1. Entalpie, entropie

Vztahy:

Tepelná kapacita kalorimetru

Clausiova nerovnost:

* Rovnováha:
* Nevratný děj:

Uzavřený systém: 0

Konstanty:

Molární plynová konstanta 8,314 J mol-1 K-1

1. Standardní slučovací entalpie fenolu při 25 °C je -165,0 kJ mol-1. Jaká je standardní spalná entalpie za stejné teploty, je-li (H2O, l) = -285,83 kJ mol-1a (CO2, g) = -393,15 kJ mol-1?

C6H5OH (s) + 7 O2 (g) → 6 CO2 (g) + 3 H2O (l)

(-3053,6 kJ mol-1)

1. Standardní slučovací entalpie bromidu stříbrného při 25 °C je -100,37 kJ mol-1. Jaká je standardní rozpouštěcí entalpie za stejné teploty, jestliže (Ag+, aq) = 105,58 kJ mol-1 a (Br-, aq) = -121,55 kJ mol-1? (84,40 kJ mol-1)
2. Při teplotě 25 °C platí: (AgCl, s) = -127,07 kJ mol-1, (Ag+, aq) = 105,58 kJ mol-1 a (Cl-, aq) = -167,16 kJ mol-1.Vypočítejte standardní reakční entalpii reakce

NaCl (aq) + AgNO3(aq) → AgCl (s) + NaNO3 (aq)

(-65,49 kJ mol-1)

1. Standardní slučovací entalpie oxidu dusného při 25 °C je 90,25 kJ mol-1. Vypočítejte standardní slučovací entalpii chloridu nitrosylu za stejné teploty, jestliže

2 NOCl (g) → 2 NO (g) + Cl2 (g) = 75,5 kJ mol-1

(52,5 kJ mol-1)

1. Z následujících údajů určete standardní slučovací entalpii pro diboran, B2H6 (g), při teplotě 25 °C:

2 B (s) + O2 (g) → B2O3 (s) = -2368 kJ mol-1

H2 (g) + O2 (g) → H2O (g) = -241,8 kJ mol-1

B2H6 (g) + 3 O2 (g) → B2O3 (s) + 3 H2O (g)  = -1941 kJ mol-1

(-1152 kJ mol-1)

1. Víte-li, že standardní spalná entalpie grafitu při teplotě 25 °C je -393,51 kJ mol-1, a standardní spalná entalpie diamantu za stejné teploty je -395,41 kJ mol-1, vypočítejte entalpii přechodu grafit-diamant za stejné teploty. (1,90 kJ mol-1)
2. V kalorimetru bylo při teplotě 25 °C spáleno 2,25 mg anthracenu, CI4HlO (s). Teplota v kalorimetru vzrostla o 1,35 °C.
	1. Vypočítejte konstantu kalorimetru. ((CI4HlO, s) = -7061 kJ mol-1, (CI4HlO) = 172,23 g mol-1) (68,3 J K-1)

CI4HlO (s) + O2 (g) → 14 CO2 (g) + 5 H2O (l)

* 1. Jak moc se teplota uvnitř kalorimetru zvýší, když v něm za stejných podmínek spálíme 135 mg fenolu, C6H5OH (s)? ((C6H5OH) = 94,12 g mol-1) (+64,1 K)

C6H5OH (s) + 7 O2 (g) → 6 CO2 (g) + 3 H2O (l) (C6H5OH, s) = -3054 kJ mol-1

1. Víte-li, že reakce

H2 (g) + I2 (s) → 2 HI (g) = 52,96 kJ mol-1

2 H2 (g) + O2 (g) →2 H2O (g) = -483,64 kJ mol-1

probíhají při teplotě 25 °C, určete:

* 1. a pro reakci

4 HI (g) + O2 (g) → 2 I2 (s) + 2 H2O (g)

probíhající při stejné teplotě. (-589,56 kJ mol-1, -582,13 kJ mol-1)

* 1. pro HI (g) a H2O (g) (26,48 kJ mol-1, -241,82 kJ mol-1)
1. Víte-li, že reakce

2 C6H5COOH (s) + 13 O2 (g) → 12 CO2 (g) + 6 H2O (g) = -772,7 kJ mol-1

probíhá při teplotě 25 °C, určete . (-760,3 kJ mol-1)

1. Standardní slučovací entalpie H2O (l) při 25 °C je -285,83 kJ mol-1. Platí:

[kJ K-1 mol-1]

Vypočítejte standardní reakční entalpii reakce 2 H2 (g) + O2 (g) → 2 H2O (l) při teplotě 100 °C.

(-566,93 kJ mol-1)

1. Při teplotě 25 °C probíhá reakce

C2H2 (g) + H2 (g) → C2H4 (g)

Molární tepelná kapacita za konstantního tlaku 43,56 J K-1 mol-1 pro ethen, 43,93 J K-1 mol-1 pro acetylen a 28,82 J K-1 mol-1 pro vodík. Dále platí

2 H2 (g) + O2 (g) → 2 H2O (l) = -571,66 kJ mol-1

C2H4 (g) + 3 O2 (g) → 2 CO2 (g) + 2 H2O (g) = -1411 kJ mol-1

C2H2 (g) + O2 (g) → 2 CO2 (g) + H2O (g) = -1300 kJ mol-1

Předpokládejte, že tepelné kapacity jsou v daném teplotním rozsahu konstantní. Vypočítejte

* 1. a při teplotě 25 °C. (-175 kJ mol-1, -173 kJ mol-1)
	2. při teplotě 75 °C. (-176 kJ mol-1)
1. Vypočítejte změnu entropie, je-li energie o velikosti 50 kJ reverzibilně a izotermicky přenesena jako teplo na velký kus železa při teplotě
	1. 0 °C. (180 J K-1)
	2. 70 °C. (150 J K-1)
2. Entalpie vypařování metanolu je při jeho normální teplotě varu (64,1 °C) 35,27 kJ mol-1. Vypočítejte
	1. entropii vypařování methanolu při této teplotě, probíhá-li za konstantního tlaku. (104,6 J K-1)
	2. změnu entropie okolí, jestliže se jedná o uzavřený systém. (-104,6 J K-1)