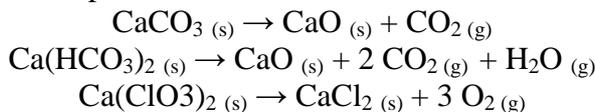
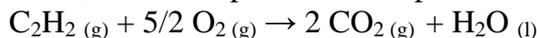


Problema 11 Analyzing a mixture of calcium salts

a) Le possibili reazioni di decomposizione termica sono:



b) Il testo in esame non chiarisce se la reazione viene condotta alla temperatura di 298 K o se avviene a 300 K. Considereremo come temperatura quella standard ($T = 298 \text{ K}$) perché il testo fornisce i valori di $\Delta_f H^\circ$ (se la reazione avviene a 300 K per calcolare il ΔH della reazione ($\Delta_r H$) dobbiamo sapere, oltre ai vari $\Delta_f H^\circ$, anche i rispettivi calori specifici delle specie chimiche)



c) Considerando la miscela gassosa come un gas perfetto, applicando l'equazione dei gas ideali, si può risalire al numero di moli totali prima del raffreddamento (n_T):

$$n_T = \frac{P_1 \cdot V}{R \cdot T_1} = \frac{1,312 \text{ atm} \cdot 1\text{L}}{0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 400\text{K}} = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

d) Per calcolare il numero di moli di O_2 ci avvaliamo della stechiometria della reazione di combustione in cui si nota che, per ogni mole di C_2H_2 bruciato, sono necessarie 2,5 moli di O_2 . Risaliamo al $\Delta_r H^\circ$ sapendo che:

$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ_{\text{prodotti}} - \sum \Delta_f H^\circ_{\text{reagenti}} = 2 \cdot \Delta_f H^\circ_{\text{CO}_2(\text{g})} + \Delta_f H^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} - (\Delta_f H^\circ_{\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})} + \frac{5}{2} \Delta_f H^\circ_{\text{O}_2(\text{g})})$$

Il testo non fornisce $\Delta_f H^\circ$ riferiti all'ossigeno e all'acqua liquida: nel primo caso il valore è nullo perché O_2 è un elemento nel suo stato standard (gas), mentre nel secondo caso lo possiamo ricavare conoscendo il $\Delta_f H^\circ$ riferito al vapore acqueo e $\Delta_{\text{vap}} H^\circ$ dell'acqua:



Possiamo quindi ricavare $\Delta_r H$:

$\Delta_r H = [2 \cdot (-393,5) + (-285,8) - 226,8] \text{ kJ/mol} = -1299,6 \text{ kJ/mol}$ (ovvero si liberano 1299,6 kJ per ogni mole di C_2H_2 bruciato).

Sapendo che la reazione ha liberato 7,796 kJ, si possono ricavare le moli di C_2H_2 presenti:

$$n_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{7,796 \text{ kJ}}{1299,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} = 6,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

che corrispondono a un numero di moli di O_2 :

$$n_{\text{O}_2} = 2,5 \cdot n_{\text{C}_2\text{H}_2} = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Calcoliamo adesso le moli di $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$ derivanti dalla decomposizione termica.

Le moli totali della miscela gassosa dopo il raffreddamento risultano essere:

$$n'_T = \frac{P_2 \cdot V}{R \cdot T_2} = \frac{0,897 \text{ atm} \cdot 1\text{L}}{0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300\text{K}} = 3,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Il calo di pressione è dovuto esclusivamente alla condensazione parziale del vapore acqueo: la differenza tra n'_T e n_T esprime le moli di acqua allo stato liquido formatesi:

$$n_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} = n'_T - n_T = 3,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Le moli di vapore acqueo presente dopo la condensazione si possono ricavare sfruttando la legge di Dalton sulle pressioni parziali.

Sia P° la tensione di vapore dell'acqua a 300 K (coincide con la pressione parziale dell'acqua in quanto, come detto precedentemente, è condensato solo vapore acqueo e quindi è solvente puro); sia Y la frazione molare riferita al vapore acqueo e P_T la pressione totale della miscela, allora:

$$P^\circ = Y \cdot P_T$$

Sapendo che $P^\circ = 27$ torr (ovvero $3,55 \cdot 10^{-2}$ atm) e che $P_T = 0,897$ atm, si ha che $Y = 3,96 \cdot 10^{-2}$.

Essendo $Y = \frac{n_{H_2O(g)}}{n_T}$ e sapendo che $n_T = 3,64 \cdot 10^{-2}$ mol, allora $n_{H_2O(g)} = 1,44 \cdot 10^{-3}$ mol.

Il numero di moli di acqua derivanti dalla decomposizione termica è:

$$n_{(H_2O)_{tot}} = (3,53 \cdot 10^{-3} + 1,44 \cdot 10^{-3}) \text{ mol} = 4,97 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Le moli di CO_2 si ottengono per semplice differenza dal numero di moli totali post decomposizione (n_T) le moli di acqua e di ossigeno:

$$n_{CO_2} = (4,00 \cdot 10^{-2} - 4,97 \cdot 10^{-3} - 1,50 \cdot 10^{-2}) \text{ mol} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

e) Dai rapporti stechiometrici espressi nella reazioni di decomposizione risulta che:

$$n_{Ca(ClO_3)_2} = \frac{n_{O_2}}{3} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{Ca(HCO_3)_2} = n_{H_2O} = 5,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{CaCO_3} = n_{CO_2} - 2 \cdot n_{H_2O} = 9,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Essendo le masse molecolari di $Ca(ClO_3)_2$, $Ca(HCO_3)_2$, $CaCO_3$ rispettivamente uguali a 206,98 g/mol, 162,10 g/mol e 100,08 g/mol, si possono ottenere le rispettive masse:

$$m_{Ca(ClO_3)_2} = 1,035 \text{ g}$$

$$m_{Ca(HCO_3)_2} = 0,817 \text{ g}$$

$$m_{CaCO_3} = 0,993 \text{ g}$$

Sapendo che il miscuglio iniziale pesava 5 g, si può ricavare per differenza la massa di $CaCl_2$:

$$m_{CaCl_2} = (5 - 1,035 - 0,817 - 0,993) \text{ g} = 2,155 \text{ g}$$

Si possono quindi calcolare le corrispondenti percentuali in peso:

$$\%_{Ca(ClO_3)_2} = \frac{1,035 \text{ g}}{5 \text{ g}} \cdot 100 = 20,70\%$$

$$\%_{Ca(HCO_3)_2} = \frac{0,817 \text{ g}}{5 \text{ g}} \cdot 100 = 16,34\%$$

$$\%_{CaCO_3} = \frac{0,993 \text{ g}}{5 \text{ g}} \cdot 100 = 19,86\%$$

$$\%_{CaCl_2} = \frac{2,155 \text{ g}}{5 \text{ g}} \cdot 100 = 43,10\%$$

Soluzione proposta da

Valerio Fasano

ex allievo dell' ITIS "Luigi Dell' Erba" di Castellana Grotte