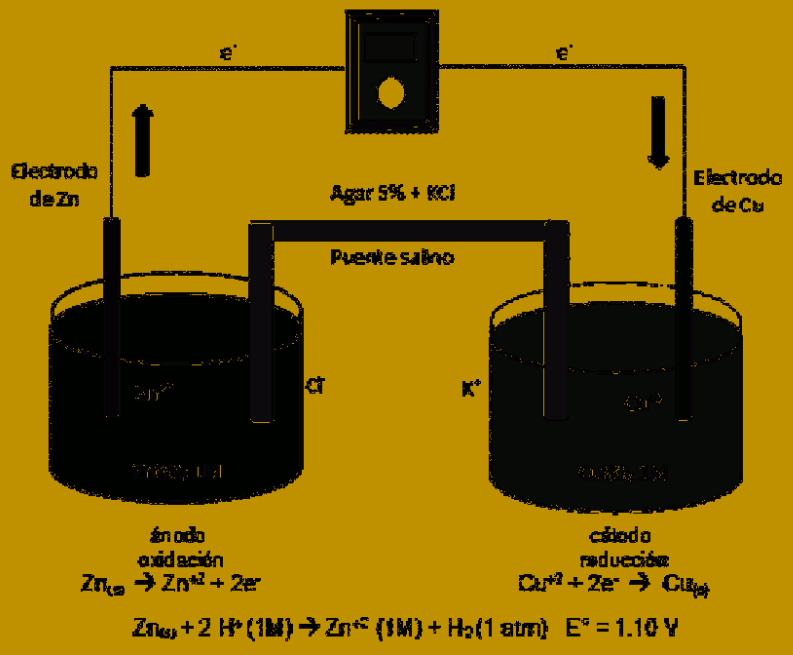
SUME

Sistema Universitario de Multimodalidad Educativa

Problemas resueltos de Celdas voltaicas



1. **Una celda galvánica se compone de un electrodo de Sn en una disolución 1M de $Sn(NO_3)_2$ y un electrodo de Zn en una disolución 1M de $Zn\ (NO_3)2$. Calcule la fem estándar de la celda.**

La reacción que se plantea

$$\boldsymbol{Sn_s + Zn_{ac}^{+2}\ (1M) \rightarrow Sn^{+}\ (1M) + Zn_s} \qquad \boldsymbol{E^{\circ}} = ?$$

$$Sn_s \rightarrow Sn^{+2}\ (1M) + 2e^{-} \qquad E^{\circ} = -0.14 \qquad ánodo\ (oxi)$$

$$Zn^{+2}\ (1M) + 2e^{-} \rightarrow Zn_s \qquad E^{\circ} = -0.76 \qquad cátodo\ (red)$$

$$\boldsymbol{Sn_s + Zn_{ac}^{+2}\ (1M) \rightarrow Sn^{+2}\ (1M) + Zn_s} \quad \text{Reacción global}$$

$$E_{celda}^{\circ} = E_{cat}^{\circ} - E_{ano}^{\circ}$$

$$= E_{zn^{+2},zn}^{\circ} - E_{Sn^{+2},Sn}^{\circ}$$

$$= -0.76 - (-0.14) = -0.62v$$

➔ El signo (-) de E_{Celda}° indica que la reacción de reducción no es espontanea.

El Sn no puede reducir al Zn^{+2}

➔ La reacción que si es espontanea es la que se invierte

Ánodo= $E^{\circ} = -0.76$

$$Sn^{+2}(1M) + Zn_s \rightarrow Sn_s + Zn^{+2}\ (M)$$

Cátodo= $E^{\circ} = +0.62v$

$$E_{celda}^{\circ} = E_{cat}^{\circ} - E_{ano}^{\circ}$$

$$= 0.14 - (-0.76) = +0.62v$$

Nota: Invertir es cambiar el orden de reactivos y de los productos

2. **Ordene las siguientes especies químicas de mayor a menor facilidad de reducción: $H^+_{(ac)}$, $I_{2(s)}$, $Na^+_{(ac)}$, $Ag^+_{(ac)}$ y $H_2O_{(l)}$**

"Se reducen más fácilmente las especies que tengan tendencia a disminuir su capacidad como agentes oxidantes" $Ag^+_{(ac)} > I_{2(s)} > 2H^+_{(ac)} > H_2O_{(l)} > Na^+$

3. **Prediga lo que sucederá si se añade bromo molecular (Br_2) a una disolución que contenga NaCl NaI suponga que todas las especies están en su estado estándar.**

Ec. En orden como están en la tabla

$Cl_2\,(atm) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-\,(1M)$ E° = 1.36 V

No lo oxida

$Br_{2(l)} + 2e^- \rightarrow 2Br^-\,(1M)$ E° = 1.07 V

Si oxida

$I_{2(s)} + 2e^- \rightarrow 2I^-\,(1M)$ E° = 0.53 V

De la regla diagonal el Br_2 oxida al I^- pero no al Cl^- por lo tanto, la única reacción que ocurrirá en C.S. es:

Ag RED	$2\,I^-\,(1M) \rightarrow I_{2(s)} + 2e^-$	**ano oxi**
Ag OXI	$Br_{2\,(l)} + 2e^- \rightarrow 2Br^-\,(1M)$	**cat red**
	$2\,I^-\,(1M) + Br_{2\,(l)} \rightarrow I_{2(s)} + 2Br^-\,(1M)$	**Reacción global**

4. **¿El Sn puede reducir $Zn^{+2}_{(ac)}$ en condiciones estándar?**

Si reduce

$Sn^{+2}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Sn_{(s)}$ E° = - 0.14

No reduce

$Zn^{+2}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$ E° = -0.76

El estaño no puede reducir al Zn^{+2} por no cumplir con la regla diagonal se encuentra abajo.

5. **El Mg metálico se oxida y los iones plata se reducen en una celda voltaica con semi celdas $[\boldsymbol{Mg^{+2}\ (1m)}\ ,\boldsymbol{Mg_s}]\ \boldsymbol{y}\ \ [\boldsymbol{Ag^{+}_{ac}\ (1m)},\boldsymbol{Ag_s}]$**

a) Marque cada parte de la celda

b) Escriba las ecuaciones para las semirreacciones y la ecuación neta de la celda de la tabla de E°

$$Ag^{+}\ (1M) + e^{-} \rightarrow Ag_s \quad E^{\circ} = 0.80v$$

$$Mg^{+2}\ (1M) + 2e^{-} \rightarrow Mg_S \quad E^{\circ} = -2.37v$$

Aplicación de la regla diagonal;

$$Ag^{+}\ oxidará\ al\ Mg_s\ \ o\ bien\ el\ Mg_s reducirá\ al\ Ag^{+}$$

$$[AgRed]\ \ Mg_s \rightarrow Mg^{+2}(1M) + 2e^{-}\ ánodo\ (oxi) \quad E^{\circ} = -2.37v$$

$$[AgOxi]\ \ 2Ag^{+}(1M) + 2e^{-} \rightarrow 2Ag_s\ cátodo\ (red) \quad E^{\circ} = 0.80v$$

$$\underline{Reacción\ global \quad Mg_s + 2Ag^{+}(1M) \rightarrow Mg^{+2}\ (1M) + 2Ag_s}$$

$$E^{\circ}_{celda} = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{ano}$$

$$E^{\circ}_{celda} = E^{\circ}_{Ag^{+2}\,,Ag} - E^{\circ}_{Mg^{+2}\,,Mg}$$

$$E^{\circ}_{celda} = 0.80v - (-2.37v) = 3.17\ v$$

E°_{celda} es $(+)$ por lo tanto la reacción es espontanea

6. **Se construye una semi celda voltaica con alambre de plata sumergido en una solución de $AgNO_3$ de concentración desconocida la otra semicelda consta de un electrodo de Zn en una solución de 1m de $Zn(NO_3)_2$. Se mide un voltaje de 1.48v para esta celda. Use esta información para calcular la concentración de Ag^+_{ac}**

Comparando Ag con Zn, Ag es un peor agente reductor y Zn es mejor agente reductor Ag se oxida y Zn se oxida y $Ag^+ con\ Zn^{+2}$

$$* E^\circ = E^\circ_{cat} - E^\circ_{ano}$$

$$= 0.80 - (-0.763)$$

$$= 1.563\ v$$

$$[AgRed] \qquad Zn_S \rightarrow Zn^{+2} + 2e^- \ E^\circ = -0.763 \qquad ano \quad oxi$$

$$[AgOxi] \qquad 2(Ag^{+1}_{ac} + 1e^- \rightarrow Ag_s)\ E^\circ = 0.80 \qquad cat \quad red$$

Reacción global $\quad Zn_s + 2Ag^+_{ac} \rightarrow Zn^{+2}_{ac} + 2Ag_s \quad E^\circ = 1.563\ v$

$$Q = \frac{[Zn^{+2}]}{[Ag^+]^{+2}} = \frac{1}{[Ag^{+1}]^2};$$

$$n = 2$$

$$E = 1.48\ v$$

$$1.48 = 1.563 - \frac{0.0257}{2} \ln\left[\frac{1}{[Ag^+]^2}\right]$$

$$e^{6.4591} = \frac{1}{[Ag^+]^2}$$

$$[Ag^+] = 0.0395$$

7. **Se construye una media celda de una celda voltaica con un alambre de cobre sumergido en la solución de $4.8x10^{-3}M$ DE $Cu(NO_3)_2$ La otra semicelda consta de un electrodo de cinc en una solución 0.40M de $Zn(NO_3)_2$ calcule el potencial de la celda.**

$$[AgRed] \quad Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^- \qquad E^\circ = -0.76V \qquad ánodo \qquad oxi$$

$$[AgOxi] \quad Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu \qquad E^\circ = 0.34V \qquad cátodo \qquad red$$

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{cat} - E^\circ_{ano} = 0.34v - (-0.76v) = 1.1v$$

$$E^\circ_{celda} = 1.1v - \frac{0.0257}{n} \ln \frac{[Zn^{+2}]}{[Cu^{+2}]}$$

$$E^\circ_{celda} = 1.1v - \frac{0.0257}{2} \ln \frac{[.40M]}{[4.8 + 10^{-3}M]}$$

$$E^\circ_{CELDA} = 1.04V$$

8. **Se construye una semi celda de una celda voltaica con un alambre de hierro sumergido en una solución de $Fe(NO_3)_2$ de concentración desconocida. La otra semicelda es un electrodo estándar de hidrógeno se mide un voltaje de 0.49v para esta celda. Use esta información para calcular la concentración de Fe^{+2}_{ac}**

$[AgRed]$	$Fe \rightarrow Fe^{+2} + 2e^-$	$E^\circ = -0.44v$	ano	oxi
$[AgOxi]$	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	$E^\circ = 0$	cat	red

$$Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{+2} + H_2$$

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{cat} - E^\circ_{ano} = 0 - (-.44v) = 0.44v$$

$$E^\circ_{celda} = E^\circ - \frac{0.0257}{n} \ln \frac{[Fe^{+2}]}{[H^+]^2}$$

$$(0.49 = 0.44 - \frac{0.0257v}{2} \ln \frac{[Fe^{+2}]}{[1]^2}) - 1$$

$$-0.5 = .01285 \ln[Fe^{+2}]$$

$$-3.89 = \ln[Fe^{+2}]$$

$$[Fe^{+2}] = .020M$$