

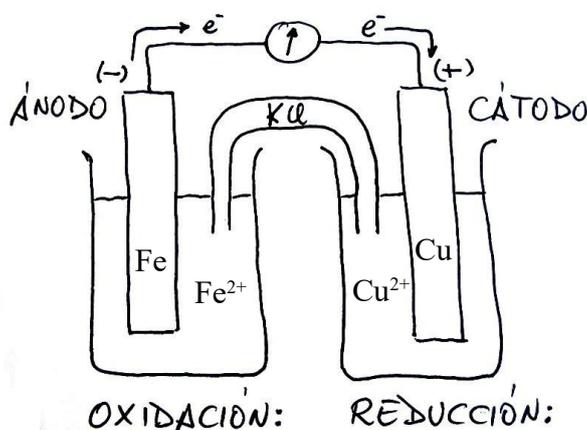
Problema860: a) Haz un esquema indicando el material y los reactivos que se necesitan para construir en el laboratorio la pila que tiene la siguiente notación:



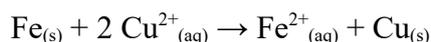
b) Escribe las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo e indique sus polaridades. Escribe la reacción iónica global y calcula la fuerza electromotriz de la pila.



a) El potencial de reducción más alto (en este caso +0,34V) nos informa del electrodo que será el cátodo, en este caso el cobre, el potencial de reducción más alto nos indica cuál es la sustancia más oxidante. El ion Cu^{2+} oxidará al Fe.



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.

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{án}} = E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = 0,34 - (-0,44) = \underline{\underline{+0,78\text{V}}}$$

b) Los electrodos los construimos con dos vasos de precipitados en donde colocamos dos barras metálicas, una de cobre (cátodo) y otra de hierro (ánodo). Llenamos los vasos con disoluciones que contengan iones de los metales, en el electrodo de cobre podemos añadir una disolución que contenga iones Cu^{2+} , y en el electrodo de hierro podemos añadir una disolución que contenga iones Fe^{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 0,78V que mediremos con el voltímetro.