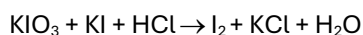


1A) 6.0 g di ioduro di potassio reagiscono in soluzione acida di acido cloridrico con 6.8 g di iodato di potassio. La reazione porta alla formazione di iodio gassoso, cloruro di potassio ed acqua. Bilanciare la reazione con il metodo ionico elettronico e calcolare il volume di iodio sviluppato dalla reazione misurato a 25°C e alla pressione di 1 atm.

Soluzione

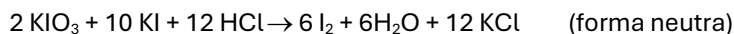
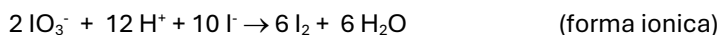
La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



$$n_{\text{KIO}_3} = 6.8 \text{ g} / 214.0 \text{ g mol}^{-1} = 3.18 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{KI}} = 6.0 \text{ g} / 166.0 \text{ g mol}^{-1} = 3.61 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Vedo qual è il componente in difetto:

$$n_{\text{KIO}_3} / n_{\text{KI}} = 3.18 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 3.61 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 0.88 < 2/10 \text{ (rapporto stechiometrico)}$$

Tra questi due componenti KI è il componente in difetto, dunque il numero di moli di prodotto formate dipenderanno da KI:

Il rapporto molare tra KI e I₂ è 10:6 per cui 3.61 · 10⁻² mol di KI danno luogo alla formazione di

$$n_{\text{I}_2} = (6/10) n_{\text{KI}} = (6/10) \cdot 3.61 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 2.17 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

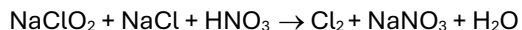
Il volume di iodio formatosi è:

$$V = nRT/P = (2.17 \cdot 10^{-2} \cdot 0.0821 \cdot 298.15 / 1) \text{ litri} = 0.53 \text{ l}$$

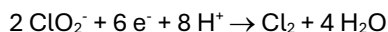
1B) 4.2 g di clorito di sodio reagiscono con 6.7 g di cloruro di sodio in soluzione di acido nitrico producendo cloro gassoso, nitrato di sodio e acqua. Bilanciare la reazione con il metodo ionico elettronico e calcolare il volume di cloro sviluppato dalla reazione misurato a 25°C e alla pressione di 1 atm.

Soluzione

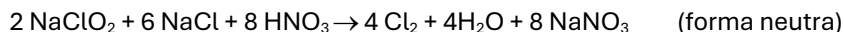
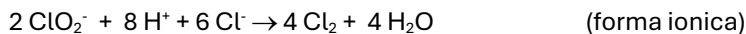
La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



$$n_{\text{NaClO}_2} = 4.2 \text{ g} / 90.44 \text{ g mol}^{-1} = 4.64 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaCl}} = 6.7 \text{ g} / 58.44 \text{ g mol}^{-1} = 1.15 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Vedo qual è il componente in difetto:

$$n_{\text{NaClO}_2} / n_{\text{NaCl}} = 4.64 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 1.15 \cdot 10^{-1} \text{ mol} = 0.40 > 2/6 \text{ (rapporto stechiometrico)}$$

Tra questi due componenti NaCl è il componente in difetto, dunque il numero di moli di prodotto formate dipenderanno da NaCl:

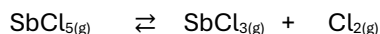
Il rapporto molare tra NaCl e Cl₂ è 6:4 per cui 1.15 · 10⁻¹ mol di NaCl danno luogo alla formazione di

$$n_{\text{Cl}_2} = (4/6) n_{\text{NaCl}} = (4/6) \cdot 1.15 \cdot 10^{-1} \text{ mol} = 7.67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Il volume di cloro formatosi è:

$$V = nRT/P = (7.67 \cdot 10^{-2} \cdot 0.0821 \cdot 298.15 / 1) \text{ litri} = 1.88 \text{ l}$$

2A) In un reattore di volume costante di 5.0 litri vengono inserite 0.380 moli di SbCl_5 e 0.260 moli di Cl_2 e si instaura il seguente equilibrio alla temperatura di 300 K:



Determinare le pressioni parziali di SbCl_5 , SbCl_3 , e Cl_2 una volta raggiunto l'equilibrio. Ripetendo il processo in un reattore di 7.5 litri indicare se le moli di SbCl_3 all'equilibrio risulteranno di più o di meno rispetto al reattore da 5 litri e motivare la risposta. [$K_p = 0.338 \text{ atm}$]

Soluzione

Calcoliamo le pressioni iniziali:

$$p[\text{SbCl}_5]_0 = (0.38 \cdot 0.0821 \cdot 300 / 5) \text{ atm} = 1.87 \text{ atm}$$

$$p[\text{SbCl}_3]_0 = 0$$

$$p[\text{Cl}_2]_0 = (0.26 \cdot 0.0821 \cdot 300 / 5) \text{ atm} = 1.28 \text{ atm}$$

Specchietto in concentrazioni

	$\text{SbCl}_{5(g)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{SbCl}_{3(g)}$	+	$\text{Cl}_{2(g)}$
Inizio	1.87		0		1.28
Variazione	-x		+x		+x
Equilibrio	$1.87 - x$		x		$1.28 + x$

$$K_p = x(1.28 + x) / (1.87 - x) = 0.338$$

Da cui otteniamo due soluzioni: $x_1 = 0.32525$ e $x_2 = -1.94325$

La seconda soluzione (x_2) porterebbe a $n(\text{Cl}_2)$ e $n(\text{SbCl}_3) < 0$ dunque è da escludersi.

Le pressioni all'equilibrio sono quindi:

$$p[\text{SbCl}_5] = 1.87 - x_1 = 1.532 \text{ atm}$$

$$p[\text{SbCl}_3] = x_1 = 0.325 \text{ atm}$$

$$p[\text{Cl}_2] = 1.28 + x_1 = 1.605 \text{ atm}$$

La reazione ha $\Delta n = 1$. Ad un aumento di volume, che tende quindi a diminuire la pressione, il sistema reagirà spostandosi verso i prodotti, per aumentare il numero di moli di gas. Quindi all'equilibrio le moli di SbCl_3 saranno maggiori per un volume di 7.5 litri rispetto a quelle di un volume di 5 litri. Alle stesse conclusioni possiamo arrivare considerando l'espressione di K_p :

$$K_p = p[\text{SbCl}_3] p[\text{Cl}_2] / p[\text{SbCl}_5] = [n(\text{SbCl}_3) RT / V] [n(\text{Cl}_2) RT / V] / [n(\text{SbCl}_5) RT / V] = \{n(\text{SbCl}_3) n(\text{Cl}_2) / n(\text{SbCl}_5)\} \cdot RT / V$$

Dunque, dovendo K_p essere costante a T costante, ad un aumento del volume (denominatore) dovrà corrispondere un aumento del numeratore ($[\text{SbCl}_3]$ e $[\text{Cl}_2]$).

2B) In un reattore di volume costante di 6.0 litri vengono inserite 0.240 moli di PCl_5 e 0.160 moli di Cl_2 e si instaura il seguente equilibrio alla temperatura di 320 K:



Determinare le pressioni parziali di PCl_5 , PCl_3 , e Cl_2 una volta raggiunto l'equilibrio. Ripetendo il processo in un reattore di 4 litri indicare se le moli di PCl_3 all'equilibrio risulteranno di più o di meno rispetto al reattore da 6 litri e motivare la risposta. [$K_p = 1.1 \text{ atm}$]

Soluzione

Calcoliamo le pressioni iniziali:

$$p[\text{PCl}_5]_0 = (0.24 \cdot 0.0821 \cdot 320 / 6) \text{ atm} = 1.05 \text{ atm}$$

$$p[\text{PCl}_3]_0 = 0$$

$$p[\text{Cl}_2]_0 = (0.16 \cdot 0.0821 \cdot 320 / 6) \text{ atm} = 0.7 \text{ atm}$$

Specchietto in concentrazioni

	$\text{PCl}_{5(g)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{PCl}_{3(g)}$	+	$\text{Cl}_{2(g)}$
Inizio	1.05		0		0.7
Variazione	-x		+x		+x
Equilibrio	$1.05 - x$		x		$0.7 + x$

$$K_p = x(0.7 + x) / (1.05 - x) = 1.1$$

Da cui otteniamo due soluzioni: $x_1 = 0.5018$ e $x_2 = -2.3018$

La seconda soluzione (x_2) porterebbe a $n(\text{Cl}_2)$ e $n(\text{PCl}_3) < 0$ dunque è da escludersi.

Le pressioni all'equilibrio sono quindi:

$$p[\text{PCl}_5] = 1.05 - x_1 = 0.548 \text{ atm}$$

$$p[\text{PCl}_3] = x_1 = 0.502 \text{ atm}$$

$$p[\text{Cl}_2] = 0.7 + x_1 = 1.202 \text{ atm}$$

La reazione ha $\Delta n = 1$. Ad una riduzione del volume, che tende quindi ad aumentare la pressione, il sistema reagirà spostandosi verso i reagenti, per diminuire il numero di moli di gas. Quindi all'equilibrio le moli di SbCl_3 saranno minori per un volume di 4 litri rispetto a quelle di un volume di 6 litri. Alle stesse conclusioni possiamo arrivare considerando l'espressione di K_p :

$$K_p = p[\text{PCl}_3] p[\text{Cl}_2] / p[\text{PCl}_5] = [n(\text{PCl}_3) RT / V] [n(\text{Cl}_2) RT / V] / [n(\text{PCl}_5) RT / V] = \{n(\text{PCl}_3) n(\text{Cl}_2) / n(\text{PCl}_5)\} \cdot RT/V$$

Dunque, dovendo K_p essere costante a T costante, ad una riduzione del volume (denominatore) dovrà corrispondere una diminuzione del numeratore ($[\text{PCl}_3]$ e $[\text{Cl}_2]$).

3A) L'acido solforico commerciale è una soluzione acquosa concentrata al 98% in peso e di densità 1.80 g cm^{-3} . A che volume finale bisogna diluire con acqua 1.0 mL di tale soluzione concentrata perché la soluzione risultante abbia una pressione osmotica di 6.61 atm a 25°C ? [Si consideri l'acido completamente dissociato].

Soluzione

Calcolo le moli di acido solforico contenute in 1.0 mL di soluzione acquosa concentrata.

$$\text{Massa soluzione} = d \cdot V = 1.8 \text{ g mL}^{-1} \cdot 1.0 \text{ mL} = 1.8 \text{ g}$$

$$\text{Massa H}_2\text{SO}_4 = 1.8 \text{ g} \cdot 98/100 = 1.764 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1.764 \text{ g} / 98.08 \text{ g mol}^{-1} = 1.80 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

L'acido solforico è un elettrolita forte con $v = 3$ ($\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$)

Per cui

$$\pi = v c RT \Rightarrow c = \pi / v RT = 6.61 \text{ atm} / (3 \cdot 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298.15 \text{ K}) = 9.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{Ma } c = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} / V \text{ per cui } V$$

$$V = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} / c = 1.80 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 9.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} = 0.2 \text{ L}$$

3B) A 20°C , una soluzione acquosa di idrossido di calcio al 30.0% in peso ha densità pari a 1.35 Kg L^{-1} . A che volume finale bisogna diluire con acqua 4.0 mL di tale soluzione concentrata perché la soluzione risultante abbia una pressione osmotica di 7.0 atm a 20°C ?

Soluzione

Calcolo le moli di idrossido di calcio contenute in 4.0 mL di soluzione acquosa concentrata.

$$\text{Massa soluzione} = d \cdot V = 1.35 \text{ g mL}^{-1} \cdot 4.0 \text{ mL} = 5.4 \text{ g}$$

$$\text{Massa Ca(OH)}_2 = 5.4 \text{ g} \cdot 30/100 = 1.62 \text{ g}$$

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 1.62 \text{ g} / 74.09 \text{ g mol}^{-1} = 2.19 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

L'idrossido di calcio è un elettrolita forte con $v = 3$ ($\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{++} + 2\text{OH}^-$)

Per cui

$$\pi = v c RT \Rightarrow c = \pi / v RT = 7.0 \text{ atm} / (3 \cdot 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 295.15 \text{ K}) = 9.63 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

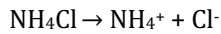
$$\text{Ma } c = n_{\text{Ca(OH)}_2} / V \text{ per cui } V$$

$$V = n_{\text{Ca(OH)}_2} / c = 2.19 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 9.63 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} = 0.227 \text{ L}$$

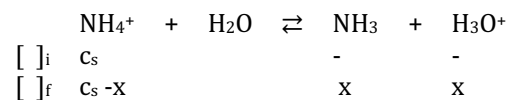
$$\text{kJ} / (\text{kg K}) \cdot 10\text{K} = 1.90 \text{ kg}$$

4A) Una soluzione acquosa di cloruro di ammonio ha pH = 5.2. Calcolare quanti milligrammi di idrossido di sodio devono essere aggiunti a 2.0 L di tale soluzione affinché il pH diventi pari a 7.0 [$K_b(\text{ammoniac}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$].

Soluzione



lo ione ammonio ha un'idrolisi acida
Posso scrivere l'equilibrio:



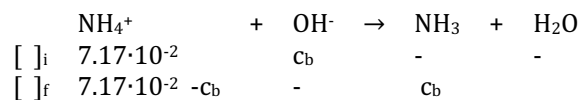
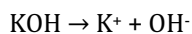
$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5.2} = 6.31 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$K_i = K_w/K_b = 1.0 \cdot 10^{-14}/1.8 \cdot 10^{-5} = 5.56 \cdot 10^{-10} = [\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{NH}_4^+] = (6.31 \cdot 10^{-6})^2/(c_s - 6.31 \cdot 10^{-6})$$

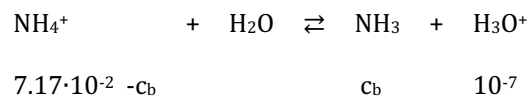
Ricavo

$$c_s = 7.17 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Aggiungo KOH (base forte) per far variare il pH



Riscrivo l'equilibrio



$$K_i = K_w/K_b = 5.56 \cdot 10^{-10} = [\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{NH}_4^+] = (c_b \cdot 10^{-7})/(7.17 \cdot 10^{-2} - c_b)$$

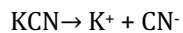
$$c_b = 3.96 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$n_{\text{KOH}} = 3.96 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 2.0 \text{ L} = 7.92 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Massa KOH} = 7.92 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 56.1 \text{ g/mol} = 4.44 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

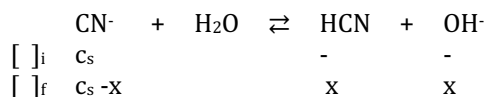
4B) Una soluzione acquosa di cianuro di potassio ha pH = 11.3. Calcolare quanti grammi di acido perclorico bisogna aggiungere a 500.0 mL di tale soluzione affinché il pH diventi pari a 9.6 [$K_{a(\text{acido cianidrico})} = 6.2 \cdot 10^{-10}$].

Soluzione



lo ione cianuro ha un'idrolisi basica

Posso scrivere l'equilibrio:



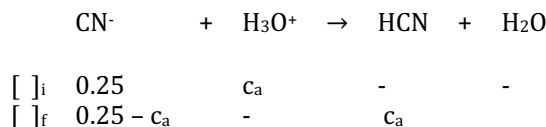
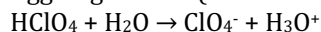
$$x = [\text{OH}^-] = 10^{-2.7} = 2.0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_i = K_w/K_a = 1.0 \cdot 10^{-14}/6.2 \cdot 10^{-10} = 1.61 \cdot 10^{-5} = [\text{CN}^-][\text{OH}^-]/[\text{HCN}] = (2.0 \cdot 10^{-3})^2/(c_s - 2.0 \cdot 10^{-3})$$

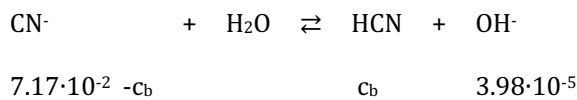
Ricavo

$$c_s = 0.25 \text{ M}$$

Aggiungo HClO_4 (acido forte) per far variare il pH



Riscrivo l'equilibrio



$$K_i = 1.61 \cdot 10^{-5} = [\text{HCN}][\text{OH}^-]/[\text{CN}^-] = (c_a \cdot 3.98 \cdot 10^{-5})/(0.25 - c_a)$$

$$c_a = 7.20 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$n_{\text{HClO}_4} = 7.20 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot 0.5 \text{ L} = 3.60 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Massa HClO}_4 = 3.60 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 100.46 \text{ g/mol} = 3.62 \text{ g}$$