) \cdot L_{min}}{V_R} = \frac{(1,25 - 1) \cdot 9,52}{12,90} = 18,4\%$ | |
| Enthalpie des Rauchgases h_R | $h_R = \frac{H_{iMethan}}{V_R} = \frac{8550 \text{ kcal}}{12,90 \text{ m}_N^3} \approx 663 \frac{\text{kcal}}{\text{m}_N^3}$ | H_i : Heizwert der Brenngase (früher H_u) |

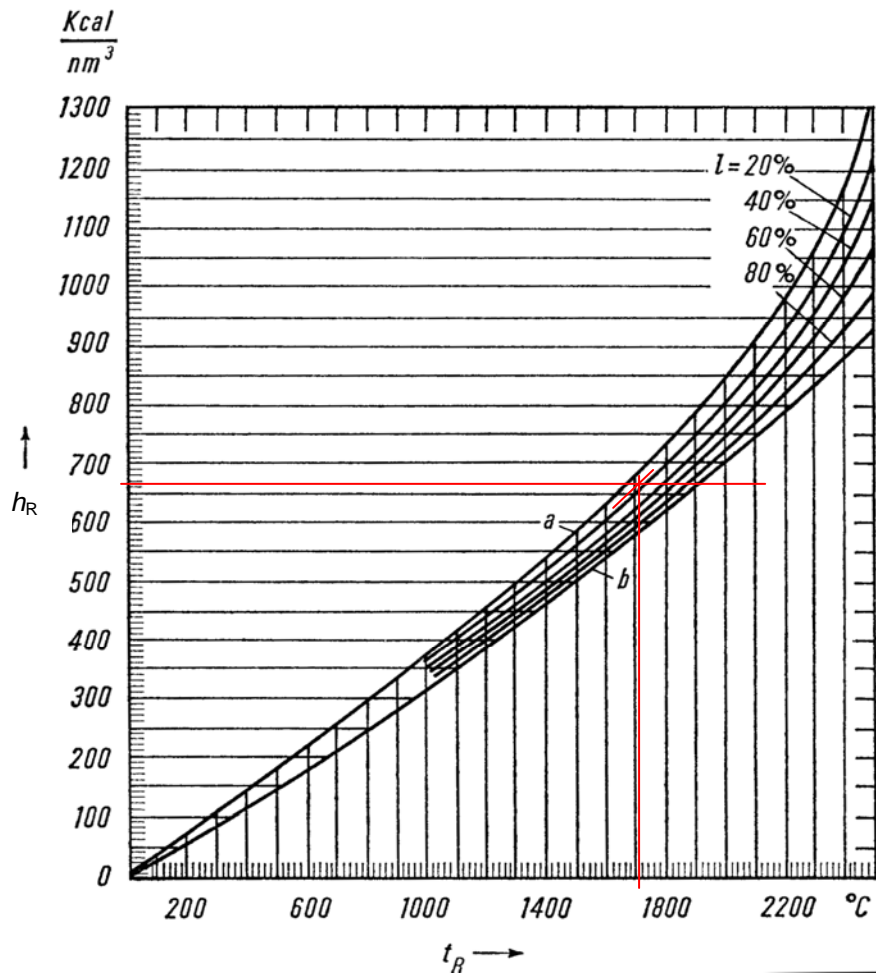
Anm.: Werden die Volumenanteile im Brenngas von Wasserstoff, Kohlenmonoxid, Methan, Äthylen, höheren Kohlenwasserstoffen, Sauerstoff und Stickstoff mit $(H_2)_B$, $(CO)_B$, $(CH_4)_B$, $(C_2H_4)_B$, $(C_nH_m)_B$, $(O_2)_B$ und $(N_2)_B$ in m_N^3/m_N^3 gasförmigem Brennstoff bezeichnet, dann gilt:

$$H_i \approx 2570 (H_2)_B + 3020 (CO)_B + 8550 (CH_4)_B + 14320 (C_2H_4)_B + 17000 (C_nH_m)_B \frac{\text{kcal}}{\text{m}_N^3}$$

¹ h : Enthalpie (entspricht in der Wärmelehre dem Heizwert); t : Temperatur in °C

² vgl. Literatur: Martin Thimm: Einführung in die Technische Wärmelehre; Hanser Verlag: München 1967, S. 146 ff

³ Verbandsformel nach Dulong; $1 \text{ kcal}_{th} = 4,184 \text{ kJ}$



h, t -Diagramm
 von Rosin und Fehling

- a) Rauchgas ohne Luftüberschuss
- b) reine Luft

Damit ergibt sich aus dem h, t -Diagramm eine (theoretische) Verbrennungstemperatur $t_R \approx 1715 \text{ }^\circ\text{C}$.

Anm.:

Dieser Wert gilt unter der Voraussetzung, dass keine Wärme nach außen verloren geht und dass während der Verbrennung auch keine endothermen chemischen Umwandlungen auftreten (z. B. Dissoziation von Rauchgasbestandteilen). In der Realität kann diese Temperatur nicht erreicht werden, da folgende Faktoren zu berücksichtigen sind:

- a) unvermeidliche Wärmeverluste durch Wärmeabstrahlung vom glühenden Brennstoff und leuchtender Flamme;
- b) unvollständige Verbrennung und Dissoziation bei Temperaturen höher als $1500 \text{ }^\circ\text{C}$.

Durch diese Verluste wird die wirkliche Rauchgastemperatur bedeutend niedriger als die theoretisch ermittelte Verbrennungstemperatur.

5.x Verbrennung - Brandklassen

Eine Verbrennung ist eine Redoxreaktion unter Abgabe von Wärme, insbesondere auch von Licht und flüchtigen Stoffen. Zu unterscheiden ist eine Verbrennung in Form eines Feuers mit Flammenwirkung von einer *unvollständigen Verbrennung* (Schwelbrand, Verkoken) sowie langsamen und relativ *kalten Oxidationen*, etwa beim Verrosten von Metallen oder innerhalb eines Lebewesens bei der „Verbrennung“, also der Oxidation von Nährstoffen, ablaufen.

Verbrennungen, die mit einer hohen **Verbrennungsgeschwindigkeit**, nahezu schlagartig und mit enormer Volumenzunahme der gasförmigen Bestandteile erfolgen, bezeichnet man als Explosionen, welche unter Berücksichtigung der Verbrennungs- und Ausbreitungsgeschwindigkeit in Detonation (*Detonationsgeschwindigkeit* der Sprengtechnik), Deflagration und Verpuffung (*Abbrandgeschwindigkeit* der Pyrotechnik) unterteilt werden.

Verlauf

Bei der Verbrennung reagiert eine Substanz chemisch mit Sauerstoff oder (selten) einem anderen Gas. Dabei werden Wärme und Licht freigesetzt.

Bei den meisten Stoffen, die zur Wärmeerzeugung verbrannt werden, reagieren Kohlenwasserstoffe mit dem Sauerstoff. Es entsteht dabei sichtbarer Rauch, der aus Kohlenmonoxid, Kohlendioxid, Wasser und Ruß besteht.

Die Substanz kann fest (z. B. Holz, Kohle), flüssig (z. B. Benzin, Alkohol), flüssig werdend (z. B. Wachs) oder gasförmig (z. B. Methangas, Erdgas) sein.

Es können auch Stoffe ohne den Einfluss von Sauerstoff verbrennen, z. B. Fluor mit Wasserstoff. Hierbei entsteht Fluorwasserstoff, welcher in wässriger Lösung die Fluorwasserstoffsäure bildet, die zum Ätzen von Glas geeignet ist.

Voraussetzung für eine Verbrennung

Vorhanden sein muss:

- Brennbare Material in ausreichender Menge
- Oxidationsmittel, meist Sauerstoff
- Wärme, um die Zündtemperatur zu erreichen oder die Mindestverbrennungstemperatur zu halten
- Das richtige Mengenverhältnis des brennbaren Stoffes mit der Umgebungsluft oder dem reaktiven Gas.

Ein Katalysator kann die Verbrennung beschleunigen oder sogar erst ermöglichen.



Mengenverhältnis und Sauerstoffbedarf

Selbst bei einer hohen Brandstoffkonzentration muss es nicht zwangsläufig zu einer Verbrennung kommen. Ein Stoff brennt nur innerhalb bestimmter Grenzen, die durch das Verhältnis zwischen Brandstoff und Sauerstoff gesetzt sind. Liegt die Brandstoffkonzentration darunter, ist das Gemisch zu mager, liegt sie darüber, ist das Gemisch zu fett zum Zünden. Diese Werte lassen sich berechnen






(vgl. Übungsaufgabe Verbrennung von Methan und [http://de.wikipedia.org/wiki/Verbrennung_\(Chemie\)](http://de.wikipedia.org/wiki/Verbrennung_(Chemie)))

Brandklassen

Als Brandklassen bezeichnet man eine Klassifizierung der Brände nach ihrem brennenden Stoff. Diese Klassifizierung ist vorwiegend notwendig, um die richtige Auswahl entsprechender Löschmittel durch die Feuerwehr zu treffen.

Nach der europäischen Norm EN 2 erfolgt die Einteilung der brennbaren Stoffe in die fünf Brandklassen A, B, C, D und F. Die Brandklassen sind auf den Feuerlöschern aufgebracht.

Abgeschafft ist die Brandklasse E, die für Brände in elektrischen Niederspannungs-Anlagen (bis 1000 V) vorgesehen war. Sie wurde schon vor Einführung der europaweiten Norm EN 2 gestrichen, da alle Feuerlöcher in Niederspannungs-Anlagen eingesetzt werden können, sofern der auf dem Feuerlöscher stehende Sicherheitsabstand eingehalten wird.

| Brandklasse | Beschreibung | Beispiele | Löschmittel | Hinweis/e |
|---|--|--|--|---|
|  | Brände fester Stoffe, hauptsächlich organischer Natur, die normalerweise unter Glutbildung verbrennen. | Holz, Kohle, Papier, Textilien, Autoreifen, einige Kunststoffe, Stroh | Wasser, wässrige Lösungen, Schaum, ABC-Pulver | |
|  | Brände von flüssigen oder flüssig werdenden Stoffen. | Benzin, Alkohol, Teer, Wachs, viele Kunststoffe, Ether, Lacke, Harz | Schaum, ABC-Pulver, BC-Pulver, Kohlendioxid | Auch Stoffe, die durch die Temperaturerhöhung flüssig werden |
|  | Brände von Gasen | Ethin (Acetylen), Wasserstoff, Erdgas, Methan, Propan, Butan, Stadtgas | ABC-Pulver, BC-Pulver, Kohlendioxid nur in Ausnahmefällen | Brände von Gasen in der Regel erst dann löschen, wenn die Gaszufuhr unterbunden werden kann, da sich sonst ein explosionsfähiges Gas-Luft-Gemisch bilden kann |
|  | Brände von Metallen | Aluminium, Magnesium, Natrium, Kalium, Lithium und deren Legierungen | Metallbrandpulver (D-Pulver), trockener Sand, trockenes Streu- oder Viehsalz, trockener Zement, Grauguss-Späne | Bei Bränden der Klasse D niemals Wasser als Löschmittel verwenden. |
|  | Brände von Speiseölen/-fetten (pflanzliche oder tierische Öle und Fette) | Speiseöle und Speisefette | Topfdeckel, Speziallöschmittel (Flüssiglöschmittel aus Brandklasse F-Handfeuerlöscher) | Bei Bränden der Klasse F (Fettbrand) niemals Wasser als Löschmittel verwenden. |

Anm.:

Brandklassen und Beschreibungen entsprechen exakt dem Wortlaut der DIN EN 2. Beispiele, Löschmittel und Hinweise dienen der Erläuterung und sind nicht Bestandteil der DIN EN 2.

Löschpulver vgl. <http://de.wikipedia.org/wiki/ABC-Pulver>

[http://de.wikipedia.org/wiki/Heizwert_\(Dulong\)](http://de.wikipedia.org/wiki/Heizwert_(Dulong))



* Rouen, Frankreich, 12. Februar 1785

† Paris, Frankreich, 19. Juli 1838

Pierre Louis Dulong wurde 1785 in Rouen geboren. 1801 trat er in das Polytechnikum (Paris) ein und studierte anschließend Medizin, Botanik und Chemie. 1811 arbeitete er als Lehrer in Paris. 1820 wurde er Professor der Physik am Polytechnikum und Professor für Chemie an der Faculté des Sciences. Er stellte mit Petit das Dulong-Petit-Gesetz auf. 1838 starb Dulong in Paris.

Aus o. g. Elementaranalyse wurde von **Dulong** die **Verbandsformel** zur näherungsweise Bestimmung des **Heizwertes** H_u in MJ/kg (auch unterer Heizwert genannt) abgeleitet:

$$H_u = 33,9 * c + 121,4 * (h - o / 8) + 10,5 * s - 2,44 * w$$

Unter Verwendung experimentell bestimmter Heizwerte hat Boie diese Formel modifiziert:

$$H_u = 34,8 * c + 93,9 * h - 10,8 * o + 10,5 * s + 6,3 * n - 2,44 * w$$

Empirische Bestimmung Heiz/Brennwerte

| Literatur | Brennwert bzw. Heizwert [MJ/kg FS] |
|--|---|
| Michel (1938) | $H_o = 34,889 \cdot c_C + 124,348 \cdot c_H - 10,467 \cdot c_O + 6,28 \cdot c_N + 19,092 \cdot c_S$ |
| Dulong (zitiert in Beiz & Küttner, 1986) | $H_o = 34,827 \cdot c_C + 144,267 \cdot c_H - 18,0337 \cdot c_O + 9,420 \cdot c_S$ |
| Boie (1957) | $H_u = 34,834 \cdot c_C + 93,868 \cdot c_H - 10,802 \cdot c_O + 6,28 \cdot c_N + 10,467 \cdot c_S - 2,449 \cdot c_{H_{2O}}$ |
| Verbandsformel (zitiert in Beiz & Küttner, 1986) | $H_u = 33,913 \cdot c_C + 121,417 \cdot c_H - 115,177 \cdot c_O + 10,467 \cdot c_S - 2,512 \cdot c_{H_{2O}}$ |

$c_C, c_H, c_O, c_N, c_S, c_{H_{2O}}$ Gehalt an Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel und Wasser des Brennstoffs [kg/kg FS]
 H_u, H_o Heizwert bzw. Brennwert des Brennstoffs [MJ/kg FS]

Helmut Rechberger, Thermische Verfahren der Entsorgung, 9.11.2006