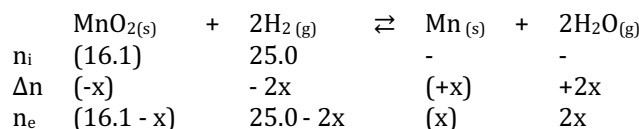


1A) Il diossido di manganese solido reagisce con l'idrogeno gassoso per dare manganese solido ed acqua gassosa. La costante di equilibrio K_c della reazione a 150°C vale 2.09. Calcolare i grammi di diossido di manganese presenti all'equilibrio, a 150°C , quando 1.4 kg di diossido di manganese vengono immessi in un recipiente di volume costante pari a 3.00 m^3 che contiene idrogeno alla pressione di 220 mmHg.

Soluzione:



$$n_i(\text{MnO}_2) = 1400\text{ g} / 86.94\text{ g mol}^{-1} = 16.1\text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}_2) = p \cdot V / R \cdot T = [(220/760)\text{ atm} \cdot 3000\text{ L}] / [0.0821\text{ atm L/mol K} \cdot (150 + 273.15)\text{ K}] = 25.0\text{ mol}$$

$$K_c = 2.09 = [\text{H}_2\text{O}]^2 / [\text{H}_2]^2 = (2x)^2 / (25.0 - 2x)^2$$

da cui $x = 5.34\text{ mol}$

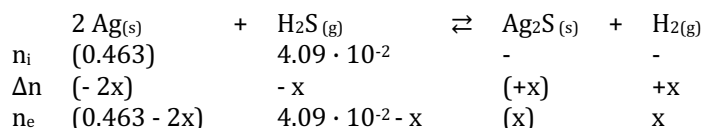
Le moli di diossido di manganese presenti sono:

$$n(\text{MnO}_2) = 16.1 - x = 10.8\text{ mol}$$

$$g(\text{MnO}_2) = n \cdot PM(86.94\text{ g/mol}) = 935.2\text{ g}$$

1B) L'argento metallico reagisce con l'acido solfidrico gassoso per dare solfuro di argento solido e idrogeno gassoso. La costante di equilibrio K_p della reazione, a 25°C , vale 26.0. Calcolare i grammi di argento presenti all'equilibrio, a 25°C , quando 50.0 g di metallo puro vengono immessi in un recipiente da 2.0 dm^3 che contiene acido solfidrico alla pressione di 380 torr.

Soluzione:



$$n_i(\text{Ag}) = 50\text{ g} / 107.9\text{ g mol}^{-1} = 0.463\text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}_2\text{S}) = p \cdot V / R \cdot T = [(380/760)\text{ atm} \cdot 2.0\text{ L}] / [0.0821\text{ atm L/mol K} \cdot (25 + 273.15)\text{ K}] = 4.09 \cdot 10^{-2}\text{ mol}$$

$$K_p = 26.0 = p(\text{H}_2) / p(\text{H}_2\text{S}) = (x) / (4.09 \cdot 10^{-2} - x)$$

da cui $x = 3.94 \cdot 10^{-2}\text{ mol}$

Le moli di argento consumate saranno pari a 2x.

$$n(\text{Ag}) = 0.463 - 2x = 0.384\text{ mol}$$

$$g(\text{Ag}) = n(\text{Ag}) \cdot PM(107.9\text{ g/mol}) = 41.5\text{ g}$$

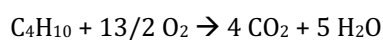
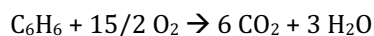
2A) 10.0 g di una miscela di benzene (C₆H₆) e butano (C₄H₁₀) viene completamente bruciata in eccesso di ossigeno. Sapendo che l'anidride carbonica ottenuta ha un volume di 10.86 L, misurati a 100°C e 2.00 atm, calcolare la frazione molare e la percentuale in massa del benzene nella miscela iniziale.

Soluzione:

Dalla legge dei gas ideali ricavo il numero di moli di anidride carbonica ottenuta:

$$n_{\text{CO}_2} = PV / RT = 2.0 \cdot 10.86 / 0.0821 \cdot 373.15 = 0.71 \text{ mol}$$

Scrivo le due reazioni di combustione del benzene e del butano:



Da cui si vede che da una mole di C₆H₆ si sviluppano 6 moli di CO₂ e da una mole di C₄H₁₀ si sviluppano 4 moli di CO₂.

Indicando con n(C₆H₆) e n(C₄H₁₀) il numero di moli di benzene e butano presenti nella miscela, posso scrivere il seguente sistema di due equazioni in due incognite:

$$\begin{aligned} n(\text{C}_6\text{H}_6) \cdot \text{MM}(\text{C}_6\text{H}_6) + n(\text{C}_4\text{H}_{10}) \cdot \text{MM}(\text{C}_4\text{H}_{10}) &= 10.0 \text{ g} \\ 6 n(\text{C}_6\text{H}_6) + 4 n(\text{C}_4\text{H}_{10}) &= 0.71 \text{ mol} \end{aligned}$$

e risolvendo il sistema ottengo:

$$\begin{aligned} n(\text{C}_6\text{H}_6) &= 0.032 \text{ mol} \\ n(\text{C}_4\text{H}_{10}) &= 0.13 \text{ mol} \end{aligned}$$

La frazione molare del benzene nella miscela è:

$$x(\text{C}_6\text{H}_6) = 0.032 / (0.032 + 0.13) = 0.20$$

La percentuale in massa del benzene è:

$$\%(\text{C}_6\text{H}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_6) \cdot \text{MM}(\text{C}_6\text{H}_6) / 10.0 = 25\%$$

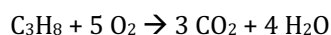
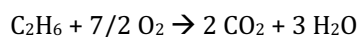
2B) 97.4 g di una miscela gassosa composta da etano (C₂H₆) e propano (C₃H₈) viene completamente bruciata in eccesso di ossigeno. Sapendo che dalla combustione completa della suddetta miscela si ottengono 162 g di acqua liquida calcolare la frazione molare e la percentuale in massa dell'etano nella miscela di partenza.

Soluzione:

Il numero di moli di acqua ottenute sono:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 162/18.02 = 9.0 \text{ mol}$$

Scrivo le due reazioni di combustione dell'etano e del propano:



Da cui si vede che da una mole di C₂H₆ si producono 3 moli H₂O e da una mole di C₃H₈ si producono 4 moli H₂O.

Indicando con n(C₂H₆) e n(C₃H₈) il numero di moli di etano e propano presenti nella miscela, posso scrivere il seguente sistema di due equazioni in due incognite:

$$\begin{aligned} n(\text{C}_2\text{H}_6) \cdot \text{MM}(\text{C}_2\text{H}_6) + n(\text{C}_3\text{H}_8) \cdot \text{MM}(\text{C}_3\text{H}_8) &= 97.4 \text{ g} \\ 3 n(\text{C}_2\text{H}_6) + 4 n(\text{C}_3\text{H}_8) &= 9 \text{ mol} \end{aligned}$$

e risolvendo il sistema ottengo:

$$\begin{aligned} n(\text{C}_2\text{H}_6) &= 0.6 \text{ mol} \\ n(\text{C}_3\text{H}_8) &= 1.8 \text{ mol} \end{aligned}$$

La frazione molare dell'etano nella miscela è:

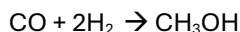
$$x(\text{C}_2\text{H}_6) = 0.6/(0.6+1.8) = 0.25$$

La percentuale in peso è:

$$\%(\text{C}_2\text{H}_6) = [n(\text{C}_2\text{H}_6) \cdot \text{MM}(\text{C}_2\text{H}_6) / 97.4] \cdot 100 = 18.5\%$$

$$\%(\text{C}_3\text{H}_8) = n(\text{C}_3\text{H}_8) \cdot \text{MM}(\text{C}_3\text{H}_8) / [n(\text{C}_2\text{H}_6) \cdot \text{MM}(\text{C}_2\text{H}_6) + n(\text{C}_3\text{H}_8) \cdot \text{MM}(\text{C}_3\text{H}_8)] = 81.5\%$$

3A) L'entalpia della reazione di sintesi del metanolo qui di seguito riportata



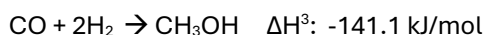
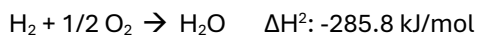
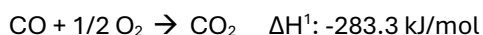
è pari a -141.1 kJ/mol. Sapendo che l'entalpia di formazione dell'acqua vale -285.8 kJ/mol mentre l'entalpia di combustione del monossido di carbonio è pari a -283.3 kJ/mol, calcolare il calore sviluppato dalla combustione di 96.0 grammi di metanolo.

Soluzione

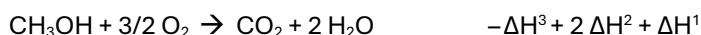
La reazione di combustione del metanolo di cui si vuole ricavare l'entalpia di combustione è la seguente:



Conosciamo le entalpie delle seguenti reazioni:



Dunque, al fine di ottenere l'entalpia di combustione del metanolo dovremmo considerare la somma delle seguenti reazioni:

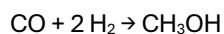


$$\Delta H_c = -\Delta H^3 + 2 \Delta H^2 + \Delta H^1 = (141.1 - 571.6 - 283.3) \text{ kJ/mol} = \mathbf{-713.8 \text{ kJ/mol}}$$

Il calore sviluppato dalla combustione di 96 g di metanolo sarà pari all'entalpia molare della reazione di combustione in valore assoluto per il rispettivo numero di moli del metanolo:

$$Q = n * |\Delta H_c| = 96 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} * 713.8 \text{ kJ/mol} = \mathbf{2141.4 \text{ kJ}}$$

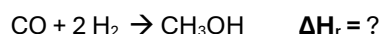
3B) Si determini il calore sviluppato durante la sintesi di 64 grammi di metanolo a partire da monossido di carbonio ed idrogeno secondo la seguente reazione:



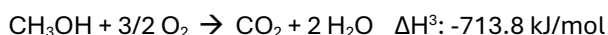
L'entalpia di combustione del monossido di carbonio è pari a -283.3 kJ/mol, l'entalpia di formazione dell'acqua vale -285.8 kJ/mol, mentre l'entalpia di combustione del metanolo è pari a -713.8 kJ/mol

Soluzione

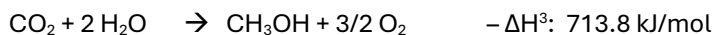
La reazione di sintesi del di cui si vuole ricavare l'entalpia di combustione è la seguente:



Conosciamo le entalpie delle seguenti reazioni:



Dunque, al fine di ottenere l'entalpia di reazione per la sintesi del metanolo dovremmo considerare la somma delle seguenti reazioni:



$$\Delta H_r = -\Delta H^3 + \Delta H^1 + 2 \Delta H^2 = (713.8 - 283.3 - 571.6) \text{ kJ/mol} = -141.1 \text{ kJ/mol}$$

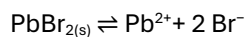
Il calore sviluppato dalla sintesi di 64 g di metanolo sarà pari all'entalpia molare della reazione di sintesi in valore assoluto per il rispettivo numero di moli del metanolo:

$$Q = n \cdot |\Delta H_c| = 64 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} \cdot 141.1 \text{ kJ/mol} = \mathbf{282.2 \text{ kJ}}$$

4A) La solubilità del bromuro di piombo (II) a 298 K è pari a $1.1 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Dopo aver determinato il valore del prodotto di solubilità K_{ps} del sale, si calcoli la nuova solubilità di quest'ultimo se a 400 ml di una soluzione satura di $PbBr_2$ vengono aggiunti 4.0 grammi di bromuro di sodio.

Soluzione

L'equilibrio di solubilità è il seguente:



$$\text{Quindi } K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4 s^3 = 4 \cdot (1.1 \cdot 10^{-2})^3 \text{ mol/L} = 5.3 \cdot 10^{-6}$$

Aggiungiamo 4 grammi di bromuro di sodio ($MM = 102.9$ g/mol) a 0.4 litri di soluzione satura:

$$n(NaBr) = 4/102.9 = 3.89 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Quindi la concentrazione di Br^{-} aggiunta a quella già presente è pari a:

$$[Br^{-}]_{agg} = 3.89 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 0.4 \text{ l} = 9.73 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Calcoliamo la nuova solubilità s' :

$$K_{ps} = s' \cdot (0.0973 + 2 s')^2 \approx 0.0973^2 \cdot s' = 5.3 \cdot 10^{-6}$$

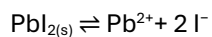
$$\text{Dunque, } s' = 5.6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Come ci aspettavamo la solubilità diminuisce per effetto dello ione comune Br^{-}

4B) La solubilità dello ioduro di piombo (II) a 298 K è pari a $1.52 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Dopo aver determinato il valore del prodotto di solubilità K_{ps} del sale, si calcoli la nuova solubilità di quest'ultimo se a 500 ml di una soluzione satura di PbI_2 vengono aggiunti 1.5 grammi di ioduro di sodio.

Soluzione

L'equilibrio di solubilità è il seguente:



$$\text{Quindi } K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (1.52 \cdot 10^{-3})^3 \text{ mol/L} = 1.4 \cdot 10^{-8}$$

Aggiungiamo 1.5 grammi di ioduro di sodio (MM= 149.89 g/mol) a 0.5 litri di soluzione satura:

$$n(NaI) = 1.5/149.89 = 1.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Quindi la concentrazione di I^{-} aggiunta a quella già presente è pari a:

$$[I^{-}]_{agg} = 1.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 0.5 \text{ l} = 2.0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Calcoliamo la nuova solubilità s' :

$$K_{ps} = s' \cdot (0.02 + 2s')^2 \approx 0.02^2 \cdot s' = 1.4 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{Dunque, } s' = 3.5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Come ci aspettavamo la solubilità diminuisce per effetto dello ione comune I^{-}