

Was können Sie (schon)? Energetik

- Machen Sie sich zunächst alleine Gedanken über Ihre Fähigkeiten und kreuzen Sie an.
- Die Punkte, die Sie nur mit (sehr) unsicher eingeschätzt haben, sollten Sie mit Hilfe der Fördermaßnahmen in der Spalte „Schau nach“ aufarbeiten.
- Weitergehend können Sie auch Mitschüler oder den Lehrer befragen.
- Bearbeiten Sie die Aufgaben auf der Rückseite, um ihre Einschätzungen zu überprüfen.

Ich kann ...	sicher	zieml. sicher	unsicher	sehr unsicher	Schau nach
1 offene, geschlossene und isolierte Systeme definieren					Heft S. 18
die folgenden Begriffe erläutern:					
2 <i>endotherm</i>					S. 18
3 <i>exotherm</i>					S. 18
4 <i>endergonisch</i>					S. 38
5 <i>exergonisch</i>					S. 38
6 <i>Brennwert</i>					S. 24
7 <i>Heizwert</i>					S. 24
8 einen Versuch zur Bestimmung der Wärmekapazität eines Kalorimeters erläutern					SÜ, S. 19/20, 30
9 einen Versuch zur Bestimmung der Verbrennungsenthalpie eines Stoffes planen					Heft LV S. 24, 31
10 einen Versuch zur Bestimmung der Verbrennungsenthalpie eines Stoffes auswerten					Heft S. 24
11 den Satz von Hess erläutern					Heft, S. 26
12 Reaktionsenthalpien mit Hilfe gegebener Werte aus Tabellen berechnen					Heft S. 28
13 erklären, was man unter (Standard-) Bildungsenthalpien versteht					S. 27
14 die Entropie als Maß für die Wahrscheinlichkeit eines Zustandes beschreiben					eigener Aufschrieb S. 34-36
15 Änderungen der Entropie bei chemischen Reaktionen abschätzen					Heft S. 34
16 die Gibbs-Helmholtz-Gleichung erläutern					S. 37
17 die freie Reaktionsenthalpie mit Hilfe gegebener Werte aus Tabellen berechnen					Heft S. 37ff
18 erklären, was man unter einem metastabilen Zustand versteht					AB S. 39
Ich habe die Aufgaben des Übungsblatts ENTHALPIE inkl. dem Lösungsblatt bearbeitet und verstanden					ÜB Enthalpie + Lösungen

Aufgaben

in Klammern sind die entsprechenden Bezüge zum Diagnosebogen angegeben

1. Erklären Sie jeweils anhand eines Beispiels, was man unter einem offenen, geschlossenen, isolierten System versteht. (1)
2. Grenzen Sie die folgenden Begriffe gegeneinander ab: endotherm-endergonisch, exotherm-exergonisch, Brennwert-Heizwert. (2-7)
3. Beschreiben Sie einen Versuch zur Bestimmung der Wärmekapazität eines Kalorimeters. (8)
4. Bei der vollständigen Verbrennung von 28 g Ethen werden 1410 kJ frei. Verbrennt man dagegen 28 g Polyethen vollständig, so werden 1330 kJ frei.
 - a) Beschreiben Sie eine Versuchsanordnung mit Hilfe derer diese Werte bestimmt werden könnten. (9)
 - b) Überprüfen Sie, ob die Reaktion von Ethen zu Polyethen exotherm oder endotherm ist. (12)
5. a. Geben Sie den Satz von Hess an. (11)
 - b. Geben Sie das allgemeine Prinzip an, das dem Satz von Hess zugrunde liegt. (11)
 - c. Geben Sie an, warum es sinnvoll ist, diesen Satz experimentell zu überprüfen? (11)
6. Berechnen Sie die Standardbildungsenthalpie von CO. Bekannt sind folgende Daten:

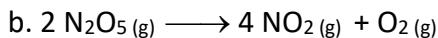
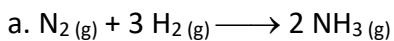
$$\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 \quad \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{CO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 \quad \Delta_f H^\circ = -283 \text{ kJ}$$
7. Berechnen Sie die Standardbildungsenthalpie von SO₂. Bekannt sind folgende Daten:

$$\text{S} + \frac{3}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_3 \quad \Delta_f H^\circ(\text{SO}_3) = -396 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_3 \quad \Delta_f H^\circ = -146 \text{ kJ}$$
8. Für die Dimerisierung $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ beträgt die freie Reaktionsenthalpie $\Delta_r G^\circ = -4 \text{ kJ}$ und die Reaktionsenthalpie $\Delta_r H^\circ = -57 \text{ kJ}$. Begründen Sie unter Zuhilfenahme der Begriffe *Entropie* und *Wahrscheinlichkeit* die unterschiedlichen Größen dieser Werte. (14, 16)
9. Geben Sie an, welche der folgenden Formulierungen richtig, welche falsch sind:
 - a. Die Enthalpie verursacht den Ablauf einer Reaktion. (16)
 - b. Die freie Enthalpie verursacht den Ablauf einer Reaktion. (16)
 - c. Bei jeder spontanen chemischen Reaktion, welche bei konstantem Druck durchgeführt wird, nimmt die Entropie zu.
10. Überprüfen Sie, ob es Reaktionsbedingungen gibt, unter denen eine endotherme Reaktion spontan ablaufen kann, bei welcher die Entropie abnimmt. (17)

11. Ermitteln Sie jeweils das Vorzeichen für die Änderung der Entropie bei den folgenden Reaktionen. Geben Sie jeweils eine Erklärung dafür an. (15)



12. Man erwärmt 100 g Wasser von $\vartheta = 20^\circ\text{C}$ auf 80°C . (10)

a) Berechnen Sie die dazu notwenige Wärmemenge.

b) Berechnen Sie die Masse an Glycerin ($c_{\text{Glycerin}} = 2,4 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$) die man mit dieser Wärmemenge Q um dieselbe Temperaturdifferenz hätte erhitzen können.

13. Ethen wird vollständig verbrannt.

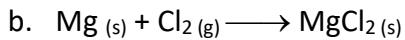
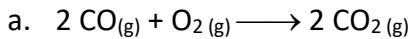
a) Berechnen Sie die freie Reaktionsenthalpie $\Delta_f H^\circ$ für die vollständige Verbrennung von Ethen. Alle Reaktionspartner seine gasig! (17)

b) Interpretieren Sie mit Hilfe der Reaktionsgleichung die hierbei auftretende Entropieänderung. (15)

c) Ermitteln Sie näherungsweise die Temperatur ab welcher diese Reaktion endergonisch verläuft. (16)

14. Geben Sie an, inwiefern sich die Entropie ändert, wenn ein fester Stoff in einer Flüssigkeit gelöst wird. Vergleichen Sie diesen Vorgang mit dem Fall, dass ein Gas in einer Flüssigkeit gelöst wird. (15)

15. Geben Sie das Vorzeichen der Entropieänderung für die folgenden Reaktionen an: (15)



16. Die Reaktion $2 \text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O(l)}$ läuft spontan ab, obwohl die Ordnung im System zunimmt. Erklären Sie dieses Phänomen. (16)

17. Berechnen Sie aus Tabellenwerten die Änderung der freien Enthalpie für die vollständige Verbrennung von Methan. (17)

18. Erklären Sie, dass CH_4 und O_2 bei Raumtemperatur unendlich lange nebeneinander existieren können, ohne dass irgendeine Reaktion nachweisbar ist. (18)

Lösungen

- Offen: Verbrennen von Magnesium an der Luft, geschlossen: Zünden einer Blitzbirne, geschlossen isoliert: Zünden einer Blitzbirne in einem isolierten und evtl. innen verspiegelten Gefäß.
 - Endotherm, exotherm beziehen sich auf die Enthalpieänderung ΔH (wie viel Energie wird bei konstantem Druck frei); endergonisch, exergonisch auf die Änderung der freien Enthalpie ΔG (wie viel Energie ist bei konstantem Druck „arbeitsfähig“)
Brennwert ist die Energie, die bei einer Verbrennung frei wird und das dabei entstehende Wasser flüssig vorliegt, Heizwert ist der Wert, wenn das Wasser bei der Verbrennung gasförmig vorliegt.
Der Unterschied zwischen den beiden Werten ist die Verdampfungsenthalpie von Wasser
 - Siehe SÜ dazu
 - a.) Beschreibung eines Verbrennungskalorimeters mit Skizze (s. Heft, kleine Kopien)
b.) PE liegt energetisch tiefer als Ethen, d.h. die Bildung von PE aus Ethen ist exotherm.
 - a.) Die Reaktionsenthalpie ist unabhängig vom Reaktionsweg.
b.) Der Energieerhaltungssatz.
c.) Der Energieerhaltungssatz ist ein Erfahrungssatz und kein Naturgesetz.
 - $\Delta_f H^0(\text{CO}) = -110 \text{ kJ/mol}$
 - $\Delta_f H^0(\text{SO}_2) = -250 \text{ kJ/mol}$
 - Die Entropie S nimmt bei der Dimerisierung aufgrund der Abnahme der Teilchenzahl ab. Damit wird $\Delta G > \Delta H$. Der Zustand der Ausgangsstoffe ist wahrscheinlicher, da die Anzahl der möglichen Zustände größer ist.
 - a.) falsch, freie Enthalpie b.) richtig c.) falsch; es gilt: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ (s. Übersicht)
 - Nein, unter keinen Bedingungen!
 - a.) $\Delta S < 0$; Teilchenzahl und Volumen nehmen ab.
b.) $\Delta S > 0$; Teilchenzahl und Volumen nehmen zu.
 - a.) $Q = 25,1 \text{ kJ}$ b.) $m (\text{Glycerin}) = 175 \text{ g}$
 - a.) $\Delta_r H^0 = -1322 \text{ kJ}$ b.) $\Delta_r S^0 = -0,029 \text{ kJ/K}$ c.) $\Delta_r G^0 = -1313 \text{ kJ}$ $T > 45586 \text{ K}$
mit $\Delta_f H^0(\text{C}_2\text{H}_4) = +52 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ und $S^0(\text{C}_2\text{H}_4) = +220 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
 - fest in flüssig: $\Delta S > 0$ gasförmig in flüssig: $\Delta S < 0$
 - jeweils $\Delta S < 0$
 - ΔH ist sehr stark negativ und „kompensiert“ die Abnahme der Entropie. Damit bleibt ΔG stark negativ.
 - $\Delta_r H^0 = -802 \text{ kJ}$ $\Delta_r S^0 = 0,044 \text{ kJ/K}$ $\Delta_r G^0 = -815,1 \text{ kJ}$ mit $T = 298 \text{ K}$ (Raumtemp.)
 - Die Reaktion ist kinetisch gehemmt, die Reaktionsgeschwindigkeit ist extrem klein. Man spricht von einem metastabilen Zustand.