

Abiturvorbereitung Energetik

Folgende Fragen sind an Chemie-Abiturfragen aus Baden-Württemberg angelehnt, wurden jedoch aus didaktischen Gründen in der Aufgabenstellung ergänzt, modifiziert oder gekürzt. Normalerweise erstreckt sich eine Abituraufgabe über mehrere Themenfelder, hier wurden nur die Teilaufgaben berücksichtigt, die sich auf die Energetik beziehen.

Hilfsmittel: Periodensystem der Elemente, Tabelle mit den Thermodynamischen Daten (siehe Anhang), Taschenrechner

1. Am Autokatalysator reagieren die umweltschädlichen Gase Stickstoffoxid (NO) mit Kohlenstoffmonooxid zu Kohlenstoffdioxid und Stickstoff. (Ch-GK, 2001)

- Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die Reaktionsenthalpie für die Entstehung von 100 Liter Stickstoff (Hinweis: Bei den gegebenen Bedingungen nimmt 1 mol Stickstoff das Volumen von 45 L ein).
- Welche Entropieänderung erwarten Sie im Verlauf der Reaktion (Entropieabnahme, nahezu Konstanz oder Entropiezunahme)? Begründen Sie kurz!

2. In einem Praktikumsversuch soll die molare Standardneutralisationsenthalpie $\Delta_N H^\circ$ der Reaktion von Salzsäure mit Natronlauge bestimmt werden. Dafür werden 100 mL der Säure ($c = 1,0 \text{ mol/L}$) mit 100 mL der Lauge ($c = 1,0 \text{ mol/L}$) mit der gleichen Anfangstemperatur im Kalorimeter vermischt. Die Temperaturänderung beträgt $\Delta\theta = 5,2 \text{ K}$, die Wärmekapazität des Kalorimeters beträgt $C_{\text{Kal}} = 215,9 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$. Wie groß ist $\Delta_N H^\circ$, wenn die Wärmekapazität von H_2O $c_w = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ beträgt? Hinweis: Die Dichten und Wärmekapazitäten der Lösungen entsprechen näherungsweise den Werten für reines Wasser. (Ch-GK, 2007)

3. Eine Masse von 1,51 g Glycerin (Propantriol, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) wurden in einem Verbrennungskalorimeter, welches mit 1500 g Wasser gefüllt war, vollständig verbrannt, wobei das H_2O flüssig anfällt. Die Temperatur stieg dabei von $19,9 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $21,8 \text{ }^\circ\text{C}$. (ähnlich einer Abi-Prüfungsaufgabe, Berufliches Gymnasium BaWü, Chemie 4 stündig, 2007-2008).

- Berechnen Sie die molare Verbrennungsenthalpie, wenn die Wärmekapazität des Kalorimeters 10000 J/K beträgt.
- Vergleichen Sie den bei a) erhaltenen Wert mit dem rechnerischen Wert, der mithilfe der Standardbildungsenthalpien der Edukte und Produkte berechnet werden kann.
- Welches Volumen an Sauerstoff $V(\text{O}_2)$ wurden unter Normbedingungen bei der Verbrennung der Glycerinportion verbraucht?

4. Natrium liegt in der Gasphase zu einem bestimmten Anteil in Form von Na_2 -Molekülen vor. Die Bildung solcher Moleküle aus Na-Atomen erfolgt exotherm, die Reaktionsenthalpie für die Molekülbildung beträgt $\Delta_R H = -75,5 \text{ kJ/mol}$. Begründen Sie, ob die Na_2 -Molekülbildung aus Na-Atomen bei allen Temperaturen exergonisch verläuft (ohne Berechnung!) (ähnlich einer Abi-Prüfungsaufgabe, Berufliches Gymnasium BaWü, Chemie 4 stündig, 2010-2011)

5. Benzen („1,3,5-Cyclohexatrien“) reagiert mit Propen in der Gasphase zu 2-Phenylpropan. Hinweis: Phenylrest: C_6H_5 - bzw. („1,3,5-Cyclohexatrienylrest“) (ähnlich einer Abi-Prüfungsaufgabe, Berufliches Gymnasium BaWü, Chemie 4 stündig, 2010-2011).

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung in Strukturformeln.
- Die Standardreaktionsentropie dieser Reaktion beträgt $\Delta_R S^\circ = -146 \text{ J/K}$. Begründen Sie das Vorzeichen dieses Werts.
- Berechnen Sie die Temperatur bei der die Reaktion beginnt, endergonisch zu verlaufen. Hinweis: $\Delta_f H^\circ(\text{Benzen}_{\text{gasförmig}}) = 82 \text{ kJ/mol}$, $\Delta_f H^\circ(2\text{-Phenylpropan}_{\text{gasförmig}}) = 4 \text{ kJ/mol}$.

6. Stickstoff bildet mit Sauerstoff viele verschiedene Stickstoffoxide. (ähnlich einer Abi-Prüfungsaufgabe, Berufliches Gymnasium BaWü, Chemie 4-stündig, 2011-2012)

Reaktion1: Durch direkte Reaktion von Stickstoff mit Sauerstoff entsteht Stickstoffmonoxid.

Reaktion2: Stickstoffmonoxid bildet unter bestimmten Reaktionsbedingungen Stickstoffdioxid und Distickstoffmonoxid.

Reaktion 3: Stickstoffmonoxid kann mit Stickstoffdioxid zu Distickstofftrioxid reagieren.

- a) Notieren Sie die Reaktionsgleichungen zu den 3 beschriebenen Reaktionen (davon die von „Reaktion 1“ in Strukturformeln)
- b) Ordnen Sie die 3 Reaktionen dem passenden Fall (Fall I – IV) und dem passenden Diagramm (Diagramm 1- 4) zu. Hinweis: $S^\circ(\text{Distickstofftrioxid}) = 0,316 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}$, $\Delta_f H^\circ(\text{Distickstofftrioxid}) = 86 \text{ kJ/mol}$,

I: $\Delta H > 0 \text{ kJ}$, $\Delta S < 0 \text{ J/K}$

II: $\Delta H > 0 \text{ kJ}$, $\Delta S > 0 \text{ J/K}$

III: $\Delta H < 0 \text{ kJ}$, $\Delta S < 0 \text{ J/K}$

IV: $\Delta H < 0 \text{ kJ}$, $\Delta S >> 0 \text{ J/K}$

Diagramm A

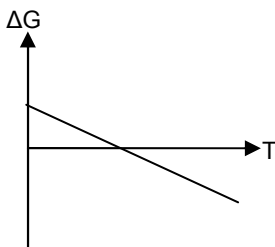


Diagramm B

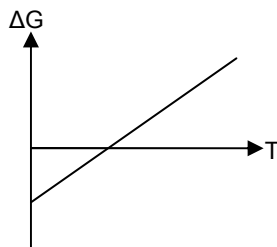


Diagramm C

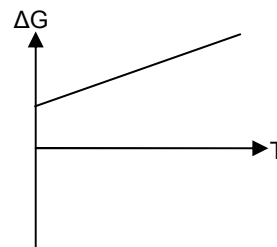
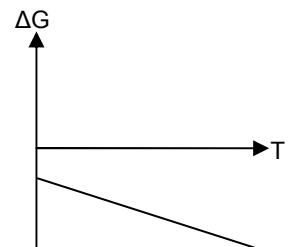


Diagramm D



Anhang: Tabelle mit den benötigten thermodynamischen Daten

Tabelle der für diese Aufgaben benötigten molaren Standardbildungsenthalpien [kJ/mol] und der molaren Standardentropien (J/K*mol). Die Werte aus der Abiturtabelle sind die ohne Nachkommastelle, diejenigen mit Nachkommastellen wurden aus anderen Quellen ergänzt. 25 °C, p = 101300 Pa

anorganische Verbindungen			organische Verbindungen		
	$\Delta_f H_m^\circ$ (kJ/mol)	S°_m (J/mol*K)		$\Delta_f H_m^\circ$ (kJ/mol)	S°_m (J/mol*K)
CO ₂ (g)	- 393	+ 214	Kohlenwasserstoffe und Halogenkohlenwasserstoffe		
CO (g)	- 111	+ 198	Propen, C ₃ H ₈ (g)	+ 20	+ 267
H ⁺ (aq)	0,0	0,0			
H ₂ O (l)	- 285	+ 70			
H ₂ O (g)	- 242	+ 189			
N ₂ (g)	0	+ 192			
N ₂ O (g)	+ 82	+ 220			
NO (g)	+ 90	+ 211	Sauerstoffhaltige organische Verbindungen		
NO ₂ (g)	+ 33	+ 240	Propantriol C ₃ H ₈ O ₃ (l)	- 669	+ 205
O ₂ (g)	0	+ 205			
OH ⁻ (aq)	- 229,99	- 10,75			

Lösungen ohne Gewähr

Bitte informieren Sie mich per e-Mail (info@laborberufe.de), wenn Sie Fehler in den Lösungen finden oder Ihnen etwas unverständlich erscheint. Ich korrigiere das dann umgehend. Ihre Mitschüler werden Ihnen dankbar sein! Die Lösungen sind aus didaktischen Gründen häufig viel ausführlicher als z.B. in der Klassenarbeit erwartet.

1.

siehe Unterrichtsunterlagen

2.

siehe Unterrichtsunterlagen

3.

a) **Grundansatz:** Die bei der Verbrennung frei werdende Wärme ($\Delta_R H$) wird vollständig durch Kalorimeter und darin enthaltenes Wasser aufgenommen. Eine Vorzeichenbetrachtung führen wir erst danach durch, deshalb muss man streng genommen das Betrag-Zeichen einsetzen.

$$|\Delta_R H^\circ| = Q_{\text{Wasser}} + Q_{\text{Kalorimeter}} \Rightarrow$$

$$|\Delta_R H^\circ| = c_w \cdot m_w \cdot \Delta \vartheta + \underbrace{c_{\text{Kalorimeter}} \cdot m_{\text{Kalorimeter}}}_{C_K} \cdot \Delta \vartheta$$

$$\Rightarrow |\Delta_R H^\circ| = c_w \cdot m_w \cdot \Delta \vartheta + C_K \cdot \Delta \vartheta \Rightarrow |\Delta_R H^\circ| = 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot 1500 \text{g} \cdot 1,9 \text{K} + 10000 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 1,9 \text{K} = 30913 \text{J} \approx 30,9 \text{kJ}$$

$$n(\text{Gly}) = \frac{m(\text{Gly})}{M(\text{Gly})} = \frac{1,51 \text{g}}{90,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,01676 \text{mol} \quad \text{Hinweis: } M(\text{Gly}) \text{ muss man anhand der Summenformel ermitteln.}$$

Die Reaktionsenthalpie muss negativ sein, also exotherm, da die Temperatur des Wasser ansteigt: $\Delta_R H = -30,9 \text{ kJ}$

$$\text{Berechnung der molaren Verbrennungsenthalpie: } \Delta_R H_m^\circ = \frac{\Delta_R H}{n(\text{Gly})} = \frac{-30,9 \text{kJ}}{0,016756 \text{mol}} \approx -1844 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Hinweis: Der Kalorimeterwert des Verbrennungskalorimeters ist hier mit 10000 J/K deutlich größer als die Kalorimeterwerte unserer primitiven Minikalorimeter der Schule. Ein Verbrennungskalorimeter ist deutlich größer, schwerer und komplizierter gebaut, was sich in einer hohen Wärmekapazität (Kalorimeterwert) niederschlägt.

b) Reaktionsgleichung: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 + 3,5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$:

$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = [(3 \cdot -393 \text{kJ}) + (4 \cdot -285 \text{kJ})] - [(-669 \text{kJ}) + 0 \text{kJ}] = -1650 \text{kJ}$$

Bei der Verbrennung von 1 mol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ werden -1650 kJ Wärme frei. [Literaturwert: $\Delta_r H_m^\circ = -1654,3 \text{ kJ/mol}$; www.wikipedia.org]

Es gibt also einen ziemlich großen Unterschied zwischen dem berechneten und dem experimentellen Wert. Dies liegt an der Schwierigkeit der experimentellen Bestimmung der Verbrennungsenthalpien: Die Verbrennungsgase müssen das Kalorimeter vollständig abgekühlt (25 °C) verlassen, die gesamte Verbrennungshitze muss an das Wasser abgegeben werden.

c) Reaktionsgleichung: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 + 3,5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Die verbrauchte O_2 -Stoffmenge ist 3,5 mal so groß wie die Glycerinstoffmenge (siehe Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung). Da die Glycerinstoffmenge $n(\text{Gly}) = 0,01676 \text{ mol}$ beträgt (siehe Lösung zu a), wird $n(\text{O}_2) = 3,5 \cdot 0,01676 \text{ mol} \approx 0,05866 \text{ mol}$.

Das Volumen kann man z.B. mit dem Dreisatz rechnen:

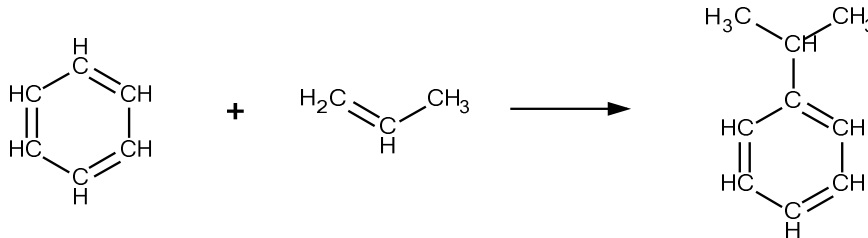
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \triangleq 22,4 \text{ L (Normvolumen eines Gases)} \\ 0,05866 \text{ mol} \triangleq x \end{array} \quad \Rightarrow \underline{x \approx 1,31 \text{ L}}$$

4

siehe Unterrichtsunterlagen

5

a)



b) Die Reaktion findet laut einleitendem Text in der Gasphase statt. Aus zwei Gasteilchen entsteht ein Gasteilchen. Durch Verringerung des Gasvolumens nimmt die Entropie ab.

c) Zuerst berechnen wir mit den verfügbaren Daten die Reaktionsenthalpie. Anschließend setzen wir in die GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung ein.

$$\Delta_r H = \sum \Delta_f H(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H(\text{Edukte}) = [(1 \cdot 4 \text{ kJ})] - [(1 \cdot 82 \text{ kJ}) + (1 \cdot 20 \text{ kJ})] = -98 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta_r H^\circ_m = -98 \text{ kJ/mol}$$

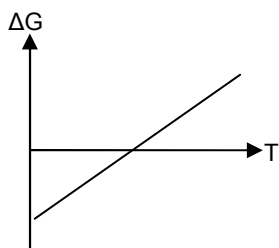
Einsetzen in die GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung:

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S^\circ$$

Wir müssen überprüfen, wo $\Delta_r G = 0 \text{ kJ}$ wird

$$0 \text{ kJ} = -98 \text{ kJ} - T \cdot -0,146 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} \Rightarrow 0 \text{ kJ} = -98 \text{ kJ} + 0,146 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} T \Rightarrow 98 \text{ kJ} = 0,146 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} T \Rightarrow T \approx 671 \text{ K}$$

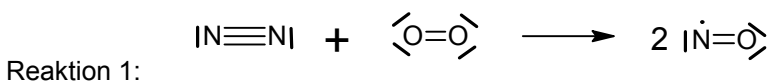
Bei Temperaturen überhalb von ca. 671 K verläuft die Reaktion endergonisch.



Der Schnittpunkt mit der T-Achse liegt bei 671 K.

6.

a) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$;



Reaktion 2: $3 \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{N}_2\text{O}$

Reaktion 3: $\text{NO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$

b) Zuerst werden die Reaktionsenthalpien und die Reaktionsentropien berechnet:

Reaktion 1:

$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = 2 \text{ mol} \cdot 90 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \left(1 \text{ mol} \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = +180 \text{ kJ}$$

Man beachte, dass sich die Reaktionsenthalpie immer auf den Formelumsatz bezieht. Bei der Bildung von 2 mol NO aus N₂ und O₂ werden 180 kJ Wärmeenergie aufgenommen (endotherme Reaktion).

$$\Delta_r S^\circ = \sum S^\circ(\text{Produkte}) - \sum S^\circ(\text{Edukte}) = 2 \text{ mol} \cdot 211 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} - \left(1 \text{ mol} \cdot 192 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 205 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right) = 25 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Zuordnung des Falls: Da $\Delta_r H^\circ > 0$ kJ und $\Delta_r S^\circ > 0$ J/K kann man Fall II zuordnen.

Zuordnung des Diagramm: Die Auftragung von ΔG gegen die Temperatur (T) ergibt nach der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung ($\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$), für den Fall dass ΔH und ΔS positiv sind, eine fallende Gerade mit positivem y-Achsenabschnitt. Man kann also Diagramm A zuordnen.

Reaktion 2:

$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = \left(1 \text{ mol} \cdot 82 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 33 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - \left(3 \text{ mol} \cdot 90 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = -155 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r S^\circ = \sum S^\circ(\text{Produkte}) - \sum S^\circ(\text{Edukte}) = \left(1 \text{ mol} \cdot 220 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 240 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right) - \left(3 \text{ mol} \cdot 211 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right) = -173 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Zuordnung des Falls: Da $\Delta_r H^\circ < 0$ kJ und $\Delta_r S^\circ < 0$ J/K kann man Fall III zuordnen.

Zuordnung des Diagramm: Die Auftragung von ΔG gegen die Temperatur (T) ergibt nach der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung ($\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$), für den Fall dass ΔH und ΔS negativ sind, eine steigende Gerade mit negativem y-Achsenabschnitt. Man kann also Diagramm B zuordnen.

Reaktion 3:

$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{Edukte}) = \left(1 \text{ mol} \cdot 86 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - \left(1 \text{ mol} \cdot 90 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 33 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = -37 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r S^\circ = \sum S^\circ(\text{Produkte}) - \sum S^\circ(\text{Edukte}) = \left(1 \text{ mol} \cdot 316 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right) - \left(1 \text{ mol} \cdot 211 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 240 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right) = -135 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Zuordnung des Falls: Da $\Delta_r H^\circ < 0$ kJ und $\Delta_r S^\circ < 0$ J/K kann man auch hier Fall III zuordnen.

Zuordnung des Diagramm: Die Auftragung von ΔG gegen die Temperatur (T) ergibt nach der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung ($\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$), für den Fall dass ΔH und ΔS negativ sind, eine steigende Gerade mit negativem y-Achsenabschnitt. Man kann also Diagramm B zuordnen.