

EX. 11.11.10. COPPER AND ZINC PH. CELL

Answer: (a)

(b) (i) $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

(ii) $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$

(iii) $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

(iv) $E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}$

$= E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{Zn^{2+}/Zn}$

$= 0.34 - (-0.76)$

$= 1.10 \text{ V}$

(v) $n = 2$

$\therefore \Delta G^{\circ} = -nFE_{cell}^{\circ}$

$= -2 \times 96500 \times 1.10$

$= -212200 \text{ J}$

$= -212.2 \text{ kJ}$

(vi) $\Delta G^{\circ} = -RT \ln K$

$\therefore \ln K = \frac{-\Delta G^{\circ}}{RT}$

$= \frac{-(-212200)}{8.314 \times 298}$

$= 84.87$

$\therefore K = e^{84.87}$

$= 1.2 \times 10^{37}$

(vii) $E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}$

$= E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{Zn^{2+}/Zn}$

$= 0.34 - (-0.76)$

$= 1.10 \text{ V}$

(viii) $E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}$

$= E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{Zn^{2+}/Zn}$

$= 0.34 - (-0.76)$

$= 1.10 \text{ V}$

(ix) $E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}$

$= E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{Zn^{2+}/Zn}$

$= 0.34 - (-0.76)$

$= 1.10 \text{ V}$

(x) $E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}$

$= E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{Zn^{2+}/Zn}$

$= 0.34 - (-0.76)$

$= 1.10 \text{ V}$

(xi) $E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}$

$= E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{Zn^{2+}/Zn}$

$= 0.34 - (-0.76)$

$= 1.10 \text{ V}$

(xii) $E_{cell} = E_{cathode} - E_{anode}$

$= E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{Zn^{2+}/Zn}$

$= 0.34 - (-0.76)$

$= 1.10 \text{ V}$

