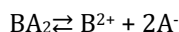


Colligative

A) Un elettrolita debole BA_2 avente massa molare pari a 400 g/mol si dissocia secondo il seguente equilibrio:



Una soluzione acquosa, avente volume pari a 500 mL e contenente 0.125 mol dell'elettrolita debole BA_2 ha densità pari a 1.10 g/mL e ha la stessa temperatura di ebollizione di una soluzione acquosa contenente 23.24 g di ioduro di potassio in 800 g di acqua. Calcolare la temperatura di ebollizione della soluzione ed il grado di dissociazione dell'elettrolita debole. La costante ebullioscopica dell'acqua è $0.52^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$

Soluzione A

Innanzitutto calcolo l'innalzamento ebullioscopico della soluzione di ioduro di potassio (elettrolita forte con $v=2$):

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m \cdot i = K_{\text{eb}} \cdot m \cdot v$$

Calcolo m

$$m = n_{\text{KI}} / \text{kg H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{KI}} = 23.24 \text{ g} / 166 \text{ g mol}^{-1} = 0.14 \text{ mol}$$

per cui

$$m = 0.14 \text{ mol} / 0.800 \text{ kg} = 0.175 \text{ mol/kg}$$

e

$$\Delta T_{\text{eb}} = 0.52^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot 0.175 \text{ mol/kg} \cdot 2 = 0.182^\circ\text{C}$$

La temperatura di ebollizione della soluzione è: 100.18°C

L'innalzamento ebullioscopico della soluzione acquosa contenente l'elettrolita debole BA_2 è:

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m \cdot i = K_{\text{eb}} \cdot m \cdot [1 + \alpha(v-1)] \quad \text{con } v = 1+2 = 3$$

Per cui

$$0.182^\circ\text{C} = 0.52^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot m \cdot [1 + \alpha(3-1)] = 0.52^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot m \cdot (1 + 2\alpha)$$

Calcolo m

$$m = n_{BA_2} / \text{kg H}_2\text{O} = 0.125 \text{ mol/kg H}_2\text{O}$$

Calcolo i Kg di acqua presenti nella soluzione

$$\text{Massa soluzione} = \rho \cdot V = 1.10 \text{ g/mL} \cdot 500 \text{ mL} = 550 \text{ g}$$

$$\text{Massa H}_2\text{O} = \text{massa soluzione} - \text{massa soluto} = 550 \text{ g} - (0.125 \text{ mol} \cdot 400 \text{ g/mol}) = 500 \text{ g}$$

Per cui

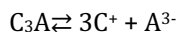
$$m = 0.125 \text{ mol} / 0.500 \text{ kg} = 0.25 \text{ mol/kg}$$

Posso quindi ricavare il grado di dissociazione α

$$\Delta T_{\text{eb}} = 0.52^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot 0.25 \text{ mol/kg} \cdot (1 + 2\alpha) = 0.182^\circ\text{C}$$

$$1.4 = 1 + 2\alpha \Rightarrow \alpha = 0.20$$

B) Un elettrolita debole C_3A avente massa molare pari a 250 g/mol si dissocia secondo il seguente equilibrio:



Una soluzione acquosa, avente volume pari a 600 mL e contenente 0.120 mol dell'elettrolita debole C_3A ha densità pari a 1.05 g/mL e ha la stessa temperatura di gelo di una soluzione acquosa contenente 4.68 g di cloruro di sodio in 600 g di acqua. Calcolare la temperatura di gelo della soluzione ed il grado di dissociazione dell'elettrolita debole. La costante crioscopica dell'acqua è $1.86^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$

Soluzione B

Posso calcolare l'abbassamento del punto di gelo della soluzione di cloruro di sodio (elettrolita forte con $v=2$):

$$\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \cdot m \cdot i = K_{\text{cr}} \cdot m \cdot v$$

Calcolo m

$$m = n_{\text{NaCl}} / \text{kg H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{NaCl}} = 4.68 \text{ g} / 58.45 \text{ g mol}^{-1} = 0.08 \text{ mol}$$

per cui

$$m = 0.08 \text{ mol} / 0.600 \text{ kg} = 0.133 \text{ mol/kg}$$

e

$$\Delta T_{\text{cr}} = 1.86^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot 0.133 \text{ mol/kg} \cdot 2 = 0.495^\circ\text{C}$$

La temperatura di gelo della soluzione è: -0.495°C

L'abbassamento crioscopico della soluzione acquosa contenente l'elettrolita debole C_3A è:

$$\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \cdot m \cdot i = K_{\text{cr}} \cdot m \cdot [1 + \alpha(v-1)] \quad \text{con } v = 3+1 = 4$$

Per cui

$$0.495^\circ\text{C} = 1.86^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot m \cdot [1 + \alpha(4-1)] = 1.86^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot m \cdot (1 + 3\alpha)$$

Calcolo m

$$m = n_{C_3A} / \text{kg H}_2\text{O} = 0.120 \text{ mol} / \text{kg H}_2\text{O}$$

Calcolo i Kg di acqua presenti nella soluzione

$$\text{Massa soluzione} = \rho \cdot V = 1.05 \text{ g/mL} \cdot 600 \text{ mL} = 630 \text{ g}$$

$$\text{Massa H}_2\text{O} = \text{massa soluzione} - \text{massa soluto} = 630 \text{ g} - (0.120 \text{ mol} \cdot 250 \text{ g/mol}) = 600 \text{ g}$$

Per cui

$$m = 0.120 \text{ mol} / 0.600 \text{ kg} = 0.20 \text{ mol/kg}$$

Posso quindi ricavare il grado di dissociazione α

$$\Delta T_{\text{cr}} = 1.86^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot 0.20 \text{ mol/kg} \cdot (1 + 3\alpha) = 0.495^\circ\text{C}$$

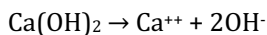
$$1.33 = 1 + 3\alpha \Rightarrow \alpha = 0.11$$

pH

A) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta facendo reagire 29.6 g di idrossido di calcio con 2.00 L di acido acetico 0.600 M. Calcolare, inoltre, la variazione di pH che si ottiene aggiungendo alla suddetta soluzione 200 mL di acido cloridrico 0.100 M. [Acido acetico: $K_a=1.8 \cdot 10^{-5}$]

Soluzione A

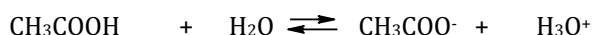
L'idrossido di calcio si dissocia completamente



$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 29.6 \text{ g} / 74.02 \text{ g mol}^{-1} = 0.40 \text{ mol}$$

$$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = c_b = 0.40 \text{ mol} / 2.0 \text{ L} = 0.2 \text{ M}$$

L'acido acetico è un acido debole

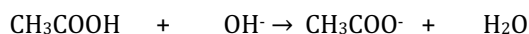


$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = c_a = 0.6 \text{ M}$$

Poiché l'acido acetico è debole, gli OH^- generati dalla base forte $\text{Ca}(\text{OH})_2$ reagiscono con gli H_3O^+ dell'acido

($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$) spostando l'equilibrio di dissociazione dell'acido a destra.

La reazione che avviene è la seguente:



Inizio	0.6 M	2·0.2M	-
Variazione	-0.4M	-0.4M	+0.4 M
fine	0.6 - 0.4=0.2 M	-	0.4M

All'equilibrio ho acido acetico con concentrazione 0.2 M e ione acetato con concentrazione 0.4 M che è una soluzione tampone.

$$K_a = 1.8 \cdot 10^{-5} = [\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log[\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = 4.74 + \log 0.4 / 0.2 = 5.04$$

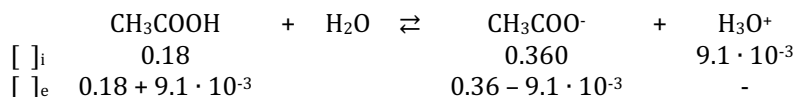
L'aggiunta di HCl a questa soluzione fa spostare l'equilibrio di dissociazione dell'acido debole verso la formazione di acido acetico: le moli di H_3O^+ prodotte dall'acido cloridrico, reagiscono con altrettante moli di ione acetato per formare acido acetico.

La concentrazione degli ioni H_3O^+ derivanti dall'acido cloridrico è:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.2 \text{ L} \cdot 0.1 \text{ M} / (0.2 + 2.0) \text{ L} = 9.1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.2 \text{ M} \cdot 2.0 \text{ L} / 2.2 \text{ L} = 0.18 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.4 \text{ M} \cdot 2.0 \text{ L} / 2.2 \text{ L} = 0.36 \text{ M}$$



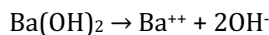
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot 0.189 / 0.351 = 9.7 \cdot 10^{-6} \text{ M e pH} = 5.01$$

$$\text{Quindi } \Delta \text{pH} = 5.01 - 5.04 = -0.03$$

B) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta facendo reagire 68.5 g di idrossido di bario con 4.00 L di acido nitroso 0.300 M. Calcolare, inoltre, la variazione di pH che si ottiene aggiungendo alla suddetta soluzione 400 mL di idrossido di sodio 0.100 M. [Acido nitroso: $K_a=7.1 \cdot 10^{-4}$]

Soluzione B

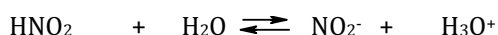
L'idrossido di bario si dissocia completamente



$$n_{\text{Ba(OH)}_2} = 68.5 \text{ g} / 171.32 \text{ g mol}^{-1} = 0.40 \text{ mol}$$

$$c(\text{Ba(OH)}_2) = c_b = 0.40 \text{ mol} / 4.00 \text{ L} = 0.10 \text{ M}$$

L'acido nitroso è un acido debole



$$c(\text{HNO}_2) = c_a = 0.30 \text{ M}$$

Poiché l'acido nitroso è debole, gli OH^- generati dalla base forte Ba(OH)_2 reagiscono con gli H_3O^+ dell'acido

($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$) spostando l'equilibrio di dissociazione dell'acido a destra.

La reazione che avviene è la seguente:

	HNO_2	+	OH^-	$\rightarrow$	NO_2^-	+	H_2O
Inizio	0.3 M		$2 \cdot 0.1 \text{ M}$		-		
Variazione	-0.2 M		-0.2 M		+0.2 M		
fine	$0.3 - 0.2 = 0.1 \text{ M}$		-		0.2 M		

All'equilibrio ho acido nitroso con concentrazione 0.1 M e ione nitrito con concentrazione 0.2 M che è una soluzione tampone.

$$K_a = 7.1 \cdot 10^{-4} = [\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HNO}_2]$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log[\text{NO}_2^-] / [\text{HNO}_2] = 3.15 + \log 0.2 / 0.1 = 3.45$$

L'aggiunta di NaOH a questa soluzione fa spostare l'equilibrio di dissociazione dell'acido debole verso la formazione dello ione nitrito: le moli di OH^- prodotte dall'idrossido di sodio, reagiscono con altrettante moli di acido nitroso per formare nitrito di sodio.

La concentrazione degli ioni OH^- derivanti dall'idrossido di sodio è:

$$[\text{OH}^-] = 0.4 \text{ L} \cdot 0.1 \text{ M} / (0.4 + 4.0) \text{ L} = 9.1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HNO}_2] = 0.1 \text{ M} \cdot 4.0 \text{ L} / 4.4 \text{ L} = 9.1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 \text{ M} \cdot 4.0 \text{ L} / 4.4 \text{ L} = 0.182 \text{ M}$$

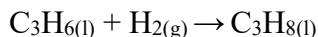
	HNO_2		+	OH^-	$\rightleftharpoons$	NO_2^-		+	H_2O
[] _i	$9.1 \cdot 10^{-2}$			$9.1 \cdot 10^{-3}$		0.182			
[] _e	$9.1 \cdot 10^{-2} - 9.1 \cdot 10^{-3}$			-		$0.182 + 9.1 \cdot 10^{-3}$			-

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot [\text{HNO}_2] / [\text{NO}_2^-] = 7.1 \cdot 10^{-4} \cdot 8.19 \cdot 10^{-2} / 0.191 = 3.04 \cdot 10^{-4} \text{ M e pH} = 3.52$$

$$\text{Quindi } \Delta \text{pH} = 3.52 - 3.45 = 0.067$$

Termochimica A

Attraverso la seguente reazione di idrogenazione:



210.4 grammi di propene (C_3H_6) vengono trasformati in propano (C_3H_8) liberando una quantità di calore pari a 620 kJ in condizioni standard. Dopo aver bilanciato la reazione di combustione del propano determinare l'entalpia di combustione del propano in condizioni standard nota l'entalpia di formazione della CO_2 , del propene e dell'acqua. [$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -392.2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(\text{C}_3\text{H}_6) = 20.4 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -285.5 \text{ kJ/mol}$]

Soluzione A:

$$n(\text{C}_3\text{H}_6) = m(\text{C}_3\text{H}_6)/M(\text{C}_3\text{H}_6) = 5.00 \text{ mol}$$

L'entalpia molare standard della reazione di idrogenazione è quindi

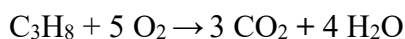
$$\Delta H^\circ_r = -620 \text{ kJ} / (5.00 \text{ mol}) = -124 \text{ kJ/mol}.$$

$$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f(\text{C}_3\text{H}_{8(l)}) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_3\text{H}_{6(l)}) - \Delta H^\circ_f(\text{H}_{2(g)})$$

Da cui:

$$\Delta H^\circ_f(\text{C}_3\text{H}_{8(l)}) = \Delta H^\circ_r + \Delta H^\circ_f(\text{C}_3\text{H}_{6(l)}) = -124 \text{ kJ/mol} + 20.4 \text{ kJ/mol} = -103.6 \text{ kJ/mol}$$

La reazione di combustione del propano bilanciata è:

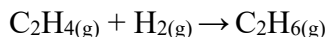


Da cui

$$\Delta H^\circ_c(\text{C}_3\text{H}_8) = 4 \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) + 3 \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_3\text{H}_8) = -2215 \text{ kJ/mol}$$

Termochimica B

Attraverso la seguente reazione di idrogenazione:



112.2 grammi di etilene (C_2H_4) vengono trasformati in etano (C_2H_6) liberando una quantità di calore pari a 547.8 kJ in condizioni standard. Dopo aver bilanciato la reazione di combustione dell'etano determinare l'entalpia di combustione dell'etano in condizioni standard nota l'entalpia di formazione della CO_2 , dell'etilene e dell'acqua. [$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -392.2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_4) = 52.5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -285.5 \text{ kJ/mol}$]

Soluzione B:

$$n(\text{C}_2\text{H}_4) = m(\text{C}_2\text{H}_4)/M(\text{C}_2\text{H}_4) = 4.00 \text{ mol}$$

L'entalpia molare standard della reazione di idrogenazione è quindi

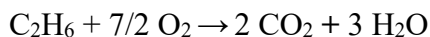
$$\Delta H^\circ_r = -547.8 \text{ kJ} / (4.00 \text{ mol}) = -136.95 \text{ kJ/mol}.$$

$$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_{6(g)}) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_{4(g)}) - \Delta H^\circ_f(\text{H}_{2(g)})$$

Da cui:

$$\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_{6(g)}) = \Delta H^\circ_r + \Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_{4(g)}) = -136.95 \text{ kJ/mol} + 52.5 \text{ kJ/mol} = -84.45 \text{ kJ/mol}$$

La reazione di combustione dell'etano bilanciata è:



Da cui

$$\Delta H^\circ_c(\text{C}_2\text{H}_6) = 3 \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) + 2 \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_6) = -1556.45 \text{ kJ/mol}$$

Stechiometria A

Un composto contiene 6.73 % di H, 40.0 % di C e 53.27 % di O. Dopo aver determinato la formula minima del composto si determini la sua formula molecolare noto che 8.0 g di tale composto a 250 °C esercitano in un recipiente di 4.0 L una pressione di 1.43 atm.

Soluzione A

Supponiamo di avere 100 grammi del composto, in questo modo avremo:

6.73 g di H; 40.0 g di C; 53.27 g di O

Note le masse atomiche dei tre elementi, convertiamo i pesi in moli:

$$n(\text{H}) = 6.73 / 1.01 = 6.66 \text{ mol}$$

$$n(\text{C}) = 40.0 / 12.01 = 3.33 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = 53.27 / 16.0 = 3.33 \text{ mol}$$

Dividendo il numero di moli dei tre elementi per il numero di moli minore (3.33) otteniamo il rapporto molare del composto:

$$\text{H} : \text{C} : \text{O} = 2 : 1 : 1$$

La formula minima del composto è dunque

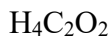


Andiamo ora a calcolare la massa molare del composto ricavando il numero di moli dalla legge dei gas ideali:

$$n = PV/RT = 1.43 * 4 / 0.0821 * 523.15 = 0.133 \text{ mol}$$

$$mM = 8 \text{ g} / 0.133 \text{ mol} = 60.15 \text{ g/mol}$$

La massa molare di H_2CO è 30 g/mol quindi la formula molecolare sarà:



Stechiometria B

Un composto contiene 9.7 % di H, 38.7 % di C e 51.6 % di O. Dopo aver determinato la formula minima del composto si determini la sua formula molecolare noto che 12.0 g di tale composto a 310 °C esercitano in un recipiente di 6.0 L una pressione di 1.54 atm.

Soluzione B

Supponiamo di avere 100 grammi del composto, in questo modo avremo:

9.7 g di H; 38.7 g di C; 51.6 g di O

Note le masse atomiche dei tre elementi, convertiamo i pesi in moli:

$$n(\text{H}) = 9.7 / 1.01 = 9.6 \text{ mol}$$

$$n(\text{C}) = 38.7 / 12.01 = 3.2 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = 51.6 / 16.0 = 3.2 \text{ mol}$$

Dividendo il numero di moli dei tre elementi per il numero di moli minore (3.2) otteniamo il rapporto molare del composto:

$$\text{H} : \text{C} : \text{O} = 3 : 1 : 1$$

La formula minima del composto è dunque



Andiamo ora a calcolare la massa molare del composto ricavando il numero di moli dalla legge dei gas ideali:

$$n = PV/RT = 1.54 * 6 / 0.0821 * 583.15 = 0.193 \text{ mol}$$

$$mM = 12 \text{ g} / 0.193 \text{ mol} = 62.18 \text{ g/mol}$$

La massa molare di H_3CO è 31 g/mol quindi la formula molecolare sarà:

