

# Pilas Zinc-Cobre

1. Principio físico que ilustra	2. Foto o Esquema	5E40.25
<b>Electroquímica</b> <b>Pila galvánica</b> <b>Energía eléctrica producida en una reacción redox</b>		
3. Descripción		
En esta práctica se muestra cómo la energía electroquímica producida en una reacción espontánea redox puede encender un LED.		
4. Web del catálogo: <a href="http://www.ucm.es/theoscarlab">http://www.ucm.es/theoscarlab</a>	Transportable: SI	
5. Fundamento teórico		
<p>El fundamento de una célula electroquímica, como la pila galvánica, es siempre una reacción redox que se puede desglosar en dos semirreacciones:</p>		
<ul style="list-style-type: none"><li>- La oxidación (pérdida de electrones) tiene lugar en el ánodo, que es el electrodo negativo, y</li><li>- La reducción (ganancia de electrones) transcurre en el cátodo, que es el electrodo positivo.</li></ul>		
<p>La electricidad se genera debido a la diferencia de potencial eléctrico entre estos dos electrodos. Esta diferencia de potencial se crea como resultado de la diferencia entre los potenciales individuales de los dos electrodos en relación con el electrólito o disolución en la que están sumergidos. Por lo tanto la diferencia de potencial de una pila será:</p>		
$E_{pila} = E_+ - E_- = E_{cátodo} - E_{ánodo}$		
<p>Buscando en la Tabla de potenciales normales de reducción '<math>E^0</math> (V)' podemos calcular el potencial que vamos a tener en nuestra pila.</p>		
<p>El ion Zinc (<math>Zn^{2+}</math>), cuyo <math>E^0 = -0,76</math> V es oxidado por un electrodo con un mayor potencial de reducción, el Hidrógeno (<math>H^+</math>) cuyo <math>E^0 = 0</math> V por lo que <math>E_{pila} = (0 - (-0,76)) = 0,76V</math></p>		
<p>Notar que no se produce la reducción de <math>Cu^{2+}</math> a Cu en la placa de Cu debido a que no hay iones <math>Cu^{2+}</math> en la disolución lo que daría una diferencia de potencial de <math>E_{pila} = (0,34 - (-0,76)) = 1,1V</math>. No obstante si se mide experimentalmente la diferencia de potencial sale <math>\sim 1</math> V. Esto es así porque los potenciales normales de reducción están medidos para condiciones estándar (<math>pH = 0</math> para una concentración de iones <math>H^+</math> de 1M), pero ni la concentración de iones <math>Zn^{2+}</math>, ni el pH de la disolución de ácido acético corresponden a estas condiciones.</p>		
<p>Al introducir Zn sólido en una disolución ácida, la reacción en la superficie del Zn es la siguiente:</p>		
<p><math>Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2</math>; esto provoca un burbujeo de gas hidrógeno apreciable en la superficie del metal mientras el Zn se va disolviendo. Al conectar la placa de Zn a una de Cu se produce una corriente eléctrica debida al aumento de la velocidad de disolución del Zn en iones <math>Zn^{2+}</math> que ahora es mayor que la velocidad de producción de <math>H_2</math> en la placa de Zn. Estas cargas pasan a través del cable (corriente eléctrica) a la placa de cobre donde se producirá la reacción de reducción siguiente: <math>2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2</math>. Hay que tener en cuenta que esta producción de hidrógeno en el cátodo de Cu es mucho menor que la que se está produciendo en la superficie del Zn.</p>		
<p>La espontaneidad de los procesos se mide con la función de Gibbs en condiciones estándar, que para pilas es directamente proporcional a <math>E^0</math>:</p>		
<p>Si <math>E^0 &gt; 0</math>, el proceso es espontáneo (célula galvánica o pila)</p>		
<p>Si <math>E^0 &lt; 0</math>, el proceso NO es espontáneo (celda electrolítica)</p>		

## 6. Materiales y montaje

- Tres vasos de precipitados
- Tres placas de Zn y tres de Cu
- Ácido acético
- Cables para unir las pilas
- Un LED

1-Se llenan los vasos de precipitados hasta la mitad con el ácido acético.

2-Se introduce en cada vaso una placa de Zn y otra de Cu unidas por un cable.

3-Se conecta el cátodo de una pila con el ánodo de la siguiente y así con las 3 pilas para obtener pilas en serie.

4- Se conecta el LED con la polaridad adecuada y se iluminará automáticamente, descendiendo la luminosidad conforme se vaya ennegreciendo la placa de Zn.

## 7. Observaciones

Es importante tener cuidado al manipular el ácido acético (vinagre) evitando el contacto con partes sensibles, como los ojos.

