

Actividad de Química: Electroquímica – Celdas Galvánicas
Guía del Estudiante

Objetivos:

Los estudiantes serán capaces de

- Definir oxidación y reducción en términos de pérdida o ganancia de electrones.
- Describir la operación de una celda galvánica (utilizando términos como ánodo, cátodo, flujo de electrones, puente salino e iones).
- Interpretar la serie de actividad en términos de elementos que son más o menos fácil de oxidar. Relacionar potencial de celda a la serie de actividad.
- Construir celdas galvánicas simples y medir el potencial de la celda.
- Describir, escribir y balancear las medias reacciones que ocurren en el ánodo y el cátodo.

Estándares:

Naturaleza de la Ciencia, Tecnología y Sociedad

NC.Q.2.2 Conoce el manejo de equipo de seguridad tal como extintor, extractor de gases, etc.

NC.Q.2.3 Usa materiales de seguridad personal para su protección como gafas, delantal, guantes, etc.

NC.Q.2.4 Explica el procedimiento correcto en el uso de los aparatos científicos disponibles en el laboratorio.

NC.Q.2.5 Aplica técnicas de laboratorio apropiadas de acuerdo a la situación.

Expectativa: Toma decisiones apropiadas y soluciona problemas usando la metodología científica.

NC.Q.5.2 Diseña y realiza investigaciones científicas para someter hipótesis a prueba, interpretar los resultados, llegar a conclusiones y generalizaciones basadas en los resultados.

Las interacciones

Expectativa: I.Q.4 Explica las reacciones químicas como el proceso donde los átomos se reorganizan a escala microscópica.

Especificidad:

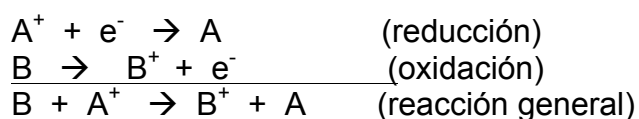
I.Q.4.1 Identifica y provee ejemplos de evidencias que indican cuando ha ocurrido una reacción química tal como: bioluminiscencia, oxidación de metales, fuegos artificiales y otros.

I.Q.4.2 Clasifica reacciones químicas e identifica las características que las distinguen.

I.Q.4.4 Inquire sobre las reacciones de oxidación y reducción, como se manifiestan en los procesos naturales y sus aplicaciones en la industria.

Trasfondo:

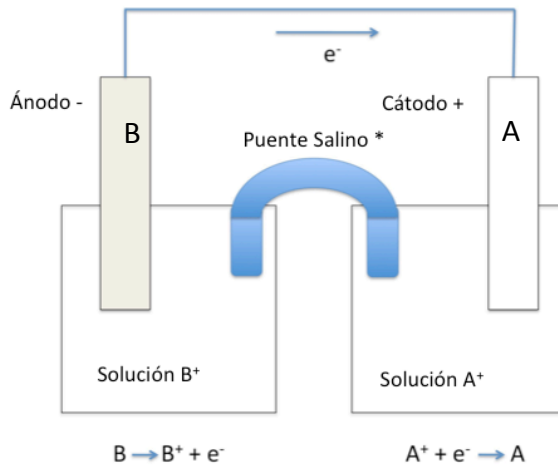
Uno de los tipos de reacciones más importante es la reacción de oxidación-reducción (redox). Las reacciones de desplazamiento simple son ejemplos de reacciones redox que han visto anteriormente. Una reacción de oxidación-reducción involucra la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. La sustancia que pierde electrones es la que se oxida; la sustancia que gana electrones es la que se reduce. Todas las reacciones de reducción deben ocurrir junto con la oxidación correspondiente (los electrones tienen que venir de alguna parte). A menudo es útil considerar las reacciones redox en dos partes llamadas medias reacciones. Al sumarse juntas estas dos medias reacciones obtenemos la reacción general de oxidación - reducción:



Considera las reacciones de desplazamiento simple en las que utilizaste la serie de actividad de metales para determinar si una reacción particular va a ocurrir. En ese tipo de reacciones un metal en una sal fue desplazado por un metal elemental que estaba más alto en la serie o “más activo”. “Más activo” en este caso significa que se oxida más fácilmente.

Una celda galvánica es un tipo de celda electroquímica que puede producir energía eléctrica de reacciones espontáneas de oxidación-reducción. Todas las celdas electroquímicas tienen dos electrodos, un cátodo y un ánodo. La reducción siempre ocurre en el cátodo, y la oxidación en el ánodo. En las celdas galvánicas el cátodo está cargado positivamente y el ánodo negativamente. Cuando dos metales diferentes son utilizados la identidad del ánodo y el cátodo es determinado por su posición relativa en la serie de actividad. El electrodo que está más alto en la serie (que se oxida más fácilmente) es el ánodo.

En este experimento vas a construir una serie de celdas galvánicas usando metales y soluciones de sales metálicas. Cada celda va a consistir de dos medias celdas, cada una conteniendo un electrodo metálico y su solución iónica correspondiente (un pedazo de cobre en una solución de Cu^{2+}). Las medias celdas van a ser conectadas por un puente salino. El puente salino va a proveer iones inertes y un camino para el flujo iónico (ver diagrama abajo). Mediante el análisis de tus resultados vas a ser capaz de colocar los metales en un orden que corresponda a su posición en la serie de actividad.



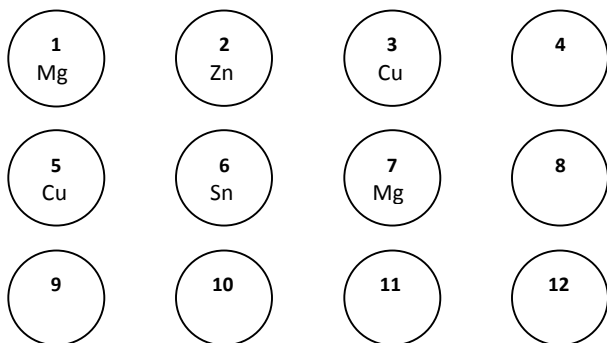
*El puente salino permite el flujo de iones entre las media celdas para mantener neutralidad

Materiales:

- Voltímetro o multímetro con cables junto con pinzas cocodrilo
- Un plato de reacción con 12 pozos
- Papel de filtro (para puente salino) mojado en una solución de KCl 1 M
- Vasos de análisis pequeños para KCl
- Pinzas plásticas (para manejar el puente salino)
- Pedazos de metal rectangulares (de 3 x 2 cm) de Zn, Mg, Cu y Sn
- 15 gotas de cada una de las siguientes soluciones 0.1 M: ZnSO₄, MgSO₄, CuSO₄ y SnCl₂
- Papel de lija (fino)

Procedimiento: ¡Usa las gafas de seguridad!

1. Llena los pozos que vas a utilizar con 15 gotas de la solución metálica que corresponda según el arreglo recomendado abajo.

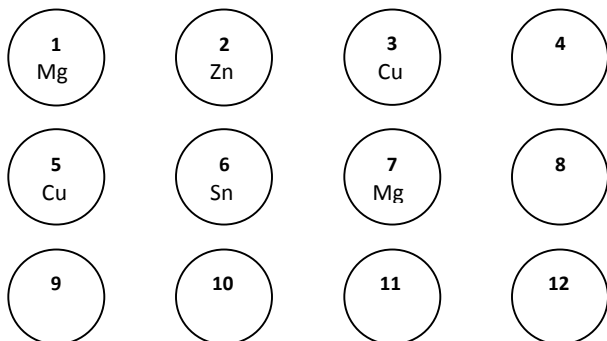


2. Obtén de tu instructor(a) los cuatro metales que vas a utilizar en el experimento.
3. Si fuera necesario limpia cada uno de los pedazos de metal con el papel de lija (puedes consultar con tu instructor(a) si hace falta limpiar los pedazos de metal) y colócalos en un pedazo de papel que esté identificado con el nombre del metal.
4. Haz un puente salino, mojando una tira de papel de filtro en la solución de KCl. Utiliza las pinzas plásticas. (Utiliza un solo puente salino por cada celda).
5. Selecciona los dos pozos que van a ser usados (ver la hoja de trabajo del estudiante) y coloca el puente salino para que este inmerso en ambas soluciones.
6. Conecta las pinzas cocodrilo del multímetro a los pedazos de metal de las soluciones correspondientes. Estos serán los electrodos metálicos.
7. Sumerge los electrodos metálicos en las soluciones iónicas del metal y anota el voltaje en tu hoja de trabajo.
8. Repite los pasos 3 al 7 para los demás pares de pozos.

Referencia: Institute for Chemical Education (*Chemistry Fundamentals*), Mt. San Antonio College, Walnut CA, 1995.

Laboratorio de celdas galvánicas (Hoja de trabajo del estudiante)

Procedimiento:



1. Coloca 15 gotas de la solución en los pozos indicados.
2. Para los pozos que van a ser usados, construye un puente salino.
3. Coloca las pinzas cocodrilo del multímetro a los metales (Rojo + Negro -).
4. Sumerge los electrodos metálicos en sus soluciones iónicas correspondientes y anota el voltaje.

(Nota: asegúrate de usar el electrodo metálico correcto para cada solución)

Datos:

Celda	Ánodo (Negro -)	Cátodo (Rojo +)	Medias reacciones	Reacción neta	Voltios
A	Mg	Zn			
B	Zn	Cu			
C	Mg	Cu			
D	Zn	Sn			
E	Mg	Sn			
F	Sn	Zn			
G	Sn	Cu			
H	Zn	Mg			

Preguntas:

1. ¿Por que es necesario el puente salino?
2. ¿Qué celda produjo el voltaje más alto (positivo)? ¿Cuál produjo el más bajo?

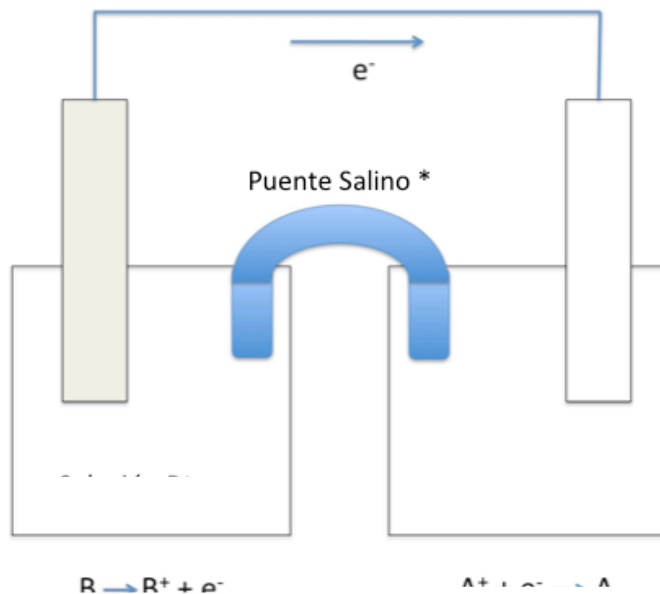
¿Cómo esto se relaciona a la diferencia en “actividad”? (Refiérete a la serie de actividad)

3. ¿Qué significa un voltaje negativo con respecto a la reacción que ocurre en la celda?

Analiza tus datos. ¿Hubo un metal que fue oxidado por cada uno de los otros? (Ánodo en la celda produciendo un voltaje positivo con los demás metales).

4. Compara los voltajes para las celdas de arriba y organiza los metales en orden, desde el mas fácil de oxidar (mas “activo”) al menos fácil de oxidar.

5. Completa un diagrama para la celda C en el esquema a continuación. Escribe las reacciones del ánodo y cátodo.



*El puente salino permite el flujo de iones entre las media celdas para mantener neutralidad

6. Restos de la nave de hierro "Monitor" fueron descubiertos en el 1987. Los científicos le colocaron ánodos de Zn para protegerlo de la corrosión. ¿Por qué esto lo protegería?