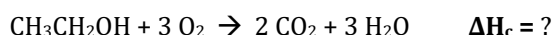


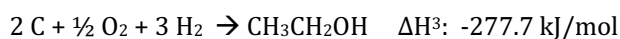
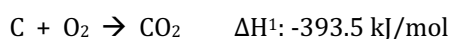
- 1) Dalla combustione di una certa quantità di etanolo ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) in eccesso di ossigeno si sviluppano 2 litri di anidride carbonica misurati alla temperatura di 25°C e alla pressione di 1 atm. Sapendo che l'entalpia di formazione dell'etanolo, dell'anidride carbonica e dell'acqua valgono rispettivamente -277.7 kJ/mol , -393.5 kJ/mol e -241.8 kJ/mol , si determini il calore sviluppato dalla reazione.
- 2) Dalla combustione di una certa quantità di fenolo ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$) in eccesso di ossigeno si sviluppano 4 litri di anidride carbonica misurati alla temperatura di 25°C e alla pressione di 1 atm. Sapendo che l'entalpia di formazione del fenolo, dell'anidride carbonica e dell'acqua valgono rispettivamente -165.0 kJ/mol , -393.5 kJ/mol e -241.8 kJ/mol , si determini il calore sviluppato dalla reazione.

Soluzione 1

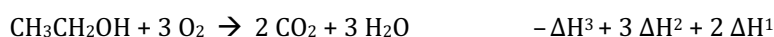
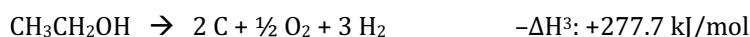
La reazione di combustione dell'etanolo di cui si vuole ricavare il calore sviluppato (ovvero l'entalpia di combustione molare moltiplicata per il numero di moli bruciate) è la seguente:



Conosciamo le entalpie delle seguenti reazioni di formazione:



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



$$\Delta H_c = -\Delta H^3 + 3 \Delta H^2 + 2 \Delta H^1 = -1234.7\text{ kJ/mol}$$

Sappiamo che si sono formati 2 litri di CO_2 gassosa, dunque usando la legge dei gas avremo che il numero di moli di anidride carbonica formatesi risultano essere pari a:

$$n(\text{CO}_2) = PV/RT = 1\text{ atm} \cdot 2\text{ l} / 0.082 \cdot 298.15 = 0.082\text{ moli}$$

Quindi le moli di etanolo (la metà di quelle di CO_2 gassosa) saranno:

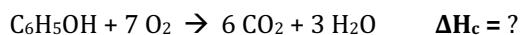
$$n = n(\text{CO}_2) = 0.082\text{ moli} / 2 = 0.041$$

Il calore sviluppatosi sarà dunque:

$$Q = |n \cdot \Delta H_c| = 0.041 \cdot 1234.7 = 50.6\text{ kJ}$$

Soluzione 2

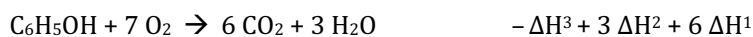
La reazione di combustione del fenolo di cui si vuole ricavare il calore sviluppato (ovvero l'entalpia di combustione molare moltiplicata per il numero di moli bruciate) è la seguente:



Conosciamo le entalpie delle seguenti reazioni di formazione:



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



$$\Delta H_c = -\Delta H^3 + 3 \Delta H^2 + 6 \Delta H^1 = -2921.4 \text{ kJ/mol}$$

Sappiamo che si sono formati 4 litri di CO_2 gassosa, dunque usando la legge dei gas avremo che il numero di moli di anidride carbonica formatesi risultano essere pari a:

$$n(\text{CO}_2) = PV/RT = 1 \text{ atm} \cdot 4 \text{ l} / 0.082 \cdot 298.15 = 0.164 \text{ moli}$$

Quindi le moli di etanolo (un sesto di quelle di CO_2 gassosa) saranno:

$$n = n(\text{CO}_2) = 0.082 \text{ moli} / 6 = 0.027$$

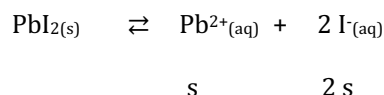
Il calore sviluppatosi sarà dunque:

$$Q = |n \cdot \Delta H_c| = 0.027 \cdot 2921.4 = 78.9 \text{ kJ}$$

- 1) La solubilità dello ioduro di Pb(II) a 25 °C è pari a $1.3 \cdot 10^{-3}$ M. Si determini il valore del prodotto di solubilità (K_{ps}) dello ioduro di Pb(II) a tale temperatura. Dopo l'aggiunta di 4 grammi di ioduro di sodio a 100 ml di una soluzione satura di ioduro di Pb(II), quale sarà il nuovo valore della solubilità?
- 2) La solubilità dello fluoruro di magnesio a 25 °C è pari a $1.2 \cdot 10^{-3}$ M. Si determini il valore del prodotto di solubilità (K_{ps}) del fluoruro di magnesio a tale temperatura. Dopo l'aggiunta di 2 grammi di fluoruro di sodio a 200 ml di una soluzione satura di fluoruro di magnesio, quale sarà il nuovo valore della solubilità?

Soluzione 1

L'equilibrio di solubilità è il seguente:



Dove s è la solubilità del sale. Il prodotto di solubilità è dunque uguale a:

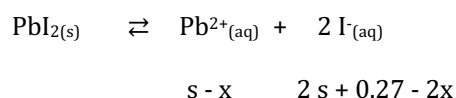
$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 (1.3 \cdot 10^{-3})^3 = 8.8 \cdot 10^{-9}$$

Se aggiungiamo 4 grammi di ioduro di sodio, dobbiamo calcolare la concentrazione del sale in questione, la quale coinciderà con la concentrazione di ione ioduro aggiunto (essendo NaI un sale solubile):

$$n(\text{NaI}) = 4 \text{ g} / m(\text{NaI}) = 4 \text{ g} / 149.9 \text{ g/mol} = 0.027 \text{ moli}$$

$$[\text{NaI}] = n(\text{NaI}) / V = 0.027 \text{ moli} / 0.1 \text{ litri} = 0.27 \text{ M}$$

La reazione si sposterà verso la formazione del sale (precipitazione):



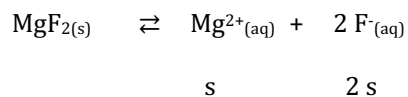
E trascurando 2x e 2s rispetto a 0.27 avremo che la nuova solubilità $s' = (s - x)$ sarà data da:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2 = s' \cdot (0.27)^2 \Rightarrow$$

$$s' = K_{ps} / (0.27)^2 = 8.8 \cdot 10^{-9} / (0.27)^2 = 1.2 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Soluzione 2

L'equilibrio di solubilità è il seguente:



Dove s è la solubilità del sale. Il prodotto di solubilità è dunque uguale a:

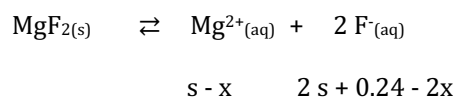
$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 (1.2 \cdot 10^{-3})^3 = 6.9 \cdot 10^{-9}$$

Se aggiungiamo 2 grammi di fluoruro di sodio, dobbiamo calcolare la concentrazione del sale in questione, la quale coinciderà con la concentrazione di ione fluoruro aggiunto (essendo NaF un sale solubile):

$$n(\text{NaF}) = 2 \text{ g} / M(\text{NaF}) = 2 \text{ g} / 42.0 \text{ g/mol} = 0.048 \text{ moli}$$

$$[\text{NaF}] = n(\text{NaF}) / V = 0.048 \text{ moli} / 0.2 \text{ litri} = 0.24 \text{ M}$$

La reazione si sposterà verso la formazione del sale (precipitazione):



E trascurando $2x$ e $2s$ rispetto a 0.24 avremo che la nuova solubilità $s' = (s - x)$ sarà data da:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 = s' \cdot (0.24)^2 \Rightarrow$$

$$s' = K_{ps} / (0.24)^2 = 6.9 \cdot 10^{-9} / (0.24)^2 = 1.2 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Colligative

A) Una soluzione, ottenuta sciogliendo in 50.0 g di acqua una miscela di 5.00 g di un non elettrolita X (mM 410g/mol) e un non elettrolita Y (mM = 342 g/mol), congela alla temperatura di $-0.5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcolare la massa in grammi di X nella miscela. (Per l'acqua $K_{cr} = 1.86\text{ }^{\circ}\text{C kg/mol}$).

Soluzione

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} (m_X + m_Y) = 1.86\text{ }^{\circ}\text{C kg/mol} (n_X + n_Y)\text{mol} / 0.05\text{ kg} = 0.5\text{ }^{\circ}\text{C} \quad \text{prima equazione}$$

La massa totale della miscela è:

$$n_X \cdot 410\text{g/mol} + n_Y \cdot 342\text{g/mol} = 5.00\text{ g} \quad \text{seconda equazione}$$

Risolvero il sistema di due equazioni nelle due incognite n_X e n_Y ed ottengo:

$$n_Y = 7.50 \cdot 10^{-3}\text{ mol} \quad n_X = 5.94 \cdot 10^{-3}\text{ mol}$$

$$\text{la massa di X è: } 5.94 \cdot 10^{-3}\text{ mol} \cdot 410\text{g/mol} = 2.43\text{ g}$$

B) 25.5 g di una miscela formata da fenolo ($\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$) e da antracene ($\text{C}_{14}\text{H}_{10}$), soluti non elettroliti, viene sciolta in 1.60 kg di benzene. La soluzione risultante ha un abbassamento del punto di gelo pari a $0.64\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcolare la massa in grammi di antracene nella miscela. (Per il benzene $K_{cr} = 5.12\text{ }^{\circ}\text{C kg/mol}$).

Soluzione

Indico con x ed y le moli, rispettivamente, di fenolo ed antracene.

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} (m_{\text{fenolo}} + m_{\text{antracene}}) = 5.12\text{ }^{\circ}\text{C kg/mol} (x + y)\text{mol} / 1.60\text{ kg} = 0.64\text{ }^{\circ}\text{C} \quad \text{prima equazione}$$

La massa totale della miscela è:

$$x \cdot 94\text{ g/mol} + y \cdot 178\text{g/mol} = 25.5\text{ g} \quad \text{seconda equazione}$$

Risolvero il sistema di due equazioni nelle due incognite x e y ed ottengo:

$$y = 7.98 \cdot 10^{-2}\text{ mol} \quad x = 0.12\text{ mol}$$

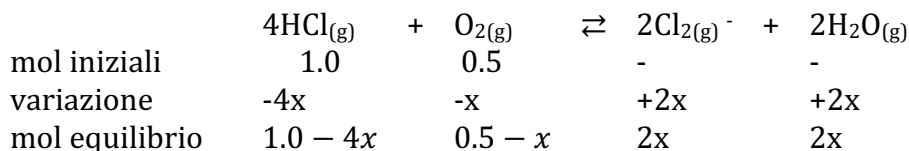
$$\text{la massa di antracene è: } 7.98 \cdot 10^{-2}\text{ mol} \cdot 178\text{ g/mol} = 14.2\text{ g}$$

Equilibrio

A) La reazione a 400°C tra cloruro di idrogeno e ossigeno gassosi porta alla formazione di cloro ed acqua entrambi gassosi. Quando una miscela costituita da 1.00 mole di cloruro di idrogeno e 0.50 moli di ossigeno viene scaldata a 400°C, all'equilibrio si formano 0.39 moli di cloro e la pressione misurata sul sistema vale 1.00 atm. Calcolare le pressioni parziali dei singoli componenti all' equilibrio e la costante di equilibrio (K_c) della reazione stessa.

Soluzione

Scrivo la reazione di equilibrio:



All'equilibrio le moli di cloro sono: $n_{\text{Cl}_2} = 2x = 0.39 \text{ mol}$

Ricavo $x = 0.39 \text{ mol}/2 = 0.195 \text{ mol}$

All'equilibrio ho:

$$n_{\text{HCl}} = 1.0 - 4 \cdot 0.195 = 0.22 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0.5 - 0.195 = 0.305 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.39 \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot}} = 1.305 \text{ mol}$$

Calcolo le pressioni parziali dei vari componenti all'equilibrio:

$$p_{\text{HCl}} = P \cdot x_{\text{HCl}} = 1.0 \text{ atm} \cdot 0.22 \text{ mol}/1.305 \text{ mol} = 0.169 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = P \cdot x_{\text{O}_2} = 1.0 \text{ atm} \cdot 0.305 \text{ mol}/1.305 \text{ mol} = 0.234 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = P \cdot x_{\text{Cl}_2} = 1.0 \text{ atm} \cdot 0.39 \text{ mol}/1.305 \text{ mol} = 0.299 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = P \cdot x_{\text{H}_2\text{O}} = 1.0 \text{ atm} \cdot 0.39 \text{ mol}/1.305 \text{ mol} = 0.299 \text{ atm}$$

E' possibile ora calcolare il valore della costante di equilibrio K_p e quindi K_c .

$$K_p = \frac{p_{\text{Cl}_2}^2 \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}^2}{p_{\text{HCl}}^4 \cdot p_{\text{O}_2}} = \frac{0.299^2 \cdot 0.299^2}{0.169^4 \cdot 0.234} = 41.8$$

Poiché $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ con $\Delta n = -1$ per la reazione in esame ho:

$$K_c = K_p \cdot RT = 41.8 \cdot 0.0821 \cdot 673.15 = 2309$$

B) Alla temperatura di 400 K la reazione tra il composto organico H_2N_2 ed ossigeno gassosi porta alla formazione di azoto ed acqua entrambi gassosi. A 400K, 0.20 mol di H_2N_2 e 0.20 moli di ossigeno reagiscono ed all'equilibrio si formano 0.126 mol di azoto e la pressione misurata sul sistema vale 1.52 atm. Calcolare le pressioni parziali dei singoli componenti all' equilibrio e la costante di equilibrio (K_c) della reazione stessa.

Soluzione

Scrivo la reazione di equilibrio:

	$2\text{H}_2\text{N}_{2(g)}$	+	$\text{O}_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2\text{N}_{2(g)}$	+	$2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
mol iniziali	0.20		0.20		-		-
variazione	-2x		-x		+2x		+2x
mol equilibrio	$0.20 - 2x$		$0.20 - x$		2x		2x

All'equilibrio le moli di azoto sono: $n_{\text{N}_2} = 2x = 0.126 \text{ mol}$

Ricavo $x = 0.126 \text{ mol}/2 = 6.30 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

All'equilibrio ho:

$$n_{\text{H}_2\text{N}_2} = 0.20 - 2 \cdot 6.30 \cdot 10^{-2} = 7.40 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0.20 - 6.30 \cdot 10^{-2} = 0.137 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.126 \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot}} = 0.40 + x = 0.40 + 6.30 \cdot 10^{-2} = 0.463 \text{ mol}$$

Calcolo le pressioni parziali dei vari componenti all'equilibrio:

$$p_{\text{H}_2\text{N}_2} = P \cdot x_{\text{H}_2\text{N}_2} = 1.52 \text{ atm} \cdot 7.40 \cdot 10^{-2} \text{ mol}/0.463 \text{ mol} = 0.243 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = P \cdot x_{\text{O}_2} = 1.52 \text{ atm} \cdot 0.137 \text{ mol}/0.463 \text{ mol} = 0.450 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = P \cdot x_{\text{N}_2} = 1.52 \text{ atm} \cdot 0.126 \text{ mol}/0.463 \text{ mol} = 0.414 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = P \cdot x_{\text{H}_2\text{O}} = 1.52 \text{ atm} \cdot 0.126 \text{ mol}/0.463 \text{ mol} = 0.414 \text{ atm}$$

E' possibile ora calcolare il valore della costante di equilibrio K_p e quindi K_c .

$$K_p = \frac{p_{\text{N}_2}^2 \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}^2}{p_{\text{H}_2\text{N}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}} = \frac{0.414^2 \cdot 0.414^2}{0.243^2 \cdot 0.450} = 1.11$$

Poiché $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ con $\Delta n = 1$ per la reazione in esame ho:

$$K_c = K_p/RT = 1.11/(0.0821 \cdot 400) = 3.37 \cdot 10^{-2}$$