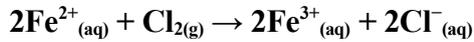


Problema876: Deduce, a partir de los potenciales de reducción estándar si la siguiente reacción:
 $2\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 2\text{Cl}^{-}_{(aq)}$ tendrá lugar en ese sentido o en el inverso. (PAU-Set-2013)



Comprobamos si esta reacción es espontánea o no:

Observamos que se oxida el $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ y que se reduce el $\text{Cl}_{2(g)}$.

Calculamos el potencial de la hipotética pila que funcionase con esos electrodos:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} - E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = +1,36 - (+0,77) = +0,59\text{V}$$

Como $E^{\circ} > 0$ y $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$, entonces $\Delta G^{\circ} < 0$, **la reacción es espontánea y por tanto el Cl_2 oxida al Fe^{2+} , por tanto la reacción tendrá lugar en este sentido.**