

CHEMIE

Thermodynamik  
Prüfung 2010

Klasse

Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Muster-  
lösung

Bei Multiple-Choice-Aufgaben sind jeweils null bis alle Aussagen richtig oder falsch. Die richtigen Aussagen sind **eindeutig** anzukreuzen. Nicht angekreuzte richtige Aussagen oder angekreuzte falsche Aussagen werden als falsche Aussagen taxiert und entsprechend der Punktzahl abgezogen! Wenn nichts anderes angegeben so gibt es bei allen Aufgaben maximal 2 Punkte.

Kurzantworten auf Fragen wie zum Beispiel 'Bildet sich Wasser' mit 'Ja' oder 'Nein' ohne weiteren Begründungen resp. Berechnungen werden nicht mit Punkten belohnt.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = - R T \ln K$$

$$R = 8.314 \text{ J / (mol K)}$$

6.1. Welche Aussage(n) ist (sind) vollständig richtig? (2 P.)

- Eine Reaktion kann endotherm oder exotherm sein.
- 0  Ist  $Q$  positiv, so bedeutet dies, dass das System Arbeit verrichtet.
- x  Ist  $Q$  negativ, so bedeutet dies, dass das System Wärme abgibt.
- x  Ist  $W$  positiv, so bedeutet dies, dass am System Arbeit verrichtet wird.
- 0  Ist  $W$  negativ, so bedeutet dies, dass vom System Wärme abgegeben wird.

6.2. Welche Aussage(n) ist (sind) vollständig richtig? (2 P.)

- x  Wenn das System Wärme aufnimmt spricht man von einem endothermen Prozess.
- x  Bei einem endothermen Prozess ist  $\Delta H$  positiv.
- x  Bei einem exothermen Prozess ist  $\Delta H < 0$ .
- 0  Die Enthalpieänderung berechnet sich folgendermassen:  $\Delta H = H_{\text{Edukte}} - H_{\text{Produkte}}$
- x  Eine Flüssigkeit hat eine höhere Entropie als ein Festkörper.

6.3. Welche Aussage(n) ist (sind) vollständig richtig? (2 P.)

Die Reaktionsenthalpie einer Reaktion sei  $-100 \text{ kJ/mol}$ . Das heisst, dass ...

- x  .. die Reaktion exotherm ist.
- x  ... die Rückreaktion endotherm ist.
- o  ... das Produkt mehr Entropie als das Edukt aufweist
- o  ... das Produkt stabiler ist.

6.4. Welche Aussage(n) ist (sind) vollständig richtig? (2 P.)

Folgende Fragen gelten für Raumtemperatur ...

- o   $\text{CH}_4$  hat eine grössere Entropie als  $\text{C}_2\text{H}_6$ .
- x  Gasförmiges Wasser hat eine höhere Entropie als flüssiges Wasser.
- o  1 kg Wasser hat eine höhere Entropie als 1 kg 'Luft'.

Bei unterschiedlichen Temperaturen ...

- x  hat Wasser bei der höheren Temperatur eine höhere Entropie.
- o  hat Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) bei der höheren Temperatur eine tiefere Entropie.

6.5. Welche Aussage(n) ist (sind) vollständig richtig? (2 P.)

- x  Freiwillig ablaufende Reaktionen nennt man exergonisch.
  - 0  Endergonische Reaktionen sind gekennzeichnet durch:  $\Delta G < 0$ .
- $\Delta H_{\text{R}} < 0$ ,  $\Delta S_{\text{R}} < 0$  bedeutet, dass die Reaktion ...
- 0  ... exotherm ist und Unordnung produziert
  - x  ... exotherm und Ordnung produziert.
  - x  bei tiefen Temperaturen freiwillig, bei hohen Temperaturen nicht freiwillig abläuft.

6.6. Welche Aussage(n) ist (sind) vollständig richtig? (2 P.)

Für eine Reaktion mit  $K > 1$  gilt:

- x   $\Delta G < 0$
- 0   $\Delta G > 0$  und  $\Delta H < 0$
- 0   $\Delta H > \Delta S$
- x   $\Delta H < 0$  und  $\Delta S > 0$

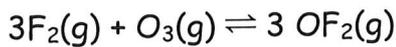
6.7. Pro Aufgabe je 1 P. Mortimer, 19.11 (2 P.)

a) Bildet sich Sauerstofffluorid, ( $\Delta G^\circ(\text{OF}_2, g) = 40.6 \text{ kJ/mol}$ ), spontan aus den Elementen bei  $25^\circ\text{C}$ ? Begründung / Berechnung angeben

Nein, da ( $\Delta G^\circ(\text{OF}_2, g)$  grösser als 0 ist.

andere Begründung:  $\Delta G = -R \cdot T \cdot \ln K$   
 $\Delta G > 0 \Rightarrow K < 1$

b) Kann sich  $\text{OF}_2$  ( $\Delta G^\circ(\text{OF}_2, g) = 40.6 \text{ kJ/mol}$ ) aus Fluor und Ozon,  $\text{O}_3$ , ( $\Delta G^\circ(\text{O}_3, g) = 163.43 \text{ kJ/mol}$ ) nach folgender Reaktion bilden? Begründung / Berechnung angeben.



$$3 \cdot 40.6 - (3 \cdot 0 + 1 \cdot 163.43) = -41.63 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta G$  kleiner als Null, d.h. Bildung möglich

6.8. Je 1 Punkt

a) Einfach geladene Ionen (z.B.  $\text{Cu}^+(aq)$ ,  $\text{Cl}^-(aq)$ ) weisen einen positiven Entropiewert auf, zweifach geladene Ionen (z.B.  $\text{Fe}^{2+}(aq)$ ,  $\text{Ca}^{2+}(aq)$ ) einen negativen Entropiewert auf. Wieso?

K: negative  $S \rightarrow$  mehr Ordnung als vorher  
 $\text{Ca}^{2+}$  etc.  $\rightarrow$  Anziehungskraft z.B.

lockere Hydrat.  $\rightarrow$  kleiner als Null bei  $\text{Cu}^+$   $\sim 0.5$

b) Kohlenstoff in Graphitform hat einen höheren Entropiewert als Kohlenstoff in Diamantform. Wieso?

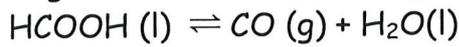
Diamant höhere Ordnung als Graphit  $\sim 0.5$



andere Atomgröße:  $\sim 0.75$

6.9. a), b), c) und e) je 1 P., d) 2 P. Mortimer, 19.12 (6 P.) 5

Gegeben sei die Zersetzung von Ameisensäure (HCOOH):



a) Berechne  $\Delta H^\circ$  sowie  $\Delta S^\circ$ . (1 P.)

b) Wie gross ist  $\Delta G^\circ$  bei  $25^\circ\text{C}$ ? (1 P.)

c) Zersetzt sich Ameisensäure (HCO<sub>2</sub>H) spontan bei  $25^\circ\text{C}$ ? Wieso ja/nein?

d) Berechne den Siedepunkt von Ameisensäure in K sowie  $^\circ\text{C}$ .

e) Gemäss Wikipedia sollte der Siedepunkt von Ameisensäure bei  $101^\circ\text{C}$  liegen. Wieso erhält man aus der Berechnung einen anderen Wert?



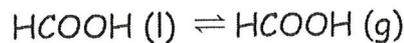
dH	-409.2	-110.52	-285.83
dS	128.95	197.67	69.91

a)  $\Delta H = (-110.52 + -285.83) - -409.2 = 12.85 \text{ kJ/mol}$  0.5  
 $\Delta S = (197.67 + 69.91) - 128.95 = 138.63 \text{ J/(mol K)}$  0.5 (if auf J : 0.25)

b)  $\Delta G = H - T \cdot S = 12.85 - 298 \cdot 0.13863 = -28.46 \text{ kJ/mol}$

c) Zersetzt sich spontan, da  $\Delta G$  kleiner ist als 0

if die Einheit : 0.75  
 if nicht in kJ  
 → 0.5



dH	-409.2	-362.63
dS	128.95	251.04

if Formel da, aber  
 dH/dS völlig falsch :  
 0.25

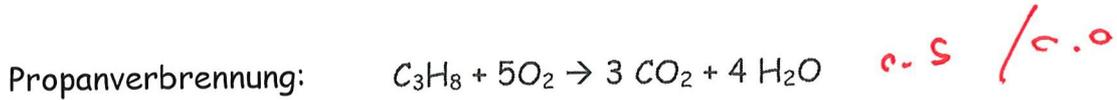
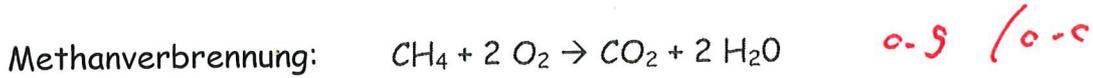
d)  $\Delta G = 0 = H - T \cdot S$  ✓  
 $T = H/S = (-362.63 - -409.2) / (0.25104 - 0.12895)$   
 $= 46.57 / 0.12209 = 381 \text{ K} = 108^\circ\text{C}$

e)  $\Delta H$  und  $\Delta S$  ändern sich geringfügig mit der Temperatur.

↑  
 streng (1.0/0.0)

6.10. Thermodynamik, Verbrennung

a) Schreibe die Reaktionsgleichung der vollständigen Verbrennung von Methan (CH<sub>4</sub>) resp. Propan (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) auf. Hinweis: für die Verbrennung braucht es nur O<sub>2</sub>, dabei entsteht CO<sub>2</sub> sowie Wasser. (1.0 P.)



b) Welche Stoffportion setzt bei ihrer vollständigen Verbrennung mehr thermische Energie frei, m(Methan) = 1 kg oder m(Propan) = 1 kg? Berechne die beiden Verbrennungsenthalpien. (5.5 P.)

Angabe: molare Standard-Bildungsenthalpien:

$\Delta H_f^\circ(H_2O(g)) = -242 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H_f^\circ(\text{Methan}) = -75 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H_f^\circ(\text{Propan}) = -104 \text{ kJ/mol}$

*if vorher  
 falsch berechnet  
 Einheiten müssen  
 sein*

Methan:  $(-393 + 2 \cdot -242) - (-75 + 2 \cdot 0) = -802 \text{ kJ (pro Moll)}$

$n(CH_4) = 1000/16 = 62.5 \text{ mol}$  0.5 / 0.0 kan 1 kg Methan  $\rightarrow 62.5 \cdot -802 = -50'125 \text{ kJ frei}$

Propan:  $(3 \cdot -393 + 4 \cdot -242) - (-104 + 5 \cdot 0) = -2043 \text{ kJ (pro Moll)}$  0.5  
 $n(C_3H_8) = 1000 / 44 = 22.73 \text{ mol}$  0.5 1 kg Propan  $\rightarrow 22.73 \cdot -2043 = -46'432 \text{ kJ frei}$  0.5

Bei Verbrennung wird also bei 1 kg Methan mehr (thermische) Energie freigesetzt.

*0.5* ↑ wenn falsch  
↑ nur if vorher alles  
korrekt berechnet wurde

#####  
#####

6.11. a) und b) je 0.5 P. c) 1 P. Mortimer, 19.18 (2 P.)

Für die Reaktion



ist bei 25°C  $\Delta H^\circ = 178 \text{ kJ/mol}$  und  $\Delta S^\circ = 160 \text{ J/(mol K)}$ .

a) Wie gross ist  $\Delta G^\circ$  bei 25°C?

b) Wie gross ist  $\Delta G^\circ$  bei 1000°C?

c) Wie gross muss die Temperatur sein, so dass die Reaktion spontan abläuft?

a)  $dG = H - T \cdot S = 178 - 298 \cdot 0.16 = 130.32 \text{ kJ/mol}$

b)  $dG = 178 - 1273 \cdot 0.16 = -25.7 \text{ kJ/mol}$

c)  $dG = 0 = 178 - x \cdot 0.16$

$$x = 178 / 0.16 = 1112.5 \text{ K} = 839 \text{ }^\circ\text{C}$$

6.12. Je 1 P. Mortimer, 19.27 (2 P.)

Folgende Gleichung soll für die Berechnung verwendet werden:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Für die Reaktion  $\text{N}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(g)$  ist  $K = 4.08 \cdot 10^{-4}$  bei 2000 K und  $K = 3.6 \cdot 10^{-3}$  bei 2500 K.

Für folgende Berechnung muss jeweils die gegebene Gleichung verwendet werden!

a) Wie gross ist  $\Delta H^\circ$  im betrachteten Temperaturbereich?

b) Wie gross ist K bei 2250 K, Annahme:  $\Delta H^\circ = 180 \text{ kJ/mol}$ .

a)

$$T_1 = 2000 \text{ K}, K_1 = 4.08 \cdot 10^{-4}$$

$$T_2 = 2500 \text{ K}, K_2 = 3.6 \cdot 10^{-3}$$

$$dH = \ln(3.6 \cdot 10^{-3} / 4.08 \cdot 10^{-4}) \cdot 8.314 \text{ J/(mol K)} / (1/2000 \text{ K} - 1/2500 \text{ K}) = 181'030.861 \text{ J/mol} = \text{ca. } 181 \text{ kJ/mol}$$

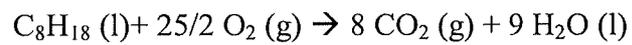
b)

$$T_1 = 2000 \text{ K}, K_1 = 4.08 \cdot 10^{-4}$$

$$T_2 = 2250 \text{ K}, K_2 = x$$

6.13. Total 2 Punkte. Mortimer, 19.3 (2 P.)

Bei der Verbrennung von Octan,  $C_8H_{18}$  (l), zu  $CO_2$ (g) und  $H_2O$  (l) ist  $\Delta H^\circ = -5470.71$  kJ/mol. Wie gross ist die Reaktionsenergie Q?



$$dH (CO_2, g) = -393.51 \text{ kJ/mol}$$

$$dH(H_2O, l) = -285.83$$

$$-5470.71 = 8 \cdot -393.51 + 9 \cdot -285.83 - (x + 25/2 \cdot 0)$$

$$x =$$