

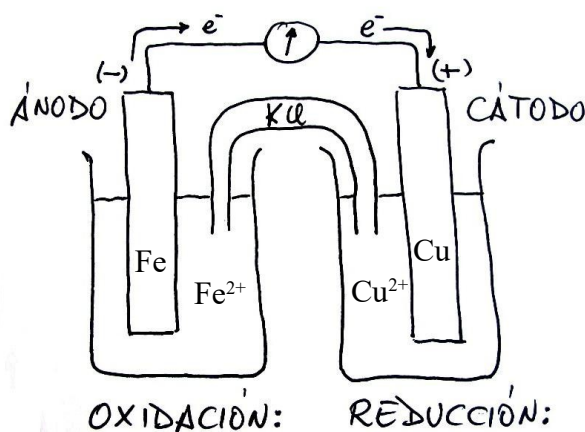
Problema860: a) Fai un esquema indicando o material e os reactivos que se necesitan para construír no laboratorio a pila que ten a seguinte notación:



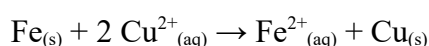
b) Escribe as semirreaccións que se producen no ánodo e no cátodo e indique as súas polaridades. Escribe a reacción iónica global e calcula a forza electromotriz da pila.



a) O potencial de redución máis alto (neste caso +0,34V) infórmanos do eléctrodo que será o cátodo, neste caso o cobre, o potencial de redución máis alto indícanos cal é a substancia máis oxidante. O ión Cu^{2+} oxidará ao Fe.



sumamos as semirreaccións que teñen lugar en cada eléctrodo para obter a ecuación global da pila:



Os electróns despréndense na oxidación e consómense na redución, circulando do ánodo ao 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) Os eléctrodos construímoslos con dous vasos de precipitados onde colocamos dúas barras metálicas, unha de cobre (cátodo) e outra de ferro (ánodo). Enchemos os vasos con disolucións que conteñan ións dos metais, no eléctrodo de cobre podemos engadir unha disolución que conteña ións Cu^{2+} , e no eléctrodo de ferro podemos engadir unha disolución que conteña ións Fe^{2+} , para que os eléctrodos estean no estado estándar as concentracións dos ións deben ser 1M. As barras metálicas dos eléctrodos unímolos mediante uns fíos condutores a un voltímetro. E para que as disolucións non se carguen e impidan que saian e entren electróns delas unímolos mediante unha ponte salina, ou mediante un tabique poroso, que garanta a neutralidade das disolucións. Cando unimos o ánodo co cátodo, os electróns empezarán a fluír do ánodo ao cátodo proporcionando unha forza electromotriz de 0,78V que mediremos co voltímetro.