

Soluzioni esercitazione 19-12-08 (vacanze di Natale), parte 2

Esercizio 1

Il calore assorbito dall'acqua è:

$$mc\Delta t = 2,5 \cdot 1 \cdot 0,17 \text{kcal} = 0,425 \text{kcal} = 425 \text{cal}$$

Mentre il calore ceduto dall'alcol è:

$$50 \cdot 14,83 \cdot c = 741,5 \cdot c$$

Da cui:

$$c = \frac{425 \text{cal}}{741,5 \text{g}^\circ\text{C}} = 0,57 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}}$$

Esercizio 2

Poiché:

$$Q = cm\Delta t = 100 \cdot 10^3 \cdot 115 \cdot 10^{-3} \cdot 500 \text{cal} = 575 \cdot 10^4 \text{cal}$$

E dunque è necessaria una quantità di carbone pari a:

$$\frac{575 \cdot 10^4}{75 \cdot 10^2} \text{g} = 7,66 \text{g}$$

(in realtà ne occorrerà una quantità maggiore, perché una parte del calore sviluppato dalla combustione si disperde nell'ambiente).

Esercizio 3

Trasformiamo il coefficiente di conducibilità termica in unità SI:

$$h = \frac{0,5 \cdot 10^3 \cdot 4,18}{3600} \text{J}/(\text{m} \cdot \text{s} \cdot \text{K}) = 0,58 \text{J}/(\text{msK})$$

Applicando la relazione:

$$Q = hS \frac{T_1 - T_2}{d} \tau$$

Con $T_1=30^\circ\text{C}$ e $T_2=18^\circ\text{C}$, l'energia termica che penetra nella stanza risulta:

$$Q = \frac{0,58 \cdot 5 \cdot 3 \cdot 12 \cdot 3600}{0,4} \text{J} = 9,4 \cdot 10^5 \text{J}$$

Esercizio 4

Se la massa M di una mole di CO_2 , che contiene $N_0 = 6,02 \cdot 10^{23}$ molecole, è pari a

$$(12 + 2 \cdot 16)g = 44g$$

indicando con m' la massa di una particella, si ha che

$$M = m' \cdot N_0$$

D'altra parte la massa m di CO_2 è:

$$m = m' N$$

Ed esplicitando m' in una delle relazioni e sostituendola nell'altra si ha:

$$\frac{M}{m} = \frac{N_0}{N}$$

Da cui:

$$m = \frac{M \cdot N}{N_0} = \frac{44 \cdot 30,10 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} g = 220g$$

Il numero di moli è perciò:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{220}{44} = 5$$

Esercizio 5

Nell'ipotesi che i due gas contribuiscano alla densità dell'aria nella stessa misura in cui compaiono in percentuale, calcoliamo separatamente la densità assoluta dell'azoto e quella dell'ossigeno. Dall'equazione di stato:

$$pV = nRT = \frac{m}{M} RT$$

Discende che la densità è:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{pM}{RT}$$

Si avrà pertanto:

$$\rho_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \cdot 28 \cdot 10^{-3}}{8,31 \cdot 273} \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = 1,25 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

$$\rho_{\text{O}_2} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \cdot 32 \cdot 10^{-3}}{8,31 \cdot 273} \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = 1,43 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

$$\rho_{aria} = (0,80 \cdot 1,25 + 0,20 \cdot 1,43) \frac{kg}{m^3} = 1,29 \frac{kg}{m^3}$$

Esercizio 6

Nell'ipotesi che tutto il calore sviluppato durante il riscaldamento sia assorbito dall'acqua, indicando con W la potenza, con t il tempo, con c ed m il calore specifico e la massa dell'acqua, e tenendo conto del rapporto di conversione fra le unità meccaniche e quelle termiche possiamo scrivere:

$$L = Q$$

Cioè:

$$W \cdot t = cm\Delta t$$

Da cui:

$$t = \frac{mc\Delta t}{W} = \frac{4,18 \cdot 100 \cdot 10^3 \cdot 50}{2 \cdot 10^3} s = 10,45 \cdot 10^3 s = 4h$$

Esercizio 7

Applicando l'equazione di stato dei gas perfetti si ha:

$$T_1 = \frac{pV_1}{nR} = \frac{10 \cdot 4}{2 \cdot 0,0821} K = 243,6K$$

$$T_2 = \frac{pV_2}{nR} = \frac{10 \cdot 6}{2 \cdot 0,0821} K = 365,4K$$

La quantità di calore assorbito dal gas è:

$$Q = mc_p \Delta t = nMc_p (T_2 - T_1) = nC_p (T_2 - T_1)$$

E quindi:

$$Q = 2 \cdot \frac{7}{2} \cdot 8,31(365,4 - 243,6) J = 7085,1J$$

Il lavoro compiuto è:

$$L = p(V_2 - V_1) = 10 \cdot 2litri \cdot atm = 20litri \cdot atm = 2026J$$

La variazione di energia interna è:

$$\Delta U = nC_v(T_2 - T_1) = 2 \cdot \frac{5}{2} \cdot 8,31 \cdot 121,8 J = 5060,8 J$$

Considerando la relazione analitica che esprime il primo principio della termodinamica possiamo verificare la relazione:

$$Q = L + \Delta U$$

Esercizio 8

Ricordando che il calore di vaporizzazione dell'acqua è $C_v = 537 kcal/kg$, l'energia necessaria per fare passare l'acqua allo stato di vapore è:

$$Q = mc_v = 10 \cdot 537 cal = 5370 cal$$

Il lavoro compiuto durante l'espansione è:

$$L = p(V_{vap} - V_{liq}) = 1,013 \cdot 10^5 (2000 - 10) \cdot 10^{-6} J = 201 J = 48,2 cal$$

Per il primo principio della termodinamica la variazione di energia interna è:

$$\Delta U = Q - L = (5370 - 48,2) cal = 5321,8 cal$$