

Problema855: No laboratorio constrúese unha pila que ten a seguinte notación:

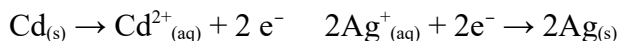
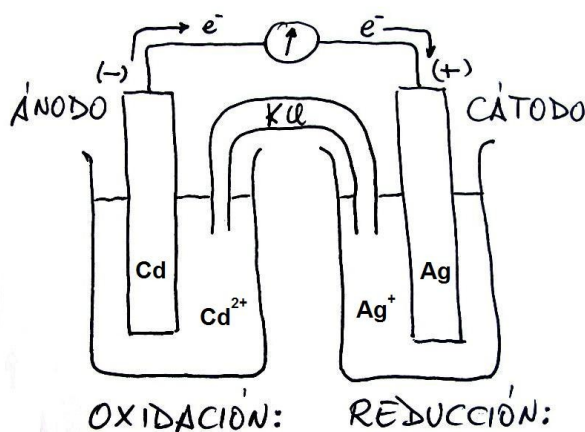


a) Indica as reaccións que teñen lugar en cada eléctrodo, o proceso total e calcula a forza electromotriz.

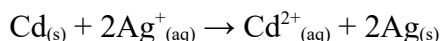
b) Detalla o material, reactivos necesarios e debuxa a montaxe indicando cada unha das partes.



a) O potencial de redución máis alto (neste caso +0,80V) infórmanos do eléctrodo que será o cátodo, neste caso a prata, o potencial de redución máis alto indícanos cal é a substancia máis oxidante. O ión Ag^{+} oxidará ao Cd.



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.

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

b) Os eléctrodos construímoslos con dous vasos de precipitados onde colocamos dúas barras metálicas, unha de prata (cátodo) e outra de cadmio (ánodo). Enchemos os vasos con disolucións que conteñan ións dos metais, no eléctrodo de prata podemos engadir unha disolución de Ag^{+} , e no eléctrodo de cadmio podemos engadir unha disolución de Cd^{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 1,20V que mediremos co voltímetro.