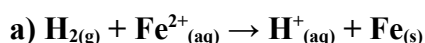
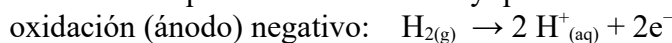


Problema870: Utilizando la tabla de potenciales normales, razona si las siguientes reacciones serán espontáneas.

- a)  $\text{H}_{2(g)} + \text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{H}^{+}_{(aq)} + \text{Fe}_{(s)}$   
 b)  $\text{Ni}_{(s)} + \text{H}^{+}_{(aq)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$   
 c)  $\text{Zn}_{(s)} + \text{Ni}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{Ni}_{(s)}$   
 d)  $\text{Al}_{(s)} + \text{Pb}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + \text{Pb}_{(s)}$   
 e)  $\text{Sn}_{(s)} + 2 \text{H}^{+}_{(aq)} \rightarrow \text{Sn}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$   
 f)  $\text{Cu}_{(s)} + \text{Pb}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Pb}_{(s)}$   
 g)  $\text{Al}_{(s)} + \text{Ni}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + \text{Ni}_{(s)}$   
 h)  $\text{Cl}_{2(g)} + 2 \text{F}^{-}_{(aq)} \rightarrow 2 \text{Cl}^{-}_{(aq)} + \text{F}_{2(g)}$



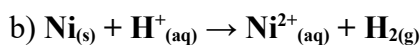
Observamos que sustancia se oxida y que sustancia se reduce:



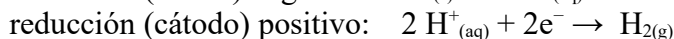
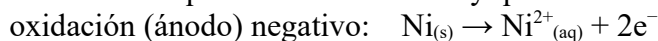
Calculamos el potencial de la hipotética pila que funcionase con esos electrodos:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} - E^{\circ}_{\text{H}^{+}/\text{H}_2} = -0,44 - (0,00) = -0,44\text{V}$$

Si el  $E^{\circ}_{\text{pila}} < 0$ , dado que  $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$ , se obtiene que  $\Delta G^{\circ} > 0$ , por lo que **la reacción no será espontánea**.



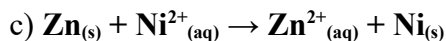
Observamos que sustancia se oxida y que sustancia se reduce:



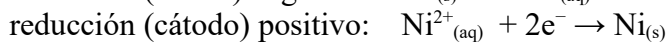
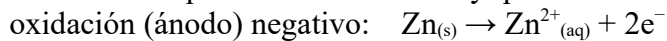
Calculamos el potencial de la hipotética pila que funcionase con esos electrodos:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{H}^{+}/\text{H}_2} - E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = 0,00 - (-0,25) = +0,25\text{V}$$

Si el  $E^{\circ}_{\text{pila}} > 0$ , dado que  $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$ , se obtiene que  $\Delta G^{\circ} < 0$ , por lo que **la reacción sí será espontánea**.



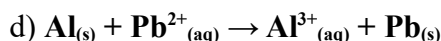
Observamos que sustancia se oxida y que sustancia se reduce:



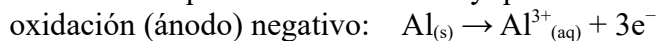
Calculamos el potencial de la hipotética pila que funcionase con esos electrodos:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,25 - (-0,76) = +0,51\text{V}$$

Si el  $E^{\circ}_{\text{pila}} > 0$ , dado que  $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$ , se obtiene que  $\Delta G^{\circ} < 0$ , por lo que **la reacción sí será espontánea**.



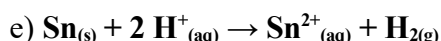
Observamos que sustancia se oxida y que sustancia se reduce:



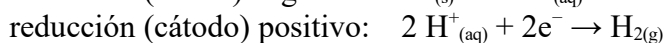
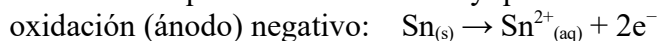
Calculamos el potencial de la hipotética pila que funcionase con esos electrodos:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} - E^{\circ}_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -0,13 - (-1,66) = +1,53\text{V}$$

Si el  $E^{\circ}_{\text{pila}} > 0$ , dado que  $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$ , se obtiene que  $\Delta G^{\circ} < 0$ , por lo que **la reacción sí será espontánea.**



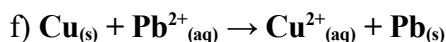
Observamos que sustancia se oxida y que sustancia se reduce:



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

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{H}^{+}/\text{H}_2} - E^{\circ}_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = 0,00 - (-0,14) = +0,14\text{V}$$

Si el  $E^{\circ}_{\text{pila}} > 0$ , dado que  $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$ , se obtiene que  $\Delta G^{\circ} < 0$ , por lo que **la reacción sí será espontánea.**



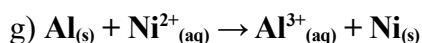
Observamos que sustancia se oxida y que sustancia se reduce:



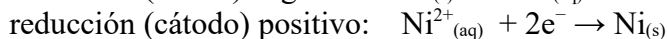
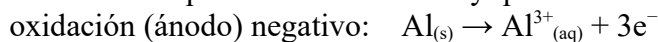
Calculamos el potencial de la hipotética pila que funcionase con esos electrodos:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} - E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = -0,13 - (+0,34) = -0,47\text{V}$$

Si el  $E^{\circ}_{\text{pila}} < 0$ , dado que  $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$ , se obtiene que  $\Delta G^{\circ} > 0$ , por lo que **la reacción no será espontánea.**



Observamos que sustancia se oxida y que sustancia se reduce:



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

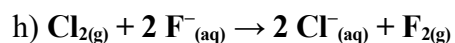
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - E^{\circ}_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -0,25 - (-1,66) = +1,41\text{V}$$

Si el  $E^{\circ}_{\text{pila}} > 0$ , dado que  $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$ , se obtiene que  $\Delta G^{\circ} < 0$ , por lo que **la reacción sí será espontánea.**

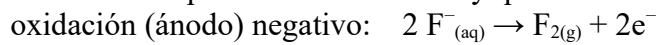
---

**RED-OX**

---



Observamos que sustancia se oxida y que sustancia se reduce:



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

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{án}} = E^{\circ}_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} - E^{\circ}_{\text{F}_2/\text{F}^-} = +1,36 - (+2,87) = -1,51 \text{ V}$$

Si el  $E^{\circ}_{\text{pila}} < 0$ , dado que  $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{\text{pila}}$ , se obtiene que  $\Delta G^{\circ} > 0$ , por lo que **la reacción no será espontánea.**