

Problema861: No laboratorio constrúese a seguinte pila en condicións estándar:

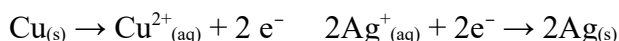
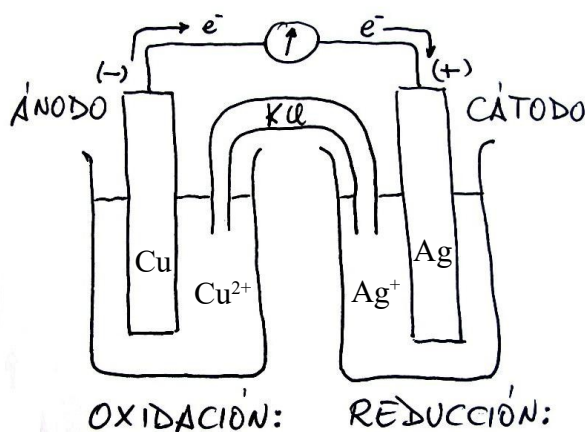


a) Fai un debuxo da montaxe, indicando o material e os reactivos necesarios.

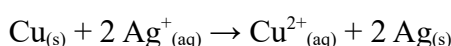
b) Escribe as semirreaccións de redución e oxidación e a reacción iónica global da pila e calcule o potencial da mesma en condicións estándar.

$$E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V e } E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$$

b) 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 Cu.



sumamos as semirreacción 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.

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}} - E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,80 - (+0,34) = \underline{+0,46 \text{ V}}$$

a) Os eléctrodos construímoslos con dous vasos de precipitados onde colocamos dúas barras metálicas, unha de prata (cátodo) e outra de cobre (ánodo). Enchemos os vasos con disolucións que conteñan ións dos metais, no eléctrodo de prata podemos engadir unha disolución que conteña ións Ag^{+} , e no eléctrodo de cobre podemos engadir unha disolución que conteña ións Cu^{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 0,46V que mediremos co voltímetro.