

## Pilas electroquímicas

El nombre de pila procede del apilamiento de monedas de cobre y cinc, que hizo Volta, en 1800. Después del descubrimiento de los reflejos eléctricos de la rana muerta de Galvani, Volta elaboró un dispositivos con monedas de cobre y cinc intercaladas por cartones humedecidos con agua salada, originado una corriente eléctrica (en aquél tiempo no se sabía lo que era la corriente eléctrica). En 1830, Daniell elaboró la primera pila electroquímica, que estudiaremos con los conocimientos actuales.

### 1. Pilas primarias

Si unimos una lámina de cinc, sumergida en una disolución de sulfato de cinc 1M, con otra de cobre inmersa en una disolución de sulfato de cobre 1M, y conectamos el sistema a través un de voltímetro, observamos que no ocurre ningún fenómeno reseñable (fig.1). Sin embargo si unimos los recipientes que contienen las disoluciones, con un papel humedecido con una disolución salina, ya observamos el paso de corriente y el voltímetro marca aproximadamente 1V (fig.2 y 3).



Fig.1 Montaje de la pila Daniell sin puente salino. Observe el montaje del puente salino, que consiste simplemente en un papel de filtro humedecido en una disolución de sal en agua, que conduce la corriente por la movilidad de los iones.

Esquemáticamente el proceso sería, teniendo en cuenta que están invertidas las posiciones de las disoluciones, el dado en las figuras (fig.4 y 5):



Fig.2 Montaje de la pila Daniell con puente salino



Fig. 3. Detalle del puente salino

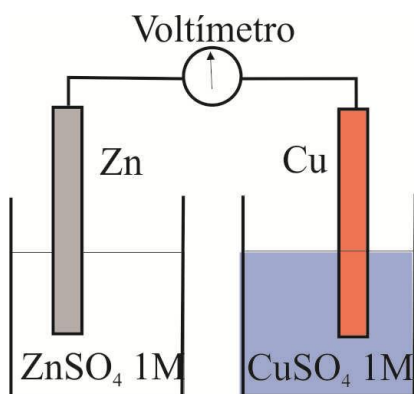


Fig.4

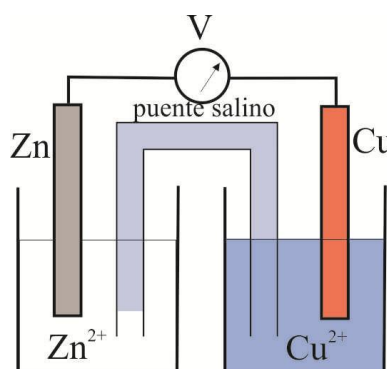


Fig.5

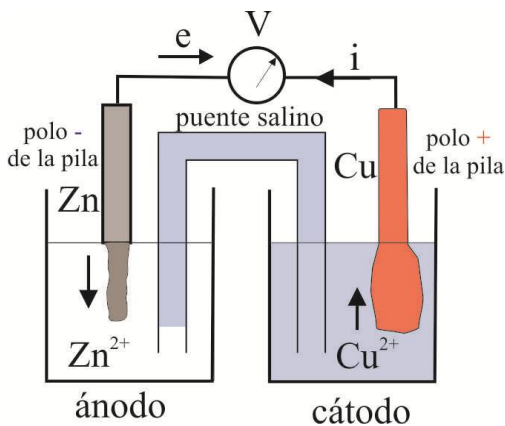
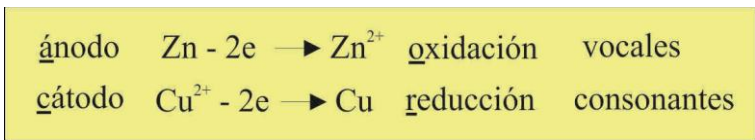


Fig.6

Se observan los siguientes fenómenos: El voltímetro marca aproximadamente 1V (1,1V, teóricamente en condiciones estándar) y por lo tanto indica paso de corriente eléctrica. Al cabo de cierto tiempo se observa que la barra de cobre engrosa, mientras que la de cinc adelgaza. Esto quiere decir que se han depositado átomos de cobre sobre la barra de cobre, mientras que se han disueltos átomos de cinc, pasando a la disolución donde se encuentran como  $Zn^{2+}$ . Por lo tanto ha ocurrido un proceso redox. Si hubiéramos pesado las láminas metálicas antes y después, observaríamos que el número de moles de átomos de cobre depositados es igual al número de moles de átomos de cinc disueltos.

Cada vaso de precipitados o recipiente se denomina hemicelda. Donde ocurre una oxidación (pérdida de electrones), se denomina **ÁNODO**, mientras que en la hemicelda donde ocurre una reducción (ganancia de electrones), se denomina **CÁTODO**<sup>1</sup>.

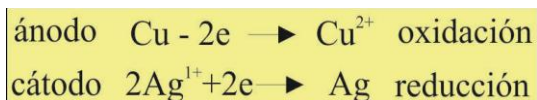


Para recordarlo se puede acudir a la regla nemotécnica de vocales y consonantes para la primera letra (subrayada). El proceso esquemático se indica a la izquierda.

Como los electrones van del Zn al Cu, y la corriente eléctrica tiene sentido contrario al del movimiento de los electrones, el polo positivo de la pila será el cobre, mientras que el negativo será el cinc.

La simbología de la pila electroquímica representa los procesos ocurridos en cada hemicelda, en el orden en que se han dado (alfabético, se subraya la letra), y la doble raya representa el puente salino entre las hemiceldas.

Si ahora sustituyéramos la lámina de cinc, por otra de plata y la disolución de la hemicelda por otra de nitrato de plata 1M, los procesos serían completamente distintos como se observa en la figura 7. En este caso sería la plata la que tomaría electrones del cobre. Los procesos serían:



Y la simbología de la pila electroquímica formada:

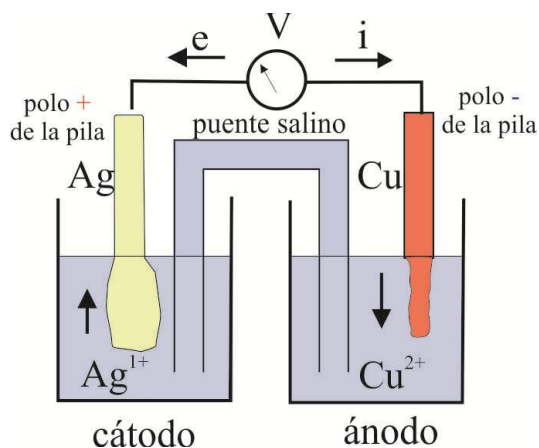
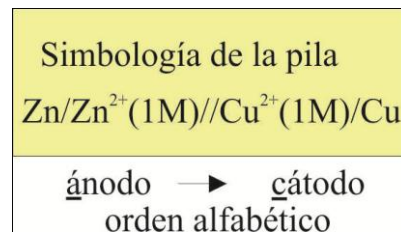
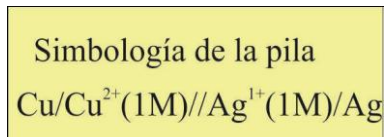


Fig.7

<sup>1</sup> Los términos ánodo y cátodo, fueron creados en 1834 por Faraday aconsejado por el profesor del Trinity College, de Cambridge, William Whewell. Influenciado como estaba por sus anteriores descubrimientos sobre electromagnetismo, tomó el sentido de la corriente en la electrodescomposición de las sustancias situadas entre los dos terminales que llamó electrodos (del griego ODOS, vía, camino de la electricidad) en la máquina de Volta. Expone Faraday en "Experimental Researches in Electricity" de 1838: "De tal forma que la electrodescomposición podía considerarse como la descomposición del cuerpo así situado de tal modo que la corriente pudiera pasar en la misma dirección y paralelamente a la que se supone existe en la Tierra. Sobre este movimiento de las cargas, propongo llamar **ÁNODO**, el camino hacia el este, por el cual sube el sol, y **CÁTOD**O, la vía hacia el oeste, o el camino por el que el sol se pone" (debemos recordar que las cargas a las que hace referencia son las positivas y que ANA, en griego es ascendente, así como CATA lo es descendente).

¿Por qué ocurre esto?

Sencillamente porque los elementos químicos tienen diferentes tendencias a tomar o a perder electrones, según sus características periódicas (electronegatividad, energía de ionización etc.). Por eso conviene tener una medida relativa de esta capacidad, y para ello se toma como patrón, el electrodo de hidrógeno, esto es, al proceso  $2H^+ + 2e = H_2$ , se le atribuye un potencial normal de reducción 0. Para elaborarlo se toma un ácido fuerte con concentración 1M, a 25°C (pH=0), por un lado (se recuerda que está completamente dissociado) y por el otro se le inyecta hidrógeno gas a 1 atm de presión y 25°C, todo ello sobre un electrodo inerte (hilo de platino, acero tratado etc.). De esta forma se comparan los procesos de la hemicelda del cinc y la del cobre respecto al del hidrógeno como se observa en la fig. 8 y 9.

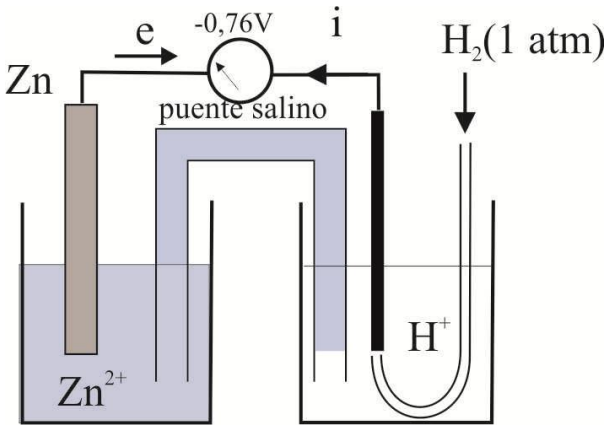


Fig.8

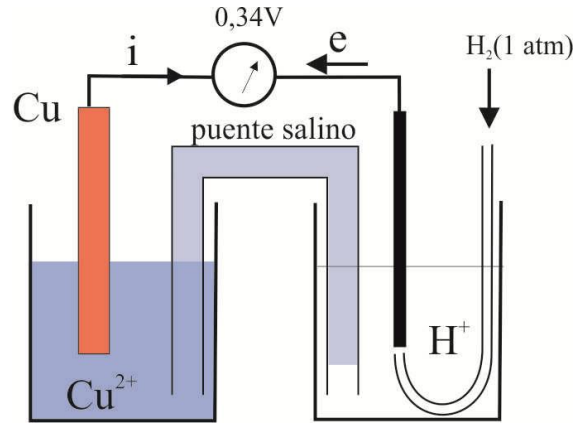
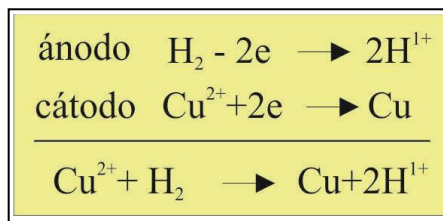
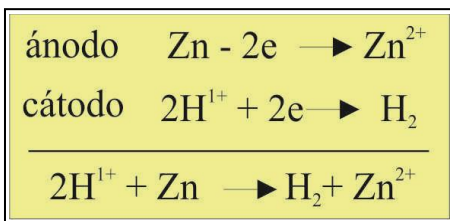


Fig.9

Los procesos en cada caso serían:



**Tabla de potenciales normales de reducción**

Proceso	E°/V
$F_2 + 2e \rightarrow 2F^-$	2,87
$PbO_2 + 2e \rightarrow Pb^{2+}$	1,68
$MnO_4^- + 5e \rightarrow Mn^{2+}$	1,52
$Cl_2 + 2e \rightarrow 2Cl^-$	1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 6e \rightarrow 2Cr^{3+}$	1,33
$O_2 + 4e \rightarrow 2H_2O$	1,23
$Br_2 + 2e \rightarrow 2Br^-$	1,06
$NO_3^- + 3e \rightarrow NO$	0,96
$Ag^+ + e \rightarrow Ag$	0,80
$I_2 + 2e \rightarrow 2I^-$	0,53
$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$	0,34
$2H^+ + 2e \rightarrow H_2$	0,00
$Pb^{2+} + 2e \rightarrow Pb$	-0,13
$Sn^{2+} + 2e \rightarrow Sn$	-0,14
$Ni^{2+} + 2e \rightarrow Ni$	-0,24
$PbSO_4 + 2e \rightarrow Pb$	-0,36
$Zn^{2+} + 2e \rightarrow Zn$	-0,76
$Mn^{2+} + 2e \rightarrow Mn$	-1,19
$Al^{3+} + 3e \rightarrow Al$	-1,66
$Mg^{2+} + 2e \rightarrow Mg$	-2,37
$Na^+ + e \rightarrow Na$	-2,71
$K^+ + e \rightarrow K$	-2,92
$Li^+ + e \rightarrow Li$	-3,05

En el primer caso el  $H^+$  toma electrones del Zn, mientras que en el segundo es el  $Cu^{2+}$  el que los toma del  $H_2$ . Las dos tendencias se miden por los llamados potenciales de reducción que es lo señalado por el voltímetro en cada caso. Ese dato se dispone así:  $E^0 (Zn^{2+}/Zn) = -0,76V$  y  $E^0 (Cu^{2+}/Cu) = 0,34V$ . En el caso de la pila Daniell en condiciones estándar, la diferencia de potencial entre ambas hemiceldas sería  $0,34V - (-0,76V) = 1,1V$ .

Así se podría elaborar una tabla de potenciales normales de reducción, como la dada. Cualquier sustancia que esté por encima de otra, en dicha tabla, podrá robarle electrones, actuando como oxidante, y su hemicelda será un cátodo, mientras que la otra, será el reductor, y su hemicelda será un ánodo. La diferencia de potencial generada por la pila electroquímica o galvánica formada será:  $\Delta E^0 = E^0 (\text{cátodo}) - E^0 (\text{ánodo})$ .

Así, en el caso de una pila  $Cu/Cu^{2+} (1M) // Ag^+ (1M) / Ag$ , que se veía en la fig7. La diferencia de potencial en condiciones normales, será  $0,80V - 0,34V = 0,46V$ .

Como vemos en la tabla, la sustancia más oxidante, con mayor tendencia a ganar electrones será el flúor, ( $E^0$ , 2,87V), mientras que la mas reductora, con mayor tendencia a perderlos, será el Li ( $E^0$ , -3,05).

### Ejemplo 1.

Se dispone de una pila formada por un electrodo de cinc, sumergido en una disolución de **1M de Cd(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>** y conectado a un electrodo de cobre sumergido en una disolución **1M de Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>**. Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.

- Escriba el esquema de la pila galvánica y explique el funcionamiento del puente salino
- Indique en qué electrodo tiene lugar la oxidación y en cuál la reducción
- Escriba la reacción global que tiene lugar e indique en qué sentido circula la corriente
- ¿En qué electrodo se deposita el cobre?

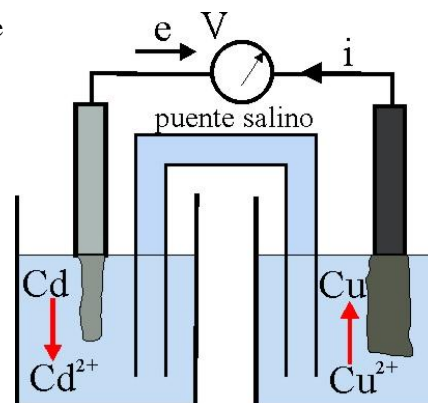
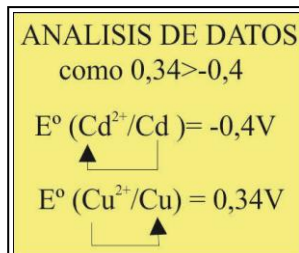
Datos  $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,4\text{V}$ ;  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$

#### SOLUCIÓN

Esquema similar al de pila Daniell. En función del análisis de los potenciales de reducción, la oxidación que ocurre siempre en el ánodo produce:

$(\text{Cd} - 2e = \text{Cd}^{2+}_{(ac)});$  mientras que en el cátodo  $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}(s)$

Los  $e^-$  van del Cd al Cu, y la corriente en sentido contrario. El cobre se deposita en el cátodo. El puente salino cierra el circuito



### Ejemplo 2

Los potenciales normales de reducción de los pares  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ,  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  y  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ , son respectivamente  $0,34\text{V}$ ,  $-0,14\text{V}$  y  $-0,76\text{V}$ . Suponiendo que se opere en condiciones estándar:

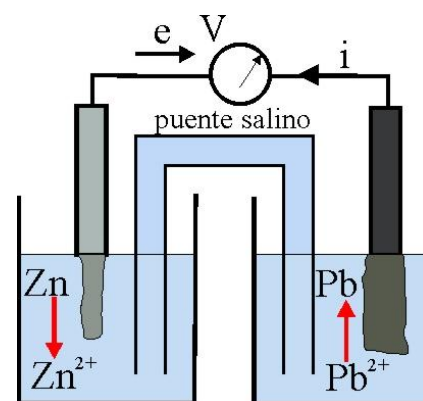
- Explique escribiendo las reacciones correspondientes qué metal o metales producen desprendimiento de gases al ser tratados con un ácido.
- Describa la pila construida con electrodos de plomo y cinc. ¿Cómo circularían los electrones por el circuito externo? ¿Qué metal se disolvería y cuál aumentaría de peso?

#### SOLUCIÓN

Dado que  $2\text{H}^+ + 2e \Rightarrow \text{H}_2$ . Este proceso se puede conseguir con metales cuyo potencial de reducción esté por debajo de 0, o sea tanto el Pb como el Zn perderán electrones frente al  $\text{H}^+$ , de un ácido fuerte.

Dados los potenciales de reducción, se disuelve el que se oxida, el Zn ( $E^0$  menor), precipita el que se reduce  $\text{Pb}^{2+}$  (véase en el dibujo).

El proceso es  $\text{Pb}^{2+}(ac) + \text{Zn} = \text{Zn}^{2+}(ac) + \text{Pb}$



### Ejemplo 3

Considerando los siguientes metales: Zn, Mg, Pb y Fe

- Ordénelos de mayor a menor facilidad de reducción
- ¿Cuáles de estos metales pueden oxidar  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$ , pero no Fe metálico a  $\text{Fe}^{2+}$

Justifique las respuestas.

Datos:  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$ ;  $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,3776\text{V}$ ;  $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13\text{V}$ ;  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$ ;  $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$

#### SOLUCIÓN

- Según los datos de los potenciales normales de reducción  $\text{Mg} > \text{Zn} > \text{Fe} > \text{Pb}$
- Ninguno de los metales dados puede oxidar al  $\text{Fe}^{2+}$ , pues sus potenciales de reducción están por debajo, si el  $\text{Pb}^{2+}$ , puede oxidar al Fe hasta  $\text{Fe}^{2+}$ , por la misma razón

### ACTIVIDAD 1

Los potenciales normales de reducción de los pares  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ ,  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  y  $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$ , son respectivamente  $0,80\text{V}$ ,  $-0,14\text{V}$  y  $-1,18\text{V}$ . Suponiendo que se opere en condiciones estándar:

- Explique escribiendo las reacciones correspondientes qué metal o metales producen desprendimiento de gases al ser tratados con un ácido.
- Describa la pila construida con electrodos de plomo y cinc. ¿Cómo circularían los electrones por el circuito externo? ¿Qué metal se disolvería y cuál aumentaría de peso?

### ACTIVIDAD 2

Se introduce una barra de Mg de una disolución 1M de sulfato de magnesio y otra de Cd en una disolución de  $\text{CdCl}_2$  y se cierra el circuito conectando las barras mediante un conductor metálico y las disoluciones mediante un puente salino de  $\text{KNO}_3$  a  $25^\circ\text{C}$ .

- Indique las reacciones parciales que tienen lugar en los electrodos, muestre el cátodo el ánodo y la reacción global, y calcule el potencial de la pila
- Responda a las mismas cuestiones del apartado anterior si en este caso el electrodo de  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$  se sustituye por una barra de Ag sumergida en una disolución 1M de iones  $\text{Ag}^+$

Datos:  $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37\text{V}$ ;  $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40\text{V}$ ;  $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8\text{V}$

## 2. Influencia de la concentración en los potenciales normales de reducción

En la pila Daniell, hemos observado que conforme pasa el tiempo, la concentración de  $Zn^{2+}$ , en el ánodo, aumenta, al disolverse el Zn metálico, perdiendo 2 electrones, y al mismo tiempo en el cátodo, la concentración de  $Cu^{2+}$ , va disminuyendo al depositarse átomos de Cu, al ganar 2 electrones. Este hecho hace que el potencial de reducción del reductor aumente, mientras que el potencial de reducción del oxidante, disminuye, con lo cual la diferencia de potencial se irá haciendo menor, cuando la pila sigue funcionando (la pila se va gastando). Obsérvese la figura 10. Al cabo de un tiempo esta diferencia de potencial es 0 ( $\Delta E=0$ ) y la pila se agotó.

Dado que existe una relación entre la variación de energía libre y la diferencia de potencial generada en la pila:

$\Delta G^0 = -nF\Delta E^0$ , siendo  $F = \text{Faraday} = 96500C$ ,  $n = n^\circ$  de electrones de transferencia.

Por lo tanto si  $\Delta E=0$ ;  $\Delta G=0$ , esto quiere decir que la reacción redox ha llegado al equilibrio, mientras que si  $\Delta E>0$ ,  $\Delta G<0$ , por lo tanto era espontánea en el sentido dado. Si  $\Delta E<0$ ,  $\Delta G>0$ , la reacción se produce en sentido contrario.

Nernst formuló matemáticamente las ecuaciones que regulan los potenciales de reducción con la concentración. En el proceso de la pila Daniell  $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$ ,  $\Delta E = \Delta E^0 - (0,06/n) \log Q$ , siendo  $Q$  el cociente de la reacción y  $n$  el número de electrones que se transfieren por mol de Zn que se disuelve, o por mol de  $Cu^{2+}$  que se deposita=2.

Teniendo en cuenta que las concentraciones de los sólidos se consideran la unidad, para cada elemento de la pila Daniell, en su hemicelda sería:  $E_{\text{oxidante}} = E_0 - (0,06/n) \log (1/[Cu^{2+}]) = 0,34 + 0,03 \log [Cu^{2+}]$ ;

$E_{\text{reductor}} = E_0 - (0,06/n) \log ([Zn^{2+}]) = -0,76 - 0,03 \log [Zn^{2+}]$ .

Teniendo en cuenta que la concentración del oxidante es  $<1$ , conforme avanza el proceso,  $0,03 \log [Cu^{2+}] < 0$ , con lo que el potencial de reducción disminuye, mientras que el del reductor aumenta. Cuando se igualan, se alcanza el equilibrio,  $Q=K$ , y por lo tanto se puede conocer la relación entre las concentraciones de las dos formas, y la constante de equilibrio.

Las pilas electroquímicas formadas por un proceso redox de la misma sustancia en diferente concentración se denominan pilas de concentración.

### Ejemplo 4

Considere los siguientes potenciales de electrodo estándar  $E^\circ (Co^{2+}/Co) = -0,28V$ ;

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

a) Dibuje la pila que funciona en estas condiciones e indica que electrodo actúa como ánodo y cual actúa como cátodo, los procesos redox correspondientes así como la circulación de los electrones por el circuito.

b) ¿Qué voltaje en condiciones estándar producirá una celda electroquímica que utilice estas reacciones? Explique la influencia que tendría en el voltaje de la pila una disminución de la concentración de iones en el ánodo.

**SOLUCIÓN**

En el esquema dado se aprecia el esquema de la pila

La diferencia de potencial (ddp) en condiciones normales =  $-0,14 - (-0,28) = 0,14V$ .

Cátodo  $Sn^{2+} + 2e \rightarrow Sn$ , Ánodo  $Co - 2e \rightarrow Co^{2+}$ . Los electrones van del ánodo al cátodo.

Si disminuye la concentración de  $Co^{2+}$ , la diferencia de potencial aumenta, puesto que  $E(Co^{2+}/Co) < -0,28V$

### ACTIVIDAD 3

Considere los siguientes potenciales de electrodo estándar  $E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = 0,36V$ ;  $Sn^{2+}/Sn = -0,14V$

a) ¿Qué voltaje en condiciones estándar producirá una celda electroquímica que utilice estas reacciones?

b) Dibuje la pila que funciona en estas condiciones e indique qué electrodo actúa como ánodo y cual actúa como cátodo, los procesos redox correspondientes así como la circulación de los electrones por el circuito.

c) Explique la influencia que tendría en el voltaje de la pila una disminución de la concentración de iones en el ánodo

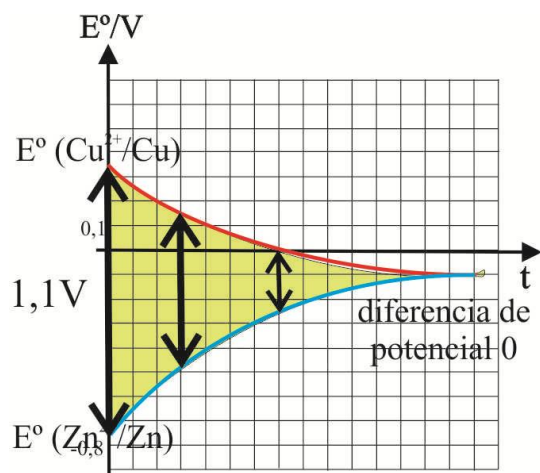
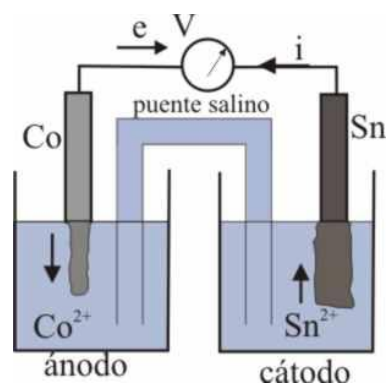


fig.10



#### ACTIVIDAD 4

Considere los siguientes potenciales de electrodo estándar  $E^\circ$  ( $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ ) =  $-0,4\text{V}$ ;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  =  $+0,34\text{V}$

- Haga un esquema del funcionamiento de la pila electroquímica así establecida
- ¿Qué voltaje en condiciones estándar producirá una celda electroquímica que utilice estas reacciones?
- Indique que electrodo actúa como ánodo y cual actúa como cátodo
- Indique cualitativamente que efecto produciría sobre el potencial de la celda un aumento de la concentración de iones  $\text{Cd}^{2+}$

#### Ejemplo 5

Dados los potenciales normales de  $E^\circ$  ( $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ ) =  $-0,4\text{V}$ ;  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  =  $-0,44\text{V}$ . Calcule la diferencia de potencial de la pila electroquímica, cuando la concentración del oxidante pasa a  $0,1\text{M}$

#### SOLUCIÓN

Dado que  $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,4\text{V} > E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$ , El proceso sería:  $\text{Cd}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cd} + \text{Fe}^{2+}$

El oxidante es el  $\text{Cd}^{2+}$ , por lo que su potencial de reducción cuando llega a esta concentración, vale:

$E_{\text{oxidante}} = E^\circ - (0,06/n) \log(1/[\text{Cd}^{2+}]) = -0,4 - 0,03 \cdot 1 = -0,43$ . Por lo que la diferencia de potencial en la pila sería:  $-0,43 - (-0,44) = 0,01\text{V}$ . La pila estaría próxima a agotarse.

#### ACTIVIDAD 5

Dadas las dos reacciones siguientes sin ajustar:

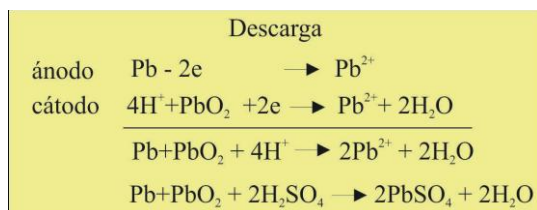
- $\text{Br}^-(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{NO}_3^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$

- Justifique por qué una de ellas no se puede producir.
- Ajuste las semirreacciones de oxidación y de reducción de la reacción que sí se puede producir.
- Ajuste la reacción global de la reacción que sí se puede producir.
- Justifique si es espontánea dicha reacción.

Datos.  $E^\circ \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,06\text{V}$ ;  $E^\circ \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,36\text{V}$ ;  $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76\text{V}$ ;  $E^\circ \text{NO}_3^-/\text{NO} = 0,96\text{V}$

## 2. Pilas secundarias o baterías.

Las pilas secundarias o baterías, son pilas que admiten el proceso inverso y que por lo tanto permiten regenerar las sustancias que se gastan en el proceso. La más antigua, y usada desde 1869, por su diseñador el francés Gastón Planté, es la batería de plomo o acumulador de plomo, que todavía llevan la mayoría de los vehículos con motores de combustión. Está formada por varias celdas (6), formadas por un recipiente de plomo, en el que se introduce una chapa de óxido de plomo (IV), todo ello en una disolución de sulfato de plomo(II), y en medio de ácido sulfúrico al 27% (fig.11) (por eso pesan tanto las baterías de los coches). Los procesos que tienen lugar cuando se descarga la batería para producir corriente continua son los siguientes:



Cada celda genera una diferencia de potencial (ver tabla) de  $1,68 - (-0,36)\text{V} = 2,1\text{V}$ . Por eso existen 6 celdas en serie para general una diferencia de potencial aproximada de  $12\text{V}$ , que es lo que suministra la batería de un vehículo en la descarga.

El proceso contrario tiene lugar cuando la dínamo del vehículo proporciona energía eléctrica para que se invierta, regenerándose el ácido sulfúrico gastado. El voltaje que debe suministrar la dínamo por celda es de  $2,3\text{V}$ , algo superior al suministrado debido a los fenómenos de sobretensión. Sin embargo, por una parte siempre se deposita sulfato de plomo en el enrejado. Si los cristales son demasiado grandes se produce la sulfatación, y en este caso ya no se puede regenerar. Cuando se evapora agua, para no modificar la concentración óptima del ácido sulfúrico hay que reponer los niveles de líquido, con agua destilada (nunca con agua del grifo que contiene iones susceptibles de interferir en el proceso redox). Si aumenta la concentración del ácido sulfúrico, este puede actuar como oxidante, perforando las placas y comunicándolas. Se puede conocer la concentración del ácido sulfúrico, midiendo la densidad ideal para

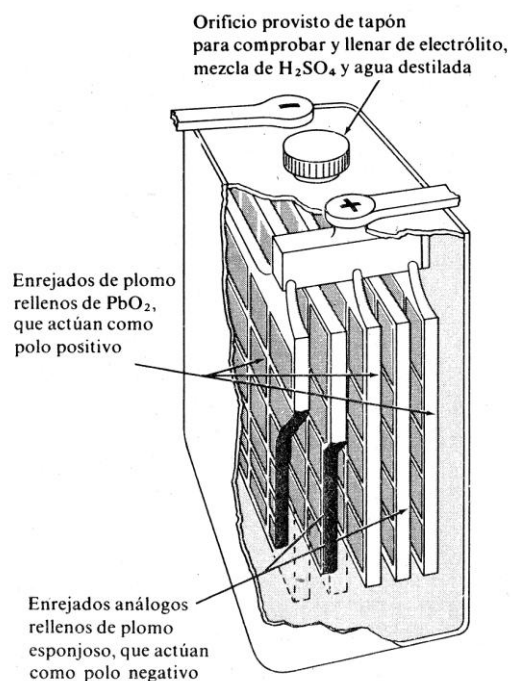


Fig.11

estos casos, aproximadamente 1,2g/mL (Ojo, para esta densidad el electrolito congela a  $-26^{\circ}\text{C}$ , pero si la densidad es mucho menor congela antes).

Posteriormente a las baterías de plomo se han empleado las de níquel-cadmio, que actúan en medio básico y generan 1,3V, y actualmente las de ion litio, que generan 3V por célula. Sin embargo no se han conseguido diferencias de potencial mayores, ya que el Li, es el metal más ligero y que genera mayor diferencia de potencial (ver tabla).