

2010

REACCIONES DE INTERCAMBIO DE ELECTRONES EJERCICIOS PARA RESOLVER



M^a Teresa Gómez Ruiz

“IES Politécnico” Cartagena

Dpto Física-Química

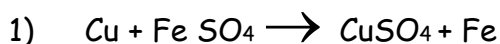
15/09/2010

ÍNDICE

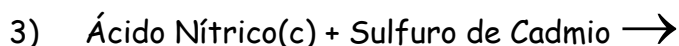
	Página
EJERCICIOS DE ELECTROQUÍMICA (Nº 1 – Nº6)	2
EJERCICIOS DE ELECTROQUÍMICA (Nº 7 – Nº 11)	3
EJERCICIOS DE ELECTROQUÍMICA (Nº 12 – Nº 16)	4
EJERCICIOS DE ELECTROQUÍMICA (Nº 17 – Nº 21)	5
EJERCICIOS DE ELECTROQUÍMICA (Nº 22 – Nº 24)	6
GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 1 – Nº2)	7
GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 3 – Nº9	8
GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 10 – Nº12))	9
SOLUCIONES GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 1)	10
SOLUCIONES GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 2)	13
SOLUCIONES GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 3 - Nº 4)	14
SOLUCIONES GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 5)	15
SOLUCIONES GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 6)	16
SOLUCIONES GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 7- Nº 8)	17
SOLUCIONES GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 9- Nº 10)	18
SOLUCIONES GUÍA DE PROBLEMAS REDOX (Nº 11- Nº 12)	19

EJERCICIOS DE ELECTROQUÍMICA

Ajustar las siguientes reacciones por el método del ión-electrón, indicar las semi-reacciones de oxidación y de reducción y en cada caso indicar el agente oxidante y el agente reductor.



Indicar el número de moléculas de Iodo que se forman.



Dióxido de Nitrógeno + Agua + Azufre + Nitrato de Cadmio.

Indicar el número de moles de ácido que son necesarios para obtener un mol de sal.

2

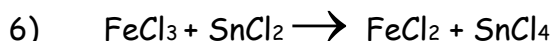


Cloruro de Potasio + Bromo + Agua + Sulfato de potasio.

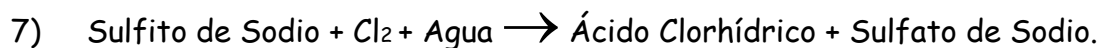
Indicar el número de moles de agua que se forman.



Indicar el número de moles de Monóxido de Nitrógeno que se forman.



Indicar el número de moles del agente reductor necesarios para que se formen 60 gramos de cloruro ferroso.



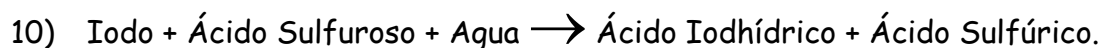
Indicar el número de moles de protones que se producen por la reacción.



Indique la relación estequiométrica entre los reactivos y los productos para dicha reacción.



Indique el volumen de HNO_3 (PM= 63.01 g/mol; Concentración= 65 % P/P; Densidad= 1.4 g/mL) necesarios para reaccionar con 50 gramos de cobre (PM=63,5 g/mol).



Indique la masa de Agente Reductor necesaria para producir 98 gramos de Ácido Sulfúrico.



$\text{Sulfato de Potasio} + \text{Sulfato de Cromo (III)} + \text{Agua} + \text{Sulfato Férrico}$.

Indique la masa de Dicromato de Potasio necesaria para:

a) Obtener 3 moles de Sulfato Férrico.

b) Obtener 1 mol de Sulfato Férrico.

c) Obtener 56 gramos del catión Férrico.

12) Permanganato de Potasio + Ácido Clorhídrico \rightarrow

Cloruro de Manganeso (II) + Cloruro de Potasio + Agua + Cloro.

Indique la masa necesaria del Agente Oxidante para producir 112 L de cloro en CNPT.

13) Dicromato de Potasio + H_2O_2 + Ácido Sulfúrico \rightarrow

Oxígeno + Sulfato de Cromo (III) + Agua + Sulfato de Potasio.

Indicar el número de moles de H_2O_2 necesarios para reducir 100 g. del agente oxidante.

14) Permanganato de Potasio + Agua Oxigenada + Ácido Sulfúrico \rightarrow

Sulfato ácido de Manganeso + Oxígeno + Agua + Sulfato de Potasio.

Indicar el número de moles de H_2O_2 necesarios para reducir un mol de Permanganato de Potasio.

4

15) Sulfito de Sodio + Ácido Nítrico (d) \rightarrow

Monóxido de Nitrógeno + Sulfato de Sodio + Agua.

Indicar el número de moles de H_2O que se obtienen por reacción de un mol del Agente Oxidante.

En caliente

16) Bromo + Hidróxido de Sodio \rightarrow

Bromuro de Sodio + Bromato de Sodio + Agua.

Indicar la masa de Bromato de Sodio que se produce en la reacción.

En frío

17) Bromo + Hidróxido de Sodio \rightarrow

Bromuro de sodio + Hipobromito de Sodio + Agua.

Indicar la masa de Hipobromito de Sodio que se produce en la reacción.

18) Hipobromito de Sodio + Amoníaco \rightarrow

Bromuro de Sodio + Nitrógeno + Agua.

Indicar el volumen de nitrógeno que se produce en CNPT a partir de un mol del Agente Reductor.

19) Sulfuro de Cobre (II) + Ácido Nítrico (d) \rightarrow

Nitrato Cúprico + Azufre + Agua + Monóxido de Nitrógeno.

Indicar la masa de Azufre que se produce en la reacción.

5

20) Dióxido de Manganeso + Ácido Sulfúrico + Ioduro de Sodio \rightarrow

Sulfato de Sodio + Sulfato de Manganeso + Iodo + Agua.

Indicar la masa de Ioduro de Sodio necesaria para producir 160 g. de Iodo.

21) Ácido Sulfúrico + Ácido Bromhídrico \rightarrow

Anhídrido Sulfuroso + Bromo + Agua.

Indicar la masa de Agente Oxidante necesaria para producir 64 g de Anhídrido Sulfuroso.

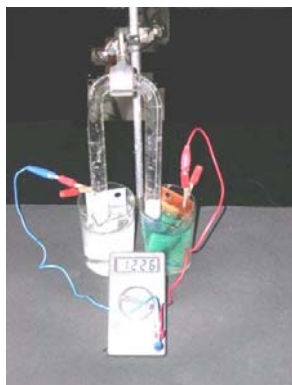
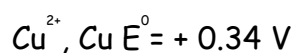
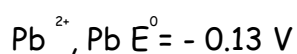


Fig. 1: Foto de Pila de Daniell

22) Si se acoplan dos electrodos:

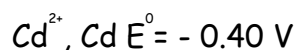
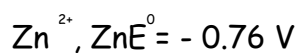


a) ¿Cuáles serán las semi-reacciones y la reacción espontánea de la pila?

b) ¿En qué electrodo ocurre la reducción?

c) ¿cuál es el polo negativo de la pila?

23) Si se tienen dos electrodos que se quieren acoplar:



a) ¿En qué electrodo ocurrirá la oxidación?

b) ¿Cuál de los potenciales de reducción es el más negativo?

c) ¿Cuál será el polo positivo de la pila?

24) Conociendo que para:

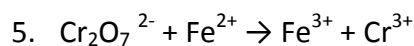
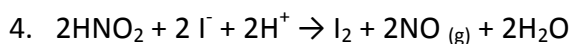
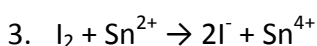
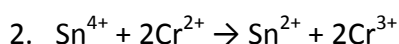
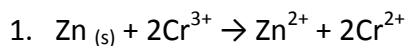


Arme la pila de manera que produzca corriente eléctrica.

Haga un esquema de la misma indicando cátodo y ánodo y realice la representación de la misma.

GUÍA DE PROBLEMAS REDOX

1. Responde correctamente a lo que se pregunta en los distintos apartados sobre las siguientes reacciones:



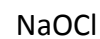
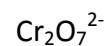
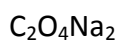
a) En cada ecuación, identifique los reactivos que actúan como agente oxidante y agente reductor, respectivamente.

b) Escriba cada reacción total en términos de las semirreacciones ajustadas.

c) Escriba cada semirreacción en **b** como una reducción.

d) Ordene las semirreacciones del apartado anterior en orden decreciente de la efectividad como aceptor de electrones. (Busca los valores de los potenciales redox)

2. Exponga los números de oxidación de cada elemento en los siguientes iones o moléculas:

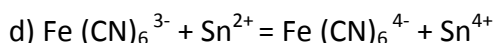
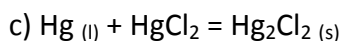
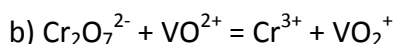
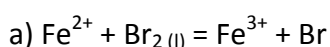


3. Dada la siguiente pila:



- Busque en tablas los potenciales estándares correspondientes.
- Escriba la reacción espontánea que ocurre en la pila e iguálela.
- Calcule la FEM de la pila en las condiciones dadas.

4. Ajusta las siguientes reacciones por el método del ión-electrón:



5. Calcúlese el peso de cobre producido por la reducción de iones cobre (II) durante el paso de 2,50 amperios de corriente durante 45,0 minutos, por una solución de sulfato de cobre (II).

8

6. ¿Qué volumen de oxígeno (CN) se producirá por oxidación del agua en la electrólisis del sulfato de cobre (II) del ejercicio 5?

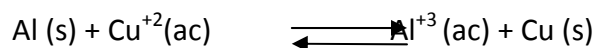
7. Calcular el número de oxidación de los diferentes átomos, en los siguientes compuestos: a) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, b) KMnO_4 , c) O_2 , d) MgCl_2 , e) H_2SO_4 y f) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

8. Determinar si el ácido nítrico oxidará al Fe^{+2} , reduciéndose a monóxido de nitrógeno. Escribe ajustada la reacción que se produciría.

Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}) = +0,77\text{V}$; $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = +0,96\text{V}$.

9. ¿Cuál o cuáles de las siguientes especies pueden actuar como oxidante y cuál o cuáles como reductor?: a) Fe ; b) Fe^{+2} ; c) Fe^{+3} ; d) Ag^+ .

10. Dada la reacción de oxidación-reducción:



Explicar razonadamente: ¿qué especie se oxida, cuál se reduce, cuál es el oxidante y cuál el reductor?

11. Describir lo que representan las notaciones químicas:

- a) $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4(1\text{M})$
- b) $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4(1\text{M})//\text{CuSO}_4(1\text{M})/\text{Cu}$

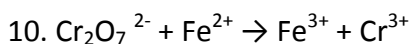
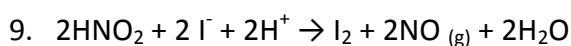
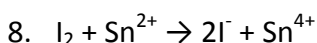
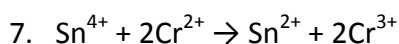
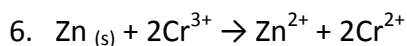
12. ¿Cuál es la fuerza electromotriz de una pila formada por una barra de cobre sumergida en una disolución 0,1 M de sulfato de cobre (II), y una barra de zinc sumergida en una disolución 1M de sulfato de zinc? ¿Cómo variarán las concentraciones de Zn(II) y Cu(II) y el peso de las barras de zinc y cobre, si éstas se conectan mediante un conductor externo? Escribir las semirreacciones. Calcula la constante de equilibrio de la reacción global.

Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$; $(RT/F) = 0,059\text{V}$.

Masas atómicas: $\text{Cu} = 63.546 \text{ g/mol}$; $\text{Zn} = 65.39 \text{ g/mol}$

SOLUCIONES GUÍA DE PROBLEMAS REDOX

1. Responde correctamente a lo que se pregunta en los distintos apartados sobre las siguientes reacciones:



e) En cada ecuación, identifique los reactivos que actúan como agente oxidante y agente reductor, respectivamente.

Sol 1. Agente Oxidante: 2Cr^{3+} Agente Reductor: $\text{Zn}_{(s)}$

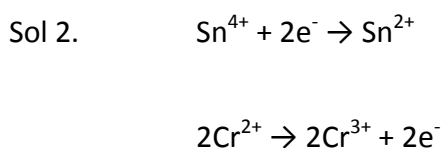
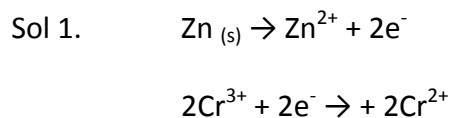
Sol 2. Agente Oxidante: Sn^{4+} Agente Reductor: Cr^{2+}

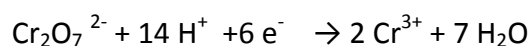
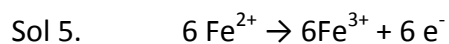
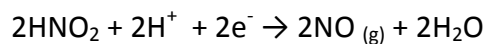
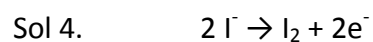
Sol 3. Agente Oxidante: I_2 Agente Reductor: Sn^{2+}

Sol 4. Agente Oxidante: HNO_2 Agente Reductor: I^-

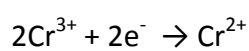
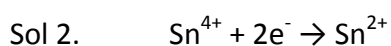
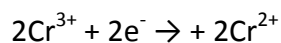
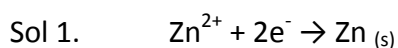
Sol 5. Agente Oxidante: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ Agente Reductor: Fe^{2+}

f) Escriba cada reacción total en términos de las semirreacciones ajustadas.

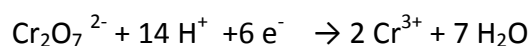
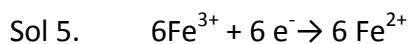
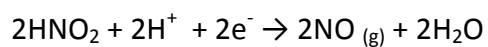
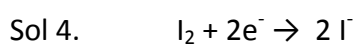
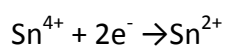
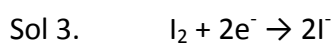




g) Escriba cada semirreacción en **b** como una reducción.



11



h) Ordene las semirreacciones del apartado anterior en orden decreciente de la efectividad como aceptor de electrones.

Este es el orden pedido, según el valor de los potenciales de los electrodos

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.36
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}$	+1
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0.77
$\text{Sn}^{+4} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{+2}$	+0,154
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0.53
$\text{Cr}^{+3} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{+2}$	-0,41
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0.76

2. Exponga los números de oxidación de cada elemento en los siguientes iones o moléculas:

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, PO_4^{3-} , $\text{C}_2\text{O}_4\text{Na}_2$, MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, KNO_3 , Sb_2O_3 , N_2O_4 , VO_2^+ , IrCl_6 , NaOCl .

Solución:

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: S (+2) O (-2)

PO_4^{3-} : P (+5) O (-2)

$\text{C}_2\text{O}_4\text{Na}_2$: C (+3) O (-2) Na (+1)

MnO_4^- : Mn (+7) O (-2)

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: Cr (+6) O (-2)

KNO_3 : N (+5) O (-2) K (+1)

Sb_2O_3 : Sb (+3) O (-2)

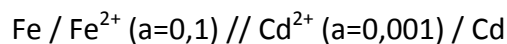
N_2O_4 : N (+4) O (-2)

VO_2^+ : V (+5) O (-2)

IrCl_6 : Cl (-1) Ir (+6)

NaOCl : Cl (-1) O (-2) Na (+1)

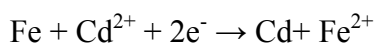
3. Dada la siguiente pila:



d) Busque en tablas los potenciales estándares correspondientes.

Reaccion	E° (V)
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0.44
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0.40

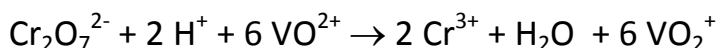
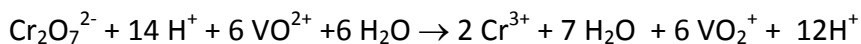
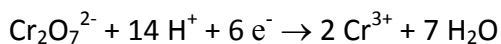
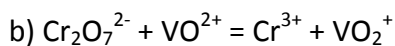
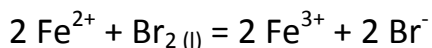
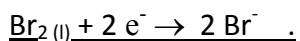
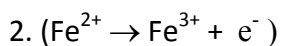
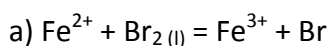
e) Escriba la reacción espontánea que ocurre en la pila e iguálela.

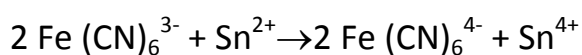
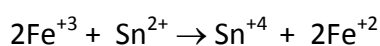
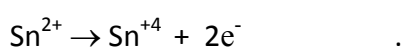
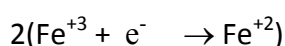
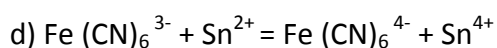
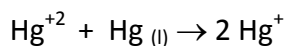
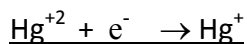
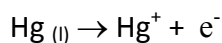
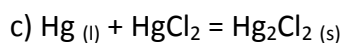


f) Calcule la FEM de la pila en las condiciones dadas.

$$E_{\text{Pila}} = -0,40 - (-0,44) = 0,04 \text{ V}$$

4. Ajusta las siguientes reacciones por el método del ión-electrón:

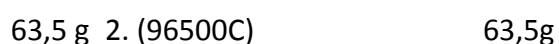
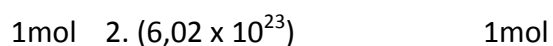




5. Calcúlese el peso de cobre producido por la reducción de iones cobre (II) durante el paso de 2,50 amperios de corriente durante 45,0 minutos, por una solución de sulfato de cobre (II).

14

La ecuación de reducción de cobre (II).



A partir de ella vemos que se depositan 63,5 g de cobre por cada 2(96500C) de carga eléctrica. Calculemos primero el número de culombios que pasan por la celda:

$$45 \text{ minutos} = (45 \times 60) \text{ seg} = 2700 \text{ seg}$$

$$Q \text{ (C)} = i \text{ (A)} \cdot t \text{ (seg)}$$

(Cantidad de electricidad = intensidad x tiempo)

$$Q \text{ (C)} = 2,5 \text{ A} \cdot 2700 \text{ seg} = 6,75 \cdot 10^3 \text{ C}$$

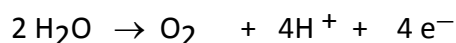
Ahora se calcula el peso de cobre producido por el paso de los $6,75 \cdot 10^3$ C

$$2 \times 96500 \text{ C} \text{ _____ } 63,5 \text{ g de Cu}$$

$$6,75 \cdot 10^3 \text{ C} \text{ _____ } x = 2,22 \text{ g de Cu}$$

6. ¿Qué volumen de oxígeno (CN) se producirá por oxidación del agua en la electrólisis del sulfato de cobre (II) del ejercicio 5?

La ecuación de la oxidación del agua y de la equivalencia entre culombios y volumen de oxígeno producido en CN (TP) es:



$$1 \text{ mol} \qquad 4 (6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-)$$

$$\text{CN: } 22,4 \text{ l} \qquad 4 (96500 \text{ C})$$

El número de culombios que pasan por la celda es el mismo que en el ejercicio 5:

$$6750 \text{ C.}$$

Por cada 4 (96500 C) que pasan por la celda, se producen 22,4 l de O_2 en Condiciones normales CN (TP)

$$4 (96500 \text{ C}) \text{ _____ } 22,4 \text{ l O}_2$$

$$6750 \text{ C} \text{ _____ } x = 0,392 \text{ l O}_2$$

Observe la pequeña cantidad de Cu y O_2 producidas por el pasaje de ésta considerable cantidad de corriente en 45 minutos. Esto muestra porqué es tan cara la producción electrolítica de gases y metales.

7. Calcular el número de oxidación de los diferentes átomos, en los siguientes compuestos:

a) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, b) KMnO_4 , c) O_2 , d) MgCl_2 , e) H_2SO_4 y f) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

a) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: Na(+1) Cr (+6) O(-2)

b) KMnO_4 : K(+1) Mn(+7) O(-2)

c) O_2 : O(0)

d) MgCl_2 : Mn(+2) Cl(-1)

e) H_2SO_4 : H(+1) S(+6) O(-2)

f) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: Na(+1) S(+2) O(-2)

8. Determinar si el ácido nítrico oxidará al Fe^{+2} , reduciéndose a monóxido de nitrógeno. Escribe ajustada la reacción que se produciría.

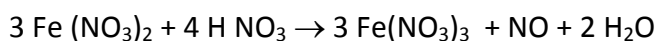
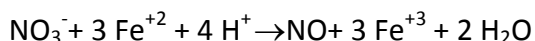
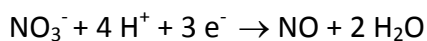
Datos: $e^0(\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}) = +0,77\text{V}$; $e^0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = +0,96\text{V}$.

La fuerza electromotriz, ΔE , de la reacción global sería:

$$\Delta E = 0,96 - 0,77 = 0,19\text{V}$$

Como $\Delta G = - n F \Delta E$

Al ser ΔE un valor positivo, ΔG , tendría signo negativo, es decir la reacción sería espontánea, el ácido nítrico si oxida al catión hierro(II) a catión hierro (III).



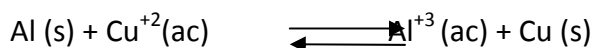
9. ¿Cuál o cuáles de las siguientes especies pueden actuar como oxidante y cuál o cuáles como reductor?: a) Fe; b) Fe⁺²; c) Fe⁺³; d) Ag⁺.

Como oxidante, la especie que se pueda reducir. Como reductor la especie que se pueda oxidar. (Aunque siempre se tiene que tener en cuenta la otra sustancia con la que interactúa. Cuando se enfrentan dos electrodos, se reducirá el que tenga mayor tendencia a reducirse, esto es, el que tenga mayor potencial estándar de reducción; en el otro electrodo ocurrirá la oxidación)

OXIDANTE: Fe⁺²; Fe⁺³; Ag⁺.

REDUCTOR: Fe; Fe⁺²

10. Dada la reacción de oxidación-reducción:



Explicar razonadamente: ¿qué especie se oxida, cuál se reduce, cuál es el oxidante y cuál el reductor?

Un agente oxidante es aquél que efectúa la oxidación de otra especie mientras él se reduce. Para ello debe aceptar electrones de esa especie (con lo que el número de oxidación de dicha especie aumenta).

Un agente reductor efectúa la reducción de otra especie mientras él se oxida. Para ello debe ceder electrones a esa especie (con lo que el número de oxidación de dicha especie disminuye).

Se oxida la especie que aumenta su número de oxidación, cediendo electrones, y haciendo que otra sustancia al tomar los electrones disminuya su número de oxidación, es decir se reduzca.

Se reduce la especie que disminuye su número de oxidación, ganando electrones, y haciendo que otra sustancia al ceder los electrones aumente su número de oxidación, es decir se oxide.

SE OXIDA: Al (s) REDUCTOR: Al (s)

SE REDUCE: Cu⁺²(ac) OXIDANTE: Cu⁺²(ac)

11. Describir lo que representan las notaciones químicas:

c) $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4(1\text{M})$

d) $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4(1\text{M})//\text{CuSO}_4(1\text{M})/\text{Cu}$

a) Notación abreviada del electrodo ($\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}_{(s)}$), formado por una barra de Zn en estado sólido, introducido en una disolución de la sal ZnSO_4 de una concentración 1M.

b) Notación abreviada de la pila formada por dos electrodos, el ánodo ($\text{Zn}/\text{ZnSO}_4(1\text{M})$), (polo negativo), donde se produce la oxidación $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2\text{e}^-$, y el cátodo ($\text{CuSO}_4(1\text{M})/\text{Cu}$), (polo positivo) donde se produce la reducción $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$, ambos están separados físicamente y se comunican sus disoluciones a través de un puente salino (//) y los dos metales por medio de un conductor externo, que permite el paso de electrones, del ánodo al cátodo.

18

12. ¿Cuál es la fuerza electromotriz de una pila formada por una barra de cobre sumergida en una disolución 0,1 M de sulfato de cobre (II), y una barra de zinc sumergida en una disolución 1M de sulfato de zinc? ¿Cómo variarán las concentraciones de Zn(II) y Cu(II) y el peso de las barras de zinc y cobre, si éstas se conectan mediante un conductor externo? Escribir las semirreacciones. Calcula la constante de equilibrio de la reacción global.

Datos: $E^0(\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$; $E^0(\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$; $(RT/F) = 0,059\text{V}$.

Masas atómicas: Cu = 63.546 g/mol; Zn=65.39 g/mol

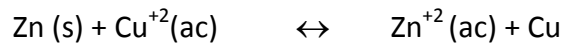
Sabiendo que el potencial estándar de reducción del cobre es de +0,34 V y el potencial estándar de reducción del zinc es -0,76 V, aplicando la fórmula:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

Sustituyendo los valores de los potenciales estándar de reducción, obtenemos el $E^0_{\text{pila}} = 1,10\text{V}$

Cuando las concentraciones de las disoluciones no son 1 M, la fuerza electromotriz de la pila también varía. La ecuación de Nernst muestra la relación entre f.e.m. estándar y concentraciones de las disoluciones:

La reacción transcurre de la forma:



La ecuación de Nernst:

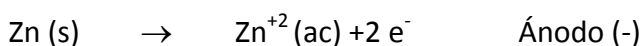
$$E_{\text{pila}} = E_{\text{pila}}^0 - 0,0592/2 \cdot \log \left[\frac{[\text{Zn}^{+2}]}{[\text{Cu}^{+2}]} \right]$$

Siendo: E_{pila}^0 el valor de la fem de la pila cuando la concentración de cada soluto es 1 M (estándar), **2** el número de electrones que se intercambian en este proceso, **[Cu⁺²]** la concentración molar de la especie que se ha reducido (en este caso iones Cu⁺² a Cu metal) y **[Zn⁺²]** la concentración molar de la especie que se ha oxidado (en este caso Zn metal a iones Zn⁺²). La resolución de esta ecuación da el valor de la fuerza electromotriz de la pila.

$$E_{\text{pila}} = 1,10 - 0,0592/2 \cdot \log (1 / 0,1)$$

$$E_{\text{pila}} = 1,070400 \text{ V}$$

Respecto a ¿cómo variarán las concentraciones de Zn(II) y Cu(II) y el peso de las barras de zinc y cobre, si éstas se conectan mediante un conductor externo?



En el ánodo se desprenderá el mismo número de iones Zn⁺² que número de iones Cu⁺² se depositan en el cátodo, en forma de cobre metálico, por lo que disminuye la concentración de iones cobre(II) en la misma medida que aumenta la concentración de iones Zn(II). La modificación del peso de las barras sería menor el de la barra Zn y mayor el de la barra de de cobre, por cada 65.39 g menos en el electrodo de Zn, aumenta 63.546g el electrodo de cobre.

Para calcular la constante de equilibrio:

Sabemos que cuando se establece el equilibrio en la reacción química, ésta se detiene y la fem de la pila es cero ($E_{pila} = 0$); en ese momento, se está en condiciones de calcular la constante de equilibrio, a 25 °C, para la reacción de oxidación-reducción que se efectúa en la pila.

$$E_{pila} = E_{pila}^0 - 0,0592/n \cdot \log K_{equilibrio}$$

Sustituyendo los valores de $E_{pila}^0 = 1,10 \text{ V}$ y $n=2$

$$0 = 1,10 - 0,0592/2 \cdot \log K_{equilibrio}$$

$$1,10 = 0,0592/2 \cdot \log K_{equilibrio}$$

$$1,10 \cdot 2 / 0,0592 = \log K_{equilibrio}$$

$$\log K_{equilibrio} = 37,162162160$$

$$K_{equilibrio} = 10^{37,162162160}$$

$$K_{equilibrio} = 1,452653926 \cdot 10^{37}$$