

## PRÁCTICA 19

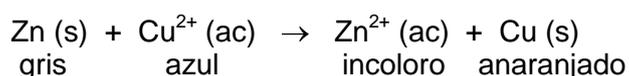
### PROCESOS REDOX ESPONTÁNEOS: PILA DANIELL Y PILAS DE CONCENTRACIÓN

#### OBJETIVOS

- Preparar diferentes tipos de pilas: Pila Daniell y pilas de concentración.
- Medir los potenciales generados y estimar las magnitudes termodinámicas y las constantes de equilibrio de las reacciones de las pilas formadas.
- Analizar el efecto de la concentración en el potencial de electrodo.

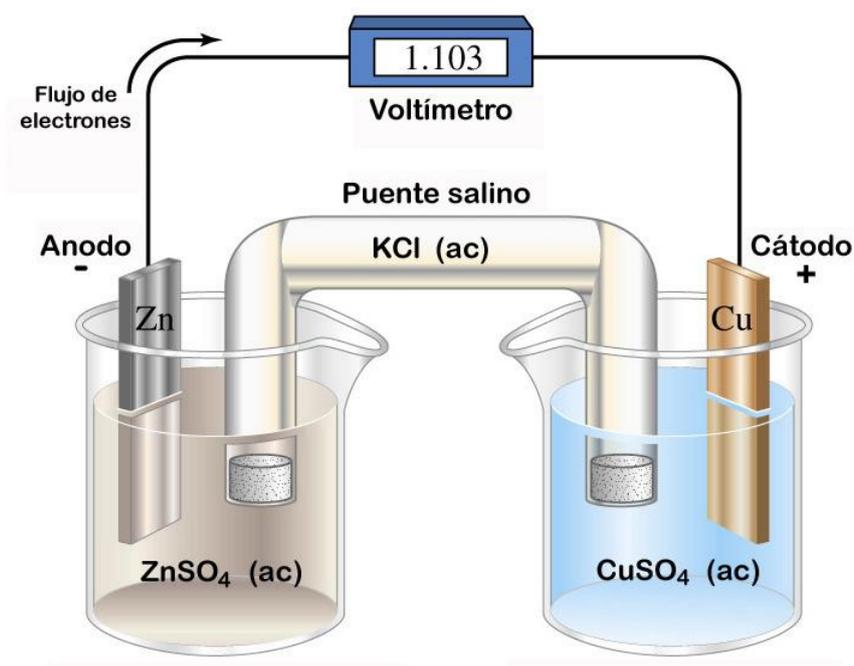
#### FUNDAMENTO TEÓRICO

Las reacciones de oxidación-reducción espontáneas pueden aprovecharse para generar una corriente eléctrica si se diseña una célula adecuada. Para comprenderlo mejor podemos considerar la reacción que se produce cuando se introduce una barra de Zn en una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4$  (la disolución de  $\text{CuSO}_4$  es de color azulado debido a los iones de cobre hidratado). Al cabo de un tiempo la barra de Zn se ha recubierto de un depósito anaranjado de cobre metálico, y el color azulado de la disolución comienza a desvanecerse (ver Práctica 9). Estos cambios son debidos a que se produce la siguiente reacción:



Es decir, que el Zn se oxida a  $\text{Zn}^{2+}$  y el  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce a Cu. Si la reacción tiene lugar del modo descrito, a pesar de que es espontánea y que ha habido un intercambio de electrones, no se produce energía eléctrica. Para que la energía química de la reacción se transforme en energía eléctrica aprovechable, es necesario que los procesos de oxidación y de reducción tengan lugar en compartimentos separados, conectados entre sí del modo adecuado. Este sistema se denomina: **pila**, **célula electroquímica**, **célula galvánica** o **célula voltaica**.

Una forma simple de construir una pila se consigue mediante un montaje como el esquematizado en esta figura:



Hay dos compartimentos: en uno de ellos una barra de Zn está sumergida en una disolución de ZnSO<sub>4</sub> y, en el otro, una barra de Cu está sumergida en una disolución de CuSO<sub>4</sub>. Las dos disoluciones se mantienen conectadas eléctricamente mediante un puente salino (disolución de KCl, KNO<sub>3</sub>, etc.) que impide su mezcla. Un hilo metálico conductor conecta las barras de Zn y Cu, y constituye el circuito externo. Este ejemplo concreto se denomina **pila Daniell**. Cuando se unen los dos compartimentos de la manera representada en la figura, el voltímetro señala 1.1 V si las concentraciones de los iones involucrados son 1 M (o si son iguales entre sí).

Generalmente, en cada compartimento de una pila hay un metal en contacto con un electrolito. En electroquímica al metal se le denomina **electrodo**, y al conjunto metal/electrolito **semicélula** o **semicelda electroquímica** o **semipila**. Sin embargo, también es frecuente referirse al conjunto metal/electrolito como electrodo.

En la pila Daniell tiene lugar el siguiente proceso: en la superficie del electrodo de Zn se forman iones Zn<sup>2+</sup> que se incorporan a la disolución dejando un “exceso” de electrones sobre la superficie del electrodo. Estos electrones pasan a través del hilo conductor externo hasta el electrodo de Cu. En la superficie de éste se combinan con los iones Cu<sup>2+</sup> y se transforman en Cu, que se deposita sobre este electrodo. Las reacciones que se producen en la célula son, por tanto:

- *Oxidación:*  $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{e}^-$
- *Reducción:*  $\text{Cu}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$
- *Reacción global de la célula:*  $\text{Zn (s)} + \text{Cu}^{2+} (\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{ac}) + \text{Cu (s)}$

Ninguna de las reacciones de las semiceldas puede producirse de forma independiente. Cada semirreacción debe ir necesariamente acompañada de otra que consuma o aporte los electrones necesarios. El electrodo en que se produce la semirreacción de oxidación es el **ánodo** (en este caso el Zn), y el electrodo en que se produce la semirreacción de reducción es el **cátodo** (en este caso el Cu).

Una pila se puede simbolizar mediante un diagrama que especifique cual es el ánodo (se escribe a la izquierda) y cual el cátodo (se escribe a la derecha). En el caso de la pila Daniell, con las concentraciones de los iones 1 M, su notación es la siguiente:



Una raya vertical sencilla indica un cambio de fase, mientras que la doble raya vertical indica el puente salino.

La transferencia de electrones del ánodo al cátodo a través del circuito externo genera una corriente eléctrica debido a que existe una diferencia de potencial entre ambos electrodos. Esta diferencia de potencial se mide en voltios y se suele denominar fuerza electromotriz (*fem*) o voltaje de la célula (pila), **E<sub>cel</sub>**, que corresponde a la diferencia entre el potencial del cátodo, **E<sub>cátodo</sub>**, y el potencial del ánodo, **E<sub>ánodo</sub>**.

$$E_{\text{cel}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

Cuando todas las especies iónicas que intervienen en la reacción están en actividad unidad (en principio, podemos aproximarlos como 1 M, aunque generalmente la actividad de un ión en disolución es menor que la concentración molar), y las presiones de todos los gases son de 1 bar ( $\cong$  1 atm), los correspondientes potenciales se denominan **potenciales estándar** y se simbolizan como **E°**. En estas condiciones:

$$E^{\circ}_{\text{cel}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

El potencial de un electrodo aislado no puede medirse individualmente. El único valor que puede medirse experimentalmente con un voltímetro es la diferencia de potencial entre las dos semipilas, es decir, la *fem* o voltaje de la célula. Sin embargo, es posible establecer valores relativos de potenciales estándar de semicélula eligiendo una como referencia. Por acuerdo internacional, se ha elegido como referencia o patrón arbitrario el potencial del electrodo estándar de hidrógeno (EEH, pero generalmente referido por las iniciales en inglés, SHE), también llamado electrodo normal de hidrógeno (ENH o NHE), al que se asigna  $E^{\circ} = 0 \text{ V}$  a cualquier temperatura:



Si se forma una pila combinando un SHE con cualquier otro electrodo, la *fem* de la pila será el potencial de dicho electrodo. Para evitar cualquier tipo de ambigüedad con el signo positivo o negativo del potencial de electrodo, se adopta el siguiente convenio: en una pila espontánea, si el electrodo *problema* actúa como cátodo frente al SHE se le asigna signo positivo; si actúa como ánodo frente al SHE se le asigna signo negativo.

Los valores de potenciales estándar de gran número de electrodos se encuentran tabulados. A partir de esos valores, y aplicando la ecuación  $E^{\circ}_{\text{cel}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$  cuando se cumplen condiciones estándar es posible evaluar la *fem* de una pila que se forme combinando dos electrodos determinados. El electrodo que tenga un potencial más elevado (un potencial más positivo) actuará como cátodo, y el de potencial más negativo o menos positivo será el que actúe como ánodo.

#### Cálculo de la energía de Gibbs y de la constante de equilibrio de la reacción global de la pila:

El trabajo eléctrico realizado por una pila viene dado por  $w = qE$ , siendo  $E$  la diferencia de potencial de la célula, y  $q$  la carga transferida en el proceso electroquímico. Referida a un mol de reacción (tal y como esté escrita), esta carga será  $q = nF$ , donde  $F$  es la carga de un mol de protones (igual a la de un mol de electrones, pero con signo positivo), el faraday,  $n$  es el número de electrones transferidos por mol de reacción tal y como esté escrita. Por tanto,

$$w = - n F E_{\text{cel}}$$

El signo negativo indica que es un trabajo realizado por el sistema. La cantidad máxima de trabajo útil que se puede obtener de una reacción química a  $T$  y  $P$  constantes viene dada por  $\Delta G$ , por tanto:

$$\Delta G = - n F E_{\text{cel}}$$

La reacción será espontánea si  $\Delta G < 0$  y, por tanto, el potencial  $E_{\text{cel}}$  ha de ser positivo.

Cuando productos y reactivos están en condiciones estándar:

$$\Delta G^{\circ} = - n F E^{\circ}_{\text{cel}}$$

La relación entre  $\Delta G^{\circ}$  y  $\Delta G$  (ver Práctica 13) viene dada por:

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln Q \quad (Q = \text{cociente de reacción})$$

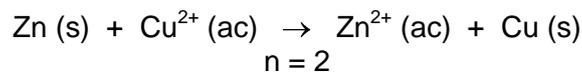
Por tanto:

$$-nF E_{\text{cel}} = -nF E_{\text{cel}}^{\circ} + RT \ln Q$$

Que se reorganiza de la siguiente manera:

$$E_{\text{cel}} = E_{\text{cel}}^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \text{Ecuación de Nernst}$$

La ecuación de Nernst permite calcular la *fem* de una pila en condiciones diferentes de las estándar si se conocen las concentraciones de los reactivos. Para el caso de la pila Daniell (siempre suponiendo que las actividades pueden aproximarse a concentraciones molares):



$$E_{\text{cel}} = E_{\text{cel}}^{\circ} - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Cuando en una pila a **T** y **P** constantes se alcanza el equilibrio, tendremos que  $\Delta G = 0$ ,  $E_{\text{cel}} = 0$  y  $Q = K_{\text{eq}}$ . En estas condiciones:

$$E_{\text{cel}}^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K_{\text{eq}}$$

### Pilas de concentración:

En sentido general, la reacción que se produce en una semipila se puede escribir:



El potencial de electrodo que implique esta semirreacción, vendrá dado por:

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{1}{[\text{M}^{n+}]} = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln [\text{M}^{n+}]$$

Si dos semipilas están formadas por el mismo metal pero las concentraciones de sus iones son diferentes, su potencial de electrodo también será distinto. Al unirlos se producirá un paso de corriente y se habrá formado una pila. Este tipo de sistemas se denominan **pilas de concentración**. La semipila que tenga mayor **E** (que será la de mayor concentración) actuará como cátodo, y la que tenga menor **E** (la de menor concentración) como ánodo. Como  $E^{\circ}$  de las dos semipilas es el mismo,  $E_{\text{cel}}^{\circ}$  será 0 y la *fem* de la pila vendrá dada por:

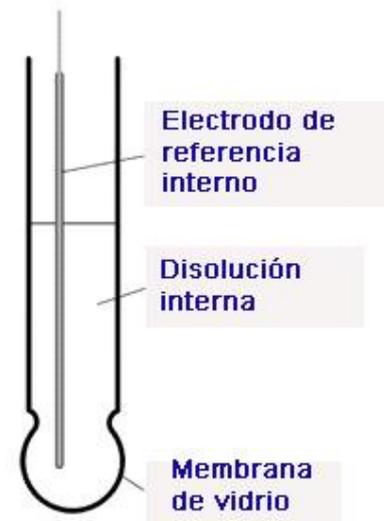
$$E_{\text{cel}} = -\frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{M}^{n+}]_{\text{menor}}}{[\text{M}^{n+}]_{\text{mayor}}} = \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{M}^{n+}]_{\text{mayor}}}{[\text{M}^{n+}]_{\text{menor}}}$$

### Electrodos de vidrio:

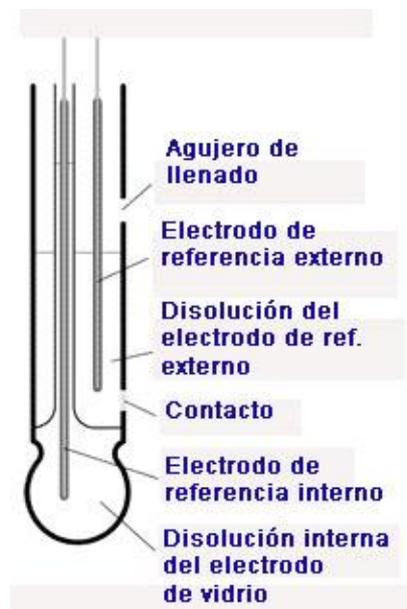
Aunque no se utilizarán en esta práctica, en otras anteriores se han empleado electrodos de vidrio (en pH-metros) y es ahora cuando se puede comprender (en parte) su funcionamiento.

Algunos vidrios, cuya superficie se encuentra hidratada, son capaces de intercambiar los iones  $\text{Na}^+$  de la estructura del silicato por iones  $\text{H}^+$  de la disolución con la que están en contacto. Si un vidrio de estas características separa dos disoluciones, una con una concentración constante de ión  $\text{H}^+$  (disolución interna) y otra “problema”, en la que se quiere medir la concentración de dicho ión, cuando se alcance el equilibrio se generará a través de la membrana de vidrio una diferencia de potencial eléctrico entre las dos caras de la membrana, que dependerá del valor de la concentración de  $\text{H}^+$  en el “problema”.

Los electrodos de vidrio para la medida del pH constan de un tubo con un ensanchamiento o bulbo en la parte inferior, constituido por un vidrio del tipo que se ha descrito, permeable a los iones  $\text{H}^+$ : la **membrana de vidrio**. Está relleno por una disolución de concentración de  $\text{H}^+$  conocida (generalmente HCl), que constituye la disolución interna. Sumergido en esta disolución, se encuentra un electrodo de  $\text{Ag}/\text{AgCl}$ , que actuará como electrodo de referencia interna.



Cuando este electrodo se sumerge en una disolución externa “problema”, que contiene también un electrodo de referencia adecuado (referencia externa), la diferencia de potencial entre los dos electrodos de referencia refleja la que tiene lugar a través de la membrana de vidrio.



La mayoría de los electrodos comerciales para la medida del pH son “combinados” y contienen un electrodo de membrana de vidrio y un electrodo externo de referencia en el mismo “cuerpo”.

El potencial del electrodo de referencia externo medido frente al electrodo de referencia interno,  $E$ , viene dado por:

$$E = A - \frac{RT}{F} \ln [\text{H}^+] = A + \frac{2.303RT}{F} \text{pH}$$

Donde  $[\text{H}^+]$  es la concentración de  $\text{H}^+$  en la disolución externa o “problema”,  $A$  es una constante que depende de cuáles sean los electrodos de referencia, de la composición de la membrana de vidrio y de la concentración de  $\text{H}^+$  en la disolución interna. De hecho,  $A$  no es una verdadera constante; en los potenciómetros que permiten una calibración en unidades de pH (los pH-metros) siempre ha de realizarse un calibrado previo a su uso con dos disoluciones reguladoras patrón.

## MATERIAL Y REACTIVOS

### Material

Barras de Cu  
Barra de Zn  
Cables terminados en banana y en pinza.  
Tubo en U para el puente salino  
Vasos de precipitados de 100 mL  
Tapas para colocar los electrodos  
Matraz aforado de 50 mL  
Matraz aforado de 100 mL  
Papel de lija  
Algodón

Pipeta de 10 mL  
Propipeta  
Pipeta Pasteur  
Multímetro  
2 Vidrios de reloj

### Reactivos

KCl, disolución saturada  
CuSO<sub>4</sub>  
ZnSO<sub>4</sub>  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.1 M

## PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### *Manejo del multímetro*

Un multímetro (también llamado polímetro) mide diversas magnitudes: intensidad, potencial y resistencia. Para medir la diferencia de potencial entre dos puntos (en este caso los dos electrodos) el cursor debe estar en la **zona V**, que significa voltaje. Se necesitarán dos cables que terminen en pinza por un lado y en banana por otro. Un cable conectará uno de los electrodos al borne que pone **V**, y el otro al que pone **COM**. Esto significará que se medirá el potencial del electrodo conectado a **V** respecto al potencial del electrodo conectado a **COM**. Por tanto, si en **V** se conecta el cátodo (electrodo positivo) y en **COM** el ánodo (electrodo negativo), la lectura del multímetro será un número positivo que corresponderá al potencial de la pila.

Se debe escoger una sensibilidad adecuada a las medidas. Si se pone el cursor en la posición 2 V (= 2000 mV) esto significará que la lectura máxima es de 2 V. Si se pone en 200 mV, la lectura máxima es de 200 mV y no se puede medir, por ejemplo, el voltaje de la pila Daniell; sin embargo, será más adecuado para las medidas de las pilas de concentración.

En la parte superior del multímetro hay un selector de corriente alterna (AC) o continua (DC). Como la corriente que proporciona la pila es continua, debe estar en posición DC.

### **a) Medida del potencial de una pila.**

#### Disoluciones:

Preparar las siguientes disoluciones, guardarlas en vasos convenientemente etiquetados y taparlas con un vidrio de reloj hasta su uso:

- 100 mL de una disolución que sea 1 M en CuSO<sub>4</sub> y 5 x 10<sup>-3</sup> M en H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 50 mL de disolución de ZnSO<sub>4</sub> 1 M

#### Preparación del puente salino:

Un puente salino es un tubo en U donde se introduce una disolución saturada de una sal inerte, que en este caso va a ser KCl. Los extremos se deben cerrar con una sustancia porosa que separe las disoluciones pero que permita el flujo de iones. Si cada extremo de

este tubo se introduce en una de las dos disoluciones y el circuito se cierra, la carga iónica puede moverse de una a otra a través del puente salino.

Procedimiento: a) Poner una pequeña cantidad (10-15 mL) de disolución saturada de KCl en un vaso de precipitados convenientemente etiquetado; b) Enrollar fuertemente dos trocitos de algodón o de papel de filtro, y dejarlos sobre un vidrio de reloj; c) Sujetar el tubo en U con los extremos hacia arriba y, con la pipeta Pasteur, añadir lenta y cuidadosamente disolución saturada de KCl por el brazo más largo del tubo en U. Se debe cuidar especialmente que no se formen burbujas dentro del tubo, así como poner debajo un vaso para recoger el líquido que pueda verterse; d) Cuando el brazo más corto esté lleno completamente de disolución, tapar el extremo con uno de los tapones de algodón (o papel de filtro) preparados, procurando que quede lo suficientemente compacto para que no se salga; e) Continuar añadiendo KCl hasta llenar completamente todo el tubo y cerrar el brazo largo con el otro tapón; f) Una vez cerrado, invertir el tubo y observar si hay alguna burbuja. Si queda alguna pequeña, agitar ligeramente, o dar golpes muy suaves para llevarla hasta el bulbo central, de forma que el líquido sea continuo y permita el contacto.

Formación de la pila  $Zn(s) | Zn^{2+}(ac, 1 M) || Cu^{2+}(ac, 1 M) | Cu(s)$ :

Poner en un vaso disolución que contiene  $CuSO_4$  1M y en otro  $ZnSO_4$  1 M. No es necesario poner un volumen determinado, ni llenar los vasos, sino sólo la cantidad suficiente para que haga contacto el puente salino. Colocar las tapas de los vasos que contienen las ranuras donde se introducirán después los electrodos y el puente salino.

Con papel de lija, limpiar las superficies de los electrodos de Cu y de Zn. Se debe utilizar un trozo de lija distinto para cada uno de los metales, a fin de no contaminar uno con raspaduras del otro, lo que estropearía las medidas. Lavar las barras con agua destilada y secarlas con papel de filtro.

Para cada experiencia, es imprescindible lavar el puente salino y lijar, lavar y secar los electrodos de Cu y de Zn justo antes de introducirlos en las disoluciones.

Introducir cada electrodo en su disolución y conectar la parte descubierta de cada metal con la pinza de un cable.

Lavar con agua destilada los extremos del puente salino preparado, secarlos e introducir un extremo en cada vaso a través de los orificios de las tapas, de forma que ambos estén en contacto con las disoluciones.

Conectar la banana libre de los cables al multímetro, cada una a su borne correspondiente. Como el electrodo de Cu es el cátodo, éste es el que se debe conectar a V, mientras que el ánodo (Zn) se conectará a COM. Encender el multímetro y leer la diferencia de potencial. Este valor será  $E^{\circ}_{cel}(\mathbf{exp})$ . Pensar (o consultar) si el valor es razonable, antes de deshacerse de las disoluciones.

Apagar el multímetro, sacar el puente salino, lavar sus extremos y guardarlo (aunque es posible que se deba rehacer, consultar al profesor si se tienen dudas). Sacar los electrodos, lavarlos con agua destilada y secarlos.

Conservar la disolución de  $CuSO_4$  en el vaso de precipitados en que está (tapado). Depositar la de  $ZnSO_4$  (que ya no se utilizará) en el correspondiente contenedor de residuos.

## b) Formación de pilas de concentración.

Las pilas de concentración se forman con electrodos del mismo metal. En esta práctica se van a formar pilas con dos barras de Cu sumergidas en disoluciones de  $\text{CuSO}_4$  de diferentes concentraciones.

### Disoluciones:

Preparar por dilución las siguientes disoluciones:

- 100 mL de una disolución que sea  $10^{-1}$  M en  $\text{CuSO}_4$  y  $5 \times 10^{-3}$  M en  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 100 mL de una disolución que sea  $10^{-2}$  M en  $\text{CuSO}_4$  y  $5 \times 10^{-3}$  M en  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Preparar la primera por dilución, utilizando la disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0.1 M que se tiene en el laboratorio y lo que queda reservado de la disolución que se preparó de  $\text{CuSO}_4$  1 M en  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $5 \times 10^{-3}$  M. Preparar la segunda utilizando  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0.1 M y la disolución  $\text{CuSO}_4$   $10^{-1}$  M en  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $5 \times 10^{-3}$  M

### Formación de pilas de concentración:

Recuperar el vaso en que se conservó la disolución de  $\text{CuSO}_4$  1 M que se usó para la pila Daniell. En otros dos vasos de 100 mL verter disolución de  $\text{CuSO}_4$   $10^{-1}$  M y de  $\text{CuSO}_4$   $10^{-2}$  M, respectivamente. Etiquetar todo convenientemente.

Colocar las tapas e insertar el puente salino (lavando y secando antes los extremos) entre los vasos que contienen las disoluciones 1 M y  $10^{-2}$  M. Lijar, limpiar y secar dos barras de Cu e introducir una en cada uno de los vasos. La semipila que contiene la disolución de mayor concentración es la de mayor potencial (el cátodo) y se ha de conectar a V. Leer y anotar la diferencia de potencial.

Cambiar la disolución  $10^{-2}$  M por la  $10^{-1}$  M. Lavar y secar el extremo correspondiente del puente salino. Lijar, limpiar y secar las barras de cobre e introducirlas. Medir ahora la diferencia de potencial entre las semipilas que contienen disoluciones 1 M y  $10^{-1}$  M de  $\text{CuSO}_4$ .

Pensar (o consultar) si los valores obtenidos son razonables, antes de deshacerse de las disoluciones. Verter el contenido de los vasos en el depósito destinado a las sales de cobre.

## Resultados y cuestiones

### a) Medida del potencial de una pila.

1. Indicar los cálculos realizados para la preparación de disoluciones.
2. Escribir la reacción redox de la pila, ajustarla e indicar el número de electrones intercambiados.

Tomar como datos  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.337$  V y  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.763$  V y rellenar la tabla dada a continuación:

|   |  |
|---|--|
| Notación de la pila                       |  |
| Semipila que actúa como ánodo             |  |
| Semipila que actúa como cátodo            |  |
| $E^{\circ}_{\text{cel}}$ (V) teórico      |  |
| $E^{\circ}_{\text{cel}}$ (V) experimental |  |
| $\Delta G^{\circ}$ (kJ/mol) teórico       |  |
| $\Delta G^{\circ}$ (kJ/mol) experimental  |  |
| $K_{\text{eq}}$ teórico                   |  |
| $K_{\text{eq}}$ experimental              |  |

3. ¿Qué potencial se leería en el voltímetro si se hubiesen conectado los electrodos con polaridad inversa?.

4. Si se dejara funcionar la pila Daniell durante un tiempo, ¿es de esperar que se observe algún cambio en la superficie del electrodo de cobre? ¿por qué?

5. Un mismo electrodo puede actuar como ánodo o como cátodo, dependiendo del electrodo con el que se enfrente. Consultar una tabla de potenciales de electrodo y escribir la notación de dos pilas, tales que en una de ellas un electrodo de Ni (sumergido en  $\text{Ni}^{2+}$ ) actúe como cátodo y en la otra como ánodo. Escribir la reacción global y las semirreacciones de las dos pilas, y explicar el porqué del distinto comportamiento del electrodo de níquel.

#### b) Formación de pilas de concentración.

6. Indicar los cálculos realizados para la preparación de las disoluciones.

7. Rellenar la siguiente tabla con los datos de las dos pilas de concentración formadas:

|                                   |  |  |
|-----------------------------------|--|--|
| Notación de la pila               |  |  |
| Semipila que actúa como ánodo     |  |  |
| Semipila que actúa como cátodo    |  |  |
| $E^{\circ}_{\text{cel}}$ (V)      |  |  |
| $E_{\text{cel}}$ (V) teórico      |  |  |
| $E_{\text{cel}}$ (V) experimental |  |  |

8. ¿Los resultados experimentales son los esperados? Analizar posibles causas de error.

9. Si se hubieran formado pilas de concentración con electrodos de Ag sumergidos en disoluciones de  $\text{AgNO}_3$ : a)  $10^{-1}$  y  $10^{-2}$  M, b)  $10^{-1}$  y  $10^{-3}$  M, ¿qué valores de  $E_{\text{cel}}$  se habrían obtenido?.

#### Bibliografía

- Gómez, M.; Matesanz, A.I.; Sánchez, A.; Souza, P. *Laboratorio de Química*. 2ª ed. Experimento IX. Ediciones UAM, 2005.
- Compton, R.G.; Sanders, G.H.W. *Electrode Potentials*, Ed. Oxford University Press, 1996.