

# Comparación práctica del potencial relativo de hidrógeno de dos celdas electrolíticas con la semicelda de hidrógeno.

Joel Alejandro Espinoza Sánchez

Centro de Educación Media

## Resumen

Mediante el estudio de la electroquímica, existen diferentes tipos de celdas gracias a los diferentes tipos de elementos con los que se puede conformar una, esto causa que al conformar una celda de diferente material, tenga diferentes propiedades, una de ellas es el voltaje que genera, resultando en diferentes valores de voltaje para diferentes celdas.

No obstante, existe un cuadro de comparación de voltajes teóricos con el cual se puede ayudar para el cálculo teórico, aunque hay valores que resaltan, en esta investigación se esperaba verificar la importancia de ellos y descubrir la importancia de otros extraños, como el electrodo de hidrógeno, que tiene como voltaje en esta tabla un valor de 0.

## Palabras clave:

Electroquímica, Procesos Redox, Electrodo de Hidrógeno, Voltaje.

## Abstract:

Through the study of electrochemistry, there are different types of cells thanks to the different types of elements with which one can be formed, this causes that when forming a cell of different material, has different properties, one of them is the voltage that generates, resulting in different voltage values for different cells.

However, there is a comparison table of theoretical voltages that can help with the theoretical calculation, although there are values that stand out, in this research it was expected to verify the importance of

them and discover the importance of other strangers, such as the electrode of hydrogen, which has a value of 0 as a voltage in this table.

## Key words:

Electrochemistry, Redox Processes, Hydrogen Electrode, Voltage.

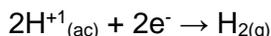
## Introducción:

Dentro del área de estudio de la Química, se estudian los procesos redox. Un proceso redox es aquel que involucra dos reacciones, una de reducción y otra de oxidación. En este tipo de procesos se transfieren electrones entre dos elementos, uno de ellos realiza una donación de electrones y el otro una recepción de los mismos. Ambos eventos suceden de manera simultánea.

Los procesos redox son altamente usados en la electroquímica, donde se aplican dichos métodos al uso de celdas electroquímicas para aprovechar la energía que estas técnicas causan ya que su paso de electrones permite la generación de energía eléctrica.

Una celda se compone de dos electrodos, un ánodo y un cátodo, en el ánodo se lleva a cabo la oxidación y en el cátodo se lleva a cabo la reducción, los electrones circulan de ánodo a cátodo. En el ánodo se lleva a cabo la semi-reacción de oxidación donde se pierden los electrones, en el cátodo se realiza la reducción donde se captan los electrones. Todas las reacciones desprenden diferente cantidad de energía, sin embargo, al calcular teóricamente su potencial se relacionan con el electrodo de hidrógeno.

El electrodo de hidrógeno consiste en la semicelda redox:



Donde se observa que 2 iones de hidrógeno acuoso más dos electrones generarán una molécula diatómica de hidrógeno como semi-reacción teórica. Su potencial en relación al voltaje de tierra es  $4.40 \pm 0.02 \text{ V}$  a  $25^{\circ}\text{C}$  y fue diseñada con el propósito de realizar una base de comparación con cualquier otra reacción electrolítica<sup>1</sup>. Esta reacción ocurre con mayor facilidad en un electrodo de platino sumergido que bombea hidrógeno a través de él. La concentración de formas oxidadas y reducidas se mantiene como una unidad, esto implica que la presión sea igual a 1 bar (1 bar = 0.9869 atm) y que la concentración de hidrógeno sea 1 mol/L. Éste forma la base de la tabla estándar de potenciales de electrodos.

El potencial estándar de reducción se utiliza para determinar el potencial de un electrodo de una celda galvánica a condiciones estándares ( $25^{\circ}\text{C}$  y a 1 atm) por lo que es útil el uso de esta semicelda para calcular el potencial total de la celda<sup>2</sup>. Por lo cual, es necesario el uso de otra semi-reacción para completar la celda. En esta investigación se toma en cuenta esto para conocer el potencial de la celda, el cual se calcula restando al potencial de reducción del cátodo, el potencial de reducción del ánodo. Conociendo que el valor del electrodo de hidrógeno es 0, entonces el valor del potencial de la otra semi-reacción será igual al de la celda completa.

El estudio de los potenciales relativos es útil para conocer la capacidad energética

de una celda en comparación con otra, ya que la determinación del voltaje es relativa, no se puede tener una medida absoluta.

En el presente trabajo se enfocará concretamente a la aplicación de potenciales relativos para celdas a partir de una semicelda, su importancia al compararse con la otra que complementa el sistema y la obtención del potencial absoluto de dicha celda a través de potenciales relativos, haciendo uso de dos reacciones de una tabla de potenciales relativos de Hidrógeno.

### **Método:**

Elaboración de dos diferentes tipos de celdas con las cuales se verificaría la importancia de la semicelda de hidrógeno.

### **Descripción de la Investigación:**

Se elaboraron dos estructuras como las siguientes:



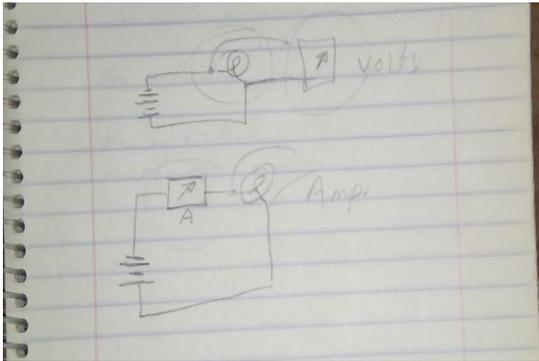
Para que las estructuras se vieran de esta manera:



<sup>1</sup> Anónimo. Electrodo estándar de hidrógeno. diciembre 13, 2017, de Wikipedia Sitio web: [https://es.wikipedia.org/wiki/Electrodo\\_est%C3%A1ndar\\_de\\_hidr%C3%B3geno](https://es.wikipedia.org/wiki/Electrodo_est%C3%A1ndar_de_hidr%C3%B3geno)

<sup>2</sup> Anónimo. (2015). Electrodo de Hidrógeno. septiembre 18, 2017, de WordPress Sitio web: <https://lidiakonlaquimica.wordpress.com/tag/electrodo-de-hidrogeno/>

Conectado con el propósito de elaborar un circuito como el siguiente:



Se realizó una conexión de modo que el aluminio estuviera conectado al polo positivo de un eliminador de corriente, mientras que el polo negativo estuviera conectado al tubo de cobre. En serie, se conectó un amperímetro entre la conexión del aluminio y el eliminador. En paralelo, se conectó un voltímetro a la celda. Se encendió el amperímetro y el voltímetro. Se conectó el eliminador a la corriente. Al primer tipo de celda se le añadieron 3 litros de agua al recipiente de plástico. Después de 10 minutos, se agregaron 50 gramos de sal.

Al segundo tipo de celda se le añadió 1 litro de agua al recipiente de plástico. Se añadió medio litro de agua oxigenada al recipiente. Se añadieron 100 ml de ácido sulfúrico al recipiente

### Resultados:

Se realizaron cuatro pruebas, tratando de mantener exactamente las mismas condiciones en todas ellas (temperatura y estados del medio). Durante las pruebas se observó cómo la corriente y el voltaje se alteraban, debido a los cambios de la intensidad y el voltaje realizados con el amperímetro y el voltímetro respectivamente.

Primeramente, el amperímetro marcó 0, lógico porque ya no había corriente circulando, su intensidad debe ser 0,

mientras que el voltímetro marcó en la primera prueba 0.4 Volts, en la prueba 2 se obtuvieron 0.42 Volts, en la tercera prueba se obtuvieron 0.43 Volts y en la última prueba, el dispositivo arrojó 0.41 Volts.

Posteriormente se hizo lo mismo con la segunda celda, conectándose del mismo modo y agregando las sustancias, primeramente, un litro de agua, después medio litro de agua oxigenada y finalmente 100 ml de ácido sulfúrico. Al agregar este último se notó de inmediato una reacción fuerte con el agua y el agua oxigenada desprendiendo gas e inmediatamente formando una mayor cantidad de burbujas que en la primera celda; no sólo esto, sino que el ácido sulfúrico tuvo un ataque fuerte al cobre que lo deshizo observando una coloración verde en el agua. Finalmente se desconectó la celda observando que el valor del voltaje obtenido en la primera prueba fue de 0.27 Volts, en la segunda prueba fue de 0.29, en la tercera prueba se obtuvieron 0.27 y en la prueba final se obtuvieron 0.3 Volts.

### Discusión:

Considerando que el voltaje es una propiedad muy relativa, cambia según diferentes aspectos, como por ejemplo el voltaje de la tierra, que se supone es un voltaje 0, dependiendo de cierta altura, el voltaje asciende X Volts, pero de ese mismo modo, puede establecerse esta altura "a" como la posición donde el voltaje tendrá un valor 0 y el voltaje de la tierra será de -X Volts, siendo el voltaje otro elemento relativo. Ocurre lo mismo en los potenciales de celda, donde no es posible la generación de -3 Volts como se observa en la primera reacción del anexo 1, sino que, en comparación al elemento control que es la semicelda de hidrógeno, ésta genera 3 Volts más que la primera

reacción del anexo, sin embargo, también puede decirse que esta reacción señalada genera 3 Volts menos que la semicelda de hidrógeno

Aunque no se obtuvo con exactitud lo esperado, que era el voltaje ya mencionado previamente para la segunda celda, esto se debe a que no era puramente esta reacción, pues se esperaba otra reacción donde tuviera acción el  $H_2O_2$  y no se tuvo, ya que se agregaron los elementos necesarios pero si reaccionó a la separación de los iones del ácido sulfúrico, convirtiendo entonces a otra reacción esperada, a la ya señalada anteriormente que debería generar 0.20 Volts, lo cual es un resultado muy cercano al esperado.

Sin embargo, entra una parte importante sobre el pensamiento de los voltajes, pues se concluye en esta investigación la importancia del voltaje relativo, ya que, en un voltaje absoluto, si la forma de obtener el potencial de la celda es, como ya se mencionó anteriormente: Potencial del cátodo – potencial del ánodo = Potencial de celda, que puede expresarse de una manera más resumida:  $a - b = x$ . Si no se conoce ni “a”, ni “b”, sería imposible saber el voltaje de cualquier electrodo, pero, si alguno de ellos se convierte en un electrodo control, en el que se pueda expresar el valor “0”, la otra semicelda tendrá directamente el valor de la celda completa, por ejemplo, si se dice que “b” tendrá un voltaje relativo de 0, entonces “a” sería equivalente a “x”, del mismo

### **Agradecimientos:**

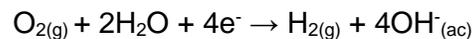
Agradezco a la Doctora en Ciencias Guilda Guzmán Colis por el asesoramiento en el transcurso de esta investigación para que la misma fuera más precisa en cuanto a los objetivos que se quería alcanzar de la misma, de la misma manera como al Ingeniero Mecánico Electricista José Luis Espinoza González por la ayuda que se me dio en el momento de la elaboración del equipo de experimentación para esta investigación.

### **Fuentes de Consulta:**

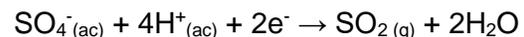
modo que se diría que “a” proporciona “x” Volts más que “b” funcionando de este modo el potencial relativo, con el objetivo principal de comparar diferentes tipos de celdas y sobretodo, voltajes entre sí.

### **Conclusión:**

Con los resultados obtenidos se concluye que el potencial relativo de hidrógeno mantiene su diferencia a pesar de que éste sea relativo, observando en la tabla de potenciales relativos de reducción que la siguiente semi-reacción posee una capacidad de generación media de 0.41 Volts, que, así como en la experimentación, el resultado casi coincide, ya que el teórico es de 0.40 Volts.



Por otro lado, se observó que el potencial experimental de la segunda celda fue de media, 0.27 Volts. Después de analizar lo ocurrido en el sistema, se concluyó que la siguiente reacción que ocurrió en el sistema genera teóricamente 0.20 Volts



Gracias a los resultados obtenidos por la experimentación previa, se comprueba que hay un comportamiento en la ecuación como se planteaba en la ecuación del tipo: Potencial del cátodo – potencial del ánodo = Potencial de celda. Debido a que el potencial de un electrodo iba a ser 0, el potencial del electrodo restante sería igual al potencial de la celda.

Anónimo. Electrodo estándar de hidrógeno. diciembre 13, 2017, de Wikipedia Sitio web: [https://es.wikipedia.org/wiki/Electrodo\\_est%C3%A1ndar\\_de\\_hidr%C3%B3geno](https://es.wikipedia.org/wiki/Electrodo_est%C3%A1ndar_de_hidr%C3%B3geno)

Anónimo. (2015). Electrodo de Hidrógeno. septiembre 18, 2017, de WordPress Sitio web: <https://lidiakonlaquimica.wordpress.com/tag/electrodo-de-hidrogeno/>

Villarreal, E & Bello, S. (1975). Electroquímica Parte 2. México: Editorial Anuies