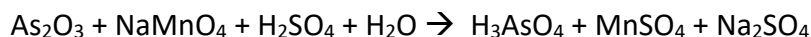


Redox

3.02 grammi di MnSO_4 vengono prodotti dalla reazione tra As_2O_3 e NaMnO_4 in una soluzione acquosa in presenza di acido solforico secondo la seguente reazione non bilanciata:

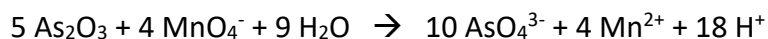
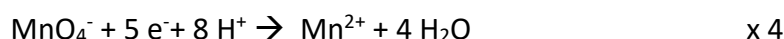
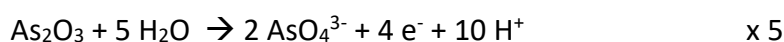


Dopo aver opportunamente bilanciato la reazione in questione con il metodo ionico-elettronico, calcolare i grammi di ossido arsenioso che devono aver reagito per ottenere il solfato di manganese (II) prodotto nella reazione.

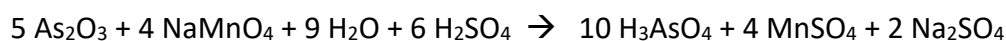
Soluzione:

I numeri di ossidazione dell'arsenico in As_2O_3 e in H_3AsO_4 sono rispettivamente +3 e +5 mentre i numeri di ossidazione del manganese in NaMnO_4 e in MnSO_4 sono rispettivamente +7 e +2.

Bilanciamo dunque la reazione in questione considerando le due semi-reazioni in ambiente acido:



E in forma neutra, aggiungendo i contro-ioni:



Calcoliamo i grammi di As_2O_3 necessari a produrre 3.02 grammi di MnSO_4 :

$$n(\text{MnSO}_4) = p(\text{MnSO}_4) / \text{MM}(\text{MnSO}_4) = 3.02 \text{ g} / 151.00 \text{ g/mol} = 0.02 \text{ mol}$$

Poiché per produrre 4 moli di MnSO_4 sono necessarie 5 moli di As_2O_3 , le moli di As_2O_3 necessarie a produrre 0.02 moli di MnSO_4 saranno:

$$n(\text{As}_2\text{O}_3) = n(\text{MnSO}_4) * 5/4 = 0.025 \text{ mol}$$

ed essendo la massa molare di As_2O_3 pari a 197.84 g/mol, il peso di As_2O_3 sarà pari a:

$$p(\text{As}_2\text{O}_3) = n(\text{As}_2\text{O}_3) * \text{MM}(\text{As}_2\text{O}_3) = 0.025 \text{ mol} * 197.84 \text{ g/mol} = 4.95 \text{ g}$$

pH

Calcolare i grammi di idrossido di sodio da aggiungere a 2 litri di acqua affinché si ottenga una soluzione con pH pari a 12. Se alla suddetta soluzione vengono aggiunti 1.07 g di NH_4Cl quanto sarà il nuovo valore di pH della soluzione noto che $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$?

Soluzione:

Una soluzione con pH = 12 presenta una concentrazione di ioni idrossido pari a:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-(14-\text{pH})} = 0.01 \text{ M}$$

Poiché il volume della soluzione è pari a 2 litri, il numero di moli di ioni idrossido presenti in soluzione sarà pari a:

$$n(\text{OH}^-) = 2 \text{ L} \cdot [\text{OH}^-] = 0.02 \text{ mol}$$

Essendo l'idrossido di sodio (NaOH) una base forte, il numero di moli di ioni idrossido presenti in soluzione sarà in buona approssimazione uguale al numero di moli di NaOH aggiunti ai due litri di acqua. Poiché la massa molare di NaOH è circa uguale a 40 g/mol, i grammi di idrossido di sodio da aggiungere a 2 litri di acqua affinché si ottenga una soluzione con pH pari a 12 sarà:

$$p(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot \text{MM}(\text{NaOH}) = 0.02 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 0.8 \text{ g}$$

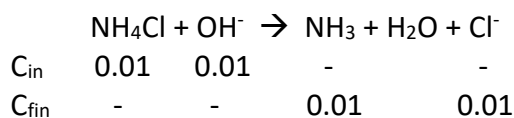
Aggiungiamo ora a tale soluzione 1.07 g di NH_4Cl ($\text{MM} = 53.5 \text{ g/mol}$). Il numero di moli NH_4Cl è pari dunque a:

$$\text{mol}(\text{NH}_4\text{Cl}) = p(\text{NH}_4\text{Cl}) / \text{MM}(\text{NH}_4\text{Cl}) = 1.07 \text{ g} / 53.5 \text{ g/mol} = 0.02 \text{ mol}$$

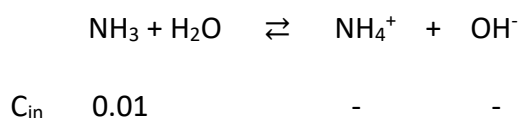
mentre la sua concentrazione sarà:

$$C(\text{NH}_4\text{Cl}) = \text{mol}(\text{NH}_4\text{Cl}) / V = 0.02 \text{ mol} / 2 \text{ L} = 0.01 \text{ M}$$

Risulta dunque che $[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{OH}^-] = 0.01 \text{ M}$. Essendo OH^- una base forte, questa reagirà totalmente con NH_4Cl secondo la seguente reazione producendo NH_3 ad una concentrazione pari a 0.01 M:



Occorre infine considerare l'equilibrio che si instaurerà in soluzione tra l'ammoniaca e il suo acido coniugato:



ΔC	-x	+x	+x
C_{eq}	$0.01 - x$	+x	+x

$$K_b = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] = x * x / (0.01 - x) = 1.8 * 10^{-5}$$

È possibile risolvere l'equazione di secondo grado nella forma su riportata o approssimando, trascurando x rispetto a 0.01. In questo secondo caso avremo:

$$[\text{OH}^-] = x = (0.01 * 1.8 * 10^{-5})^{1/2} = 4.24 * 10^{-4}$$

Dunque, pOH sarà pari a:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}] = 3.37$$

Mentre il pH sarà:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3.37 = 10.63$$

Equilibrio

In un recipiente di volume costante pari a 10.0 L, termostato alla temperatura di 230.0°C, vengono immessi 15.6 g di pentacloruro di fosforo gassoso che si decompone parzialmente nei gas triclورو di fosforo e cloro. Ad equilibrio raggiunto si misura una pressione pari a 0.413 atm. Calcolare le costanti K_c e K_p dell'equilibrio.

Soluzione

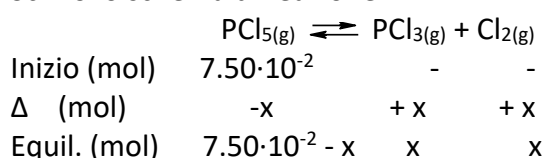
Le moli di pentacloruro di fosforo presenti all'inizio sono:

$$n_{\text{PCl}_5} = 15.6 \text{ g} / 208.24 \text{ g mol}^{-1} = 7.50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

le moli totali all'equilibrio sono:

$$n_t = PV/RT = 0.413 \text{ atm} \cdot 10.0 \text{ L} / (0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 503.15 \text{ K}) = 0.10 \text{ mol}$$

Scrivo lo schema di reazione:



Conoscendo le moli totali all'equilibrio, posso calcolare l'avanzamento unitario della reazione x

$$n_t = 0.10 \text{ mol} = 7.50 \cdot 10^{-2} - x + x + x = 7.50 \cdot 10^{-2} + x \Rightarrow x = 2.50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{PCl}_3} = x = 2.50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{PCl}_5} = 7.50 \cdot 10^{-2} - x = 5.00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$K_c = [\text{Cl}_2] \cdot [\text{PCl}_3] / [\text{PCl}_5] = (n_{\text{Cl}_2} \cdot n_{\text{PCl}_3} / n_{\text{PCl}_5}) / V = (2.50 \cdot 10^{-2} \cdot 2.50 \cdot 10^{-2} / 5.00 \cdot 10^{-2}) / 10.0 = 1.25 \cdot 10^{-3}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 1.25 \cdot 10^{-3} \cdot (0.0821 \cdot 503.15) = 5.16 \cdot 10^{-2}$$

Termochimica

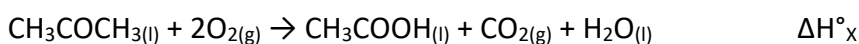
Calcolare il calore sviluppato, a 25°C e 1.0 atm, quando 116.2 g di acetone (CH_3COCH_3) vengono ossidati ad acido acetico secondo la reazione: $\text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{l}) + 2\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}(\text{l}) + \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Sono noti: $\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{COCH}_3) = -1790 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = -874.9 \text{ kJ/mol}$

Soluzione

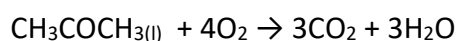
Calcolo le moli di acetone:

$$n = 116.2 \text{ g} / 58.08 \text{ g mol}^{-1} = 2.0 \text{ mol}$$

La reazione di ossidazione dell'acetone è:

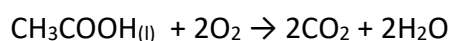


La reazione di combustione dell'acetone è:



$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{COCH}_3) = -1790 \text{ kJ/mol}$$

La reazione di combustione dell'acido acetico è:



$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = -874.9 \text{ kJ/mol}$$

Per la legge di Hess posso scrivere:

$$\Delta H^\circ_{\text{x}} = \Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{COCH}_3) - \Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

per cui

$$\Delta H^\circ_{\text{x}} = -1790 - (-874.9) = -915.1 \text{ kJ/mol}$$

Il calore sviluppato è:

$$Q = n \cdot |\Delta H^\circ_{\text{x}}| = 2.0 \text{ mol} \cdot 915.1 \text{ kJ/mol} = 1830.2 \text{ kJ}$$