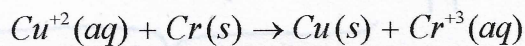


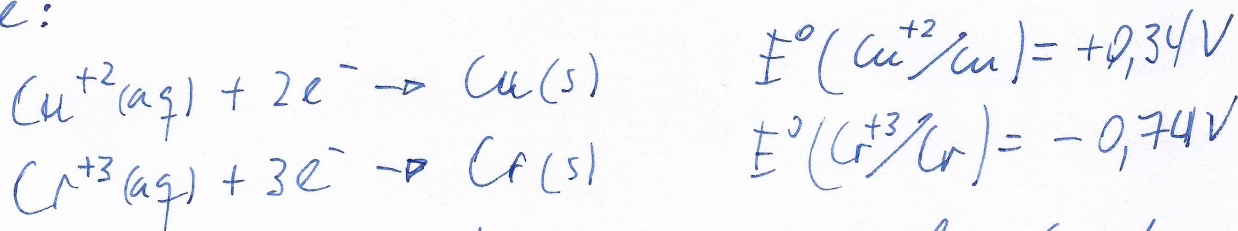
Espontaneidad de las reacciones redox. Ejemplo nº6, p247. EDEBE.

Determina si la reacción redox que se expresa mediante la ecuación iónica siguiente es espontánea o no, en condiciones estándar. En caso positivo, escribe la ecuación ajustada.

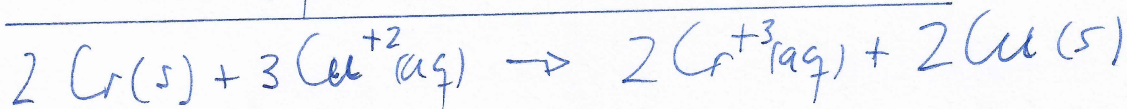
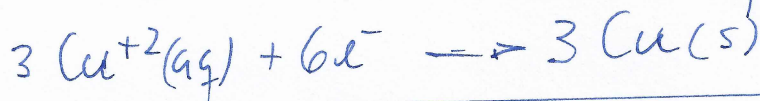
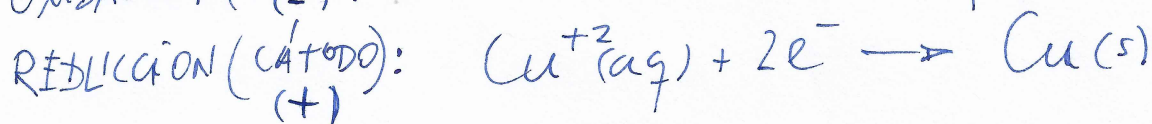


De la reacción se deduce que el cobre se reduce y el cromo se oxida.

La ecuación incluye dos semirreacciones. Si las separamos y las expresamos como aparecen en la serie de potenciales, se tiene:



El semisistema en el que tiene lugar la oxidación, el ánodo, es el de E° más negativo, es decir, el par Cr^{+3}/Cr , mientras que el semisistema en el que tiene lugar la reducción, el cátodo, es el de E° más positivo, el par Cu^{+2}/Cu .



El potencial de la pila:

$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{pila}} &= E^{\circ}_{\text{CÁTODO}} - E^{\circ}_{\text{ÁNODO}} = E^{\circ}(\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Cr}^{+3}/\text{Cr}) = \\ &= +0,34\text{V} - (-0,74\text{V}) = \boxed{1,08\text{V}} \end{aligned}$$

Al ser $E^{\circ}_{\text{pila}} > 0$, la reacción es espontánea.