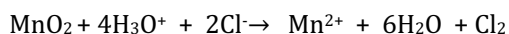
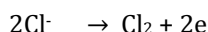
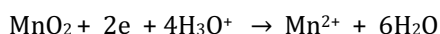


1A) 258 g di ossido di manganese (IV), vengono immessi in 4.0 L di una soluzione acquosa di acido cloridrico al 7 % in peso avente densità $d = 1.1 \text{ kg/L}$. Si ha la formazione di cloruro di manganese (II), cloro ed acqua. Bilanciare la reazione con il metodo ionico elettronico e calcolare il volume di cloro che si sviluppa misurato alla pressione di 750 mmHg e alla temperatura di 20°C.

Soluzione



Bilancio con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



Vedo qual è il componente in difetto.

$$n_{\text{MnO}_2} = 258 \text{ g} / 86.94 \text{ g mol}^{-1} = 2.97 \text{ mol}$$

$$\text{massa di soluzione di acido cloridrico} = d \cdot V = 1.1 \text{ kg L}^{-1} \cdot 4.0 \text{ L} = 4.4 \text{ Kg}$$

$$\text{grammi HCl} = 4.4 \cdot 10^3 \cdot (7/100) = 308 \text{ g}$$

$$n_{\text{HCl}} = 308 \text{ g} / 36.46 \text{ g mol}^{-1} = 8.45 \text{ mol}$$

$$n_{\text{MnO}_2} / n_{\text{HCl}} = 2.97 / 8.45 = 0.35 > 1/4$$

HCl è il componente in difetto.

$$n_{\text{Cl}_2} = (1/4) n_{\text{HCl}} = (1/4) \cdot 8.45 = 2.11 \text{ mol}$$

$$V_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} RT/P = 2.11 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ K atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 293.15 \text{ K} / (750/760) \text{ atm} = 51.5 \text{ L}$$

2A) 8.0 grammi di un composto incognito non volatile e non elettrolita vengono sciolti in 494.35 ml di cicloesano variando la sua temperatura di congelamento da 6.5°C a 3.23°C. Sapendo che la densità del cicloesano è pari 0.779 g/ml e la sua costante crioscopica vale 20.2°C·kg/mol si determini la massa molare del composto incognito.

Soluzione

$$\Delta T_{\text{cr}} = 6.5 - 3.23 = 3.27^\circ\text{C}$$

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

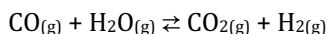
$$m = 3.27^\circ\text{C} / 20.2^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol} = 0.162 \text{ mol/kg}$$

$$\text{Massa}(\text{C}_6\text{H}_{12}) = V \cdot d = 494.35 \text{ ml} \cdot 0.779 \text{ g/ml} = 385.1 \text{ g} = 0.3851 \text{ kg}$$

$$\text{moli}(\text{X}) = m \cdot \text{Massa}(\text{C}_6\text{H}_{12}) = 0.162 \text{ mol/kg} \cdot 0.3851 \text{ kg} = 6.24 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{MM}(\text{X}) = \text{Massa}(\text{X}) / \text{moli}(\text{X}) = 8.0 \text{ g} / 6.24 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 128.2 \text{ g/mol}$$

3A) In un recipiente a pareti rigide vengono introdotte 2.00 mol di monossido di carbonio e 2.00 mol di acqua. Il sistema viene portato alla temperatura di 950°C alla quale avviene la reazione:



La costante di equilibrio alla temperatura data è $K_p = 0.64$. Calcolare le moli di ciascun componente all'equilibrio. Al sistema in equilibrio si aggiungono 42.00 g di monossido di carbonio e 88.00 g di diossido di carbonio. Stabilire in quale direzione si sposta l'equilibrio e calcolare la variazione del numero di moli dell'idrogeno.

Soluzione

Le moli iniziali di monossido di carbonio sono: $n_{\text{CO}}^0 = 2.00$ mol e quelle di acqua sono: $n_{\text{H}_2\text{O}}^0 = 2.00$ mol

La reazione che avviene è:

	$\text{CO}_{(g)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}_{2(g)}$	+	$\text{H}_{2(g)}$
i	n_{CO}^0		$n_{\text{H}_2\text{O}}^0$		-		-
Δ	-x		-x		+x		+x
eq	$n_{\text{CO}}^0 - x$		$n_{\text{H}_2\text{O}}^0 - x$		x		x

Poiché $\Delta n = 0$

$$K_p = K_n = 0.64$$

Posso quindi scrivere:

$$K_p = K_n = 0.64 = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{x^2}{(2-x)^2} \Rightarrow \frac{x}{2-x} = \sqrt{0.64} = 0.8$$

$$x = 1.6 - 0.8x \Rightarrow x = 1.6/1.8 = 0.889 \text{ mol}$$

All'equilibrio ho:

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{H}_2} = x = 0.889 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}} = n_{\text{H}_2\text{O}} = 2.0 - x = 1.11 \text{ mol}$$

Aggiungo:

$$n_{\text{CO}} = 42.0 \text{ g} / 28.01 \text{ g mol}^{-1} = 1.5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 88.0 \text{ g} / 44.01 \text{ g mol}^{-1} = 2.0 \text{ mol}$$

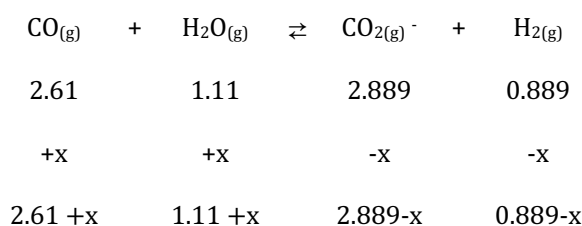
Nel recipiente ho:

$\text{CO}_{(g)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}_{2(g)}$	+	$\text{H}_{2(g)}$
2.61		1.11		2.889		0.889

Per stabilire la direzione in cui si sposta l'equilibrio dopo l'aggiunta, calcolo il quoziente di reazione Q e lo confronto con K.

$$Q = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2.889 \cdot 0.889}{2.61 \cdot 1.11} = 0.887 > K_p$$

L'equilibrio, in seguito all'aggiunta, si sposta verso i reagenti.



Calcolo le moli di idrogeno presenti all'equilibrio nuovamente raggiunto:

$$K_p = 0.64 = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{(2.889 - x)(0.889 - x)}{(2.61 + x)(1.11 + x)} = \frac{2.568 - 3.778x + x^2}{2.897 + 3.72x + x^2}$$

$$1.854 + 2.381x + 0.64x^2 = 2.568 - 3.778x + x^2$$

Risolvero l'equazione di secondo grado e trovo

$$x = 0.117 \text{ mol}$$

Le moli di idrogeno presenti nel recipiente sono:

$$n_{\text{H}_2} = 0.889 - 0.117 = 0.772 \text{ mol}$$

4A) Si consideri una soluzione 0.25 M in acido acetico. Dopo aver calcolato il pH di tale soluzione si determini la quantità in grammi di acetato di sodio da aggiungere a 500 ml della suddetta soluzione al fine di avere un pH finale pari a 5.1. Si trascuri l'aumento di volume dovuto all'aggiunta di acetato di sodio. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.74 \cdot 10^{-5}$ M

Soluzione

Il pH della soluzione di acido acetico è :

$$K_a = x^2 / ([\text{CH}_3\text{COOH}] - x) \text{ e trascurando } x \text{ rispetto a } [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$x^2 = 0.25 \cdot 1.74 \cdot 10^{-5}$$

$$x = [\text{H}^+] = 2.09 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 2.68$$

Aggiungendo acetato di sodio si viene a formare una soluzione tampone. Il pH dipende dal rapporto tra la concentrazione dell'acido acetico e quella dello ione acetato.

$$[\text{H}^+] = K_a [\text{Acido}] / [\text{Sale}]$$

per avere $\text{pH}=5.1$ (ossia $[\text{H}^+] = 10^{-5.1}$)

$$\text{bisogna quindi avere } [\text{CH}_3\text{COOH}] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{-5.1} / K_a = 0.46$$

$$\text{ossia } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}] / 0.46 \text{ M} = (0.25/0.46) \text{ M} = 0.54 \text{ M}$$

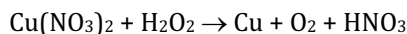
$$n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot 0.500 \text{ l} = 0.27 \text{ mol}$$

$$\text{mM}(\text{CH}_3\text{COONa}) = 82.03 \text{ g / mol}$$

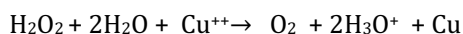
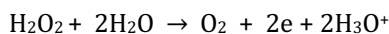
$$w(\text{CH}_3\text{COONa}) = n \cdot \text{mM} = 22.2 \text{ g}$$

1B) 4.50 kg di nitrato di rame (II) vengono immessi in 2.0 L una soluzione acquosa di acqua ossigenata al 30 % in peso avente densità $d = 1.2 \text{ kg/L}$. Si ha la formazione di rame, ossigeno ed acido nitrico. Bilanciare la reazione con il metodo ionico elettronico e calcolare i grammi di rame che si formano.

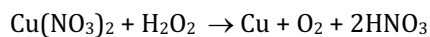
Soluzione



Bilancio con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



Vedo qual è il componente in difetto.

$$n_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = 4.5 \cdot 10^3 \text{ g} / 187.56 \text{ g mol}^{-1} = 24.0 \text{ mol}$$

$$\text{massa di soluzione di acqua ossigenata} = d \cdot V = 1.2 \text{ kg L}^{-1} \cdot 2.0 \text{ L} = 2.4 \text{ Kg}$$

$$\text{grammi H}_2\text{O}_2 = 2.4 \cdot 10^3 \cdot (30/100) = 720 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 720 \text{ g} / 34.01 \text{ g mol}^{-1} = 21.2 \text{ mol}$$

L'acqua ossigenata è il componente in difetto.

$$n_{\text{Cu}} = n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 21.2 \text{ mol}$$

$$\text{i grammi di rame sono: } 21.2 \text{ mol} \cdot 63.55 \text{ g/mol} = 1347.3 \text{ g}$$

2B) 6.0 grammi di un composto incognito non volatile e non elettrolita vengono sciolti in 313.1 ml di cicloesano variando la sua temperatura di ebollizione da 80.7°C a 81.26°C. Sapendo che la densità del cicloesano è pari 0.779 g/ml e la sua costante ebullioscopica vale 2.8°C·kg/mol si determini la massa molare del composto incognito.

Soluzione

$$\Delta T_{\text{eb}} = 81.26 - 80.7 = 0.56^\circ\text{C}$$

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

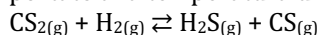
$$m = 0.56^\circ\text{C} / 2.8^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol} = 0.2 \text{ mol/kg}$$

$$\text{Massa}(\text{C}_6\text{H}_{12}) = V \cdot d = 313.1 \text{ ml} \cdot 0.779 \text{ g/ml} = 243.9 \text{ g} = 0.2439 \text{ kg}$$

$$\text{moli}(\text{X}) = m \cdot \text{Massa}(\text{C}_6\text{H}_{12}) = 0.2 \text{ mol/kg} \cdot 0.2439 \text{ kg} = 4.878 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{MM}(\text{X}) = \text{Massa}(\text{X}) / \text{moli}(\text{X}) = 6.0 \text{ g} / 4.878 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 123.0 \text{ g/mol}$$

3B) In un recipiente a pareti rigide vengono introdotte 1.50 mol di CS₂ e 1.50 mol di idrogeno. Il sistema viene portato alla temperatura di 1000°C alla quale avviene la reazione:

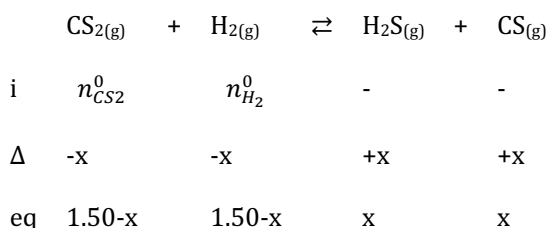


La costante di equilibrio alla temperatura data è $K_p = 4.00 \cdot 10^{-2}$. Calcolare le moli di ciascun componente all'equilibrio. Al sistema in equilibrio si aggiungono 190.4 g di CS₂ e 88.2 g di CS. Stabilire in quale direzione si sposta l'equilibrio e calcolare la variazione del numero di moli del solfuro di idrogeno.

Soluzione

Le moli iniziali di CS₂ sono: $n_{\text{CS}_2}^0 = 1.50$ mol e quelle di idrogeno sono: $n_{\text{H}_2}^0 = 1.50$ mol

La reazione che avviene è:



Poiché $\Delta n = 0$

$$K_p = K_n = 4.00 \cdot 10^{-2}$$

Posso quindi scrivere:

$$K_p = K_n = 4.00 \cdot 10^{-2} = \frac{n_{\text{CS}} \cdot n_{\text{H}_2\text{S}}}{n_{\text{CS}_2} \cdot n_{\text{H}_2}} = \frac{x^2}{(1.50 - x)^2} \Rightarrow \frac{x}{1.50 - x} = \sqrt{4.00 \cdot 10^{-2}} = 0.2$$

$$x = 0.3 - 0.2x \Rightarrow x = 0.3/1.2 = 0.25 \text{ mol}$$

All'equilibrio ho:

$$n_{\text{CS}} = n_{\text{H}_2\text{S}} = x = 0.25 \text{ mol}$$

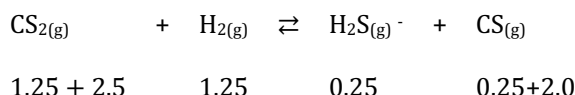
$$n_{\text{CS}_2} = n_{\text{H}_2} = 1.5 - 0.25 = 1.25 \text{ mol}$$

Aggiungo:

$$n_{\text{CS}} = 88.2 \text{ g} / 44.08 \text{ g mol}^{-1} = 2.0 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CS}_2} = 190.4 \text{ g} / 76.15 \text{ g mol}^{-1} = 2.5 \text{ mol}$$

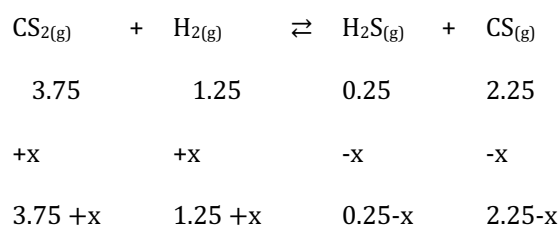
Nel recipiente ho:



Per stabilire la direzione in cui si sposta l'equilibrio dopo l'aggiunta, calcolo il quoziente di reazione Q e lo confronto con K.

$$Q = \frac{n_{\text{CS}} \cdot n_{\text{H}_2\text{S}}}{n_{\text{CS}_2} \cdot n_{\text{H}_2}} = \frac{2.25 \cdot 0.25}{3.75 \cdot 1.25} = 0.12 > K_p$$

L'equilibrio, in seguito all'aggiunta, si sposta verso i reagenti.



Calcolo le moli di idrogeno presenti all'equilibrio nuovamente raggiunto:

$$K_p = 4 \cdot 10^{-2} = \frac{n_{\text{CS}} \cdot n_{\text{H}_2\text{S}}}{n_{\text{CS}_2} \cdot n_{\text{H}_2}} = \frac{(0.25 - x)(2.25 - x)}{(3.75 + x)(1.25 + x)} = \frac{0.5625 - 2.5x + x^2}{4.69 + 5x + x^2}$$

$$0.188 + 0.2x + 4 \cdot 10^{-2} \cdot x^2 = 0.5625 - 2.5x + x^2$$

Risolvere l'equazione di secondo grado e trovo

$$x = 0.146 \text{ mol}$$

Le moli di solfuro di idrogeno presenti nel recipiente sono:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = 0.25 - 0.146 = 0.104 \text{ mol}$$

4B) Si consideri una soluzione 0.15 M in acido formico (HCOOH). Dopo aver calcolato il pH di tale soluzione si determini la quantità in grammi di formiato di sodio (NaCOOH) da aggiungere a 600 ml della suddetta soluzione al fine di avere un pH finale pari a 4.1. Si trascuri l'aumento di volume dovuto all'aggiunta di formiato di sodio. K_a (HCOOH) = $1.77 \cdot 10^{-4}$ M

Soluzione

Il pH della soluzione di acido formico è :

$$K_a = x^2 / ([HCOOH] - x) \text{ e trascurando } x \text{ rispetto a } [HCOOH]$$

$$x^2 = 0.15 \cdot 1.77 \cdot 10^{-4}$$

$$x = [H^+] = 5.15 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\log [H^+] = 2.29$$

Aggiungendo formiato di sodio si viene a formare una soluzione tampone. Il pH dipende dal rapporto tra la concentrazione dell'acido formico e quello dello ione formiato.

$$[H^+] = K_a [Acido] / [Sale]$$

$$\text{per avere } pH=4.1 \text{ (ossia } [H^+] = 10^{-4.1} \text{)}$$

$$\text{bisogna quindi avere } [HCOOH] / [HCOO^-] = 10^{-4.1} / K_a = 0.449$$

$$\text{ossia } [HCOO^-] = [HCOOH] / 0.449 = 0.334 \text{ mol/l}$$

$$n(CH_3COO^-) = [CH_3COO^-] \cdot 0.600 \text{ l} = 0.2 \text{ mol}$$

$$mM(HCOONa) = 68.01 \text{ g / mol}$$

$$w(HCOONa) = n \cdot mM = 13.6 \text{ g}$$