

## Pilas y celdas electrolíticas

Pila o celda galvánica más simple consta de dos semiceldas y un puente salino. En cada una de las semiceldas habrá un par metal-catión del metal de los que uno será más noble (mayor potencial de electrodo) actuando como oxidante que se reduce y el otro será menos noble (menor potencial de electrodo) que actuará como reductor que se oxida.

Las dos semiceldas están separadas, de forma que una pared porosa o un puente salino actuarán como conductor eléctrico entre ambas celdas. El puente salino suele ser un tubo en U lleno de una disolución salina, típicamente de KCl.

Cuando el par de metales es Zn-Cu, se denomina pila Daniell. Cualquier otro par de potenciales suficientemente diferentes nos darán diferentes pilas electrolíticas.

Cuando se ponen en serie varias celdas electrolíticas, sus diferencias de potencial se suman y obtenemos una batería.

### MATERIAL

- Dos vasos de precipitado pequeños.
- Matraces aforados de 50 cm<sup>3</sup>
- Tubo en U y algodón
- Pares electrodo de metal-sal del metal
- Cloruro de potasio
- Polímetro, pinzas y cables



### PROCEDIMIENTO

Preparar 50 cm<sup>3</sup> de disolución 0,1 M de las sales de los dos metales que vayamos a utilizar. Poner cada disolución en un vaso de precipitados e introducir los electrodos de metal cada uno en el vaso de su catión.

Preparar 50 cm<sup>3</sup> de disolución 1 M de KCl, llenar el tubo en U y cerrarlo con dos tapones de algodón. Invertir el tubo en U y ponerlo formando un puente entre ambos vasos con los extremos del tubo sumergidos en las disoluciones de los vasos.

Conectar los electrodos al polímetro mediante cables y medir la diferencia de potencial que da la pila.

### CUESTIONES

- Escribe la ecuación química de la reacción que tiene lugar en cada vaso.
- ¿Quién actúa como oxidante y quién como reductor?
- Calcula el potencial teórico de la pila a partir de sus potenciales estándar. Como la concentración de los cationes no es 1M, se usa la ecuación de Nerst
- $E_{\text{semicelda}} = E^0 + \frac{2,303 \cdot RT}{nF} \cdot \log_{10} [M^{n+}] = E^0 + 0,05918 / n \cdot \log_{10} [M^{n+}]$

## Cubas electrolíticas.

Una cuba electrolítica tiene una estructura semejante a una pila electrolítica pero en ella tienen lugar las reacciones inversas a la pila.

Las reacciones de las pilas son espontáneas, de forma que liberan energía que se transporta mediante una corriente eléctrica.

Al funcionar al revés, la cuba electrolítica no es espontánea y hay que aportar energía para que funcione.

La forma de aportar energía es conectar el sistema a una fuente de alimentación de corriente continua con una diferencia de potencial superior al potencial que genere la pila formada por los dos metales de la cuba electrolítica.

### MATERIAL

- Dos vasos de precipitado pequeños.
- Matraces aforados de 50 cm<sup>3</sup>
- Tubo en U y algodón
- Pares electrodo de metal-sal del metal
- Cloruro de potasio
- Polímetro, pinzas y cables



### PROCEDIMIENTO

Montar un sistema idéntico a la pila electrolítica pero conectar a los electrodos, en paralelo con el polímetro, una fuente de alimentación regulable de corriente continua. Con la fuente de alimentación a cero, observar la diferencia de potencial (d.d.p.) marcada por el polímetro cuando vamos subiendo la alimentación de la fuente. Subir hasta que marque unos 2 voltios del signo contrario al que tuviera inicialmente.

Si se sube demasiado la d.d.p comenzará la electrólisis del agua, que detectaremos por la formación de burbujas en ambos electrodos.

Dejar el sistema funcionando unos minutos, se observará cómo el electrodo del metal más noble pierde masa y queda brillante, mientras que el menos noble gana masa y se recubre de una nueva capa.