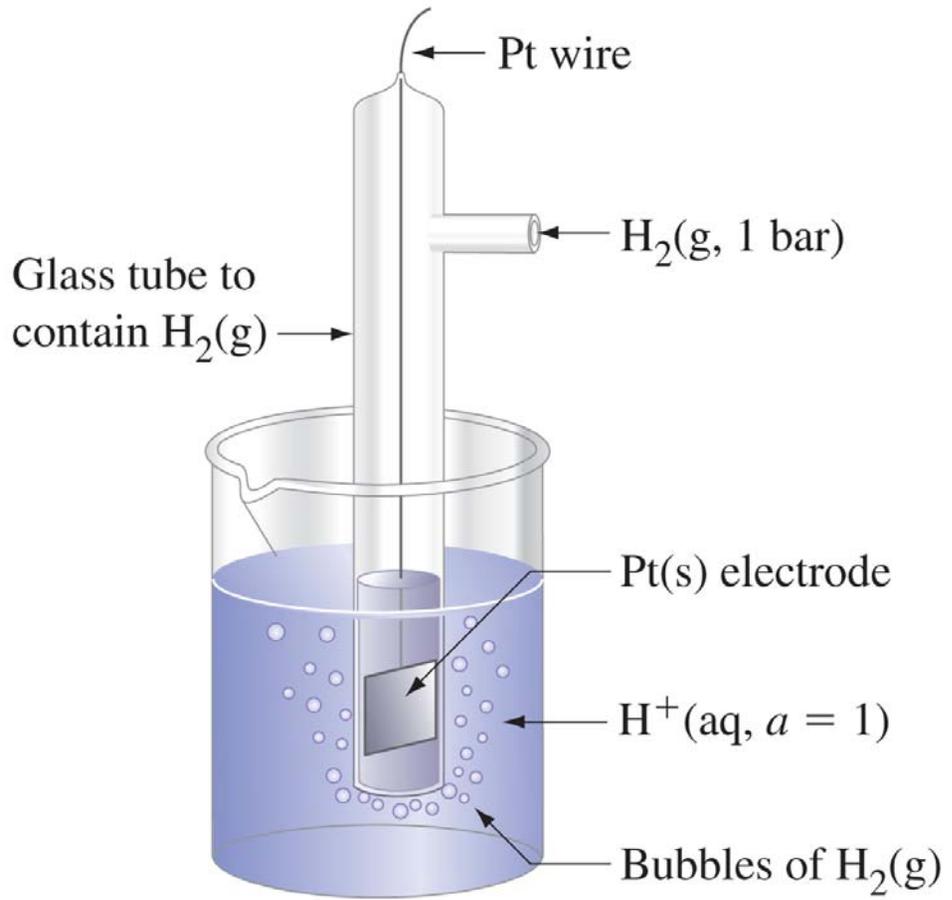


Potenciales estándar

Las diferencias de potencial entre electrodos se pueden medir con precisión. Pero estos no se miden individualmente entre electrodos, sino en una pila (dos semiceldas).

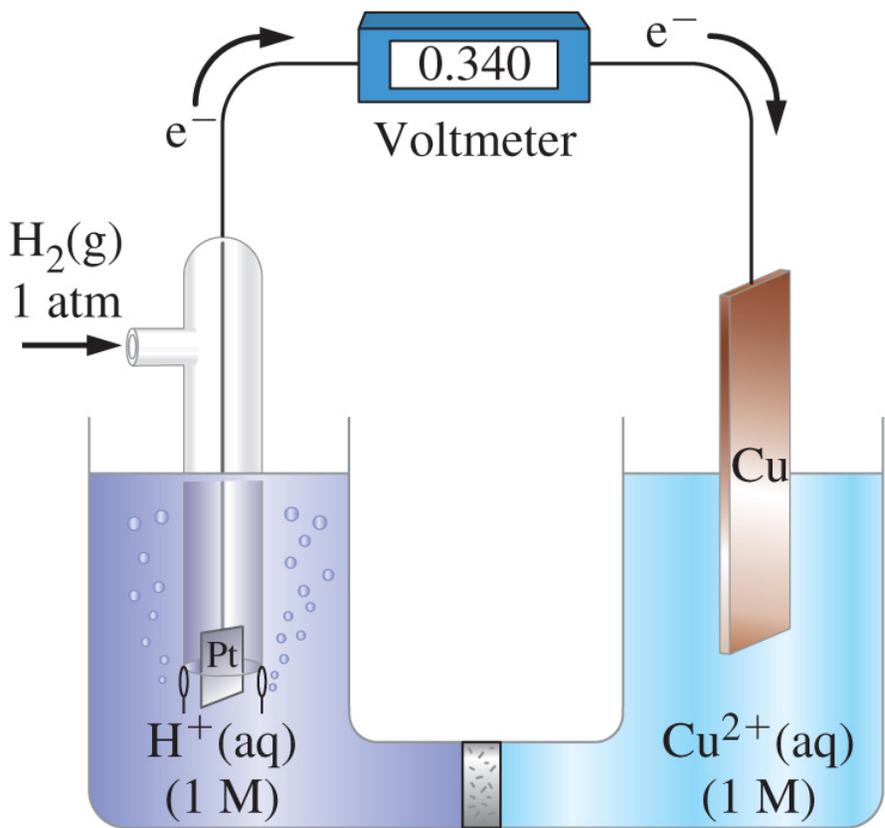
Para ello se miden en referencia a una semicelda que se ha tomado como referencia y cuyo potencial de electrodo en la semicelda se ha definido igual a cero

Electrodo estándar de hidrógeno (EEH)

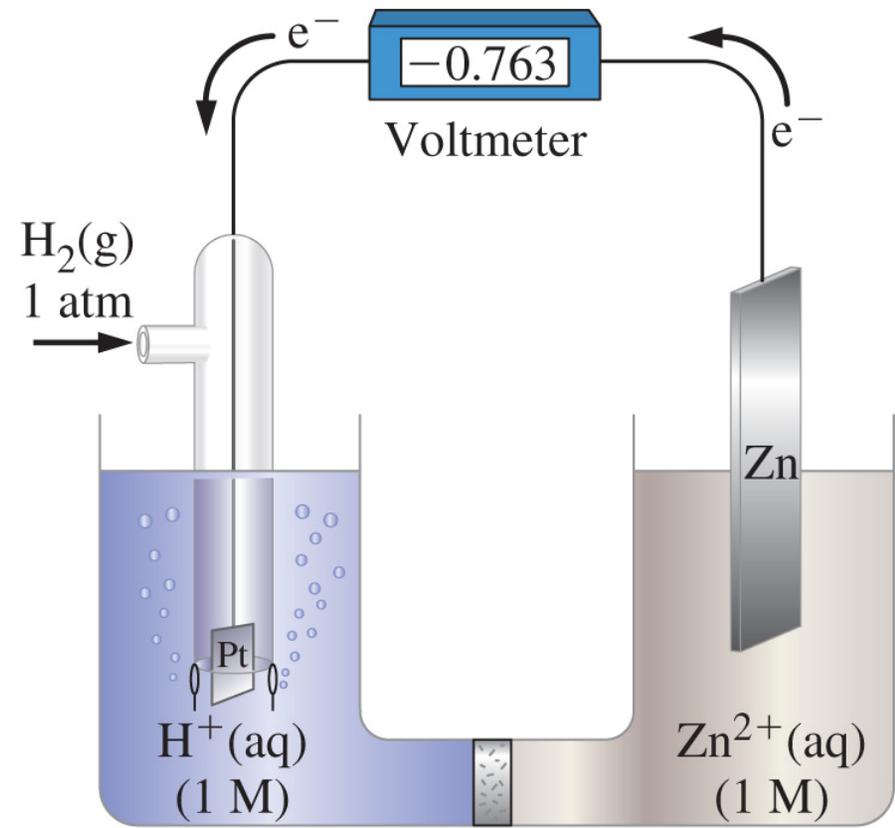


Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.





(a)



(b)

TABLE 20.1 Some Selected Standard Electrode (Reduction) Potentials at 25 °C (Continued)

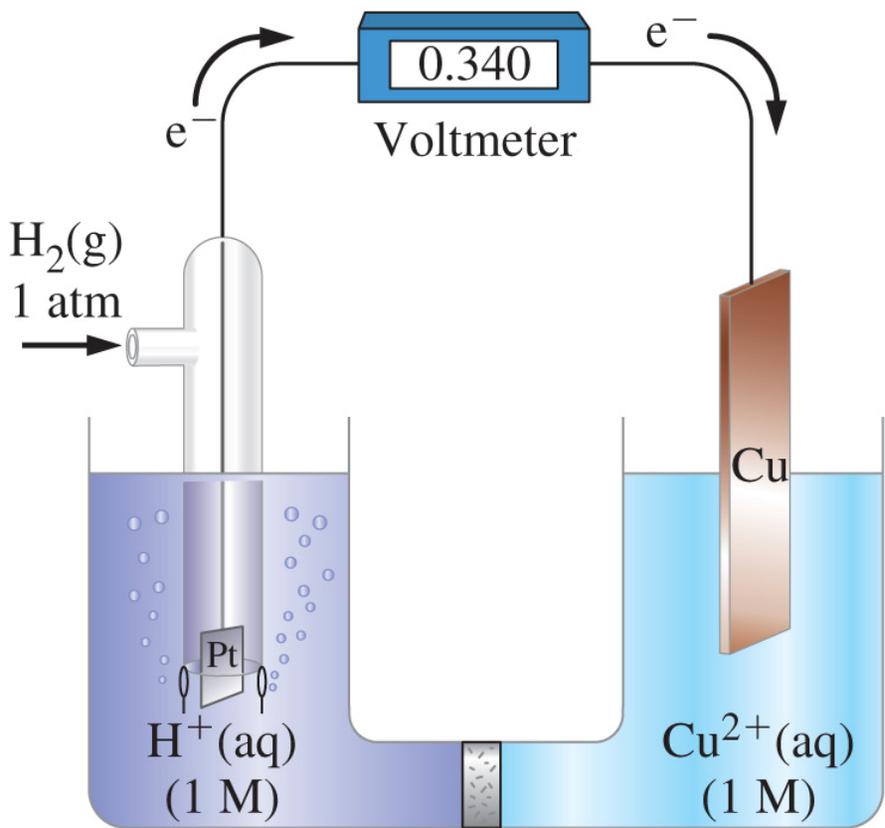
Reduction Half-Reaction	E°, V
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.956
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0.800
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0.771
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.695
$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$	+0.535
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.340
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g})$	+0.17
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0.154
$\text{S}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g})$	+0.14
$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.125
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0.137
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.440

TABLE 20.1 Some Selected Standard Electrode (Reduction) Potentials at 25 °C

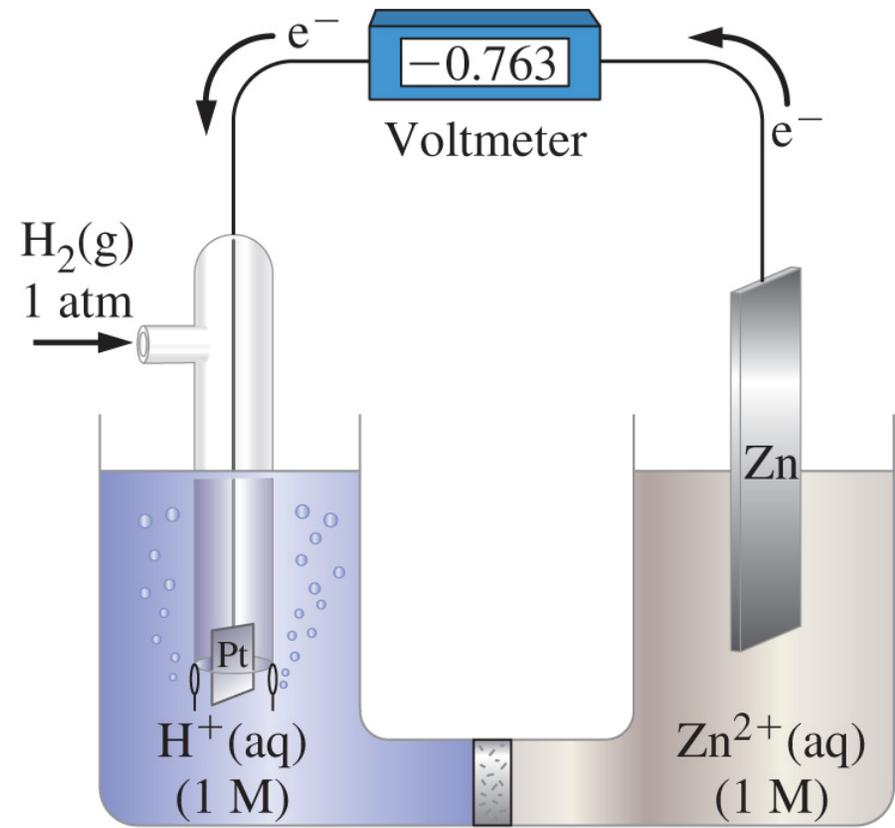
Reduction Half-Reaction	E°, V
Acidic solution	
$F_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 F^-(aq)$	+2.866
$O_3(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow O_2(g) + H_2O(l)$	+2.075
$S_2O_8^{2-}(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 SO_4^{2-}(aq)$	+2.01
$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	+1.763
$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	+1.51
$PbO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$	+1.455
$Cl_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	+1.358
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	+1.33
$MnO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$	+1.23
$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	+1.229
$2 IO_3^-(aq) + 12 H^+(aq) + 10 e^- \longrightarrow I_2(s) + 6 H_2O(l)$	+1.20
$Br_2(l) + 2 e^- \longrightarrow 2 Br^-(aq)$	+1.065

TABLE 20.1 Some Selected Standard Electrode (Reduction) Potentials at 25 °C (Continued)

Reduction Half-Reaction	E°, V
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.763
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.676
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.356
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.713
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2.84
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}(\text{s})$	-2.924
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.040
Basic solution	
$\text{O}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	+1.246
$\text{OCl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0.890
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0.401
$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0.828



(a)



(b)

Potencial estándar de una celda o pila galvánica

$$E_{celda}^0 = E_{\substack{\text{derecha} \\ \text{cátodo} \\ \text{reducción}}}^0 - E_{\substack{\text{izquierda} \\ \text{ánodo} \\ \text{oxidación}}}^0$$

$$E_{celda}^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - E_{H^+/H_2}^0 = 0,34V$$

$$E_{celda}^0 = 0,34V - 0V = 0,34V$$



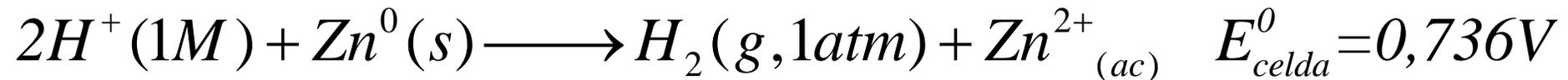
Potencial estándar de una celda o pila galvánica

$$E_{\text{celda}}^0 = E_{\substack{\text{derecha} \\ \text{cátodo} \\ \text{reducción}}}^0 - E_{\substack{\text{izquierda} \\ \text{ánodo} \\ \text{oxidación}}}^0$$

$$E_{\text{celda}}^0 = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 - E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = -0,736\text{V}$$

$$E_{\text{celda}}^0 = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 - 0\text{V} = -0.736\text{V}$$

negativo significa que los electrones fluyen en sentido opuesto



Todos los electrodos en los que en la semireacción de reducción es preferente a la reducción de H^+ (1M) a $\text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm})$ tiene un potencial de electrodo estándar positivo

Todos los electrodos en los que en la semireacción de reducción es desfavorecida frente a la reducción de H^+ (1M) a $\text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm})$ tiene un potencial de electrodo estándar negativo

Caso Zn/Zn²⁺ ; Cu/Cu²⁺

$$E_{celda}^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0$$

$$E_{celda}^0 = 0,34V - (-0,736) = 1,103V$$

se reduce el Cu²⁺ y se oxida el Zn

