



ANUAL SAN MARCOS



www.aduni.edu.pe



QUÍMICA

CELIDAS O PILAS GALVÁNICAS *Semana 35*

www.aduni.edu.pe



I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

1. **Conceptuar** una celda o pila galvánica e **Indicar** sus componentes.
2. **Definir** el diagrama de una celda o pila galvánica.
3. **Estimar e Interpretar** el potencial estándar de una pila o celda galvánica.



II. INTRODUCCIÓN

Actualmente los siguientes objetos, forman parte de nuestro que hacer diario



El funcionamiento de estos artículos eléctricos y otros del hogar se debe gracias a la pilas o baterías

Veamos algunas pilas o baterías que encontramos en el mercado.



¿Cómo genera corriente eléctrica la pila o batería?

¿Cuáles son sus componentes?

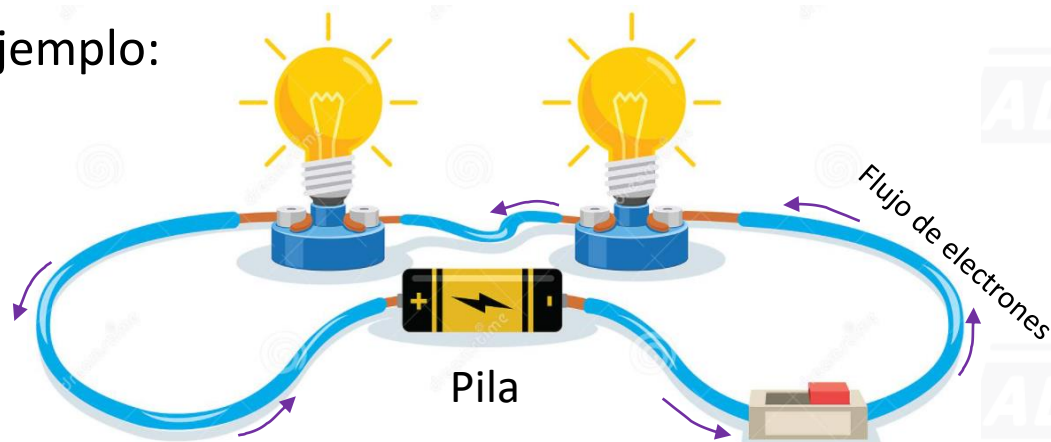
¡Finalizada la sesión de clase podrás responder a estas interrogantes!.

III. CELDA O PILA GALVÁNICA:

3.1. CONCEPTO

Es un dispositivo electroquímico **generador de corriente eléctrica continua** debido a las reacciones redox espontaneas que ocurren en su interior (La energía química se transforma en energía eléctrica).

Ejemplo:



❑ Cuando una pila está en funcionamiento:

El **sentido de la corriente** es del polo negativo (-) al polo positivo (+).

La **corriente eléctrica** generada es **continua**, debido al flujo continuo de carga eléctrica y en una dirección.

Los polos de la pila actúan como electrodos, es donde ocurre el proceso electroquímico.

- El **polo positivo** es el **cátodo (+)** donde ocurre la reducción.
- El **polo negativo** es el **ánodo (-)** donde ocurre la oxidación.

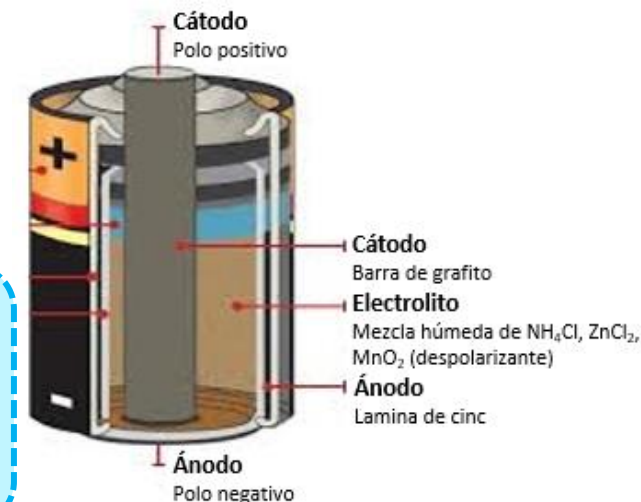
Los **electrolitos** son los que **transportan la carga eléctrica** dentro de la pila y forman parte de la reacción redox.



Una reacción **redox** es **espontanea**, cuando ocurren en forma natural a 1 atm y 25 °C (condición estándar).

Ejem.

La oxidación de un clavo de hierro.



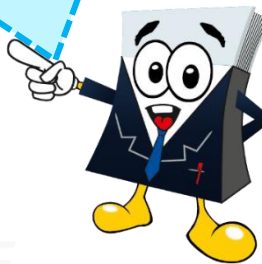
Las pilas comerciales o baterías están constituidos por un conjunto de celdas galvánicas o voltaicas, cuyo fundamento teórico se basan en la **celda de Daniell**.

Ejemplo:

De una celda de Daniell en funcionamiento

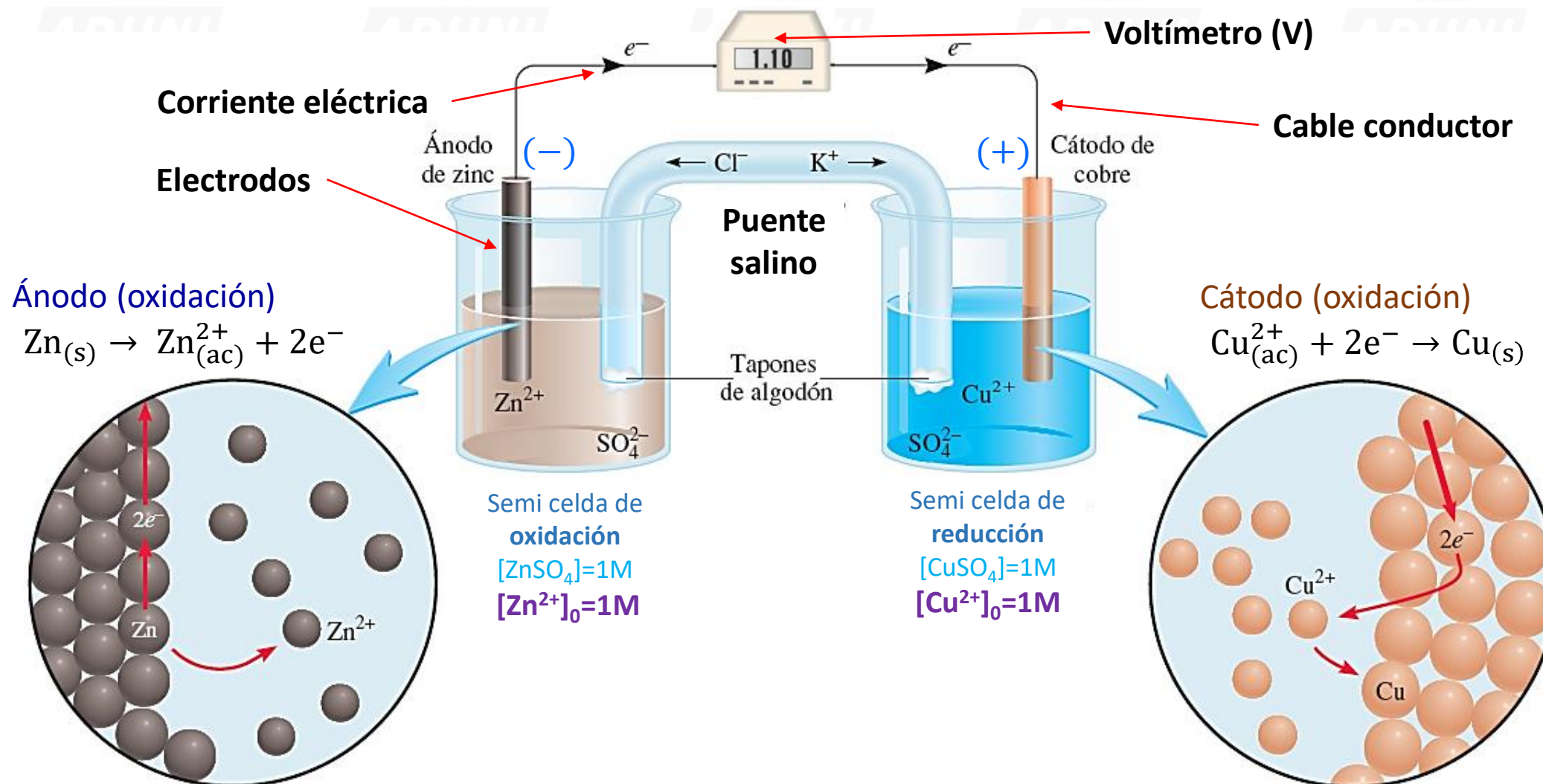


Veamos algo de historia sobre la pilas o baterías y como funciona una celda galvánica.



3.2. DESCRIPCIÓN DE LA CELDA O PILA DE DANIELL:

La pila de Daniell trabaja en condiciones estándar $P = 1 \text{ atm}$, $T = 25^\circ\text{C}$ y $[] = 1 \text{ M}$.



3.3. COMPONENTES DE UNA CELDA GALVÁNICA:

A partir de la celda de Daniell podemos generalizar, una celda galvánica como generador de la corriente eléctrica continua está constituido por:

- **Dos semi celdas o semi pilas** una de reducción y otra de oxidación.
- **Un puente salino**, es un tubo en forma de U, que contienen una solución saturada de un sal "KCl", cuya función es cerrar el circuito de la pila internamente y es un despolarizante de la pila.
- **Dos electrodos**, barras metálicas conductoras de la corriente eléctrica llamados:

Ánodo(-) : donde ocurre la oxidación

Cátodo(+): donde ocurre la reducción

Los electrodos se clasifican como:

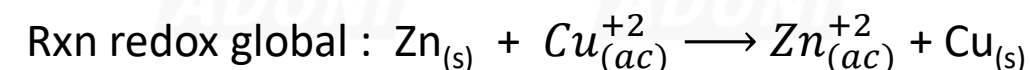
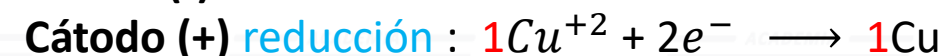
- **electrodo activo**: Si es parte de proceso de oxidación.
Ejemplo: Zn, Fe, Mg, Al,.....
- **electrodo inerte**: Si sólo conduce la corriente eléctrica y no es parte del proceso de oxidación o reducción.
Ejemplo: Cu, Ag, Pt, Pd, Acero inoxidable,.....



3.4. AL FUNCIONAR UNA CELDA GALVÁNICA OCURRE:

Ejemplo en la celda de Daniell.

- Los electrones fluyen externamente del ánodo (Zn) al cátodo (Cu).
- En la **semi celda de oxidación** la concentración de los iones Zn^{+2} aumenta y la masa del electrodo de Zn disminuye.
- En la **semi celda de reducción** concentración de los iones Cu^{+2} disminuye y la masa del electrodo de Cu aumenta.
- Del **puente salino migran iones** a las soluciones de las semi celdas para mantener la electro neutralidad:
dos iones K^{1+} por cada ion Cu^{2+} reducido.
dos iones Cl^{1-} por cada ion Zn^{2+} formado.
- Las semi reacciones que corren son:



EJERCICIO

Respecto a una celda galvánica, indique la alternativa correcta.

- A) El electrodo donde se lleva a cabo la oxidación es el cátodo.
- B) Una de las formas de contacto entre las soluciones ocurre por el uso del puente salino.
- C) Los electrodos están constituidos por materiales no conductores como, por ejemplo, el grafito.
- D) Es necesario el uso de, solamente, un electrodo.

RESOLUCIÓN:

- ✓ Piden identificar la proposición correcta referidos a la celda galvánica:



A) INCORRECTA

El electrodo donde ocurre la oxidación es el ánodo (-).

B) CORRECTA

El puente salino cierra el circuito interno de la pila uniendo las dos soluciones electrolíticas de la celda.

C) INCORRECTA

Los electrodos por lo general son barras metálicas conductoras de la corriente eléctrica, también se utiliza el grafito como electrodo inerte por ser buen conductor eléctrico.

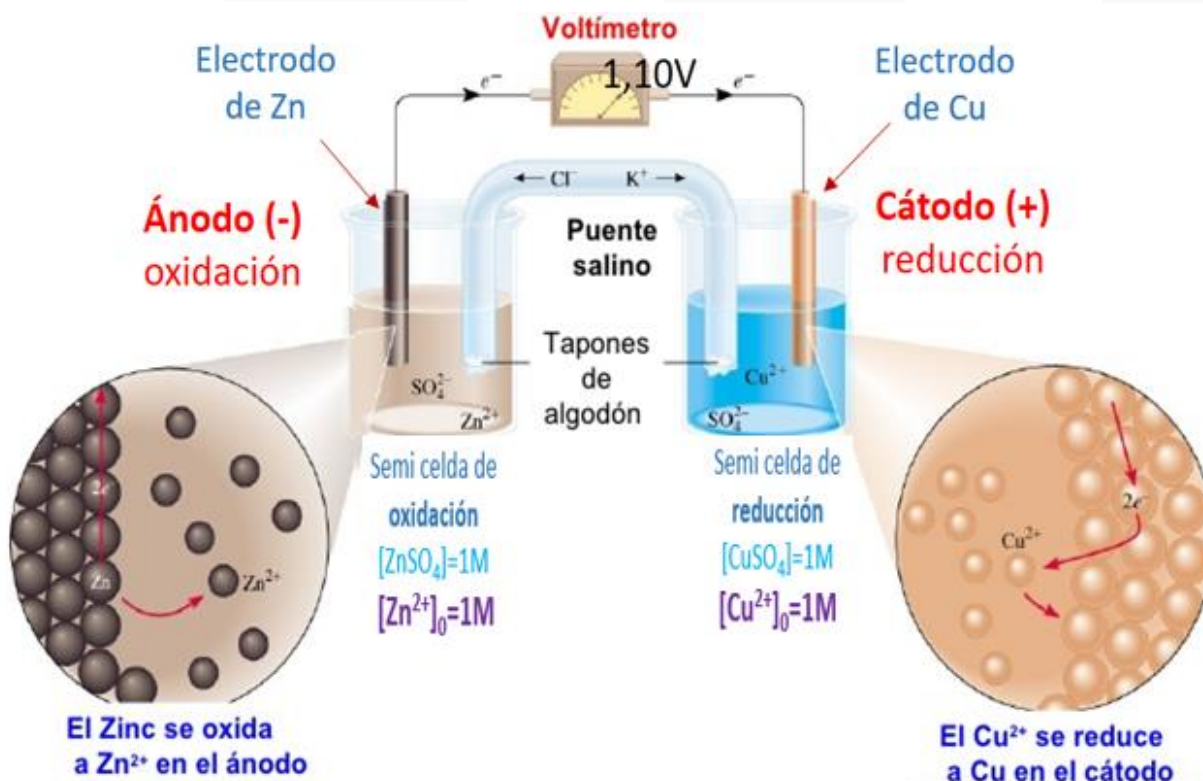
D) INCORRECTA

Toda celda galvánica esta constituido por dos electrodos ánodo (-) y cátodo (+).

CLAVE: B

3.5 NOTACIÓN O DIAGRAMA DE UNA CELDA GALVÁNICA:

El siguiente esquema de la celda de Daniell, su representación simplificada es la notación de la celda

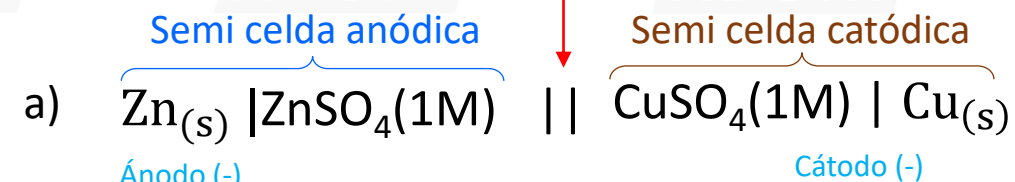


- Convencionalmente la notación de una celda galvánica se realiza mediante semi reacciones de oxidación y reducción

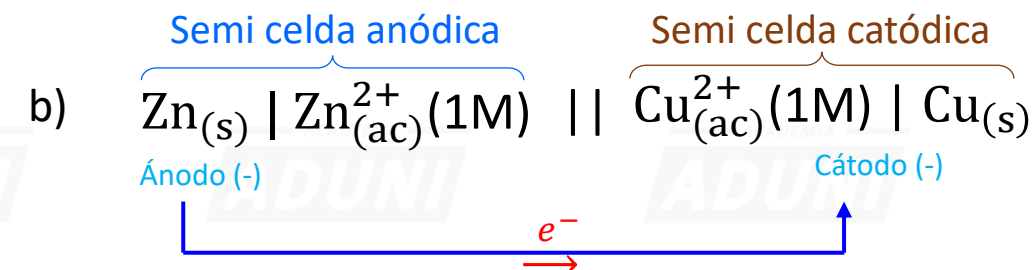
Ejemplo:

La pila de Daniell

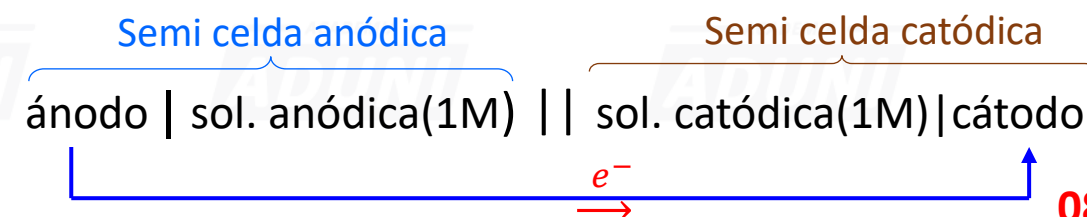
Puente salino



o



- Generalizando tenemos:



EJERCICIO

En relación a la celda de Daniell, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) según corresponda.

- I. En la semicelda anódica, la concentración del ion zinc aumenta.
- II. Los electrodos de zinc y cobre son activos.
- III. Los cationes del puente salino fluyen hacia la semicelda que contiene al electrodo de cobre.

- A) VFV B) FVV C) VVV
D) FFV

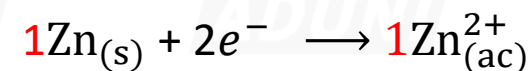


RESOLUCIÓN:

- ✓ Piden indicar la verdad (V) o falsedad (F) las proposiciones respecto a la celda de Daniell:

I. VERDAD (V)

En la semi celda anódica ocurre reacción de la oxidación:



Aumentando así la concentración de los iones $\text{Zn}_{(ac)}^{2+}$ y disminuye la masa del electrodo de Zn.

II. FALSO (F)

El electrodo de Zn es activo se oxida y el electrodo de Cu solo conduce la corriente eléctrica y en sus superficie el ion $\text{Cu}_{(ac)}^{2+}$ se reduce.

III. VERDAD (V)

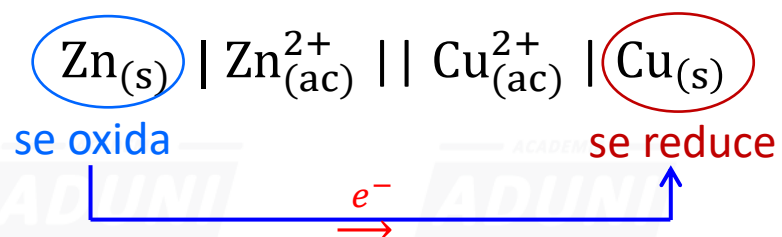
Los cationes del puente salino migran a la solución catódica para recompensar los iones $\text{Cu}_{(ac)}^{2+}$ reducidos en el cátodo, así mantener la electro neutralidad de la celda.

CLAVE: A

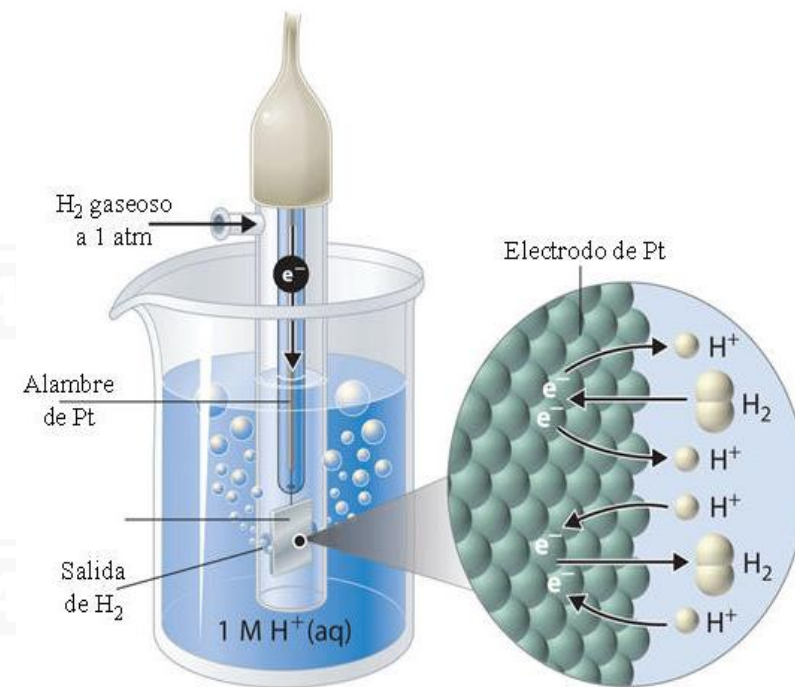
IV. POTENCIAL ESTANDAR DE REDUCCIÓN (E_{red}^0)

En la celda de Daniell.

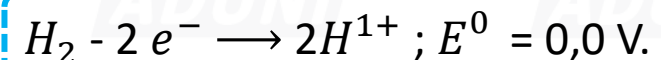
¿Por qué el zinc (Zn) se oxida y no el cobre (Cu)?



- Esto se debe a la naturaleza química del Zn, el cual tiene mayor capacidad o facilidad para oxidarse que el Cu, esta propiedad se llama **potencial de oxidación**.
- La facilidad o capacidad que tiene una especie química para reducirse se llama **potencial de reducción**.
- El potencial de reducción y oxidación se mide tomando como referencia al hidrogeno, su **unidad es el voltio (V)**, si la medida se realiza a 1 atm, 25°C y 1M se llama **potenciales estándar de reducción (E_{red}^0)**.



- Por convención para el H₂: $E_{oxi}^0 = 0,00V$.
- La semireacción de oxidación es:



También se expresa así: $E_{(H_2/H^{1+})}^0 = 0,00V$.

- Como los procesos de reducción y oxidación son opuestos, se cumple:

$$E_{red}^0 = -E_{ox}^0$$

- Los potenciales estándar de reducción u oxidación son valores experimentales se encuentra en tablas.

■ Veamos algunos potenciales estándar de reducción (E_{red}^0)

Sistema	Semirreacción	E^0 (V)
Li^+ / Li	$\text{Li}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,04
K^+ / K	$\text{K}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,92
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87
Na^+ / Na	$\text{Na}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,37
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,41
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14

Aumenta la fuerza oxidante

Sistema	Semirreacción	E^0 (V)
$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
H^+ / H_2	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,34
I_2 / I^-	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$	0,53
$\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$	$\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$	0,53
$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Hg}$	0,79
Ag^+ / Ag	$\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0,80
$\text{Br}_2 / \text{Br}^-$	$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$	1,07
$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$	1,36
$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	1,500
$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,51

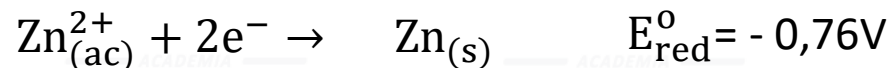
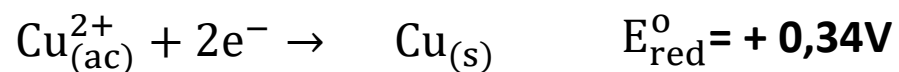
Aumenta la fuerza oxidante



En la dirección de la flecha Aumenta:

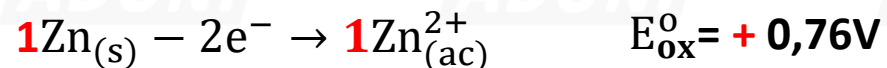
- La facilidad para reducirse.
- La fuerza oxidante (Es mejor agente oxidante u mejor oxidante)

- En la celda galvánica formado por Zn-Cu “celda de Daniell”, según los potenciales estándar de las semi reacciones tenemos:

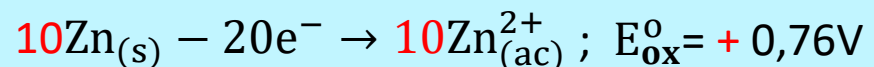


∴ El Cu^{2+} se reduce por **tener mayor E_{red}°** que el Zn^{2+}

- El Cu^{2+} en la celda **actúa como agente oxidante**, provocando la oxidación del Zn.



- El E_{red}° y el E_{ox}° son propiedades intensivas.



V. POTENCIAL ESTANDAR DE LA CELDA (E_{celda}°):

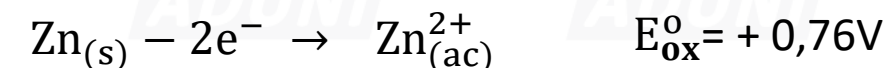
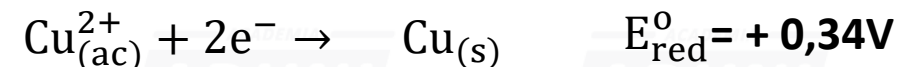
En la pila, los electrones fluyen del ánodo al cátodo, debido a una diferencia de potencial eléctrico.

Se evalúa como:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} + E_{\text{ox}}^{\circ}$$

Ejemplo:

En la celda galvánica de Zn-Cu “Celda de Daniell:



$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{red}}^{\circ} + E_{\text{ox}}^{\circ}$$

$$\therefore E_{\text{celda}}^{\circ} = +1,10\text{V}$$

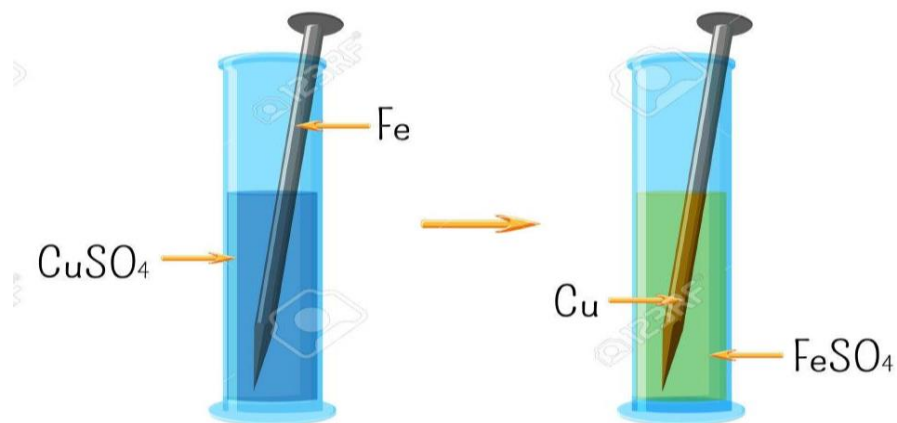
5.1. ESPONTANEIDAD DE LA REACCIÓN REDOX

Una reacción redox es espontanea si:

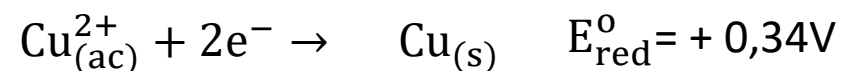
$$E_{\text{celda}}^0 = E_{\text{red}}^0 + E_{\text{ox}}^0 > 0$$

Ejemplo:

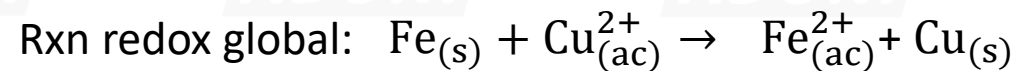
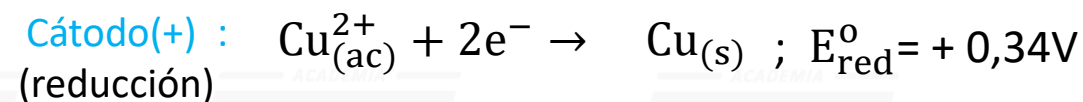
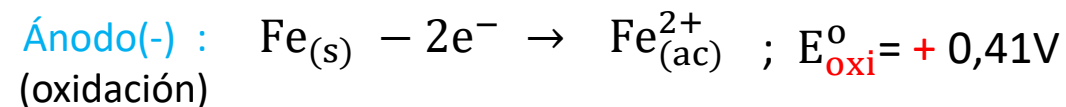
Al colocar un clavo de Fe en una solución de CuSO_4 la reacción ocurre espontáneamente.



- De la tabla del potencial estándar de reducción tenemos:



- Las semi reacciones que ocurren en la celda son:



$$E_{\text{celda}}^0 = E_{\text{red}}^0 + E_{\text{ox}}^0$$

$$E_{\text{celda}}^0 = +0,75\text{V}$$

∴ La reacción redox es espontanea $E_{\text{celda}}^0 = +0,75\text{V} > 0$

EJERCICIO

Calcule el potencial estándar, en voltios, del par Co/Co^{2+} si el potencial estándar para la siguiente celda es 0,126 V.



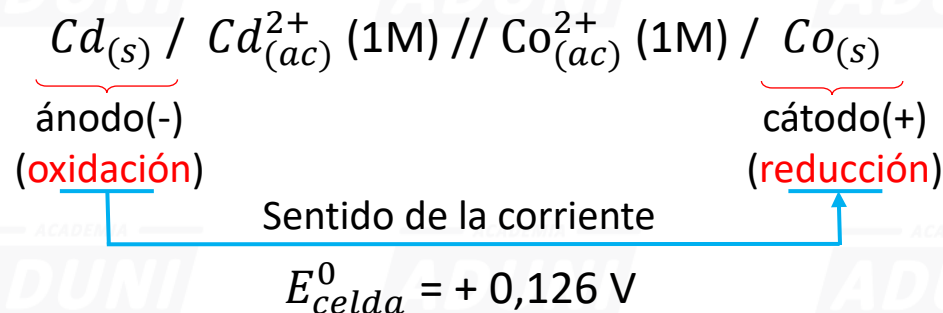
Dato: $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,403\text{ V}$

- A) +0,277 B) -0,529 C) +0,238
D) -0,277



RESOLUCIÓN:

- ✓ Piden evaluar el potencial estándar del Co/Co^{2+} a partir de la siguiente celda galvánica:



- El potencial estándar de la pila se evalúa como:

$$E_{\text{celda}}^0 = E_{\text{red.}}^0 + E_{\text{oxi.}}^0$$

$$\begin{aligned} E_{\text{celda}}^0 &= E_{(\text{Co}^{2+}/\text{Co})}^0 + E_{(\text{Cd}/\text{Cd}^{2+})}^0 \\ +0,126\text{ V} &= E_{(\text{Co}^{2+}/\text{Co})}^0 + \left(- \left(E_{(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})}^0 \right) \right) \\ &\quad (-0,403\text{V}) \end{aligned}$$

$$E_{(\text{Co}^{2+}/\text{Co})}^0 = +0,126\text{V} - 0,403\text{V} = -0,277\text{V}$$

$$\therefore E_{(\text{Co}/\text{Co}^{2+})}^0 = -(-0,277\text{ V}) = +0,277\text{ V}$$

CLAVE: A

EJERCICIO

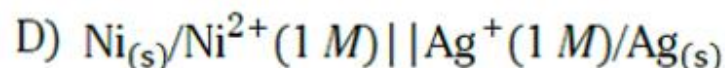
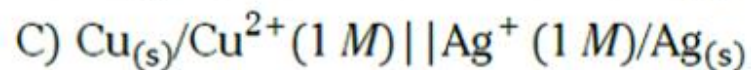
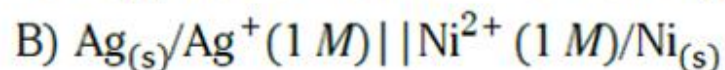
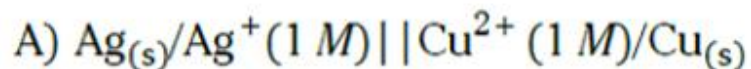
Dada la siguiente información de potenciales estándar de reducción, en voltios:

$$E^{\circ} (\text{Ag}^{+}_{(\text{ac})}/\text{Ag}_{(\text{s})}) = +0,80$$

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

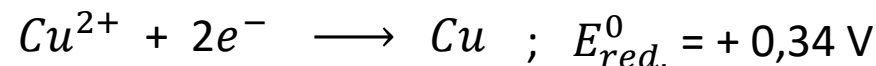
$$E^{\circ} (\text{Ni}^{2+}_{(\text{ac})}/\text{Ni}_{(\text{s})}) = -0,28$$

Indique la representación abreviada de la celda galvánica que puede construirse y que genere el mayor potencial (en voltios).



RESOLUCIÓN:

- ✓ Piden realizar el diagrama de la celda galvánica con mayor potencial estándar, a partir de los siguientes potenciales estándar:

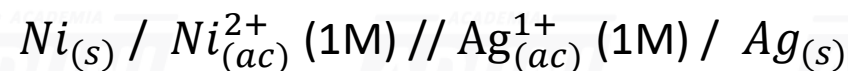


- El potencial estándar de la pila se evalúa como:

$$E^{\circ}_{\text{celda(mayor)}} = E^{\circ}_{\text{red(mayor)}} + \underbrace{E^{\circ}_{\text{oxi(mayor)}}}_{(- E^{\circ}_{\text{red(menor)}})}$$

$$E^{\circ}_{\text{celda(mayor)}} = \underbrace{E^{\circ}_{(\text{Ag}^{1+}/\text{Ag})}}_{\substack{\text{cátodo} \\ \text{(reducción)}}} + \underbrace{E^{\circ}_{(\text{Ni}/\text{Ni}^{2+})}}_{\substack{\text{ánodo} \\ \text{(oxidación)}}$$

- El diagrama de la pila es:



CLAVE: D

VI. BIBLIOGRAFÍA

- **Química esencial; Lumbreras editores.**
- **Química, colección compendios académicos ADUNI; Lumbreras editores**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones; 2019 Lumbreras editores.**
- **Química la ciencia central, Brow, Lemay, Bursten; 2003; PEARSON**
- **Química, segunda edición Timberlake; 2008, PEARSON**
- **Química un proyecto de la ACS; Editorial Reverte; 2005**
- **Química general, Mc Murry-Fay quinta edición**

