

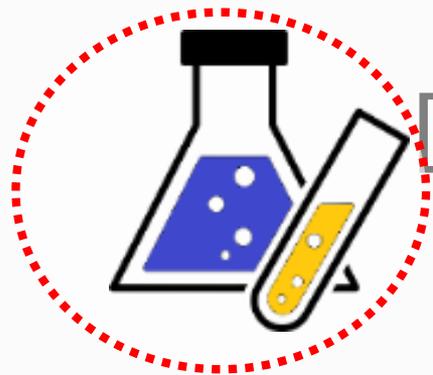
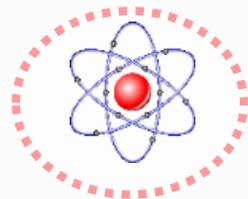


和平高中

HEPING HIGH SCHOOL

www.hpsh.tp.edu.tw

高中化學

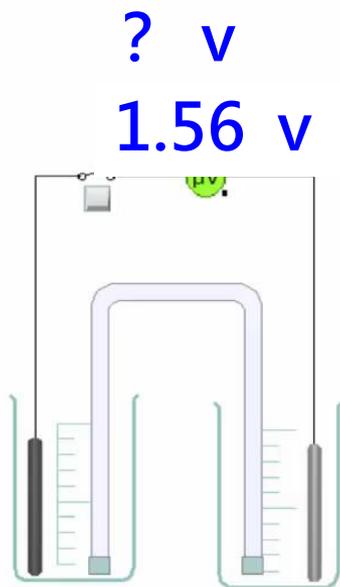


[標準還原電位與電池電位差]

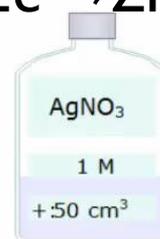
HPSH

利用還原電位預測電池電位差

• 鋅銀電池



• 還原半反應



還原電位

$$E^0 = 0.80 \text{ v}$$

$$E^0 = -0.76 \text{ v}$$



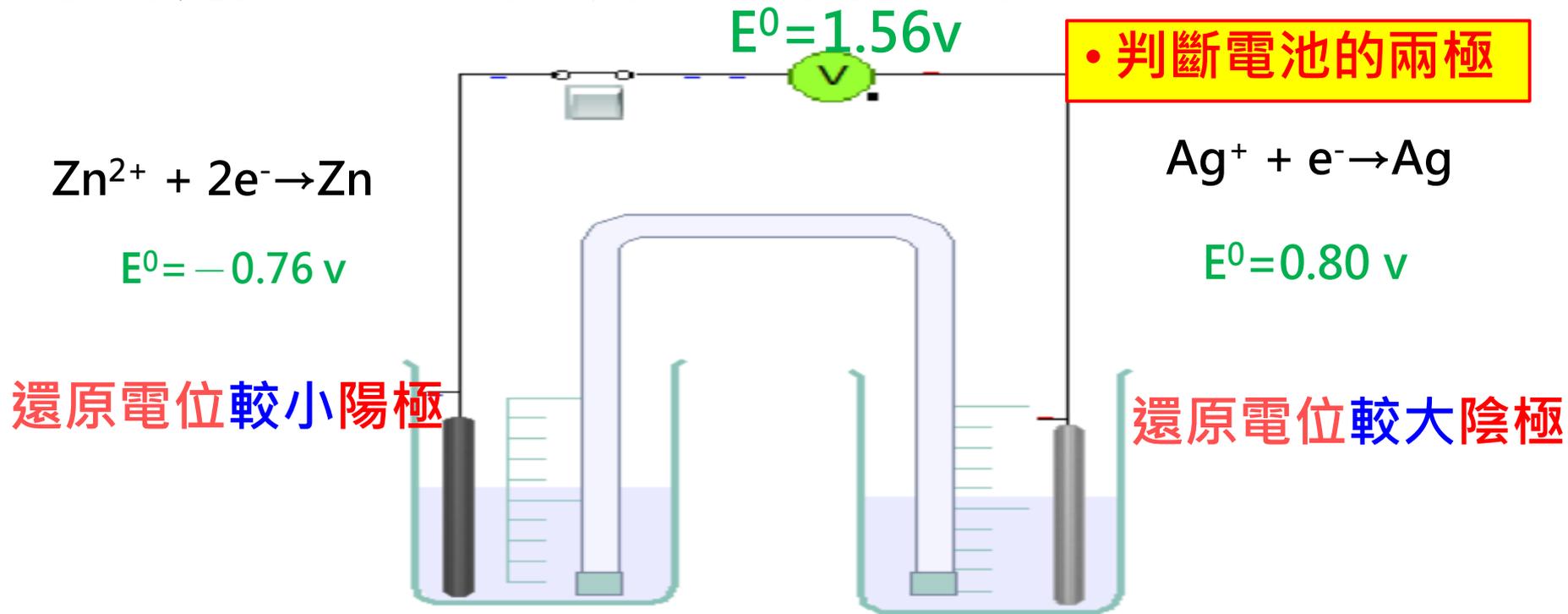
影響電位
大小因素

預測電池
電位差

學習
重點

預測反應
進行方向

利用還原電位計算電池的電位差



$$E^{\circ}_{\text{電池}} = E^{\circ}_{\text{還原}}(\text{陰極}) - E^{\circ}_{\text{還原}}(\text{陽極}) \quad E^{\circ} = 0.80 - (-0.76)\text{ v}$$

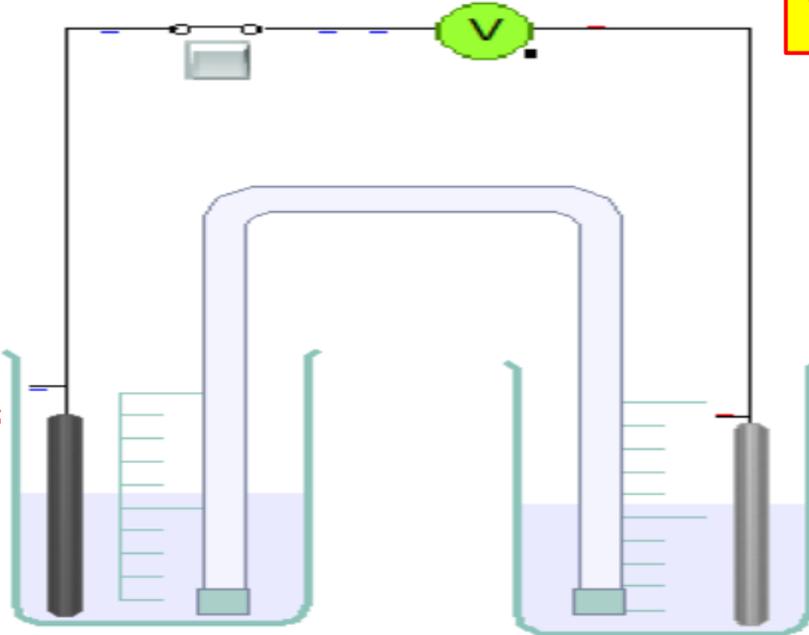
利用氧化電位計算電池的電位差

$$E^{\circ} = 1.56\text{v}$$



$$E^{\circ} = 0.76\text{v}$$

氧化電位較大陽極



• 判斷電池的兩極



$$E^{\circ} = -0.80\text{v}$$

氧化電位較小陰極

$$E^{\circ}_{\text{電池}} = E^{\circ}_{\text{氧化}}(\text{陽極}) - E^{\circ}_{\text{氧化}}(\text{陰極}) = 0.76 - (-0.80)\text{v}$$

計算電池的電位差

$$E^{\circ} = 1.56 \text{ v}$$

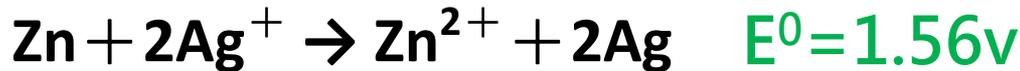
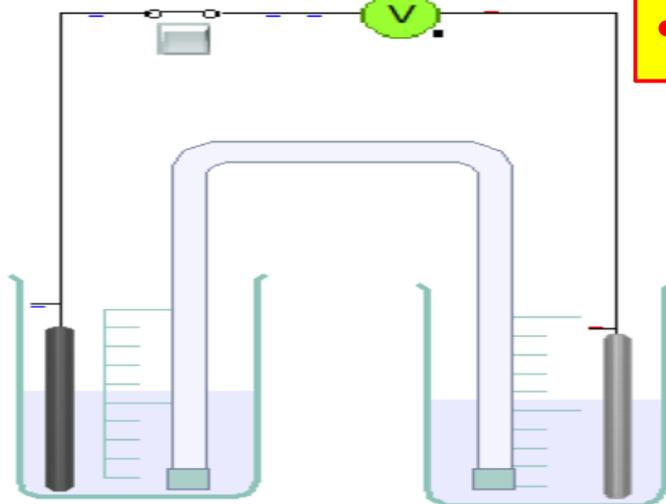
• 利用全反應電位差



$$E^{\circ} = -0.76 \text{ v}$$



$$E^{\circ} = 0.80 \text{ v}$$



$$E^{\circ}_{\text{電池}} = E^{\circ}_{\text{氧化}} (\text{陽極}) + E^{\circ}_{\text{還原}} (\text{陰極}) \quad E^{\circ} = 0.76 + 0.80 \text{ v}$$

燃料電池的電位差計算

輸出電壓值：**1.23V**

陰極：**O₂ + 觸媒層**

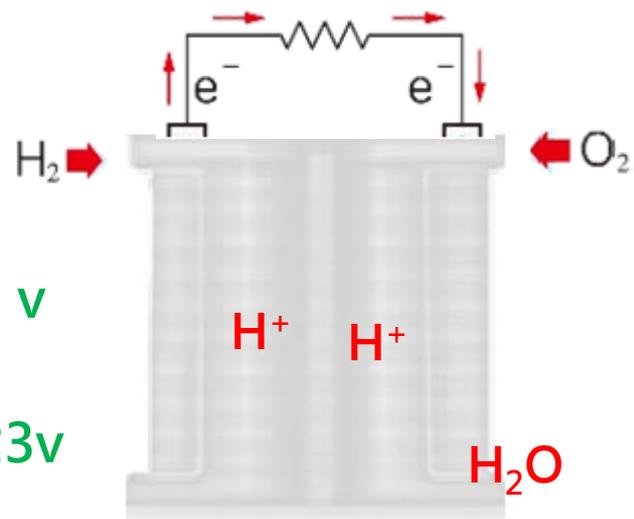
還原電位： $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ $E^0 = 0\text{v}$

還原電位： $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $E^0 = 1.23\text{v}$

陽極（負極）： $2\text{H}_2 \rightarrow 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ $E^0 = 0\text{v}$

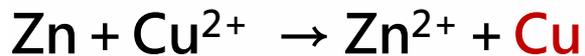
+ 陰極（正極）： $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $E^0 = 1.23\text{v}$

全反應 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $E^0 = 0 + 1.23\text{v}$



陽極：**H₂ + 觸媒層**

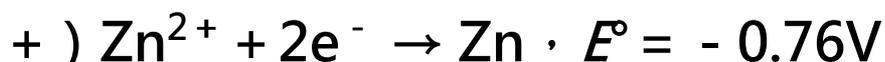
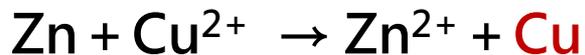
預測氧化還原是否為自發反應



氧化還原方向



預測氧化還原是否為自發反應



若 $E^{\circ} > 0 \Rightarrow$ 為自發性反應

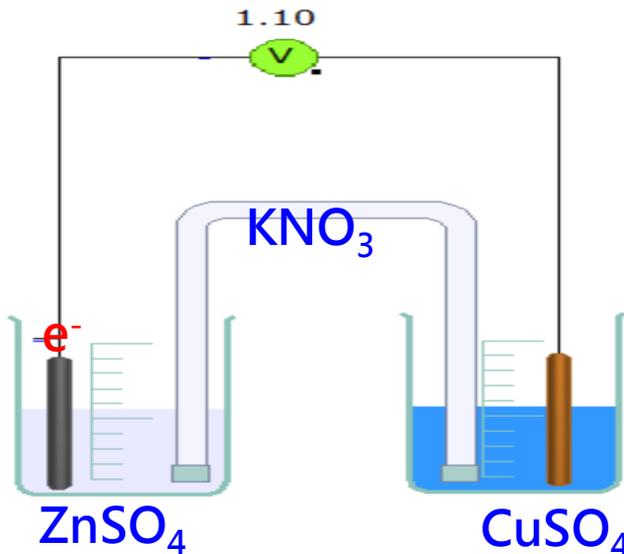
若 $E^{\circ} < 0 \Rightarrow$ 為非自發性反應

鋅銅電池

• 氧化半反應



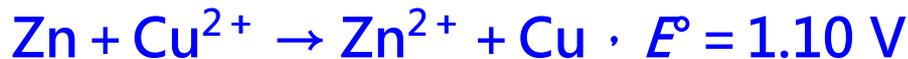
活性大金屬陽極



• 還原半反應



陰極



若 $E^{\circ}_{\text{電池}} > 0 \Rightarrow$ 為自發性反應

$E^{\circ}_{\text{電池}}$ 值愈大，反應發生的趨勢愈大

即平衡常數愈大，但反應速率不一定愈快。

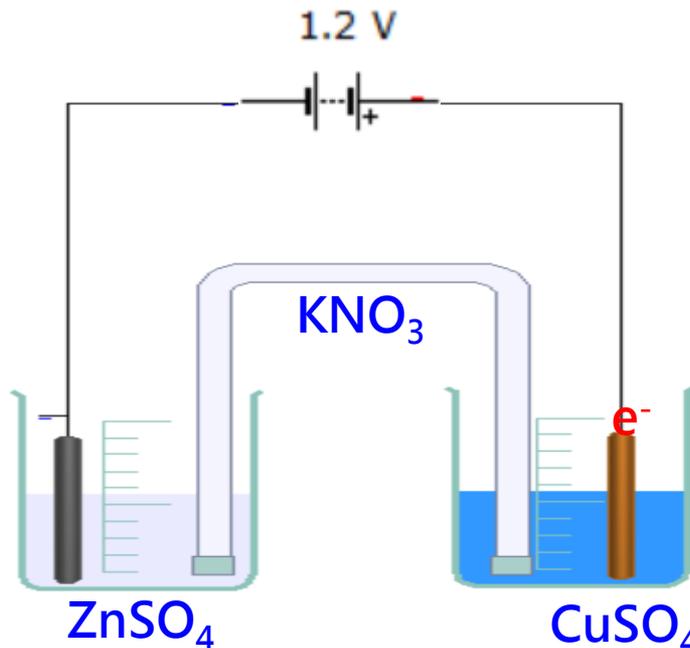
若 $E^{\circ}_{\text{電池}} = 0 \Rightarrow$ 反應達平衡

銅鋅電池

- 還原半反應



陰極



- 氧化半反應



陽極

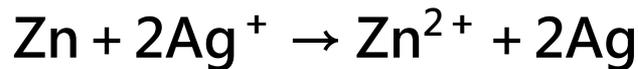


若 $E^{\circ}_{\text{電池}} < 0 \Rightarrow$ 為非自發性反應

若外加電壓 $> E^{\circ}_{\text{電池}} \Rightarrow$ 反應才可進行

影響電位大小因素

電極種類、溫度、壓力、電解液濃度（非標準狀態下）

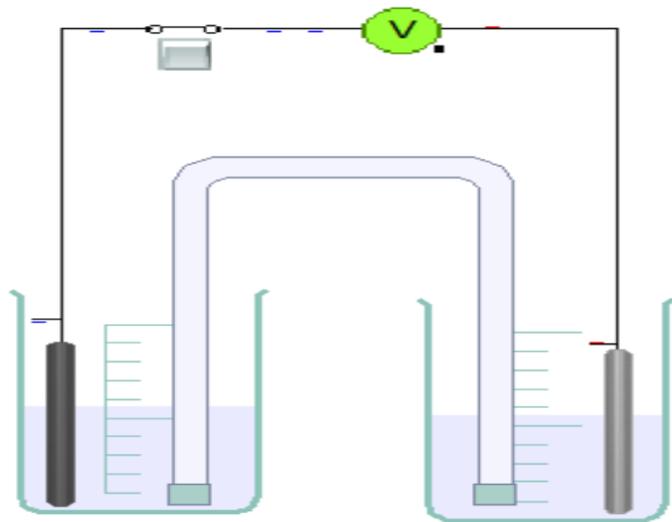


對電位的影響，可運用 勒沙特列 原理預測

- 當反應平衡向右移動時， $E_{\text{電池}}$ 值會 上升 ；
- 當反應平衡向左移動時， $E_{\text{電池}}$ 值會 下降 。
- 若反應已達平衡，則 $E_{\text{電池}}$ 值為 0 。

溫度對電位差影響

• 利用全反應電位差



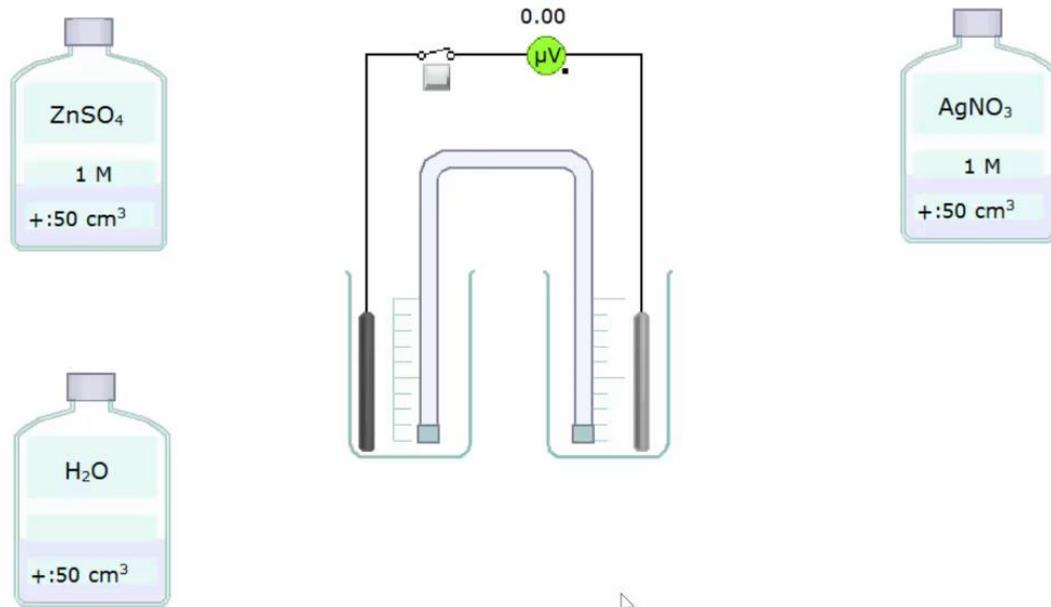
- 溫度上升平衡向左移動， $E_{\text{電池}}$ 值會下降；
- 溫度下降平衡向右移動， $E_{\text{電池}}$ 值會上升。

濃度對電位差影響

• 分別在陽極、陰極加水



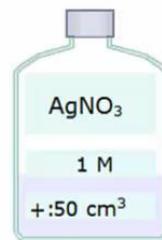
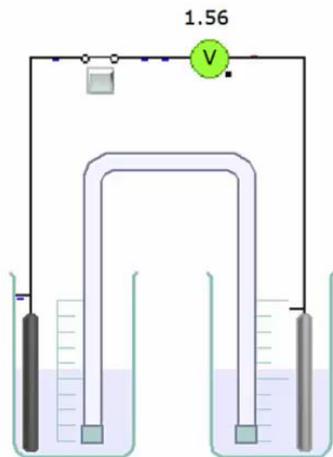
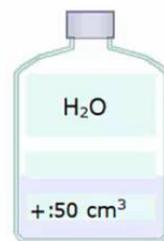
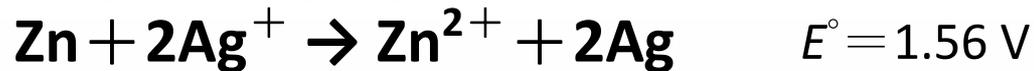
$$E^\circ = 1.56 \text{ V}$$



- 陽極溶液加水平衡向 右 移動， $E_{\text{電池}}$ 值會 上升 ；
- 陰極溶液加水平衡向 左 移動， $E_{\text{電池}}$ 值會 下降 。

濃度對電位差影響

• 同時在陽極、陰極加水



$$K = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

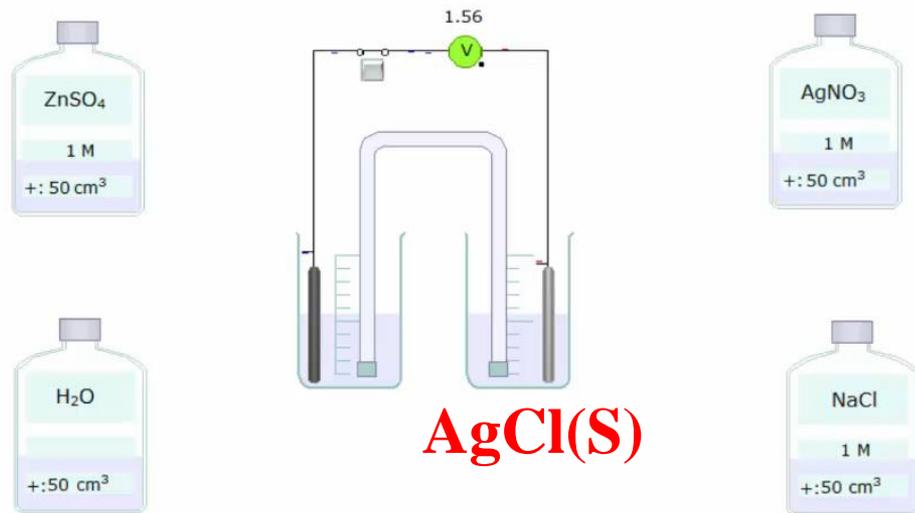
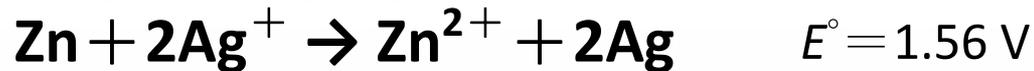
$$Q = \frac{0.5[\text{Zn}^{2+}]}{0.5^2[\text{Ag}^+]^2} = 2 \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

$Q > K$

■ 平衡向 左 移動， $E_{\text{電池}}$ 值會 下降 ；

濃度對電位差影響

• 同時在陽極、陰極加NaCl



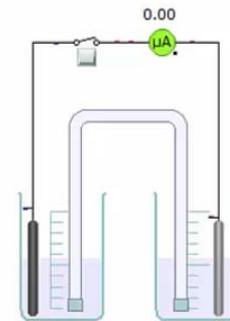
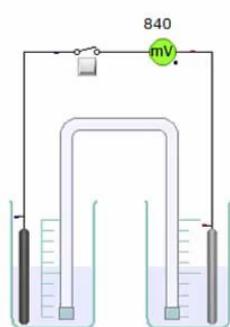
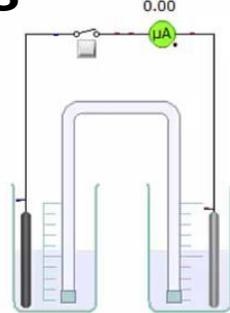
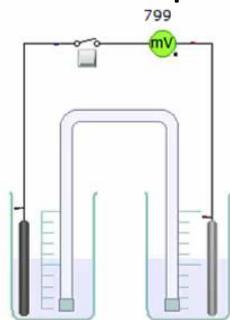
■ 平衡向 左 移動， $E_{\text{電池}}$ 值會 下降 ；

濃度對電位差影響

• 分別測量電位差及電流



$$E^\circ = 1.56 \text{ V}$$



■ $[\text{Zn}^{2+}] = 1\text{M}$ 、 $[\text{Ag}^+] = 1\text{M}$ ，電位差 = 1.56 v，電流 = 13.7 mA；

■ $[\text{Zn}^{2+}] = 0.1\text{M}$ 、 $[\text{Ag}^+] = 5\text{M}$ ，電位差 = 1.63 v，電流 = 5.65 mA。

影響電位大小因素

- 電極種類、溫度、壓力、電解液濃度
- 對電位的影響，可運用勒沙特列原理預測
- 分別測量電位差及電流

重點回顧

- $E^{\circ}_{\text{還原}}(\text{陰極}) - E^{\circ}_{\text{還原}}(\text{陽極})$
- $E^{\circ}_{\text{氧化}}(\text{陽極}) - E^{\circ}_{\text{氧化}}(\text{陰極})$
- $E^{\circ}_{\text{氧化}}(\text{陽極}) + E^{\circ}_{\text{還原}}(\text{陰極})$

預測電池電位差

預測反應進行方向

- 若 $E^{\circ} > 0 \Rightarrow$ 為自發性反應
- 若 $E^{\circ} < 0 \Rightarrow$ 為非自發性反應