

Termochimica A

Una bombola di gas del volume di 50 litri contiene gas propano (C_3H_8) con frazione molare pari 0.8 e gas metano (CH_4) con frazione molare pari 0.2. La pressione totale all'interno della bombola è pari 7.5 atm alla temperatura di 298 K. Bilanciare le reazioni di combustione di C_3H_8 e CH_4 , determinare le rispettive entalpie di combustione e calcolare il calore sviluppato durante la combustione completa della bombola. Si considerino i gas aventi comportamento ideale e le seguenti entalpie molari di formazione: $\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -392.2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(\text{C}_3\text{H}_8) = -103.8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(\text{CH}_4) = -74.9 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -285.5 \text{ kJ/mol}$.

Soluzione:

Il numero totali di moli all'interno della bombola può essere ricavato tramite l'equazione dei gas ideali:

$$n = PV/RT = 7.5 \text{ atm} * 50 \text{ l} / 0.0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} * 298 \text{ K} = 15.3 \text{ mol}$$

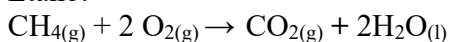
Dunque, il numero di moli di propano e butano sarà rispettivamente pari a:

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = 0.8 * 15.3 \text{ mol} = 12.2$$

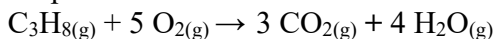
$$n(\text{CH}_4) = 0.2 * 15.3 \text{ mol} = 3.1$$

Scriviamo le reazioni di combustione.

Etano:



Propano:



L'entalpia molare standard delle due combustioni si può ricavare dalla differenza tra le entalpie molari di formazione dei prodotti e dei reagenti

$$\Delta H^\circ_c(\text{CH}_4) = \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) + 2 \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ_f(\text{CH}_4) = [-392.2 + 2 * (-285.5) - (-74.9)] \text{ kJ/mol} = -888.3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_c(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) + 4 \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_3\text{H}_8) = [3 * (-392.2) + 4 * (-285.5) - (-103.8)] \text{ kJ/mol} = -2214.8 \text{ kJ/mol}$$

Il calore totale sarà dato dalla somma dei due calori prodotti:

$$Q_{\text{tot}} = |\Delta H^\circ_c(\text{CH}_4) * n(\text{CH}_4) + \Delta H^\circ_c(\text{C}_3\text{H}_8) * n(\text{C}_3\text{H}_8)| = 2.98 * 10^4 \text{ kJ}$$

Termochimica B

Una bombola di gas del volume di 100 litri contiene gas butano (C_4H_{10}) con frazione molare pari 0.7 e gas etano (C_2H_6) con frazione molare pari 0.3. La pressione totale all'interno della bombola è pari 8.5 atm alla temperatura di 298 K. Bilanciare le reazioni di combustione di C_4H_{10} e C_2H_6 , determinare le rispettive entalpie di combustione e calcolare il calore sviluppato durante la combustione completa della bombola. Si considerino i gas aventi comportamento ideale e le seguenti entalpie molari di formazione: $\Delta H^\circ_f(CO_2) = -392.2$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f(C_2H_6) = -84.7$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f(C_4H_{10}) = -126.1$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f(H_2O) = -285.5$ kJ/mol.

Soluzione:

Il numero totale di moli all'interno della bombola può essere ricavato tramite l'equazione dei gas ideali:

$$n = PV/RT = 8.5 \text{ atm} * 100 \text{ l} / 0.0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} * 298 \text{ K} = 34.7 \text{ mol}$$

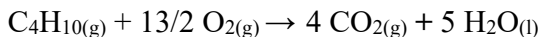
Dunque, il numero di moli di propano e butano sarà rispettivamente pari a:

$$n(C_4H_{10}) = 0.7 * 34.7 \text{ mol} = 24.3$$

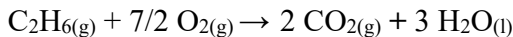
$$n(C_2H_6) = 0.3 * 34.7 \text{ mol} = 10.4$$

Scriviamo le reazioni di combustione.

Butano:



Etano:



L'entalpia molare standard delle due combustioni si può ricavare dalla differenza tra le entalpie molari di formazione dei prodotti e dei reagenti

$$\Delta H^\circ_c(C_4H_{10}) = 4 \Delta H^\circ_f(CO_2) + 5 \Delta H^\circ_f(H_2O) - \Delta H^\circ_f(C_4H_{10}) = [4 * (-392.2) + 5 * (-285.5) - (-126.1)] \text{ kJ/mol} = -2870.2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_c(C_2H_6) = 2 \Delta H^\circ_f(CO_2) + 3 \Delta H^\circ_f(H_2O) - \Delta H^\circ_f(C_2H_6) = [2 * (-392.2) + 3 * (-285.5) - (-84.7)] \text{ kJ/mol} = -1556.2 \text{ kJ/mol}$$

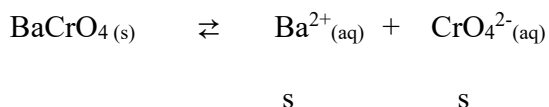
Il calore totale sarà dato dalla somma dei due calori prodotti:

$$Q_{\text{tot}} = |\Delta H^\circ_c(C_4H_{10}) * n(C_4H_{10}) + \Delta H^\circ_c(C_2H_6) * n(C_2H_6)| = 8.59 * 10^4 \text{ kJ}$$

Esercizio Kps A

Una soluzione satura di cromato di bario BaCrO_4 presenta una solubilità pari a $1.41 \cdot 10^{-5}$ M. Calcolare la costante di equilibrio di solubilità $K_{ps}(\text{BaCrO}_4)$. Calcolare inoltre la concentrazione di ione cromato che si ha nella soluzione ottenuta aggiungendo a due litri di soluzione satura di BaCrO_4 8.33 g di cloruro di bario (sale solubile).

Soluzione:



All'equilibrio nella soluzione satura si ha che

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{CrO}_4^{2-}] = s = 1.41 \cdot 10^{-5} \text{ M, dove } s \text{ è la solubilità in moli / litro}$$

$$K_{ps} = s^2 = 2.0 \cdot 10^{-10}$$

Il cloruro di bario crea un effetto di ione a comune e farà precipitare maggiormente il cromato di bario presente in soluzione.

$$mM(\text{BaCl}_2) = 208.25 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{BaCl}_2) = 8.33 \text{ g} / mM(\text{BaCl}_2) = 4.00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$c = [\text{BaCl}_2] = n(\text{BaCl}_2) / 2 \text{ litri} = 2.00 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Chiamando x la concentrazione di BaCrO_4 che si dissocia

$$[\text{Ba}^{2+}] = x ; [\text{CrO}_4^{2-}] = x$$

$$K_{ps} = (c + x) \cdot x$$

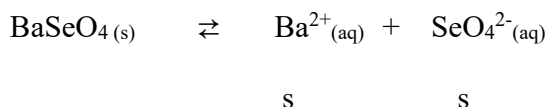
Trascurando x rispetto a c otteniamo

$$x = [\text{CrO}_4^{2-}] = K_{ps} / c = 2.0 \cdot 10^{-10} / 2.0 \cdot 10^{-2} = 1.0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

Esercizio Kps B

Una soluzione satura di selenato di bario BaSeO_4 presenta una solubilità pari a $0.53 \cdot 10^{-5}$ M. Calcolare la costante di equilibrio di solubilità $K_{ps}(\text{BaSeO}_4)$. Calcolare inoltre la concentrazione di ione selenato che si ha nella soluzione ottenuta aggiungendo a due litri di soluzione satura di BaSeO_4 8.91 g di bromuro di bario (sale solubile).

Soluzione:



All'equilibrio nella soluzione satura si ha che

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SeO}_4^{2-}] = s = 0.53 \cdot 10^{-5} \text{ M, dove } s \text{ è la solubilità in moli / litro}$$

$$K_{ps} = s^2 = 2.8 \cdot 10^{-11}$$

Il bromuro di bario crea un effetto di ione a comune e farà precipitare maggiormente il selenato di bario presente in soluzione.

$$mM(\text{BaBr}_2) = 297.14 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{BaBr}_2) = 8.91 \text{ g} / mM(\text{BaBr}_2) = 3.00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$c = [\text{BaBr}_2] = n(\text{BaBr}_2) / 2.0 \text{ litri} = 1.50 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Chiamando x la concentrazione di BaSeO_4 che si dissocia

$$[\text{Ba}^{2+}] = x ; [\text{SeO}_4^{2-}] = x$$

$$K_{ps} = (c + x) \cdot x$$

Trascurando x rispetto a c otteniamo

$$x = [\text{SeO}_4^{2-}] = K_{ps} / c = 2.8 \cdot 10^{-11} / 1.5 \cdot 10^{-2} = 1.9 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$