**Escuela Superior Politécnica del Litoral**

**Instituto de Ciencias Químicas**

**Laboratorio de Química General II**

**Práctica #2**

***CELDAS GALVÁNICAS***

Perteneciente a:

**Carla Solange Hidalgo Segovia**

Paralelo **3**

Profesora:

**Ing. Judith Elizabeth Flores Rivera**

**I Término**

**2013-2014**

**OBJETIVO**

Demostrar que en la reacción química que se produce en una celda galvánica, la energía química se convierte en energía eléctrica.

**MATERIALES**

* 2 Vasos de precipitación de 100ml.
* Conexiones.
* Electrodos de Zn, Cu, Fe, Sn.
* Puente salino

**EQUIPOS**

* Voltímetro (1-3 voltios)

**REACTIVOS**

* Sulfato de zinc (ZnSO4) 0.1M
* Sulfato de cobre II (CuSO4) 0.1M
* Sulfato de hierro II (FeSO4) 0.1M
* Sulfato de estaño II (SnSO4) 0.1M

**PROCEDIMIENTO**

* Tomando los electrodos de Zn, Cu, Fe y Sn y los electrolitos de ZnSO4, CuSO4, FeSO4, SnSO4, tomar diferentes pares de arreglos y calcular teóricamente el voltaje de cada una de las celdas.
* Construya las medias celdas colocando en un vaso 50ml se solución y el electrodo respectivo. Coloque un puente salino entre las 2 medias celdas para formar una celda galvánica. Conecte los electrodos a los terminales del voltímetro y anote el voltaje observado.
* Calcule el % de rendimiento (E) y el porcentaje de error de cada celda.
* Con los datos obtenidos, llene la tabla de datos y resultados.

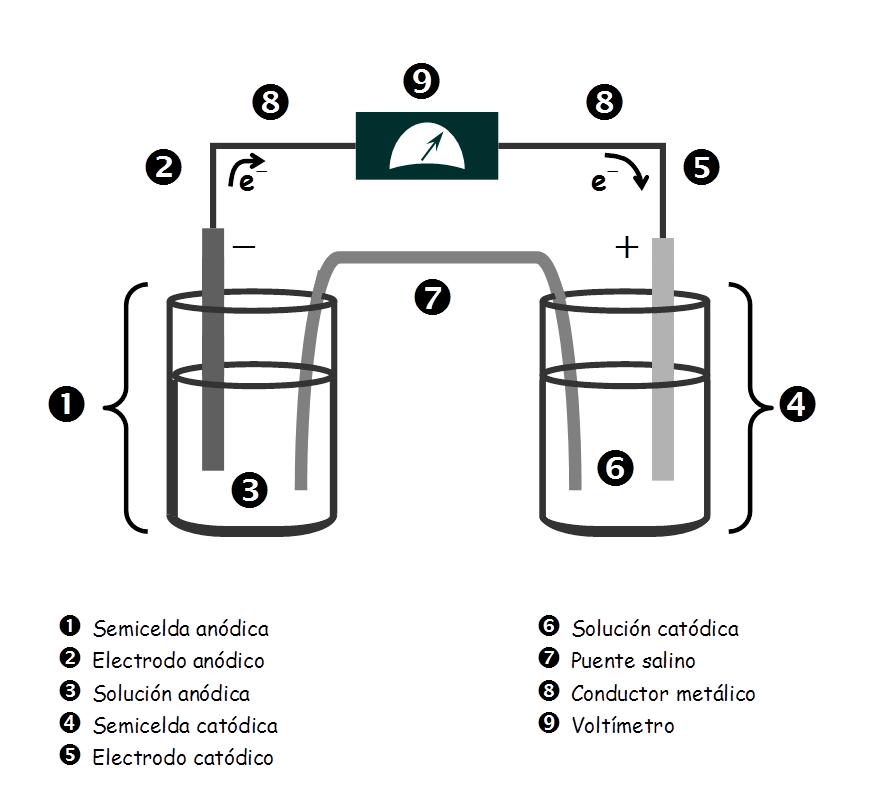
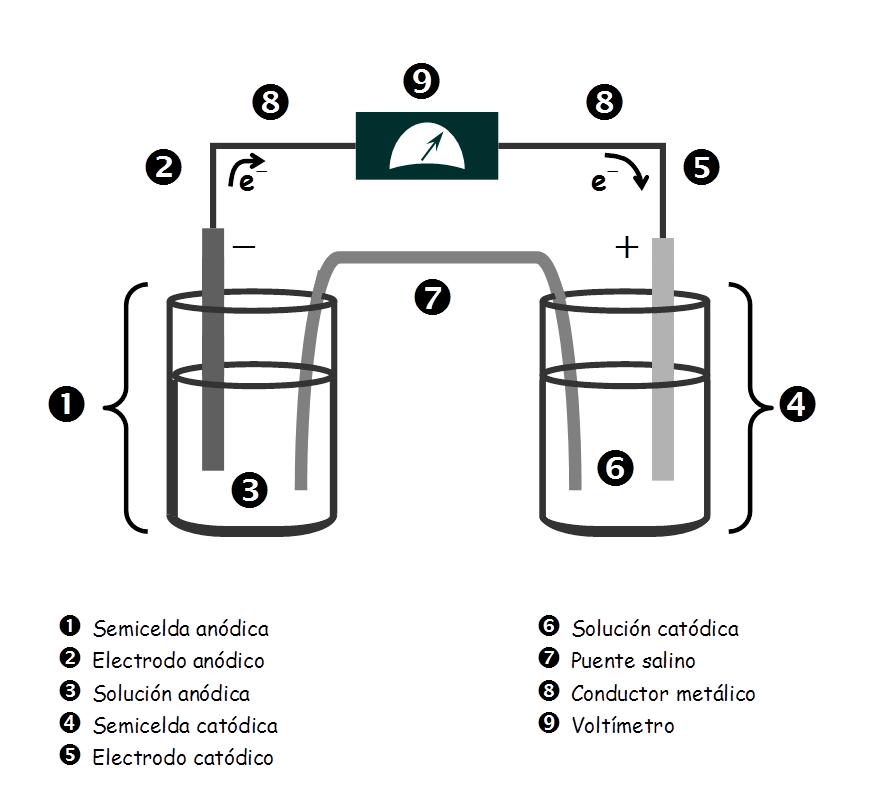
**TEORÍA**

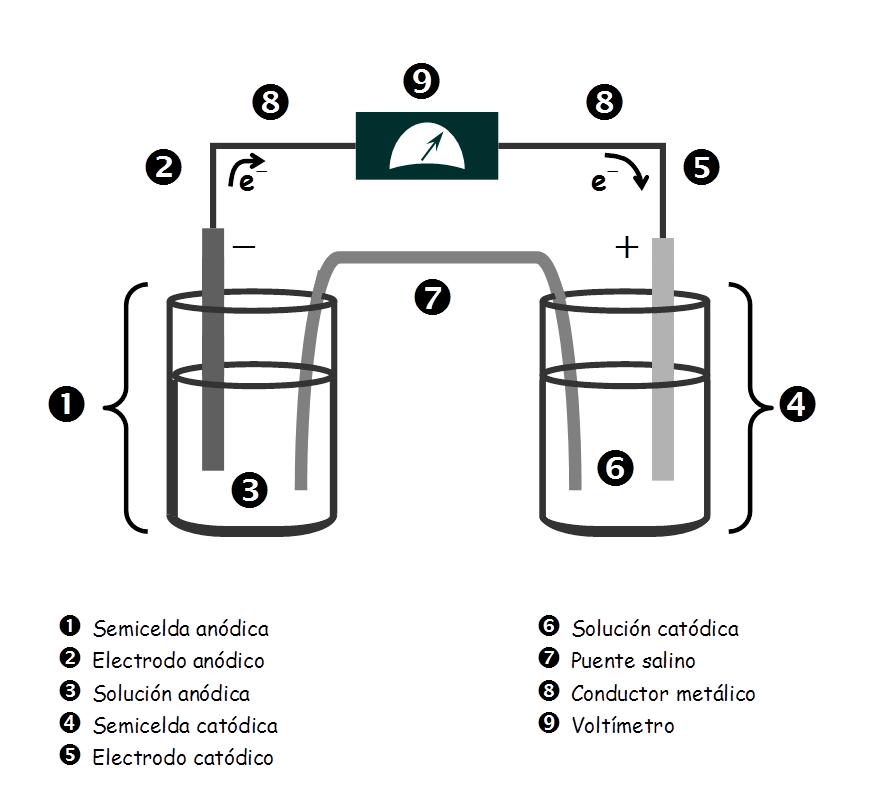
Cuando la reacciones redox, son espontáneas, liberan energía que se puede emplear para realizar un trabajo eléctrico. Esta tarea se realiza a través de **una celda voltaica (o galvánica).**

**Las Celdas galvánicas** también llamada pila voltaica o pila electroquímica son un dispositivo en el que la transferencia de electrones, (de la semireacción de oxidación a la semireacción de reducción), se produce a través de un circuito externo en vez de ocurrir directamente entre los reactivos; de esta manera el flujo de electrones (corriente eléctrica) puede ser utilizado.

Una celda galvánica consta de dos [semipilas](http://es.wikipedia.org/wiki/Celda_electroqu%C3%ADmica#Las_semiceldas_o_semireacciones) (denominadas también semiceldas o electrodos). En su forma más simple, cada semipila consta de un metal y una solución de una sal del metal. La solución de la sal contiene un [catión](http://es.wikipedia.org/wiki/Cati%C3%B3n) del metal y un [anión](http://es.wikipedia.org/wiki/Ani%C3%B3n) para equilibrar la carga del catión. En esencia, la semipila contiene el metal en dos [estados de oxidación](http://es.wikipedia.org/wiki/Estado_de_oxidaci%C3%B3n), y la reacción química en la semipila es una reacción [redox](http://es.wikipedia.org/wiki/Reducci%C3%B3n-oxidaci%C3%B3n).

En una pila galvánica de un metal es capaz de reducir el catión del otro y por el contrario, el otro catión puede oxidar al primer metal. Las dos semipilas deben estar separadas físicamente de manera que las soluciones no se mezclen. El número de electrones transferidos en ambas direcciones debe ser el mismo, así las dos semipilas se combinan para dar la reacción electroquímica global de la celda.

Los aniones también deben ser transferidos de una semicelda a la otra. Por lo tanto, el puente salino o la membrana porosa sirven tanto para mantener las soluciones separadas como para permitir el flujo de aniones en la dirección opuesta al flujo de electrones en el cable de conexión de los electrodos.



## Notación de celdas

La celda galvánica, como la que se muestra en la figura, convencionalmente se describe utilizando la siguiente notación:

([ánodo](http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81nodo)) Zn(s) | ZnSO4(aq) || CuSO4(aq) | Cu(s) ([cátodo](http://es.wikipedia.org/wiki/C%C3%A1todo))

Una notación alternativa para esta celda podría ser:

Zn(s) | Zn+2(aq) || Cu+2(aq) | Cu(s)

**Donde se aplica lo siguiente**:

* (s) Denota [sólido](http://es.wikipedia.org/wiki/S%C3%B3lido).
* (aq) significa un medio o [acuoso](http://es.wikipedia.org/wiki/Soluci%C3%B3n_acuosa).
* La barra vertical, |, denota una [interfase](http://es.wikipedia.org/wiki/Interfase).
* La doble barra vertical, ||, denota una unión líquida para la que el potencial de unión es cero, tal como un [puente salino](http://es.wikipedia.org/wiki/Puente_salino).

El potencial eléctrico estándar de una pila puede determinarse utilizando una [tabla de potenciales estándar](http://es.wikipedia.org/wiki/Anexo:Tabla_de_potenciales_de_reducci%C3%B3n) para los dos [semipilas](http://es.wikipedia.org/wiki/Semicelda) involucradas. La primera etapa es identificar los dos metales que reaccionan en la celda. A continuación se mira el [potencial estándar de electrodo](http://es.wikipedia.org/wiki/Potencial_normal_de_electrodo), *E0*, en [V](http://es.wikipedia.org/wiki/V), para cada una de las dos [semirreacciones](http://es.wikipedia.org/wiki/Celda_electroqu%C3%ADmica#Las_semiceldas_o_semireacciones). El potencial estándar es:

**E= Ecatodo - Eanodo**

Cuando la concentración electrolítica difiere de 1M se utiliza la ecuación de Nernst.

0,05916=

E= es el potencial corregido del electrodo.

E0= el potencial en condiciones estándar

Q = es el cociente de reacción.

n = la cantidad de electrones que participan en la reacción.

R = la constante de los gases 8.31 J/mol K.

T = la temperatura absoluta, temperatura ambiente (k).

e= euler

F = la constante de Faraday (aproximadamente 96500 C/mol).

**ESQUEMA GRÁFICO**

**CALCULOS TEORICOS**

**Zn / Zn2+(0.1M)(aq) / / Cu2+(0.1M)(aq) / Cu**

Rendimiento

Error

**Zn / Zn2+(0.1M)(aq) / / Sn2+(0.1M)(aq) / Sn**

Rendimiento

Error

**Sn / Sn2+(0.1M)(aq) / / Cu2+(0.1M)(aq) / Cu**

Rendimiento

Error

**Fe / Fe2+(0.1M)(aq) / / Cu2+(1M)(aq) / Cu**

Rendimiento

Error

**Zn / Zn2+(0.1M)(aq) / / Fe2+(0.1M)(aq) / Fe**

Rendimiento

Error

**TABLA DE RESULTADOS**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **SÍMBOLO DE LA CELDA** | **Potencial teórico de la celda** | **Potencial experimental de la celda** | **% Rendimiento** | **% Error** |
| Zn / Zn2+(0.1M)(aq) / / Cu2+(0.1M)(aq) / Cu | 1.1 V | 0.95 V | 86.36 | 13.63 |
| Zn / Zn2+(0.1M)(aq) / / Sn2+(0.1M)(aq) / Sn | 0.62 V | 0.55 V | 88.71 | 11.29 |
| Sn / Sn2+(0.1M)(aq) / / Cu2+(0.1M)(aq) / Cu | 0.48 V | 0.44 V | 91.67 | 8.33 |
| Fe / Fe2+(0.1M)(aq) / / Cu2+(1M)(aq) / Cu | 0.78 V | 0.62 V | 79.49 | 20.51 |
| Zn / Zn2+(0.1M)(aq) / / Fe2+(0.1M)(aq) / Fe | 0.32 V | 0.34 V | 106.25 | 6.25 |

**CONCLUSIONES**

* El porcentaje de error se debe a que este experimento no es tan exacto para tener cantidades casi iguales a las teóricas.
* El potencial de la celda galvánica siempre debe ser positivo ya que esto significa que está proporcionando energía, mas no recibiéndola.
* A diferencia de las celdas electrolíticas, las celdas galvánicas producen corriente eléctrica espontánea en cambio las electrolíticas se le aplican corriente.
* Se pudo demostrar que la energía química se convirtió en energía eléctrica.

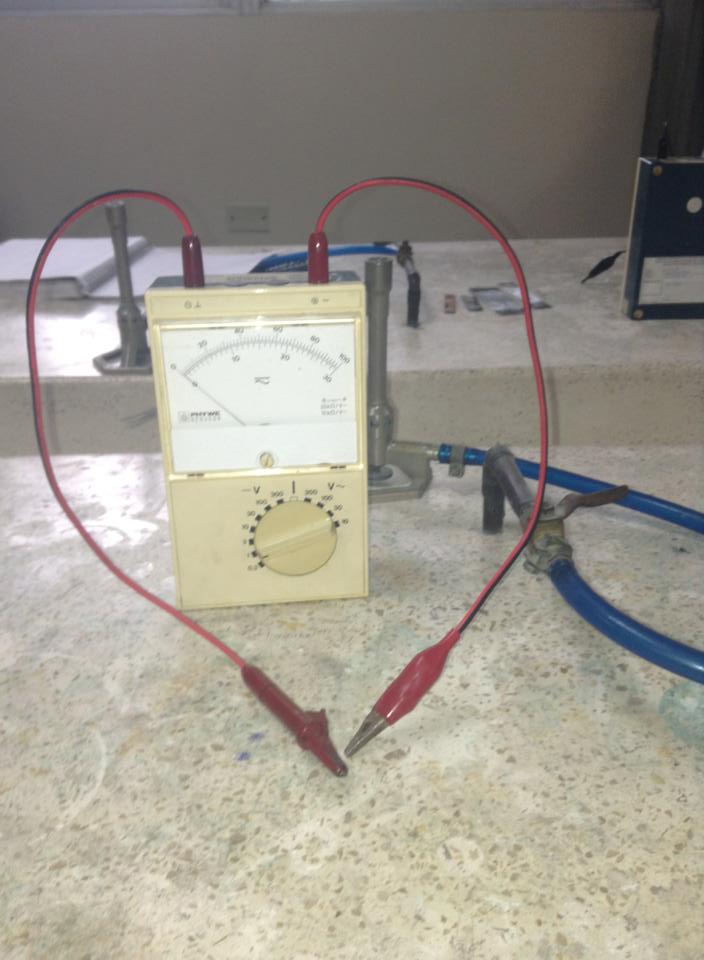
**RECOMENDACIONES**

* Tener en cuenta que las conexiones del voltímetro(+,-) deben estar puestas en su adecuado electrodo, sino no se efectuará la celda y el voltímetro no lograra la lectura del potencial eléctrico.
* No olvidar se colocar el puente salino para permitir el flujo de aniones en la dirección opuesta al flujo de electrones en el cable de conexión de los electrodos.
* Antes de realizar cada celda lavar el puente salino.

**BIBLIOGRAFÍA**

* Manual de prácticas de Química General II
* http://es.wikipedia.org/wiki/Pila\_galv%C3%A1nica
* http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/42-celdas-galvanicas-o-celdas-voltaicas
* http://es.wikipedia.org/wiki/Ecuaci%C3%B3n\_de\_Nernst

**ANEXOS**

**** 