

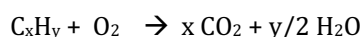
Termochimica A

Un composto avente massa molare pari a 84.2 g/mol, contenente solo carbonio e idrogeno, viene sottoposto a combustione completa; si ottengono 660.1 g di anidride carbonica, 270.3 g di acqua e una quantità di calore pari a 9800 kJ. Sapendo che $\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285.83 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta H^\circ_f(\text{CO}_{2(g)}) = -393.51 \text{ kJ/mol}$, determinare la formula molecolare del composto e calcolare ΔH°_f del composto.

Soluzione

Indico il composto con C_xH_y

La reazione di combustione del composto è la seguente:



Tutto il carbonio presente nel composto, dopo la reazione, è trasformato in anidride carbonica posso quindi scrivere:

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = 660.1 \text{ g} / 44.01 \text{ g mol}^{-1} = 15.0 \text{ mol}$$

Analogamente, tutto l'idrogeno presente nel composto, dopo la reazione, è trasformato in acqua, posso quindi scrivere:

$$n_{\text{H}} = 2n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 270.3 \text{ g} / 18.02 \text{ g mol}^{-1} = 30.0 \text{ mol}$$

La formula minima del composto è: CH_2 .

Conoscendo la massa molare del composto posso ricavare la formula molecolare del composto; dividendo la massa molare del composto per la massa molare della formula minima ottengo:

$$84.2 / 14.03 = 6$$

Il composto è: C_6H_{12}

Posso ora scrivere la reazione di combustione bilanciata del composto:



Dalla stechiometria della reazione determino le moli del composto sottoposto a combustione:

$$n = n_{\text{CO}_2} / 6 = 15.0 / 6 = 2.5 \text{ mol}$$

Dal calore sviluppato posso determinare l'entalpia molare di combustione del composto:

$$\Delta H_{\text{co}} = -9800 \text{ kJ} / 2.5 \text{ mol} = -3920 \text{ kJ/mol}$$

Utilizzando la legge di Hess posso scrivere:

$$\Delta H^\circ_{\text{co}} = 6\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) + 6\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_6\text{H}_{12})$$

Ricavo:

$$\Delta H^\circ_f(\text{C}_6\text{H}_{12}) = 6(-393.51) + 6(-285.83) - (-3920) = -156.04 \text{ kJ/mol}$$

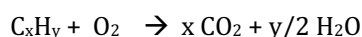
Termochimica B

Un composto avente massa molare pari a 78.1 g/mol, contenente solo carbonio e idrogeno, viene sottoposto a combustione completa; si ottengono 924.2 g di anidride carbonica, 189.2 g di acqua e una quantità di calore pari a 11438 kJ. Sapendo che $\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285.83 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta H^\circ_f(\text{CO}_{2(g)}) = -393.51 \text{ kJ/mol}$, determinare la formula molecolare del composto e calcolare ΔH°_f del composto. [C_6H_6 , 49.45 kJ/mol]

Soluzione

Indico il composto con C_xH_y

La reazione di combustione del composto è la seguente:



Tutto il carbonio presente nel composto, dopo la reazione, è trasformato in anidride carbonica posso quindi scrivere:

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = 924.2 \text{ g} / 44.01 \text{ g mol}^{-1} = 21.0 \text{ mol}$$

Analogamente, tutto l'idrogeno presente nel composto, dopo la reazione, è trasformato in acqua, posso quindi scrivere:

$$n_{\text{H}} = 2n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 189.2 \text{ g} / 18.02 \text{ g mol}^{-1} = 21.0 \text{ mol}$$

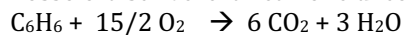
La formula minima del composto è: CH.

Conoscendo la massa molare del composto posso ricavare la formula molecolare del composto; dividendo la massa molare del composto per la massa molare della formula minima ottengo:

$$78.1 / 13.01 = 6$$

Il composto è: C_6H_6

Posso ora scrivere la reazione di combustione bilanciata del composto:



Dalla stechiometria della reazione determino le moli del composto sottoposto a combustione:

$$n = n_{\text{CO}_2} / 6 = 15.0 / 6 = 3.5 \text{ mol}$$

Dal calore sviluppato posso determinare l'entalpia molare di combustione del composto:

$$\Delta H_{\text{co}} = -11438 \text{ kJ} / 3.5 \text{ mol} = -3268 \text{ kJ/mol}$$

Utilizzando la legge di Hess posso scrivere:

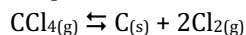
$$\Delta H^\circ_{\text{co}} = 6\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) + 3\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_6\text{H}_6)$$

Ricavo:

$$\Delta H^\circ_f(\text{C}_6\text{H}_6) = 6(-393.51) + 3(-285.83) - (-3268) = 49.45 \text{ kJ/mol}$$

Equilibrio A

In un recipiente di volume costante pari a 5.0 L, termostato a 700 K, viene immesso tetracloruro di carbonio alla pressione di 2.0 atm. Avviene la reazione:



Ad equilibrio raggiunto la quantità di carbonio nel recipiente è pari a 554 mg.

Calcolare la costante di equilibrio K_c e la pressione totale all'equilibrio.

Soluzione

Le moli iniziali di tetracloruro di carbonio sono:

$$n_{\text{CCl}_4} = PV/RT = 2.0 \text{ atm} \cdot 5.0 \text{ L} / (0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 700 \text{ K}) = 0.174 \text{ mol}$$

le moli di carbonio solido all'equilibrio sono:

$$n_c = 0.554 \text{ g} / 12.01 \text{ g mol}^{-1} = 4.61 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Scrivo lo schema di reazione:

	$\text{CCl}_{4(g)} \rightleftharpoons \text{C}_{(s)} + 2\text{Cl}_{2(g)}$		
Inizio (mol)	0.174	-	-
Δ (mol)	-x	+ x	+ 2x
Equil. (mol)	0.174 - x	x	2x

Conoscendo le moli di carbonio presenti all'equilibrio, posso calcolare l'avanzamento unitario della reazione x

$$x = n_c = 4.61 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Posso quindi ricavare le moli di CCl_4 e Cl_2 presenti all'equilibrio:

$$n_{\text{Cl}_2} = 2x = 2 \cdot 4.61 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 9.22 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{CCl}_4} = 0.174 - x = 0.174 - 4.61 \cdot 10^{-2} = 0.128 \text{ mol}$$

$$K_c = [\text{Cl}_2]^2 / [\text{CCl}_4] = (n_{\text{Cl}_2}^2 / n_{\text{CCl}_4}) / V = ((9.22 \cdot 10^{-2})^2 / 0.128) / 5.0 = 1.33 \cdot 10^{-2}$$

Le moli in fase gassosa presenti all'equilibrio sono:

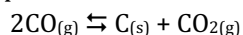
$$n = n_{\text{Cl}_2} + n_{\text{CCl}_4} = 9.22 \cdot 10^{-2} + 0.128 = 0.220 \text{ mol}$$

La pressione all'equilibrio è:

$$P = nRT/V = 0.220 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 700 \text{ K} / 5.0 \text{ L} = 2.53 \text{ atm}$$

Equilibrio B

In un recipiente di volume costante pari a 4.0 L, termostato a 1000 K, viene immesso ossido di carbonio alla pressione di 5.0 atm. Avviene la reazione:



Ad equilibrio raggiunto la quantità di carbonio nel recipiente è pari a 420 mg.

Calcolare la costante di equilibrio K_c e la pressione totale all'equilibrio.

Soluzione

Le moli iniziali di ossido di carbonio sono:

$$n^{\circ}_{\text{CO}} = PV/RT = 5.0 \text{ atm} \cdot 4.0 \text{ L} / (0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}) = 0.244 \text{ mol}$$

le moli di carbonio solido all'equilibrio sono:

$$n_c = 0.420 \text{ g} / 12.01 \text{ g mol}^{-1} = 3.50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Scrivo lo schema di reazione:

	$2\text{CO}_{(\text{g})}$	$\rightleftharpoons$	$\text{C}_{(\text{s})}$	$+$	$\text{CO}_{2(\text{g})}$
Inizio (mol)	0.244		-		-
Δ (mol)	-2x		+ x		+ x
Equil. (mol)	$0.244 - x$		x		x

Conoscendo le moli di carbonio presenti all'equilibrio, posso calcolare l'avanzamento unitario della reazione x

$$x = n_c = 3.50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Posso quindi ricavare le moli di CO e CO₂ presenti all'equilibrio:

$$n_{\text{CO}_2} = x = 3.50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}} = 0.244 - 2x = 0.244 - 2 \cdot 3.50 \cdot 10^{-2} = 0.174 \text{ mol}$$

$$K_c = [\text{CO}_2] / [\text{CO}]^2 = (n_{\text{CO}_2} / n_{\text{CO}}^2) \cdot V = (3.50 \cdot 10^{-2} / 0.174^2) \cdot 4.0 = 4.6$$

Le moli in fase gassosa presenti all'equilibrio sono:

$$n = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{CO}} = 3.50 \cdot 10^{-2} + 0.174 = 0.209 \text{ mol}$$

La pressione all'equilibrio è:

$$P = nRT/V = 0.209 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K} / 4.0 \text{ L} = 4.29 \text{ atm}$$

Esercizio colligative A

Un elettrolita forte si dissocia in acqua secondo la seguente reazione:



Si calcoli la massa molare di tale composto sapendo che sciogliendo 149.5 g di esso in 3.5 kg di acqua la soluzione ottenuta avrà una temperatura di ebollizione pari a 100.7 °C. Si determini inoltre la pressione osmotica di tale soluzione alla temperatura di 20 °C sapendo che la densità della soluzione è pari a 1.04 g/cm³ ($K_{\text{eb}}(\text{H}_2\text{O}) = 0.52 \text{ °C/m}$).

Svolgimento:

Possiamo ricavare la molalità della soluzione sapendo che:

$$\Delta t_{\text{eb}} = i m K_{\text{eb}}$$

Dove $i = 3$ e $\Delta t_{\text{eb}} = 0.7 \text{ °C}$, dunque la molalità sarà:

$$m = 0.7 \text{ °C} / (3 \cdot 0.52 \text{ °C/m}) = 0.449 \text{ m}$$

sapendo che $m = n(\text{AB}_2) / \text{Massa}(\text{H}_2\text{O})$ ricaviamo il numero di moli di AB_2 :

$$n(\text{AB}_2) = 0.449 \text{ m} \cdot 3.5 \text{ kg} = 1.57 \text{ mol}$$

da cui ricaviamo la massa molare del composto:

$$\text{MM}(\text{AB}_2) = 149.5 \text{ g} / 1.57 \text{ mol} = 95.2 \text{ g/mol}$$

La pressione osmotica è pari a:

$$\pi = i M R T$$

dove M è la molarità della soluzione e i il coefficiente di Van't Hoff che, come detto, vale $i = 3$. Ricaviamo il volume della soluzione conoscendo la densità della soluzione e dunque la molarità:

$$V = \text{Massa} / d = (3500 \text{ g} + 149.5 \text{ g}) / 1.04 \text{ g/cm}^3 = 3509 \text{ cm}^3 \approx 3.51 \text{ litri}$$

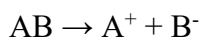
dunque:

$$M = n(\text{AB}_2) / V = 1.57 \text{ mol} / 3.51 \text{ l} = 0.447 \text{ M}$$

$$\pi = i M R T = 3 \cdot 0.447 \text{ M} \cdot 0.0821 \text{ (l} \cdot \text{atm)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293.15 \text{ K} = 32.3 \text{ atm}$$

Esercizio colligative B

Un elettrolita forte si dissocia in acqua secondo la seguente reazione:



Si calcoli la massa molare di tale composto sapendo che sciogliendo 215.5 g di esso in 4.2 kg di acqua la soluzione ottenuta avrà una temperatura di congelamento pari a $-2.56\text{ }^{\circ}\text{C}$. Si determini inoltre la pressione osmotica di tale soluzione alla temperatura di $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ sapendo che la densità della soluzione è pari a 1.07 g/cm^3 ($K_{\text{cr}}(\text{H}_2\text{O}) = 1.86\text{ }^{\circ}\text{C/m}$).

Svolgimento:

Possiamo ricavare la molalità della soluzione sapendo che:

$$\Delta t_{\text{eb}} = i m K_{\text{cr}}$$

Dove $i = 2$ e $\Delta t_{\text{cr}} = 2.56\text{ }^{\circ}\text{C}$, dunque la molalità sarà:

$$m = 2.56\text{ }^{\circ}\text{C} / (2 \cdot 1.86\text{ }^{\circ}\text{C/m}) = 0.688\text{ m}$$

sapendo che $m = n(\text{AB})/\text{Massa}(\text{H}_2\text{O})$ ricaviamo il numero di moli di AB:

$$n(\text{AB}_2) = 0.688\text{ m} \cdot 4.2\text{ kg} = 2.89\text{ mol}$$

da cui ricaviamo la massa molare del composto:

$$\text{MM}(\text{AB}) = 215.5\text{ g} / 2.89\text{ mol} = 74.6\text{ g/mol}$$

La pressione osmotica è pari a:

$$\pi = i M R T$$

dove M è la molarità della soluzione e i il coefficiente di Van't Hoff che, come detto, vale $i = 2$. Ricaviamo il volume della soluzione conoscendo la densità della soluzione e dunque la molarità:

$$V = \text{Massa} / d = (4200\text{ g} + 215.5\text{ g}) / 1.07\text{ g/cm}^3 = 4127\text{ cm}^3 \approx 4.13\text{ litri}$$

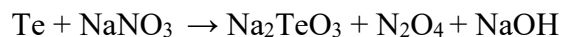
dunque:

$$M = n(\text{AB}) / V = 2.89\text{ mol} / 4.13\text{ l} = 0.7\text{ M}$$

$$\pi = i M R T = 2 \cdot 0.7\text{ M} \cdot 0.0821\text{ (l} \cdot \text{atm)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298.15\text{ K} = 34.3\text{ atm}$$

Esercizio Redox A

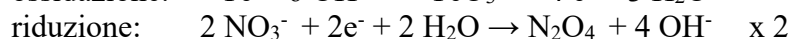
Si consideri la seguente reazione di ossidoriduzione (non bilanciata):



Scrivere le semi-reazioni di ossidazione e riduzione con il metodo ionico elettronico e bilanciare la reazione completa in forma molecolare considerando l'ambiente basico. Calcolare quindi il peso di Na_2TeO_3 prodotto quando 12.76 g di tellurio vengono fatti reagire con 25.5 g di nitrato di sodio.

Svolgimento:

Il tellurio si ossida passando da 0 a +4 mentre l'azoto si riduce passando da +5 a +4:



La reazione globale in forma molecolare è:



Calcoliamo le moli di tellurio e di nitrato di sodio che reagiscono e determiniamo il reagente limitante:

$$mM(\text{NaNO}_3) = 85.0 \text{ g/mol}$$

$$mM(\text{Te}) = 127.6 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{NaNO}_3) = 25.5 \text{ g} / 85.0 \text{ g/mol} = 0.3 \text{ mol}$$

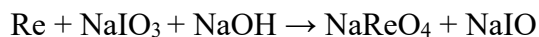
$$n(\text{Te}) = 12.76 \text{ g} / 127.6 \text{ g/mol} = 0.1 \text{ mol}$$

Essendo nella reazione il rapporto stechiometrico Te/NaNO_3 pari a $\frac{1}{4}$ il reagente limitante è il nitrato di sodio. Il peso di Na_2TeO_3 prodotto sarà dunque pari a:

$$m(\text{Na}_2\text{TeO}_3) = \frac{1}{4} n(\text{NaNO}_3) \cdot mM(\text{Na}_2\text{TeO}_3) = \frac{1}{4} 0.3 \text{ mol} \cdot 221.6 \text{ g/mol} = 16.6 \text{ g}$$

Esercizio Redox B

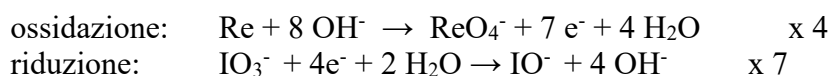
Si consideri la seguente reazione di ossidoriduzione (non bilanciata):



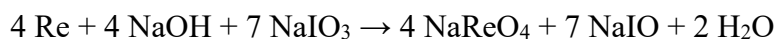
Scrivere le semi-reazioni di ossidazione e riduzione con il metodo ionico elettronico e bilanciare la reazione completa in forma molecolare considerando l'ambiente basico. Calcolare quindi il peso di NaReO_4 prodotto quando 74.48 g di renio vengono fatti reagire con 118.74 g di iodato di sodio.

Svolgimento:

Il renio si ossida passando da 0 a +7 mentre lo iodio si riduce passando da +5 a +1:



La reazione globale in forma molecolare è:



Calcoliamo le moli di renio e di iodato di sodio che reagiscono e determiniamo il reagente limitante:

$$mM(\text{NaIO}_3) = 197.9 \text{ g/mol}$$

$$mM(\text{Re}) = 186.2 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{NaIO}_3) = 118.74 \text{ g} / 197.9 \text{ g/mol} = 0.6 \text{ mol}$$

$$n(\text{Re}) = 74.48 \text{ g} / 186.2 \text{ g/mol} = 0.4 \text{ mol}$$

Essendo nella reazione il rapporto stechiometrico Re/NaIO_3 pari a 4/7 il reagente limitante è lo iodato di sodio. Il peso di NaReO_4 prodotto sarà dunque pari a:

$$m(\text{NaReO}_4) = 4/7 n(\text{NaIO}_3) \cdot mM(\text{NaReO}_4) = 4/7 \cdot 0.6 \text{ mol} \cdot 273.2 \text{ g/mol} = 93.7 \text{ g}$$