

*Escuela Nacional de Ciencias Biológicas*



*Instituto Politécnico Nacional*

*Materia: Fisicoquímica II*

*Nombre Integrantes :*

*González González Laura Ibeth*

*Rodríguez Ramírez Malinallitzin*

*Prida Villagrán Angel Ramón*

*López Domínguez Sonia*

*Matías Reyes José Antonio*

*Mora Chávez Citlaltzin*

*“Construcción de una pila”*

*Grupo: 3IV1*

*Sección: 1*

## “Construcción de una pila”

### Objetivo

Elaborar una pila que produzca corriente eléctrica a partir de una reacción química para su uso en un dispositivo (led).

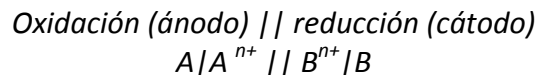
### Introducción

El acoplamiento físico de dos electrodos simples reversibles constituye una pila reversible electroquímica. Un electrodo se denomina reversible cuando lo son por inversión de la corriente los fenómenos químicos que en él se producen.

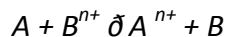
Una pila galvánica, también llamada pila electroquímica o pila de Volta, es un dispositivo que convierte la energía libre de un proceso redox espontáneo (energía química) en energía eléctrica.

- Las pilas electroquímicas se llaman también células electroquímicas, pilas galvánicas, pilas voltaicas, pilas eléctricas o simplemente pilas.
- En una pila el ánodo (donde ocurre la oxidación) es el electrodo negativo (-) y el cátodo (donde ocurre la reducción) es el electrodo positivo (+).
- El electrodo más negativo hace de ánodo y en él ocurre una oxidación, se liberan electrones. El electrodo más positivo hace de cátodo y en él ocurre una reducción, ganancia de electrones.
- Cuanto mayor sea el potencial de reducción de un electrodo, más acentuada será la tendencia del electrodo a reducirse, es decir mayor será su poder oxidante. El máximo corresponde al flúor (mejor oxidante) y el mínimo al litio (mejor reductor).

La pila se simboliza en la forma:



En la que ocurre el proceso de oxidación reducción:



### Diferencias entre las pilas y la electrólisis

\* En una pila la energía química de una reacción redox espontánea da lugar a una corriente eléctrica.

\* En la electrolisis ocurre el proceso inverso se produce una reacción química no espontánea suministrando energía mediante una corriente eléctrica.

\* En las pilas el ánodo es negativo y el cátodo es positivo.

\* En la electrolisis es al contrario, el ánodo es positivo y el cátodo es negativo.

En ambos casos en el ánodo ocurre una oxidación y en el cátodo una reducción. Los electrones circulan del ánodo hacia el cátodo.

- **Las pilas galvánicas se suelen esquematizar con el siguiente convenio:**

a) La semirreacción de oxidación se escribe a la izquierda con las especies separadas por una barra vertical (|).

b) La semirreacción de reducción se escribe de igual forma a la derecha.

c) Ambos procesos se separan con una doble barra vertical (||).

d) Por ejemplo la pila Daniell se simboliza  $Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu$

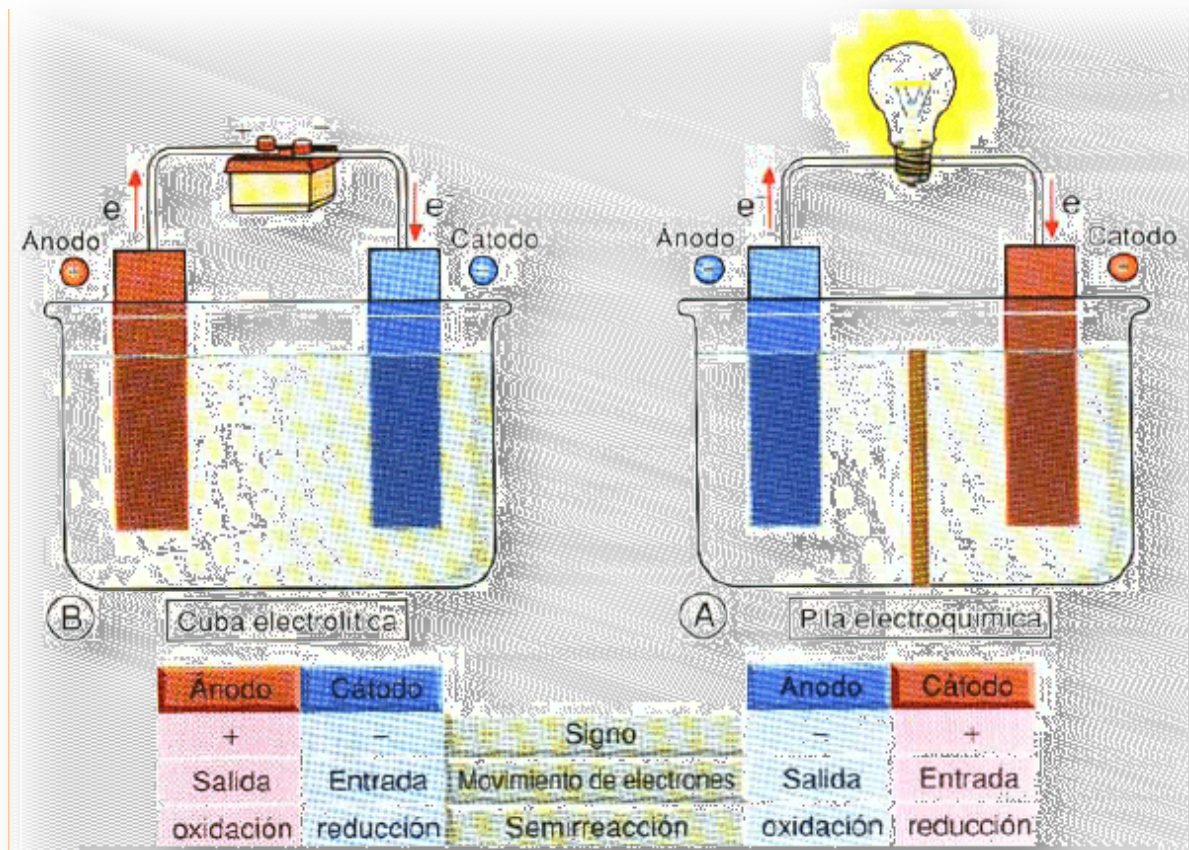
- El voltaje o fuerza electromotriz (fem) suministrado por una pila galvánica, que se designa por  $E_{pila}$ , mide la diferencia de potencial entre sus dos electrodos.  $fem = \text{potencial cátodo} - \text{potencial ánodo}$ :  $E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo}$
- El potencial de un electrodo cualquiera se define como la fem que tendría una pila constituida por dicho electrodo y el electrodo normal de hidrógeno, al que se le asigna el valor cero.
- Se denomina fuerza electromotriz estándar o normal, y se simboliza por  $E^{\circ}$ , al valor de  $E$  cuando la concentración de todos los iones implicados en la reacción de la pila es 1 M; la presión de los gases, 1 atm, y la temperatura, a 25 °C.
- La fuerza electromotriz o diferencia de potencial estándar o normal entre sus electrodos viene dado por la expresión:  $E^{\circ}_{pila} = E^{\circ}_{cátodo} - E^{\circ}_{ánodo}$

## Fundamento

Nuestro experimento fue realizado con combinaciones de disolventes y metales distintos a los expuestos en varios modelos para generar la energía

Toda pila consta de dos electrodos (generalmente dos metales) y un electrolito (una sustancia que conduce la corriente eléctrica). En este caso vamos a utilizar como electrodos aluminio y carbón y un mineral. En concreto, vamos a utilizar una tubería de plástico y como electrolito vamos a utilizar ácido muriático.

## Diagrama Pila



## Bitácora

### 1 Intento:

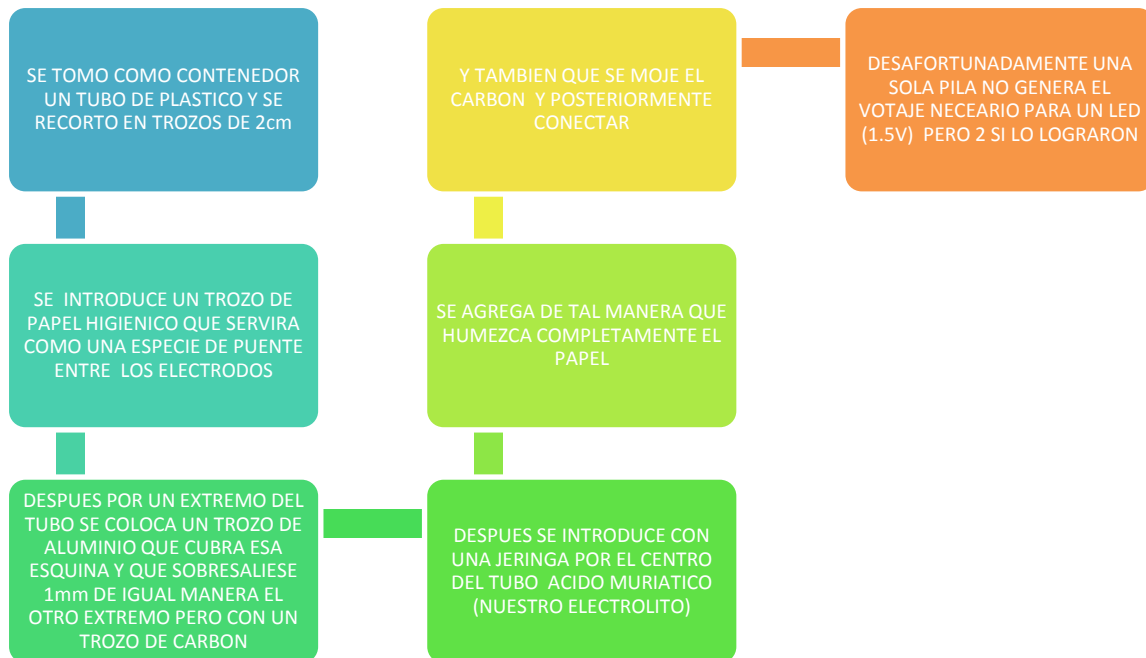
En Nuestro primer experimento intentamos hacerlo con un electrolito de ácido acético, usando posteriormente metales de hierro y cobre, pero el intento fue fallido ya que no pudimos hacer que funcionara con versatilidad. La el voltaje obtenido fue menos a lo necesario para encender un leed 0.001volt.

Se utilizaron además diferentes electrolitos como POWERADE ION FORCE y COCA-COLA en sus versiones normales pero estos intentos también fueron fallidos con un modelo similar al diagrama anexo anteriormente.

## 2 Intento:

En Nuestro segundo experimento intentamos hacerlo con un electrolito diferente lo cual usamos el ácido muriático (HCL), usando posteriormente metales diferentes: aluminio, y un mineral(carbón) en este caso el intento fue favorable, se logro producir una mayor corriente eléctrica de

## CONSTRUCCION MODELO DE LA PILA IMPROVISADA:



## RESULTADOS:

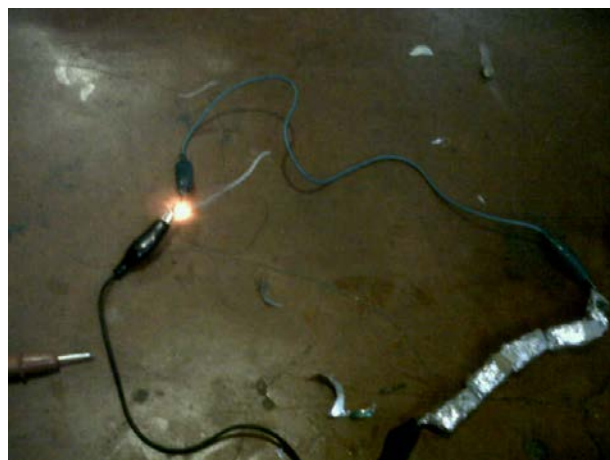


## Discusiones

En este experimento tuvimos un poco de dificultades ya que como electrolito usaríamos ácido acético, terminamos usando ácido muriático y como metales usaríamos hierro y cobre, lo cual tuvimos que cambiarlos ya que no conducía la corriente eléctrica y los cambiamos por aluminio y un mineral (carbón) solo así el experimento tubo



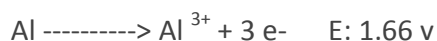
éxito ya que estas combinaciones de disolventes y metales distintos a otros modelos generaron energía. Debido a esto no conocemos la reacción a certeza de lo que se lleva a cabo pero si el voltaje producido por la pila que es de 1.3volts.



### Reacción Teórica.



Semirreacciones:



$$E_{\text{celda}}: (0(3)) - ((-1.66(2)))$$

$$E_{\text{celda}}: 0 - (-3.32)$$

$$E_{\text{celda}}: 3.32\text{ v}$$

Según la reacción propuesta se sabe que se obtiene un voltaje de 3.32 lo cual excede el voltaje obtenido prácticamente. Pero esto es a una concentración 1M pero en nuestro experimento se utilizaron productos con concentraciones diferentes dándonos así:

Si 3.32 es al 100% -1.3 es aproximadamente 39.15% del voltaje siendo así concentración de HCl del 13% y aluminio 1M.

### Conclusiones

EL experimento de elaboración de una pila galvánica, fue favorable ya que después de experimentar con diferentes metales y sustancias se logró a la segunda prueba la obtención de resultados, obtuvimos un dispositivo que nos permitió una corriente eléctrica capaz de encender un led partir de una reacción química casera.