

$$E_{\text{cel}}, \Delta G \text{ y } K_{\text{eq}}$$

En una reacción que transcurre en un a celda o pila voltaica realiza un trabajo eléctrico, que es el de mover carga entre el que se oxida y el que se reduce, por tanto es un trabajo eléctrico:

$$W_{\text{eléctrico}} = n * F * E_{\text{celda}}$$

en que:

n ↔ representa la cantidad de electrones transferidos entre electrodos

F ↔ la carga eléctrica que representa un mol de electrones

$$F = 96485 \frac{\text{Coulomb}}{\text{mol de electrones}}$$

E_{celda}; el potencial de la celda

E_{cel} , ΔG y K_{eq}

$$\Delta G = -w$$

$$\Delta G = -n * F * E_{\text{celda}}$$

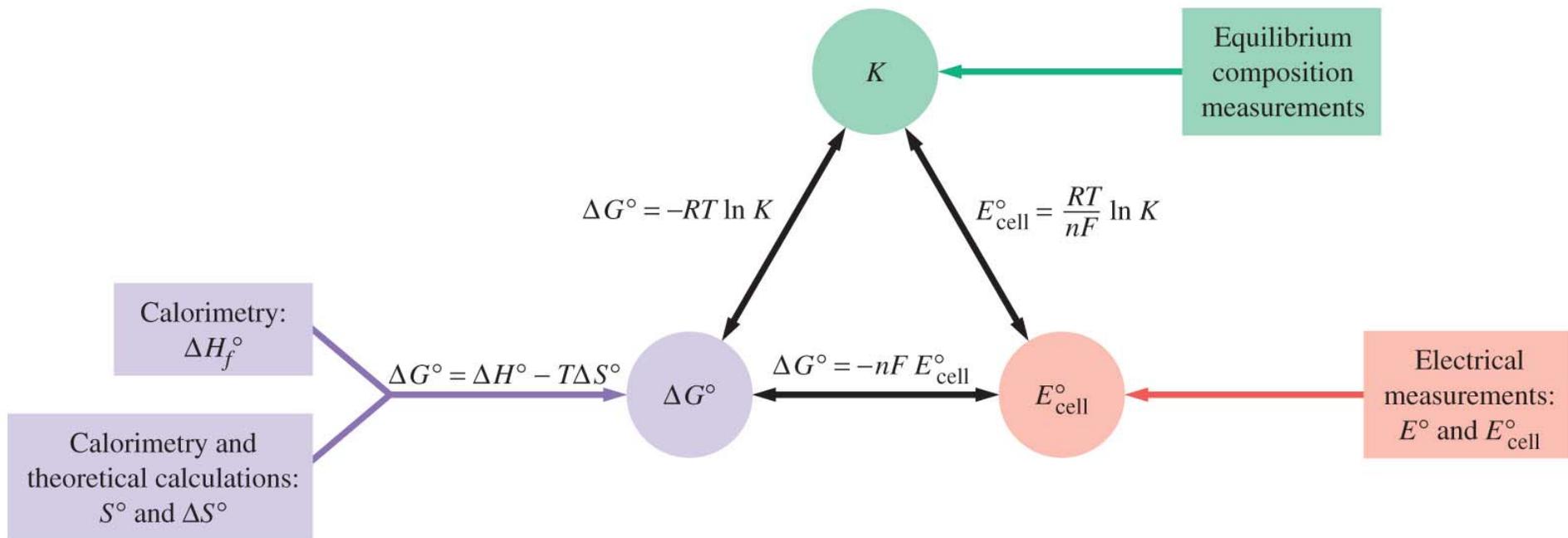
si están en estado estándar:

$$\Delta G^0 = -n * F * E^0_{\text{celda}}$$

donde: $E^0_{\text{celda}} = E^0_{\text{reducción}} - E^0_{\text{oxidación}}$

Procesos espontáneos

1. Si $E_{\text{cel}} > 0$ $\Delta G < 0$, proceso espontáneo.
2. Si $E_{\text{cel}} < 0$ $\Delta G > 0$, proceso no espontáneo.
3. Si $E_{\text{cel}} = 0$ $\Delta G = 0$, la reacción está en equilibrio a esas condiciones.
4. Si se invierte la reacción cambia el signo del potencial (E_{cel})



Relación entre E_{cel} y K_{eq}

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_{eq} \text{ y } \Delta G^0 = n * F * E_{cel}^0$$

\therefore

$$-RT \ln K_{eq} = n * F * E_{cel}^0$$

$$E_{cel}^0 = \frac{-RT \ln K_{eq}}{n * F}$$

*si $R=8,314J * mol^{-1}; T = 298,15K$*

$$E_{cel}^0 = \frac{8,314J * mol^{-1} * K^{-1} * 298,15K}{n * 96485 * C * mol^{-1}} * \ln K_{eq}$$

$$E_{cel}^0 = \frac{0,025693 * V}{n} * \ln K_{eq}$$

E_{cel} en condiciones no estándar

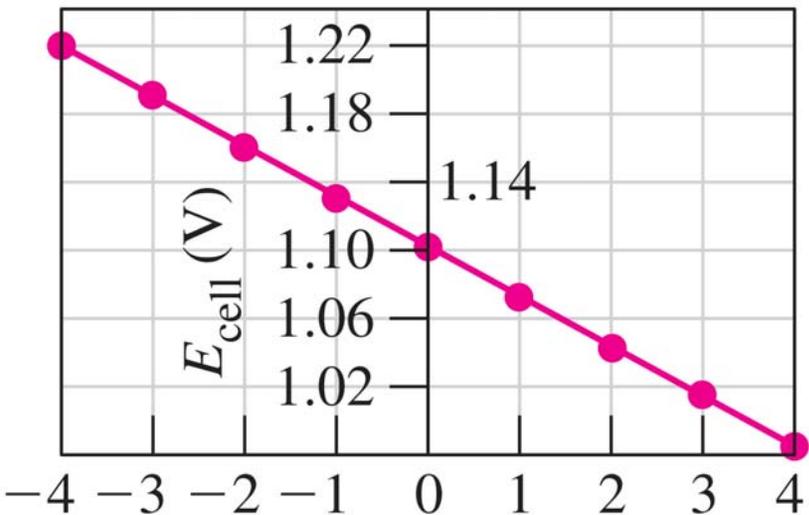
$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$$

entonces $\Delta G = -n * F * E_{cel}$ y $\Delta G^0 = -n * F * E_{cel}^0$

$$n * F * E_{cel} = n * F * E_{cel}^0 - RT \ln Q$$

$$E_{cel} = E_{cel}^0 - \frac{R * T * \ln Q}{n * F} \quad \text{o} \quad E_{cel} = E_{cel}^0 - \frac{2,303 * R * T * \log Q}{n * F}$$

$$E_{cel} = E_{cel}^0 - \frac{0,0592 * V}{n} * \log Q$$

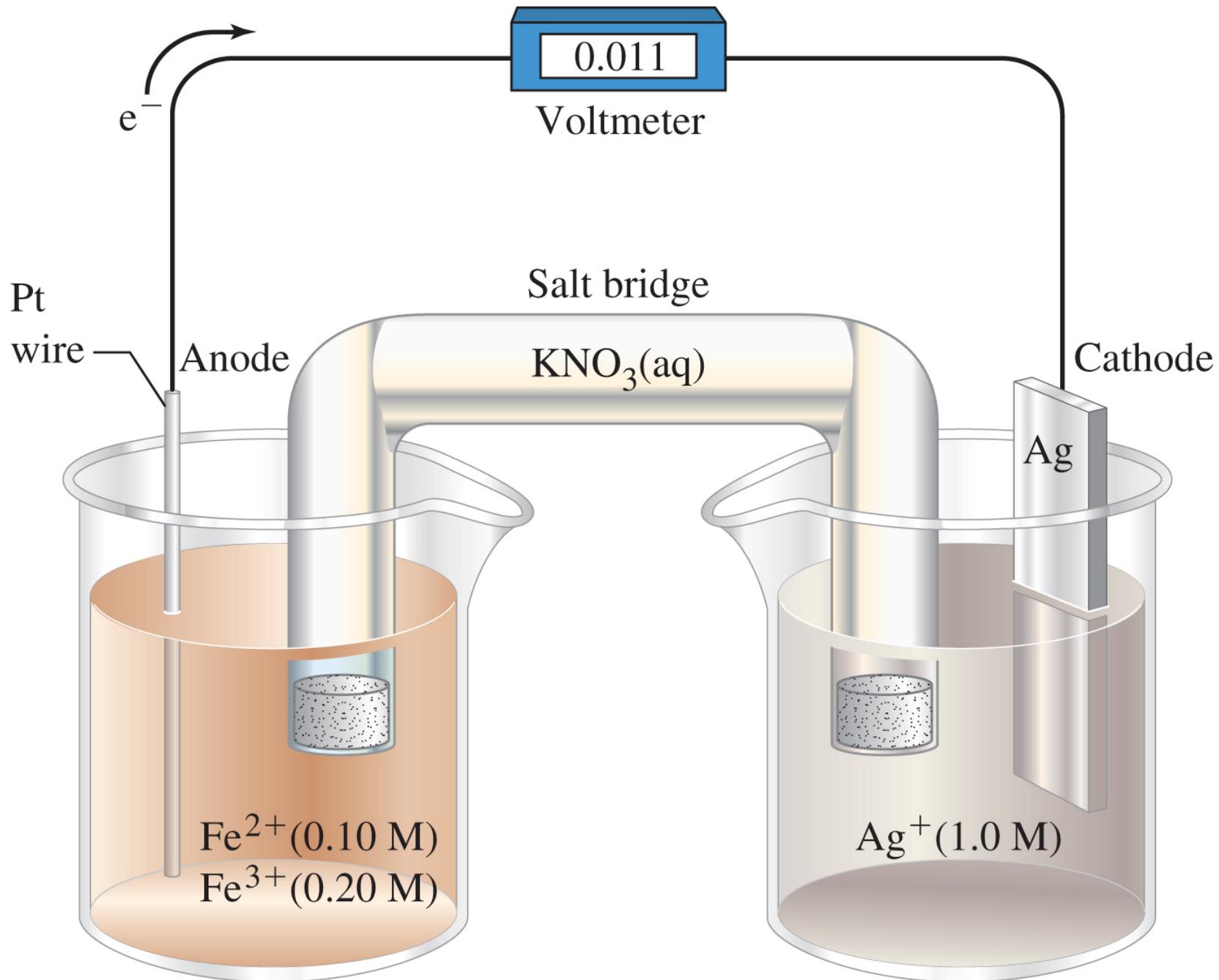


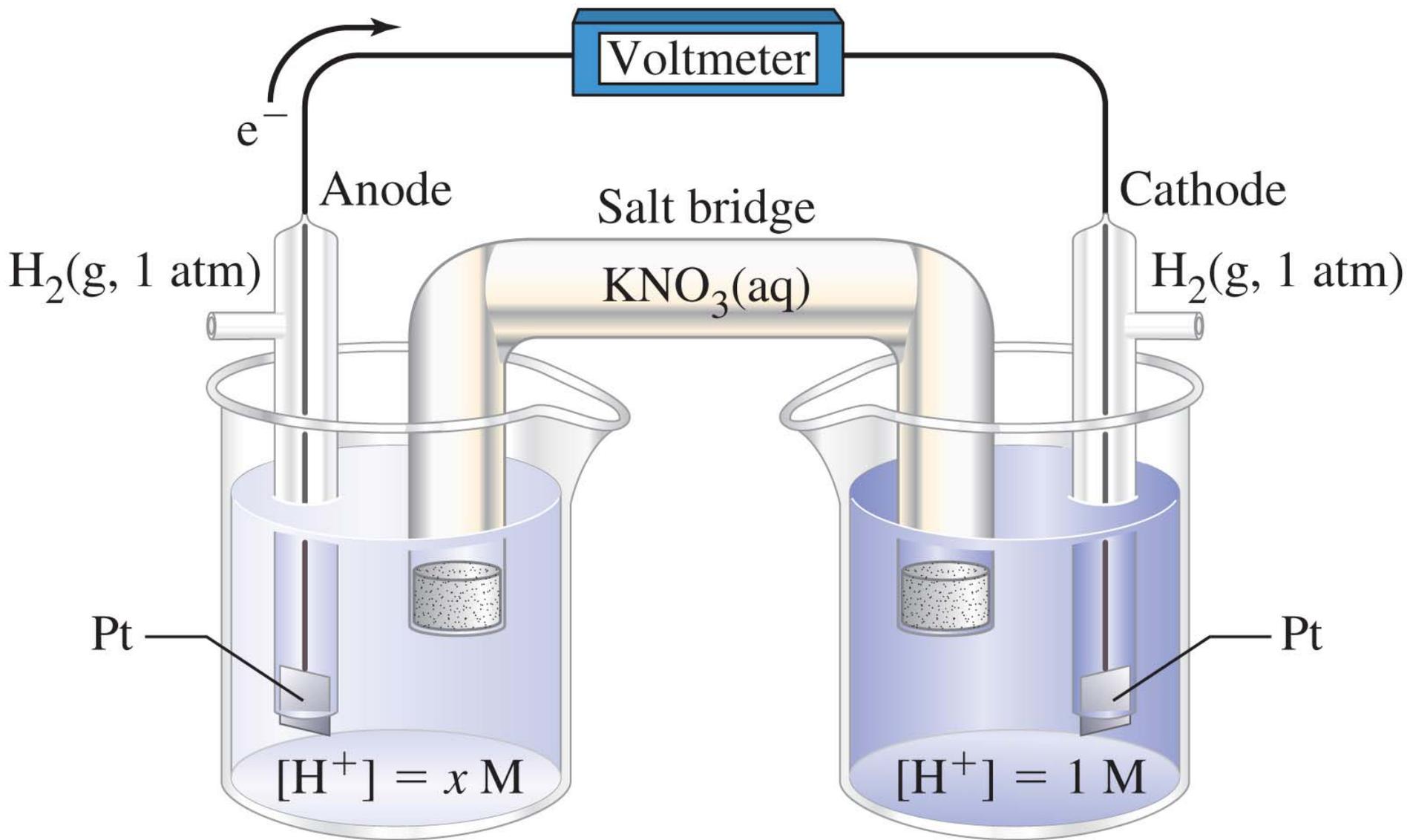
$$\log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.

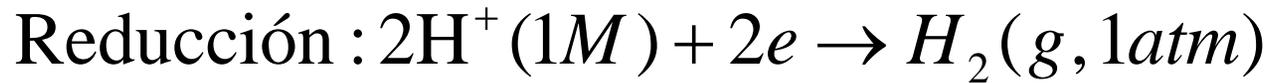
$$E_{\text{celda}} = E^0 - \frac{0,0592 * V}{n} * \log Q$$

$$y(x) = b + m * x$$





Cálculo de concentración



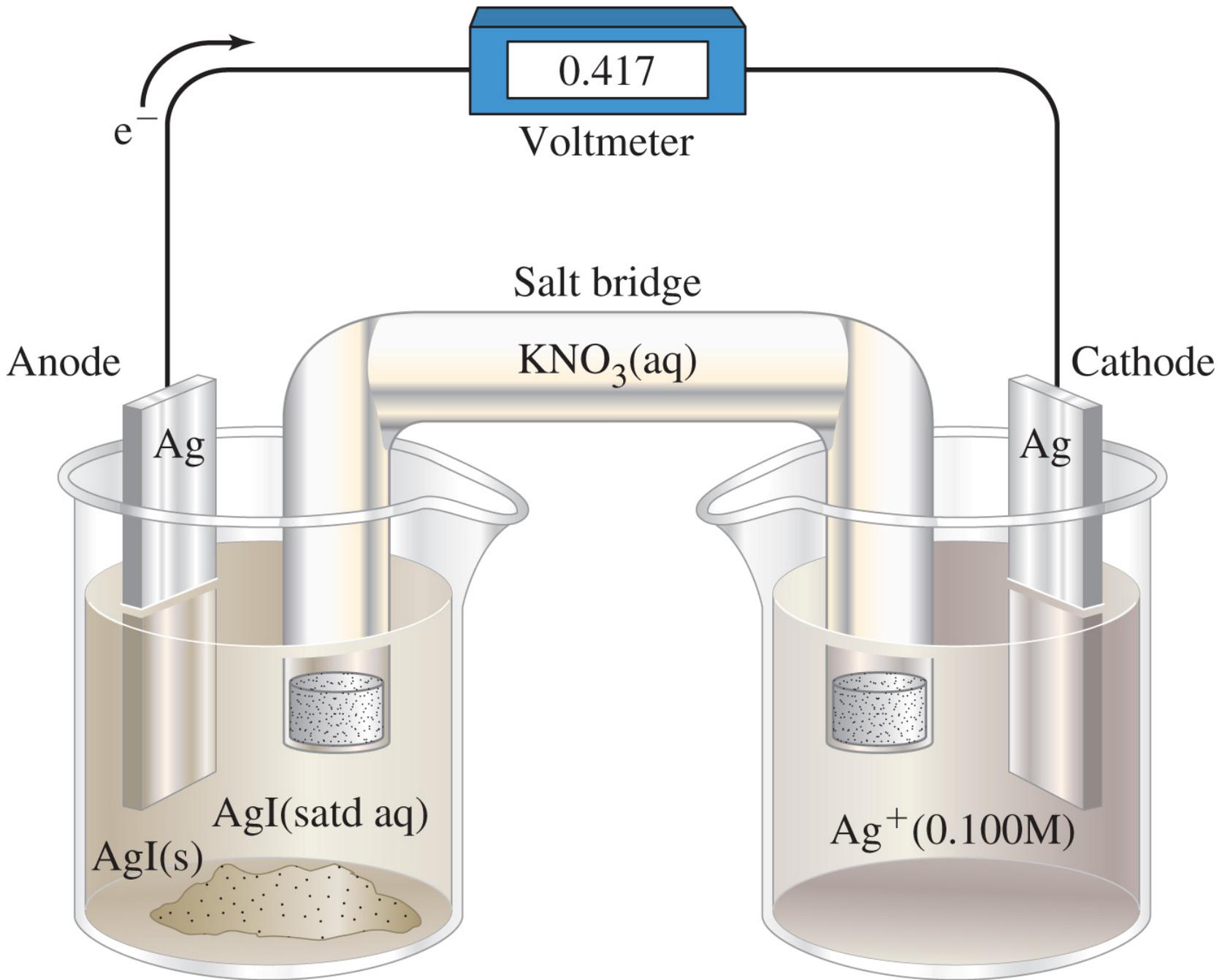
$$E^0_{celda} = E^0_{H^+/H_2} - E^0_{H_2/H^+} = 0V$$

$$E_{celda} = 0 - \frac{0,0592 * V}{2} * \log \frac{[H]^2}{1^2}$$

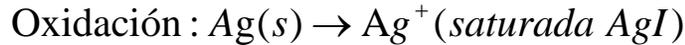
$$E_{celda} = \frac{0,0592 * V}{2} * (2 * (-\log[H]))$$

$$E_{celda} = (0,0592 * pH) V$$





Cálculo de Kps



$$E_{\text{celda}}^0 = E_{\text{H}^+ / \text{Ag}}^0 - E_{\text{Ag} / \text{Ag}^+}^0 = 0V$$

$$0,417 = 0 - \frac{0,0592 * V}{1} * \log \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{saturada AgI}}}{[\text{Ag}^+]_{0,100M}}$$

$$0,417 = 0 - \frac{0,0592 * V}{1} * \log \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{saturada AgI}}}{0,100}$$

$$0,417 = 0 - \frac{0,0592 * V}{1} * (-\log 0,100 + \log [\text{Ag}^+]_{\text{saturada AgI}})$$

$$0,417 = 0,0592 * \log 0,100 - 0,0592 * \log [\text{Ag}^+]_{\text{saturada AgI}}$$

$$0,417 = 0,0592 * (-1) - 0,0592 * \log [\text{Ag}^+]_{\text{saturada AgI}}$$

$$\frac{0,417 + 0,0592}{0,0592} = -\log [\text{Ag}^+]_{\text{saturada AgI}}$$

$$8,04 = -\log [\text{Ag}^+]_{\text{saturada AgI}} \Rightarrow [\text{Ag}^+]_{\text{saturada AgI}} = 10^{-8,04}$$

$$[\text{Ag}^+]_{\text{saturada AgI}} = 9,1 * 10^{-9} M$$

$$K_{ps} = (9,1 * 10^{-9})^2 = 8,3 * 10^{-17}$$