



RÉDOX | QUÍMICA 2.º BACH

EJERCICIOS

ALBA LÓPEZ VALENZUELA

..... Ajuste de reacciones RÉDOX

1. Asigna el número de oxidación a todos los átomos de las siguientes especies químicas:

(a) **Elementos:** Na, Mg, H₂, Cl₂, I₂, O₃, S₈, P₄, C.

(b) **Compuestos binarios:** NaCl, CaCl₂, MnO, MnO₂, NO, CO₂, H₂O, NO₂, BrF₅, OF₂, H₂O₂.

(c) **Compuestos ternarios:** HClO, HClO₃, HClO₄, HMnO₄, H₂SO₄, K₂CrO₄, K₂Cr₂O₇, HNO₃, HNO₂, Na₂SO₄, Cr₂(SO₄)₃, FeSO₄, Al(OH)₃.

(d) **Iones:** H⁺, Ca²⁺, Cr³⁺, NH₄⁺, OH⁻, SO₄²⁻, MnO₄⁻, HS⁻, H₂PO₄⁻, HSO₄⁻.

(e) **♣ Especiales:** NH₄NO₃, Fe₃O₄, Cu₂O₂, H₂S₂O₃, H₂S₂O₇, AuPO₄, CuMnO₄.

(f) **♣ Compuestos orgánicos:** CH₄, CH₃Cl, CH₃-CH₃, CH₃-CH₂-OH, CH₃-CO-CH₃, CH₃-CHO, CH₃-COOH.

♣ 2. ¿Cuál es el estado de oxidación de los carbonos señalados?

(a) CH₃-**C**H₂-OH $\xrightarrow{\text{Oxidante}}$ CH₃-**C**HO $\xrightarrow{\text{Oxidante}}$ CH₃-**C**OOH

(b) CH₃-**C**HOH-CH₃ $\xrightarrow{\text{Oxidante}}$ CH₃-**C**O-CH₃

3. En la reacción Fe(s) + 2 Ag⁺(ac) → Fe²⁺(ac) + 2 Ag(s), indica cuál es la especie oxidante y cuál la especie reductora. Escribe, además, las semirreacciones de oxidación y reducción y los dos pares conjugados oxidante/reductor.

4. ¿Por qué en los procesos rédox no puede existir una única semirreacción de oxidación o de reducción?

5. En las siguientes reacciones señala el oxidante y el reductor:

(a) Mg(s) + Cl₂(ac) → Mg²⁺(ac) + 2 Cl⁻(ac)

(b) F₂(g) + 2 Cl⁻(ac) → 2 F⁻(ac) + Cl₂(g)

(c) Zn(s) + 2 H⁺(ac) → Zn²⁺(ac) + H₂(g)

(d) CH₄ + 2 O₂ → CO₂ + 2 H₂O

6. Ajusta las siguientes reacciones en medio ácido por el método del ion-electrón. Indica qué semirreacciones son de reducción y cuáles de oxidación.

(a) Fe₂O₃ + H₂ → Fe + H₂O

(b) Ca + AlCl₃ → CaCl₂ + Al

(c) MnO₂ + NaCl + H₂SO₄ → MnSO₄ + Na₂SO₄ + Cl₂ + H₂O

(d) As₂O₃ + HNO₃ + H₂O → H₃AsO₄ + NO₂

(e) MnCl₂ + KCl + H₂O₂ → KMnO₄ + HCl + H₂O

(f) Cu + HNO₃ → Cu(NO₃)₂ + NO + H₂O

(g) I₂ + HNO₃ → NO + HIO₃ + H₂O

(h) KMnO₄ + Fe + HCl → FeCl₂ + MnCl₂ + KCl + H₂O

(i) K₂Cr₂O₇ + KI + H₂SO₄ → K₂SO₄ + Cr₂(SO₄)₃ + I₂ + H₂O

(j) MnO₄⁻ + H₂S + H⁺ → Mn²⁺ + S + H₂O

(k) Zn + NO₃⁻ → Zn²⁺ + NH₄⁺

(l) Zn + HNO₃ → NH₄NO₃ + Zn(NO₃)₂

(m) NO₃⁻ + I⁻ + H⁺ → NO + I₂

(n) IO₃⁻ + HSO₃⁻ + H⁺ → I₂ + SO₄²⁻ + H₂O + H⁺

(o) KMnO₄ + FeSO₄ + H₂SO₄ → MnSO₄ + Fe₂(SO₄)₃ + H₂O

(p) I₂ + HNO₃ → HIO₃ + NO₂ + H₂

♣ 7. Ajusta las siguientes reacciones en medio básico por el método del ion-electrón. Indica qué semirreacciones son de reducción y cuáles de oxidación.

- (a) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH}$
- (b) $\text{Cr}^{3+} + \text{I}^- + \text{OH}^- + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{IO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- (c) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- (d) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

♣ 8. Determina el peso equivalente del oxidante en los siguientes procesos:

- (a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$
- (b) $\text{KMnO}_4 \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$
- (c) $\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO}$
- (d) $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$

.....Estequiometría.....

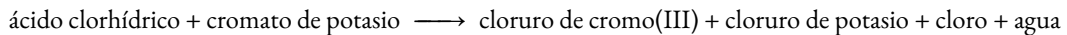
9. El dicromato de potasio oxida al yoduro de potasio en medio ácido sulfúrico originándose sulfato de potasio, sulfato de cromo(III) y yodo. A partir de la reacción completamente ajustada por el método de ion-electrón, indica qué volumen mínimo de disolución 0.1 M de dicromato potásico se necesita para obtener 5 g de yodo.

Solución: V=65.6 mL.

10. El permanganato de potasio oxida al sulfato de hierro(II) en medio ácido sulfúrico para dar sulfato de manganeso(II), sulfato de hierro(III) y agua. ¿Qué volumen de disolución 0.02 M de permanganato potásico se requiere para oxidar 40 mL de sulfato de hierro(II) de concentración 0.1 M?

Solución: V=40 mL

11. Dada la reacción:



- (a) Ajústala.
- (b) Calcula el peso equivalente del oxidante y del reductor.
- (c) Calcula el volumen de cloro que se obtiene a 700 mmHg y 30 °C, al reaccionar 150 mL de ácido clorhídrico del 35 % en masa y densidad 1.17 g/mL con cromato de potasio, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 60 %.

Solución: V=5.11 L

12. El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico y se origina sulfato de sodio, sulfato de cromo(III) y yodo. ¿De qué normalidad será la disolución de yoduro de sodio, sabiendo que 30 mL de la misma necesitan para su oxidación 60 mL de una disolución que contiene 46 g/L de dicromato de potasio?

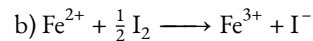
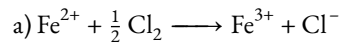
Solución: 1.88 N

13. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con bromuro de potasio para dar sulfato de potasio, bromo libre y dióxido de azufre y agua. Se pide:

- (a) Formular y ajustar las semirreacciones iónicas de oxidación y reducción y la reacción global completa.
- (b) Determinar los equivalentes rédox del ácido sulfúrico y del bromuro potásico.
- (c) El volumen en mL de bromo que se obtienen al tratar 50 g de bromuro potásico con ácido sulfúrico en exceso, sabiendo que la densidad del bromo es 2.9 g/mL.

Solución: V=11.6 mL

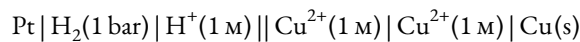
24. Indica cuál de los procesos rédox ocurren de forma espontánea (buscar los datos en las tablas de potenciales de reducción):



25. Razona si:

- (a) Se produce una reacción espontánea si se introduce aluminio en una disolución de sulfato de cinc.
- (b) ¿Se disolverá una cuchara de aluminio en una disolución de hierro(II)?
- (c) ¿Y una cuchara de hierro en una disolución de aluminio?

26. Dada la pila, a 298 K:



Indica cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

- (a) El potencial estándar de la pila es $E^0 = 0.34 \text{ V}$.
 - (b) El electrodo de hidrógeno actúa como cátodo.
 - (c) El ion cobre Cu^{2+} tiene más tendencia a captar electrones que el protón, H^+ .
 - (d) En esta pila el hidrógeno sufre una oxidación.
27. [Química I, Grado en Biotecnología, UNEX] Razone, a la vista de los siguientes potenciales normales $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.34 \text{ V}$; $E^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$.
- (a) ¿Qué metal o metales desprenden hidrógeno al ser tratados con un ácido?
 - (b) ¿Qué metal o metales pueden obtenerse al reducir sus sales con hidrógeno?
 - (c) La reacción que tiene lugar al formar una pila con electrodos de cobre y de hierro.
 - (d) La reacción que se produce al construir una pila con electrodos de cinc y de hierro.

Solución: a) Fe, Zn; b) Cu; c) $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$; d) $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$

..... Ecuación de Nernst

♣ 28. Calcula el potencial del electrodo Sn^{2+}/Sn en una disolución 10^{-2} M de Sn^{2+} .

Solución: -0.199 V .

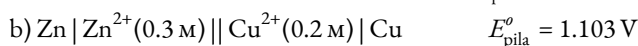
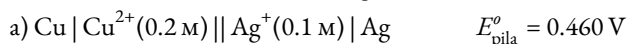
♣ 29. Sea la pila $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}(1 \text{ M}) || \text{Cr}^{3+}(x \text{ M}) | \text{Cr}^{2+}(y \text{ M}) | \text{Pt}$, calcular la relación de las concentraciones de cromo(II) y cromo(III) si el potencial de la celda es de 0.1 V . Datos: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$; $E^0(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0.41 \text{ V}$.

Solución: $[\text{Cr}^{2+}]/[\text{Cr}^{3+}] = 0.066$

♣ 30. El potencial de la celda $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+}(10^{-3} \text{ M}) || \text{H}^+(y \text{ M}) | \text{H}_2 | \text{Pt}$ es 0.109 V . Calcula el pH.

Solución: $\text{pH} = 7.76$

♣ 31. [Química I, Grado en Biotecnología, UNEX] Calcular el voltaje de las células electroquímicas:



Solución: a) 0.422 V ; b) 1.098 V .

..... Celdas electrolíticas

32. Utiliza los datos de la tabla de potenciales de reducción, escribe las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo cuando se somete a electrolisis a las siguientes sales: AlCl_3 y NaCl .
33. ¿Cuál es la *fem* mínima que debe tener una batería para lograr la electrolisis de las siguientes sustancias?: KBr en estado fundido, CaI_2 en estado fundido y Hg_2SO_4 en disolución acuosa.

Solución: 4 V; 3.41 V; 0.72 V.

34. En los ejemplos del ejercicio anterior indica:

- (a) Cuál es la oxidación y cuál la reducción.
 (b) Qué se descarga en el ánodo y qué en el cátodo.
 (c) De dónde a dónde fluyen los electrones.

35. Una disolución acuosa de sulfato de cinc se electroliza con una corriente continua de 10 A de intensidad. Al cabo de 15 minutos se han depositado 3.0485 g de cinc en el cátodo. Calcula el peso atómico del cinc.

Solución: 65.3 g/mol.

36. Una célula electrolítica contiene 1000 mL de una disolución de sulfato de cobre(II). Se hace pasar una corriente de 2 A durante 10 h, al cabo de las cuales se ha depositado todo el cobre. ¿Cuál será la molaridad de la disolución inicial de sulfato de cobre?

Solución: 0.37 M.

37. Dos cubas electrolíticas montadas en serie contienen disoluciones de nitrato de plata y de sulfato de cobre(II), respectivamente. Calcula los gramos de cobre que se depositarán en la segunda si en la primera se depositan 10 g de plata.

Solución: 2.92 g.

38. Al efectuar la electrólisis de una disolución de HCl se desprende cloro gaseoso en el ánodo. ¿Qué volumen de cloro se desprenderá en c.n. al pasar una carga de 50 000 C? Calcula el número de Avogadro.

Solución: 5.8 L; $6.03 \cdot 10^{23}$.

39. El magnesio es un metal muy ligero que forma parte de muchas aleaciones metálicas. Se obtiene por electrolisis de MgCl_2 fundido, un producto que se extrae del agua del mar. Teniendo en cuenta los datos de potenciales, razona cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- (a) Para obtener Mg hay que utilizar una *fem* mayor de 5.08 V.
 (b) Cada vez que circula 1 F se depositan 12.15 g.
 (c) Cada vez que circula 1 F se depositan 35.5 g de cloro.
 (d) El magnesio se deposita en el cátodo.

40. En la electrólisis de una disolución acuosa que contiene sulfato de cinc y sulfato de cadmio se deposita todo el cinc y todo el cadmio, para lo cual se hace pasar una corriente de 10 A durante 2 h, obteniéndose una mezcla de ambos metales de 35.44 g. Calcula el % de cinc en la mezcla y la energía eléctrica producida en kWh sabiendo que la tensión es de 0.36 V.

Solución: 36.76 % Zn y 7.2×10^{-3} kWh.

41. Calcula la cantidad de sulfato de níquel(III) anhidro y el tiempo que ha de emplearse para recubrir una placa cuadrada de Fe de 8 cm de lado y espesor despreciable, por electrodeposición de una película de Ni de un espesor de una milésima de mm. La intensidad de corriente eléctrica empleada es 1.5 A y la densidad del Ni es 8900 kg/m^3 .

Solución: 0.39 g de $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$ y 375 s.

.....**SELECTIVIDAD**.....

42. [EBAU 2020, Extremadura] Sean los electrodos K^+/K y Zn^{2+}/Zn . Se pide:

- Realizar el esquema de una pila indicando cátodo y ánodo.
- Escribir las semirreacciones correspondientes y la reacción global. Calcular el potencial estándar de la pila.
- ¿Qué tipo de especie química se utilizaría para la construcción del puente salino? Justificar la respuesta.

Potenciales normales de reducción estándar: $E^0(K^+/K) = -2.93\text{ V}$; $E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0.76\text{ V}$.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,60 puntos; b) 0,90 puntos; c) 0,50 puntos

43. [EBAU 2020, Extremadura] Sea la reacción $NaNO_2 + NaMnO_4 + H_2SO_4 \rightleftharpoons MnSO_4 + NaNO_3 + Na_2SO_4 + H_2O$,

- Ajustar por el método del ión-electrón las semirreacciones y la reacción global.
- Indicar cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.

c) Nombrar los siguientes compuestos de la reacción anterior: $NaNO_2$; $NaMnO_4$; $MnSO_4$; $NaNO_3$.

Puntuación máxima por apartado: a) 1,0 punto; b) 0,40 puntos; c) 0,60 puntos

44. [EBAU 2020, Extremadura] Razonar y escribir las posibles reacciones que se produzcan cuando, en condiciones normales o estándar:

- se introduce una barra de cinc en una disolución acuosa de Pb^{2+} ;
- se sumerge un trozo de plata metálica en una disolución acuosa de Pb^{2+} .

$E^0(Ag^+/Ag) = 0.80\text{ V}$; $E^0(Pb^{2+}/Pb) = -0.13\text{ V}$; $E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0.76\text{ V}$.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

45. [EBAU 2020, Extremadura] En una cuba electrolítica se tiene una disolución de $CuCl_2$.

- Calcular qué cantidad de carga (en Culombios) se necesita para obtener mediante electrólisis 1.27 g de Cu.
- Si se hace pasar una intensidad de 3 A por la cuba electrolítica se depositan 0.89 g de Cu. Determinar el tiempo (en minutos) que ha estado pasando la corriente.

Datos: 1 F (Faraday) = 96 500 C; Masa atómica (u): Cu = 63.5

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

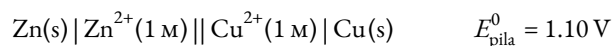
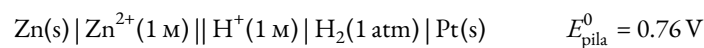
46. [EBAU 2019, Extremadura] Para la siguiente reacción rédox: $MnO_2(s) + HCl(l) \rightleftharpoons MnCl_2(s) + Cl_2(g) + H_2O(l)$

- Determinar la especie que se oxida y la que se reduce.
- Ajustar la ecuación por el método del ion-electrón.
- Calcular la masa (en gramos) de MnO_2 necesaria para producir 50 L de $Cl_2(g)$ medidos a 1.5 atm y 350 K.

$R = 0.082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$; Masas atómicas (u): $Mn = 54.94$; $O = 16$.

Puntuación máxima por apartado: a) 0.5 puntos; b) 0.75 puntos; c) 0.75 puntos

47. [PAU 2010, Extremadura] Sabiendo que:



Calcule los siguientes potenciales estándar de reducción: a) $E^0(Zn^{2+}/Zn)$, b) $E^0(Cu^{2+}/Cu)$.

48. [PAU 2010, Extremadura] El $K_2Cr_2O_7$ reacciona con el NaI en medio H_2SO_4 , produciéndose I_2 , Na_2SO_4 , $Cr_2(SO_4)_3$ y H_2O .

- Ajuste la reacción correspondiente por el método del ion-electrón e indique la naturaleza de las semirreacciones.
- 50 mL de una disolución de $K_2Cr_2O_7$ que contiene 25 g/L de soluto reaccionan exactamente con 40 mL de una disolución de NaI. Calcule la concentración de esta disolución.

49. [PAU 2008, Extremadura] Se sabe que el ion MnO_4^- oxida el hierro(II) a hierro(III), en presencia de H_2SO_4 , reduciéndose a Mn(II) .

a) Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción y la ecuación iónica global.

b) ¿Qué volumen de KMnO_4 0.02 M se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0.1 M de FeSO_4 en disolución de H_2SO_4 ?

50. [PAU 2006, Extremadura] La reacción química global de la pila Cu-Zn se puede escribir: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$

Los potenciales normales de reducción son: $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.763 \text{ V}$ y $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0.337 \text{ V}$. La intensidad de corriente que circula por esta pila durante una hora es de 45.0 mA. Se pide:

a) Semirreacciones anódica y catódica y el valor de la fuerza electromotriz de la pila.

b) La masa de cobre depositada.

Potenciales Estándar de Reducción a 25 °C

SEMIRREACCIÓN	E° (V)
$\text{Li}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{Li}(s)$	-3.05
$\text{K}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{K}(s)$	-2.93
$\text{Ba}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ba}(s)$	-2.90
$\text{Sr}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sr}(s)$	-2.89
$\text{Ca}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ca}(s)$	-2.87
$\text{Na}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{Na}(s)$	-2.71
$\text{Mg}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mg}(s)$	-2.37
$\text{Be}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Be}(s)$	-1.85
$\text{Al}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Al}(s)$	-1.66
$\text{Mn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}(s)$	-1.18
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(ac)$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}(s)$	-0.76
$\text{Cr}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}(s)$	-0.74
$\text{Fe}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0.44
$\text{Cd}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Cd}(s)$	-0.40
$\text{PbSO}_4(s) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(ac)$	-0.31
$\text{Co}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Co}(s)$	-0.28
$\text{Ni}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ni}(s)$	-0.25
$\text{Sn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}(s)$	-0.14
$\text{Pb}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s)$	-0.13
$2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g)$	0.00
$\text{Sn}^{4+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(ac)$	+0.13
$\text{Cu}^{2+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Cu}^+(ac)$	+0.15
$\text{SO}_4^{2-}(ac) + 4\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.20
$\text{AgCl}(s) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(ac)$	+0.22
$\text{Cu}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	+0.34
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(ac)$	+0.40
$\text{I}_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2\text{I}^-(ac)$	+0.53
$\text{MnO}_4^-(ac) + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \longrightarrow \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^-(ac)$	+0.59
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(ac)$	+0.68
$\text{Fe}^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(ac)$	+0.77
$\text{Ag}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s)$	+0.80
$\text{Hg}_2^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Hg}(l)$	+0.85
$2\text{Hg}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}(ac)$	+0.92
$\text{NO}_3^-(ac) + 4\text{H}^+(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.96
$\text{Br}_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(ac)$	+1.07
$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + 14\text{H}^+(ac) + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(ac) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
$\text{Cl}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(ac)$	+1.36
$\text{Au}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Au}(s)$	+1.50
$\text{MnO}_4^-(ac) + 8\text{H}^+(ac) + 5e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{Ce}^{4+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(ac)$	+1.61
$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^+(ac) + \text{SO}_4^{2-}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.70
$\text{H}_2\text{O}_2(ac) + 2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.77
$\text{Co}^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Co}^{2+}(ac)$	+1.82
$\text{O}_3(g) + 2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+2.07
$\text{F}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{F}^-(ac)$	+2.87

Fuerza oxidante creciente

Fuerza reductora creciente