Termodinamika

**Reakcijske veličine, Hessov zakon**

1. Reakcijska unutrašnja energija za reakciju C2H5OH(l) + 3O2(g) → 2CO2(g) + 3H2O(g) pri 298 K iznosi Δr*U* = –1373 kJ mol–1. Koliko iznosi Δr*H*?

2. Neki freon molarne mase 102 g mol–1 ima vrelište pri 78 °C (*p* = 650 Torr). Uzorak freona mase 1,871 g zagrijavan je u posudi s pomičnim klipom i nakon dostignutih 78 °C preveden u potpunosti u plin za *t* = 650 s. Prilikom pokusa pad napona na grijalici iznosio je 12,0 V, a jakost el. struje koja prolazi kroz grijalicu *I* = 0,232 A. Izračunajte molarnu entalpiju i unutrašnju energiju isparavanja freona.

3. Kada se 120 mg čvrstog naftalena ((Δc*H*(C10H8) = –5157 kJ mol–1)) spali u kalorimetrijskoj bombi temperatura poraste za 3,05 K. Za koliko će se povisiti temperatura u kalorimetru ukoliko se pri istim uvjetima spali 10 mg krutog fenola (Δc*H*(C6H5OH) = –3053,3 kJ mol–1)? Početna temperatura kalorimetara je 25 °C.

4. Uzorak od 0,727 g D-riboze (C5H10O5) spaljen je u kalorimetrijskoj bombi uz suvišak kisika pri čemu je temperatura u kalorimetru porasla za 0,910 K. Tijekom drugog eksperimenta, izvedenog u istom kalorimetru, spaljeno je 0,825 g benzojeve kiseline (Δc*U°* = –3251 kJ mol–1), uz porast temperature od 1,940 K. Izračunajte Δc*U°* ( C5H10O5) i Δc*H°* ( C5H10O5).

5. Standardna entalpija sagorijevanja naftalena iznosi Δc*H*(C10H8, s) = 5157 kJ mol–1 pri 298,15 K. Standardna entalpija stvaranja plinovitog CO2 iznosi –393,513 kJ mol–1, a standardna entalpija stvaranja tekuće vode –298,84 kJ mol–1. Izračunajte standardnu entalpiju stvaranja krutog naftalena pri toj temperaturi.

6. Standardna reakcijska entalpija hidrogenacije propena iznosi –124 kJ mol–1, a standardna entalpija sagorijevanja propana –2200 kJ mol–1. Standardna entalpija nastajanja tekuće vode iznosi –298,84 kJ mol–1. Svi su podaci dani za 298 K. Izračunajte standardnu reakcijsku entalpiju sagorijevanja propena pri toj temperaturi.

7. Koristeći standardne entalpije stvaranja odgovarajućih spojeva izračunajte standardne reakcijske entalpije sljedećih reakcija pri 298 K:

a) 2 NO2(g) → N2O4(g);

b) C2H5OH(l) + 3 O2(g) → 2 CO2(g) + 3 H2O(g);

c) CH4(g) + 2 O2(g) → CO2(g) + 2 H2O(l)

|  |  |
| --- | --- |
| X | Δf*H* / kJ mol–1 |
| NO2(g) | 33,18 |
| N2O4(g) | 9,16 |
| C2H5OH(g) | –277,69 |
| O2(g) | 0 |
| CO2(g) | –393,509 |
| H2O(g) | –288,830 |
| CH4(g) | –78,81 |

8. Izračunajte standardnu reakcijsku entalpiju i unutrašnju energiju reakcije:

C(grafit) + H2O(g) → CO(g) + H2(g)

pri 298 K i 398 K koristeći sljedeće podatke:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| X | Δf*H*298 K(X) / kJ mol–1 | *Cp*,m 298 K(X) /J K–1 mol–1 |
| C(grafit) | 0 | 8,527 |
| H2O(g) | –241,82 | 33,58 |
| CO(g) | –110,53 | 29,14 |
| H2(g) | 0 | 28,824 |

9. Izračunajte entalpiju hidrogenacije benzena pri 298 K koristeći entalpiju izgaranja benzena, entalpiju izgaranja cikloheksana i entalpiju nastajanja vode. Δc*H*(C6H6(l)) = –3268 kJ mol–1; Δc*H*(C6H12(l)) = –3920 kJ mol–1; Δf*H*(H2O(l)) = –285,83 kJ mol–1

10. Izračunajte standardnu Gibbsovu energiju stvaranja vode u plinovitom i tekućem stanju pri temperaturi od 298 K. Koristite sljedeće podatke:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Δf*H*(298 K)  kJ mol–1 | *Sm*(298 K)  J K–1 mol–1 |
| H2O(g) | –241,818 | 188,825 |
| H2O(l) | –285,83 | 69,91 |
| H2(g) |  | 130,684 |
| O2(g) |  | 208,138 |

11. Odredite entalpiju sagorijevanja H2S pri 298 K na temelju sljedećih podataka:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Δr*H* / kJ mol–1 | | |
| stvaranje | atomizacija | disocijacija |
| SO2(g) |  | 1074 |  |
| H2S(g) | –20,6 |  |  |
| H2O(l) |  | 971 |  |
| S(g) | 278,8 |  |  |
| H2(g) | 0 |  | 436,0 |
| O2(g) | 0 |  | 498,4 |