

COLOQUIO N° 17:

PROCESOS DE OXIDACIÓN REDUCCIÓN.

Ecuaciones Básicas

$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$	Calcula la fem estándar de una celda galvánica.
$\Delta G = -nFE_{\text{celda}}$	Relaciona el cambio de energía libre con la fem de la celda.
$\Delta G^{\circ} = -nFE_{\text{celda}}^{\circ}$	Relaciona el cambio de energía libre estándar con la fem estándar de la celda.
$E_{\text{celda}}^{\circ} = \frac{0.0257 \text{ V}}{n} \ln K$	Relaciona la fem estándar de la celda con la constante de equilibrio.
$E_{\text{celda}}^{\circ} = \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log K$	Relaciona la fem estándar de la celda con la constante de equilibrio.
$E = E^{\circ} - \frac{0.0257 \text{ V}}{n} \ln Q$	Relaciona la fem de la celda con las concentraciones bajo condiciones de estado no estándar.
$E = E^{\circ} - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \log Q$	Relaciona la fem de la celda con las concentraciones bajo condiciones de estado no estándar.

NOTA: Los problemas con el símbolo ** están propuestos para resolver en clase.

** PROBLEMA 1.

Complete y balancee las siguientes semirreacciones. En cada caso, indique si la semirreacción es una oxidación o una reducción.

- | | |
|--|---|
| a) $\text{Sn}^{2+}_{(ac)} \rightarrow \text{Sn}^{4+}_{(ac)}$ (solución ácida) | f) $\text{SO}_3^{2-}_{(ac)} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}_{(ac)}$ (solución básica) |
| b) $\text{TiO}_{2(s)} \rightarrow \text{Ti}^{2+}_{(ac)}$ (solución ácida) | g) $\text{N}_{2(g)} \rightarrow \text{NH}_{3(g)}$ (solución básica) |
| c) $\text{ClO}_3^{-}_{(ac)} \rightarrow \text{Cl}^{-}_{(ac)}$ (solución ácida) | h) $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}_{(ac)}$ (solución básica) |
| d) $\text{N}_{2(g)} \rightarrow \text{NH}_4^{+}_{(ac)}$ (solución ácida) | i) $\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ (solución ácida) |
| e) $\text{OH}^{-}_{(ac)} \rightarrow \text{O}_{2(g)}$ (solución básica) | j) $\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ (solución básica) |

PROBLEMA 2.

Indique si las siguientes ecuaciones balanceadas implican oxidación-reducción. Si lo hacen, identifique los elementos que experimentan cambios en el número de oxidación.

- $\text{PBr}_{3(l)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_{4(ac)} + 3\text{HBr}_{(ac)}$
- $\text{NaI}_{(ac)} + 3\text{HOCl}_{(ac)} \rightarrow \text{NaIO}_{3(ac)} + 3\text{HCl}_{(ac)}$
- $3\text{SO}_{2(g)} + 2\text{HNO}_{3(ac)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 3\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} + 2\text{NO}_{(g)}$
- $2\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} + 2\text{NaBr}_{(s)} \rightarrow \text{Br}_{2(l)} + \text{SO}_{2(g)} + \text{Na}_2\text{SO}_{4(ac)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

PROBLEMA 3.

Indique si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:

- Si algo se oxida, formalmente pierde electrones.
- Para la reacción $\text{Co}^{2+}_{(ac)} + \text{Fe}^{3+}_{(ac)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(ac)} + \text{Fe}^{2+}_{(ac)}$, $\text{Fe}^{3+}_{(ac)}$ es el agente reductor y $\text{Co}^{2+}_{(ac)}$ es el agente oxidante.
- Si no existen cambios en el estado de oxidación de los reactivos o de los productos de una reacción en particular, esa reacción no es una reacción redox.
- Si algo se reduce, formalmente pierde electrones.
- Un agente reductor se oxida al reaccionar.
- Algunos agentes oxidantes pueden convertir el CO en CO_2

** PROBLEMA 4.

A 900 °C el vapor de tetracloruro de titanio reacciona con magnesio metálico fundido para formar titanio metálico sólido y cloruro de magnesio fundido.

- Escriba una ecuación balanceada para esta reacción.
- ¿Qué sustancia se oxida y cuál se reduce?
- ¿Cuál sustancia es el reductor y cuál es el oxidante?

PROBLEMA 5.

La hidracina (N_2H_4) y el tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4) forman una mezcla autoexplosiva que se ha utilizado como un propulsor de cohetes. Los productos de la reacción son N_2 y H_2O .

- Escriba una ecuación química balanceada para esta reacción.
- ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?
- ¿Cuál sustancia actúa como agente reductor y cuál como agente oxidante?

* ** PROBLEMA 6.

Balacee las siguientes ecuaciones redox por el método de ion-electrón:

- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ (solución ácida)
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (solución ácida)
- $\text{CN}^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{CNO}^- + \text{MnO}_2$ (solución básica)
- $\text{Br}_2 \rightarrow \text{BrO}_3^- + \text{Br}^-$ (solución básica)
- $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ (solución ácida)
- $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{SnO}_2^{2-} \rightarrow \text{SnO}_3^{2-} + \text{Bi}$ (solución básica)
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CO}_2$ (solución ácida)
- $\text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{ClO}_2$ (solución ácida)

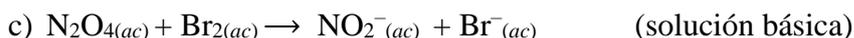
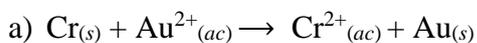
PROBLEMA 7.

Balacee la ecuación global siguiendo el método de las semirreacciones:

- $\text{FeS} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Fe}^{2+}$ (solución ácida)
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$ (solución ácida)
- $\text{S}^{2-} + \text{Cl}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ (solución básica)

PROBLEMA 8.

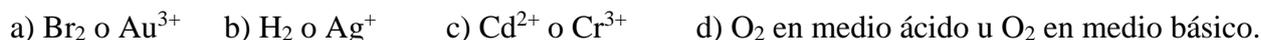
Para cada siguiente ecuación sin balancear, i) escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, ii) identifique la especie que pierde y la especie que gana electrones y iii) escriba la ecuación balanceada iónica neta de la reacción global.


**** PROBLEMA 9.**

Prediga si el Fe^{3+} puede oxidar al ion I^- hasta I_2 en condiciones de estado estándar.

PROBLEMA 10.

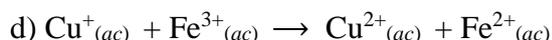
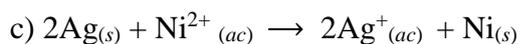
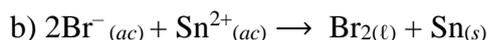
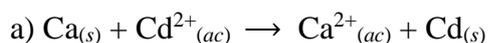
¿Cuál especie de cada uno de los siguientes pares es mejor agente oxidante en condiciones de estado estándar?


**** PROBLEMA 11.**

Calcule la fem estándar de una celda que utiliza las reacciones de semicelda Mg/Mg^{2+} y Cu/Cu^{2+} a 25°C . Escriba la ecuación de la reacción de la celda en condiciones de estado estándar.

PROBLEMA 12.

Prediga si las siguientes reacciones sucederán espontáneamente en disolución acuosa a 25°C . Suponga que la concentración inicial de todas las especies disueltas es de 1.0 M.


**** PROBLEMA 13.**

¿Cuál es la constante de equilibrio de la siguiente reacción a 25°C ?


PROBLEMA 14.

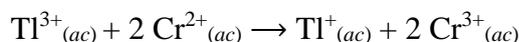
La constante de equilibrio de la reacción



es de 2.69×10^{12} a 25°C . Calcule el E° de la celda formada por las semiceldas de Sr/Sr^{2+} y Mg/Mg^{2+} .

PROBLEMA 15.

Una celda voltaica tiene un potencial estándar de celda medido de +1.19 V cuando utiliza la reacción



- Escriba las dos semirreacciones.
- Mediante los datos del apéndice, determine E°_{red} para la reducción de $\text{Ti}^{3+}_{(ac)}$ a $\text{Ti}^{+}_{(ac)}$.
- Esquematice la celda voltaica, señale el ánodo y el cátodo e indique la dirección del flujo de electrones.

**** PROBLEMA 16.**

Una celda galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución de Cu^{2+} 0.10 M y un electrodo de hidrógeno sumergido en una disolución de ácido acético muestra un potencial de 0.480 V. Calcule el pH de la disolución acética.

Datos: $E^{\circ} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 = +0.340 \text{ V}$; Presión $\text{H}_2 = 1 \text{ atm}$

**** PROBLEMA 17.**

¿Qué reacción espontánea se llevará a cabo en condiciones de estado estándar entre los iones Ce^{4+} , Ce^{3+} , Fe^{3+} y Fe^{2+} en disolución acuosa? Calcule el ΔG° y la K_c de la reacción.

PROBLEMA 18.

Dado que $E^{\circ} = 0.52 \text{ V}$ para la reacción de reducción $\text{Cu}^{+}_{(ac)} + e^{-} \longrightarrow \text{Cu}_{(s)}$, calcule el E° , el ΔG° y la K de la siguiente reacción a 25°C :


PROBLEMA 19.

Escriba la ecuación de Nernst para los siguientes procesos a cierta temperatura T:

- $\text{Mg}_{(s)} + \text{Sn}^{2+}_{(ac)} \longrightarrow \text{Mg}^{2+}_{(ac)} + \text{Sn}_{(s)}$
- $2\text{Cr}_{(s)} + 3\text{Pb}^{2+}_{(ac)} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}_{(ac)} + 3\text{Pb}_{(s)}$

**** PROBLEMA 20.**

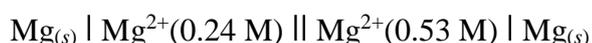
¿Cuál es el potencial de una celda formada por las semiceldas de Zn/Zn^{2+} y Cu/Cu^{2+} a 25°C , si $[\text{Zn}^{2+}] = 0.25 \text{ M}$ y $[\text{Cu}^{2+}] = 0.15 \text{ M}$?

PROBLEMA 21.

Calcule el potencial estándar de una celda formada por la semicelda de Zn/Zn^{2+} y el EEH. ¿Cuál será la fem de la celda si $[\text{Zn}^{2+}] = 0.45 \text{ M}$, $\text{PH}_2 = 2.0 \text{ atm}$ y $[\text{H}^{+}] = 1.8 \text{ M}$?

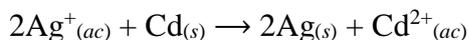
PROBLEMA 22.

Calcule la fem de la siguiente celda de concentración:



PROBLEMA 23.

Considere la celda voltaica que funciona a 298K:



- ¿Cuál es la E° para esta celda?
- Si la $[\text{Cd}^{2+}] = 2.0 \text{ M}$ y la $[\text{Ag}^+] = 0.25 \text{ M}$, ¿cuál es la E_{celda} ?
- Si la $E_{\text{celda}} = 1.25 \text{ V}$ y $[\text{Cd}^{2+}] = 0.100 \text{ M}$, ¿cuál es la $[\text{Ag}^+]$?

**** PROBLEMA 24.**

Calcule E° celda a partir de los potenciales estándar de reducción tabulados de las siguientes reacciones en solución acuosa. Luego calcule ΔG° y K_{eq} a 25°C a partir de E°_{celda} . ¿Qué reacciones son espontáneas tal como están escritas?

- $\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+}$ (solución ácida)
- $2\text{Cu}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Cu}_{(s)}$
- $3\text{Zn}_{(s)} + 2\text{MnO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_{2(s)} + 3\text{Zn}(\text{OH})_{2(s)} + 2\text{OH}^-$

PROBLEMA 25.

Calcule ΔG° (global) y ΔG° por mol de metal de las siguientes reacciones a partir de los valores de E° :

- El zinc se disuelve en ácido clorhídrico diluido para dar una solución que contiene Zn^{2+} e hidrógeno gaseoso que se desprende.
- El cromo se disuelve en ácido clorhídrico diluido para dar una solución que contiene Cr^{3+} e hidrógeno gaseoso que se desprende.
- La plata se disuelve en ácido nítrico diluido para formar una solución que contiene Ag^+ y NO gaseoso que se desprende.
- El plomo se disuelve en ácido nítrico diluido para formar una solución que contiene Pb^{2+} y NO gaseoso que se desprende.

APÉNDICE: Potenciales de electrodo estándar y formales de reducción

<i>Semirreacción</i>	E^0 (V)	<i>Potencial formal (V)</i>
$F_2 + 2H^+ + 2e^- = 2HF$	3.06	
$O_3 + 2H^+ + 2e^- = O_2 + H_2O$	2.07	
$S_2O_8^{2-} + 2e^- = 2SO_4^{2-}$	2.01	
$Co^{3+} + e^- = Co^{2+}$	1.842	
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O$	1.77	
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- = MnO_2 + 2H_2O$	1.695	
$Ce^{4+} + e^- = Ce^{3+}$		1.70 (HClO ₄ 1M); 1.61 (HNO ₃ 1M); 1.44 (H ₂ SO ₄ 1 M)
$HClO + H^+ + e^- = \frac{1}{2}Cl_2 + H_2O$	1.63	
$H_5IO_6 + H^+ + 2e^- = IO_3^- + 3H_2O$	1.6	
$BrO_3^- + 6H^+ + 5e^- = \frac{1}{2}Br_2 + 3H_2O$	1.52	
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$	1.51	
$Mn^{3+} + e^- = Mn^{2+}$		1.51 (H ₂ SO ₄ 8 M)
$ClO_3^- + 6H^+ + 5e^- = \frac{1}{2}Cl_2 + 3H_2O$	1.47	
$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- = Pb^{2+} + 2H_2O$	1.455	
$Cl_2 + 2e^- = 2Cl^-$	1.359	
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1.33	
$Tl^{3+} + 2e^- = Tl^+$	1.25	0.77 (HCl 1 M)
$IO_3^- + 2Cl^- + 6H^+ + 4e^- = ICl_2^- + 3H_2O$	1.24	
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- = Mn^{2+} + 2H_2O$	1.23	
$O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$	1.229	
$2IO_3^- + 12H^+ + 10e^- = I_2 + 6H_2O$	1.20	
$SeO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = H_2SeO_3 + H_2O$	1.15	
$Br_2(aq) + 2e^- = 2Br^-$	1.087 ^a	
$Br_2(l) + 2e^- = 2Br^-$	1.065 ^a	
$ICl_2^- + e^- = \frac{1}{2}I_2 + 2Cl^-$	1.06	
$VO_2^+ + 2H^+ + e^- = VO^{2+} + H_2O$	1.000	
$HNO_2 + H^+ + e^- = NO + H_2O$	1.00	
$Pd^{2+} + 2e^- = Pd$	0.987	
$NO_3^- + 3H^+ + 2e^- = HNO_2 + H_2O$	0.94	
$2Hg^{2+} + 2e^- = Hg_2^{2+}$	0.920	
$H_2O_2 + 2e^- = 2OH^-$	0.88	
$Cu^{2+} + I^- + e^- = CuI$	0.86	
$Hg^{2+} + 2e^- = Hg$	0.854	

<i>Semirreacción</i>	E^0 (V)	<i>Potencial formal (V)</i>
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	0.799	0.228 (HCl 1 M); 0.792 (HClO ₄ 1 M)
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- = 2\text{Hg}$	0.789	0.274 (HCl 1 M)
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$	0.771	
$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0.740	
$\text{PtCl}_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{Pt} + 4\text{Cl}^-$	0.73	
$\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$ (quinona) + $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$	0.699	0.696 (HCl, H ₂ SO ₄ , HClO ₄ 1 M)
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$	0.682	
$\text{PtCl}_6^{2-} + 2\text{e}^- = \text{PtCl}_4^{2-} + 2\text{Cl}^-$	0.68	
$\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$	0.6197 ^b	
$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2\text{e}^- = 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	0.615	
$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{SbO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0.581	
$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0.564	
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0.559	0.577 (HCl, HClO ₄ 1 M)
$\text{I}_3^- + 2\text{e}^- = 3\text{I}^-$	0.5355	
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$	0.5345 ^b	
$\text{Mo}^{6+} + \text{e}^- = \text{Mo}^{5+}$		0.53 (HCl 2 M)
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- = \text{Cu}$	0.521	
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0.45	
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{e}^- = 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	0.446	
$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0.361	
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{e}^- = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0.36	0.72 (HClO ₄ , H ₂ SO ₄ 1 M)
$\text{Cu}^{2+} = 2\text{e}^- = \text{Cu}$	0.337	
$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0.334	
$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	0.32	
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0.268	0.242 (KCl Sat.-Elec. Calom.); 0.282 (KCl 1 M)
$\text{AgCl} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0.222	0.228 (KCl 1 M)
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0.17	
$\text{BiCl}_4^- + 3\text{e}^- = \text{Bi} + 4\text{Cl}^-$	0.16	
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0.154	0.14 (HCl 1 M)
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- = \text{Cu}^+$	0.153	
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}$	0.141	
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0.1	
$\text{Mo}^{4+} + \text{e}^- = \text{Mo}^{3+}$		0.1 (H ₂ SO ₄ 4M)
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0.08	
$\text{AgBr} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{Br}^-$	0.071	
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-} + \text{e}^- = \text{Ag} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0.01	

<i>Semirreacción</i>	E^0 (V)	<i>Potencial formal (V)</i>
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	0.000	
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	-0.126	
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0.13	
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	-0.136	
$\text{AgI} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{I}^-$	-0.151	
$\text{CuI} + \text{e}^- = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0.185	
$\text{N}_2 + 5\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{N}_2\text{H}_5^+$	-0.23	
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	-0.250	
$\text{V}^{3+} + \text{e}^- = \text{V}^{2+}$	-0.255	
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}$	-0.277	
$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + \text{e}^- = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0.31	
$\text{Tl}^+ + \text{e}^- = \text{Tl}$	-0.336	-0.551 (HCl 1 M)
$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0.356	
$\text{Ti}^{3+} + \text{e}^- = \text{Ti}^{2+}$	-0.37	
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}$	-0.403	
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- = \text{Cr}^{2+}$	-0.41	
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$	-0.440	
$2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0.49	
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cr}$	-0.74	
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0.763	
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.828	
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mn}$	-1.18	
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$	-1.66	
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}$	-2.37	
$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2.714	
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ca}$	-2.87	
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ba}$	-2.90	
$\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$	-2.925	
$\text{Li}^+ + \text{e}^- = \text{Li}$	-3.045	

^a E^0 para $\text{Br}_2(\text{l})$ se usa para soluciones saturadas de Br_2 , en tanto que E^0 para $\text{Br}_2(\text{aq})$ se usa para soluciones no saturadas.

^b E^0 para $\text{I}_2(\text{s})$ se usa para soluciones saturadas de I_2 , en tanto que E^0 para $\text{I}_2(\text{aq})$ se usa para soluciones no saturadas.