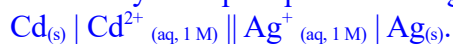


Problema855: En el laboratorio se construye una pila que tiene la siguiente notación:

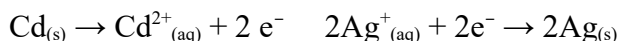
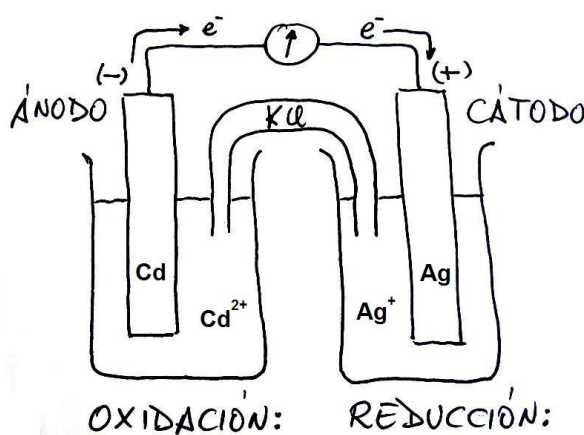


a) Indica las reacciones que tienen lugar en cada electrodo, el proceso total y calcula la fuerza electromotriz.

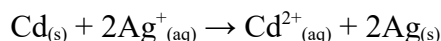
b) Detalla el material, reactivos necesarios y dibuja el montaje indicando cada una de las partes.



a) El potencial de reducción más alto (en este caso +0,80V) nos informa del electrodo que será el cátodo, en este caso la plata, el potencial de reducción más alto nos indica cuál es la sustancia más oxidante. El ion Ag^{+} oxidará al Cd.



sumamos las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo para obtener la ecuación global de la pila:



Los electrones se desprenden en la oxidación y se consumen en la reducción, circulando del ánodo al cátodo.

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}} - E^{\circ}_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = 0,80 - (-0,40) = \underline{\underline{+1,20\text{V}}}$$

b) Los electrodos los construimos con dos vasos de precipitados en donde colocamos dos barras metálicas, una de plata (cátodo) y otra de cadmio (ánodo). Llenamos los vasos con disoluciones que contengan iones de los metales, en el electrodo de plata podemos añadir una disolución de Ag^{+} , y en el electrodo de cadmio podemos añadir una disolución de Cd^{2+} , para que los electrodos estén en el estado estándar las concentraciones de los iones deben ser 1M. Las barras metálicas de los electrodos las unimos mediante unos hilos conductores a un voltímetro. Y para que las disoluciones no se carguen e impidan que salgan y entren electrones de ellas las unimos mediante un puente salino, o mediante un tabique poroso, que garantice la neutralidad de las disoluciones. Cuando unimos el ánodo con el cátodo, los electrones empezarán a fluir del ánodo al cátodo proporcionando una fuerza electromotriz de 1,20V que mediremos con el voltímetro.