

G6. ELECTROQUÍMICA

G6A. Reacciones redox, Celdas galvánica, Pilas

NOTA: Al final del archivo se encuentra una tabla de potenciales de reducción estándar que pueden utilizar para resolver los ejercicios de la guía.

1) Equilibrar por el método de ion electrón las siguientes ecuaciones, indicando en cada caso cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. En cada caso, indicar los equivalentes por mol (eq/mol) para el oxidante y para el reductor

- cloruro de hierro (II) (ac) + cloro (g) \rightarrow cloruro de hierro (III) (ac)
- manganato (VII) de potasio (ac) + cloruro de hidrógeno (ac) \rightarrow cloruro de manganeso (II) (ac) + cloro (g) + cloruro de potasio (ac) + agua (l)
- nitrato(V) de hidrógeno (ac) + cobre (s) \rightarrow nitrato(V) de cobre(II) (ac) + monóxido de mononitrógeno (g) + agua (l)
- sulfato (VI) de hierro (II) (ac) + manganato (VII) de potasio (ac) + sulfato (VI) de hidrógeno (ac) \rightarrow sulfato (VI) de hierro (III) (ac) + sulfato (VI) de manganeso (II) (ac) + sulfato (VI) de potasio (ac) + agua (l)

Respuesta:

- $2 \text{FeCl}_2 (\text{ac}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{FeCl}_3 (\text{ac})$. Agente reductor: $\text{Fe}^{2+} (\text{ac})$. Agente oxidante: $\text{Cl}_2 (\text{g})$. Equivalente por mol reductor = 1 eq/mol. Equivalente por mol oxidante = 2 eq/mol.
- $2 \text{KMnO}_4 (\text{ac}) + 16 \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow 2 \text{MnCl}_2 (\text{ac}) + 5 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{KCl} (\text{ac}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$. Agente reductor: $\text{Cl}^- (\text{ac})$. Agente oxidante: $\text{MnO}_4^- (\text{ac})$. Equivalente por mol reductor = 1 eq/mol. Equivalente por mol oxidante = 5 eq/mol.
- $8 \text{HNO}_3 (\text{ac}) + 3 \text{Cu} (\text{s}) \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 (\text{ac}) + 2 \text{NO} (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$. Agente reductor: $\text{Cu} (\text{s})$. Agente oxidante: $\text{NO}_3^- (\text{ac})$. Equivalente por mol reductor = 2 eq/mol. Equivalente por mol oxidante = 3 eq/mol.
- $10 \text{FeSO}_4 (\text{ac}) + 2 \text{KMnO}_4 (\text{ac}) + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) \rightarrow 5 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{ac}) + 2 \text{MnSO}_4 (\text{ac}) + \text{K}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{ac})$. Agente reductor: $\text{Fe}^{2+} (\text{ac})$. Agente oxidante: $\text{MnO}_4^- (\text{ac})$. Equivalente por mol reductor = 1 eq/mol. Equivalente por mol oxidante = 5 eq/mol.

2) Calcular la cantidad de electricidad (en Coulombs y en Faradays) que corresponden a 1 mol de electrones, a 1 mol de iones cloruro y a 1 mol de iones calcio. Calcular la carga eléctrica de 1 electrón en Coulombs.

Respuesta: Carga 1 mol e^- : 1 F = 96500 C; Carga 1 mol Cl^- : 1 F = 96500 C; Carga 1 mol Ca^{2+} : 2 F = 193000 C; $q_e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

3) Para los siguientes tres electrodos:

- electrodo de cobre metal/solución
- electrodo de hidrógeno
- electrodo inerte en una solución Fe^{3+} y Fe^{2+}

- Dibujar el electrodo de forma esquemática.
- Escribir las semiecuaciones de reducción correspondientes.
- Representar el electrodo mediante la notación correspondiente.
- Enunciar las condiciones necesarias para que cada uno de estos electrodos pueda ser considerado estándar (patrón o normal).

4) Dada la siguiente ecuación: $K_2Cr_2O_7(ac) + HCl(ac) \rightarrow KCl(ac) + CrCl_3(ac) + Cl_2(g) + H_2O(l)$

a) Equilibrar la ecuación por el método de ion electrón.

b) Calcular el volumen de gas desprendido a CNPT cuando reaccionan 0,1 moles del oxidante.

Respuesta: a) $K_2Cr_2O_7(ac) + 14 HCl(ac) \rightarrow 2 KCl(ac) + 2 CrCl_3(ac) + 3 Cl_2(g) + 7 H_2O(l)$; b) Vol gas = 6.7 L

5) Escribir las ecuaciones moleculares equilibradas para las siguientes reacciones. A partir de los valores de potencial de reducción estándar (E°), indicar las reacciones que se producen de manera espontánea en condiciones estándar y a 25°C.

a) ácido clorhídrico + zinc \rightarrow cloruro de zinc + hidrógeno

b) ácido clorhídrico + magnesio \rightarrow cloruro de magnesio + hidrógeno

c) ácido clorhídrico + cobre \rightarrow cloruro de cobre (II) + hidrógeno

d) ácido sulfúrico + aluminio \rightarrow sulfato de aluminio + hidrógeno

Respuesta: a) Espontánea; b) Espontánea; c) No espontánea; d) Espontánea

6) Para las siguientes tres pilas escritas en notación convencional:

i) $Zn(s) / Zn^{2+}(ac) // H^+(ac) / H_2(g) / Pt$

ii) $Cu(s) / Cu^{2+}(ac) // H^+(ac) / H_2(g) / Pt$

iii) $Cu(s) / Cu^{2+}(ac) // Zn^{2+}(ac) / Zn(s)$

a) Indicar cuál de las semipilas constituye el ánodo y cuál el cátodo en condiciones estándar. En caso de ser necesario, corregir la notación de la pila.

b) Dibujar en forma esquemática las pilas ii) y iii).

Respuesta: a) i) Notación correcta; ii) Notación incorrecta (invertir electrodos); iii) Notación Correcta

7) Las siguientes ecuaciones representan reacciones que ocurren espontáneamente en el sentido indicado por las flechas:

i) $AgNO_3(ac) + CaCl_2(ac) \rightarrow Ca(NO_3)_2(ac) + AgCl(s)$

ii) $H_2SO_4(ac) + Al(s) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + H_2(g)$

iii) $KMnO_4(ac) + H_2SO_4(ac) + FeSO_4(ac) \rightarrow Fe_2(SO_4)_3(ac) + MnSO_4(ac) + K_2SO_4(ac) + H_2O(l)$

a) Deducir cuales de ellas pueden utilizarse para la construcción de pilas. Fundamentar la respuesta.

b) Desdoblar las reacciones elegidas en sus respectivas hemiecuaciones de oxidación y de reducción, y balancear las ecuaciones utilizando el método de ion-electrón.

c) Indicar el potencial de las pilas en condiciones estándar y a 25°C.

d) Representar las pilas mediante la notación convencional.

Respuesta: a) i) No es pila; ii) Es pila; iii) Es pila.

8) Calcular el potencial de oxidación y de reducción de los siguientes electrodos a 25°C:

a) Fe^{2+}/Fe , a una concentración 0,01 M de $FeCl_2$;

b) $H^+/H_2/Pt$ a una concentración 0,1 M de HCl, $pH_2 = 10^{-1}$ atm

c) $Pt/Fe^{3+}, Fe^{2+}$ donde $[FeSO_4] = 0,1$ M y $[Fe_2(SO_4)_3] = 0,5$ M

Respuesta: a) $E_{Fe^{2+}/Fe} = -0,49$ V; b) $E_{H^+/H_2} = -0,03$ V; c) $E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,83$ V;

9) Para la pila formada por un electrodo de plomo sumergido en una solución 10^{-4} M de $Pb(NO_3)_2$ y otro electrodo de Sn en solución 10^{-2} M de $Sn(NO_3)_2$.

- a) Calcular la f.e.m. de la pila.
b) Indicar cuál electrodo se comporta como ánodo y cuál como cátodo, y representar la pila mediante la notación convencional.
c) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
d) Calcular la constante de equilibrio, ΔG° y ΔG para la reacción redox de la pila en las condiciones del enunciado.

Respuesta: a) 0,049 V; b) Pb/Pb²⁺ actúa como ánodo y Sn/Sn²⁺ actúa como cátodo. Notación de la pila: Pb (s) / Pb²⁺ (ac, 10⁻⁴ M) // Sn²⁺ (ac, 10⁻² M) / Sn (s); d) K = 2,18; $\Delta G^\circ = -1,93$ kJ; $\Delta G = -0,91$ kJ

- 10) Se formó una pila con un electrodo de Cd sumergido en una solución 10⁻² M de Cd(NO₃)₂ y otro electrodo de platino sumergido en una solución 10⁻² M de HCl a la que se hace llegar Cl₂ (g) a 10⁻⁶ atm.
a) Calcular el potencial de cada electrodo y la f.e.m. de la pila.
b) Escribir las semiecuaciones iónicas redox que tienen lugar en cada electrodo
c) Escribir la notación convencional de la pila.

Respuesta: a) E Cd²⁺/Cd = -0,462 V; E Cl₂/Cl⁻ = 1,3 V; f.e.m. = 1,76 V; b) ánodo: Cd (s) → Cd²⁺ (ac) + 2 e⁻
cátodo: Cl₂ (g) + 2 e⁻ → 2 Cl⁻ (ac); c) Cd (s) / Cd²⁺ (ac, 10⁻² M) // Cl₂ (g, 10⁻⁶ atm) / Cl⁻ (ac, 10⁻² M) / Pt

- 11) Sobre la base del conocimiento del acumulador de plomo:
a) Nombrar los constituyentes de cada uno de sus electrodos.
b) Escribir las semiecuaciones que ocurren en cada uno de los electrodos.
c) Escribir las ecuaciones de descarga y de carga.
d) Dibujar un esquema que represente al acumulador de plomo en un proceso de descarga.
e) Si en un proceso de descarga la masa de ácido sulfúrico disminuye 294 g, calcular: i) La variación en moles de las distintas sustancias del sistema y ii) La cantidad de electricidad originada.

Respuesta: b) cátodo: PbO₂ (s) + SO₄⁻² (ac) + 4 H⁺ + 2 e⁻ → PbSO₄ (s) + 2 H₂O (l); ánodo: Pb (s) + SO₄⁻² (ac) → PbSO₄ (s) + 2 e⁻; c) descarga: PbO₂ (s) + Pb(s) + 2 H₂SO₄ (ac) → 2 PbSO₄ (s) + 2 H₂O (l); carga: misma reacción, pero invirtiendo productos y reactivos; e) i) $\Delta n = (1,5$ mol Pb; -1,5 mol PbO₂; -3 mol H₂SO₄; 3 mol PbSO₄; 3 mol H₂O); ii) 289500 C

- 12) Se tiene la pila Fe (s) / Fe²⁺ (ac, 1 M) // H⁺ (ac, 1 M) / H₂ (g, 1 atm) / Pt (s) a 25°C. Se desea aumentar su fuerza electromotriz respecto de la que posee en condiciones estándar. ¿Podría hacerlo modificando las concentraciones de las soluciones electródicas? Fundamentar la respuesta.

Respuesta: Si se puede. Por ejemplo, disminuyendo [Fe²⁺] en el ánodo, aumentando [H⁺] en el cátodo y/o disminuyendo p_{H₂} en el cátodo.

- 13) Para la pila de Cd-Ni:
a) Indicar cuáles son los componentes de los electrodos y cuál es el electrolito en el que están sumergidos.
b) Escribir las ecuaciones de las reacciones que tienen lugar en los respectivos electrodos.
c) Representar la pila mediante la notación convencional.
d) Calcular la f.e.m. en condiciones estándar.

Respuesta: b) cátodo: NiO₂ (s) + 2 H₂O (l) + 2 e⁻ → Ni(OH)₂ (s) + 2 OH⁻ (ac);

ánodo: Cd (s) + 2 OH⁻ (ac) → Cd(OH)₂ (s) + 2 e⁻;

c) Cd (s) / Cd(OH)₂ (s) / KOH (ac) / NiO (s) / Ni(OH)₂ (s) / Ni (s); d) f.e.m. = 1.25 V

14) Para los siguientes electrodos:

ii) Fe, en una solución de FeCl_2 0,01 M a 25°C .

iii) Pt, en solución 0,1 M de HCl, en contacto con H_2 a una presión de 0,2 atm y 25°C .

a) Hallar el potencial de cada electrodo

b) Realizar un esquema de una pila que contenga los dos electrodos, indicando cuál actúa como ánodo y cuál como cátodo. Escribir la notación convencional de la pila.

c) Determinar la f.e.m. inicial de la pila

Respuesta: a) $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,499 \text{ V}$; $E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,0384 \text{ V}$ c) f.e.m. = 0,461 V

15) Se desea construir una pila con un electrodo de Cu sumergido en solución 1 M de CuSO_4 , que actúa como cátodo, y otro electrodo de Fe sumergido en una solución de concentración desconocida de sulfato (VI) de Fe (II), que actúa como ánodo.

a) Realizar un esquema completo de la pila diseñada.

b) Hallar la concentración de sulfato (VI) de Fe (II) que debe tener la solución de la cuba anódica si se pretende obtener una f.e.m. inicial de 0,778 V.

c) Escribir la notación convencional de la pila.

d) Hallar el trabajo máximo que se puede obtener de la pila diseñada.

Respuesta: b) $[\text{FeSO}_4] = 1,17 \text{ M}$; c) $\text{Fe (s) / Fe}^{2+} (\text{ac}, 1,17 \text{ M}) // \text{Cu}^{2+} (\text{ac}, 1 \text{ M}) / \text{Cu (s)}$; d) $W_{\text{MAX}} = -150 \text{ kJ}$.

16) En una cubeta se introducen 6 moles de KMnO_4 y 4 moles de MnSO_4 . Luego se agrega agua hasta alcanzar un volumen final de 5 L y el pH de la solución se lleva a 2,13. En otra cubeta se introducen 5,5 moles de KCl y agua hasta alcanzar el mismo volumen. Se dispone de un tanque con Cl_2 a una presión de 1,4 atm, alambre de cobre, dos electrodos de platino, solución salina concentrada y un tubo de conexión para las cubetas. Se debe construir una pila con estos elementos en un laboratorio con aire acondicionado donde la temperatura es de 25°C .

a) Hallar los potenciales de reducción de de cada cubeta para las condiciones indicadas y calcular la fem de la celda.

b) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.

c) Escribir la notación convencional de la pila.

Respuesta: a) $E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,311 \text{ V}$; $E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = 1,362 \text{ V}$; fem=0,051 V

c) $\text{Pt (s) / Mn}^{2+} (\text{ac}, 0,8 \text{ M}), \text{MnO}_4^- (\text{ac}, 1,2 \text{ M}), \text{H}^+ (\text{ac}, 0,0074 \text{ M}) // \text{Cl}_2 (\text{g}, 1,4 \text{ atm}) / \text{Cl}^- (\text{ac}, 1,1 \text{ M}) / \text{Pt (s)}$

17) Un electrodo de Sn metálico en $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ (aq) 0,015 M está conectado a un electrodo de hidrógeno con una presión de H_2 de 1 atm. Si el potencial de la pila es de 0,061 V a 25°C y el electrodo de estaño opera como ánodo.

a) ¿Cuál es el pH del electrolito en el electrodo de hidrógeno?

b) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.

c) Escribir la notación convencional de la pila.

Respuesta: a) pH = 2,25; c) $\text{Sn (s) / Sn}^{2+} (\text{ac}, 0,015 \text{ M}) // \text{H}^+ (\text{ac}, 0,0056 \text{ M}) / \text{H}_2 (\text{g}, 1,0 \text{ atm}) / \text{Pt (s)}$

18) Una pila está formada por un cátodo inerte conectado a una fuente de Cl_2 gaseoso a 0,1 atm y sumergido en 2 L de solución 2 M en Cl^- , y por un ánodo de Cu inmerso en 3 L de solución 2 M en Cu^{2+} . La pila se encuentra en todo momento a 25°C . Se sabe que la constante de equilibrio de la reacción que ocurre vale $3,22 \times 10^{34}$.

- a) Escribir las semiecuaciones y ecuaciones químicas que describen el proceso de descarga de la pila.
- b) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones
- c) Calcular la f.e.m. de la pila.
- d) Escribir la notación convencional de la pila.

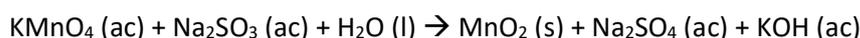
Respuesta: c) f.e.m. = 0,96 V; d) $\text{Cu (s) / Cu}^{2+} \text{ (ac, 2 M) // Cl}_2 \text{ (g, 0,1 atm) / Cl}^- \text{ (ac, 2 M) / Pt (s)}$

19) Para construir una pila a 25°C se cuenta con un electrodo de Ag, uno de Zn y soluciones de Ag^+ y Zn^{2+} , de concentraciones 1 M y 0,1 M respectivamente.

- a) Calcular los potenciales de cada electrodo e indicar cuál funciona como cátodo y cuál como ánodo y calcular la f.e.m. de la pila.
- b) Hacer un un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
- c) Calcular la f.e.m. de la pila
- d) Escriba la notación convencional de la pila.

Respuesta: a) Electrodo Ag es cátodo Ag, $E = 0,80 \text{ V}$; electrodo Zn es ánodo, $E = -0,79 \text{ V}$; c) f.e.m. = 1,59 V; d) $\text{Zn (s) / Zn}^{2+} \text{ (ac, 0,1 M) // Ag}^+ \text{ (ac, 1 M) / Ag (s)}$

20) La siguiente reacción ocurre en medio básico



Los potenciales de reducción estándar a 25°C son $E^\circ (\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}) = -0,94 \text{ V}$ y $E^\circ (\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2) = 0,60 \text{ V}$.

- a) Hallar las hemirreacciones correspondientes y escribir la reacción global balanceada.
- b) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
- c) Dadas las siguientes concentraciones: $[\text{SO}_3^{2-}] = 0,15 \text{ M}$; $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,12 \text{ M}$; $\text{pH} = 10$ ¿Cuál deberá ser la concentración de MnO_4^- para que la f.e.m. de la pila sea 1,61 V?
- d) Hallar el trabajo máximo que se puede obtener de la pila.
- e) Escribir la notación convencional de la pila.

Respuesta: a) cátodo: $\text{MnO}_4^- \text{ (ac) + 2 H}_2\text{O (l) + 3 e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 \text{ (s) + 4 OH}^- \text{ (ac)}$;

ánodo: $\text{SO}_3^{2-} \text{ (ac) + 2 OH}^- \text{ (ac) } \rightarrow \text{SO}_4^{2-} \text{ (ac) + 2 H}_2\text{O (ac) + 2 e}^-$; c) $[\text{MnO}_4^-] = 0,26 \text{ M}$; d) $W_{\text{MAX}} = -932,2 \text{ kJ}$;

e) $\text{Pt (s) / SO}_3^{2-} \text{ (ac, 0,15 M), SO}_4^{2-} \text{ (ac, 0,12 M), OH}^- \text{ (ac, } 10^{-4} \text{ M) // MnO}_4^- \text{ (ac, 0,26 M), OH}^- \text{ (ac, } 10^{-4} \text{ M) / MnO}_2 \text{ (s) / Pt (s)}$

21) En medio ácido, el catión $\text{Cr}^{2+} \text{ (ac)}$ se oxida a $\text{Cr}^{3+} \text{ (ac)}$ por la acción de $\text{O}_2 \text{ (g)}$ que se reduce a H_2O . El E° para la reacción total es de 1,653 V. Se construye una pila con electrodos de platino de forma tal que ocurran las hemirreacciones mencionadas.

- a) Calcular el potencial estándar del electrodo de cromo.
- b) Hallar las hemirreacciones correspondientes al cátodo y al ánodo.
- c) Hacer un un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
- d) Calcular la f.e.m. de la pila si, partiendo originalmente de condiciones estándar, se aumenta la concentración de Cr^{2+} al doble de la original y se reduce a la mitad la presión parcial de O_2 , manteniendo las demás variables constantes.

e) Si las condiciones de concentración estándar del electrodo de cromo se mantienen constantes, y en el cátodo se ajusta el pH a 1 ¿cuál debe la presión parcial de oxígeno para que la f.e.m. de la pila sea de 1,59 V?

Respuesta: **a)** $E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0,424 \text{ V}$; **b)** cátodo: $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{g}) + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O} (\text{ac})$

ánodo: $\text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 1 \text{e}^-$; **d)** $E = 1,67 \text{ V}$; **e)** $P_{\text{O}_2} = 0,54 \text{ atm}$.

22) La siguiente pila: $\text{Cr} (\text{s}) / \text{Cr}^{3+} (\text{ac}, 1,25 \times 10^{-6} \text{ M}) // \text{Ag}^+ (\text{ac}, 0,035 \text{ M}) / \text{Ag} (\text{s})$ produce una f.e.m. de 1,57 V a 25°C.

a) Identificar las reacciones anódicas y catódicas y escribir la ecuación global de la reacción

b) Calcular el potencial estándar de reducción (E°) del electrodo Cr^{3+}/Cr .

c) Hacer un un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.

d) Calcular el aumento de masa del cátodo de la pila cuando el ánodo disminuye su masa en 100 mg.

Respuesta: **a)** cátodo: $\text{Ag}^+ (\text{ac}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$; ánodo: $\text{Cr} (\text{s}) \rightarrow \text{Cr}^{3+} (\text{ac}) + 3 \text{e}^-$;

global: $3 \text{Ag}^+ (\text{ac}) + \text{Cr} (\text{s}) \rightarrow 3 \text{Ag} (\text{s}) + \text{Cr}^{3+} (\text{ac})$; **b)** $E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$; **d)** 622 mg

Potenciales estándar de reducción en soluciones acuosas a 25°C

$F_2 + 2e \rightleftharpoons 2F^-$	2,80
$Au^+ + e \rightleftharpoons Au$	1,70
$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons PbSO_4 + 2H_2O$	1,69
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$Au^{3+} + 3e \rightleftharpoons Au$	1,50
$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	1,36
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$	1,23
$Br_2 (l) + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	1,07
$AuCl_4^- + 3e \rightleftharpoons Au + 4Cl^-$	1,00
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	0,96
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	0,80
$Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,77
$I_2 + 2e \rightleftharpoons 2I^-$	0,54
$NiO_2 + 2H_2O + 2e \rightleftharpoons Ni(OH)_2 + 2OH^-$	0,49
$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftharpoons 4OH^-$	0,40
$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$	0,34
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons SO_2 + 2H_2O$	0,17
$HgO + H_2O + 2e \rightleftharpoons Hg + 2HO^-$	0,098
$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$	0,00
$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb$	-0,13
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn$	-0,14
$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^-$	-0,24
$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni$	-0,25
$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co$	-0,28
$PbSO_4 + 2e \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$	-0,36
$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd$	-0,40
$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe$	-0,44
$S + 2e \rightleftharpoons S^{2-}$	-0,48
$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn$	-0,76
$Cd(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Cd + 2OH^-$	-0,81
$2H_2O + 2e \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	-0,83
$ZnO + H_2O + 2e \rightleftharpoons Zn + 2OH^-$	-1,25
$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	-1,66
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	-2,37
$Mg(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Mg + 2OH^-$	-2,69
$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	-2,71
$K^+ + e \rightleftharpoons K$	-2,93
$Cu(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Cu + 2OH^-$	-3,03
$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	-3,05