

Ideální plyn a první věta termodynamiky

Libor Veis

Obecná chemie, 4. cvičení

- 1 Stavové rovnice plynů
- 2 1. věta termodynamiky
- 3 Termochemie

Atkins' Physical Chemistry, Oxford University Press, 2002

Stavové rovnice plynů

- Stavová rovnice ideálního plynu

$$pV = nRT$$

- S pomocí stavové rovnice ideálního plynu odvoďte barometrický vzorec pro změnu tlaku s nadmořskou výškou $p = p_0 e^{-h/H}$, kde p_0 je tlak při hladině moře. Vyjádřete H , neuvažujte změnu teploty s nadmořskou výškou.
- Hmotnostní složení suchého vzduchu přibližně odpovídá N_2 : 75.5 %, O_2 : 23.2 % a Ar: 1.3 %. Spočítejte parciální tlaky ($p_i = x_i p$) jednotlivých složek při celkovém tlaku 1 atm.
- Van der Waalsova rovnice

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2$$

- Spočítejte tlak 1 mol C_2H_6 , který se chová jako (a) ideální plyn, (b) van der Waalsův plyn při (i) 273.15 K a 22.414 L, (ii) 1000 K a 100 cm³. Použijte $a = 5.507 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2}$, $b = 6.51 \cdot 10^{-2} \text{ L mol}^{-1}$.

1. věta termodynamiky

$$dU = dq + dw$$

- Spočítejte expanzní práci vykonanou při elektrolýze 50 g vody při konstantním tlaku a teplotě 25 °C.
- Ukažte, že za konstantního tlaku odpovídá změna entalpie ($H = U + pV$) přijatému teplu.
- Změna vnitřní energie 1 mol CaCO_3 při přechodu z formy kalcitu do aragonitu je 0.21 kJ. Porovnejte změnu vnitřní energie se změnou entalpie pokud je tlak 1 bar a hustoty kalcitu a aragonitu jsou 2.71 g cm^{-3} a 2.93 g cm^{-3} .
- Změna molární entalpie ($\Delta H/n$) odpařování benzenu při teplotě varu 353.25 K je 30.8 kJ mol^{-1} . Spočítejte změnu molární vnitřní energie. Jak dlouho by musel 12 V zdroj dodávat 0.5 A k odpaření 10 g vzorku?
- Spočítejte konečnou teplotu, vykonanou práci a změnu vnitřní energie při reverzibilní adiabatické expanzi 0.02 mol amoniaku z 0.5 L na 2.0 L. Počáteční teplota odpovídá 25 °C, $C_{V,m} = 27.18 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

- Tepelné kapacity

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V \quad C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$$

- Odvoďte vztah mezi C_V a C_p pro případ ideálního plynu.
- Kirchhoffův zákon

$$\Delta_r H(T_2) = \Delta_r H(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_p dT, \quad \Delta_r H \dots \text{molární veličina}$$

$$\Delta_r C_p = \sum_{\text{produkty}} \nu C_{p,m} - \sum_{\text{reaktanty}} \nu C_{p,m}$$

- Odvoďte Kirchhoffův zákon
- Standardní slučovací entalpie plynné H_2O při 298 K je $-241.82 \text{ kJ mol}^{-1}$. Odhadněte její hodnotu při 100°C . $C_{p,m}(\text{H}_2\text{O}) = 33.58 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $C_{p,m}(\text{H}_2) = 28.84 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $C_{p,m}(\text{O}_2) = 29.37 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

- Při znalosti reakcí (1) a (2), určete (a) $\Delta_r H$ a $\Delta_r U$ pro reakci (3). Dále určete $\Delta_f H$ pro HI a H_2O , vše za 298 K. Předpokládejte ideální plyny.

