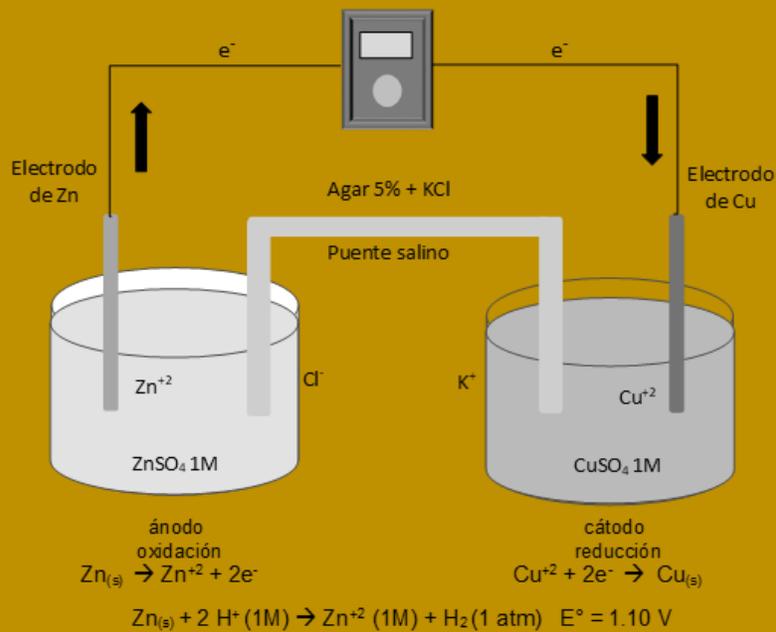


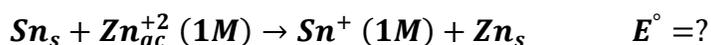
Problemas de Celdas voltaicas

Mtra. Amanda Enriqueta Violante Gavira



1. Una celda galvánica se compone de un electrodo de Sn en una disolución 1M de $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ y un electrodo de Zn en una disolución 1M de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Calcule la fem estándar de la celda.

La reacción que se plantea



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

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

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

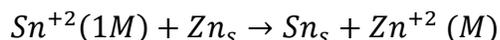
→ El signo (-) de E_{celda}° indica que la reacción de reducción no es espontánea.

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

→ La reacción que si es espontánea es la que se invierte

*Nota :

$$\text{Ánodo} = E^\circ = -0.76$$



$$\text{Cátodo} = E^\circ = +0.62v$$

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

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

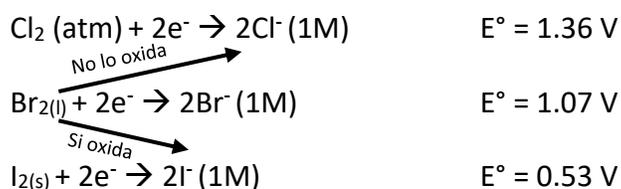
Nota: Invertir es cambiar el orden de reactivos y de los productos

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

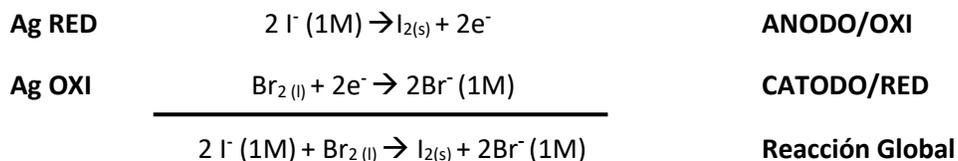
“Se reducen más fácilmente las especies que tengan tendencia a disminuir su capacidad como agentes oxidantes” $Ag^+_{(ac)} > I_{2(s)} > 2H^+_{(ac)} > H_2O_{(l)} > Na^+$

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.

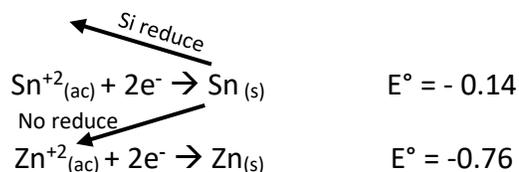
Ec. En orden como están en la tabla



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:



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



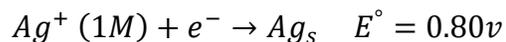
El estaño no puede reducir al Zn^{2+} por no cumplir con la regla diagonal se encuentra abajo.

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

a) Marque cada parte de la celda

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

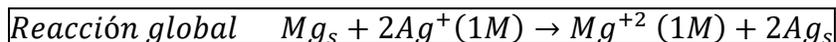
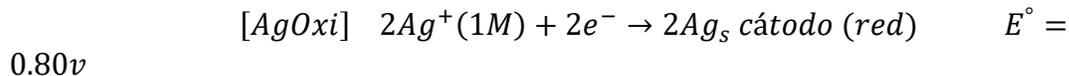
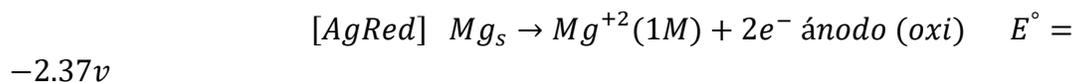
de la tabla de E°



Aplicación de la regla diagonal;

Ag⁺ oxidará al Mg_s

o bien el Mg_s reducirá al Ag⁺



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

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

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

E_{celda}° es (+) por lo tanto la reacción es espontanea

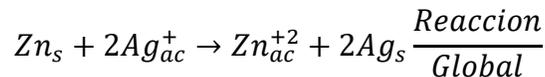
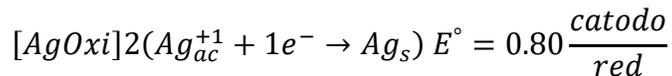
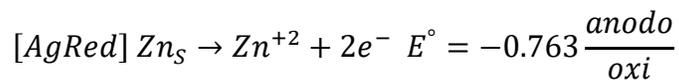
6. Se construye una semi celda voltaica con alambre de plata sumergido en una solución de $AgNO_3$ de concentración desconocida la otra semicelda consta de un electrodo de Zn en una solución de 1m de $Zn(NO_3)_2$. Se mide un voltaje de 1.48v para esta celda. Use esta información para calcular la concentración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

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}

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

$$= 0.80 - (-0.763)$$

$$= 1.563 \text{ v}$$



$$* E^\circ = 1.563 \text{ v}$$

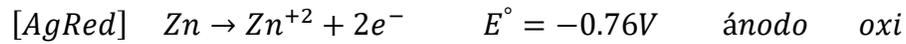
$$Q = \frac{[Zn^{+2}]}{[Ag^+]^2} = \frac{1}{[Ag^+]^2}; n = 2; E = 1.48 \text{ v}$$

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

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

$$[Ag^+] = 0.0395$$

7. Se construye una media celda de una celda voltaica con un alambre de cobre sumergido en la solución de $4.8 \times 10^{-3} M$ 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.



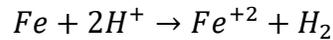
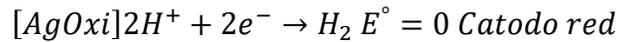
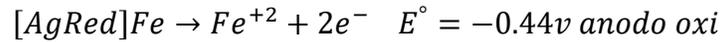
$$E_{celda}^{\circ} = E_{cat}^{\circ} - E_{ano}^{\circ} = 0.34v - (-0.76v) = 1.1v$$

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

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

$$E_{CELDA}^{\circ} = 1.04V$$

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}



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

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

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

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

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

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