

Esercizio colligative

Una soluzione acquosa di cloruro di bario del volume di 500 ml presenta una pressione osmotica pari a 14.67 Atm misurata alla temperatura di 25°C. Dopo aver determinato i grammi di cloruro di bario presenti in soluzione si calcoli il valore della temperatura di ebollizione di tale soluzione sapendo che la costante ebullioscopica dell'acqua vale $K_{eb} = 0.512 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}$.

Svolgimento:

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 in questo caso, essendo BaCl_2 un elettrolita forte, vale $i = 3$. Dunque, la molarità sarà pari a:

$$M = \pi / i R T = 14.67 \text{ atm} / (3 \cdot 0.082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298.15 \text{ K}) = 0.2 \text{ M}$$

Le moli di BaCl_2 presenti in 500 ml di soluzione saranno quindi:

$$n(\text{BaCl}_2) = [\text{BaCl}_2] \cdot V = 0.2 \text{ M} \cdot 0.5 \text{ L} = 0.1 \text{ mol}$$

E il peso di BaCl_2 sarà pari a:

$$W(\text{BaCl}_2) = n(\text{BaCl}_2) \cdot MM(\text{BaCl}_2) = 0.1 \text{ mol} \cdot 208.25 \text{ g/mol} = 20.8 \text{ g}$$

Tale soluzione avrà una temperatura di ebollizione t_{eb} pari a:

$$t_{eb} = 100 \text{ }^{\circ}\text{C} + \Delta t_{eb} = 100^{\circ}\text{C} + i m K_{eb}$$

dove $i = 3$, $m = 0.1 \text{ mol} / 0.5 \text{ kg}$ e $K_{eb} = 0.512 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}$

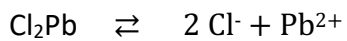
$$t_{eb} = 100 \text{ }^{\circ}\text{C} + (3 \cdot 0.2 \text{ mol/kg} \cdot 0.512 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}) = 100.31 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Esercizio solubilità

Determinare i grammi di Cl_2Pb disciolti in 600 ml di una soluzione satura di tale sale sapendo che il prodotto di solubilità di tale elettrolita vale $K_{ps} = 1.7 \cdot 10^{-5}$.

Svolgimento:

Il cloruro di piombo si dissocia secondo il seguente equilibrio:



$$2s \quad s$$

$$K_{ps} = [2s]^2 \cdot s = 4s^3 = 1.7 \cdot 10^{-5}$$

Da cui la solubilità s vale:

$$s = (1.7 \cdot 10^{-5} / 4)^{1/3} = 1.62 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Il numero di moli di sale disciolto in soluzione è quindi:

$$n(\text{Cl}_2\text{Pb}) = s \cdot V = 1.62 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot 0.6 \text{ l} = 0.97 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

E i grammi di sale saranno pari a:

$$W(\text{Cl}_2\text{Pb}) = n(\text{Cl}_2\text{Pb}) \cdot \text{MM}(\text{Cl}_2\text{Pb}) = 0.97 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 278.11 \text{ g/mol} = 2.7 \text{ g}$$

Esercizio stechiometria

2.00 g di carbonio e 20.0 g di perclorato di ammonio sono fatti esplodere in un recipiente, inizialmente vuoto, del volume di 20.0 L alla temperatura di 300°C. La reazione porta alla formazione dei gas ammoniacale, cloruro di idrogeno e diossido di carbonio. Calcolare la pressione nel recipiente alla temperatura di 300°C.

Soluzione

La reazione che avviene nel recipiente è:



Determino il reagente in difetto:

$$n_C = \frac{2.00 \text{ g}}{12.01 \text{ g mol}^{-1}} = 0.167 \text{ mol}$$

$$n_{NH_4ClO_4} = \frac{20.0 \text{ g}}{117.5 \text{ g mol}^{-1}} = 0.170 \text{ mol}$$

Il reagente in difetto è il carbonio. Dalla reazione ottengo:

$$n_{NH_3} = 0.167/2 = 8.35 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{HCl} = 0.167/2 = 8.35 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{CO_2} = 0.167 \text{ mol}$$

Le moli della miscela gassosa finale sono:

$$n = 8.35 \cdot 10^{-2} + 8.35 \cdot 10^{-2} + 0.167 = 0.334 \text{ mol}$$

Applicando l'equazione di stato dei gas perfetti si ottiene:

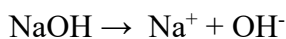
$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.334 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 573.15 \text{ K}}{20.0 \text{ L}} = 0.786 \text{ atm}$$

Esercizio pH

A 2.5 L di una soluzione acquosa 0.10 M di acido ipocloroso vengono aggiunti 50.0 mL di una soluzione acquosa di idrossido di sodio 0.90 M. Calcolare il pH della soluzione risultante. K_a (acido ipocloroso) = $3.0 \cdot 10^{-8}$

Soluzione

L'idrossido di sodio è una base forte



Le moli di NaOH sono:

$$n_{\text{NaOH}} = 0.90 \text{ mol L}^{-1} \cdot 5.0 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 4.5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

La concentrazione di NaOH nella soluzione finale è:

$$c(\text{NaOH}) = c_b = 4.5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 2.55 \text{ L} = 1.76 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

L'acido ipocloroso è un acido debole



Le moli di HClO sono:

$$n_{\text{HClO}} = 0.10 \text{ mol L}^{-1} \cdot 2.5 \text{ L} = 0.25 \text{ mol}$$

La concentrazione di HClO nella soluzione finale è:

$$c(\text{HClO}) = c_a = 0.25 \text{ mol} / 2.55 \text{ L} = 9.80 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Poiché l'acido ipocloroso è debole, gli OH^- generati dalla base forte NaOH 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:

	HClO	+	OH ⁻	→	ClO ⁻ +	H ₂ O
Inizio	$9.80 \cdot 10^{-2} \text{ M}$		$1.76 \cdot 10^{-2} \text{ M}$		-	
Variazione	$- 1.76 \cdot 10^{-2} \text{ M}$		$- 1.76 \cdot 10^{-2} \text{ M}$		$+ 1.76 \cdot 10^{-2} \text{ M}$	
fine	$9.80 \cdot 10^{-2} - 1.76 \cdot 10^{-2} = 8.04 \cdot 10^{-2} \text{ M}$		-		$1.76 \cdot 10^{-2} \text{ M}$	

All'equilibrio ho acido ipocloroso con concentrazione $8.04 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ e ione ipoclorito con concentrazione $1.76 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ che è una soluzione tampone.

$$K_a = 3.0 \cdot 10^{-8} = [\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{HClO}]$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{ClO}^-]/[\text{HClO}]) = 7.52 + \log(1.76 \cdot 10^{-2}/8.04 \cdot 10^{-2}) = 6.86$$