

Klasse 3nc, Schwerpunkt

Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Formeln:

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

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

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

$$W = - p \cdot V$$

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

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

Musterlösung

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.	☒	☐	ja
Ist Q positiv, so bedeutet dies, dass das System Arbeit verrichtet.	☐	☒	n
Ist Q negativ, so bedeutet dies, dass das System Wärme abgibt.	☒	☐	j
Ist W positiv, so bedeutet dies, dass am System Arbeit verrichtet wird.	☒	☐	ja
Ist W negativ, so bedeutet dies, dass das System Wärme abgibt	☐	☒	n

Freiwillig ablaufende Reaktionen nennt man exergonisch.	☒	☐	j
Endergonische Reaktionen sind gekennzeichnet durch: $\Delta G < 0$.	☐	☒	n

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

Bei gleicher Temperatur und Druck gilt ...			
CH_4 hat eine grössere Entropie als C_2H_6 . (gleicher Aggregatzustand)	☐	☒	nein
Gasförmiges Wasser hat eine höhere Entropie als flüssiges Wasser.	☒	☐	ja

Die Reaktionsenthalpie einer Reaktion sei -100 kJ/mol . Das heisst, dass ...			
... die Reaktion exotherm ist.	☒	☐	ja
... die Rückreaktion endotherm ist.	☒	☐	ja
... das Produkt mehr Entropie als das Edukt aufweist	☐	☒	nein
... das Produkt stabiler ist.)	☐	☒	nein

Für eine Reaktion mit $K > 1$ gilt zwingend:			
$\Delta G < 0$	☒	☐	ja
$\Delta G > 0$ und $\Delta H < 0$	☐	☒	nein
$\Delta H > \Delta S$	☒	☐	nein
$\Delta H < 0$ und $\Delta S > 0$	☒	☐	ja

$\Delta H_R < 0$, $\Delta S_R < 0$ bedeutet, dass die Reaktion ...			
... exotherm ist und Unordnung produziert	☐	☒	nein
... exotherm und Ordnung produziert.	☒	☐	ja
... bei tiefen Temperaturen freiwillig, bei hohen Temperaturen nicht freiwillig abläuft.	☒	☐	ja

Ja Nein

$$\Delta G < 0$$

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

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

$$\rightarrow \Delta H < T \cdot \Delta S$$

6.2. x g gefrorenes Wasser mit einer Temperatur von -40°C soll auf 130°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 / 0.25
"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.

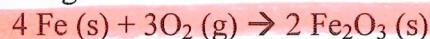
"Anordnungen"
"Verteilung in einen Volumen"

6.5. Ein Stück Eisen verrostet (,oxidiert') und es entsteht ,Rost', chemisch gesehen Fe_2O_3 .

- Schreibe die Reaktionsgleichung hin mit dem ,vernünftigsten' Aggregatzustand hin
- Berechne die minimale Temperatur für diese Reaktion. Wertetabelle für ΔH und ΔS !

0.5
2.5 / 1.5

Reaktionsgleichung:



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

$$dG = 0 = dH - T dS$$

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

$dH/dS = \text{ca. } 3000 \text{ K}$, 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: $\text{Mg} + 2 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2(\text{g})$. Um wieviel Grad Celsius erwärmt sich die Lösung? (2 P.)

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

für $m=100 \text{ g}$ Wasser

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

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

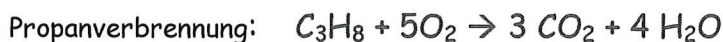
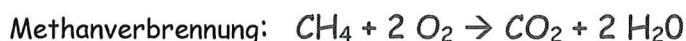
$$\text{Aus } Q = m \cdot c_w \cdot dT$$

wird

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

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, $m(\text{Methan}) = 1 \text{ kg}$ oder $m(\text{Propan}) = 1 \text{ kg}$? Berechne die beiden Verbrennungsenthalpien. (2 P.)

Angabe: molare Standard-Bildungsenthalpien:

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

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

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

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

$$\Delta H_f^\circ(\text{O}_2) = 0 \text{ kJ/mol}$$

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

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

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

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

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = 1000 / 44 = 22.73 \text{ mol}$$

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

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 ΔG° bei 25°C, Interpretation des Resultates? (1 P.)
 b) Wie gross ist ΔG° 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) $dG = 0 = 178 - x \cdot 0.16$

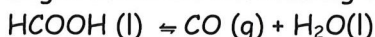
$x = 178 / 0.16 = 1112.5 \text{ K} = 839^\circ\text{C}$

nicht freiwillig
freiwillig

a.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 ΔH° sowie ΔS° . (1 P.)

Wertetabelle verlangt für ΔH und ΔS !

b) Wie gross ist ΔG° 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?

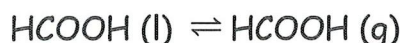


dH	-409.2	-110.52	-285.83
dS	128.95	197.67	69.91

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

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

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



dH	-409.2	-362.63
dS	128.95	251.04

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

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

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

1.0

1.0

1.0

2.0

1.0 / 0.5

Werte müssen
(gleiches) sein...
sonst
dG = 0

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

Der Entropiewert für CH_4 ist kleiner als derjenige für C_2H_6 , die Temperatur sei gleich. Wieso?

C_2H_6 hat mehr Möglichkeiten für interne Bewegungen, z.B. Rotation, als CH_4 1.0 P.

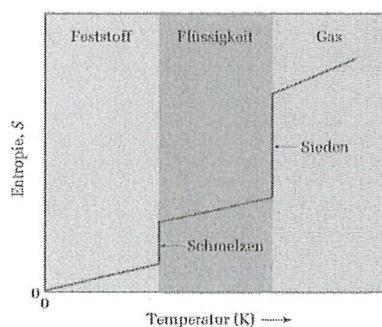
1.0 / 0.5 / 0.25
(„blair“) C f C Rotation kann
Rot, aber ohne intern erwartet werden
(-0.5)

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, Schalen Aufbau. (0.5 P.)

Weil bei 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 ΔG_R bei verschiedenen Temperaturen die Werte 100 kJ/mol resp. -100 kJ/mol aufweist, die Werte für ΔH sowie ΔS seien jeweils positiv. Welcher ΔG_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 ΔG_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.)