

# 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)  $n = 2$

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

$= -2 \times 96485 \text{ C mol}^{-1} \times 1.10 \text{ V}$

$= -212267 \text{ J mol}^{-1}$

$= -212.267 \text{ kJ mol}^{-1}$

$\therefore \Delta G^{\circ} = -212.267 \text{ kJ mol}^{-1}$

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

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

$= 0.34 - (-0.76)$

$= 1.10 \text{ V}$

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

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

$= 0.34 - (-0.76)$

$= 1.10 \text{ V}$

