

## Pilas electroquímicas Cu/Sn y Sn/Zn

Hemos estudiado la pila Daniell, con los pares metálicos Cu y Zn (PQ-27, en esta web). Ahora vamos a comparar los resultados obtenidos al enfrentar dichos metales frente a otro elemento el Sn, para comprender mejor las tendencias a perder o ganar electrones de unos metales frente a otros.



Fig.1



Fig.2



Fig.3

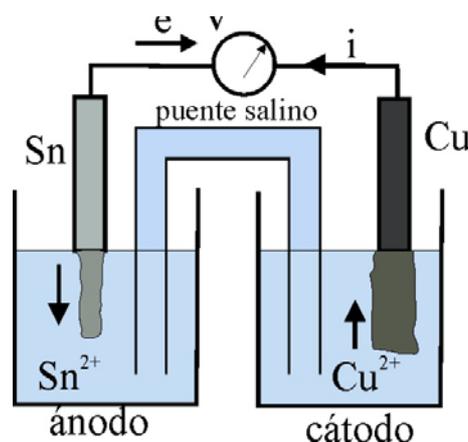


Fig.4

Para ello se realizará el montaje que se observa en la fig1. Un vaso de precipitados pequeño (100mL), con una disolución de sulfato de cobre(II) aproximadamente 1M, en el que se sumerge una lámina de cobre, y otro vaso de precipitados similar en el que se dispone una disolución de nitrato de estaño(II) también 1M, unidos ambos por un puente de papel de filtro. La barra de cobre se conecta al polo positivo del voltímetro por el cable rojo y la lámina de estaño al polo negativo por el cable azul (si se conectan al revés, indicaría una ddp negativa). Al conectarlos el voltímetro no señala diferencia de potencial, debido a que el papel de filtro no se ha impregnado de disolución salina, con lo cual no hay circulación de iones.

### ANÁLISIS DE DATOS

como  $0,34 > -0,14$

$$E^{\circ}(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{V}$$

$$E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$$

Fig.5

Simbología de la pila  
 $\text{Sn}/\text{Sn}^{2+}(1\text{M})//\text{Cu}^{2+}(1\text{M})/\text{Cu}$

ánodo  $\rightarrow$  cátodo  
 orden alfabético

Fig.6

Se moja con un cuenta gotas el papel de filtro y ya se observa la indicación del voltímetro 0,35 V. (detalle en fig.3) (por debajo de lo que debería marcar en condiciones estándar 0,48V).

Dado que el potencial de reducción de  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  es superior al del  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$ , los procesos que tienen lugar, implican que los electrones circulan desde el Sn al Cu, por lo que la barra de plomo irá disolviéndose, aumentando la concentración de  $\text{Sn}^{2+}$ , mientras que el  $\text{Cu}^{2+}$ , al tomar 2 electrones se irá depositando como Cu metálico en la barra respectiva (figs.4 y 5) (este hecho sólo se observaría al cabo de bastante tiempo). La hemicelda del  $\text{Sn}/\text{Sn}^{2+}$ , será el ánodo ya que ocurre una oxidación, mientras que la  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  será el cátodo, pues tiene lugar una reducción.

La simbología de la pila electroquímica formada será la dada en la fig 6.

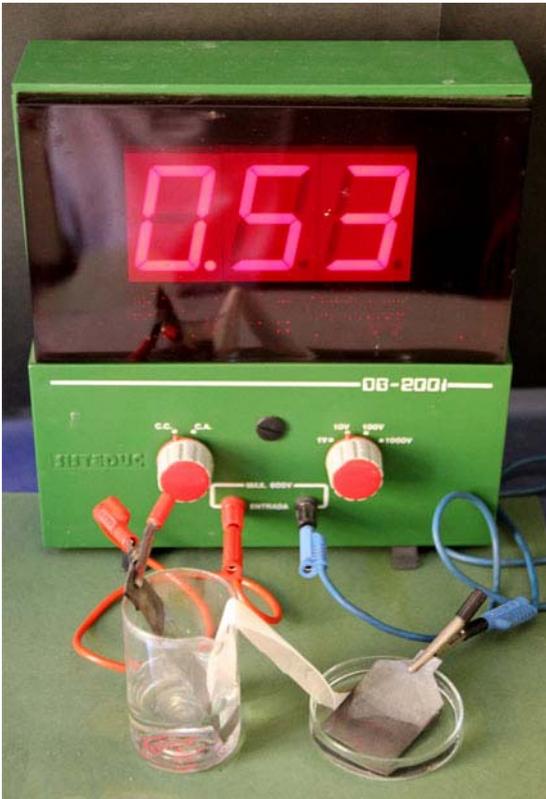


Fig.7

Vamos a enfrentar ahora al estaño con el cinc, operando en la misma forma, manteniendo la hemicelda formada por la barra de estaño sumergida en nitrato de estaño(II), pero haciendo el puente salino, con otra hemicelda formada por la lámina de cinc, sumergida en sulfato de cinc en condiciones aproximadamente estándar. Al conectar el sistema el  $Zn^{2+}/Zn$ , actuará como ánodo frente al  $Sn^{2+}/Sn$  que lo hará como cátodo, ya que el potencial normal de reducción del par  $Sn^{2+}/Sn$  está por encima del potencial normal de reducción del  $Zn^{2+}/Zn$ . (fig.7) El detalle de las hemiceldas viene en la fig. 8

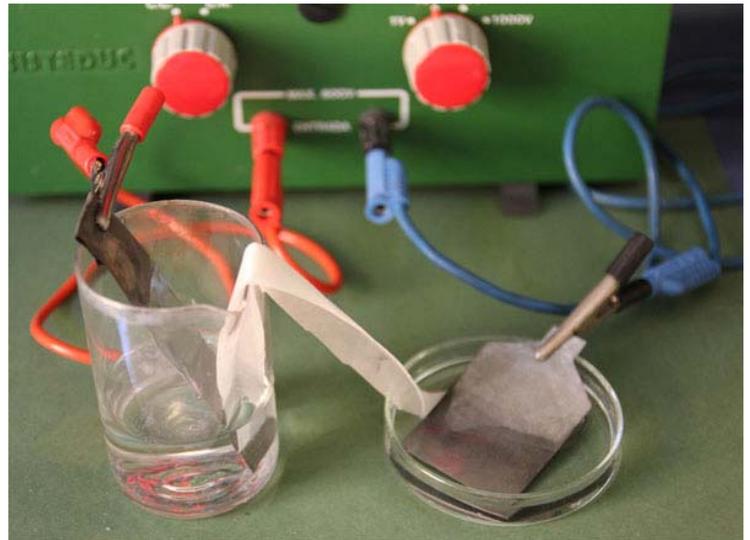


Fig.8

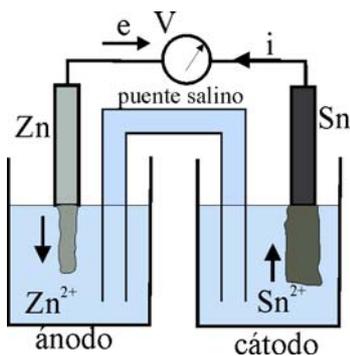


Fig.9

El esquema del proceso en la pila electroquímica formada (dado en la fig. 9), implicaría que al cabo de cierto tiempo la barra de cinc se disolvería, aumentando la concentración de iones  $Zn^{2+}$  en la disolución, y suministrando 2 moles de electrones al  $Sn^{2+}$ , para que se forme Sn, que se deposita sobre la barra correspondiente.

Si sumamos las diferencias de potencial de ambos procesos:

$Zn/Zn^{2+}(1M)$  frente a  $Sn^{2+}(1M)/Sn = 0,53V$  y  $Sn/Sn^{2+}(1M)$  frente a  $Cu^{2+}(1M)/Cu = 0,35V$

Tendríamos la pila Daniell  $Zn/Zn^{2+}(1M)$  frente a  $Cu^{2+}(1M)/Cu$ , en este caso una mayor pérdida de potencial pues marcaría con una diferencia de potencial de  $0,88V$ .