



Thermodynamik II - Übung 1

Nicolas Lanzetti

Hinweise zu der Übung

- Name: Nicolas Lanzetti;
- 6. Semester Maschinenbau;
- Mail:

`lnicolas@student.ethz.ch;`

- Raum: ML F39;
- Zeit: Dienstag, 13:15-15:00;
- Alle Unterlagen:

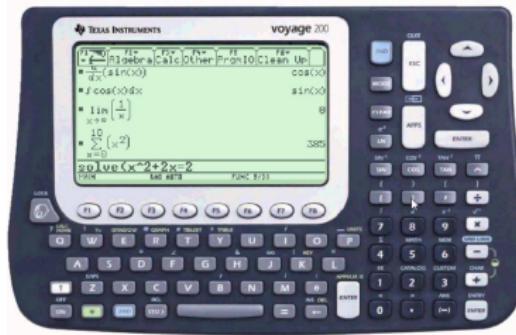
`n.ethz.ch/student/lnicolas.`

Informationen zur Vorlesung

- Zwei **obligatorischen** Zwischenprüfungen:
 - am 19. April 2016 (LAV);
 - am 24. Mai 2016 (LTNT).
- Jede Zwischenprüfung zählt 15% der Endnote (in alle Fälle!);
- Es ist nicht möglich, die Zwischenprüfung als unbenotete Übung zu schreiben;
- Erlaubte Hilfsmitteln:
 - Tabellen;
 - Institutformelsammlung LAV und Institutformelsammlung LTNT;
 - 8 Blätter eigene Zusammenfassung (keine Musterlösungen);
 - Taschenrechner gemäss Einschränkungen.
- Sprechstunde: Montag 12:15-13:00 im ML H34.3.

Taschenrechner

- Lange Ausdücke;
- Lösung von Gleichungen;
- Ableitungen und Integralen;
- Variablen;
- Einheiten;
- Graphen;
- Programmbarkeit;
- Nicht nur für Thermo.

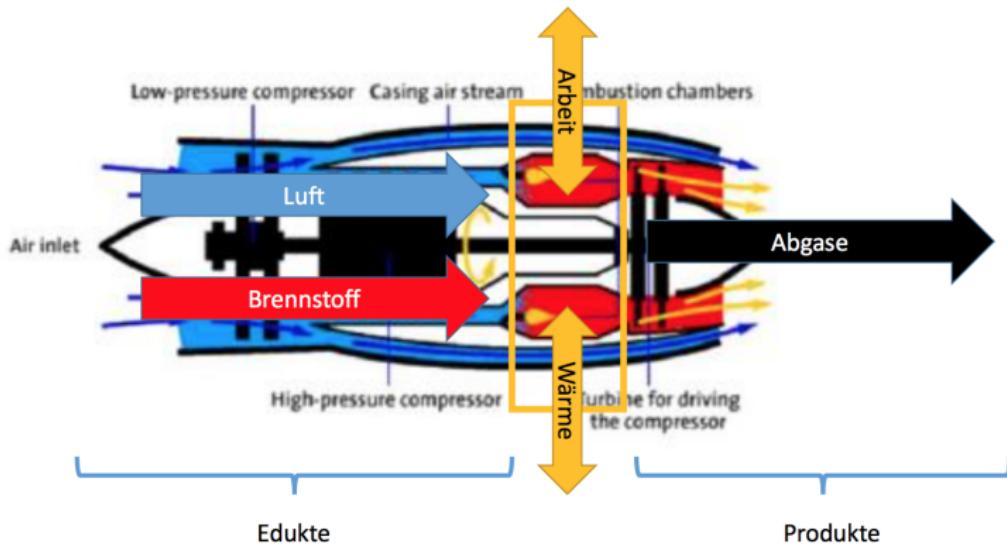


Liste der erlaubten Taschenrechner: Vorlesungsinformationen
(Webseite der Vorlesung).

Heutige Themen

- Chemische Reaktionen;
- Allgemeine Oxidationsreaktion von Brennstoffen;
- Luftüberschussfaktor;
- 1. Hauptsatz für offene Systeme;
- Reaktionsenthalpie;
- Reaktionswärme.

Chemische Reaktionen



Chemische Reaktionen

- Allgemeine Schreibweise:

$$\sum_j v'_j \cdot M_j \rightleftharpoons \sum_j v''_j \cdot M_j. \quad (1)$$

- Stöchiometrische Koeffizienten:

- für die Edukte (Reaktanden):

$$v'_j \neq 0, \quad v''_j = 0. \quad (2)$$

- für die Produkte:

$$v'_j = 0, \quad v''_j \neq 0. \quad (3)$$

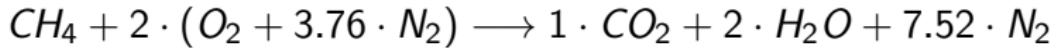
- **Wichtig:** Im Allgemeinen laufen chemische Reaktionen gleichzeitig in beiden Richtungen ab!

Chemische Reaktionen

Als einführendes Beispiel betrachten wir die **vollständige** Reaktion von Methan (CH_4):

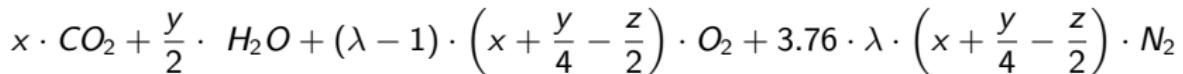


Bilanzierung liefert:

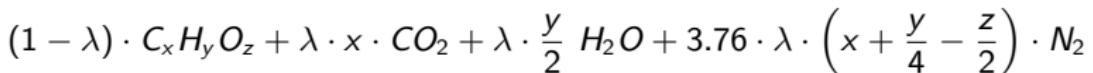
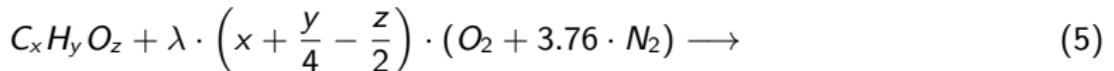


Verbrennung von $C_xH_yO_z$ an Luft

- $\lambda \geq 1$:



- $\lambda \leq 1$:



Luftüberschussfaktor

- Der Luftüberschussfaktor ist definiert als

$$\lambda = \frac{\dot{m}_{\text{Luft}} / \dot{m}_{\text{Brennstoff}}}{(\dot{m}_{\text{Luft}} / \dot{m}_{\text{Brennstoff}})_{\text{stöch}}} = \frac{\dot{n}_{\text{Luft}} / \dot{n}_{\text{Brennstoff}}}{(\dot{n}_{\text{Luft}} / \dot{n}_{\text{Brennstoff}})_{\text{stöch}}}. \quad (6)$$

- Qualitativ:

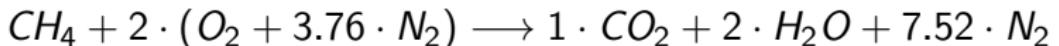
$$\lambda = \frac{\text{was wir (aus der Aufgabenstellung) haben}}{\text{was gemäss Stoffbilanz notwendig ist}}. \quad (7)$$

- Man kann drei Fälle unterscheiden:

- $\lambda < 1$: Fettes Gemisch (zu wenig Luft);
- $\lambda = 1$: Stochiometrisches Gemisch;
- $\lambda > 1$: Mageres Gemisch (zu viel Luft).

Luftüberschussfaktor

Als Beispiel betrachten wir wiederum die Verbrennung von CH_4 :



Der Luftmassenstrom ist 51.48 kg/s und der Brennstoffmassenstrom ist 1 kg/s . Man berechne den Luftüberschussfaktor.

Der stöchiometrische Massenstromverhältnis ist

$$\begin{aligned} \left(\frac{\dot{m}_L}{\dot{m}_B} \right)_{\text{stöch}} &= \frac{M_L \cdot \dot{n}_L}{M_B \cdot \dot{n}_B} = \frac{2 \cdot 4.76 \cdot M_L}{M_B} \\ &= \frac{2 \cdot 4.76 \cdot (M_{O_2} + 3.76 \cdot M_{N_2}) / 4.76}{M_{CH_4}} = 17.16. \end{aligned} \tag{8}$$

Der Luftüberschussfaktor λ ist also:

$$\lambda = \frac{\dot{m}_{\text{Luft}} / \dot{m}_{\text{Brennstoff}}}{(\dot{m}_{\text{Luft}} / \dot{m}_{\text{Brennstoff}})_{\text{stöch}}} = \frac{51.48}{17.16} = 3. \tag{9}$$

1. Hauptsatz für offene Systeme

Aus Thermodynamik I kennen wir

$$\frac{d}{dt}E = \dot{Q} - \dot{W}_s + \sum_i \dot{m}_{i,e} \cdot \left(h_{i,e} + \frac{w_{i,e}^2}{2} + g \cdot z_{i,e} \right) - \sum_i \dot{m}_{i,a} \cdot \left(h_{i,a} + \frac{w_{i,a}^2}{2} + g \cdot z_{i,a} \right). \quad (10)$$

Mit $KE \approx PE \approx 0$ und der Annahme eines stationären Systems kann die Gleichung zu

$$0 = \dot{Q} - \dot{W}_s + \sum_i \dot{m}_{i,e} \cdot h_{i,e} - \sum_i \dot{m}_{i,a} \cdot h_{i,a} \quad (11)$$

vereinfacht werden.

1. Hauptsatz für offene Systeme

Diese Gleichung kann in

$$\sum_i \dot{m}_{i,a} \cdot h_{i,a} - \sum_i \dot{m}_{i,e} \cdot h_{i,e} = \dot{Q} - \dot{W}_s \quad (12)$$

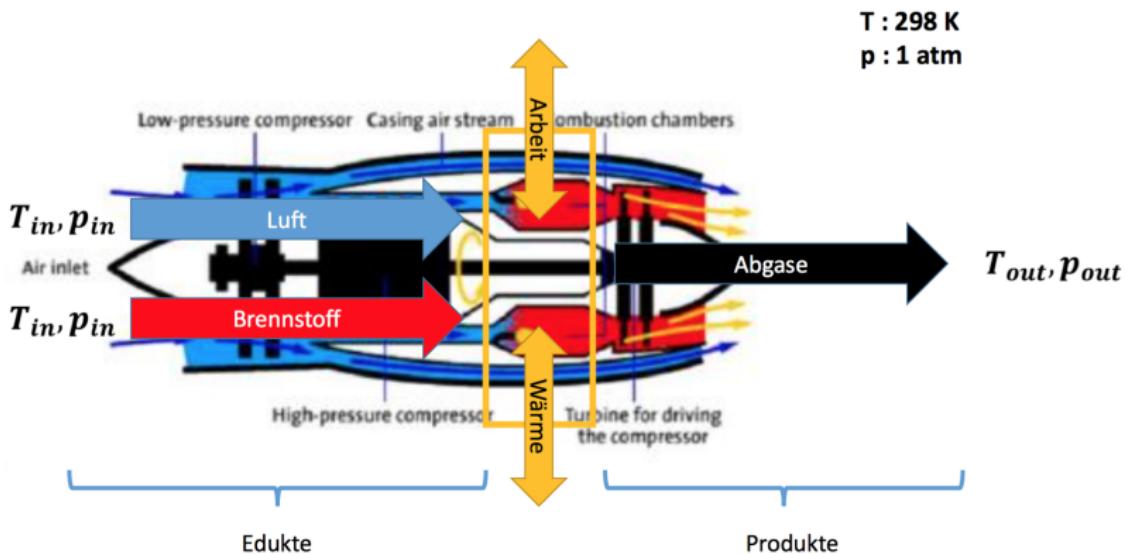
umgeformt werden und somit

$$\Delta \dot{H}|_{E \rightarrow P} = \dot{Q} - \dot{W}_s. \quad (13)$$

Zur Erinnerung: Vorzeichen:

- $W > 0$: Vom System geleistete Arbeit;
- $W < 0$: Am System geleistete Arbeit;
- $Q > 0$: Zum System zugeführte Wärme;
- $Q < 0$: Vom System abgegebene Wärme.

1. Hauptsatz für offene Systeme



Enthalpieänderung

- Es gilt:

Enthalpie = Bildungsenthalpie + Thermische Bindung

$$h(T, p) = h_f^0(T_{\text{ref}}, p_{\text{ref}}) + (h(T, p) - h(T_{\text{ref}}, p_{\text{ref}})). \quad (14)$$

- Bei idealen Gasen:

$$h(T) = h_f^0(T_{\text{ref}}) + (h(T) - h(T_{\text{ref}})) \quad (15)$$

mit $T_{\text{ref}} = 298 \text{ K}$ und $p_{\text{ref}} = 1 \text{ bar}$.

- Die Enthalpieänderung ist somit

$$\Delta \dot{H} \Big|_{E \rightarrow P} = \dot{H}_P - \dot{H}_E = \sum \dot{n}_P \cdot \bar{h}(T_P, p_P) - \sum \dot{n}_E \cdot \bar{h}(T_E, p_E). \quad (16)$$

Bei \dot{n}_P und \dot{n}_E : stöchiometrische Koeffizienten berücksichtigen!

Bildungsenthalpie h_f^0

- Differenz zwischen gebrauchte Enthalpie für das Aufbrechen von einer chemischer Bindung einer Molekül und die Enthalpie, die gewonnen wird bei der Herstellung von neuen chemischen Bindungen für eine neue Molekül.
- Die Energie die aufgenommen oder freisegetzt würde, wenn die elementare chemische Elementen sich zusammengebunden haben um eine Molekül zu produzieren.
- Mit der Energie, die eine Bindung hat, kann man die Bildungshentalpie schätzen.

Reaktionsenthalpie und Reaktionswärme

Mit der Annahme keine Arbeit folgt aus dem 1. Hauptsatz
(molspezifisch)

$$\Delta H|_{E \rightarrow P} = Q \quad [Q] = [\Delta H] = \text{kJ/kmol}$$

oder

$$\begin{aligned}\Delta H|_{E \rightarrow P} &= H_P - H_E = \sum v'' \cdot h(T_P, p_P) - \sum v' \cdot h(T_E, p_E) = Q \\ &\sum v'' \cdot (h_f^0(T_{\text{ref}}) + h(T_P) - h(T_{\text{ref}})) - \\ &\sum v' \cdot (h_f^0(T_{\text{ref}}) + h(T_E) - h(T_{\text{ref}})) = Q\end{aligned}$$

Reaktionsenthalpie und Reaktionswärme

Die maximale Wärme bekommt man wenn $T_P = T_E = T$:

$$Q_{\max} = \sum v'' \cdot (h_f^0(T_{\text{ref}}) + h(T) - h(T_{\text{ref}})) - \sum v' \cdot (h_f^0(T_{\text{ref}}) + h(T) - h(T_{\text{ref}})) \quad (17)$$

Diese maximale Wärme nennt man Reaktionswärme:

$$Q_R|_T = -Q_{\max}|_T = -\Delta H_R|_T \quad (18)$$

mit

- $T = T_{\text{ref}}$:

$$\Delta H_R|_{T_{\text{ref}}} = \sum (v'' - v') \cdot h_f^0 \quad (19)$$

- $T \neq T_{\text{ref}}$:

$$\begin{aligned} \Delta H_R|_T &= \Delta H_R|_{T_{\text{ref}}} + \Delta H_{\text{th}} \\ &= \Delta H_R|_{T_{\text{ref}}} + \sum (v'' - v') \cdot (h(T) - h(T_{\text{ref}})) \end{aligned} \quad (20)$$

Reaktionsenthalpie und Reaktionswärme

- Die Reaktionswärme bei $T = T_{\text{ref}}$ ist die Wärme die durch die Verbrennung entsteht.
- Bei $T \neq T_{\text{ref}}$ muss diese Wärme mit der thermischen Entalpie korrigiert werden.
- Konvektion: Der stochiometrische Koeffizient des Brennstoffes v'_B muss gleich 1 sein!

Fragen?