Pontificia Universidad Católica de Chile
Taller 5
Química para Ingeniería
QIM100E, 2022

Reacciones de Oxido-reducción

1. Asigne el estado de oxidación del elemento destacado en cada una de las siguientes especies:

a) $H_2\underline{\mathbf{O}}_2$	**O $^{-1}$**	f) $Ca_3(\underline{\mathbf{P}}O_4)_2$	**P $^{+5}$**
b) $\underline{\mathbf{Cr}}_2O_7^{2-}$	**Cr $^{+6}$**	g) $K\underline{\mathbf{Mn}}O_4$	**Mn $^{+7}$**
c) $\underline{\mathbf{Cr}}O_4^{2-}$	**Cr $^{+6}$**	h) $K_2\underline{\mathbf{Mn}}O_4$	**Mn $^{+6}$**
d) $K\underline{\mathbf{I}}O_3$	**I $^{+5}$**	i) $\underline{\mathbf{Mg}}H_2$	**Mg $^{+2}$**
e) $Na\underline{\mathbf{I}}$	**I $^{-1}$**	j) $\underline{\mathbf{N}}O_3^-$	**N $^{+5}$**

a)
E. Ox. de H = +1
E. Ox. de O = X
Carga Total = 0

$$2(+1) + 2(X) = 0$$
$$X = \frac{-2}{2} = \mathbf{-1}$$

b)
E. Ox. de Cr = X
E. Ox. de O = -2
Carga Total del Ion = -2

$$2(X) + 7(-2) = -2$$
$$X = \frac{-2 + 14}{2} = \mathbf{+6}$$

d)
E. Ox. de K = +1
E. Ox. de I = X
E. Ox. de O = -2
Carga Total = 0

$$(+1) + (X) + 3(-2) = 0$$
$$X = 6 - 1 = \mathbf{+5}$$

f)
E. Ox. de Ca = +2
E. Ox. de P = X
E. Ox. de O = -2
Carga Total = 0

$$3(+2) + 2(X) + 8(-2) = 0$$
$$X = \frac{16 - 6}{2} = \mathbf{+5}$$

i)
E. Ox. de Mg = X
E. Ox. de H = -1
Carga Total = 0

$$(X) + 2(-1) = 0$$
$$X = \mathbf{+2}$$

2. Para las siguientes ecuaciones:

   i) Escriba la semirreacción de oxidación y la semirreacción de reducción.
   ii) Identifique la especie química que se **reduce** y la especie química que se **oxida**.
   iii) Identifique el **agente oxidante** y el **agente reductor**.
   iv) Escriba la ecuación balanceada (en medio ácido, salvo que se indique lo contario) e indique cuántos electrones se transfieren en cada reacción.

a) $NO_3^- + S^{2-} \rightarrow NO + S$

Oxidación: $(S^{2-} \longrightarrow S + \mathbf{2}e^-) \times 3$

Reducción: $(NO_3^- + \mathbf{3}e^- + \mathbf{4}H^+ \longrightarrow NO + \mathbf{2}H_2O) \times 2$

$\mathbf{3}S^{2-} + \mathbf{2}NO_3^- + \mathbf{8}H^+ \longrightarrow \mathbf{3}S + \mathbf{2}NO + \mathbf{4}H_2O$

Se transfieren **6 electrones.**

b) $MnO_4^- + Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2$

Oxidación: $(2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + \mathbf{2}e^-) \times 5$

Reducción: $(MnO_4^- + \mathbf{5}e^- + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O) \times 2$

$2\mathbf{MnO_4^-} + 10\mathbf{Cl^-} + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5Cl_2 + 8H_2O$

Se transfieren **10 electrones.**

c) $Fe^{3+} + S^{2-} \rightarrow Fe^{2+} + S$

Oxidación: $(S^{2-} \longrightarrow S + \mathbf{2}e^-) \times 1$

Reducción: $(Fe^{3+} + \mathbf{e}^- \longrightarrow Fe^{2+}) \times 2$

$2\mathbf{Fe^{3+}} + \mathbf{S^{2-}} \longrightarrow 2Fe^{2+} + S$

Se transfieren **2 electrones.**

d) $S^{2-} + NO_3^- \rightarrow NO_2 + S$

Oxidación: $(S^{2-} \longrightarrow S + \mathbf{2}e^-) \times 1$

Reducción: $(NO_3^- + \mathbf{e}^- + 2H^+ \longrightarrow NO_2 + H_2O) \times 2$

$2\mathbf{NO_3^-} + \mathbf{S^{2-}} + 4H^+ \longrightarrow 2NO_2 + S + 2H_2O$

Se transfieren **2 electrones.**

e) $O_2^{2-} + MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + O_2$

Oxidación: $(O_2^{2-} \longrightarrow O_2 + \mathbf{2e^-})$ x5

Reducción: $(MnO_4^- + \mathbf{5e^-} + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O)$ x2

$2\mathbf{MnO_4^-} + 5\mathbf{O_2^{2-}} + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5O_2 + 8H_2O$

Se transfieren **10 electrones.**

f) $PbO_2 + Sb \rightarrow PbO + SbO_2^-$ (medio básico)

Oxidación: $(4OH^- + Sb \longrightarrow SbO_2^- + \mathbf{3e^-} + 2H_2O)$ x2

Reducción: $(H_2O + PbO_2 + \mathbf{2e^-} \longrightarrow PbO + 2OH^-)$ x3

$3\mathbf{PbO_2} + 2\mathbf{Sb} + 2OH^- \longrightarrow 3PbO + 2SbO_2^- + H_2O$

Se transfieren **6 electrones.**

g) $MnO_4^- + Ag \rightarrow Mn^{2+} + Ag^+$

Oxidación: $(Ag \longrightarrow Ag^+ + \mathbf{e^-})$ x5

Reducción: $(MnO_4^- + \mathbf{5e^-} + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O)$ x1

$\mathbf{MnO_4^-} + 5\mathbf{Ag} + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + Ag^+ + 4H_2O$

Se transfieren **5 electrones.**

h) $ClO_3^- + I^- \rightarrow Cl^- + I_2$

Oxidación: $(2I^- \longrightarrow I_2 + \mathbf{2e^-})$ x3

Reducción: $(ClO_3^- + \mathbf{6e^-} + 6H^+ \longrightarrow Cl^- + 3H_2O)$ x1

$\mathbf{ClO_3^-} + 6\mathbf{I^-} + 6H^+ \longrightarrow Cl^- + 3I_2 + 3H_2O$

Se transfieren **6 electrones.**

i) $CeO_2 + I^- \rightarrow Ce^{3+} + I_2$

Oxidación: $(2I^- \longrightarrow I_2 + \mathbf{2e^-})$ x1

Reducción: $(CeO_2 + \mathbf{e^-} + 4H^+ \longrightarrow Ce^{3+} + 2H_2O)$ x2

$2\mathbf{CeO_2} + 2\mathbf{I^-} + 8H^+ \longrightarrow 2Ce^{3+} + I_2 + 4H_2O$

Se transfieren **2 electrones.**

j) $BrO_3^- + I^- \rightarrow Br^- + I_2$

Oxidación: $(2I^- \longrightarrow I_2 + \cancel{2e^-})$ x3

Reducción: $(BrO_3^- + \cancel{6e^-} + 6H^+ \longrightarrow Br^- + 3H_2O)$ x1

$BrO_3^- + 6I^- + 6H^+ \longrightarrow Br^- + 3I_2 + 3H_2O$

Se transfieren **6 electrones.**

k) $CrO_4^{2-} + I^- \rightarrow Cr^{3+} + I_2$

Oxidación: $(2I^- \longrightarrow I_2 + \cancel{2e^-})$ x3

Reducción: $(CrO_4^{2-} + \cancel{3e^-} + 8H^+ \longrightarrow Cr^{3+} + 4H_2O)$ x2

$2CrO_4^{2-} + 6I^- + 16H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3I_2 + 8H_2O$

Se transfieren **6 electrones.**

l) $Mn^{2+} + S_2O_8^{2-} \rightarrow MnO_4^- + SO_4^{2-}$

Oxidación: $(4H_2O + Mn^{2+} \longrightarrow MnO_4^- + \cancel{5e^-} + 8H^+)$ x2

Reducción: $(S_2O_8^{2-} + \cancel{2e^-} \longrightarrow 2SO_4^{2-})$ x5

$5S_2O_8^{2-} + 2Mn^{2+} + 8H_2O \longrightarrow 10SO_4^{2-} + 2MnO_4^- + 16H^+$

Se transfieren **10 electrones.**

m) $SO_3^{2-} + IO_3^- \rightarrow SO_4^{2-} + I^-$

Oxidación: $(H_2O + SO_3^{2-} \longrightarrow SO_4^{2-} + \cancel{2e^-} + 2H^+)$ x3

Reducción: $(IO_3^- + \cancel{6e^-} + 6H^+ \longrightarrow I^- + 3H_2O)$ x1

$IO_3^- + 3SO_3^{2-} \longrightarrow I^- + 3SO_4^{2-}$

Se transfieren **6 electrones.**

n) $H_3PO_3 + Hg^{2+} \rightarrow \quad Hg_2^{2+} + H_3PO_4$

Oxidación: $H_2O + H_3PO_3 \longrightarrow H_3PO_4 + \cancel{2e^-} + 2H^+$

Reducción: $2Hg^{2+} + \cancel{2e^-} \longrightarrow Hg_2^{2+}$

$2Hg^{2+} + H_3PO_3 + H_2O \longrightarrow Hg_2^{2+} + H_3PO_4 + 2H^+$

Se transfieren **2 electrones.**

o) $Cl_2 \rightarrow Cl^- + ClO_3^-$ (medio básico)

Oxidación: $(12OH^- + Cl_2 \longrightarrow 2ClO_3^- + \mathbf{10e^-} + 6H_2O)$ x1

Reducción: $(Cl_2 + \mathbf{2e^-} \longrightarrow 2Cl^-)$ x5

$6\mathbf{Cl_2} + 12OH^- \longrightarrow 10Cl^- + 2ClO_3^- + 6H_2O$

Se transfieren **10 electrones.**

p) $I^- + IO_3^- \rightarrow I_2$

Oxidación: $(2I^- \longrightarrow I_2 + \mathbf{2e^-})$ x5

Reducción: $(2IO_3^- + \mathbf{10e^-} + 12H^+ \longrightarrow I_2 + 6H_2O)$ x1

$2\mathbf{IO_3^-} + 10\mathbf{I^-} + 12H^+ \longrightarrow 6I_2 + 6H_2O$

Se transfieren **10 electrones.**

q) $P_4 \rightarrow PH_3 + H_2PO_3^-$ (medio básico)

Oxidación: $16OH^- + P_4 \longrightarrow 4H_2PO_3^- + \mathbf{12e^-} + 4H_2O$

Reducción: $12H_2O + P_4 + \mathbf{12e^-} \longrightarrow 4PH_3 + 12OH^-$

$2\mathbf{P_4} + 4OH^- + 8H_2O \longrightarrow 4H_2PO_3^- + 4PH_3$

Se transfieren **12 electrones.**

3. Dados los potenciales estándar de reducción:

Eº $(Pb^{2+}/Pb) = -0{,}13$ V y Eº$(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V

a) Escriba las semirreacciones y la reacción ajustada de la pila que se puede formar.
b) Calcule la fuerza electromotriz de la misma.
c) Indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo.
d) Escriba el diagrama de pila para la reacción.

a, c)

Ánodo (oxidación): $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Cátodo (reducción): $Pb^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pb$

$Zn + Pb^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Pb$

b)

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo} = (-0{,}13\ V) - (-0{,}76\ V) = \mathbf{+0{,}63\ V}$$

d) **El ánodo siempre será el electrodo de potencial más negativo. Y por convención, siempre va de lado izq.**

$Zn \mid Zn^{2+} \mid\mid Pb^{2+} \mid Pb$

4. Se confecciona una celda voltaica con Pb(s) y $Pb(NO_3)_{2(ac)}$ en un compartimiento y Zn(s) con $ZnCl_2$ (ac) en otro. Un alambre externo conecta los dos electrodos y un puente salino conecta las dos disoluciones.
   a) ¿Qué semirreacción ocurre en cada electrodo?
   b) ¿Cuál es la reacción de pila?
   c) Calcular la FEM de la pila.

$$\boldsymbol{E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo}}$$

a, b) $E°_{Pb2+/Pb} = -0,13$ V | $E°_{Zn2+/Zn} = -0,76$ V

Ánodo (oxidación): $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn_{(ac)}^{2+} + 2e^-$

Cátodo (reducción): $Pb_{(ac)}^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pb_{(s)}$

$$\mathbf{Zn_{(s)} + Pb_{(ac)}^{2+} \longrightarrow Zn_{(ac)}^{2+} + Pb_{(s)}}$$

c) $E°_{Pb2+/Pb} = -0,13$ V | $E°_{Zn2+/Zn} = -0,76$ V

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo} = E°_{celda} = (-0,13\ V) - (-0,76\ V) = \mathbf{+0,63\ V}$$

5. Calcule ΔG y la Kc de las siguientes reacciones a 25°C. En base a sus resultados, determine si las reacciones serán espontáneas.

$$\boldsymbol{E°_{celda} = E°_{cát.} - E°_{ánod.}} \mid \boldsymbol{E°_{celda} = \frac{0,0257}{n} ln(K_{eq})} \mid \boldsymbol{\Delta G° = -nFE°_{celda}} \mid \boldsymbol{\Delta G° = -RTln(K_{eq})}$$
$$\boldsymbol{F = 96500\ J/V} \mid \boldsymbol{R = 8,314\ J/mol\ K}$$

Tabla de Potenciales de Reducción usados de aquí en adelante: Petrucci 10ª ed. pp. 872

a. $Mg(s) + Pb^{2+}(ac) \leftrightarrows Mg^{2+} + Pb(s)$ $E°_{Mg2+/Mg} = -2,356$ V | $E°_{Pb2+/Pb} = -0,125$ V

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo} = (-0,125\ V) - (-2,356\ V) = +2,231\ V$$

$$\Delta G° = -nFE°_{celda} = -(2)\left(96500\frac{J}{\cancel{V}}\right)(2,231\ \cancel{V}) = -430583\ J \approx \mathbf{-430,6\ kJ}$$

$$E°_{celda} = \frac{0,0257}{n} ln(K_{eq}) \quad \rightarrow \quad K_{eq} = e^{\frac{(E°_{celda})(n)}{0,0257}}$$

$$K_{eq} = e^{\frac{(2,231)(2)}{0,0257}} = \mathbf{2,5x10^{75}}$$

o

$$\Delta G° = -RTln(K_{eq}) \quad \rightarrow \quad K_{eq} = e^{-\frac{\Delta G°}{RT}}$$

$$K_{eq} = e^{-\frac{(-430583\ J)}{(8,314\ J/mol\ K)(298,15\ K)}} = \mathbf{2,75x10^{75}}$$

Como $\Delta G° < 0$ y $K_{eq} >>> 1$, la reacción será espontánea.

b. $Br_2(l) + 2I^-(ac) \leftrightarrows 2Br^-(ac) + I_2(s)$ $E°_{Br2\,/2Br-} = +1{,}065\ V$ | $E°_{I2\,/2I-} = +0{,}535\ V$

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo} = (1{,}065\ V) - (0{,}535\ V) = +0{,}53\ V$$

$$\Delta G° = -nFE°_{celda} = -(2)\left(96500\frac{J}{\cancel{V}}\right)(0{,}53\ \cancel{V}) = -102290\ J \approx \mathbf{-102{,}3\ kJ}$$

$$K_{eq} = e^{\frac{(E°_{celda})(n)}{0{,}0257}} = K_{eq} = e^{\frac{(0{,}53)(2)}{0{,}0257}} = \mathbf{8{,}2x10^{17}}$$

$$K_{eq} = e^{-\frac{\Delta G°}{RT}} = K_{eq} = e^{-\frac{(-102290\ J)}{(8{,}314\ J/mol\ K)(298{,}15\ K)}} = \mathbf{8{,}3x10^{17}}$$

Como $\Delta G° < 0$ y $K_{eq} >>> 1$, la reacción será espontánea.

c. $2Al(s) + 3I_2(s) \leftrightarrows 2Al^{3+} + 6I^-$ $E°_{Al3+\,/Al} = -1{,}676\ V$ | $E°_{I2\,/2I-} = +0{,}535\ V$

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo} = (0{,}535\ V) - (-1{,}676\ V) = +2{,}211\ V$$

$$\Delta G° = -nFE°_{celda} = -(6)\left(96500\frac{J}{\cancel{V}}\right)(2{,}211\ \cancel{V}) = -1280169\ J \approx \mathbf{-1280{,}2\ kJ}$$

$$K_{eq} = e^{\frac{(E°_{celda})(n)}{0{,}0257}} = K_{eq} = e^{\frac{(2{,}211)(6)}{0{,}0257}} = \mathbf{1{,}5x10^{224}}$$

$$K_{eq} = e^{-\frac{\Delta G°}{RT}} = K_{eq} = e^{-\frac{(-1280169\ J)}{(8{,}314\ J/mol\ K)(298{,}15\ K)}} = \mathbf{1{,}9x10^{224}}$$

Como $\Delta G° < 0$ y $K_{eq} >>> 1$, la reacción será espontánea.

6. Determine el potencial de una celda formada por las semiceldas Zn/Zn^{2+} y Cu/Cu^{2+} a 25ºC si $[Zn^{2+}]$= 0,25 mol/L y $[Cu^{2+}]$= 0,15 mol/L.

$$\boldsymbol{E_{celda} = E°_{celda} - \frac{0{,}0592}{n} log\left(\frac{[Prod]}{[React]}\right)}$$

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$

$[Zn^{2+}] = 0{,}25\ M$ | $E°_{Zn2+\,/Zn} = -0{,}763\ V$ | $[Cu^{2+}] = 0{,}15\ M$ | $E°_{Cu2+\,/Cu} = +0{,}340\ V$

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo} = (0{,}340\ V) - (-0{,}763\ V) = +1{,}103\ V$$

$$E_{celda} = E°_{celda} - \frac{0{,}0592}{n} log\left(\frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}\right) = 1{,}103\ V - \frac{0{,}0592}{2} log\left(\frac{0{,}25\ M}{0{,}15\ M}\right) = \mathbf{+1{,}096\ V}$$

7. Se construye una celda basada en la siguiente reacción:

$$Fe_{(s)} + Cu^{2+}{}_{(ac)} \rightarrow Fe^{2+} + Cu_{(s)}$$

Si la $[Cu^{2+}]$ es 0,30 mol/L ¿Cuál debería ser la $[Fe^{2+}]$ para aumentar en 0,25 V el E° de la celda a 25°C?

$[Fe^{2+}]$ = ¿? M | $E°_{Fe2+/Fe}$ = –0,440 V | $[Cu^{2+}]$ = 0,30 M | $E°_{Cu2+/Cu}$ = + 0,340 V

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo} = (0{,}340\ V) - (-0{,}440\ V) = +0{,}780\ V$$

Aumentando el $E°_{celda}$ en 0,25 V → E_{celda} = +1,030 V

$$E_{celda} = E°_{celda} - \frac{0{,}0592}{n} log\left(\frac{[Prod]}{[React]}\right) = E°_{celda} - \frac{0{,}0592}{n} log\left(\frac{[Fe^{2+}]}{[Cu^{2+}]}\right)$$

$$1{,}030\ V = 0{,}780\ V - \frac{0{,}0592}{2} log\left(\frac{[Fe^{2+}]}{0{,}30\ M}\right)$$

$$-\frac{(1{,}030\ V - 0{,}780\ V)\ (2)}{0{,}0592} = log\left(\frac{[Fe^{2+}]}{0{,}30\ M}\right)$$

$$10^{-\frac{(1{,}030\ V - 0{,}780\ V)\ (2)}{0{,}0592}} = \frac{[Fe^{2+}]}{0{,}30\ M}$$

$$[Fe^{2+}] = (0{,}30\ M)\left(10^{-\frac{(1{,}030\ V - 0{,}780\ V)\ (2)}{0{,}0592}}\right) = (0{,}30\ M)\ (3{,}58x10^{-9}) = \mathbf{1{,}07x10^{-9}\ M}$$

8. Considerando la siguiente pila:

Ag | Ag^+ (0,0010 mol/L) || Ag^+ (0,1000 mol/L) | Ag

Ánodo || Cátodo

E°(Ag+/Ag) = 0,80 V.

a) Escriba la reacción que tiene lugar en el cátodo y el ánodo y determine el potencial de la pila **estándar**.
b) Determine el potencial de la pila en las **condiciones dadas**.
c) Determine la energía libre de Gibbs de la pila en las **condiciones dadas**.
d) Determine la constante de equilibrio de la pila.

a)

Ánodo (oxidación)**:** $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$

Cátodo (reducción)**:** $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

$$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo} = (0{,}80\ V) - (0{,}80\ V) = \mathbf{0\ V}$$

b)

$$E_{celda} = E°_{celda} - \frac{0{,}0592}{n} log\left(\frac{[Ag^+{}_{cátodo}]}{[Ag^+{}_{ánodo}]}\right) = 0\ V - \frac{0{,}0592}{1} log\left(\frac{0{,}1\ M}{0{,}001\ M}\right) = \mathbf{-0{,}1184\ V}$$

c)

$$\Delta G = -nFE_{celda} = -(1)\left(96500\frac{J}{\cancel{V}}\right)(-0{,}1184\,\cancel{V}) = 11425{,}6\,J \approx \mathbf{11{,}4\ kJ}$$

d)

$$K_{eq} = e^{\frac{(E_{celda})(n)}{0{,}0257}} = K_{eq} = e^{\frac{(-0{,}1184)(1)}{0{,}0257}} = \mathbf{9{,}98x10^{-3}}$$

$$K_{eq} = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = K_{eq} = e^{-\frac{(11425{,}6\,J)}{(8{,}314\,J/mol\,K)(298{,}15\,K)}} = \mathbf{9{,}96x10^{-3}}$$

9. Determine el potencial para la semirreacción de reducción:

$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$ E° = 1,51 V

En las siguientes condiciones:

$$8H^+ + \mathbf{5e^-} + MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

a) $[MnO_4^-]$ = 0,10 mol/L; $[Mn^{2+}]$ = 0,10 mol/L; pH = 2,0.

pH = - log $[H^+]$ → $[H^+] = 10^{-pH}$

$[H^+] = 10^{-2}$ = 0,01 M

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E°_{MnO_4^-/Mn^{2+}} - \frac{0{,}0592}{n} log\left(\frac{[Mn^{2+}]}{[MnO_4^-][H^+]^8}\right)$$

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1{,}51\,V - \frac{0{,}0592}{5} log\left(\frac{(0{,}10\,M)}{(0{,}10\,M)(0{,}01\,M)^8}\right) = \mathbf{+1{,}32\ V}$$

o

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E°_{MnO_4^-/Mn^{2+}} - \frac{0{,}0592}{n}\left[log\left(\frac{[Mn^{2+}]}{[MnO_4^-]}\right) - \boldsymbol{log\,[H^+]^8}\right]$$

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E°_{MnO_4^-/Mn^{2+}} - \frac{0{,}0592}{n}\left[log\left(\frac{[Mn^{2+}]}{[MnO_4^-]}\right) + 8(\mathbf{-log\,[H^+]})\right]$$

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E°_{MnO_4^-/Mn^{2+}} - \frac{0{,}0592}{n}\left[log\left(\frac{[Mn^{2+}]}{[MnO_4^-]}\right) + 8(\boldsymbol{pH})\right]$$

$$E_{\frac{MnO_4^-}{Mn^{2+}}} = 1{,}51\,V - \frac{0{,}0592}{5}\left[log\left(\frac{(0{,}10\,M)}{(0{,}10\,M)}\right) + 8(2)\right] = \mathbf{+1{,}32\ V}$$

b) $[MnO_4^-]$ = 1,00 mol/L; $[Mn^{2+}]$ = 1,00x10^{-4} mol/L; pH = 3,0.
$[H^+] = 10^{-3} = 0{,}001$ M

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1{,}51\ V - \frac{0{,}0592}{5} log\left(\frac{(10^{-4}\ M)}{(1\ M)(10^{-3}\ M)^8}\right) = +\mathbf{1{,}27\ V}$$

c) $[MnO_4^-]$ = 0,10 mol/L; $[Mn^{2+}]$ = 0,10 mol/L; pH = 0.
$[H] = 10^{-0} = 1$ M

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1{,}51\ V - \frac{0{,}0592}{5} log\left(\frac{(0{,}10\ M)}{(0{,}10\ M)(1\ M)^8}\right) = +\mathbf{1{,}51\ V}$$

10. Calcular el valor de la FEM de una pila Daniell, en la que $[Cu^{2+}]$ = 0,50 mol/L y $[Zn^{2+}]$ = 1,50 mol/L. $E°_{pila}$ = 1,10 V.

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$

$$Zn_{(s)} \mid Zn_{(ac)}{}^{2+} \mid\mid Cu_{(ac)}{}^{2+} \mid Cu_{(s)}$$

$E°_{celda}$ = + 1,10 V | $[Zn^{2+}]$ = 1,50 M | $E°_{Zn2+/Zn}$ = –0,763 V | $[Cu^{2+}]$ = 0,50 M | $E°_{Cu2+/Cu}$ = + 0,340 V

$$E_{celda} = E°_{celda} - \frac{0{,}0592}{n} log\left(\frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}\right) = 1{,}10\ V - \frac{0{,}0592}{2} log\left(\frac{1{,}50\ M}{0{,}50\ M}\right) = +\mathbf{1{,}09\ V}$$