

# Thermodynamik by R. Steiger

Mai 2009

Hinweis: es bewährt sich, mit einer Wertetabelle zu arbeiten. Für Punktevergabe viel förderlicher, wenn angegeben ist, mit welchem Werten denn überhaupt gerechnet wurde ...

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

$\Delta G = -RT \ln K$

---

## 1. Frage:

3 P.

Wie sind die folgenden Begriffe definiert? (jeweils 1 Punkte)

- exergonisch, endergonisch
- Welche Werte müssen  $H^\circ$  und  $S^\circ$  aufweisen, sodass eine Reaktion exergonisch ist, unabhängig von der Temperatur?
- Welche Werte müssen  $H^\circ$  und  $S^\circ$  aufweisen, sodass eine Reaktion exergonisch ist, abhängig von der Temperatur?

---

## 2. Frage:

5.5 P.

... Wertetabelle für b) und c) ...

- Für die Verdampfung von Methanol gilt folgendes Gleichgewicht:  $CH_3OH(l) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$ , Welches ist der Siedepunkt von Methanol? (1 P.)
- Schreibe die Reaktionsgleichung für die Synthese von Ammoniak aus den Elementen und berechne die zugehörige Reaktionsenthalpie (1.5 P.)
- c1) Die molare Verbrennungswärme  $\Delta H_c$  ist die Wärmemenge, welche bei einer vollständigen Verbrennung von einem Mol eines Stoffes frei wird. Berechne  $\Delta H_c$  von Methan ( $CH_4$ ). (1.0 P.)
- c2) Um ein Liter Wasser um 1°Celsius zu erwärmen braucht es 4.1 kJ. Wieviel Liter Wasser könnte man also mit der Verbrennungswärme von 1kg Butangas,  $C_4H_{10}$ , von 10°Celsius auf 30°Celsius erwärmen. Hinweis:  $\Delta H_c$  von Butangas beträgt 2650 kJ/mol. (2 P.)

---

## 3. Frage: a) 0.5 P, b) je 1.5 Punkte

5 P.

... Wertetabelle ...

Gegeben sei folgende Reaktion:  $2 \cdot Fe_2O_3(s) + b \cdot C \rightarrow c \cdot Fe(s) + d \cdot CO_2(g)$

- Bestimme die Koeffizienten b, c und d.
- Berechne  $\Delta H_R$ ,  $\Delta S_R$  sowie  $\Delta G_R$  bei 25°C.

---

## 4. Frage: Entropie, je 1 Punkt, ausser e) 1.5 P.

5.5 P.

Folgende Aufgaben mit maximal 3 Sätzen beantworten.

- Der Entropiewert (gleiche Temperatur!) für  $CH_4$  ist kleiner als derjenige für  $C_2H_6$ . Wieso?
- Wieso ist der Entropiewert für Substanzen im gasförmigen Zustand höher als im flüssigen Zustand?
- Diamant hat einen niedrigeren Entropiewert als Graphit. Wieso?
- Zeichne ein Entropie-Temperatur-Diagramm für einen beliebigen Stoff auf.
- Wie lässt sich der zunehmende Entropiewert von  $Li^+(aq)$  nach  $Na^+(aq)$  und zu  $K^+(aq)$  erklären?

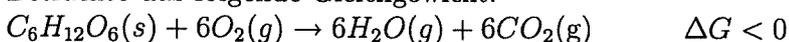
---

## 5. Frage:

3 P.

... Wertetabelle ...

Betrachte das folgende Gleichgewicht:



- Wie nennt man  $C_6H_{12}O_6$  im 'Volksmund' (0.5 P.)
  - Wieso zerfällt  $C_6H_{12}O_6$  nicht sofort in  $CO_2$  und Wasser, zumal ja  $\Delta G$  kleiner ist als Null. (1 P.)
  - Berechne den Wert  $\Delta G$  (1.5 P.)
-

# Auswertung

① a) exergonisch : Reaktion läuft freiwillig ab  
 $\Delta G < 0$  0.5

endergonisch : Reaktion läuft nicht freiwillig ab  
 $\Delta G > 0$  0.5

1.0

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

exergonisch  $\rightarrow \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$

$\rightarrow$  • unabhängig von Temp.

$\rightarrow \Delta H < 0$  0.5

$\Delta S > 0$  0.5

1.0

c)  $\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$

Abhängig von Temp

$\rightarrow \frac{\Delta H}{\Delta S} < T$  1.0

• oder  $\Delta H < T \cdot \Delta S$  ✓

$\Delta H$  pos ;  $\Delta S$  positiv

•  $\Delta H = 0$  ;  $\Delta S$  pos

•  $\Delta H$  neg ;  $\Delta S$  pos

Salopp formulieren

"fest ist tiefste

Temp..."

3.0

2

$$\Delta G^\circ = \Delta H - T \cdot \Delta S = 0$$



a)

$\Delta H$	-238.64	-201.25	
$\Delta S$	126.8	<del>273.7</del>	237.7

1.0

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{(-201.25 - -238.64)}{(0.2377 - 0.1268)} = \frac{37.4}{0.1109} = 337 \text{ K}$$

(= 64°C)

b)

Ammoniaksynthese:  $\frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{3}{2} \text{H}_2 \rightarrow 1 \cdot \text{NH}_3$  0.5/0.0

$$\Delta H = 1 \cdot -46.11 - \left( \frac{1}{2} \cdot 0 + \frac{3}{2} \cdot 0 \right)$$

$$= -46.11 \text{ kJ/mol} \quad \text{1.0} \quad \text{1.5}$$

c)

$$1 \cdot \text{CH}_4 + 2 \cdot \text{O}_2(g) \rightarrow 1 \cdot \text{CO}_2(g) + 2 \cdot \text{H}_2\text{O}(g)$$

$$\Delta H_c = (-393.51 + 2 \cdot -241.82) - (-74.85 + 2 \cdot 0)$$

$$= -802.3 \text{ kJ/mol} \quad \text{1.0}$$

Duforgas:  $\text{C}_6\text{H}_{10} \rightarrow \text{MR} = 58 \text{ g/mol}$  2.0

1 kg  $\Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{58} = 17.24 \text{ mol}$  0.5

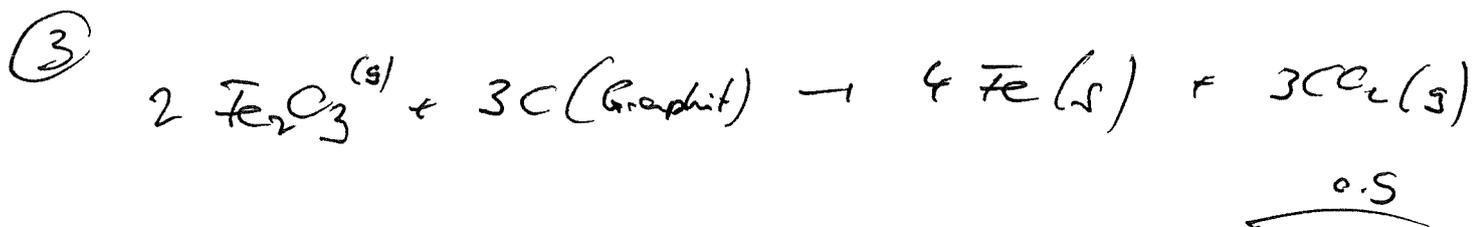
$\rightarrow$  insgesamt  $17.24 \cdot 2650 = 45689.7 \text{ kJ}$  0.5

$\rightarrow$  total  $45689.7 : 4.1 = 11143$  Liter um 1°C zu erwärmen 0.5

$\rightarrow \Delta T = 20^\circ\text{C} \rightarrow 11143 : 20 = 557.2 \text{ Liter}$

T  
um 10 auf 30°C

(ca 2 Badewannen)



$$\Delta H_R = (3 \cdot -393.51 + 4 \cdot 0) - (2 \cdot -824.2 + 3 \cdot 0)$$

$$= \underline{467.87 \text{ kJ/mol}}$$

$$\Delta S_R = (4 \cdot 27.28 + 3 \cdot 213.74) - (2 \cdot 87.4 + 3 \cdot 5.74)$$

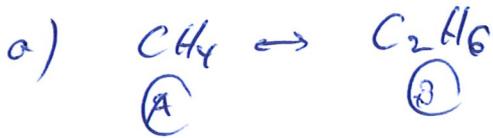
$$= \underline{558.32 \text{ J/mol}\cdot\text{K}}$$

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

$$= 467.87 - 298 \text{ K} \cdot 0.55832 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}$$

$$= \underline{301.47 \text{ kJ/mol}}$$

④



1.0 / 0.5 / 0.0

(B) hat mehr Möglichkeiten für "interne" Rotationen etc; z.B. C-C Bdg.

b) flüssig  $\leftrightarrow$  gasförmig  
(A) (B)

1.0  
"im gasförmigen Zustand ist die Substanz x weniger ~~geordnet~~ geordnet. Flüssigkeit z.B. - wenn möglich - auch Ordnung durch H-Brücken etc.

c) Diamant: jedes C-Atom mit vier anderen C ... verbunden; sehr stark + somit hart. Gitter

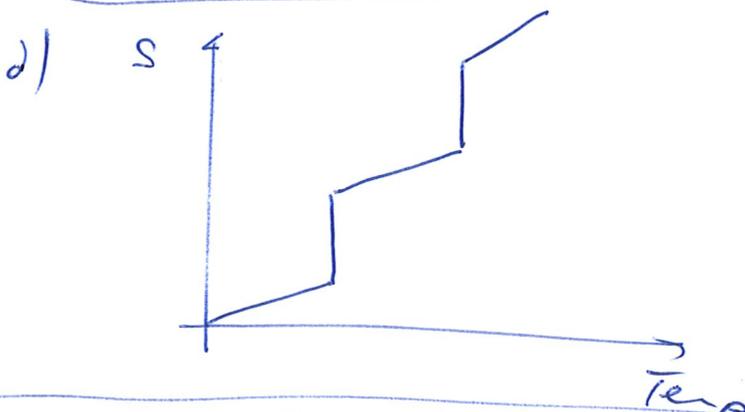


Graphit: jedes C-Atom mit drei anderen C-Atomen verbunden  
"bla"  
↓  
- Schichten

1.0 / 0.25 / 0.0



etc



wichtig:  
bei 0K  $\rightarrow S=0$

1.0

e)  $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+$  ("Schalen Aufbau") 1.0  
- Wasser wird bei  $\text{Li}^+$  stärker "gebunden" (Ion-Dipol-WW.)  
als bei z.B.  $\text{K}^+$  0.5 1.5

5

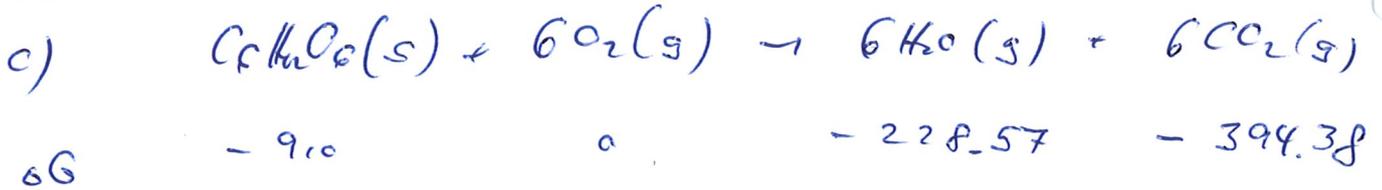
a) "Traubenzucker"

$\Delta S / \text{a.o.}$

b)  $\Delta G$  eigentlich kleiner als null + somit spontane Reaktion (zum Zufall), wird aber nicht beobachtet...

$1.0 / 0.25 / 0.0$

Grund: es fehlt die notwendige Aktivierungsenergie



$$\Delta G = (6 \cdot -228.57 + 6 \cdot -394.38) - (-910 + 0)$$

$$\approx -2827.7 \text{ kJ/mol}$$

1.5



	$C_6H_{12}O_6$	$6 O_2$	$\rightarrow$	$6 H_2O$	$+ 6 CO_2$
$\Delta H$	- 1268	0		- 241.82	- 393.51
$\Delta S$	212	205.03		188.83	213.74

# Thermodynamische Daten

Enthalpie Entropie

Formel	$\Delta H_f^0$ kJ/mol	$\Delta S^0$ J/K mol	$\Delta G_f^0$ kJ/mol
Ag (g)	289.2	172.89	250.37
Ag (s)	0	42.7	0
Ag <sup>+</sup> (aq)	105.58	72.68	77.11
AgBr (s)	- 100.37	107.1	- 96.90
AgBr (aq)	- 15.98	155.2	- 26.86
AgCl (s)	- 127.03	96.11	- 109.72
AgCl (aq)	- 61.58	129.30	- 54.12
AgI (s)	- 61.84	115.5	- 66.19
AgI (aq)	50.38	184.10	25.52
AgNO <sub>2</sub> (s)	- 44.37	128.11	19.85
AgNO <sub>3</sub>	- 124.39	140.92	- 33.41
Ag <sub>2</sub> O (s)	- 31.05	121.3	- 11.2
Al (g)	313.8	164.44	273.2
Al (s)	0	28.32	0
Al <sup>3+</sup> (aq)	- 524.7	- 321.7	- 481.2
AlCl <sub>3</sub> (s)	- 704.2	110.67	- 628.8
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	- 1675.7	50.92	- 1582.3
Al(OH) <sub>3</sub> (s)	- 1276	-	-
Ar (g)	0	154.72	0
As (g)	253.72	174.1	212.30
As (s)	0	35.14	0
B (g)	406.7	153.34	362.8
B (s)	0	5.86	0
Ba (g)	175.56	170.28	144.77
Ba (s)	0	62.8	0
Ba <sup>2+</sup> (aq)	- 538.36	9.6	- 560.7
BaCO <sub>3</sub> (s)	- 1216.3	112.1	- 1137.6
BaO (s)	- 553.5	70.4	- 525.1
Be (g)	320.62	136.17	282.84
Be (s)	0	9.54	0
Be <sup>2+</sup> (aq)	- 389	-	- 356.5
Br (g)	111.88	175.02	82.38
Br <sup>-</sup> (aq)	- 120.92	80.71	- 102.82
Br <sub>2</sub> (g)	30.91	245.46	3.14
Br <sub>2</sub> (l)	0	152.3	0
C (g)	716.68	158.10	671.26
C (s) Graphit	0	5.74	0
C (s) Diamant	1.89	2.38	2.90
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g)	226.75	200.82	209.2
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (g)	52.28	219.45	68.12
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (g)	- 235.43	282.0	- 168.62
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (l)	- 277.63	160.7	- 174.77
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (g)	- 84.67	229.5	- 32.89

Formel	$\Delta H_f^0$ kJ/mol	$\Delta S^0$ J/K mol	$\Delta G_f^0$ kJ/mol
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> (g) Cyclopropan	53.30	237.44	104.39
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (g)	-103.85	269.91	82.38
C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> (g) Cyclobutan	26.65	265.39	110.4
C <sub>5</sub> H <sub>10</sub> (g) Cyclopentan	- 77.24	292.88	38.62
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> (g) Cyclohexan	-123.14	298.24	31.76
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (s) Glucose	- 1268	212	- 910
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (g)	82.93	269.20	129.66
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (l) Benzol	49.03	173.3	124.5
C <sub>10</sub> H <sub>22</sub> Decan	- 249.13	545.07	32.60
Ca (s)	0	41.63	0
Ca <sup>2+</sup> (aq)	- 542.96	- 55.2	- 533.04
CaCO <sub>3</sub> (s) Calcit	- 1206.87	92.9	- 1128.76
CaCO <sub>3</sub> (s) Aragonit	- 1207.04	88.7	- 1127.7
CCl <sub>4</sub> (l)	-135.44	216.40	- 65.27
CCl <sub>4</sub> (g)	100.42	310.12	58.24
CF <sub>4</sub> (g)	- 933.0	261.5	- 888.4
CH <sub>3</sub> CHO (g)	- 166.36	265.7	- 133.72
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> (aq)	- 488.87	-	- 372.46
CH <sub>3</sub> COOH (aq)	- 488.45	-	- 399.61
CH <sub>3</sub> COOH (l)	- 487.0	159.8	- 392.5
CH <sub>3</sub> OCH <sub>3</sub> (g)	- 184.05	276.06	- 112.93
CH <sub>3</sub> OH (aq)	- 245.89	132.34	- 175.23
CH <sub>3</sub> OH (g)	- 201.25	273.7	- 161.92
CH <sub>3</sub> OH (l)	- 238.64	126.8	- 166.31
CH <sub>4</sub> (g)	- 74.85	186.26	- 50.72
Cl (g)	121.68	165.20	105.68
Cl <sup>-</sup> (aq)	- 167.16	56.5	- 131.23
Cl <sub>2</sub> (g)	0	223.07	0
CO (g)	- 110.52	197.67	- 131.17
CO <sub>2</sub> (aq)	- 412.92	121.34	- 386.23
CO <sub>2</sub> (g)	- 393.51	213.74	- 394.38
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (aq)	- 677.14	- 56.9	- 527.81
Cs (g)	78.78	175.49	51.21
Cs (s)	0	82.8	0
Cu (g)	341.08	116.29	301.42
Cu (s)	0	33.15	0

Formel	$\Delta H_f^0$ kJ/mol	$\Delta S^0$ J/K mol	$\Delta G_f^0$ kJ/mol
Cu <sup>+</sup> (aq)	71.67	40.6	49.98
Cu <sup>2+</sup> (aq)	64.77	- 99.6	65.49
CuO (s)	- 157.3	42.63	- 129.7
CuSO <sub>4</sub> (s)	- 771.36	109	- 661.9
F (g)	76.6	158.64	59.4
F <sup>-</sup> (aq)	- 332.63	- 13.8	- 278.79
F <sub>2</sub> (g)	0	202.78	0
Fe (g)	404.51	180.37	358.82
Fe (s)	0	27.28	0
Fe <sup>2+</sup> (aq)	- 89.1	- 137.7	- 78.90
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s) Hämatit	- 824.2	87.4	- 742.2
Fe <sup>3+</sup> (aq)	- 48.5	- 315.9	- 4.7
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (s) Magnetit	- 1118.4	146.4	- 1015.4
Ge (s)	0	42.43	0
Ge (g)	328.19	167.80	290.79
H (g)	217.97	114.71	203.25
H <sup>+</sup> (aq)	0	0	0
H <sub>2</sub> (g)	0	130.68	0
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (aq)	- 698.7	191.2	- 623.42
H <sub>2</sub> O (g)	- 241.82	188.83	- 228.57
H <sub>2</sub> O (l)	- 285.83	69.91	- 237.13
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (l)	- 187.78	109.6	- 120.35
H <sub>2</sub> S (aq)	- 39.9	122.2	- 27.36
H <sub>2</sub> S (g)	- 20.15	205.64	- 33.02
HBr (g)	- 36.23	198.48	- 53.22
HCHO (g)	- 115.9	218.7	- 109.6
HCl (aq)	- 167.46	55.2	- 131.17
HCl (g)	- 92.31	186.68	- 95.27
HCOO <sup>-</sup> (aq)	- 410.0	91.6	- 334.7
HCOOH (aq)	- 410.0	163.6	- 356.1
HCOOH (g)	- 362.63	251.04	- 335.72
HCOOH (l)	- 409.2	128.95	- 346.0
He (g)	0	126.06	0
HF (g)	- 268.6	173.51	- 270.7
Hg (g)	61.32	174.96	31.82
Hg (l)	0	76.02	0
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (s)	-265.22	192.5	- 210.75
HgCl <sub>2</sub> (s)	- 230.1	144.3	- 185.8
HgO (s)	- 90.83	70.29	- 58.54
HI (g)	26.48	206.59	1.70
HNO <sub>3</sub> (aq)	- 206.56	146.4	- 110.50
HNO <sub>3</sub> (l)	- 173.22	155.60	- 79.91

CHEMIE

chemisches Gleichgewicht / Thermodynamik

Prüfung 2013

Klasse 3mb

Lehrer: Steiger Rainer

Leher

Name (1 Punkt als Bonus, letzte Prüfung):

Gesamtpunktzahl:

Note:

LOx

26.75

$$c = n / V$$

$$n = m / M$$

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

Tabelle!

# 6.5

1. Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. Ja' heisst, dass die Aussage korrekt ist, 'nein' heisst, dass die Aussage falsch ist. Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt.  
Total 5 P., A 2.5 P., B 2.5 P.

- |                                                                                                                                | Ja                       | Nein                                |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------|-------------------------------------|
| A) Ein Katalysator kann das Gleichgewicht verschieben                                                                          | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> |
| Im Gleichgewicht gilt immer, dass die Summe der Konzentrationen der Edukte gleich der Summe der Konzentration der Produkte ist | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> |
| Die Temperatur hat keinen Einfluss auf das chemische Gleichgewicht                                                             | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> |

Eine Reaktion soll so gesteuert werden, so dass möglichst viel Produkt erhalten wird. Welche Aussagen stimmen in diesem Zusammenhang?

Wenn die Reaktion exotherm ist, so die Temperatur senken.

Sind mehr gasförmige Produkte als gasförmige Edukte vorhanden: Druck erhöhen

- |                                     |                                     |
|-------------------------------------|-------------------------------------|
| <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/>            |
| <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> |

2.5



- B) Die Synthese von Ammoniak (NH<sub>3</sub>) aus den Elementen sei exotherm. Alle beteiligten Substanzen seien gasförmig. Hinweis: schreibe die Reaktion auf (für Punktevergabe aber nicht relevant)



Die Edukte sind N sowie H<sub>2</sub>.

Eine Erhöhung des Druckes erhöht die Ausbeute von Ammoniak

Um möglichst viel Produkt zu erhalten, sollte die Reaktion bei einer möglichst hohen Temperaturen durchgeführt werden

Die Gleichgewichtskonstante K weist bei verschiedenen Temperaturen den gleichen Wert auf

Ein Katalysator würde das Gleichgewicht auf die rechte Seite verschieben

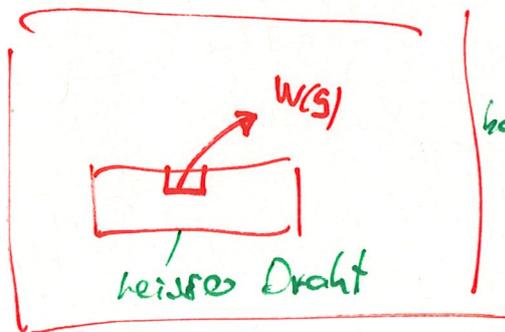
- |                                     |                                     |
|-------------------------------------|-------------------------------------|
| <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> |
| <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/>            |
| <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> |
| <input checked="" type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> |
| <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> |

2.5

R!

- 1.5 5.2. Erkläre in wenigen Worten, wie die Halogenlampe funktioniert. (1.5 P)

Wichtige Gleichung:  $W(s/g) + O_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons WO_2I_2(g)$  (links -> rechts: ist die Reaktion ist exotherm)



kalte Glüh-lampe

• Rückreaktion ( $WO_2I_2 \rightarrow W(s) + O_2 + I_2$ ) ist endotherm. 0.75

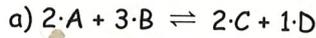
• Endotherme Reaktion darf bevorzugt weissen Draht. 0.75

= P alles i.o. also

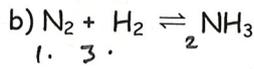
an Schluss widerspruch: total 1.0 P.

4.0

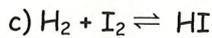
3. Schreibe die Gleichgewichtskonstante K folgender Reaktionen hin, inklusive Einheit. Hinweis: die Stoffmengenkonzentrationen hat die Einheit mol/l. Achtung: einige Reaktionen müssen noch ausgeglichen werden! (je 0.5 P., total 3 P.)



$$K = \frac{D \cdot C^2}{A^2 \cdot B^3} \frac{(\frac{\text{mol}}{\text{l}})^3}{(\frac{\text{mol}}{\text{l}})^5} = \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right)^{-2}$$

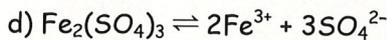


$$K = \frac{(NH_3)^2}{(N_2) \cdot (H_2)^3} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right)^{-2}$$

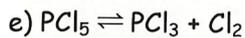


$$K = \frac{(HI)^2}{(H_2) \cdot (I_2)} \text{ keine Einheit}$$

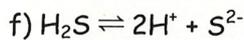
- GW falsch: 0.0
- Einheiten falsch: -0.25
- ~~2-3~~ falsch: -0.5
- 4-6 .. -1.0



$$K = \frac{(Fe^{3+})^2 \cdot (SO_4^{2-})^3}{Fe_2(SO_4)_3} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right)^4$$



$$K = \frac{(PCl_3) \cdot (Cl_2)}{(PCl_5)} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right)$$



$$K = \frac{(H^+)^2 \cdot (S^{2-})}{(H_2S)} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right)^2$$

(Anzahl GW richtig: 0.5 -

„Einheiten“  
(nur die des richtigen!)

5.4. Erkläre in wenigen Worten den Begriff Entropie. Vermeide Wörter wie Unordnung. (1 P.)

Entropie ist ein Maß der Komponenten eines Systems, verschiedene Zustände, einnehmen zu können.

6.0

5. Folgende Aufgaben / Aussagen mit maximal 3 Sätzen beantworten. (je 1 Punkt.)

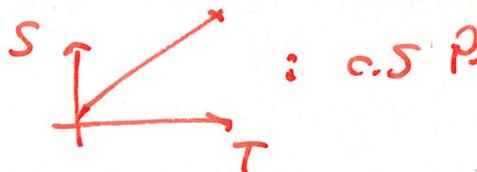
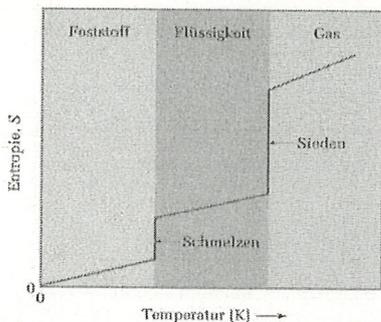
a) Der Entropiewert für CH<sub>4</sub> ist kleiner als derjenige für C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, die Temperatur sei gleich. Wieso?

C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> hat mehr Möglichkeiten für interne Bewegungen, z.B. Rotation, als CH<sub>4</sub> 1.0 P.

*wahr Aussage : falsch ... : 0.0*

1.0

b) Zeichne ein Entropie-Temperatur-Diagramm für einen beliebigen Stoff auf.



*: 0.5 P*

1.0

1.0 / 0.5 / 0

Durch Null, Achsenbeschriftungen, sprunghafte Anstiege

c) Angenommen, dass  $\Delta G^\circ$  bei verschiedenen Temperaturen die Werte 100 kJ/mol resp. -100 kJ/mol aufweist, die Werte für  $\Delta H$  sowie  $\Delta S$  seien jeweils positiv. Welcher  $\Delta G^\circ$ -Wert gehört zur höheren Temperatur. Wieso? (1.0 P.)

1.0

$dG = H - T \cdot S$  ... Somit je höher die Temperatur desto eher ein negativerer Wert,

d.h. 100 kJ/mol bei tiefer, -100 kJ/mol bei höherer Temp.

*Zuordnung 0.5 / Begründung : 0.5*

d) Angenommen, dass  $\Delta G^\circ$  den Wert 1 kJ/mol aufweist. Wie groß wäre K bei 100 K? (1.0 P.)

$$dG = -RT \ln K$$

$$K = e^{(-dG/RT)} = 2.718^{(-1/0.008314 \cdot 100)} = 0.3$$

(1.0 P. / 0.5 P. / 0.0 P.)

0.998 ... 0.25 P.

1.0

5.6. Hämoglobin (Hb) liegt mit O<sub>2</sub> im Blut im folgenden Gleichgewicht vor:  $Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2$

Erkläre folgende Beobachtungen im Zusammenhang mit dem gegebenen Gleichgewicht:

a) Bei Personen, welche sich in grossen Höhen (z.B. Mount Everest) aufhalten, ist der Hb-Gehalt höher als bei denjenigen Personen, welche sich auf Meereshöhe aufhalten (1 P.)

1.0

In der Höhe hat es wenig O<sub>2</sub> ... um das (gleiche K) zu realisieren, muss Hb erhöht werden.

b) Bei Rauchern wird das gleiche Phänomen beobachtet: Raucher haben einen erhöhten Hb-Gehalt als Personen die nicht rauchen. (1 P.)

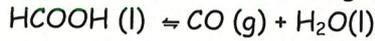
Durch das Rauchen wird dem Körper O<sub>2</sub> entzogen. Der Körper kompensiert dies, indem mehr Hb gebildet wird.

1.0

6.0

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

Gegeben sei die Zersetzung von Ameisensäure (HCOOH):



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

Wertetabelle verlangt für  $\Delta H$  und  $\Delta S$ !

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

c) Zersetzt sich Ameisensäure (HCOOH) spontan bei 25°C? Wieso ja/nein?

d) Berechne den Siedepunkt von Ameisensäure in K sowie °C.

e) Gemäss Wikipedia sollte der Siedepunkt von Ameisensäure bei 101 °C liegen. Wieso erhält man aus der Berechnung einen anderen Wert?



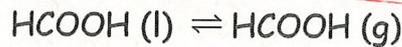
dH	-409.2	-110.52	-285.83
dS	128.95	197.67	69.91

a)  $dH = (-110.52 + -285.83) - -409.2 = 12.85 \text{ kJ/mol}$  (1.0)  
 $dS = (197.67 + 69.91) - 128.95 = 138.63 \text{ J/(mol K)}$  (1.0)

b)  $dG = H - T \cdot S = 12.85 - 298 \cdot 0.13863 = -28.46 \text{ kJ/mol}$  (1.0)

c) Zersetzt sich spontan, da dG kleiner ist als 0 (0.5)

he  
 Einheit:  
 -0.25



dH	-409.2	-362.63
dS	128.95	251.04

2 P.!

d)  $dG = 0 = H - T \cdot S$  (0.5)

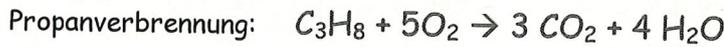
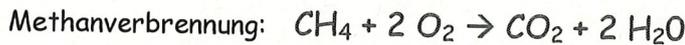
$T = H/S = (-362.63 - -409.2) / (0.25104 - 0.12895)$   
 $= 46.57 / 0.12209 = 381 \text{ K} = 108 \text{ °C}$  (0.5)

e) dH und dS ändern sich geringfügig mit der Temperatur. (1.0)

4.25

8. Thermodynamik, Verbrennung

a) Schreibe die ausgeglichene Reaktionsgleichung der vollständigen Verbrennung von Methan (CH<sub>4</sub>) resp. Propan (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) auf. Überleg Dir, was bei einer Verbrennung gebraucht wird, was entsteht. (1.0 P.)



nur Stücke  
falsch:  
total  
0.75

1.0  
~~je 0.5~~

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. (3.25 P.)

Angabe: molare Standard-Bildungsenthalpien:

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

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

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

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

Methan:  $(-393 + 2 \cdot -242) - (-75 + 2 \cdot 0) = -802 \text{ kJ (pro Mol!)} \quad 0.75$

$n(CH_4) = 1000/16 = 62.5 \text{ mol} \quad 0.5$

1 kg Methan  $\rightarrow 62.5 \cdot -802 = -50'125 \text{ kJ frei} \quad 1.5$

Propan:  $(3 \cdot -393 + 4 \cdot -242) - (-104 + 5 \cdot 0) = -2043 \text{ kJ (pro Mol!)} \quad 0.75$

$n(C_3H_8) = 1000 / 44 = 22.73 \text{ mol} \quad 0.5$

1 kg Propan  $\rightarrow 22.73 \cdot -2043 = -46'432 \text{ kJ frei} \quad 1.5$

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

0.25

# CHEMIE

## chemisches Gleichgewicht Prüfung 2014

Klasse 3na, Schwerpunkt  
Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Flusterlösung

... 27.25

6 → 26

φ 4.5

$$c = n / V = m / M / V$$

5.1	MC	6 P
5.2	Platzhalter	1.5 P.
5.3	ausgleichen	2.25
5.4	Mineralwasser, CO <sub>2</sub> weg	1.5 P.
5.6	See mit CaCO <sub>3</sub>	1.5 P.
5.7	Traubenzucker	1.5 P.
5.9	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , div. Berechnungen	5 P.
5.11	a+b+c ....	3
5.12	Ansatz	
5.13	H <sub>2</sub> + I <sub>2</sub>	2.5 P.
5.14	PCl <sub>3</sub>	2 P.

6.0

7.5

5.1. Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. 'Ja' heisst, dass die Aussage korrekt ist, 'nein' heisst, dass die Aussage falsch ist. Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt.  
Total 6 P., A 2 P., B 2 P., C 2 P..

- |                                                                                                                                  | Ja                       | Nein                                |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------|-------------------------------------|
| A) Ein Katalysator verändert die Gleichgewichtskonstante K                                                                       | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> |
| Im Gleichgewicht gilt immer, dass die Summe der Konzentrationen der Edukte gleich der Summe der Konzentrationen der Produkte ist | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> |
| Die Temperatur hat keinen Einfluss auf die Gleichgewichtskonstante K                                                             | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> |

Eine Reaktion soll so gesteuert werden, so dass möglichst viel Produkt erhalten wird. Welche Aussagen stimmen in diesem Zusammenhang?

- |                                                                              |                                     |                                     |
|------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|
| Wenn die Reaktion exotherm ist, so die Temperatur senken.                    | <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/>            |
| Sind mehr gasförmige Produkte als gasförmige Edukte vorhanden: Druck erhöhen | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> |

- B) Die Synthese von Ammoniak (NH<sub>3</sub>) aus den Elementen sei exotherm. Alle beteiligten Substanzen seien gasförmig.



- |                                                                                                                       |                                     |                                     |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|
| Die Edukte sind N sowie H <sub>3</sub> .                                                                              | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> |
| Eine Erhöhung des Druckes erhöht die Ausbeute von Ammoniak                                                            | <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/>            |
| Um möglichst viel Produkt zu erhalten, sollte die Reaktion bei einer möglichst hohen Temperaturen durchgeführt werden | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> |
| Die Gleichgewichtskonstante K weist bei verschiedenen Temperaturen den gleichen Wert auf                              | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> |
| Ein Katalysator würde das Gleichgewicht auf die rechte Seite verschieben                                              | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> |

T ↑ K grösser: mehr Produkt

- C) Für die Reaktion  $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO(g)$  ist  $K=4.08 \cdot 10^{-4}$  bei 2000 K und  $3.6 \cdot 10^{-3}$  bei 2500 K. (1 P.)

- |                                                   |                                   |                                               |                                                  |
|---------------------------------------------------|-----------------------------------|-----------------------------------------------|--------------------------------------------------|
| a) Von links nach rechts gesehen ist die Reaktion | <input type="checkbox"/> exotherm | <input checked="" type="checkbox"/> endotherm |                                                  |
| Wie wird das Gleichgewicht verlagert, wenn ...    |                                   |                                               |                                                  |
| b) der Druck erhöht wird:                         | <input type="checkbox"/> ...links | <input type="checkbox"/> ...rechts            | <input checked="" type="checkbox"/> ...gar nicht |
| c) Ein Katalysator eingebracht wird:              | <input type="checkbox"/> ...links | <input type="checkbox"/> ...rechts            | <input checked="" type="checkbox"/> ...gar nicht |

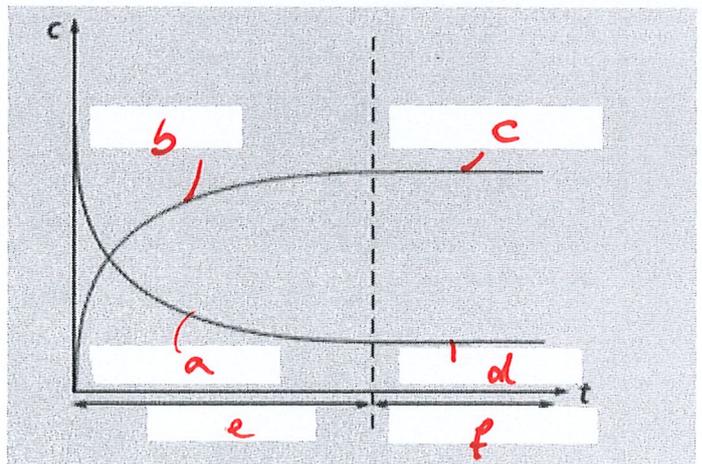
5.2. Fülle die sechs Lücken mit den folgenden Begriffen. In die Lücken sollen jeweils die korrekten Platzhalter (z.B. 'b') geschrieben werden. (1.5 P.)

1.5

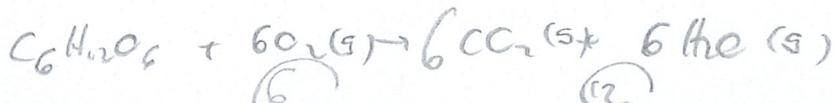
Der Index 'o' resp. GG bei den Konzentrationen gibt die Konzentration bei t=0 resp. bei t=GG an.

- |                               |                               |
|-------------------------------|-------------------------------|
| a) c <sub>o</sub> (Edukte)    | b) c <sub>o</sub> (Produkte), |
| c) c <sub>GG</sub> (Produkte) | d) c <sub>GG</sub> (Edukte)   |
| e) Einstellzeit bis zum GG    |                               |
| f) Zeit ab Gleichgewicht      |                               |

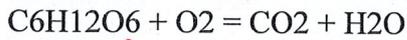
pro Zeile  
- 0.5







5.6. Früchte veratmen beim Lagern Traubenzucker ( $C_6H_{12}O_6$ ) mit Sauerstoff und geben dabei Kohlendioxid und Wasser(gasförmig) ab. Dabei werden die Früchte ‚alt‘. Gib 3 verschiedene Möglichkeiten an, um das Altern zu verhindern resp. um das Gleichgewicht auf der ‚Traubenzuckerseite‘ zu halten. (1.5 P.)



exzellen  
endotherm

Druck erhöhen ✓  
verhindern, dass  $CO_2$  weg geht, eher Hinzugeben  
Verhindern dass  $H_2O$  weg geht, eher Hinzugeben  
Verhindern, dass  $O_2$  hinzukommt,  $O_2$  wegnehmen

Pro Punkt 0.5 P.

Temp ↓ (Reaktionsgeschw.)

1.5

in dunklen lagern ~ .25  
vakuumieren ~ .25

Einfluss auf/von  
the/CO<sub>2</sub>/O<sub>2</sub> aus  
glas sein

5.7. Gegeben sei folgende Reaktionsgleichung:  $N_2O_5(g) \rightleftharpoons NO_2(g) + O_2(g)$

a) Gleiche die Reaktionsgleichung aus. (0.5 P.)

b) Schreibe die Gleichgewichtskonstante K für die Reaktion hin. (1 P.)

c) Angenommen, dass die Reaktion nur mit einem Mol  $N_2O_5$  in einem Einliter-Gefäß beginnt. Die Reaktion sei im Gleichgewicht, wenn 10% des  $N_2O_5$  dissoziiert (‚zerfallen‘) sind. Berechne die Gleichgewichtskonstante K. (2 P.)



0.5

b)  $K = \frac{(NO_2)^4 \cdot (O_2)}{(N_2O_5)^2}$

0.5

c) im Gleichgewicht hat es 0.9 mol  $N_2O_5$



$$K = \frac{0.2^4 \cdot 0.05}{(0.9)^2} = 0.0000988 \text{ (mol/l)}^3 = 9.88E-5 \text{ (mol/l)}^3$$

ein liter behälter  
-0.25

3

5.8. Wieso brennt eine Flamme in einer reinen Sauerstoffatmosphäre schneller als an der normalen Umgebungsluft? Argumentiere möglichst genau. (1 P.)

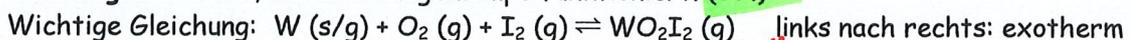
$V = dc/dt$  ... je höher die Konz desto grösser v  
,mehr  $O_2$  zu ungenau ... 0.5 P.

Konzentration - v-w  
Jahli sein

2

0.25

5.9. Erkläre in wenigen Worten, wie die Halogenlampe funktioniert. (1 P.)



falls W(s):

Heisser Draht: endotherme Rückreaktion bevorzugt, Resublimation von W  
Kalte Glasoberfläche .. exotherme Reaktion zu  $WO_2I_2$  bevorzugt, Sublimation von W

falls W(s) sich wiederflame Litle ...

5.10. Gegeben sei folgendes Gleichgewicht:  $A + B + C \rightleftharpoons D + 2E$ ,  $K$  sei 0.95. Wie gross sind die Konzentrationen aller beteiligten Substanzen im Gleichgewicht, wenn die Reaktion nur mit den Edukten 0.89 mol/l A, 0.89 mol/l B und 0.89 mol/l C gestartet wird? (3 P.)  
Annahme:  $x$  sei die Konzentration von D im Gleichgewicht

	A	B	C	D	2E
Start	0.89	0.89	0.89	0	0
GW	0.89-x	0.89-x	0.89-x	x	2x

$$K = \frac{D \cdot E^2}{A \cdot B \cdot C} = 0.95 = \frac{x \cdot (2x)^2}{(0.89-x)^3}$$

$$x = 0.340373$$

1 P.

0.5 P.

$$A = B = C = 0.89 - x = 0.89 - 0.34 = 0.55 \text{ mol/l}$$

$$D = 0.34 \text{ mol/l}$$

$$E = 2x = 0.68 \text{ mol/l}$$

0.5 P.

0.5 P.

0.5 P.

Italo p. 228

$4 \cdot \text{Anzahl (B)} = 3 \cdot \text{Anzahl (C)}$   
 $\rightarrow \text{Anzahl (B)} = \text{Anzahl (C)} \cdot \frac{3}{4}$   
 $4 \cdot \text{Anzahl (A)} = \text{Anzahl (C)} \cdot \frac{1}{2}$   
 $\rightarrow \text{Anzahl (A)} = \text{Anzahl (C)} \cdot \frac{1}{2}$   
 $\rightarrow \text{Anzahl (C)} = x$

5.11. Die Reaktion  $2A + 3B \rightleftharpoons 4C$  hat die Gleichgewichtskonstante  $K = 5$ . Welche Stoffmenge C liegt im chemischen Gleichgewicht vor, wenn man von 6 mol A und 7 mol B und 0 mol C ausgeht? Die Aufgabe nur bis zum Ansatz, Gleichgewichtskonstante  $K$ , lösen. (2 P.)  
Annahme:  $x$  sei die Konzentration von C im Gleichgewicht

	2A	+ 3B	4C
Start	6	7	0
Gw	6-0.5x	7-2x	x
	$(6 - \frac{1}{2}x)$	$(7 - \frac{3}{4}x)$	x

$$K = \frac{x^4}{(6 - \frac{x}{2})^2 \cdot (7 - \frac{3}{4}x)^3} = 5$$

Anzahl (A) = Anzahl (C) \* 0.5  
 $4 \cdot \text{Anzahl (B)} = \text{Anzahl (C)} \cdot 3$   
 Anzahl (C) = Anzahl (A) \* 2

$$K = 5 = \frac{x^4}{(6-0.5x)^2 \cdot (7-2x)^3}$$

0.5 P. 0.5 P. 0.5 P. 0.5 P.

$$5 = \frac{x^4}{(6-0.5x)^2 \cdot (7-2x)^3}$$

$$(6-x)^2 \cdot (7-x)^3$$

1.0 ✓

5.12. Ein geschlossenes System enthält anfänglich  $1.0 \cdot 10^{-3}$  mol/l  $H_2$  und  $2.0 \cdot 10^{-3}$  mol/l  $I_2$  bei  $448^\circ C$ . Die Analyse des Gleichgewichtsgemisches zeigt, dass die Konzentration von HI  $1.87 \cdot 10^{-3}$  mol/l beträgt. Die ablaufende Reaktion sei  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$

- a) Wie gross sind die Konzentrationen von  $H_2$  sowie  $I_2$  im Gleichgewicht. (1.5 P.)  
 b) Berechne K bei  $448^\circ C$ . (1 P.)

Hinweis: wenn a) nicht berechnet werden konnte so nimm die Werte  
 $H_2 = 2$  mol/l,  $I_2 = 3$  mol/l,  $HI = 4$  mol/l. (Abzug 0.5 P.)

Pearson 743

	$H_2$	+	$I_2$	$\rightleftharpoons$	$2 HI$
t=0	$1.0E-3$		$2.0E-3$		0
GW					$1.87E-3$
Anzahl ( $H_2$ ) = 0.5 * Anzahl HI					0.5 P.

a) Konz.  $H_2 = 1.0E-3 - 1.87E-3/2 = 0.000065$  mol/l =  $6.5 E-5$  mol/l  
 $I_2 = 2.0E-3 - 1.87E-3/2 = 0.001065$  mol/l =  $1.065 E-3$

0.5 P.  
0.5 P.

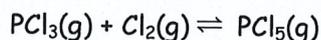
b)  $K = (1.87E-3)^2 / (6.5 E-5 * 1.065 E-3) = 50.515$   
 $= 4^2 / (2 * 3) = 2.666$

1.0 / 0.5 P.

2.5

5.13. Phosphortrichlorid ( $PCl_3$ ) reagiert mit Chlor ( $Cl_2$ ) zu Phosphorpentachlorid ( $PCl_5$ ). Dabei stellt sich ein chemisches Gleichgewicht ein:

50 Reaktionskinetik, Abi-Lernbox Nummer 3



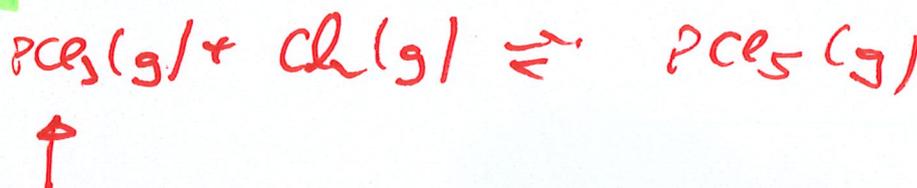
Im Gleichgewicht liegen in einem Liter 12 mol  $PCl_3$ , 22 mol  $Cl_2$  und 8 mol  $PCl_5$  vor.

a) Wird der Behälter auf  $180^\circ C$  abgekühlt, so liegt im Gleichgewichtszustand eine Stoffmenge Phosphorpentachlorid von  $n = 12$  mol vor. Begründe mit Chatelier ob die Reaktion endotherm oder exotherm ist. (1.0 P.)

Bei tieferen Temp. Stoffmenge  $n(PCl_5)$  grösser. Reaktion muss also exotherm sein.  
 Chatelier: exotherme Reaktionen laufen bevorzugt bei tieferen Temp. ab.

b) Begründe mit Chatelier, wie sich die Stoffmenge an Phosphortrichlorid verändert, wenn man das Volumen des Reaktionsgefässes vergrössert. (1.0 P.)

Chatelier: Volumenvergrösserung ('Druckabnahme') bevorzugt volumenvergrössernde Teilreaktion, also Spaltung von  $PCl_5$  in  $PCl_3$  und  $Cl_2$ . Das heisst, Stoffmenge Phosphortrichlorid nimmt zu.



CHEMIE

chemisches Gleichgewicht  
Prüfung 2012

Klasse 3na

Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Leher

Note:

25.25

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.

$$c = n / V = m / M / V$$

5.1. Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. ‚Ja‘ heisst, dass die Aussage korrekt ist, ‚nein‘ heisst, dass die Aussage falsch ist. Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt. Total 8P.

	Ja	Nein
Im (chemischen) Gleichgewicht gilt, dass $v_{Hin} = v_{Rück}$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Ein Katalysator kann das Gleichgewicht verschieben	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Im Gleichgewicht gilt, dass die Summe der Konzentrationen der Edukte gleich der Summe der Konzentration der Produkte ist	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Die Temperatur hat keinen Einfluss auf das chemische Gleichgewicht	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

Die Synthese von Ammoniak ( $NH_3$ ) aus den Elementen sei exotherm. Alle beteiligten Substanzen seien gasförmig. Hinweis: schreibe die Reaktion auf (für Punktevergabe aber nicht relevant)

Die Edukte sind $N_2$ sowie $H_2$ .	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Eine Erhöhung des Druckes erhöht die Ausbeute von Ammoniak	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Eine Verminderung des Druckes erhöht die Ausbeute von Ammoniak	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Um möglichst viel Produkt zu erhalten, sollte die Reaktion ...		
... bei einer möglichst hohen Temperaturen durchgeführt werden	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
... bei einer möglichst tiefen Temperaturen durchgeführt werden	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Die Gleichgewichtskonstante K weist bei verschiedenen Temperaturen den gleichen Wert auf	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Durch Hinzufügen von $H_2$ zu der Reaktion verschiebt sich das GW nach rechts	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

Eine Reaktion soll so gesteuert werden, so dass möglichst viel Produkt erhalten wird. Welche Aussagen stimmen in diesem Zusammenhang?

Wenn die Reaktion exotherm ist, so die Temperatur senken.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Wenn die Reaktion endotherm ist, so die Temperatur erhöhen.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Hinzufügen möglichst vieler Edukte.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Hinzufügen möglichst vieler Produkte.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Entfernen von Produkten durch (z.B. anderer Aggregatzustand)	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Sind mehr gasförmige Produkte als gasförmige Edukte vorhanden: Druck erhöhen	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

Die Reaktion  $CH_4(g) + 2 H_2S(g) \rightleftharpoons CS_2(g) + 4 H_2(g)$  ist von links nach rechts gesehen exotherm. Wie wird das Gleichgewicht verlagert, wenn ...

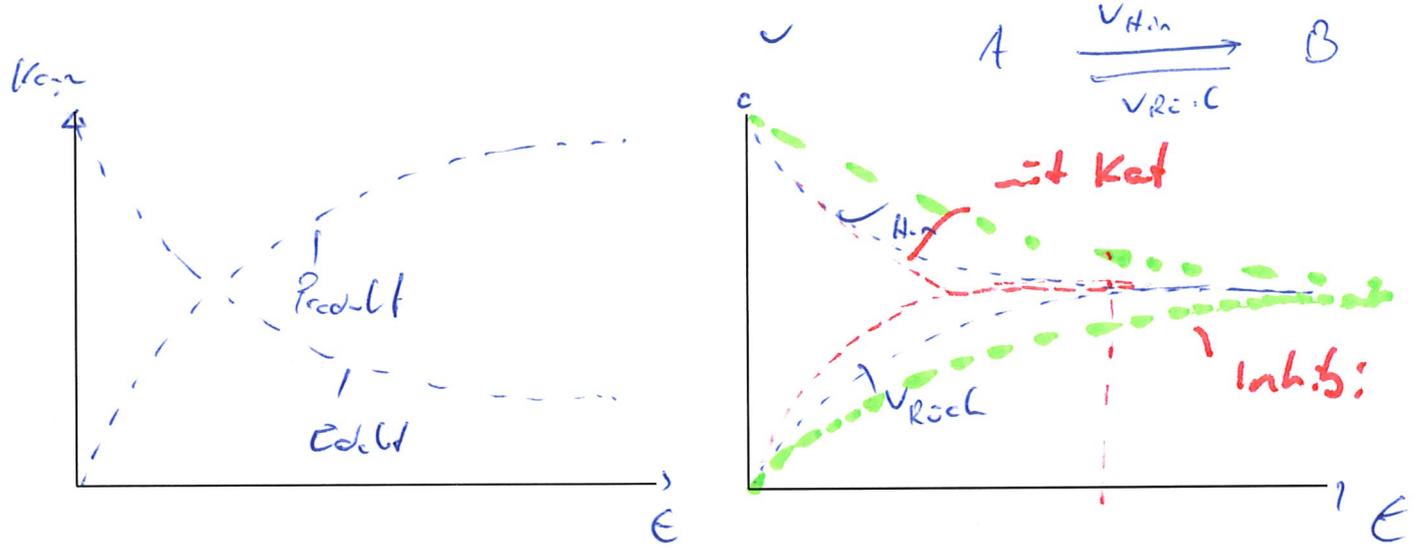
	Links	Rechts	Gar nicht
... die Temperatur erhöht wird:	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
... $H_2S(g)$ zugegeben wird:	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
... $CS_2(g)$ entfernt wird:	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
... $H_2(g)$ wird zugeben	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
... Der Druck erhöht wird:	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
... Ein Katalysator eingebracht wird:	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

 kurzfristig  
 langfristig



5.4. Gegeben sei die Reaktion  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$ . Die Reaktion sei exotherm.

- a) Zeichne für die gegebene Reaktion zwei Diagramme folgender Art:
  - a1) Konzentration der Edukte sowie Produkte gegen die Zeit (1 P.)
  - a2) Reaktionsgeschwindigkeit der Hin- resp. Rückreaktion gegen die Zeit (1 P.)
  - a3) Zeichne in das Diagramm a2) den Einfluss eines Katalysators sowie Inhibitors. (1 P.)



b) Beim Erhitzen von 22 mol Wasserstoff und 5 mol Iod auf 448°C tritt ein Gleichgewicht ein, wenn sich 7 mol Iodwasserstoff gebildet haben. Berechne K. (2 P.)

net GW .25

	$H_2$	+	$I_2$	$\rightleftharpoons$	$2 HI$
t=0	22		5		0
GW					7 HI

Anzahl ( $H_2$ ) =  $0.5 \cdot$  Anzahl HI

Somit im GW für  $H_2$  =:  $22 - 7/2 = 18.5$   
 $I_2 = 5 - 7/2 = 1.5$

$K = 7^2 / (18.5 \cdot 1.5) = 1.76$

c) Dem System wird 1 mol  $H_2$  zugegeben. Beantworte folgende Fragen:

- c1) Auf welcher Seite (links oder rechts) wird das GW kurzfristig verschoben? (0.5 P.)  
 c2) Nach dem Einstellen des neuen GW, wie ändern sich die Konzentrationen der einzelnen Komponenten insgesamt, keine Zahlen, nur qualitativ. (0.75 P.)  
 c3) Wie gross ist K nach Einstellen des neuen GW? Grösser, kleiner, gleich. (0.5 P.)  
 c4) Begründe deine Antwort zu c3) in maximal drei Sätzen. (1 P.)

2.75

- C1) kurzfristig nach links ←  
 C2)  $H_2$  nimmt wenig zu,  $I_2$  nimmt ab,  $HI$  nimmt zu  
 C3) gleich wie am Anfang  
 C4) K ist konz. unabhängig

c.5  
 $H_2 \downarrow ; I_2 \downarrow , HI \uparrow$

440°C ↓

d) Das System wird auf  $600^\circ C$  erhitzt. Beantworte folgende Fragen:

- d1) Auf welche Seite wird das GW verschoben. Links oder rechts? (0.5 P.)  
 d2) Wie gross ist K nach Einstellen des GW. <, > oder = (0.5 P.)  
 d3) Begründe deine Antwort zu d2) in maximal drei Sätzen. (1 P.)

exotherme  
 Reaktion

- D1) nach links ←  
 D2) kleiner <  
 D3) mehr Edukt

0.5/0.0  
 0.5/0.0

~ irgendwas mit exotherm ... höhere Temp eher s-bleibt..

e) Dem System wird mehr Raum zur Verfügung gestellt. Beantworte folgende Fragen:

- e1) Wie ändert sich der Druck (0.5 P.)  
 e2) Auf welche Seite wird das GW verschoben? Links / rechts / überhaupt nicht (0.5 P.)  
 e3) Begründe deine Antwort zu e2) in maximal drei Sätzen. (1 P.)

- mehr Raum, Druck sinkt, also  
 E1) Druck nimmt ab  
 E2) bleibt gleich  
 E3) Anzahl Moleküle links und rechts gleich, keine Verschiebung

p ↓

MWG, Gleichgewicht, Chatelier by R. Steiger  
September 2008

---

**1. Frage:** Total 9.25 P.

- a) Was versteht man unter der Reaktionsgeschwindigkeit in der Chemie? (1 P.)
- b) Gib drei Grössen an, welche die Reaktionsgeschwindigkeit bestimmen. (0.75 P.)
- c) Zwei identische Kerzen brennen an der Luft resp. in einer reinen Sauerstoffatmosphäre. Welche brennt schneller ab, wieso? (1 P.)
- d) Weshalb rostet ein Auto im Winter weniger, wenn es im Freien anstatt in der warmen Garage steht? (1 P.)
- e) Ein chemisches Gleichgewicht liegt vor. Was kann man über die Geschwindigkeit der Hin- und der Rückreaktion sagen? (0.5 P.)
- f) Die Reaktion  $A + B \rightleftharpoons C + D$  hat die Gleichgewichtskonstante  $K_c=4$ . Welche Stoffmenge B liegt im Gleichgewicht vor, wenn man von 1 mol A, 3 mol C und 5 mol D ausgeht? (2 P.)
- g) Was besagt die RGT-Regel? (1 P.)
- h) Eine Reaktion sei endotherm. Zeichne das entsprechende Energiediagramm, inklusive der Reaktionsenthalpie sowie Aktivierungsenergie. (1 P.)
- i) Wie kann eine endotherme Reaktion zu der Produktseite verschoben werden? 2 Möglichkeiten angeben. (1 P.)

---

**2. Frage:** Total 11.25 Punkte

Gegeben sei die Reaktion  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$ . Die Reaktion ist exotherm.

- a) Zeichne für die gegebene Reaktion zwei Diagramme folgender Art:
  - a1) Konzentration der Edukte/Produkte gegen die Zeit. (1 P.)
  - a2) Reaktionsgeschwindigkeit der Hin- resp. Rückreaktion gegen die Zeit. (1 P.)
  - a3) Zeichne in das Diagramm a2) den Einfluss eines Katalysators. (0.5 P.)

---

2.5 P.
- b) Beim Erhitzen von 22.37 mol Wasserstoff und 5.22 mol Iod auf 448° Celsius tritt ein Gleichgewicht ein, wenn sich 10.20 mol Iodwasserstoff gebildet haben. Berechne  $K_c$ . (2 P.)

---

2.0 P.
- c) Dem System wird 1 mol  $H_2$  zugegeben. Beantworte folgende Fragen:
  - c1) Auf welche Seite wird das Gleichgewicht verschoben? Links oder rechts? (0.5 P.)
  - c2) Wie ändern sich die Konzentrationen der einzelnen Komponenten (keine Zahlen sondern nur qualitativ) (0.75 P.)
  - c3) Wie gross ist  $K_c$  nach einstellen des GW. Grösser, kleiner oder gleich wie in b). (0.5 P.)
  - c4) Begründe deine Antwort zu c3) kurz. (Maximal drei Sätze) (1.0 P.)

---

2.75 P.
- d) Das System wird auf 600 ° Celsius erhitzt. Beantworte folgende Fragen:
  - d1) Auf welche Seite wird das Gleichgewicht verschoben? Links oder rechts? (0.5 P.)
  - d2) Wie gross ist  $K_c$  nach einstellen des GW. Grösser, kleiner oder gleich wie in b). (0.5 P.)
  - d3) Begründe deine Antwort zu d2) kurz. (Maximal drei Sätze) (1.0 P.)

---

2.0 P.
- e) Dem System wird mehr Raum zur Verfügung gestellt. Beantworte folgende Fragen:
  - e1) Wie ändert sich der Druck? (0.5 P.)
  - e2) Auf welche Seite wird das Gleichgewicht verschoben? Links oder rechts? (0.5 P.)
  - e3) Begründe deine Antwort zu e2) kurz. (Maximal drei Sätze) (1.0 P.)

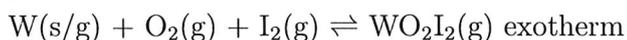
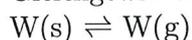
---

2.0 P.

---

**3. Frage:**

Erkläre in wenigen Worten, wieso eine Halogenlampe länger brennt als eine Glühlampe. Folgende Gleichgewichte seien gegeben:



2.0 P.

# Flusterlösung

① a)  $\sim$  Stoffmenge pro Zeit  $\frac{dc}{dt}$  1.0 / 0.0 1.0  
Konz pro Zeit

b) Temp, Konzentration, Reaktivität der Teilchen  
 Oberfläche, Katalysatoren  
 Druck?! Produkt/ Edukt je 0.25  $\rightarrow$  0.75  
Entfernen

c) in einem 0.5 0.5  $\rightarrow$  1.0  
ist schneller, da Konz von  $O_2$  höher

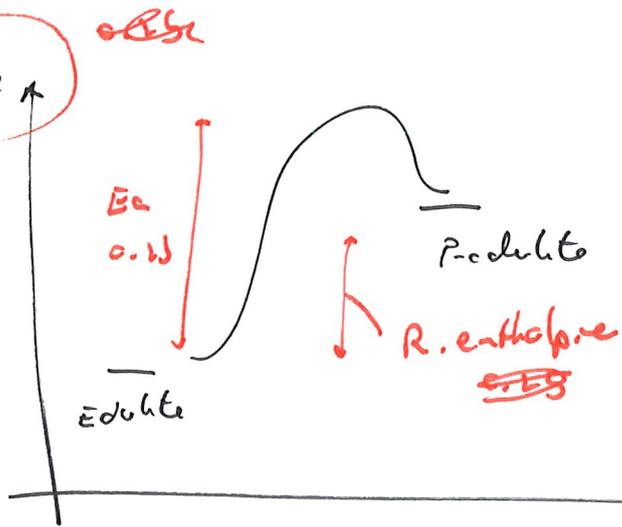
d) 0.5 0.5  $\rightarrow$  1.0  
T kleiner, Luftfeuchtigkeit kleiner  
 $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$   
(10°C wärmer... RGT) 1.0 / 0.5 / 0.0

e) Flüssigkeit gleich groß sein 0.5 / 0.0 0.5

f)  $A + B \rightleftharpoons C + D$   
 $t=0$  1 0 3 5  
 GW  $1-x$   $x$   $3-x$   $5-x$   $\rightarrow$   $\frac{(3-x) \cdot (5-x)}{(1+x) \cdot x} = 4$  1.0 2.0  
 $\rightarrow x_1 = +1$  ~~0~~  
 $(x_2 = -5)$  ~~AB~~  
 $\rightarrow$   $\frac{3 \cdot 5}{1 \cdot x} = 4$   
 $\rightarrow$  0.5

g) 0.5 0.5  $\rightarrow$  1.0  
RGT: 10°C runter, Geschwindigkeit verdoppelt sich

h) energie ~~↑~~



1.0 / 0.0

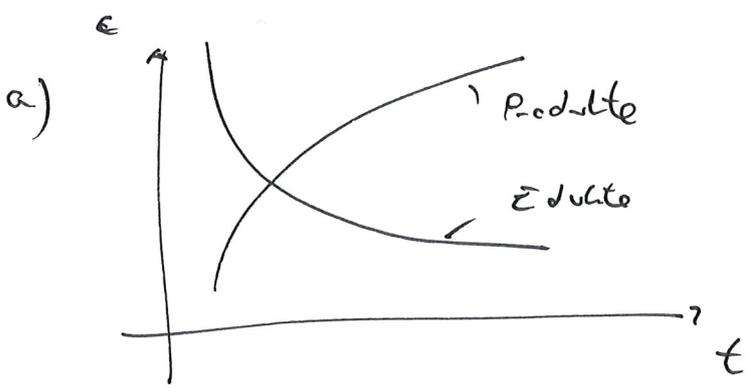
- if Punkte fehlen - 0.25
- if Ea / RE falsch : je - 0.5

Reaktionsverlauf  
~~0.75~~

- i)  $A \rightleftharpoons B$  ; endotherm
- if mehr A zugehen  $\rightarrow$  d
  - Temp.änderung : ↑
  - Katalysator  $\sim$  0.25
  - Produkte wegnehmen 0.5

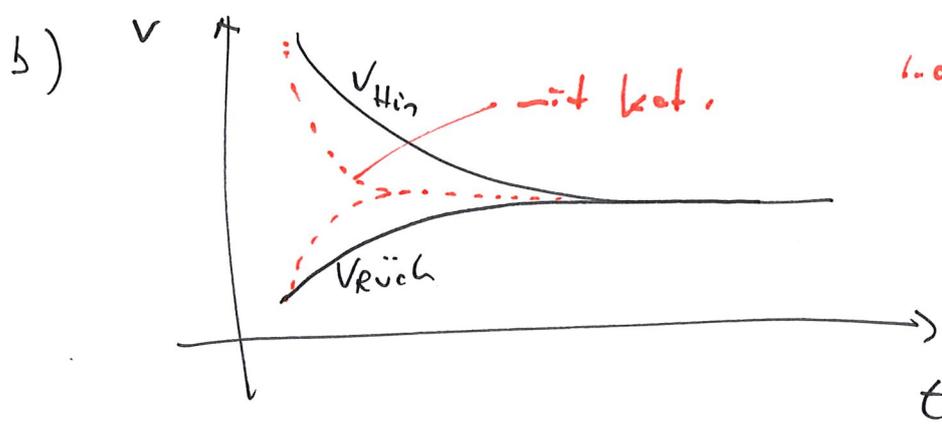
0.5  
~~0.5~~  
1.0

2



1.0/0.5/0.0

1.0



1.0/0.5/0.0

1.0

c) siehe b)

0.5

2b)

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$$

$\rightarrow$  22.37      5.22

GW : 22.37 - 5.1      5.22 - 5.1

10.20 : 2 = 5.1

$$0.5 \leftarrow \frac{10.2^2}{22.37 \cdot 5.22} = 0.89$$

$$\rightarrow K_c = \frac{HI^2}{H_2 \cdot I_2} = \frac{(10.2)^2}{(22.37 - 5.1) \cdot (5.22 - 5.1)}$$

$$= \frac{50.2}{0.5}$$

ip alles korrekt, 2-c  
but Edukt/Produkt: -1-c

- 
- c) c1) rechts korrekter link 0.5 0.5
  - c2) HI ↑ ; H<sub>2</sub> ↓ ; I<sub>2</sub> ↓ 0.75
  - c3) gleich wie an A-lag 0.5
  - c4) K ist konz. unabhängig 1-c
- bla bla = 0.25

2 d) exotherme Reaktion

d1) ← 0.5

d2) mehr Edukte; kleiner 0.5

d3) mehr Edukte, kleinerer  $\Delta H$  1.0  
if bla → 0.25

---

2e) ~~entw. ...~~ (if Druck sinkt, GW auf Seite mit mehr Molekülen)

e1) Druck ↓ 0.5

e2) GW  $\approx$  gleich 0.5

e3) Anzahl Moleküle links + rechts gleich  
→ keine Verschiebung 1.0

③

## Halogenlampe

Glühlampe: heisses Draht  $\rightarrow$  Wolfram sublimiert, lässt sich auf "kaltes" Glasoberfläche nieder 1.0

Halogen: W sublimiert ebenfalls, reagiert mit  $C_2 + I_2$  zu  $WO_2I_2$ . Dieser Vorgang ist exotherm, Rückreaktion endotherm, d.h. an "heissen" Orten bevorzugtes 1.0

2.0

Klasse 3nc, Schwerpunkt

Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Musterlösung

Note:

Formeln:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

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

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

$$W = - p \cdot V$$

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

$$c(\text{Wasser}) = 4.184 \text{ J / (g \cdot K)}$$

6.1. Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. „Ja“ heisst, dass die Aussage korrekt ist, „nein“ heisst, dass die Aussage falsch ist. **Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt.**  
Total 8P.

	Ja	Nein	
Eine Reaktion kann endotherm oder exotherm sein.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
Ist Q positiv, so bedeutet dies, dass das System Arbeit verrichtet.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	n
Ist Q negativ, so bedeutet dies, dass das System Wärme abgibt.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	j
Ist W positiv, so bedeutet dies, dass am System Arbeit verrichtet wird.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
Ist W negativ, so bedeutet dies, dass das System Wärme abgibt	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	n
Freiwillig ablaufende Reaktionen nennt man exergonisch.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	j
Endergonische Reaktionen sind gekennzeichnet durch: $\Delta G < 0$ .	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	n
Wenn das System Wärme aufnimmt spricht man von einem endothermen Prozess.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
Bei einem endothermen Prozess ist $\Delta H$ positiv.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
Bei einem exothermen Prozess ist $\Delta H < 0$ .	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
Die Enthalpieänderung berechnet sich folgendermassen: $\Delta H = H(\text{Edukte}) - H(\text{Produkte})$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	nein
Eine Flüssigkeit hat eine höhere Entropie als ein entsprechender Festkörper.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
Bei gleicher Temperatur und Druck gilt ...			
$\text{CH}_4$ hat eine grössere Entropie als $\text{C}_2\text{H}_6$ . (gleicher Aggregatzustand)	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	nein
Gasförmiges Wasser hat eine höhere Entropie als flüssiges Wasser.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
Die Reaktionsenthalpie einer Reaktion sei $-100 \text{ kJ/mol}$ . Das heisst, dass ...			
... die Reaktion exotherm ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
... die Rückreaktion endotherm ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
... das Produkt mehr Entropie als das Edukt aufweist	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	nein
... das Produkt stabiler ist.)	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	nein
<i>bei <math>\Delta G</math></i>			
<i>es heisst nicht freie Reaktion</i>			
<i><math>\Delta G = \dots</math></i>			
Für eine Reaktion mit $K > 1$ gilt zwingend:			
$\Delta G < 0$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
$\Delta G > 0$ und $\Delta H < 0$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	nein
$\Delta H > \Delta S$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	nein
$\Delta H < 0$ und $\Delta S > 0$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
<i>Produziert Ordnung</i>			
$\Delta H_R < 0, \Delta S_R < 0$ bedeutet, dass die Reaktion ...			
... exotherm ist und Unordnung produziert	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	nein
... exotherm und Ordnung produziert.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja
... bei tiefen Temperaturen freiwillig, bei hohen Temperaturen nicht freiwillig abläuft.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	ja

$\Delta G < 0$   
 $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$   
 $\rightarrow \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$   
 $\rightarrow \Delta H < T \cdot \Delta S$

6.2. x g gefrorenes Wasser mit einer Temperatur von  $-40^{\circ}\text{C}$  soll auf  $130^{\circ}\text{C}$  erwärmt werden. Gib dazu möglichst genau an, wie sich notwendige Wärmemenge Q zusammensetzen würde. Es ist also keine Berechnung mit Zahlen verlangt, sondern der mathematische Ausdruck, welche Beiträge theoretisch dazu kommen würden. (1.5 P.)

$$Q = m \cdot c_{\text{eis}} \cdot 40 \text{ K} + L_{\text{schmelz}} \cdot m_{\text{eis}} + m \cdot c_{\text{wasser}} \cdot 100 \text{ K} + L_{\text{verdampf}} \cdot m + m \cdot c_{\text{dampf}} \cdot 30 \text{ K}$$

Pro fehlendem Beitrag - 0.5 Punkte

1.5 / 0.75 / 0.25  
 --bla oder zu wenig

6.3. Wird Baumwolle feucht, so erwärmt es sich ein wenig. Wie kann dieser Effekt erklärt werden? (1 P.)

Um Wasser zu verdampfen braucht es Energie, umgekehrt wird also Energie frei (,wird warm'), wenn z.B. Baumwolle benetzt wird

1.0 / 0.25 / 0.0  
 --bla  
 Kondensationswärme

6.4. Erkläre in wenigen Worten den Begriff Entropie. Vermeide Wörter wie Unordnung. (1 P.)

Entropie ist ein Mass der Komponenten eines Systems, verschiedene Zustände, einnehmen zu können.

"Anordnungen"  
 --Verteilung in einem Volumen"

6.5. Ein Stück Eisen verrostet (,oxidiert') und es entsteht ,Rost', chemisch gesehen  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

- a) Schreibe die Reaktionsgleichung hin mit dem ,vernünftigsten' Aggregatzustand hin
- b) Berechne die minimale Temperatur für diese Reaktion. Wertetabelle für  $\Delta H$  und  $\Delta S$ !

0.5  
 2 = 1.5

Reaktionsgleichung:



dH =	0	0	-824.2
dS =	27.28	205.03	87.4
dG	0	0	-742.2

$$dG = 0 = dH - TdS \quad T = dH/dS = (2 \cdot -824.4) / (2 \cdot 0.087 - (4 \cdot 0.02728 + 3 \cdot 0.205)) = -1648.8 / -0.55012 = 2997.16$$

$dH/dS = \text{ca. } 3000 \text{ K}$ , d.h. über dieser Reaktion kann die Reaktion nicht mehr selbstständig ablaufen

oder (= die Hälfte ...  
 $\frac{dH/2}{dS/2}$

6.6. Gegeben sei 0.1 g Mg, welches sich in 100 ml 1 M Säure (für die Berechnung vereinfachende Annahme: nur Wasser) auflöst, zugehörige Reaktionsgleichung:  $Mg + 2 H^+ \rightleftharpoons Mg^{2+} + H_2(g)$ . Um wieviel Grad Celsius erwärmt sich die Lösung? (2 P.)

$$Q = m \cdot c_w \cdot dT$$

für  $m=100$  g Wasser

Auflösen von  $Mg^{2+}$  ergibt  $dH$  (Tabelle) = -466 kJ

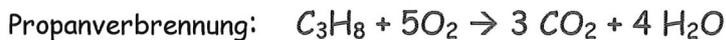
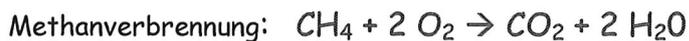
Man hat aber 0.1 Mg und somit nur  $-466/243 = 1.92$  kJ Wärme welche frei wird

Aus  $Q = m \cdot c_w \cdot dT$  wird

$$dT = Q / (m \cdot c_w) = 1920 \text{ J} / (100 \text{ g} \cdot 4.184 \text{ J/K} \cdot \text{g}) = 4.59 \text{ }^\circ\text{C}$$

6.7. Thermodynamik, Verbrennung

a) Schreibe die Reaktionsgleichung der vollständigen Verbrennung von Methan ( $CH_4$ ) resp. Propan ( $C_3H_8$ ) auf. (1.0 P.)



b) Welche Stoffportion setzt bei ihrer vollständigen Verbrennung mehr thermische Energie frei,  $m(\text{Methan}) = 1$  kg oder  $m(\text{Propan}) = 1$  kg? Berechne die beiden Verbrennungsenthalpien. (2 P.)

Angabe: molare Standard-Bildungsenthalpien:

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

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

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

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

$$\Delta H_f^\circ(O_2) = 0 \text{ kJ/mol}$$

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

$n(CH_4) = 1000/16 = 62.5 \text{ mol}$

1 kg Methan  $\rightarrow 62.5 \cdot -802 = -50'125 \text{ kJ frei}$

Propan:  $(3 \cdot -393 + 4 \cdot -242) - (-104 + 5 \cdot 0) = -2043 \text{ kJ (pro Mol!)}$

$n(C_3H_8) = 1000 / 44 = 22.73 \text{ mol}$

1 kg Propan  $\rightarrow 22.73 \cdot -2043 = -46'432 \text{ kJ frei}$

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

6.8. 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, Interpretation des Resultates? (1 P.)  
 b) Wie gross ist  $\Delta G^\circ$  bei 1000°C, Interpretation des Resultates? (1 P.)  
 c) Wie gross muss die Temperatur sein, so dass die Reaktion spontan abläuft? (1 P.)

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

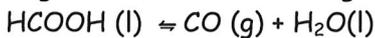
$x = 178 / 0.16 = 1112.5 \text{ K} = 839 \text{ °C}$

nicht freiwillig  
freiwillig

e.S

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

Gegeben sei die Zersetzung von Ameisensäure (HCOOH):



- a) Berechne  $\Delta H^\circ$  sowie  $\Delta S^\circ$ . (1 P.) Wertetabelle verlangt für  $\Delta H$  und  $\Delta S$ !  
 b) Wie gross ist  $\Delta G^\circ$  bei 25°C? (1 P.)  
 c) Zersetzt sich Ameisensäure (HCOOH) spontan bei 25°C? Wieso ja/nein?  
 d) Berechne den Siedepunkt von Ameisensäure in K sowie °C.  
 e) Gemäss Wikipedia sollte der Siedepunkt von Ameisensäure bei 101 °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)  $dH = (-110.52 + -285.83) - -409.2 = 12.85 \text{ kJ/mol}$   
 $dS = (197.67 + 69.91) - 128.95 = 138.63 \text{ J/(mol K)}$

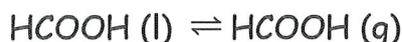
1.0

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

1.0

c) Zersetzt sich spontan, da dG kleiner ist als 0

1.0



dH	-409.2	-362.63
dS	128.95	251.04

d)  $dG = 0 = H - T \cdot S$   
 $T = H/S = (-362.63 - -409.2) / (0.25104 - 0.12895)$   
 $= 46.57 / 0.12209 = 381 \text{ K} = 108 \text{ °C}$

Werte müssen  
(e) (g) sein...  
soll  
nur  
dG = 0

2.0

e) dH und dS ändern sich geringfügig mit der Temperatur.

1.0 / 0.0

Folgende Aufgaben / Aussagen mit maximal 3 Sätzen beantworten. (je 1 Punkt.)

Der Entropiewert für  $\text{CH}_4$  ist kleiner als derjenige für  $\text{C}_2\text{H}_6$ , die Temperatur sei gleich. Wieso?

$\text{C}_2\text{H}_6$  hat mehr Möglichkeiten für interne Bewegungen, z.B. Rotation, als  $\text{CH}_4$  1.0 P.

*1.0 / 0.5 (a.2.5) (w.5(a.)) C f C Rotation muss erwartet werden (-0.5)*

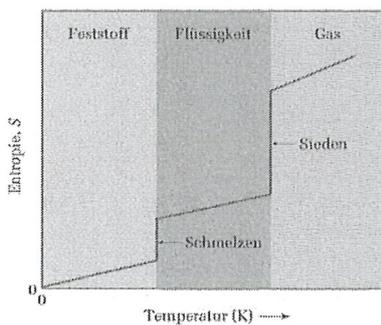
*Rot, aber ohne intern*

b) Wie lässt sich der zunehmende Entropiewert von  $\text{Li}^+(\text{aq})$  nach  $\text{Na}^+(\text{aq})$  und zu  $\text{K}^+(\text{aq})$  erklären.

$\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+$  Ion wird grösser, Schalenbau. (0.5 P.)

Weil bei  $\text{Li}^+$  die Wassermoleküle besser 'haften' (Ion-Dipol-Wechselwirkung) ist die Unordnung kleiner. Q.e.d. (0.5 P.)

c) Zeichne ein Entropie-Temperatur-Diagramm für einen beliebigen Stoff auf.



1.0 / 0.5 / 0

Durch Null, Achsenbeschriftungen, sprunghafte Anstiege

d) Angenommen, dass  $\Delta G_R$  bei verschiedenen Temperaturen die Werte 100 kJ/mol resp. -100 kJ/mol aufweist, die Werte für  $\Delta H$  sowie  $\Delta S$  seien jeweils positiv. Welcher  $\Delta G_R$ -Wert gehört zur höheren Temperatur. Wieso? (1.0 P.)

$dG = H - T^* S$  ... Somit je höher die Temperatur desto eher ein negativerer Wert,

d.h. 100 kJ/mol bei tiefer, -100 kJ/mol bei höherer Temp.

e) Angenommen, dass  $\Delta G_R$  den Wert 1 kJ/mol aufweist. Wie gross wäre K bei 100 K? (1.0 P.)

$$dG = -RT \ln K$$

$$K = e^{(-dG/RT)} = 2.718^{(-1/0.008314 * 100)} = 0.3$$

(1.0 P. / 0.5 P. / 0.0 P.)

CHEMIE

Thermodynamik  
Prüfung 2010

Klasse

Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Master -  
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:  $\Delta G < 0$ .
- $\Delta H_R < 0$ ,  $\Delta S_R < 0$  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  $\Delta S > 0$

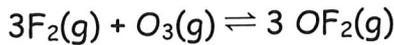
6.7. Pro Aufgabe je 1 P. Mortimer, 19.11 (2 P.)

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.



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

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

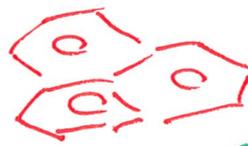
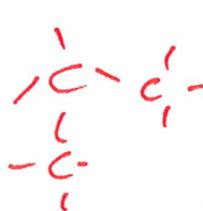
6.8. Je 1 Punkt

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

$K^+$  negative  $S \rightarrow$  mehr Ordnung als vorher  
 $\text{Ca}^{2+}$  etc.  $\rightarrow$  Anziehungskraft z.B.  
 locker beweg.  $\rightarrow$  kleiner als bei  $\text{Cu}^+$

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

Diamant höhere Ordnung als Graphit

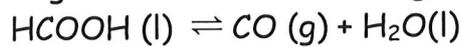


Schichtartig, Vernetzung

$\sim 0.5$   
 $c-s$   
 Schichten  
 anderes Atom-  
 sites:  $0.75$

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

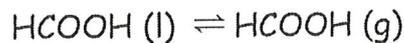
a)  $\Delta H = (-110.52 + -285.83) - -409.2 = 12.85 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta S = (197.67 + 69.91) - 128.95 = 138.63 \text{ J/(mol K)}$

0.5  
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 S 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

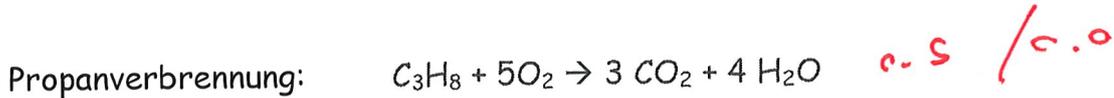
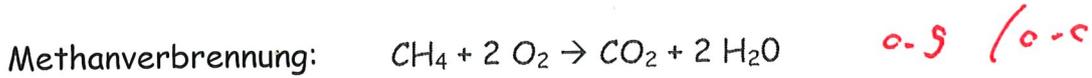
d)  $\Delta G = 0 = H - T \cdot S$  ↙  
 $T = H/S = (-362.63 - -409.2) / (0.25104 - 0.12895)$   
 $= 46.57 / 0.12209 = 381 \text{ K} = 108^\circ\text{C}$

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:

$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H_f^\circ(\text{Methan}) = -75 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H_f^\circ(\text{Propan}) = -104 \text{ kJ/mol}$

if vorher  
 falsch berechnet  
 Einheiten müssen  
 sein

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

$n(\text{CH}_4) = 1000/16 = 62.5 \text{ mol}$  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

$n(\text{C}_3\text{H}_8) = 1000 / 44 = 22.73 \text{ mol}$  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)  $dG = 0 = 178 - x \cdot 0.16$

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

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)

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

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

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

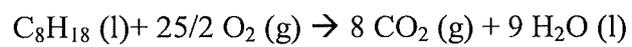
b)

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

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

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?



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

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

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

$$x =$$