

UNIVERSIDAD DEL VALLE DE GUATEMALA

Facultad de Ingeniería



Evaluación del efecto de los parámetros básicos de reacción y su influencia sobre la producción de hidrógeno obtenido a partir de la electrólisis de urea para desarrollarse en un reactor tipo arreglo de placas múltiples

Trabajo en la modalidad de tesis presentado por

Diego Vinicio Figueroa Paz

para optar al grado académico de Licenciado en Ingeniería Química

Guatemala

2016

Evaluación del efecto de los parámetros básicos de reacción y su influencia sobre la producción de hidrógeno obtenido a partir de la electrólisis de urea para desarrollarse en un reactor tipo arreglo de placas múltiples

UNIVERSIDAD DEL VALLE DE GUATEMALA

Facultad de Ingeniería



Evaluación del efecto de los parámetros básicos de reacción y su influencia sobre la producción de hidrógeno obtenido a partir de la electrólisis de urea para desarrollarse en un reactor tipo arreglo de placas múltiples

Trabajo en la modalidad de tesis presentado por

Diego Vinicio Figueroa Paz

para optar al grado académico de Licenciado en Ingeniería Química

Guatemala

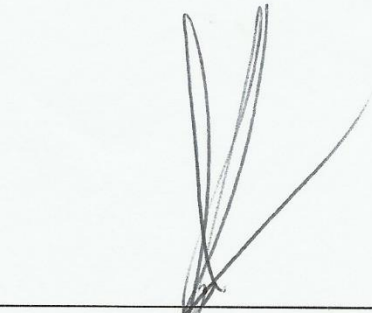
2016

Vo. Bo.

(f) 

Ing. Luis Nuñez

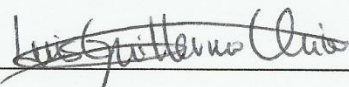
Terna examinadora

(f) 

Ing. Gamaliel Zambrano

(f) 

Ing. Luis Nuñez

(f) 

Ing. Luis Chico

ÍNDICE

LISTADO DE CUADROS	vii
LISTADO DE FIGURAS	x
LISTADO DE GRÁFICOS	xi
RESUMEN	xii
I. INTRODUCCIÓN.....	1
II. OBJETIVOS	3
A. GENERAL.....	3
B. ESPECÍFICOS	3
III. JUSTIFICACIÓN	4
IV. MARCO TEÓRICO	6
A. TEORÍA DE LAS REACCIONES REDOX	6
B. CELDAS ELECTROQUÍMICAS.....	8
C. ELECTRÓLISIS	9
D. MATERIAL Y GEOMETRÍA DE ELECTRODO.....	10
E. METALES DE TRANSICIÓN COMO ELECTRODOS	11
F. ELECTROCATÁLISIS.....	12
G. DIFERENCIA DE POTENCIAL	13
H. POTENCIAL DE UNA CELDA	14
I. ELECTRODO ESTÁNDAR DE HIDRÓGENO (EEH).....	14
J. ELECTRÓLISIS DE UREA	15
K. DENSIDAD DE CORRIENTE	16
L. LEYES DE FARADAY PARA ELECTRÓLISIS	16
M. CINÉTICA QUÍMICA.....	17
N. EL HIRDÓGENO.....	20
V. ANTECEDENTES	24
VI. METODOLOGÍA.....	26
A. DETERMINACIÓN DE LA SOLUCIÓN ELECTROLÍTICA Y MATERIAL DE ELECTRODO	26

B. DETERMINACIÓN DEL VOLTAJE A SER APLICADO A LA CELDA ELECTROLÍTICA	29
C. DETERMINACIÓN DE LA ECUACIÓN CINÉTICA PARA LA PRODUCCIÓN DE HIDRÓGENO	29
D. DETERMINACIÓN DE LA PUREZA DEL HIDRÓGENO PRODUCIDO	30
1. ANÁLISIS DEL ESTÁNDAR	30
2. ANÁLISIS DEL HIDÓGENO PRODUCIDO POR ELECTRÓLISIS	30
VII. RESULTADOS	31
VIII. ANÁLISIS DE RESULTADOS	36
IX. CONCLUSIONES	45
X. RECOMENDACIONES	47
XI. BIBLIOGRAFÍA	48
XII. ANEXOS	50
A. DATOS EXPERIMENTALES	50
B. DATOS CALCULADOS	60
C. CÁLCULOS DE MUESTRA	64
1. DETERMINACIÓN DE LA SOLUCIÓN ELECTROLÍTICA Y MATERIAL DE ELECTRODO	64
2. COMPARACIÓN MÚLTIPLE DE LA PRODUCCIÓN DE HIDRÓGENO EN LA CELDA ELECTROLÍTICA A DIFERENTES VOLTAJES APLICADOS	65
3. DETERMINACIÓN DE LA ECUACIÓN CINÉTICA DE REACCIÓN	66
4. DETERMINACIÓN DE LAS CONDICIONES DEL REACTOR ELECTROLÍTICO PLANTEADO	67
5. DETERMINACIÓN DE LAS CONDICIONES DEL REACTOR ELECTROLÍTICO ALTERNATIVO (ARREGLO DE PLACAS)	69
D. CORRELACIÓN REAL ENTRE CORRIENTE APLICADA Y EL FLUJO DE HIDRÓGENO PRODUCIDO	70
E. PRODUCCIÓN DE HIDRÓGENO TEÓRICA CONTRA EXPERIMENTAL	70
F. REACTOR ELECTROLÍTICO ALTERNATIVO (ARREGLO DE PLACAS MÚLTIPLES)	71
G. INFORMACIÓN DE SOPORTE	73

LISTADO DE CUADROS

1. Cuadro 1. Experimentación aleatoria diseñada por Design Expert 10 y resultados obtenidos.....	27
2. Cuadro 2. Descripción de equipos utilizados para la experimentación.....	28
3. Cuadro 3. Condiciones bajo las cuales fueron obtenidos los resultados de la experimentación.....	28
4. Cuadro 4. Condiciones de operación del cromatógrafo de gases para el análisis de Hidrógeno.....	30
5. Cuadro 5. Volumen de hidrógeno producido para el diseño experimental realizado para el material de electrodo (A) y la solución electrolítica (B).....	31
6. Cuadro 6. Análisis de varianza para la determinación de la solución electrolítica y el material de electrodo.....	32
7. Cuadro 7. Datos cinéticos de la electrólisis en términos de la producción de Hidrógeno.....	33
8. Cuadro 8. Especificaciones de la celda electrolítica para la producción de hidrógeno a partir de orina.....	34
9. Cuadro 9. Análisis cromatográfico del hidrógeno estándar y el producido por medio de electrólisis de una solución preparada con el fin de simular la orina en términos de concentración de urea.....	35
10. Cuadro 10. Datos obtenidos del volumen de hidrógeno producido para el diseño experimental realizado para el material de electrodo (A) y la solución electrolítica (B), una temperatura de $(27.5 \pm 0.5) ^\circ\text{C}$ y presión de $(0.8055 \pm 0.0007) \text{ atm}$	50
11. Cuadro 11. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5) ^\circ\text{C}$ y $(0.8055 \pm 0.0007) \text{ atm}$ de presión.....	51
12. Cuadro 12. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 4 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5) ^\circ\text{C}$ y $(0.8055 \pm 0.0007) \text{ atm}$ de presión.....	51
13. Cuadro 13. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 6 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5) ^\circ\text{C}$ y $(0.8055 \pm 0.0007) \text{ atm}$ de presión.....	52
14. Cuadro 14. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 8 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5) ^\circ\text{C}$ y $(0.8055 \pm 0.0007) \text{ atm}$ de presión.....	52

15. Cuadro 15. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 12 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.....	53
16. Cuadro 16. Datos experimentales para la cinética de reacción para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 6 voltios aplicados, una temperatura de $(28.5 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.....	54
17. Cuadro 17. Datos obtenidos por medio de análisis cromatográfico para el estándar de hidrógeno.....	59
18. Cuadro 18. Datos obtenidos por medio de análisis cromatográfico para la determinación de la pureza del gas producido por medio de electrólisis de una solución preparada con el fin de simular la orina en términos de concentración de urea.....	59
19. Cuadro 19. Datos calculados del volumen de hidrógeno producido para el diseño experimental realizado para el material de electrodo (A) y la solución electrolítica (B), una temperatura de $(27.5 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y presión de (0.8055 ± 0.0007) atm.....	60
20. Cuadro 20. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 2 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.....	61
21. Cuadro 21. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 4 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.....	61
22. Cuadro 22. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de Hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 6 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.....	62
23. Cuadro 23. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de Hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 8 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.....	62
24. Cuadro 24. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 12 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.....	63
25. Cuadro 25. Datos calculados para la cinética de reacción para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 6 voltios aplicados, una temperatura de $(28.5 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.....	63

26. Cuadro 26. Relación entre la velocidad producción de hidrógeno (m) teórica –Leyes de Faraday– contra la producción experimental a diferente corriente aplicada (I).....	70
27. Cuadro 27. Especificaciones del reactor alternativo de arreglo de placas múltiples para la producción de hidrógeno gaseoso.....	71

LISTADO DE FIGURAS

1.	Figura 1. Diagrama de celda electrolítica.....	7
2.	Figura 2. Celda galvánica conectada de forma que pueda realizar un trabajo.....	8
3.	Figura 3. Celda electrolítica.....	9
4.	Figura 4. Electrodo estándar de hidrógeno.....	14
5.	Figura 5. Sistema energético del hidrógeno.....	21
6.	Figura 6. Sistema de celda electrolítica.....	27
7.	Figura 7. Geometría de electrodos utilizados para la experimentación.....	28
8.	Figura 8. Esquema de reactor electrolítico para la producción de hidrógeno.....	34
9.	Figura 9. Reactor electrolítico de arreglo de placas múltiples.....	72
10.	Figura 10. Vista extendida de reactor electrolítico de arreglo de placas múltiples.....	72
11.	Figura 11. Ficha técnica de lámina de hierro negro.....	73
12.	Figura 12. Ficha técnica de lámina níquel 200/201.....	74
13.	Figura 13. Ficha técnica de lámina cobre C110.....	75
14.	Figura 14. Ficha técnica de hidróxido de potasio.....	76
15.	Figura 15. Ficha técnica de hidróxido de sodio.....	77

LISTADO DE GRÁFICOS

1. Gráfico 1. Efecto del material de electrodo (A) y solución electrolítica (B) con la producción de hidrógeno como respuesta.....	31
2. Gráfico 2. Comparación múltiple de la producción de hidrógeno en la celda electrolítica a diferentes voltajes aplicados.....	32
3. Gráfico 3. Experimentación extendida de la producción de hidrógeno en el tiempo a un voltaje de 6V. (Reacción de orden cero en términos del hidrógeno).....	33
4. Gráfico 4. Análisis reportado por Deepika (2009:64) del análisis de la densidad de corriente por medio de voltametría cíclica a diferentes concentraciones de solución electrolítica (KOH).....	43
5. Gráfico 5. Primera corrida para el estándar de hidrógeno.....	54
6. Gráfico 6. Segunda corrida para el estándar de hidrógeno.....	55
7. Gráfico 7. tercera corrida para el estándar de hidrógeno.....	55
8. Gráfico 8. Primera corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis.....	55
9. Gráfico 9. Segunda corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis.....	56
10. Gráfico 10. Tercera corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis.....	56
11. Gráfico 11. Cuarta corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis.....	56
12. Gráfico 12. Quinta corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis.....	57
13. Gráfico 13. Sexta corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis.....	57
14. Gráfico 14. Séptima corrida para el análisis de gas producido por medio de electrólisis.....	57
15. Gráfico 15. Octava corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis.....	58
16. Gráfico 16. Novena corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis.....	58
17. Gráfico 17. Décima corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis.....	58
18. Gráfico 18. Relación experimental entre la corriente aplicada y el flujo de hidrógeno.....	70
19. Gráfico 19. Velocidad producción de hidrógeno (m) teórica –Leyes de Faraday– contra la producción experimental a diferentes corrientes aplicadas (I).....	71

RESUMEN

La búsqueda de energías independientes de los combustibles fósiles ha ido evolucionando con la alta demanda energética y la migración hacia una ideología de protección al medio ambiente. La electrólisis de la urea para la producción de hidrógeno gaseoso es una de las formas con las que, en un futuro, se podría contribuir esta demanda de energía.

El hidrógeno se considera un combustible gaseoso - según la Ley de Política Energética de 1992 (“Energy Policy Act of 1992”) de Estados Unidos - que se encuentra encerrado en grandes cantidades dentro del agua, hidrocarburos y diversas materias orgánicas. El principal interés del hidrógeno como combustible es su habilidad de proporcionar energía con cero o mínimas emisiones contaminantes al medio ambiente. (Energy Efficiency & Renewable Energy, 2016). En términos de seguridad, el hidrógeno es igual de peligroso que otros combustibles y conocer la forma en la que el hidrógeno se comporta a determinadas condiciones, permite este gas pueda ser utilizado de forma segura en la industria

En este trabajo de graduación se tiene como objetivo identificar las condiciones a las cuales se podría operar un sistema de generación de hidrógeno, mediante la electrólisis de la urea. Determinando los materiales de los electrodos que se van a utilizar, así como su forma y distribución dentro de la celda. También la solución electrolítica que permita una mejor movilidad de electrones y por lo tanto, genere una mayor cantidad de hidrógeno. Así mismo, se busca determinar el voltaje que se le debe aplicar a la celda para que pueda operar y una ecuación que permita predecir matemáticamente cómo se irá generando el hidrógeno dentro de la celda electrolítica. Por último, proponer un reactor electrolítico que permita llevar a cabo la electrólisis para la producción de hidrógeno con las condiciones que se establezcan.

Los materiales utilizados fueron hidróxido de potasio e hidróxido de sodio de la casa proveedora RGH. Además se utilizó urea grado reactivo marca Merk. Para los electrodos se utilizó placas de Níquel 200/201 marca “ElectronTube”. Se utilizó láminas de Hierro Negro de “Distribuidora Ferromaya” y láminas de Cobre con de “Radiadores La Torre”. Todos los electrodos se utilizaron con un área transversal de (4.00 ± 0.54) cm². Como equipo se utilizó una fuente de poder BK Precision, un multímetro Extech, un Baker y dos probetas Kimax y por último, soportes universales. La solución que se utilizó para simular la orina humana tenía un contenido en urea de 0.296M.

Se analizaron dos diferentes soluciones electrolíticas determinando que estadísticamente existe una diferencia significativa haciendo a la solución de Hidróxido de Potasio aquella que permite la mayor producción de hidrógeno. Para el material de electrodo se analizaron tres diferentes; sin embargo, para este factor se encontró que no existe una diferencia estadística significativa entre los tres materiales.

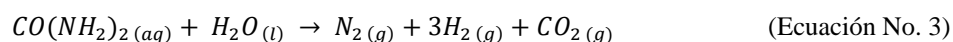
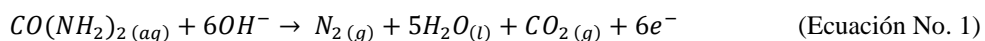
El voltaje a utilizar dentro de la celda se determinó como 6V (Voltios). Se encontró una ecuación cinética de reacción de orden cero para la producción del gas hidrógeno y se planteó un reactor electrolítico para la producción de un flujo de hidrógeno determinado. Además, se logró determinar que el hidrógeno producido en la celda electrolítica tiene la composición necesaria para ser utilizado en un motor de combustión interna.

I. INTRODUCCIÓN

La necesidad de desarrollar nuevas formas alternativas de producir energía ha surgido a causa del crecimiento de la demanda mundial de la misma. No solo se busca encontrar estas nuevas fuentes, sino que las mismas sean independientes de los combustibles fósiles, innovadoras y con la capacidad de ser renovables. (Vedarsi. 2012: 292)

Se ha venido desarrollado una tecnología que permite la conversión de la orina, que contiene considerables concentraciones de urea, directamente en hidrógeno gaseoso. Esto se logra mediante la oxidación electroquímica (electrólisis) utilizando un catalizador metálico para llevar a cabo la reacción. La electrólisis se puede definir como la descomposición de líquidos gracias a la acción de corrientes eléctricas y la ventaja de esta tecnología, utilizando la orina, es que permite la reutilización de un residuo de excreción humana, para la obtención de un producto útil para la sociedad de forma sostenible. Diferentes investigaciones lideradas por Gerardine Botte, de la Universidad de Ohio, se han venido realizando con el objetivo de poder desarrollar esta tecnología. (Boggs, *et.al.* 2009:4859)

La reacción mediante la cual se desarrolla la electrólisis de la urea utilizando un catalizador metálico, es un proceso descrito por las siguientes ecuaciones:



(Boggs, *et.al.* 2009:4859)

La urea, también conocida como carbamida, es un compuesto orgánico de fórmula $(NH_2)_2CO$ ó CH_4N_2O . Tiene una apariencia de sólido blanco cristalino, es casi inodoro, sin embargo puede llegar a desarrollar un ligero aroma a amoníaco especialmente en presencia de humedad. La urea puede encontrarse en diversos sustratos, uno de ellos es la orina.

La orina es un fluido que transporta los productos tóxicos y de desecho en condiciones fisiológicas. En otras palabras, es una excreción humana por medio del cual el cuerpo es capaz de desechar dichos productos tóxicos. La generación de orina ocurre en cada uno de los aproximadamente dos millones de nefrones o unidades funcionales del riñón a través de procesos de filtración, resorción y secreción que suceden en distintas regiones de su anatomía. (Fuentes, *et.al.* 1998:1063)

El producto deseado de la reacción de electrólisis planteada, el hidrógeno, está en todas partes. El problema con este gas es encontrarlo en la naturaleza de forma separada. Este gas se encuentra principalmente en combinación con el oxígeno cuando hablamos del agua, en conjunto con el carbono al hablar de combustibles a base de hidrocarburos y también en combinación con carbono en otros compuestos orgánicos, así como en plantas, animales y cualquier otra forma de vida. (Dunn. 2002: 10)

Una vez se ha extraído el hidrógeno este es un gas incoloro, inodoro e insípido. Este hidrógeno es un combustible alternativo con potencial suficiente como para proporcionar la energía necesaria para las actividades cotidianas de una sociedad.

Por lo anteriormente planteado se pretende evaluar la forma en la que los parámetros de la reacción afectan e influyen a la producción del hidrógeno obtenido mediante una reacción de electrólisis.

II. OBJETIVOS

A. GENERAL

Determinar el efecto de los parámetros de un reactor electrolítico, mediante la evaluación de los mismos, para la producción de hidrógeno que tenga la capacidad de ser usado como combustible, utilizando como materia prima una solución que simule a la orina humana en su contenido de urea.

B. ESPECÍFICOS

1. Determinar el tamaño, material y disposición de los de los electrodos a utilizar en la celda electrolítica, por medio de pruebas de laboratorio apoyadas por literatura existente, para la producción de hidrógeno gaseoso a partir de electrólisis de urea.
2. Determinar la solución electrolítica que permita la mayor producción de hidrógeno gaseoso a partir de electrólisis de urea.
3. Determinar el voltaje a ser aplicado a la celda electrolítica, para determinar aquel que permita la mayor producción de hidrógeno en la celda.
4. Formular una ecuación cinética de reacción, mediante experimentación y el uso de modelos gráficos matemáticos, para poder predecir el comportamiento de la generación de hidrógeno en la celda a las condiciones de operación que se identifiquen.
5. Plantear un reactor electrolítico, mediante la determinación de las especificaciones del material de electrodos, solución electrolítica, voltaje y cinética de reacción, para la producción de hidrógeno gaseoso.
6. Comparar la pureza del hidrógeno producido en la celda electrolítica, por medio de un análisis instrumental cromatográfico, para determinar si la pureza del gas producido es comparable con el hidrógeno utilizado como combustible en un motor de combustión interna.

III. JUSTIFICACIÓN

Las preocupaciones relacionadas con contaminación, seguridad energética y cambio climático a causa de los combustibles que se utilizan actualmente, ha llevado a la noción de lo que se ha denominado la “Economía del Hidrógeno”. El interés en el hidrógeno ha ido evolucionando, siendo este gas el elemento químico más simple y abundante en el universo. El hidrógeno se plantea como el sucesor de baterías en dispositivos portátiles, plantas de energía y motores de combustión interna. El problema entonces es cómo poder producir este hidrógeno para poder utilizarlo como combustible. (Dunn. 2002: 235)

El hidrógeno al ser utilizado como combustible, se quema liberando energía química útil y cuando esta combustión se lleva a cabo a 25° C y una atmósfera de presión, a esta energía se le conoce como poder calorífico. Según Mario Aguer y Ángel Miranda (2012:184) el poder calorífico del hidrógeno, es decir, la cantidad de energía que el hidrógeno es capaz de producir, es de 33.35 kWh/kg, que es una cantidad realmente significativa tomando en cuenta que la gasolina tiene un poder calorífico de 12.10 kWh/kg.

Si el problema de utilizar el hidrógeno como combustible es su obtención, es posible encontrar una respuesta a este problema en la electrólisis de la urea. Esta forma de obtención de energía ha llamado la atención, gracias a la abundancia de la materia prima de la cual es posible obtenerla. Esta materia prima son las aguas residuales que debido a su alto contenido en *Urea*, puede ser utilizada como una fuente de producción de hidrógeno. De esta forma se cuenta con una materia prima renovable, abundante y prácticamente gratuita. (Vedarsi. 2012: 292) Se dice prácticamente, ya que si bien es un desecho, se debería diseñar un sistema de recolección de la orina libre de residuos sólidos y compuestos orgánicos que podrían afectar al rendimiento en términos de la producción de hidrógeno, además de un sistema de compresión del gas producido para utilizarlo como combustible.

El principal constituyente de los desechos humanos es la orina, con un porcentaje en peso de urea entre el 2 y 2.5%. Su concentración y derivados en el medio ambiente han ido en aumento, especialmente en el manto freático. Este aumento mencionado y el hecho de que la urea se transforme a nitratos y nitritos, representa un alto riesgo para la salud de los seres humanos. Además las formas de tecnología para la desnitrificación son muy caras e ineficientes y por lo tanto, deben utilizarse tecnologías alternativas. (Vedarsi. 2012: 292)

La razón por la cual se selecciona la Urea para la producción de hidrógeno es debido a que con la electro oxidación de esta materia prima, se puede lograr simultáneamente la producción de un combustible renovable y la remediación de compuestos nitrogenados peligrosos. Con esto se disminuye la contaminación del agua e incluso de la atmósfera (Boggs, *et al.* 2009:4859). Además, es posible la reutilización de un residuo de excreción humana, como lo es la orina, para la obtención de un producto de forma sostenible que puede llegar a ayudar a comunidades aisladas que tienen acceso limitado a servicios eléctricos.

Uno de los métodos que se ha venido utilizando es la electrólisis del agua. Sin embargo, según Boggs, *et al.* (2009:4861) utilizando la urea como materia prima es posible ahorrar 1.50 dólares estadounidenses por kilogramo de hidrógeno, comparándolo con el hidrógeno producido por el agua, debido al requerimiento energético que este proceso involucra.

Es importante resaltar la importancia de convertir la urea en productos valiosos como el hidrógeno para la producción de energía, antes de que este compuesto orgánico se hidrolice naturalmente a amoníaco, que contribuye a la formación de sulfato de amonio y de nitratos. Evitar este tipo de compuestos en la atmósfera puede llegar a salvar billones de dólares estadounidenses al año en costos enfocados en salud. (McCubbin DR, *et al.* 2002).

De esta manera se produciría entonces un combustible proveniente de una fuente infinita como lo es la orina, que es una fuente gratuita de materia prima. Esto tomando en cuenta que un humano adulto expulsa un volumen promedio de 1.2 a 1.5 litros de orina en un período de 24 horas (Donnersberger. 2002:414), con una concentración promedio de 0.33M (mol/litro) de urea (según Boggs, *et al.* 2009:4859). Esto significa entonces que con los 3, 257,616 habitantes con los que contaba del departamento de Guatemala para el año 2013 según el Instituto Nacional de Estadística de Guatemala (2014:14) se podría contar con un rango de entre 3, 909,139 – 4, 886,424 litros de orina diarios con los que, estequiométricamente, se podría llegar a producir entre 7, 801 – 9, 752 kilogramos de gas hidrógeno al día.

Por esa razón se busca entonces evaluar el efecto de los parámetros básicos de reacción y su influencia sobre la producción de hidrógeno que se obtiene a partir de la electrólisis de la urea en un determinado reactor electrolítico. Con eso se aporta a la remediación de un desecho, se produce energía de una fuente gratuita en un proceso más barato comparado con la electrólisis de agua y lograría mejorar las condiciones de vida de personas que actualmente tienen acceso restringido a fuentes de energía.

IV. MARCO TEÓRICO

A. TEORÍA DE LAS REACCIONES REDOX

La electrólisis se lleva a cabo por medio de una reacción de oxidación – reducción. Se le conoce como oxidación a la pérdida de electrones por parte de una especie, mientras que la reducción es la ganancia de electrones. Dicho esto una reacción redox (reacción de oxidación – reducción), es aquella en la que se transfieren electrones de un reactivo a otro. Por ejemplo, en el caso de la oxidación de los iones hierro (II) por iones Cerio (IV). (Skoog, 2001: 407)

La reacción es descrita por la siguiente ecuación:



En esta reacción el Fe^{2+} está transfiriendo un electrón al Ce^{4+} y forman iones Ce^{3+} y Fe^{3+} . Se denomina agente oxidante a la especie o sustancia que acepta electrones durante la reacción. En la Ecuación No. 4, se puede identificar al Ce^{4+} que es la especie que actúa como agente oxidante. Un agente reductor, por otra parte, es una especie como el Fe^{2+} en este caso, que es capaz de ceder sus electrones a otra sustancia. (Skoog, 2001: 407)

Cualquier reacción redox se puede escribir en forma desglosada como dos semirreacciones. Estas semirreacciones permiten indicar cuál es la especie que está ganando electrones y cuál especie los está perdiendo. (Skoog, 2001: 407)

Siguiendo la misma reacción que se plantea en la Ecuación No. 4, esta puede representarse como la suma de sus dos semirreacciones:



La Ecuación No. 5 representa entonces la reducción de Ce^{4+} , mientras que la Ecuación No. 6 representa la oxidación de Fe^{2+} . Lo útil e importante de poder escribir las reacciones redox de esta manera, es poder identificar la cantidad de electrones que ganan o pierden las sustancias a lo largo de la reacción. En el balanceo de estas reacciones es importante tomar en cuenta que el número de átomos de cada elemento, así como la carga neta de cada lado de la ecuación, deben ser iguales. (Skoog, 2001: 407)

Un aspecto característico de las reacciones tipo redox es que la transferencia de electrones y por lo tanto una reacción neta idéntica, comúnmente se pueden llevar a cabo en una celda electroquímica. En la Figura 1 se observa este dispositivo. En este caso se utiliza un puente salino que aísla a los reactivos (es necesario utilizar un puente salino cuando son electrodos diferentes o soluciones electrolíticas diferentes), manteniendo el contacto eléctrico entre las dos semiceldas. Cuando los electrodos no están conectados externamente se dice que la celda forma un circuito abierto y todo el potencial es liberado. (Skoog. 2001: 410)

Figura 1. Diagrama de celda electroquímica

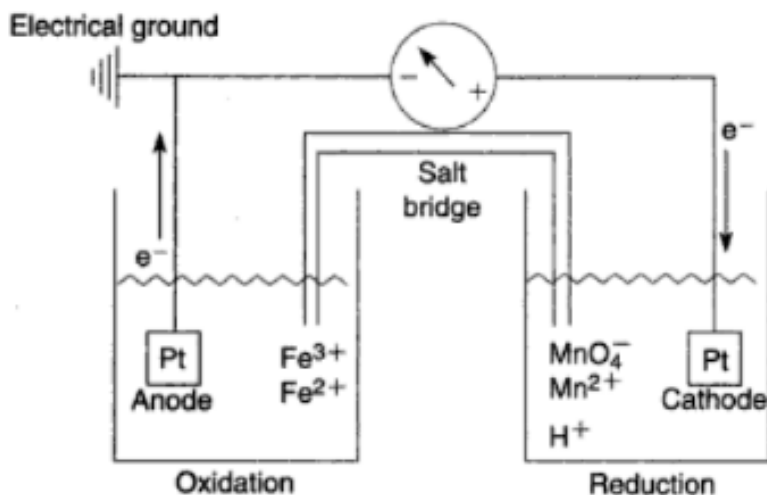


(Clavijo 2002:365)

Si a cada electrodo se conectara un extremo de un voltímetro en cualquier momento, este medirá la diferencia de potencial o voltaje entre los dos electrodos. Este voltaje es también conocido como potencial de la celda y es una medida de la tendencia de la reacción de la celda hacia el equilibrio. (Skoog. 2001: 412)

En la Figura 2 se observa una celda galvánica la cual se encuentra conectada de forma que existe un flujo de electrones a través de un circuito externo. De esta manera la energía potencial de la celda puede ser convertida en energía eléctrica. En la Figura 2, el electrodo de la izquierda, el Hierro (Fe), se oxida y los iones de Manganeseo (Mn) se reducen en el electrodo de la derecha, mientras que los electrones fluyen a través del circuito. Si al inicio de la reacción se utilizara un multímetro, se podría observar el valor del voltaje generado por esta reacción redox. Sin embargo, a medida que va dándose la reacción este potencial disminuye y tiende a cero cuando se aproxima al estado de equilibrio de la reacción global. En este momento la celda ya no puede realizar trabajo. (Skoog. 2001: 412)

Figura 2. Celda galvánica conectada de forma que pueda realizar un trabajo



(Jespersen 2007:494)

En la mayoría de las celdas, las soluciones en las que se sumergen los dos electrodos son diferentes y por lo tanto deben estar separadas para que no se mezclen. Esto se logra mediante la inserción de un puente salino entre las soluciones. En una celda electroquímica se le conoce como ánodo al electrodo en el que ocurre la oxidación y el cátodo, por otra parte, es aquel en donde ocurre la reacción de reducción. (Skoog. 2001: 412)

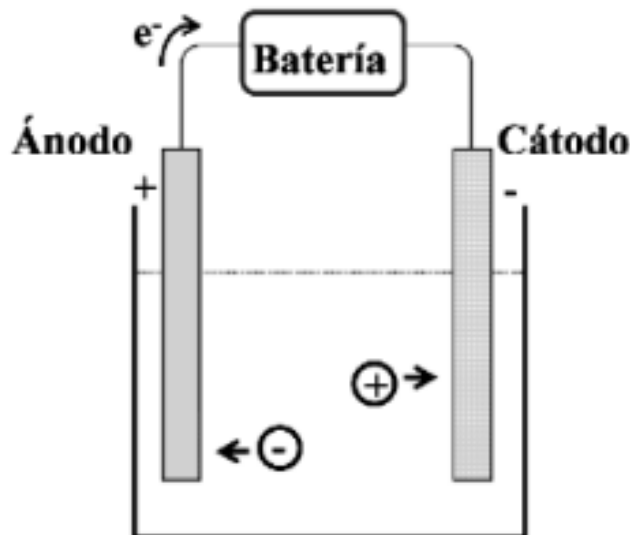
B. CELDAS ELECTROQUÍMICAS

Las celdas electroquímicas pueden ser galvánicas o electrolíticas. Las celdas galvánicas o voltáicas almacenan energía eléctrica. En este tipo de celdas las reacciones en los dos electrodos de la celda ocurren espontáneamente produciendo un flujo de electrones desde el ánodo hasta el cátodo a través de un conductor externo. Las pilas galvánicas funcionan espontáneamente y la reacción neta que sucede durante la descarga se denomina reacción espontánea de la celda. (Skoog. 2001: 413)

Por otra parte para que se logre el funcionamiento de una *celda electrolítica*, se requiere de una *fuerza externa de energía eléctrica*. Para esto se requiere entonces que un electrodo se conecte a una terminal positiva y el otro electrodo se conecte a una terminal negativa, como se muestra en la Ilustración 3. Es importante el hecho de que la reacción comienza a ocurrir cuando se le *aplica un potencial suficiente como para exceder el potencial estándar de la celda*, dependiendo de los reactivos que se estén analizando. En la celda electrolítica, debido a que la terminal negativa de la fuente externa de voltaje es rica en electrones, estos fluyen desde esta

terminal hacia el electrodo en donde ocurre la reducción. En el otro lado de la celda ocurre entonces la oxidación que produce electrones que fluyen hacia la terminal positiva de la fuente de voltaje. Para las celdas electrolíticas, la dirección de la corriente es inversa a la de la celda galvánica. Para este caso entonces, el electrodo donde ocurre la oxidación es el ánodo y el electrodo donde ocurre la reducción es el cátodo. (Skoog. 2001: 413-414)

Figura 3. Celda electrolítica



(González 2011:261)

C. ELECTRÓLISIS

Dicho lo anterior se procede a definir qué es la electrólisis. La electrólisis es la descomposición de líquidos gracias a la acción de corrientes eléctricas. La base fundamental de la electrólisis es el hecho de que cuando una corriente de electricidad pasa a través de un líquido adecuado, el líquido se descompone. Las únicas condiciones esenciales necesarias para que esto suceda son: que la sustancia sea un líquido, que sea un compuesto químico definido y un conductor eléctrico. La electrólisis se distingue de cualquier acción química ordinaria en que esta acción electroquímica no sucede con sustancias no conductoras. (Gore. 2003: 72)

Es importante distinguir entre la acción electrolítica y la acción voltáica. Si bien la electrólisis es el cambio químico producido por una corriente eléctrica, la acción voltáica consiste en que una corriente eléctrica es producida debido a un cambio químico. (Gore. 2003: 72)

La corriente en una celda puede transmitirse por medio de tres mecanismos:

- Los electrones conducen la carga dentro de los electrodos como el conductor externo.
- Los aniones y cationes conducen la corriente dentro de la celda.
- La conducción iónica en la solución está acoplada con la conducción de los electrodos mediante la reacción de reducción en el cátodo y la reacción de oxidación en el ánodo. (Skoog. 2001: 415)

D. MATERIAL Y GEOMETRÍA DE ELECTRODO

La selección del material de electrodo a utilizar dentro de una celda electroquímica es muy importante. Esto se debe a que el material afecta a la selectividad y a la eficiencia del proceso. La complejidad del desempeño de cada electrodo en situaciones específicas y la falta de información acerca del desempeño específico para un proceso dado, no hacen viable que se pueda seleccionar el material de electrodo basado únicamente en la teoría, para un proceso específico. La selección preliminar de los electrodos debe realizarse dependiendo del proceso a llevar a cabo y de la experiencia que se tenga para ese proceso en particular. Luego de este proceso preliminar, se procede a realizar un programa de experimentación. De hecho, es complicado lograr encontrar un material de electrodo específico y/o caracterizar su tiempo de vida útil a menos de que se realicen investigaciones extendidas en condiciones de operación realistas. (Abdul Aziz 2014: 100)

Esencialmente, los materiales de los electrodos deben de tener las siguientes propiedades:

1. Alta estabilidad física: el electrodo debe tener buena fuerza mecánica, resistencia a la erosión y al agrietamiento.
2. Alta estabilidad química: el electrodo debe ser resistente a la corrosión, que preferentemente no llegue a oxidarse fácilmente o llegue a formar híbridos, ni que ocurra una deposición de cualquier capa orgánica que llegue a inhibir su actividad.
3. Forma física adecuada: debe ser un material maleable, que pueda moldearse a la forma requerida.
4. Conductividad eléctrica: debe de ser prácticamente alta a lo largo electrodo incluyendo el punto en el que se conecta a la alimentación de corriente, sus conexiones y toda la superficie que está en contacto con la solución electrolítica.
5. Actividad catalítica y selectividad: el electrodo debe de ser capaz de mantener la reacción que se lleva a cabo y en algunos casos, sus propiedades electrocatalíticas son vitales. El material de electrodo debe de favorecer las reacciones y productos deseados, inhibiendo reacciones competitivas.
6. Relación bajo costo/tiempo de vida: se debe de favorecer un precio razonable y un material de electrodo duradero. (Abdul Aziz 2014: 100)

La forma (geometría) de los electrodos es otro factor importante que afecta el desempeño de la celda. Existen dos tipos principales de geometrías de electrodos: de dos dimensiones y de tres dimensiones. El de tres

dimensiones asegura un valor alto de la relación entre área de contacto (superficie) contra volumen de la celda. Ambos tipos de geometrías se pueden clasificar en electrodos estáticos y electrodos en movimiento. La utilización de los electrodos en movimiento incrementa el coeficiente de transferencia de masa dentro de la celda al promover turbulencia. Sin embargo, los electrodos de dos dimensiones, estáticos-paralelos y los electrodos cilíndricos, se han venido utilizando en los estudios más recientes. (Abdul Aziz 2014: 100)

Los diseños de celdas en los cuales se utiliza una geometría de placas paralelas –simulando el diseño de un filtro prensa o intercambiador de calor de placas– son utilizados debido a su simplicidad al momento de su escalamiento a un diseño que requiera una mayor producción de la sustancia deseada. Esto debido a que en estos diseños, simplemente se incrementa el número de celdas individuales dentro del arreglo de placas. (Abdul Aziz 2014: 100)

Además, también debe de evaluarse si se va a utilizar una celda dividida o una celda unida. En las celdas divididas el anolito y catolito (electrolito utilizado para el ánodo y el cátodo respectivamente) están separados por un diafragma poroso o una membrana conductora de iones. (Abdul Aziz 2014: 100)

E. METALES DE TRANSICIÓN COMO ELECTRODOS

Uno de los principales tipos de elementos de la tabla periódica que han sido utilizados como electrodos son los metales de transición. Esto debido a ciertas características que este grupo de elementos presenta. Un elemento de transición puede ser definido como aquel que elemento que posee orbitales “d” parcialmente llenos (incompletos) de electrones en su penúltimo nivel de energía. Según esta definición el zinc, cadmio, y mercurio no serían un elemento de transición, sin embargo se incluyen debido a sus propiedades. Entre los metales de transición se encuentran el Cobre, Níquel, Hierro, Cromo, Vanadio, Cinc, Plata, Cadmio, Platino, Titanio, etc. (Satake. 2010: 2)

Algunas de las propiedades que distinguen a estos elementos son las siguientes:

1. Poseen alta dureza, junto con altos puntos de ebullición y de fusión. Tienen alta densidad, son maleables y dúctiles, así como *buenos conductores de calor y electricidad*.
2. Los elementos de transición exhiben estados de oxidación variables.
3. Todos son metales y tienen la capacidad de formar aleaciones entre ellos.
4. Los iones de los metales de transición generalmente poseen electrones desemparejados que son coloreados y paramagnéticos.
5. Una de sus propiedades típicas es la formación de iones complejos y tienen la capacidad de atraer ligandos debido al efecto de blindaje deficiente de los electrones del orbital d.

6. Forman compuestos con ligandos de ácidos de Lewis como CO y NO, etc. En estos compuestos los elementos existen en estados de oxidación bajos, cero o incluso negativos.

7. Los elementos de transición son *capaces de funcionar como catalizadores*. Presentan alta actividad catalítica que los hace excelentes catalizadores para procesos como hidrogenación, oxidación, pirolisis, etc. (Satake. 2010: 2)

Todos los elementos de transición son metales, con altos puntos de ebullición y de fusión y con buenas conductividades térmicas y eléctricas. Generalmente son duros y pueden formar aleaciones entre ellos. Estas propiedades los hacen importantes en el ámbito tecnológico. Los metales de transición presentan altos calores de sublimación, altas energías de ionización y bajos calores de solvatación. Debido a estas características, estos elementos tienen la tendencia de mantenerse inactivos. (Satake. 2010: 12)

F. ELECTROCATÁLISIS

La electrocatálisis se puede definir como la habilidad relativa de diferentes sustancias, cuando son utilizados como electrodos bajo las mismas condiciones, de acelerar la velocidad de un proceso electroquímico. A diferencia de los efectos de un catalizador en el sentido convencional, las propiedades electrocatalíticas de un grupo de materiales a una temperatura y concentración dada de los reactivos, no son necesariamente las mismas. (Appleby. 1971: 221)

Este concepto de electrocatálisis es reciente y ha ido tomando auge desde que se comenzaron a realizar investigaciones relacionadas con celdas combustibles para la obtención de energía. El rendimiento de estas celdas depende, hasta este momento, casi completamente a los problemas relacionados con las velocidades de reacción en los electrodos. (Appleby. 1971: 221)

Uno de los hechos más impactantes de los diferentes metales que pueden utilizarse como catalizadores es el amplio rango de constantes cinéticas que pueden encontrarse para el mismo proceso. Las reacciones que más se han estudiado hasta el momento, en términos de electrocatálisis son:

- Producción de hidrógeno en medio ácido
- Producción de oxígeno en óxidos de metales nobles en medio ácido
- Reacciones de ciertos hidrocarburos, como la oxidación del etileno. (Appleby. 1971: 223)

Para poder realizar comparaciones de diferentes metales utilizados como catalizador metálico para un proceso electroquímico (electrocatalisis), se deben de cumplir con dos condiciones:

- Que el proceso en cuestión utilice catalizadores (los que se están comparando) que se encuentren en el mismo grupo de metales.
- Que el proceso en el que se comparan los diferentes metales se encuentre siempre a las mismas condiciones (misma temperatura, concentraciones, presión, etc.) (Appleby. 1971: 223)

G. DIFERENCIA DE POTENCIAL

La diferencia de potencial desarrollada entre los dos electrodos utilizados en la celda electroquímica es una medida de la tendencia de la reacción a llevarse a cabo desde el estado de no equilibrio hasta llegar al estado de equilibrio. Este potencial de celda puede relacionarse con la energía libre de Gibbs (energía libre de la reacción) mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta G = -nFE_{celda} \quad (\text{Ecuación No. 7})$$

Donde F representa la constante de Faraday y n el número de electrones que se transfieren en la reacción. Al realizar la evaluación de la celda, cuando los reactivos y productos dentro de la misma se encuentran en sus estados estándar, entonces el potencial de la celda que es posible determinar es el potencial estándar de la celda. (Skoog. 2001: 418)

La Asociación Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) estableció un convenio para analizar una celda electroquímica y su potencial. Se supone entonces que la reacción dentro de la celda ocurre en una dirección. El convenio de signos para las celdas se denomina regla *positivo a la derecha*. Esto significa que siempre se mide el potencial de la celda conectando la terminal positiva del voltímetro al electrodo de la derecha en la celda y la terminal común (tierra), se conecta al electrodo de la izquierda. De esta manera, si se utiliza este convenio, el valor del potencial de la celda (E_{celda}) representa una medida de la tendencia de la reacción de la celda para proceder de manera espontánea. (Skoog. 2001: 418)

En otras palabras, si el valor medido de E_{celda} es positivo, el electrodo de la derecha es positivo con respecto al electrodo de la izquierda y el cambio de energía libre para la reacción, en la dirección que se está analizando, es negativo, según la Ecuación 7. Debido a que la energía libre de Gibbs es útil para determinar la espontaneidad de una reacción, al ser este valor negativo se considera que se trata de una reacción espontánea. Si por el contrario, si E_{celda} es negativo, el electrodo de la derecha es negativo con respecto al electrodo de la izquierda y la reacción se considera que no es espontánea. (Skoog. 2001: 418)

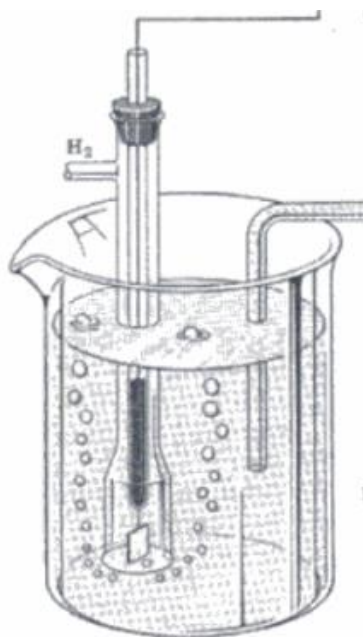
H. POTENCIAL DE UNA CELDA

El potencial de una celda es la diferencia entre los potenciales de dos semiceldas o, en otras palabras, de dos electrodos simples. Uno de estos electrodos está relacionado con la semirreacción del electrodo de la derecha ($E_{derecha}$) y el otro con la semirreacción del electrodo de la izquierda ($E_{izquierda}$). El potencial de la celda se puede describir entonces como:

$$E_{celda} = E_{derecha} - E_{izquierda} \quad (\text{Ecuación No. 8})$$

Para que los valores de los potenciales de electrodo tengan una aplicación amplia y sean de utilidad, se utiliza un electrodo de referencia frente al cual se pueden comparar todas las demás. (Skoog, 2001: 420)

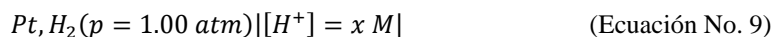
Figura 4. Electrodo estándar de Hidrógeno



(Clavijo 2002:367)

I. ELECTRODO ESTÁNDAR DE HIDRÓGENO (EEH)

El electrodo estándar de hidrógeno (EEH o SHE en inglés) se ha empleado durante mucho tiempo como electrodo de referencia universal. El EEH se puede observar en la Figura 4 y se puede representar esquemáticamente como:



Esto significa que el hidrógeno tiene una presión parcial de una atmósfera y la concentración de iones hidrógeno en la solución es de x M, el *Pt* representa que se está utilizando un electrodo de Platino. El electrodo de hidrógeno es reversible. Por convenio, al potencial estándar de hidrógeno se le asigna un valor de 0.000 V a todas las temperaturas. Por lo tanto, cualquier potencial que se desarrolle en una celda galvánica formada por un electrodo estándar de hidrógeno y algún otro electrodo, es debido completamente a este último. (Skoog, 2001: 420)

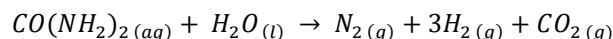
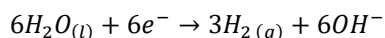
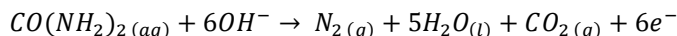
J. ELECTRÓLISIS DE UREA

Luego de haber definido algunos conceptos básicos, es posible ahondar en el tema específico de la electrólisis de la Urea, para la generación de hidrógeno gaseoso como una fuente renovable de energía.

Se ha desarrollado una nueva tecnología para la conversión de la orina - urea - directamente en hidrógeno gaseoso. Esto se logra mediante la oxidación electroquímica (electrólisis) utilizando un catalizador metálico para llevar a cabo la reacción. (Boggs, *et.al.* 2009:4859)

Con esta tecnología es posible la reutilización de un residuo de excreción humana, como lo es la orina, para la obtención de un producto de forma sostenible. (Boggs, *et.al.* 2009:4859)

Utilizando un catalizador metálico, en muchos casos Níquel, es posible realizar la oxidación electroquímica siguiendo un proceso descrito por las siguientes ecuaciones (Ecuación No. 1 al 3):



(Boggs, *et.al.* 2009:4859)

La Urea se oxida en el ánodo, según se muestra en la Ecuación No. 1 con un potencial de electrodo estándar de -0.46 V vs. SHE (electrodo estándar de hidrógeno). Ni(OH)₂ se forma en el momento en el que el electrodo de Níquel entra en contacto con la solución de electrolítica (KOH 5M). La oxidación de este Ni(OH)₂ ocurre en el ánodo y es una reacción competitiva que aporta a la corriente durante la electrólisis y ocurre a 0.49V vs. EEH (SHE). La reducción alcalina del agua (Ecuación No. 2) ocurre en el cátodo a -0.83V vs. SHE. Finalmente, el proceso general se describe por la Ecuación No. 3. Esta indica entonces que termodinámicamente, para la electrólisis, se requiere de un potencial de celda de tan solo 0.37V para lograr electrolizar *Urea* en condiciones estándar. Este valor es significativamente menor que los 1.23 V que se requieren para poder llevar a cabo la electrólisis del agua teóricamente. Esto da como resultado un proceso para la producción hidrógeno 70% más barato, comparado con el proceso a partir de agua. (Boggs, *et.al.* 2009:4859)

Es importante el hecho de que en la electrólisis de urea, el hidrógeno es generado a partir de la reducción alcalina de agua, como se observa en la Ecuación No. 2. En el documento presentado por (Boggs, *et.al.* 2009:4860) se expone que mediante experimentaciones, utilizando una solución electrolítica de hidróxido de potasio al 5M, en presencia de 0.33M de Urea, se pudo observar que el *hidrógeno gaseoso puro* se generó en el lado del cátodo, mientras en el ánodo se cuantificó un 96.1% de Nitrógeno junto con algunas trazas de Oxígeno (1.9%) e hidrógeno (2.0%). Además, ellos mencionan que no se detectó presencia alguna de dióxido de carbono en la fase gaseosa de la electrólisis, pero se cree que este pudo haber formado carbonato de potasio en la fase líquida.

K. DENSIDAD DE CORRIENTE

Cuando la corriente fluye a través de un conductor (como un cable o un electrodo) si se tienen corrientes iguales, fluyen el mismo número de electrones por segundo por un conductor delgado y por un conductor más grueso. Sin embargo, existe una distinción en la cantidad de electrones que atraviesan la sección de dicho conductor. En el conductor de menor sección, los electrones se moverán más rápido que en el conductor con mayor sección. A la corriente que pasa por cada mm² de sección se le conoce como densidad de corriente. (Senner. 1994:26)

La densidad de corriente (J) entonces se define como la intensidad de corriente que circula por cada unidad de sección (por ejemplo: por cada mm²). Esto se representa por la siguiente ecuación:

$$J = \frac{I}{A} \quad (\text{Ecuación No 10})$$

Donde:

- J = Densidad de corriente (A/mm²)
- I = Corriente (A)
- A = Sección (mm²)

L. LEYES DE FARADAY PARA ELECTRÓLISIS

Los estudios de Michael Faraday (1791 – 1867) llevaron a encontrar una relación cuantitativa entre la cantidad de electricidad que pasa a través de una solución y la cantidad de materia generada o depositada en los electrodos en cuestión. (Mantell 1980:21)

Estos estudios se encuentran resumidos en dos leyes formuladas por Faraday que llevan el nombre de dicho físico:

- Primera Ley: los pesos de las sustancias desprendidas en los electrodos son directamente proporcionales a la cantidad de electricidad que pasa a través del medio de reacción. (Mantell 1980:21)
- Segunda Ley: durante el paso de la misma cantidad de electricidad a través del medio, las cantidades de las diferentes sustancias que se separan en los electrodos, son proporcionales a sus equivalentes químicos. (Mantell 1980:21)

Estas leyes se pueden resumir cuantitativamente en la siguiente ecuación:

$$\dot{m} = \frac{IM}{nF} \quad (\text{Ecuación No. 11})$$

Donde:

- \dot{m} = flujo de sustancia producida en el electrodo (g/s)
- I = corriente aplicada al sistema (A)
- M = masa molecular de la sustancia en cuestión (g/mol)
- F = constante de Faraday (95485 C/mol = sA/mol)
- n = número de electrones involucrados (para producir un mol de sustancia). (Biradar 2007:75)

M. CINÉTICA QUÍMICA

La cinética química ofrece respuestas acerca del tiempo que se requiere para que se produzca la conversión de reactantes en productos en una determinada proporción, las condiciones que condicionan la rapidez con la que evoluciona una reacción y puede proporcionar modelos que permiten explicar la evolución de dicha reacción, así como su mecanismo mediante el cual ocurre. (Fonseca. 2004: 1)

El conocimiento de la cinética de reacción permite resolver problemas tecnológicos, como el diseño de un reactor eficiente. También problemas económicos, en términos de producción, almacenamiento y conservación de sustancia, de desarrollo de conocimiento refiriéndose a modelos y mecanismos de reacción y medioambiental, como la degradación de un contaminante. (Fonseca. 2004: 1)

La base del análisis cinético de una reacción química se encuentra en el hecho experimental de que la evolución entre el estado de los reactivos y los productos ocurre en un período en el que sea posible apreciar el cambio en los valores de las concentraciones de las sustancias químicas en juego. (Fonseca. 2004: 1)

Uno de los conceptos más importantes en la cinética química es la velocidad de reacción. La cinética química intenta encontrar una ecuación que pueda describir matemáticamente un proceso con el objetivo de facilitar la predicción de la evolución de las concentraciones a lo largo de la reacción. (Fonseca. 2004: 1)

La velocidad a la que ocurre una reacción química es directamente proporcional al producto de las concentraciones de los reactivos que están involucrados en el proceso, elevadas cada una de ellas a una potencia que es igual al número de moléculas que intervienen en la reacción. (Fonseca. 2004: 1)

Es decir:

$$V = K[R]^n \quad (\text{Ecuación No. 12})$$

Donde V es la velocidad de reacción, K la constante de velocidad, [R] la concentración de los reactivos y n el número de moléculas que intervienen en la reacción. (Fonseca. 2004: 2)

Con la cinética de reacción se busca encontrar la velocidad con la que se desarrolla una reacción, los factores que condicionan a esa reacción, la ecuación de la velocidad y en ciertos casos, proponer un mecanismo. (Fonseca. 2004: 2)

Durante el transcurso de una reacción química, las cantidades de las especies químicas presentes ya sea como reactivo o como producto, varían en el tiempo hasta alcanzar un estado final. La variación de cada una de esas especies químicas con respecto al tiempo se conoce como la velocidad de formación de productos o de consumo de reactivos, dependiendo de en términos de quién se exprese la velocidad. (Fonseca. 2004: 3)

La velocidad de reacción depende de factores como la presión, temperatura, disolvente, fuerza iónica, catalizador, etc. Así como también de las concentraciones de las especies que existen en el medio. (Fonseca. 2004: 5)

La complejidad de la ecuación de velocidad está íntimamente relacionada con el mecanismo de dicha reacción. Si se trata de una reacción elemental:



$$V = K[A][B] \quad (\text{Ecuación No. 14})$$

En general, la velocidad de una reacción elemental viene dado por el producto de las concentraciones de los reactivos, elevados cada uno de ellos al coeficiente estequiométrico correspondiente. (Fonseca. 2004: 5)

Para cuando se tienen reacciones no elementales, se suele encontrar que la ecuación de la velocidad es un monomio con la siguiente forma:

$$V = K[A]^a[B]^b \quad (\text{Ecuación No. 15})$$

En donde los coeficientes a y b son números que indican la influencia de cada una de las concentraciones de los reactivos, sobre la velocidad de la reacción. (Fonseca. 2004: 6)

Estos números se conocen como órdenes parciales de reacción y su valor puede obtenerse únicamente a partir del ajuste de las mediciones de las concentraciones a lo largo del tiempo. Estos órdenes de reacción pueden ser números enteros, fracciones, positivos, negativos o cero. El orden de reacción global para una reacción de este tipo viene dado por la suma de los órdenes parciales. (Fonseca. 2004: 6)

- Reacciones de orden cero

En este tipo de reacciones, la velocidad de reacción es independiente de la concentración de la sustancia que puede descomponerse a lo largo del tiempo. (Fonseca. 2004: 6)

Por lo que la velocidad de reacción (r) se expresa como:

$$r = -\frac{dC}{dt} = K \quad (\text{Ecuación No. 16})$$

Donde K es la constante de la velocidad de reacción, dC el cambio en la concentración y dt el cambio en el tiempo. (Fonseca. 2004: 6)

Si esta ecuación diferencial se resuelve por integración es posible determinar cualquier concentración de sustancia por reaccionar a cualquier tiempo t. (Fonseca. 2004: 7)

$$\int_{C_0}^C dc = -K \int_0^t dt \quad (\text{Ecuación No. 17})$$

De esta ecuación se puede obtener la ecuación que permite conocer cualquier concentración en cualquier momento del desarrollo de la reacción (Fonseca. 2004: 7).

$$C = -Kt + C_0 \quad (\text{Ecuación No. 18})$$

N. EL HIRDÓGENO

El hidrógeno está en todas partes. El problema con este gas es encontrarlo en la naturaleza de forma separada. El hidrógeno puede encontrarse principalmente en combinación con el oxígeno cuando hablamos del agua, en conjunto con el carbono al hablar de combustibles a base de hidrocarburos y también en combinación con carbono en otros compuestos orgánicos, así como en plantas, animales y cualquier otra forma de vida. (Dunn. 2002: 10)

Una vez se ha extraído el hidrógeno este es un gas incoloro, inodoro e insípido. Este hidrógeno es comúnmente utilizado como materia prima en determinadas actividades industriales. Además, es un potencial combustible con energía suficiente como para proporcionar la energía necesaria para las actividades cotidianas de una sociedad, desde los hogares hasta instalaciones eléctricas y desde negocios hasta combustible para medios de transporte. (Dunn. 2002: 10)

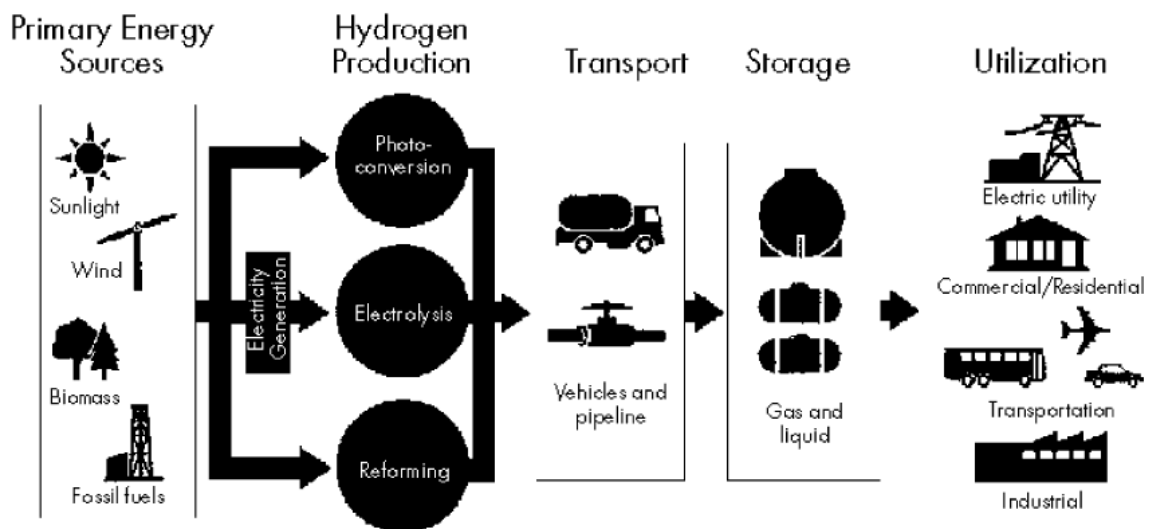
El hidrógeno, como se menciona, es una alternativa de combustible que está encerrado en grandes cantidades dentro del agua (H_2O), hidrocarburos (como el metano, CH_4) y diversas materias orgánicas. El hidrógeno es considerado un combustible según la Ley de Política Energética de 1992 (“Energy Policy Act of 1992”) de Estados Unidos. El principal interés del hidrógeno como combustible es su habilidad de proporcionar energía con cero o mínimas emisiones contaminantes al medio ambiente. (Energy Efficiency & Renewable Energy. 2016).

Se producen aproximadamente 400 billones de metros cúbicos de hidrógeno cada año a nivel mundial. La mayoría de ese hidrógeno es producido por refinerías de petróleo o por la industria química mediante un reformado del gas natural con vapor. La mayoría de este hidrógeno producido es utilizado en el sitio donde se produce y solo el cinco por ciento es considerando comercial y es llevado como gas o líquido en pipas o camiones. (Dunn. 2002: 10)

El reformado de metano con vapor es una de las vías más comunes y más accesibles económicamente para la producción de hidrógeno, al menos el 48% de la producción mundial de hidrógeno es por este método. (Pardó. 1999: 2). Este proceso requiere el calentamiento del gas metano (CH_4) en un reactor catalítico. Esto separa el hidrógeno para luego inyectarle vapor que separa aún más hidrógeno del metano, teniendo el dióxido de carbono como subproducto. El problema encontrado en este proceso es el hecho de que el dióxido de carbono es el gas que se produce en su mayoría (98%) siendo este gas un compuesto que representa el 78% de la contribución global para el calentamiento global. Además, únicamente la operación de la planta de producción genera el 65% de los gases de efecto invernadero. (Dunn. 2002: 10)

El carbón también puede ser reformado para la producción de hidrógeno mediante gasificación, que es una tecnología bien establecida comercialmente. Los tres principales gasificadores son: lecho fijo, lecho móvil y flujo arrastrado. El hidrógeno también se puede extraer mediante una oxidación parcial del petróleo, la gasolina y el metanol. Estos funcionan mediante una oxidación parcial y requieren la utilización de oxígeno puro. (Pardó. 1999: 4). Además, así como para la gasificación del carbón, estos procesos son ineficientes y emiten una mayor cantidad de dióxido de carbono comparándolos con el reformado de metano con vapor. (Dunn. 2002: 10)

Figura 5. Sistema energético del hidrógeno



(Dunn. 2002: 10)

La biomasa puede ser utilizada para la producción de hidrógeno en dos diferentes formas. La biomasa puede ser gasificada, ya sea mediante gasificación directa o indirecta. También puede hacerse pasar por un proceso de pirólisis mediante el cual la biomasa se descompone a altas temperaturas (450 ° – 550 °C) en una atmósfera inerte para formar un “bio petróleo” compuesto por aproximadamente 85% de compuestos orgánicos oxigenados y el 15% de agua. Este bio petróleo es luego refinado para la producción de gas hidrógeno. (Pardó. 1999: 5-6)

Un método prometedor para la producción del hidrógeno es la electrólisis. Esto involucra la utilización de energía para poder separar el agua en hidrógeno y oxígeno. Para el 1999, solo el 4 por ciento de la producción mundial de hidrógeno era producida por este método. Con esta forma de producir hidrógeno se puede obtener un gas puro, sin embargo es un proceso que resulta costoso a gran escala. Si bien esta es la forma más costosa de producir hidrógeno, para el 2002 se mencionaba que se esperaba que nuevas tecnologías puedan hacer de este proceso un proceso atractivo económicamente. Una de las ventajas de la producción de hidrógeno mediante este método es el hecho de poder utilizarlo en sitio, evitando así problemas de transporte y almacenamiento.

(Pardó, 1999:9). Además, la energía necesaria para llevar a cabo la electrólisis puede ser obtenida de otras fuentes renovables como el viento (energía eólica) y el sol (energía solar).

En la Figura 6 es posible observar un esquema de un sistema energético del hidrógeno. Ahí es posible identificar las diferentes formas para la obtención de la energía requerida para cada uno de los diferentes métodos de obtención de hidrógeno y un diagrama indicando los pasos en el que este gas puede verse involucrado desde su producción hasta sus usos.

Otro de los retos al utilizar el hidrógeno como combustible es su almacenaje luego de producido. Debido a esto, una de las opciones es utilizar el hidrógeno *in situ* (en el lugar en el que se produce). Los posibles enfoques para el almacenamiento de hidrógeno son los siguientes:

- Almacenamiento físico de gas hidrógeno comprimido en tanques de alta presión (hasta 700 bar).
- Almacenamiento físico de hidrógeno criogénico (enfriado a -253° C, a presiones entre 6 – 350 bar) en tanque aislados.
- Almacenaje en materiales avanzados – dentro de la estructura o sobre la superficie de ciertos materiales, así como en forma de compuestos químicos que pueden ser sometidos a una reacción química relativamente sencilla para liberar el hidrógeno. (Energy Efficiency & Renewable Energy. 2011)

En términos de seguridad, el hidrógeno es igual de peligroso que otros combustibles, incluyendo a la gasolina y el gas natural. De hecho, el hidrógeno puede presentar ciertas ventajas en términos de seguridad, comparado con otros combustibles. Al igual que la gasolina y el gas natural, el hidrógeno es inflamable y puede presentar un comportamiento peligroso bajo ciertas condiciones. (Energy Efficiency & Renewable Energy. 2011a)

El hidrógeno es 14 veces más liviano que el aire y se dispersa con facilidad. El hidrógeno tiene la capacidad de elevarse a una velocidad de casi 20 m/s, 6 veces más rápido que el gas natural. El hidrógeno es además incoloro, inodoro e insípido, por lo que para la mayoría de humanos es imposible detectar una fuga. Por esta razón, la mayoría de industrias que utilizan este gas, instalan sensores de detección de hidrógeno para identificar fugas y sistemas de ventilación. (Energy Efficiency & Renewable Energy. 2011a)

Es imposible que ocurra una explosión en un tanque o en un cualquier lugar que contenga únicamente hidrógeno. Un oxidante, como el oxígeno, debe de estar presente para que una explosión pueda llegar a ocurrir. Además, es poco probable que el hidrógeno pueda explotar al aire libre, tomando en cuenta la tendencia del hidrógeno a elevarse con facilidad. (Energy Efficiency & Renewable Energy. 2011a)

Con la excepción del oxígeno, cualquier gas puede provocar asfixia. Sin embargo la difusividad del hidrógeno hace que sea muy poco probable que este gas sea confinado dentro de un espacio en donde pueda causar la asfixia. El hidrógeno además no es tóxico, ni venenoso y no contamina el manto freático, ni la atmósfera. En fin, conocer la forma en la que el hidrógeno se comporta a determinadas condiciones, permite que por medio de buenas prácticas, este gas pueda ser utilizado de forma segura en la industria. (Energy Efficiency & Renewable Energy. 2011a)

V. ANTECEDENTES

Una de las entidades que ha venido aportando a los temas de la electrólisis de la urea ha sido la Universidad de Ohio. Estas investigaciones han sido lideradas por la doctora Gerardine Botte, quien es profesora del departamento de Ingeniería Química y Biomolecular de la institución previamente mencionada. Dr. Botte es una ingeniera química que cuenta con un doctorado en Ingeniería Química y ha sido conocida internacionalmente por el desarrollo de Electrólisis de Amoníaco y Electrólisis de Urea. Ha participado en 53 artículos publicados en las que ha contribuido como autora. (Ohio University. 2015)

Boggs, *et.al* (2009:4859) en colaboración con Gerardine Botte, en su artículo proporciona información global de cómo se lleva a cabo la electrólisis de la urea mediante un catalizador de níquel y un medio básico. Da una breve descripción incluyendo temas termodinámicos, de medio ambiente y económicos para el uso de esta tecnología. El énfasis en este caso es presentar las razones por las cuales el uso de esta tecnología es favorable. Mencionan la importancia para la remediación de las aguas residuales y la búsqueda de alternativas renovables independientes del petróleo, para la obtención de energía. Otro tema tratado son las ventajas energéticas y por lo tanto económicas de la electrólisis de la urea comparado con la electrólisis del agua, que es otra forma de producir hidrógeno gaseoso.

Vedarsi y Botte (2012) realizaron una publicación en la cual se analiza el comportamiento de la electro oxidación de la urea utilizando un electrodo de níquel en un medio alcalino. En este artículo los autores analizan los posibles mecanismos mediante los cuales podría suceder la electrólisis. Además, entre sus resultados afirman que la electrólisis de urea tiene una dependencia significativa con las concentraciones de urea y de la solución electrolítica (hidróxido de potasio), que aporta al sistema para el aumento de la densidad de corriente. Tanto Vedarsi (2012: 292) como Boggs, *et al.* (2009:4859) utilizan la voltametría cíclica como un método de poder analizar las diferentes densidades de corriente para diferentes casos analizados. Además se exponen las condiciones de presión y temperatura a las cuales se realizan los experimentos.

En su tesis *Analysis of Urea Electrolisis for Generation of Hydrogen*, Deepika (2009) expone un estudio para poder remediar las aguas residuales ricas en urea mediante un proceso que simultáneamente produce hidrógeno y desnitrifica estas aguas residuales. Propone algunos mecanismos de reacción para cada etapa de la electrólisis y en sus resultados afirma que es evidente la forma en la que la presencia de los iones OH^- catalizan a la reacción. Además mediante experimentos logró presentar los efectos de la variación de las concentraciones de hidróxido de potasio, como solución electrolítica, para producción de hidrógeno. En sus experimentos Deepika (2009) utilizó electrodos de níquel electrodepositado con titanio y llegó a la conclusión de que los mejores resultados fueron obtenidos al momento de utilizar una concentración de 5M KOH para la solución electrolítica.

Por otra parte, Biradar (2007) realizó un estudio para el diseño y escalamiento de una celda electrolítica conectada a una celda de combustible de intercambio de membrana. Si bien en este artículo se enfocan en el amoníaco, el proceso para la electrólisis de la urea funciona de la misma manera. La celda diseñada consta de dos placas finales, placas de electrodos, placas separadoras, electrodos de platino e iridio, empaques y una membrana/separador. La importancia de este documento es el diseño de la celda utilizada, que permite que uno de los flujos vaya directamente al ánodo y el otro flujo hacia el cátodo. De esta manera es posible recuperar los gases que se producen en cada electrodo por separado. Este autor hace una comparación entre el hidrógeno producido experimentalmente con el que se debería de producir de forma teórica mediante la ecuación de Faraday y explica por qué un diseño de placas es una buena opción para la producción de hidrógeno por medio de electrólisis.

En el campo de los electrodos, tanto en material como en forma, Fatouh (2013: 397) es uno de los autores que ha hecho estudios de este tipo. En su artículo utiliza la experimentación para la determinar cuál es la forma geométrica de electrodo y su material que pueden generar la mayor cantidad de hidrógeno en la celda electrolítica. Este autor realizó experimentos con tres geometrías diferentes y con cinco diferentes materiales. Para el tamaño y forma de electrodo determinó que mientras más plano sea el material y la forma del electrodo, los electrones generados en la superficie del mismo, pueden moverse hacia la solución electrolítica con más facilidad. En su caso el autor experimentó con tres cilindros: uno limpio (plano), un cilindro con aletas y un cilindro de tornillo. Fue el cilindro plano el que presentó la mejor producción de hidrógeno ya que en las otras geometrías los electrones encuentran una resistencia debido a la acumulación en las aberturas del electrodo, disminuyendo el área de contacto. Para el material, Fatouh determinó que es el Aluminio puro el que producía la mayor cantidad de hidrógeno, seguido del Hierro por una diferencia $12 \text{ cm}^3/\text{min}$.

Existen un sinnúmero de estudios realizados para la electrólisis del agua para la producción de hidrógeno y posteriormente energía. Varias publicaciones exponen algunas formas de poder aumentar la eficiencia energética. Tal es el caso de Shen (2011: 14335) que presenta dos formas para el aumento del desempeño. Estas son el aumento de la actividad dentro de la celda y la reducción de las resistencias de la misma.

En el tema del hidrógeno, Hawái por ejemplo, tuvo la gran visión de utilizar al hidrógeno como fuente de energía. Esto con el objetivo de poder reducir la dependencia del petróleo de la isla, materia que exportan desde Asia y Alaska. En abril del 2001 se aprobaron 200,000 dólares estadounidenses (USD) para apoyar una alianza entre el sector público y privado para investigaciones relacionadas con el hidrógeno. Mientras que la Universidad de Hawái recibió USD 2 millones de parte del Departamento de Defensa de los Estados Unidos para una celda combustible. Hawái decidió invertir e investigar con el objetivo de beneficiar a toda una comunidad y proporcionarle energía a cada aldea de Vanuatu. (Dunn. 2002: 236)

VI. METODOLOGÍA

A. DETERMINACIÓN DE LA SOLUCIÓN ELECTROLÍTICA Y MATERIAL DE ELECTRODO

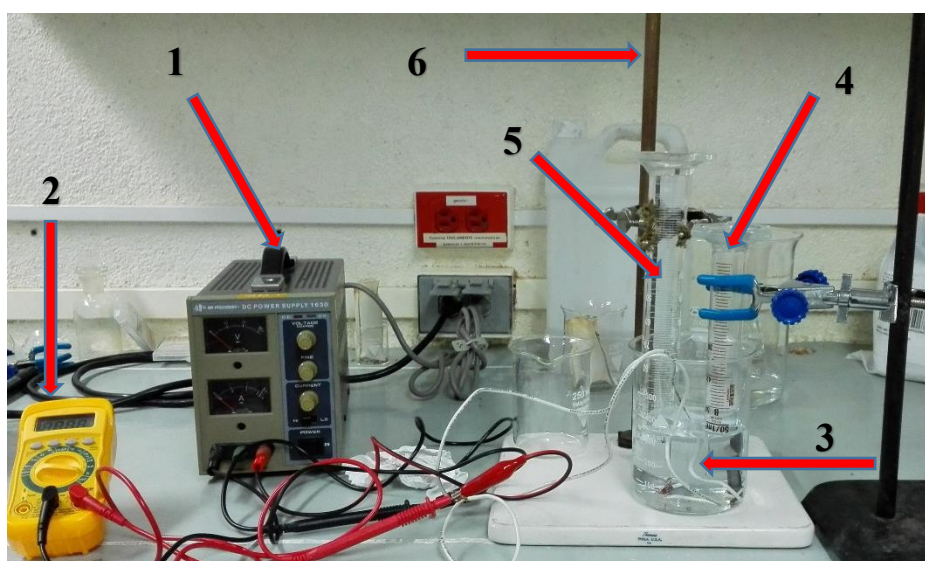
1. Se desarrolló un diseño factorial mediante el uso del software Design Expert 10.
2. Se ingresaron dos factores, la solución electrolítica y el material.
 - a. Para la solución electrolítica se utilizaron dos niveles: el hidróxido de sodio e hidróxido de potasio.
 - b. Para el material se utilizaron tres niveles: cobre, hierro y níquel.
3. Se ingresaron los factores y niveles al software y este creó el diseño factorial ordenando los datos de forma aleatoria. En la Cuadro 1 se muestra el número, el material de electrodo a utilizar y la solución electrolítica para cada uno de los experimentos. El número de la columna “Run” representa el orden en el cual se realizaron estos experimentos.
4. Se realizaron las experimentaciones siguiendo el orden dado por el programa (Cuadro 1), midiendo el volumen de hidrógeno producido. Este volumen fue medido por el método de desplazamiento de agua, utilizando un sistema como el que se muestra en la Figura 7. En esta Figura se muestran los equipos utilizados para las experimentaciones, los cuales se describen en el Cuadro 2.

Como reactivos se utilizó hidróxido de potasio al 85.0% e hidróxido de sodio al 99.0% de la casa proveedora RGH (ver sección D de Anexos). Además se utilizó urea grado reactivo marca Merk. Para los electrodos se utilizó placas de Níquel 200/201 marca ElectronTube. El Níquel tiene un contenido de 99.73 % de Níquel, 0.17% de Manganeso, 0.07% de Carbono, 0.1% de Cobre, 0.01% de Silicio, 0.01% de Hierro y 0.001% de Azufre (ver sección D de Anexos). Se utilizaron láminas de Hierro Negro de “Distribuidora Ferromaya” (ver sección D de Anexos). Que se vende comercialmente como lámina de hierro negro. Por último se utilizó lámina de Cobre C110 de “Radiadores La Torre”. El cobre C110 tiene una composición de >99.90% (ver sección D de Anexos). Todos los electrodos se utilizaron con un área transversal de (4.00 ± 0.54) cm². La configuración de los electrodos utilizados para la experimentación se observan en la Figura 8. Todos los experimentos fueron realizados bajo las condiciones dadas en el Cuadro 3.

Cuadro 1. Experimentación aleatoria diseñada por Design Expert 10 y resultados obtenidos

Run	Factor 1 A:Material	Factor 2 B:Solución	Response 1 Hidrógeno mmol
1	Cu	KOH	0.18
2	Ni	KOH	0.25
3	Cu	KOH	0.17
4	Fe	KOH	0.19
5	Fe	KOH	0.2
6	Ni	KOH	0.21
7	Ni	NaOH	0.13
8	Fe	NaOH	0.19
9	Ni	NaOH	0.11
10	Cu	KOH	0.2
11	Ni	NaOH	0.13
12	Ni	KOH	0.16
13	Fe	NaOH	0.12
14	Cu	NaOH	0.11
15	Fe	KOH	0.2
16	Fe	NaOH	0.1
17	Cu	NaOH	0.12
18	Cu	NaOH	0.12

Figura 6. Sistema de celda electrolítica



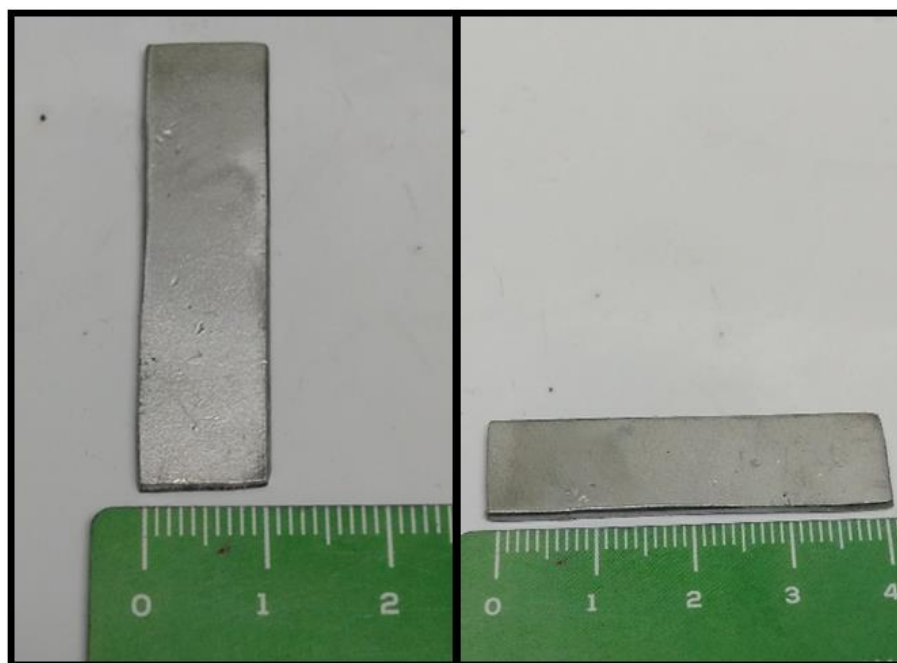
Cuadro 2. Descripción de equipos utilizados para la experimentación.

No.	Descripción	Marca	Especificaciones
1	Fuente de Poder	BK PRECISION	DC Power Supply 1630
2	Multímetro	EXTECH	MINI MN26T
3	Beaker	KIMAX	600 ml.
4	Probeta	KIMAX	50 ml.
5	Probeta	KIMAX	100 ml.
6	Soportes Universales	ND	ND

Cuadro 3. Condiciones bajo las cuales fueron obtenidos los resultados de la experimentación.

Variable	Valor
Área transversal	$(4.00 \pm 0.54) \text{ cm}^2$
Voltaje	$(3.000 \pm 0.001) \text{ V}$
Amperaje	$(0.29 \pm 0.01) \text{ A}$
Temperatura	$(27.5 \pm 0.5) \text{ }^\circ\text{C}$
Presión atmosférica	$(0.8055 \pm 0.0007) \text{ atm.}$

Figura 7. Geometría de electrodos utilizados para la experimentación



B. DETERMINACIÓN DEL VOLTAJE A SER APLICADO A LA CELDA ELECTROLÍTICA

1. Utilizando un sistema idéntico al mostrado en la Figura 7. Se realizaron mediciones de los gramos de hidrógeno producidos.
 - a. Las pruebas fueron analizadas a 2, 4, 6, 8 y 12 voltios aplicados por la fuente de poder previamente mencionada.
 - b. La experimentación fue llevada a cabo a $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm. Se realizaron 15 mediciones para cada uno de los voltajes mencionados.
2. Mediante el uso de la ecuación de los gases ideales fue obtenido el número de moles producidos para cada uno de los puntos:

$$PV = nRT \quad (\text{Ecuación No. 19})$$

3. A partir del número de moles se obtuvo la masa del hidrógeno producido mediante el uso de la masa molecular del gas.
4. Con los datos obtenidos se realizó un gráfico de hidrógeno producido en el tiempo a cada voltaje analizado para observar su comportamiento.

C. DETERMINACIÓN DE LA ECUACIÓN CINÉTICA PARA LA PRODUCCIÓN DE HIDRÓGENO

1. Para la determinación de la ecuación cinética que describe el comportamiento de la producción de hidrógeno dentro de la celda, se realizaron mediciones de la producción de hidrógeno dentro de la celda electrolítica durante un período de tiempo extendido (específicamente 60.46 minutos).
2. Se elaboró una gráfica de la producción de hidrógeno contra el tiempo. Además se analizó el método integral y el método diferencial para determinar qué modelo se adecuaba más a los datos obtenidos.
3. Se utilizó la ecuación diferencial para el caso de orden de reacción cero (Ecuación No. 16) para la formulación de la ecuación cinética de producción de hidrógeno.

D. DETERMINACIÓN DE LA PUREZA DEL HIDRÓGENO PRODUCIDO

1. ANÁLISIS DEL ESTÁNDAR

- a. Se utilizó como estándar Hidrógeno marca Productos del Aire (Hidrógeno UHP 5, 96.8L a 2,000 psi)
- b. Se almacenó el hidrógeno en un tanque presurizado (Metal Hydride Tank No. MH300-1-SS-1113).
- c. El hidrógeno fue liberado a una manguera de la cual un extremo estaba conectado al tanque presurizado y el otro extremo estaba sellado.
- d. Para analizar este hidrógeno por medio de cromatografía de gases, el gas fue extraído por medio de una jeringa con la cual se inyectó en el cromatógrafo de gases Agilent 6890N bajo las siguientes condiciones:

Cuadro 4. Condiciones de operación del cromatógrafo de gases para el análisis de hidrógeno

Descripción	Especificaciones
Columna	J&W Scientific / HP – PLOT/Q
Temperatura inicial	50 °C Isotérmico
Temperatura de inyector	50 °C
Temperatura de detector	180 °C
Gas acarreador	Nitrógeno
Flujo de gas acarreador	4.8 ml/min
Volumen de Inyección	500 µL

- e. Bajo estas condiciones se realizaron tres corridas para el hidrógeno estándar.

2. ANÁLISIS DEL HIDRÓGENO PRODUCIDO POR ELECTRÓLISIS

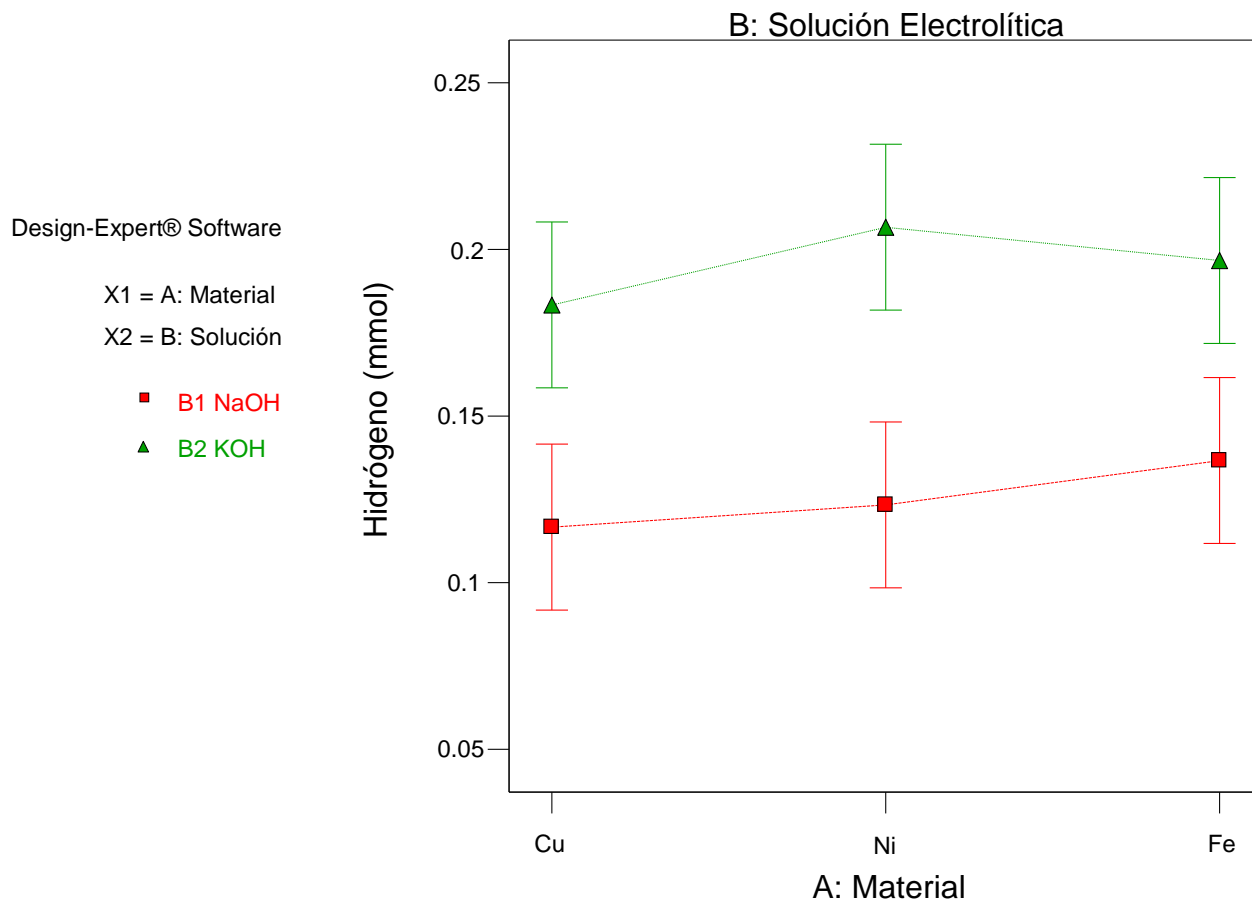
- a. El hidrógeno analizado se extrajo directamente del sistema de producción de hidrógeno (celda electrolítica)
- b. Al sistema que se muestra en la Figura 7 se le adaptó una septa al colector de gas correspondiente al electrodo de producción de hidrógeno (cátodo).
- c. Directamente de la septa se extrajo el gas producido por medio de una jeringa.
- d. Este gas fue inyectado en el cromatógrafo de gases Agilent 6890N bajo las condiciones mencionadas en el Cuadro 4.
- e. Para el análisis del gas producido en la celda se realizaron 10 corridas.

VII. RESULTADOS

Cuadro 5. Volumen de hidrógeno producido para el diseño experimental realizado para el material de electrodo (A) y la solución electrolítica (B)

Electrolito (B)	Electrodo (A)	Vol. H ₂ promedio (±0.5 ml)
NaOH	Ni	3.8
NaOH	Fe	4.2
NaOH	Cu	3.6
KOH	Ni	6.4
KOH	Fe	6.0
KOH	Cu	5.7

Gráfico 1. Efecto del material de electrodo (A) y solución electrolítica (B) con la producción de hidrógeno como respuesta.



Cuadro 6. Análisis de varianza para la determinación de la solución electrolítica y el material de electrodo

Tipo	Suma de Cuadrados	Cuadrados Medios	Valor F	Valor p
Modelo	0.023	4.699×10^{-3}	6.00	0.0052
Material de Electrodo (A)	1.011×10^{-3}	5.056×10^{-4}	0.65	0.5417
Solución Electrolítica (B)	0.022	0.022	28.15	0.0002
A*B	4.333×10^{-4}	2.167×10^{-4}	0.28	0.7631

Gráfico 2. Comparación múltiple de la producción de hidrógeno en la celda electrolítica a diferentes voltajes aplicados

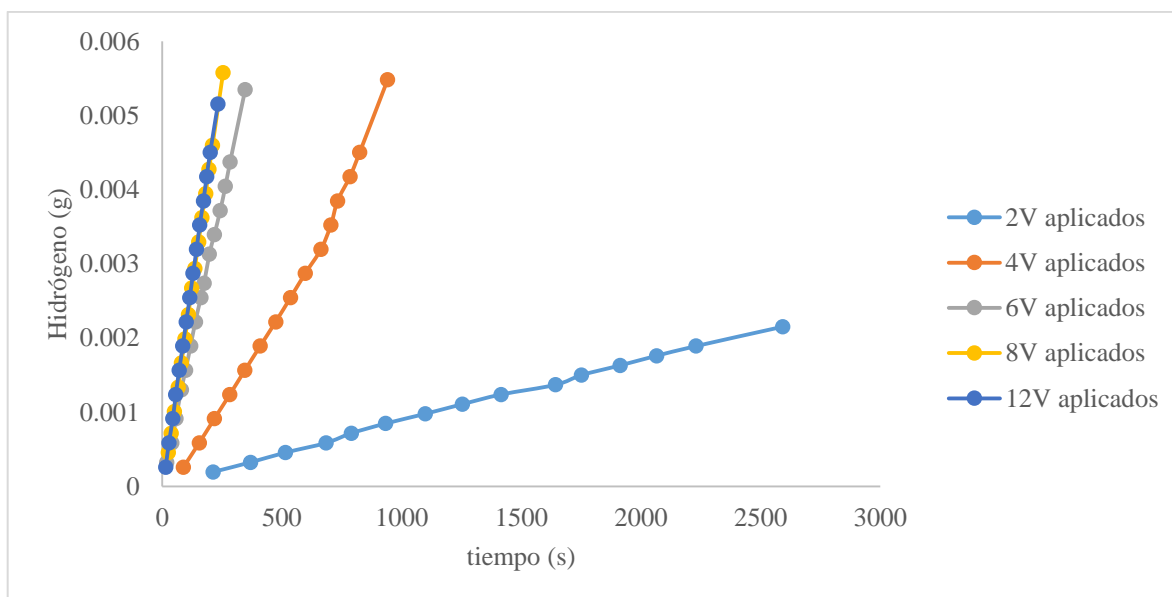
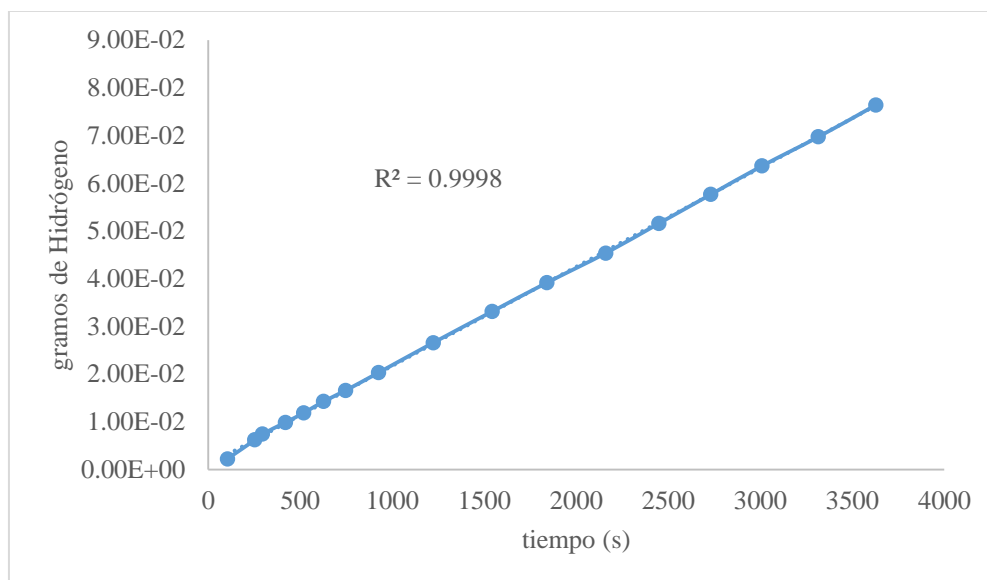


Gráfico 3. Experimentación extendida de la producción de hidrógeno en el tiempo a un voltaje de 6V. (Reacción de orden cero en términos del hidrógeno)



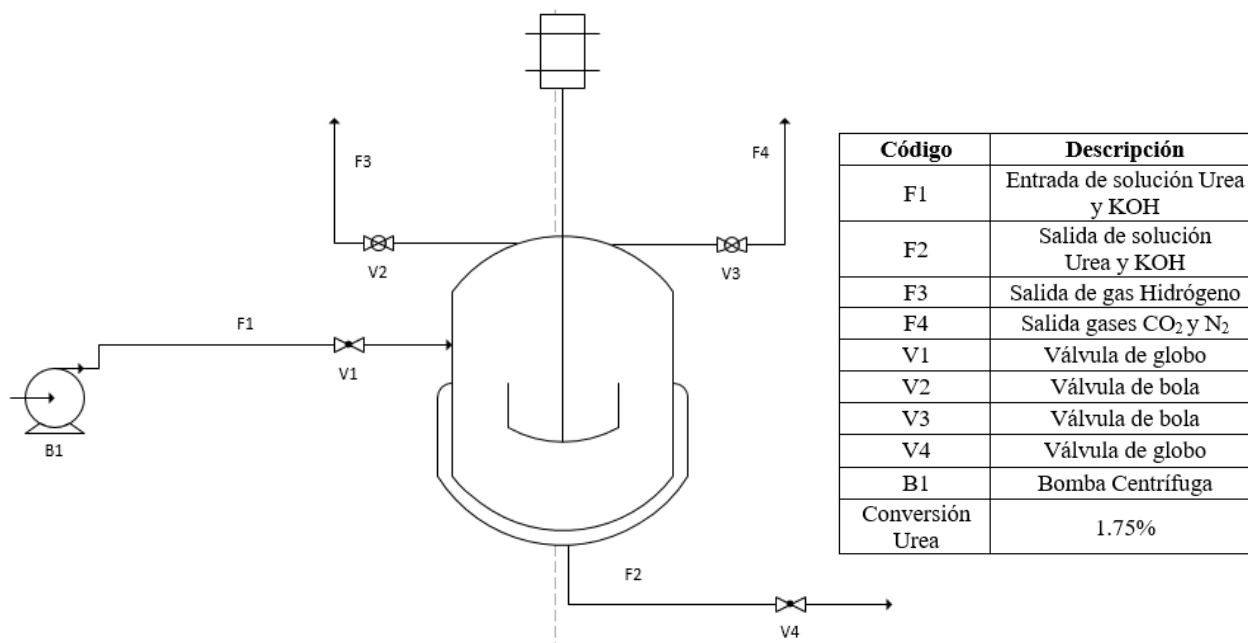
Cuadro 7. Datos cinéticos de la electrólisis en términos de la producción de hidrógeno

Característica	Valor
Pendiente	$(2.08 \times 10^{-5} \pm 6.71E-07) \text{ gH}_2/\text{s}$
Intercepto	$(9.87 \times 10^{-4} \pm 1.06E-4) \text{ gH}_2$
Ecuación cinética de reacción	$(2.08 \times 10^{-5} \pm 6.71E-07) t + (9.87 \times 10^{-4} \pm 1.06E-4)$
Velocidad de reacción	
Por unidad de volumen de sol. 0.296M urea	$(8.74 \times 10^{-6} \pm 2.82E-07) \text{ gH}_2/(\text{ml} \cdot \text{s})$

Cuadro 8. Especificaciones del reactor electrolítico para la producción de hidrógeno a partir de urea

Tipo	Valor / Característica
Flujo de solución 0.296M urea (orina)	$(7.45 \pm 0.02) \text{ m}^3/\text{h}$
Conversión de Urea	$(1.75 \pm 0.03) \%$
Volumen Operación	$(0.87 \pm 0.02) \text{ m}^3$
Volumen Diseño	$(1.04 \pm 0.02) \text{ m}^3$
Diámetro	$(0.76 \pm 0.01) \text{ m}$
Altura	$(2.29 \pm 0.04) \text{ m}$
Tamaño de Electrodo	$(0.64 \pm 0.09)\text{m} \times (1.93 \pm 0.27)\text{m}$
Área de cada Electrodo	$(1.25 \pm 0.17) \text{ m}^2$
Corriente Requerida	$(2.97\text{E}+3 \pm 29.7) \text{ A}$
Tiempo de Operación	$(420.00 \pm 0.01) \text{ s}$
Presión Operación	$(0.8055 \pm 0.0007) \text{ atm}$
Temperatura Operación	$(28.5 \pm 0.5) \text{ }^\circ\text{C}$
Tipo de Fondo/Cabezal	Toriesférico
Material de Reactor	Acero Vitificado
Solución Electrolítica	5M KOH
Material de Electrodo	Hierro
Material de Separador	Teflón

Figura 8. Esquema de reactor electrolítico para la producción de hidrógeno



Cuadro 9. Análisis cromatográfico del hidrógeno estándar y el producido por medio de electrólisis de una solución preparada con el fin de simular la orina en términos de concentración de urea.

Tipo de Hidrógeno	Porcentaje de H₂ en muestra (±0.00001%)	Tiempo de retención (±0.001 min)
Estándar	99.91261	0.926
Producido	99.71151	0.932

VIII. ANÁLISIS DE RESULTADOS

Para la selección del material del electrodo a utilizar y la solución electrolítica de la celda, se utilizó un diseño factorial de dos factores (material y solución) con dos niveles para la solución (NaOH 5M y KOH 5M) y tres niveles para el material (Hierro, Cobre y Níquel). La respuesta analizada fue la producción de hidrógeno en el mismo intervalo de tiempo (180 s.), utilizando el mismo voltaje (3.000 ± 0.001) V y corriente aplicada (0.30 ± 0.01) A.

La razón por la cual se seleccionaron a estos tres materiales para ser analizados como candidatos a electrocatalizadores en la experimentación, con el fin de determinar cuál de los tres presentaba la mejor producción de hidrógeno, se realizó debido a sus características. Según Appleby (1971: 223) la única forma de poder comparar metales con fines electrocatalíticos son: que el proceso en cuestión utilice catalizadores que se encuentren en el mismo grupo de metales y que el proceso en el que se comparan los diferentes metales se encuentre siempre a las mismas condiciones (misma temperatura, concentraciones, presión, etc.). Para esta experimentación se cumple con ambas características ya que los tres metales utilizados son elementos (específicamente metales) de transición y las experimentaciones fueron realizadas todas bajo las mismas condiciones.

Las razones de escoger metales de transición para su uso como electrocatalizadores fueron dos. La primera, en la literatura encontrada para la electrólisis de urea, Boggs, *et al.* (2009) utiliza electrodos de Níquel. Esto fue lo que sirvió como punto de partida. La segunda, luego de la revisión bibliográfica se pudo observar que los elementos de transición son todos metales, con altos puntos de ebullición y de fusión y con buenas conductividades térmicas y eléctricas. Además, lo más importante, presentan alta actividad catalítica. (Satake. 2010: 2)

Las pruebas se realizaron en triplicado y posteriormente se realizó un análisis por medio del software Design Expert 10 utilizando un modelo estadístico por medio de análisis de varianza (ANOVA) para la validación de los resultados. Los resultados de este diseño experimental se muestran en el Cuadro 5, el cual representa la interacción de ambos factores en términos de la respuesta Hidrógeno producido. Dentro del Gráfico 1 se observan dos series, la primera (arriba – verde) representa la serie que corresponde a los datos obtenidos para la solución electrolítica de Hidróxido de Potasio 5M para cada uno de los tres materiales analizados. La segunda serie (abajo – rojo) representa la serie que corresponde a los datos obtenidos para la solución electrolítica de Hidróxido de Sodio 5M para cada uno de los tres materiales. Como se observa para ambas series, para cada uno de los puntos de los materiales de electrodo se observa el valor medio (punto) con sus respectivas desviaciones estándar (colas de cada punto).

Al solo observar el gráfico es posible observar que el Hidróxido de Potasio (KOH) 5M representa una mejor producción de hidrógeno dentro de la celda electrolítica, ya que la serie se encuentra por encima de la serie correspondiente a la de producción de hidrógeno con Hidróxido de Sodio (NaOH) 5M. Se podría afirmar entonces que la solución de Hidróxido de Potasio es la que debería de utilizarse dentro de la celda electrolítica para tener una mejor producción de hidrógeno mediante la electrólisis de urea.

Por otra parte, observando los materiales de electrodo, se puede observar que el Cobre es el material que presenta la menor cantidad de hidrógeno producido comparado con los otros dos materiales con un promedio de producción de hidrógeno de 0.150 mmol. Para el Níquel es posible observar que al utilizar la solución de Hidróxido de Sodio se obtienen, para el experimento realizado, 0.12 mmol de Hidrógeno y cuando se utiliza la solución de Hidróxido de Potasio, 0.21 mmol de Hidrógeno. Esto representa un promedio de producción para el Níquel de 0.165 mmol de Hidrógeno.

Para el Hierro se observa que utilizando la solución de Hidróxido de Sodio se obtienen 0.14 mmol de Hidrógeno y al utilizar el Hidróxido de Potasio se obtienen 0.20 mmol de Hidrógeno. Esto representa un promedio de producción para el Hierro de 0.170 mmol de Hidrógeno.

Para el análisis estadístico de esta experimentación nos referimos al Cuadro 6, que representa la tabla del análisis de varianzas (ANOVA) aplicado al modelo empleado. En este cuadro se puede observar que el modelo del diseño factorial empleado para la experimentación presenta un valor p de 0.0052. Esto indica que para una confianza del 99%, el modelo sí es significativo. Esto da la pauta para afirmar que el modelo utilizado para la experimentación si tiene validez estadística. Además la prueba F, para un $1-\alpha = 0.99$, también confirma que el modelo es en efecto significativo.

Utilizando el mismo criterio de significancia (valor p), se puede observar que la Solución Electrolítica (B) presenta un valor p de 0.0002, lo cual es menor que 0.01 por lo que también indica que para una confianza del 99%, la solución electrolítica es significativa para la producción de hidrógeno. Se puede afirmar entonces, apoyado estadísticamente, que la solución de Hidróxido de Potasio es aquella que permite significativamente la mayor producción de Hidrógeno dentro del proceso de electrólisis.

Una de las razones a las cuales se le puede adjudicar este resultado es debido a que según Santos y Sequeira (2013: 1178) el hidróxido de potasio es el electrolito más utilizado en este tipo de aplicaciones debido a que evita problemas de corrosión comparado con el uso de electrolitos ácidos. Menciona también que el KOH es preferido sobre el NaOH debido a que las soluciones de KOH presentan una mejor conductividad. Olivares, Campos, et.al. (2007: 3173) señalan también otra característica importante del KOH que lo hace un mejor electrolito. Estos autores indican que para el KOH, la reacción de evolución del hidrógeno es mayor comparada con la utilización de NaOH y esto se ve asociado a que usando el primero, la formación de hidruros metálicos

sobre los electrodos es menor, haciendo el proceso más eficiente, ya que permiten más área de contacto con el catalizador metálico.

Por otra parte, para el Material de Electrodo (A) se observa un valor p de 0.5417, valor por encima del 0.01 que indica la frontera de significancia e incluso de 0.05 si se tomara un nivel de significancia del 95%. Esto nos dice entonces que el material del electrodo, para esta experimentación que es válida por el criterio mencionado con anterioridad, no es significativo para la producción de hidrógeno. Lo que indica entonces que no existe una diferencia significativa estadística entre los tres materiales, para poder afirmar que uno de ellos es el que permite la mayor producción de hidrógeno dentro de la celda electrolítica. Si se hace énfasis en las cantidades de hidrógeno promedio obtenidas para cada metal (0.15 mmol para el cobre, 0.165 mmol para el Níquel y 0.170 mmol para el Hierro), estas cantidades no difieren significativamente una de la otra. Además, tomando en cuenta esas cantidades y el hecho de que los tres metales que se analizaron son metales de transición (lo que los hace compartir ciertas características generales), tiene sentido el hecho de que no se haya encontrado un metal en específico y significativo estadísticamente hablando, cuya actividad catalítica favorezca a la producción de hidrógeno.

Se podría entonces afirmar que a pesar de que se obtienen resultados similares tanto para el Níquel, como para el Hierro, este último es el que presenta la mayor producción de hidrógeno para la electrólisis de urea. Además, tomando en cuenta precio y accesibilidad del Hierro, se selecciona a este como material para el electrodo sobre el Níquel. Esto considerando que el precio de una placa de Níquel de 6x2 pulgadas y grosor 1/32 de pulgada es de \$31.15 (USD) según la distribuidora “ElectronTube” y el precio de una placa de Hierro con las mismas dimensiones sería de aproximadamente \$0.14 (USD) según la distribuidora Ferromaya.

Para la obtención del Gráfico 2, se realizaron mediciones de producción de hidrógeno a diferentes voltajes, 2, 4, 6, 8 y 12 Volts. Se fueron realizando mediciones a lo largo del tiempo de reacción para poder determinar cómo iba evolucionando la producción de hidrógeno mientras la celda electrolítica estaba en operación. Como se puede observar en el Gráfico 2, para cuando se aplicó 2V al sistema, se obtuvo la menor pendiente de todas, lo que es lógico tomando en cuenta que la corriente fue de tan solo (0.03 ± 0.01) A que es un valor bajo para la propiciar la energía necesaria para realizarse la electrólisis, sabiendo según las leyes de Faraday, que la producción de hidrógeno (en este caso) es proporcional a la corriente que pasa por el sistema. Además, para este punto es muy probable que apenas se haya sobrepasado el potencial estándar de la celda a esas condiciones. Para 4V se observa un cambio significativo, lo que se atribuye un aumento de corriente, la cual se registró como (0.51 ± 0.01) A, lo que representa una resistencia del sistema de (7.43 ± 0.06) Ohms comparado con una resistencia de (66.30 ± 0.06) Ohms que se tenía cuando se aplicaron los 2V al sistema. Esto puede adjudicarse a que a 2V el flujo corriente es tan baja que no permite la fácil movilidad de los electrones que son los que propician la disociación del agua para la producción de Hidrógeno. Además, es importante mencionar que para la producción de Hidrógeno a partir de la orina se requieren de solo 0.37V termodinámicamente. Esto, por

supuesto, es un ideal que sucedería a condiciones especiales sin tomar en cuenta las resistencias que puede presentar el sistema.

En este punto es importante recalcar que si bien se está utilizando a una solución de urea como materia prima para la producción de hidrógeno, esta urea no es la que proporciona directamente el hidrógeno que se produce. Lo que hace la urea en este sistema, como se muestra en la Ecuación No. 1, es disociarse en agua y proporcionar los electrones que van a ser útiles para la producción del hidrógeno. Luego, como se observa en la Ecuación No. 2, es esta agua que con la utilización de los seis electrones liberados por la urea, se disocia para la producción del hidrógeno, que es el producto de interés.

Al aplicar 6V al sistema se observa también un aumento significativo en la pendiente de la producción de hidrógeno en el tiempo. Al aplicar este voltaje a la celda, la misma soportó (5.54 ± 0.001) V y una corriente de (0.98 ± 0.01) A, representando una resistencia de (5.61 ± 0.06) Ohms. Para 8V aplicados el aumento de la pendiente es poca comparada con los aumentos que se venían dando, permitiendo la celda un promedio de (5.55 ± 0.001) V y una corriente de (0.99 ± 0.01) A, valores muy similares a los permitidos al aplicar 6V. La resistencia promedio para los 8V aplicados fue de (5.61 ± 0.06) Ohms. Finalmente para los 12V aplicados se observa que la curva se encuentra justo encima de la de 8V. Al aplicar estos 12V la celda permitió un promedio de (6.09 ± 0.001) V y una corriente de (1.13 ± 0.01) A, lo que representa una resistencia de (5.39 ± 0.05) Ohms. Como se puede observar, para los casos de 6, 8 y 12V aplicados, la resistencia es muy similar, por lo que se podría estar presentando una resistencia máxima del sistema, como un comportamiento asintótico, que no permite pasar más allá de los voltajes observados en estas últimas series de datos. Esto puede deberse a que existe un límite de la velocidad a la cual pueden migrar los electrones y las especies iónicas dentro del sistema. Por esta razón, no es conveniente aplicar un voltaje mayor a los 6V, ya que más allá de eso, los resultados prácticamente no varían y sería un desperdicio de energía utilizar un voltaje mayor.

Sabiendo que el voltaje a ser utilizado sería 6V, se prosiguió a realizar una experimentación similar a la que se hizo con anterioridad para los voltajes, pero durante un tiempo extendido con el objetivo de observar el comportamiento y tener más datos para la formulación de una ecuación cinética. El Gráfico 3, obtenido a partir de los datos del Cuadro 16, presenta los datos de la producción de hidrógeno en el tiempo. Al realizar esta gráfica, se obtiene una regresión lineal con un coeficiente de distribución de 0.9998. Este valor indica que los datos se ajustan de buena manera a los datos experimentales obtenidos, afirmando la linealidad de los mismos. De esta forma, se logra comprobar que el comportamiento de la producción de hidrógeno en la celda electrolítica a las condiciones planteadas, son de la forma de una ecuación de orden cero, teniendo una variación lineal de producción del hidrógeno en el tiempo.

Tener una ecuación de orden cero que describe el comportamiento de reacción, significa que dentro del sistema de reacción existen otros factores que afectan más a la velocidad con la que se produce el hidrógeno,

que las concentraciones de los reactivos presentes. Este factor podría ser la corriente, ya que como lo indica la ley para la electrólisis de Faraday, la cantidad de hidrógeno que se produzca en el sistema es proporcional a la cantidad de corriente que se le hace pasar.

Además, en este caso podríamos estar observando el comportamiento de una partícula cargada dentro de un campo eléctrico. Ya que si existe un campo eléctrico uniforme, la fuerza con la que se mueven las partículas cargadas (iones y electrones) dentro del sistema será constante, al igual que su aceleración. En la Gráfico 3 vemos este comportamiento representado, ya que la velocidad de producción de hidrógeno (la pendiente de dicho gráfico) es lineal a lo largo de la experimentación y sabiendo que la derivada de la velocidad es la aceleración, al derivar esta recta, estaríamos observando una aceleración constante. Por lo tanto, uno de los factores que más afectan a la velocidad de reacción del hidrógeno es la forma en la que se mueven las partículas cargadas dentro de la celda. Las ecuaciones pertinentes para la cinética de reacción y la velocidad se presentan en el Cuadro 7. Cabe mencionar que esta cinética es para una celda operando a las condiciones previamente descritas.

Para poder plantear un reactor electrolítico para la producción de Hidrógeno, se tomó como punto de partida la cantidad de hidrógeno necesaria para echar a andar un motor de combustión interna (233.44 g/h). Se planteó el escalamiento de la celda utilizada en el laboratorio, para poder determinar un reactor que lograra producir dicho flujo. Se utilizó este valor de 233.44 g/h debido a que Flores (2015:37) logró la combustión de hidrógeno gaseoso en un motor de combustión interna utilizando el flujo de hidrógeno mencionado. A partir de este flujo requerido, debía de ser posible la determinación de la corriente necesaria para producir dicho flujo. Esta relación viene dada por las leyes de Faraday para la electrólisis y se representa cuantitativamente en la Ecuación No. 11.

Sin embargo, al comparar los datos establecidos por la teoría (Leyes de Faraday) con los datos obtenidos en la experimentación, se observó que existía una discrepancia entre la producción de hidrógeno teórica con la experimental. Dicha discrepancia es posible observarla en el Cuadro 26 y Gráfico 19 del apéndice E.

Como se puede observar, la cantidad de hidrógeno experimental presenta un valor mayor (en la mayoría de casos), al valor que teóricamente debería de estarse produciendo. Eso imposibilitó la utilización de la ecuación de las Leyes de Faraday para poder determinar la corriente requerida para producir el flujo de hidrógeno necesario, para este caso en específico. Esta discrepancia, al ser mayor la cantidad producida experimentalmente que la teórica debe corresponder a que existen, dentro del sistema, otras fuentes que podrían llegar a producir hidrógeno como lo es el agua de la solución (H_2O) y el electrolito (KOH). Además, es posible que al exponer el material del electrodo (Hierro) a las condiciones de experimentación, ocurra una reacción alterna que aumente el flujo de corriente dentro del sistema, produciendo así, una mayor cantidad de hidrógeno que la descrita por las leyes de Faraday utilizando únicamente la ecuación de producción de hidrógeno a partir de la urea. Este caso se puede observar en el documento publicado por Boggs, *et.al.* (2009:4859) en el cual se explica como la

reacción entre el electrodo usado, níquel en ese caso, con la solución electrolítica, aporta corriente adicional dentro del sistema.

Debido a que en la ecuación de la Ley de Faraday se utiliza únicamente la cantidad de electrones que se involucran en la reacción de producción de hidrógeno a partir de Urea (ac.) –Ecuación No. 2– esta no tomaría en cuenta estas otras fuentes de hidrógeno mencionadas con anterioridad.

Por esta razón fue necesario realizar una correlación de la cantidad de corriente aplicada con la cantidad de hidrógeno producido experimentalmente. Dicha correlación se presenta en el Gráfico 18 (Anexo D). A partir de tener conocimiento de la forma en la que influye la corriente en la producción de hidrógeno para el sistema planteado, fue posible encontrar la corriente real necesaria para producir los 233.44 g/h de hidrógeno. Para dicho cálculo se procedió como se muestra en el numeral 4 de la sección D de Anexos.

Para la determinación del área de electrodos a utilizar en el reactor, que realmente se pueden determinar de forma arbitraria, se utilizó como punto de partida la densidad de corriente observada en el reactor experimental. Como repito, el tamaño de los electrodos se puede determinar arbitrariamente. Esto se debe a que como se observa en la Ecuación No. 11 de las Leyes de Faraday, la cantidad de hidrógeno producido no depende del área de electrodo, sino que únicamente de la corriente aplicada, la constante de Faraday, la masa molecular de la sustancia producida (Hidrógeno) y el número de electrones transferidos en la reacción para producir un mol de sustancia (2 para el caso del Hidrógeno a partir de Urea).

Para el cálculo del flujo necesario de orina para producir los 233.44 g/h de hidrógeno se comenzó por determinar qué cantidad de urea se consumió experimentalmente para lograr el flujo de hidrógeno obtenido. Se observó entonces que a los 7 minutos de reacción se había consumido únicamente el $(1.75 \pm 0.03) \%$ de la urea que había inicialmente dentro del sistema, es decir que el reactor proporciona una conversión de Urea del $(1.75 \pm 0.03) \%$. Se define operar el reactor con un espacio tiempo de 7 minutos (420 segundos), ya que experimentalmente se observó que fue durante ese tiempo que el sistema presentó condiciones de voltaje y amperaje (corriente) constantes.

Al conocer esta conversión de urea, se pudo utilizar la relación estequiométrica entre la urea y el hidrógeno para saber cuánta solución de solución de urea al 0.296M, se requería para dar el flujo de hidrógeno mencionado. Conociendo ese flujo y el tiempo de reacción fue posible determinar el volumen de operación del reactor que se plantea, que es un tanque cilíndrico con fondos y cabezales torisféricos. Se utiliza un porcentaje de seguridad del 20% para poder determinar el volumen de diseño. En base a ese volumen se determina la altura y el diámetro interno del tanque, tomando una relación $\alpha = H/D$ igual a 3 (Perry 2007).

Se plantea la utilización de fondos y cabezales toriesféricos tipo Klopper. Esto debido a que según (González 2014), los otros tipos de cabezales y fondos (Korbbogen, Elípticos o Semiesféricos) se utilizan cuando se tiene una presión igual o superior a 7kg/cm^2 y temperatura superior a $350\text{ }^\circ\text{C}$. Las especificaciones del reactor que se plantea se pueden observar en el Cuadro 8.

Como se puede observar se propone la utilización de un reactor de tanque agitado cuyo material sería vidrio vitrificado. Esto con el objetivo de que el interior del mismo no presente ninguna interferencia con la reacción. En dicho Cuadro 8 se menciona la utilización de un separador de teflón. El objetivo de este separador es permitir que los gases producidos en el cátodo salgan por un lado del reactor y los producidos en el ánodo, del otro lado del mismo. En la Figura 9 se observa un esquema que representa la forma que tendría el reactor planteado, donde F1 representa la alimentación (solución 0.296M urea –orina– y 5M KOH), F2 el flujo de salida, F3 el flujo de hidrógeno producido y F4 el flujo de gases que se produzcan en el ánodo.

Para este reactor también se plantea la instalación de un agitador y de un enchaquetamiento. Si bien en el reactor experimental no se utilizó agitación, se plantea la instalación de un mecanismo de agitación en caso de que al escalar el reactor, la transferencia de masa afecte a la velocidad de producción de hidrógeno. El enchaquetamiento también se plantea en caso de que en el ambiente haya un cambio extremo de temperatura y se requiera mantener la temperatura en el valor establecido.

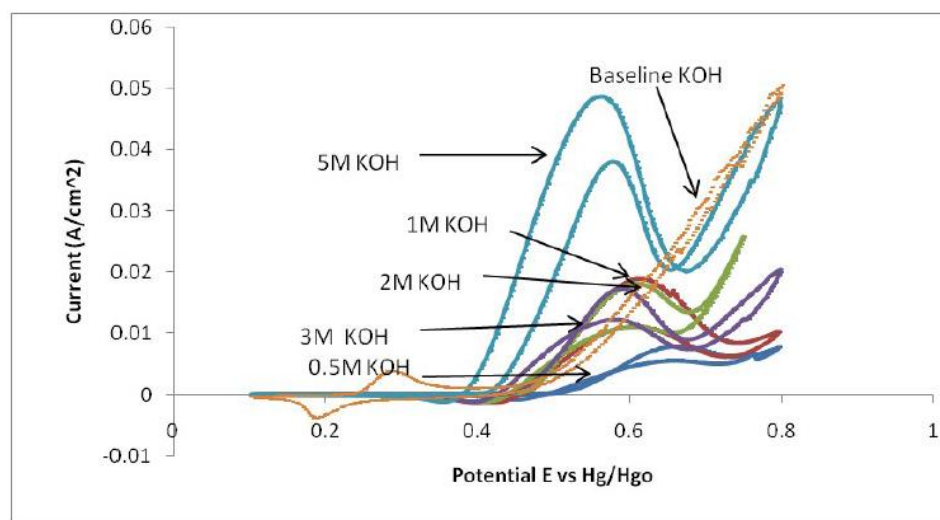
Este reactor sin embargo, puede llegar a presentar ciertos problemas. Uno de los principales problemas relacionados con este reactor es el requerimiento de corriente que el mismo presenta. Como se observa en el Cuadro 8, se necesita $(2.97\text{E}+3 \pm 29.7)$ Amperios para poder producir el flujo de hidrógeno mencionado. Otro inconveniente es el hecho de que si se necesitara eventualmente, producir una mayor cantidad de hidrógeno y se requiriera un volumen mayor, se tendría que construir un nuevo reactor. Otro factor es el material, debido al alto costo de construir un reactor de acero vitrificado. Además, se tendría que hacer pruebas al momento de la construcción del reactor para saber si efectivamente es posible, por medio de un separador en la parte superior del reactor, obtener hidrógeno limpio de un extremo del reactor sin la necesidad de realizar un tratamiento de purificación posterior.

Por estas razones se plantea un reactor alternativo, un arreglo de placas múltiples. En el Cuadro 27 se observan las especificaciones que debería de tener dicho reactor. En las Figuras 9 y 10 Se observa la forma en la que este reactor estaría ensamblado. En donde el 1 representa la placa final, el 2 la placa final de electrodo, 3 las placas de electrodos y el 4 los empaques. Dichas figuras fueron extraídas del trabajo de investigación presentado por (Biradar 2007) quien presenta la forma en la que se deben de ensamblar las placas para lograr la construcción el reactor. La razón por la cual este reactor presenta ventajas sobre el otro reactor es que para lograr la producción del hidrógeno requerido, se necesita de tan solo 5A por celda unitaria. Como se observa en el Cuadro 27 se necesita de 100 celdas individuales para lograr producir los 233.44 g/h . Esto representaría

la aplicación de 500A comparado con los $(2.97E+3 \pm 29.7)$ A necesarios en el primer reactor planteado. Además, por el diseño de placas, este reactor se puede modificar agregando o removiendo placas (celdas individuales) en el caso de que se requiera producir una cantidad diferente de hidrógeno. Lo cual evita tener que construir un reactor completamente nuevo en caso de que haya una modificación. En términos del material, el principal material necesario sería el de los electrodos, que según se planteó anteriormente sería de Hierro. Este tipo de reactor no necesita de un material de recubrimiento, sino que únicamente se necesitarían dos placas (las placas finales) de un material como el acero inoxidable o teflón para mantener juntas las placas (electrodos). Por último, una de las principales ventajas es el hecho de que el reactor está diseñado de forma que una parte del flujo pase únicamente por el cátodo y la otra parte del flujo pasa únicamente por el ánodo, en un funcionamiento análogo a un intercambiador de calor de placas. Esto evita cualquier posibilidad de que los gases se puedan llegar a mezclar y se logra con un 100% de seguridad, que de un extremo del arreglo de placas se obtenga únicamente hidrógeno limpio y del otro extremo, los gases producidos en el ánodo. Para este reactor tampoco se necesita, lógicamente por la estructura del reactor, una agitación ya que el paso por las placas crea una turbulencia que podría aumentar la transferencia de masa y por lo tanto, la producción de hidrógeno.

Por medio de revisión bibliográfica se determinó que la concentración electrolítica sería de 5M KOH. En la tesis publicada por (Deepika. 2009: 61) se hace un estudio de la concentración de la solución electrolítica del hidróxido de potasio analizando cinco niveles para la concentración siendo estos 0.5M, 1M, 2M, 3M y 5M, manteniendo constante la concentración de urea en 20 g/L^{-1} y a temperatura ambiente. Para estos experimentos la variable analizada fue la densidad de corriente. Como se observa en el Gráfico 4, la solución con una concentración de 5M KOH es la que corresponde al pico más alto en la densidad de corriente. En esa investigación publicada, no existió algún incremento significativo para el caso de 0.5M, 1M, 2M y 3M KOH.

Gráfico 4. Análisis reportado por Deepika (2009:64) del análisis de la densidad de corriente por medio de voltametría cíclica a diferentes concentraciones de solución electrolítica (KOH)



De esta manera se concluyó que la concentración del KOH influye significativamente en la catálisis de la reacción. El hecho de que mayor densidad de corriente haya sido observada para una concentración de 5M afirma que una concentración alta de KOH es más favorable para la reacción de electro oxidación. Esta es la razón por la cual se seleccionó una concentración de 5M KOH para la operación de la celda electrolítica, siendo la densidad de corriente un factor importante, ya que a mayor corriente que pasa por el sistema, mayor es la velocidad de producción de hidrógeno en la reacción de electrólisis, según la Ley de Faraday.

Una de las características de la obtención de hidrógeno mediante el uso de la electrólisis de urea es que la reducción del agua, de donde se genera el hidrógeno gaseoso, ocurre únicamente en el cátodo. Esto permite colectar el gas hidrógeno puro en uno de los extremos de la celda evitando así la necesidad de una purificación posterior. Tal y como lo menciona (Boggs, et.al. 2009:4860) en el cátodo se genera hidrógeno gaseoso puro. Por lo que al ser producido, se puede utilizar directamente en un motor de combustión para la producción de energía o en cualquier otra aplicación en donde el hidrógeno sea requerido.

Para comprobar el hecho de que se produzca hidrógeno puro en el cátodo dentro de la celda utilizada para la experimentación, se realizó un análisis instrumental, por medio de cromatografía de gases, para la determinación de la pureza del gas producido. Como estándar se utilizó el hidrógeno de Productos del Aire: Hidrógeno UHP 5, 96.8 L a 2,000 psi, ya que este fue el hidrógeno utilizado por Flores (2005:30) para lograr poner a funcionar un motor de combustión interna Honda GX-120, con ciertas modificaciones y a unas condiciones determinadas mencionadas en su documento.

Como se puede observar en el Cuadro 9, el hidrógeno producido presenta un porcentaje promedio de $(99.71151 \pm 0.00001) \%$. Este valor comparado con el $(99.91261 \pm 0.00001) \%$ que se obtuvo para el hidrógeno estándar, representa un porcentaje de discrepancia del 0.20%, lo cual se considera con la precisión adecuada para este tipo de análisis, lo cual nos lleva a afirmar que el hidrógeno producido en la celda electrolítica es apto para ser utilizado en un motor de combustión interna.

El otro $(0.28849 \pm 0.00002) \%$ del hidrógeno que se produce por medio de electrólisis corresponde a la humedad presente en el gas. Esto debido a que el hidrógeno producido dentro del sistema pasa a través de la solución electrolítica la cual puede llegar a humedecer el hidrógeno producido en el electrodo. Finalmente, se debe de tomar en cuenta que si bien el hidrógeno que se produce sale del sistema listo para utilizarse en un motor de combustión interna en términos de la pureza, es necesario realizar una compresión de este gas para poder proporcionarle la presión necesaria para que ingrese al motor y ocurra su combustión.

IX. CONCLUSIONES

1. Se determinó que de los tres materiales analizados para ser utilizados como electrodos, entre ellos no existe una diferencia significativa en términos de la producción de hidrógeno como para poder afirmar que uno de ellos es el material que permite la mayor producción del gas deseado. Sin embargo considerando que el precio de una placa de Niquel de 6x2 pulgadas es de \$31.15 (USD) según la distribuidora “ElectronTube” y el precio de una placa de Hierro con las mismas dimensiones sería de aproximadamente \$0.14 (USD) según la distribuidora Ferromaya, se selecciona al Hierro como material a utilizar como electrodo en el reactor electrolítico.
2. Se determinó que dentro de las dos soluciones electrolíticas analizadas, la que permite significativamente la mayor producción de hidrógeno dentro de la celda, es la de Hidróxido de Potasio 5M. Esto apoyado por un análisis de varianzas ANOVA con una confianza del 99%.
3. El voltaje que es necesario aplicar a la celda electrolítica es de 6V con una corriente directa. Este voltaje representa el punto de equilibrio entre la producción de hidrógeno y el requerimiento energético.
4. Se formuló una ecuación cinética de reacción de orden cero, obteniendo una velocidad de reacción por unidad de volumen de $(2.08 \times 10^{-5} \pm 6.71E-07)$ gH₂/s a 6V aplicados, que permite conocer la forma en la que se va produciendo el hidrógeno dentro de la celda, a las condiciones planteadas, a lo largo del tiempo. En base a esto y conociendo el flujo requerido para el funcionamiento de un motor de combustión interna, fue posible encontrar el flujo de orina necesario y el volumen de la celda.
5. Con las condiciones encontradas se planteó un reactor electrolítico de tanque agitado para la producción de hidrógeno. Con un material de acero vitrificado, un flujo de solución 0.296M de urea (orina) de (7.45 ± 0.02) m³/h, una conversión de urea de (1.75 ± 0.03) %, un volumen de diseño de (0.87 ± 0.02) m³, electrodos de Hierro con un área de (1.25 ± 0.17) m², 5M KOH como solución electrolítica y un requerimiento de corriente de $(2.97E+3 \pm 29.7)$ A.
6. Se presentaron las razones por las cuales este tipo de reactor (tanque agitado) no resulta adecuado para este tipo de reacción específica y se planteó un reactor tipo arreglo de placas múltiples de 100 celdas individuales. Esto debido a que permite colocar en un solo reactor, la cantidad de electrodos requeridos y además, permite obtener en un extremo el hidrógeno puro sin la necesidad de hacerlo pasar por un tratamiento posterior. Por otra parte, este arreglo también permite aumentar el tamaño del reactor en caso de ser necesario, con simplemente agregar más placas al arreglo, evita la eventual utilización de

un agitador, no necesita utilizar un material como el acero vitrificado y requiere de solo 500 A de corriente.

7. Por medio de un análisis instrumental, utilizando la cromatografía de gases, se logró determinar que la pureza del gas hidrógeno producida es comparable la del hidrógeno que fue utilizado como combustible para echar a andar un motor de combustión interna. Por esta razón se puede afirmar que el hidrógeno que se produce en el cátodo de la celda a partir de la solución de urea al 0.296 M, puede ser utilizado, sin necesidad de un proceso posterior de purificación, en un motor de combustión interna como combustible gaseoso.

X. RECOMENDACIONES

Para este proyecto se recomienda investigar acerca del tiempo de vida de los electrodos al momento de operar la celda electrolítica, así como determinar si es posible obtener resultados similares en cuanto a la producción de hidrógeno utilizando una solución electrolítica menos concentrada que la utilizada en este proyecto.

Se recomienda también realizar un estudio del cambio de la cantidad de hidrógeno producido en la celda al variar las temperaturas y presiones operación, así como la concentración de la solución electrolítica. Encontrando así gráficos y ecuaciones que permitan relacionar el hidrógeno producido con las variables mencionadas.

También determinar si es posible disminuir las resistencias dentro de la celda para operar a un voltaje menor, logrando mantener o incluso aumentar la cantidad de corriente que circula por el sistema, con el objetivo de disminuir los requerimientos energéticos de la celda.

Analizar la posibilidad de crear una recirculación del flujo en la celda electrolítica, utilizar un arreglo de reactores ya sea en serie o en paralelo o alguna combinación de estas alternativas, con el objetivo de poder tener un mejor aprovechamiento de la materia prima, logrando disociar la mayor cantidad de urea para la producción de hidrógeno.

Es recomendable también, realizar un estudio detallado de las transformaciones químicas que se llevan a cabo dentro del sistema con el objetivo de determinar con exactitud las fuentes adicionales de producción de hidrógeno dentro de un sistema como el planteado. Entre esas posibles fuentes de producción de hidrógeno, determinar si la interacción entre la solución electrolítica y el electrodo, involucra alguna reacción que genera corriente adicional al sistema. Así como la investigación a detalle por medio de experimentación para un reactor como el planteado de arreglo de placas múltiples.

XI. BIBLIOGRAFÍA

1. Abdul Aziz, H. y Mojiri, Amin. 2014. *Wastewater Engineering: Advanced Wastewater Treatment Systems*. Malasya: IJRS Publications. 244 págs.
2. Aguer Hortal, Mario y Miranda Barreras, Ángel L. 2012. *El Hidrógeno: Fundamento de un futuro equilibrado*. 2^{da} ed. España: Diaz de Santos. 249 págs.
3. Appleby, A.J. 1971. «Electrocatalysis and Fuel Cells». *Catalysis Reviews: Science and Engineering*. [Estados Unidos]. 4(1): 221 – 224.
4. Biradar, Mahesh. 2007. «Design, Scale-Up, and Integration of an Ammonia Electrolytic Cell with a Proton Exchange Membrane (PEM) Fuel Cell». Tesis Ohio University. 75 págs.
5. Boggs, Bryan; King, Rebecca y Botte, Gerardine. 2009. «Urea electrolysis: direct hydrogen production from urine». *Revista Chemical Communications* [Reino Unido]. págs. 4859 – 4861. España: Paidotribo. 514 págs.
6. Clavijo, Alfonso. 2002. *Fundamentos de química analítica. Equilibrio iónico y análisis químico*. Colombia: Universidad Nacional de Colombia. 1009 págs.
7. Energy Efficiency & Renewable Energy. 2016. *Hydrogen Basics*. U.S. Department of Energy. Estados Unidos. http://www.afdc.energy.gov/fuels/hydrogen_basics.html. [16 de junio de 2016]
8. Energy Efficiency & Renewable Energy. 2011. *Fuel Cell Technologies Program - Hydrogen and Fuel Cell Technologies Program: Storage*. U.S. Department of Energy. Estados Unidos. 2 págs. _____; 2011a. *Fuel Cell Technologies Program Safety Codes and Standards* U.S. Department of Energy. Estados Unidos. 2 págs.
9. Donnersberger, Anne B. y Lesak, Anne E. 2002. Libro de laboratorio de anatomía y fisiología
10. Dunn, Seth. 2002. «Hydrogen futures: toward a sustainable energy system». *Revista Internacional de la Energía del Hidrógeno*. [Estados Unidos]. págs. 235 – 264.
11. Fatouh, M.; Shedid, M.H. y Elshokary, S. 2013. «Effect of operating and geometric parameters on hydrogen production from an alkali eletrolyzer». *International Journal on Power Engineering and Energy*. [Egipto]. págs. 395 – 399.
12. Flores, Margarita. 2015. «Integración de una unidad generadora de energía eléctrica, a partir de la combustión de hidrógeno, producto de la electrólisis de orina humana: Ajuste de un motor Honda GX-120 para utilizar hidrógeno como combustible». Mega Proyecto Universidad del Valle de Guatemala. 51 págs.
13. Fonseca, L. y Berrocal, L. 2004. *Cinética química aplicada a los procesos de descomposición de los fármacos*. Costa Rica: Editorial de la Universidad de Costa Rica. 73 págs.
14. Fuentes, X; Castiñeiras, M.J.; Queraltó, J.M. 1998. *Bioquímica clínica y Patología molecular*. Volumen II. Barcelona, España: Reverté. 1113 págs.
15. González, Alba. 2014. «Diseño de una planta de producción de vinagre a partir de melazas de remolacha azucarera». Proyecto de fin de carrera Universidad de Cádiz. 386 págs.

16. González, Remedios. 2011. *Química general para las ciencias ambientales*. España: Universidad de Valencia. 356 págs.
17. Gore, Charles. 2003. *Electrolytic Separation, Recovery and Refining of Metals*. Estados Unidos: Watchmaker. 320 págs.
18. Instituto Nacional de Estadística de Guatemala. 2014. *Caracterización departamental Guatemala 2013*. Gobierno de Guatemala. Guatemala. 78 págs.
19. Jespersen, Niel D. 2007. *Barron's AP Chemistry*. Estados Unidos de Norteamérica: Barron's Educational Series. 806 págs.
20. Mantell, C.L. 1980. *Ingeniería Electroquímica: 4ta edición*. España: Reverté. 668 págs.
21. McCubbin DR, *et al.* 2002. «Livestock ammonia management and particulate-related health benefits». *Revista Environ Sci Technol*. [Estados Unidos]. págs. 1141 – 1146.
22. Ohio University. *Gerardine Botte*.
<https://www.ohio.edu/engineering/about/people/profiles.cfm?profile=botte>. [28 de Octubre de 2015].
23. Olivares, J.M. *et al.* 2007. «Studies on the hydrogen evolution reaction on different stainless steels». *Revista Hydrogen Energy, Elsevier*. [México]. págs. 3170 – 3173.
24. Pallais, Sofía. 2015. «Cuantificación de urea en orina humana para la implementación de una celda ureolítica en una unidad generadora de energía». Tesis Universidad del Valle de Guatemala. 102 págs.
25. Pardó, Grégorie y Putsche, V. 1999. *Survey of the Economics of Hydrogen Technologies*. Estados Unidos: National Renewable Energy Laboratory. 57 págs.
26. Perry, R. y Green, D. 2007. *Perry's Chemical Engineers's Handbook: 8va edición*. Estados Unidos: McGraw Hill. 2400 págs.
27. Satake, M. y Mido, Y. 2010. *Chemistry of Transition Elements*. India. Discovery Publishing House. 220 págs.
28. Senner, Adolf. 1994. *Principio de electrotecnia*. Barcelona, España: Reverté. 448 págs.
29. Santos, Diogo y Sequeira César. 2013. «Hydrogen production by alkaline water electrolysis». *Revista Quim. Nova* [Portugal]. págs. 1176 – 1193.
30. Singh, Deepika. 2009. «Analysis of Urea Electrolysis for Generation of Hydrogen». Tesis Ohio University. 100 págs.
31. Skoog, Douglas, *et al.* 2001. *Química analítica*. México: McGraw Hill. 795 págs.
32. Special Steels & Metals Limited. [http://www.ssm.co.nz/sitefiles/file/Copper110%20\(2\).pdf](http://www.ssm.co.nz/sitefiles/file/Copper110%20(2).pdf). [06 de Agosto de 2016]
33. Vedharathinam, Vedarsi y Botte, Gerardine. 2012. «Understanding the electro-catalytic oxidation mechanism of urea on nickel electrodes in alkaline medium». *Revista Elsevier: Electrochemical Act* [Estados Unidos]. Págs. 292 – 300.

XII. ANEXOS

A. DATOS EXPERIMENTALES

Cuadro 10. Datos obtenidos del volumen de hidrógeno producido para el diseño experimental realizado para el material de electrodo (A) y la solución electrolítica (B), una temperatura de $(27.5 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y Presión de (0.8055 ± 0.0007) atm

No.	Electrolito	Electrodo	Vol. Inicial (± 0.5 ml)	Vol. Final (± 0.5 ml)
1	NaOH	Ni	13.6	17.7
2	NaOH	Ni	8.5	12.0
3	NaOH	Ni	17.6	21.5
4	NaOH	Fe	5.5	11.3
5	KOH	Ni	3.3	11.0
6	KOH	Cu	8.3	13.8
7	KOH	Cu	8.3	13.6
8	NaOH	Fe	6.8	10.5
9	NaOH	Cu	7.8	11.0
10	KOH	Fe	10.8	16.5
11	KOH	Fe	6.5	12.8
12	KOH	Cu	7.3	13.5
13	NaOH	Cu	8.8	12.5
14	KOH	Fe	6.2	12.3
15	KOH	Ni	9.0	15.5
16	NaOH	Cu	14.3	18.0
17	NaOH	Fe	6.5	9.5
18	KOH	Ni	10.0	15.0

Cuadro 11. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 2 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	Voltaje ($\pm 0.001\text{V}$)	Amperaje ($\pm 0.01\text{A}$)	Vol. H ₂ ($\pm 0.5\text{ml}$)	Tiempo ($\pm 0.01\text{s}$)
1	1.993	0.03	3.0	212.00
2	1.989	0.03	5.0	369.00
3	1.989	0.03	7.0	514.00
4	1.989	0.03	9.0	684.00
5	1.985	0.03	11.0	790.00
6	1.985	0.03	13.0	932.00
7	1.985	0.03	15.0	1098.00
8	1.988	0.03	17.0	1253.00
9	1.988	0.03	19.0	1415.00
10	1.987	0.03	21.0	1643.00
11	1.986	0.03	23.0	1751.00
12	1.986	0.03	25.0	1912.00
13	1.986	0.03	27.0	2065.00
14	1.988	0.03	29.0	2230.00
15	1.991	0.03	33.0	2592.00

Cuadro 12. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 4 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	Voltaje ($\pm 0.001\text{V}$)	Amperaje ($\pm 0.01\text{A}$)	Vol. H ₂ ($\pm 0.5\text{ml}$)	Tiempo ($\pm 0.01\text{s}$)
1	3.790	0.51	4.0	88.00
2	3.790	0.51	9.0	154.00
3	3.790	0.51	14.0	217.50
4	3.800	0.51	19.0	281.97
5	3.800	0.51	24.0	344.72
6	3.790	0.51	29.0	408.72
7	3.790	0.51	34.0	473.38
8	3.790	0.51	39.0	535.43
9	3.798	0.51	44.0	596.86
10	3.790	0.51	49.0	662.94
11	3.738	0.51	54.0	704.14
12	3.790	0.51	59.0	732.31
13	3.790	0.51	64.0	783.89
14	3.720	0.49	69.0	824.64
15	3.715	0.49	84.0	941.16

Cuadro 13. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 6 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	Voltaje ($\pm 0.001\text{V}$)	Amperaje ($\pm 0.01\text{A}$)	Vol. H ₂ ($\pm 0.5\text{ml}$)	Tiempo ($\pm 0.01\text{s}$)
1	5.540	0.98	5.0	18.08
2	5.540	0.98	9.0	38.97
3	5.530	0.98	14.0	56.96
4	5.530	0.98	20.0	79.06
5	5.530	0.98	24.0	97.01
6	5.530	0.98	29.0	117.76
7	5.530	0.98	34.0	137.78
8	5.530	0.98	39.0	160.99
9	5.560	0.99	42.0	174.66
10	5.560	0.99	48.0	196.54
11	5.590	1.00	52.0	217.19
12	5.530	0.98	57.0	241.93
13	5.540	0.98	62.0	263.41
14	5.540	0.98	67.0	283.02
15	5.550	0.98	82.0	346.27

Cuadro 14. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 8 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	Voltaje ($\pm 0.001\text{V}$)	Amperaje ($\pm 0.01\text{A}$)	Vol. H ₂ ($\pm 0.5\text{ml}$)	Tiempo ($\pm 0.01\text{s}$)
1	5.700	1.02	7.0	25.02
2	5.700	1.02	11.0	36.52
3	5.680	1.02	15.5	49.95
4	5.650	1.02	20.5	65.78
5	5.630	1.02	25.5	79.73
6	5.610	1.00	30.5	94.19
7	5.590	1.00	35.5	108.92
8	5.570	0.99	41.0	122.23
9	5.530	0.99	45.0	135.12
10	5.500	0.97	50.5	151.52
11	5.460	0.97	55.5	164.87
12	5.450	0.96	60.5	180.78
13	5.420	0.96	65.5	195.20
14	5.410	0.95	70.5	209.74
15	5.380	0.95	85.5	254.00

Cuadro 15. Datos experimentales para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 12 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	Voltaje ($\pm 0.001\text{V}$)	Amperaje ($\pm 0.01\text{A}$)	Vol. H₂ ($\pm 0.5\text{ml}$)	Tiempo ($\pm 0.01\text{s}$)
1	6.120	1.13	4.0	14.18
2	6.120	1.13	9.0	27.27
3	6.120	1.13	14.0	43.73
4	6.120	1.13	19.0	56.10
5	6.080	1.13	24.0	70.14
6	6.100	1.13	29.0	85.23
7	6.100	1.13	34.0	99.63
8	6.080	1.13	39.0	114.48
9	6.080	1.13	44.0	128.32
10	6.060	1.13	49.0	143.07
11	6.080	1.13	54.0	156.10
12	6.080	1.13	59.0	171.65
13	6.080	1.13	64.0	185.13
14	6.070	1.13	69.0	199.82
15	6.070	1.13	79.0	232.58

Cuadro 16. Datos experimentales para la cinética de reacción para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 6 voltios aplicados, una temperatura de $(28.5 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	Voltaje ($\pm 0.001\text{V}$)	Amperaje ($\pm 0.01\text{A}$)	Vol. H ₂ ($\pm 0.5\text{ml}$)	Tiempo ($\pm 0.01\text{min}$)
1	5.450	0.98	34.00	1.72
2	5.470	0.98	94.50	4.21
3	5.550	0.98	113.00	4.89
4	5.510	0.98	150.50	6.98
5	4.060	0.6	180.50	8.62
6	4.110	0.59	217.50	10.43
7	3.660	0.48	252.50	12.41
8	4.030	0.58	309.50	15.41
9	3.550	0.45	405.50	20.37
10	3.490	0.43	505.00	25.69
11	4.500	0.72	597.00	30.64
12	4.440	0.68	692.00	36.00
13	4.580	0.73	787.00	40.81
14	4.670	0.74	879.50	45.51
15	4.550	0.72	970.50	50.14
16	4.550	0.71	1063.50	55.24
17	4.480	0.69	1165.50	60.46

Gráfico 5. Primera corrida para el estándar de hidrógeno

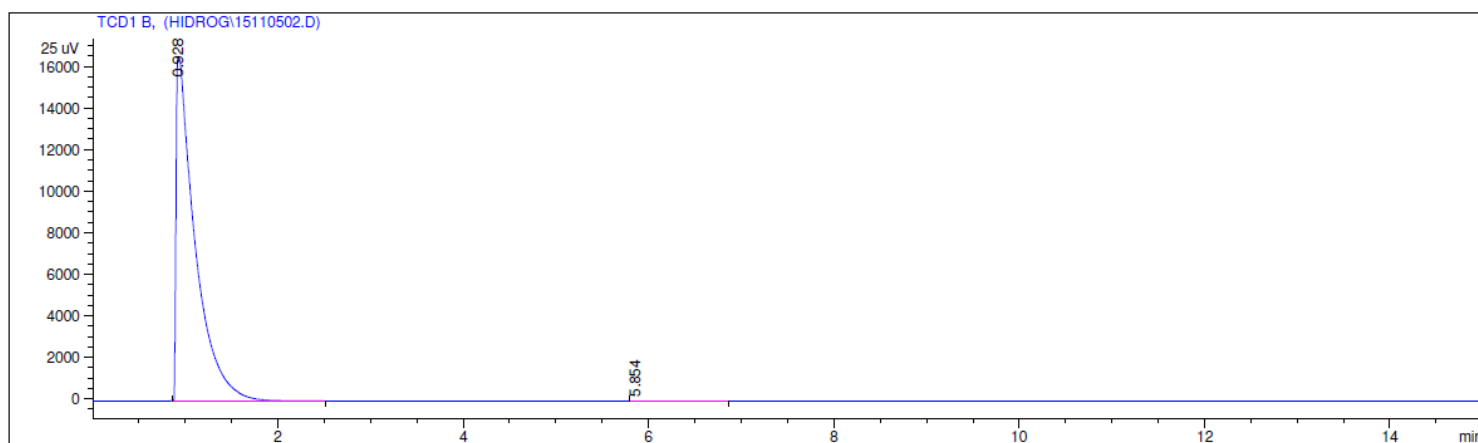


Gráfico 6. Segunda corrida para el estándar de hidrógeno

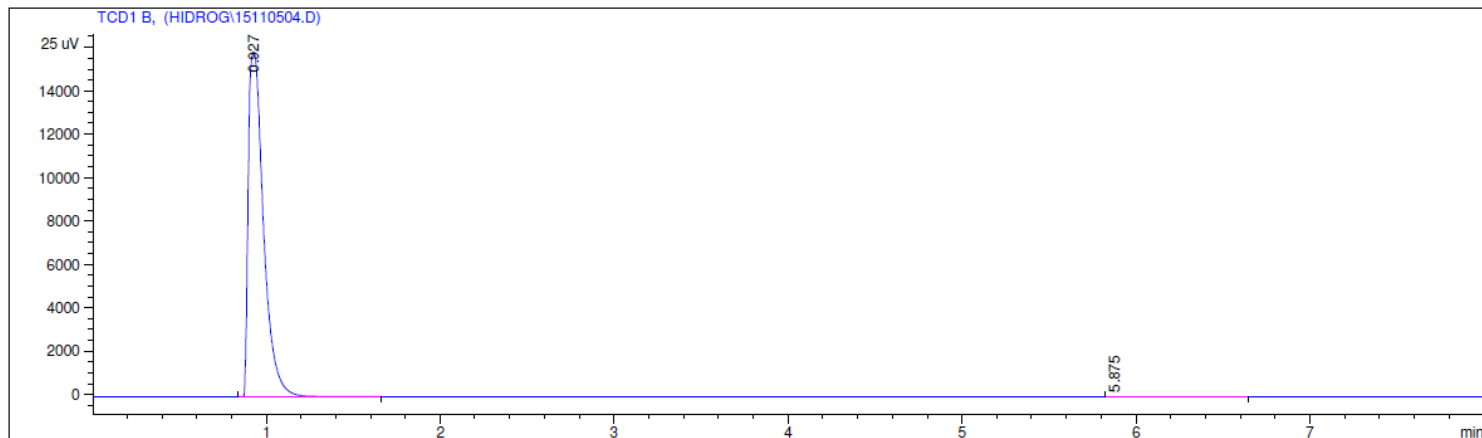


Gráfico 7. Tercera corrida para el estándar de hidrógeno

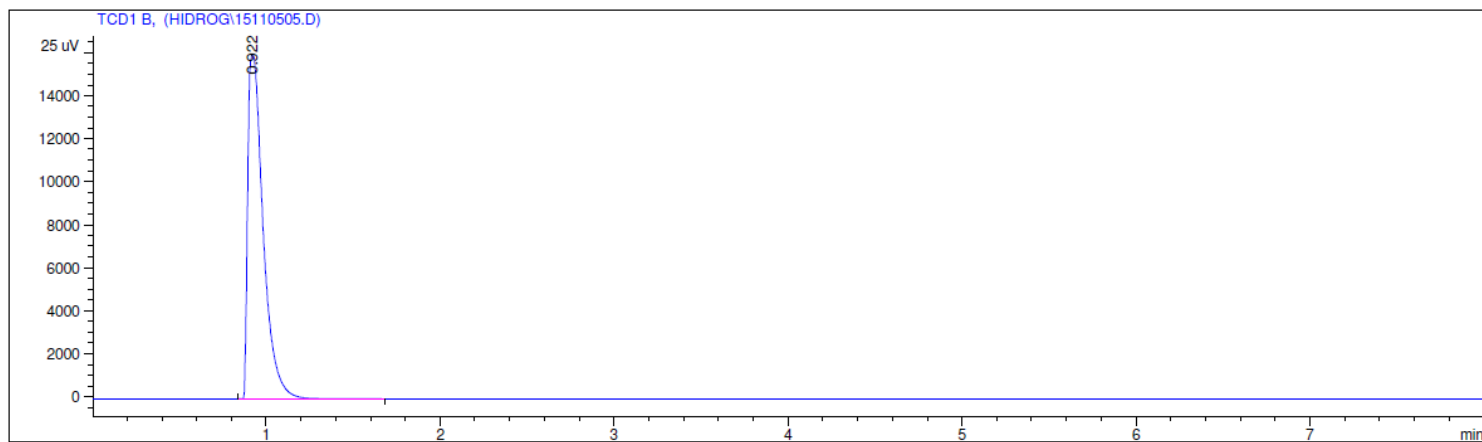


Gráfico 8. Primera corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis

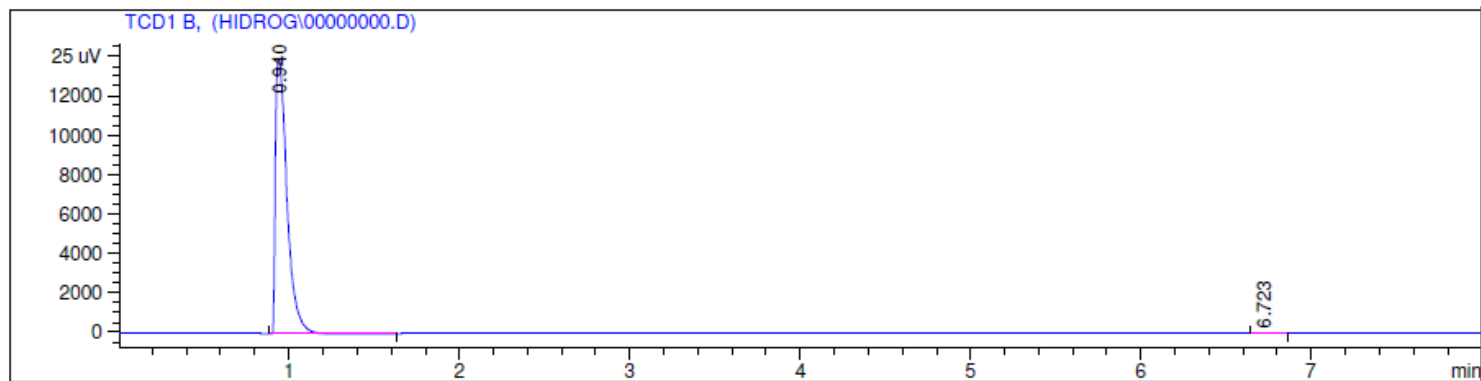


Gráfico 9. Segunda corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis

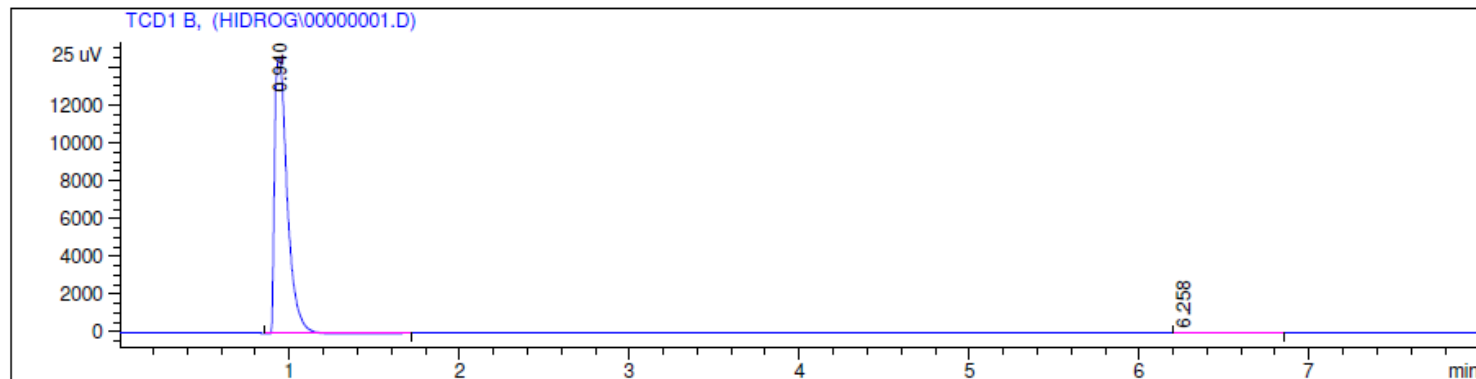


Gráfico 10. Tercera corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis

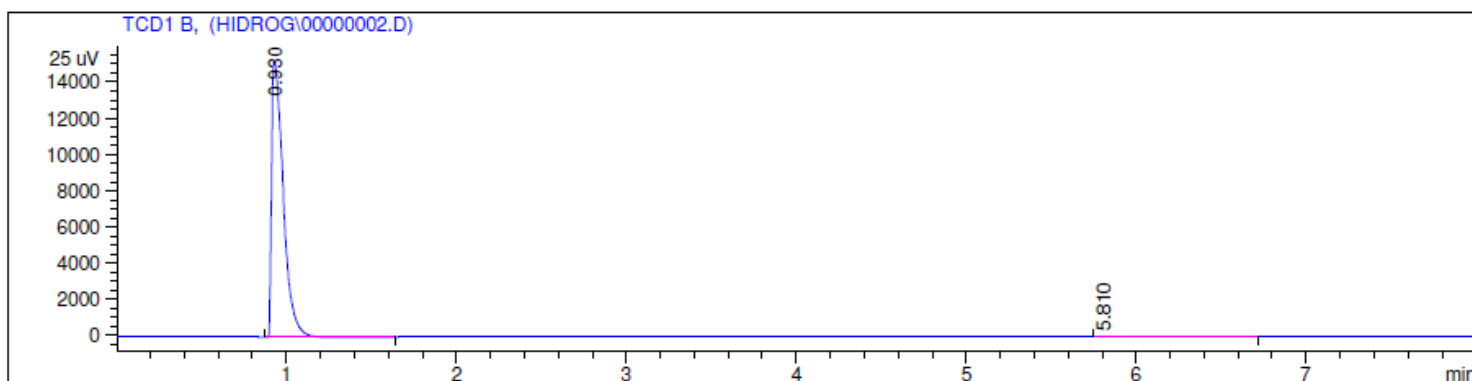


Gráfico 11. Cuarta corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis

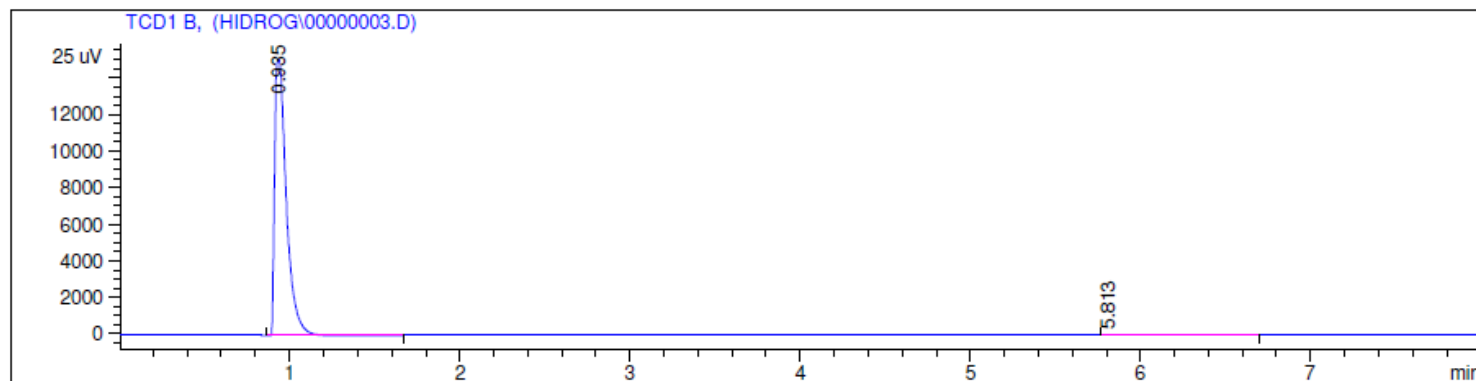


Gráfico 12. Quinta corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis

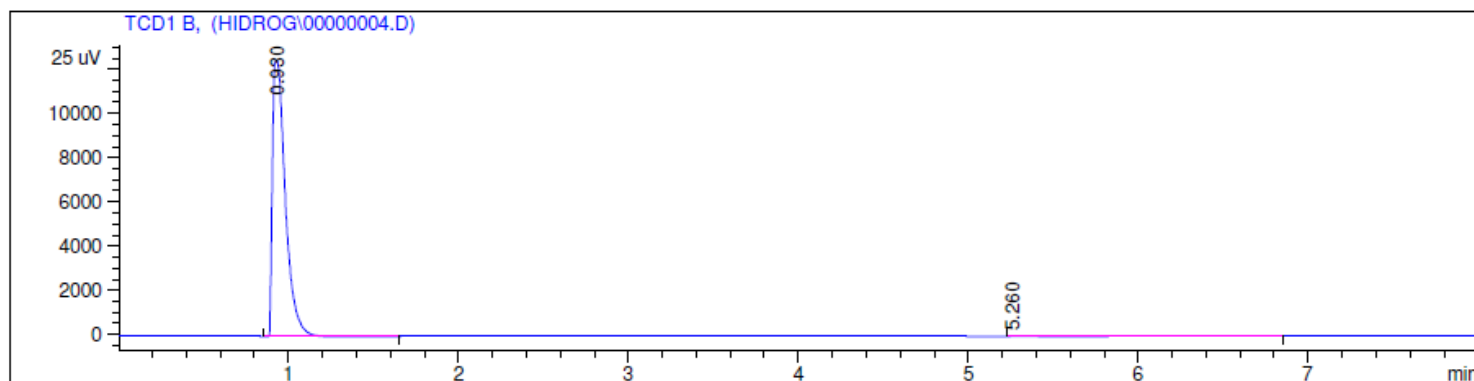


Gráfico 13. Sexta corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis

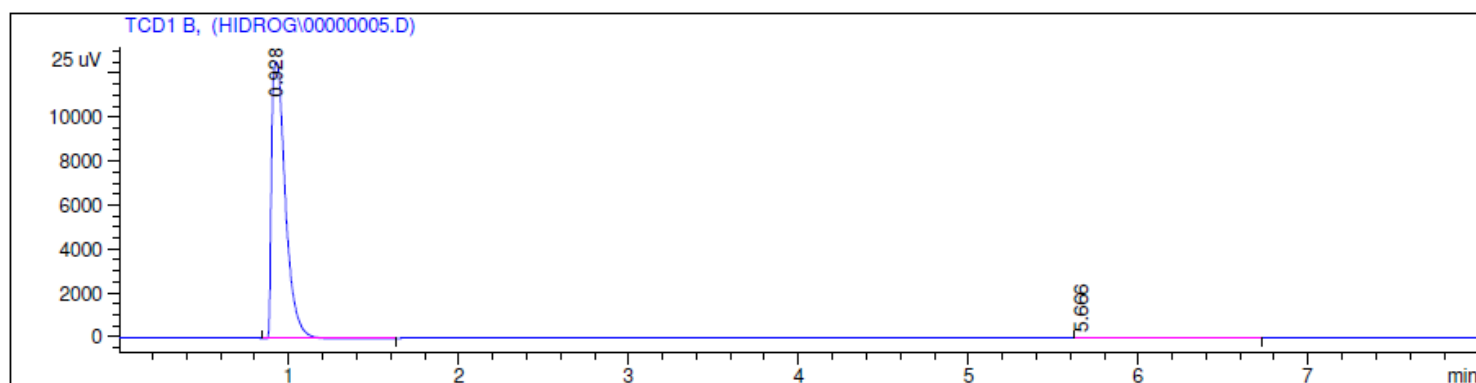


Gráfico 14. Séptima corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis

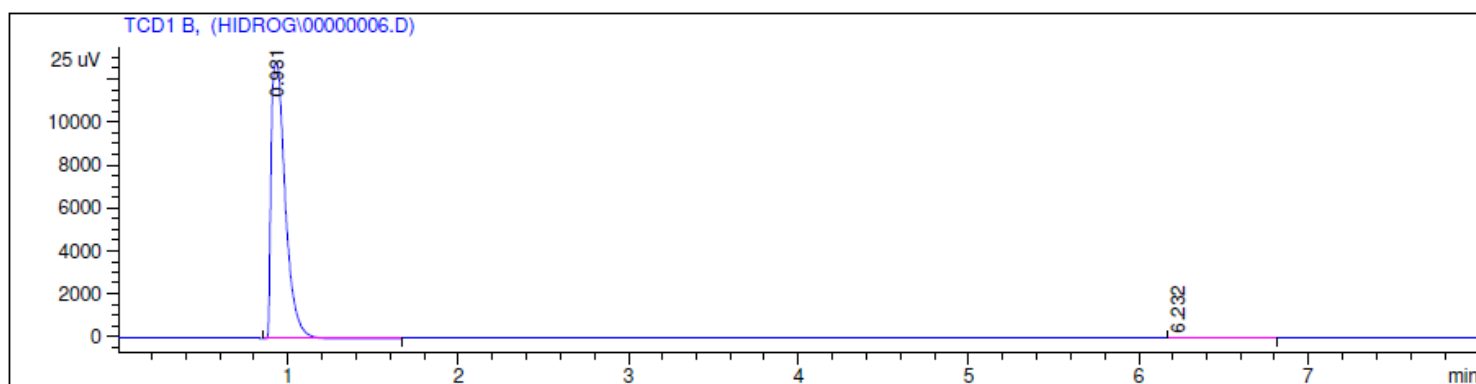


Gráfico 15. Octava corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis

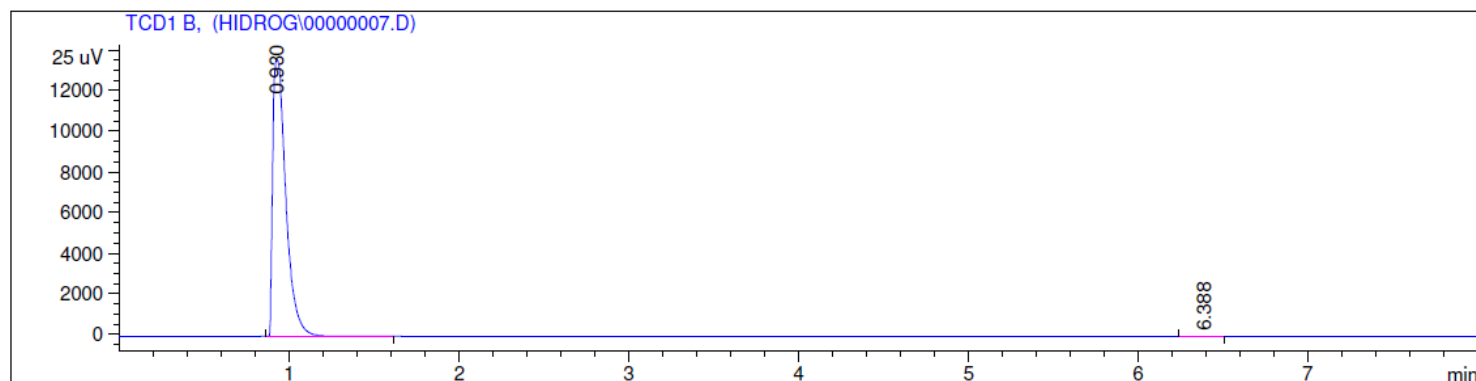


Gráfico 16. Novena corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis

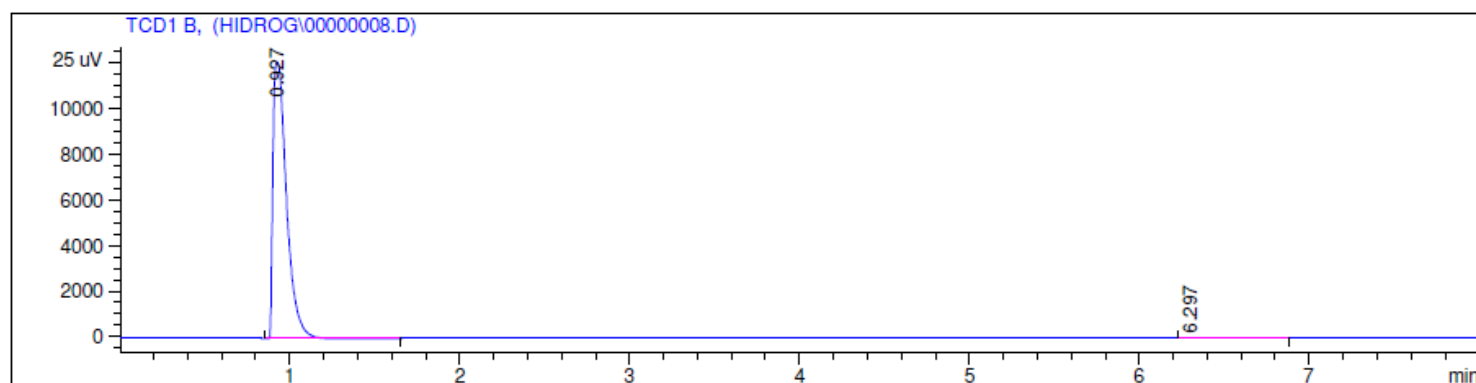
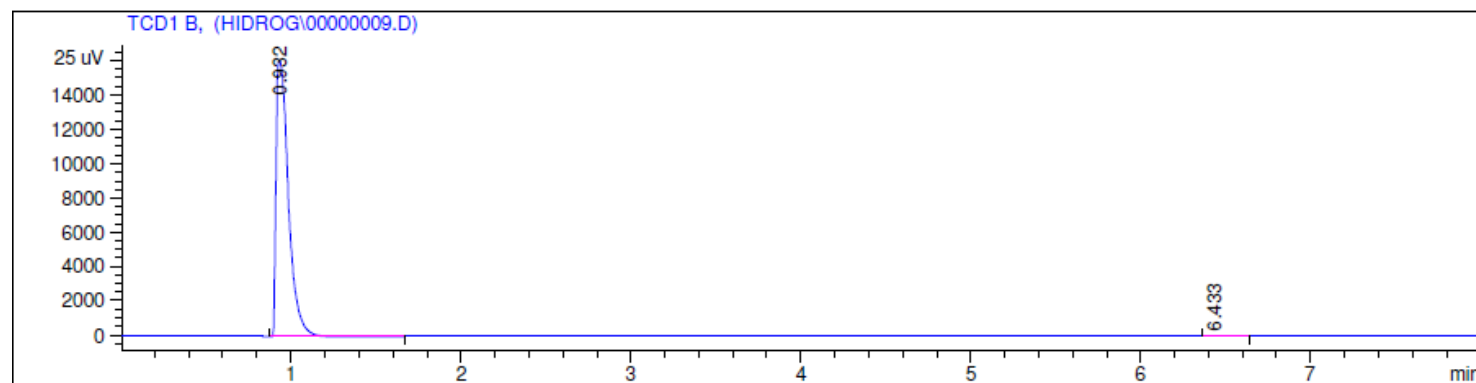


Gráfico 17. Décima corrida para el análisis del gas producido por medio de electrólisis



Cuadro 17. Datos obtenidos por medio de análisis cromatográfico para el estándar de hidrógeno

No.	Porcentaje de H₂ en muestra (±0.00001%)	Tiempo de retención (±0.001min)
1	99.88649	0.928
2	99.85135	0.927
3	100.00000	0.922

Cuadro 18. Datos obtenidos por medio de análisis cromatográfico para la determinación de la pureza del gas producido por medio de electrólisis de una solución preparada con el fin de simular la orina en términos de concentración de urea.

No.	Porcentaje de H₂ en muestra (±0.00001%)	Tiempo de retención (±0.001min)
1	99.98947	0.940
2	99.91153	0.940
3	99.70076	0.930
4	99.70396	0.935
5	98.50059	0.930
6	99.53440	0.928
7	99.90411	0.931
8	99.99204	0.930
9	99.89994	0.927
10	99.97827	0.932

B. DATOS CALCULADOS

Cuadro 19. Datos calculados del volumen de hidrógeno producido para el diseño experimental realizado para el material de electrodo (A) y la solución electrolítica (B), una temperatura de $(27.5 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y presión de (0.8055 ± 0.0007) atm

No.	Solución Electrolítica	Material de Electrodo	Vol. H ₂ (ml)	H ₂ (mmol)
1	NaOH	Ni	4.1 ±1.0	1.3E-01 ±2.7E-3
2	NaOH	Ni	3.5 ±1.0	1.1E-01 ±2.3E-3
3	NaOH	Ni	3.9 ±1.0	1.3E-01 ±2.5E-3
4	NaOH	Fe	5.8 ±1.0	1.9E-01 ±3.6E-3
5	KOH	Ni	7.8 ±1.0	2.5E-01 ±4.7E-3
6	KOH	Cu	5.5 ±1.0	1.8E-01 ±3.4E-3
7	KOH	Cu	5.4 ±1.0	1.7E-01 ±3.4E-3
8	NaOH	Fe	3.8 ±1.0	1.2E-01 ±2.5E-3
9	NaOH	Cu	3.3 ±1.0	1.1E-01 ±2.2E-3
10	KOH	Fe	5.8 ±1.0	1.9E-01 ±3.6E-3
11	KOH	Fe	6.3 ±1.0	2.0E-01 ±3.8E-3
12	KOH	Cu	6.3 ±1.0	2.0E-01 ±3.8E-3
13	NaOH	Cu	3.7 ±1.0	1.2E-01 ±2.4E-3
14	KOH	Fe	6.1 ±1.0	2.0E-01 ±3.8E-3
15	KOH	Ni	6.5 ±1.0	2.1E-01 ±4.1E-3
16	NaOH	Cu	3.8 ±1.0	1.2E-01 ±2.5E-3
17	NaOH	Fe	3.0 ±1.0	9.8E-02 ±2.1E-3
18	KOH	Ni	5.0 ±1.0	1.6E-01 ±3.2E-3

Cuadro 20. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 2 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	H ₂ (mol)	H ₂ (g)
1	9.71E-05 ±1.63E-5	1.96E-04 ±3.28E-5
2	1.62E-04 ±1.64E-5	3.26E-04 ±3.31E-5
3	2.27E-04 ±1.67E-5	4.57E-04 ±3.36E-5
4	2.91E-04 ±1.70E-5	5.87E-04 ±3.43E-5
5	3.56E-04 ±1.74E-5	7.18E-04 ±3.51E-5
6	4.21E-04 ±1.79E-5	8.48E-04 ±3.60E-5
7	4.85E-04 ±1.84E-5	9.79E-04 ±3.71E-5
8	5.50E-04 ±1.90E-5	1.11E-03 ±3.83E-5
9	6.15E-04 ±1.96E-5	1.24E-03 ±3.96E-5
10	6.80E-04 ±2.03E-5	1.37E-03 ±4.09E-5
11	7.44E-04 ±2.10E-5	1.50E-03 ±4.24E-5
12	8.09E-04 ±2.18E-5	1.63E-03 ±4.39E-5
13	8.74E-04 ±2.26E-5	1.76E-03 ±4.56E-5
14	9.39E-04 ±2.34E-5	1.89E-03 ±4.72E-5
15	1.07E-03 ±2.52E-5	2.15E-03 ±5.07E-5

Cuadro 21. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 4 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	H ₂ (mol)	H ₂ (g)
1	1.29E-04 ±1.63E-5	2.61E-04 ±3.30E-5
2	2.91E-04 ±1.70E-5	5.87E-04 ±3.43E-5
3	4.53E-04 ±1.81E-5	9.13E-04 ±3.65E-5
4	6.15E-04 ±1.96E-5	1.24E-03 ±3.96E-5
5	7.77E-04 ±2.14E-5	1.57E-03 ±4.32E-5
6	9.39E-04 ±2.34E-5	1.89E-03 ±4.72E-5
7	1.10E-03 ±2.56E-5	2.22E-03 ±5.16E-5
8	1.26E-03 ±2.79E-5	2.54E-03 ±5.63E-5
9	1.42E-03 ±3.04E-5	2.87E-03 ±6.12E-5
10	1.59E-03 ±3.29E-5	3.20E-03 ±6.63E-5
11	1.75E-03 ±3.55E-5	3.52E-03 ±7.15E-5
12	1.91E-03 ±3.81E-5	3.85E-03 ±7.68E-5
13	2.07E-03 ±4.07E-5	4.18E-03 ±8.21E-5
14	2.23E-03 ±4.34E-5	4.50E-03 ±8.76E-5
15	2.72E-03 ±5.17E-5	5.48E-03 ±1.04E-4

Cuadro 22. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 6 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	H ₂ (mol)	H ₂ (g)
1	1.62E-04 ±1.64E-5	3.26E-04 ±3.31E-5
2	2.91E-04 ±1.70E-5	5.87E-04 ±3.43E-5
3	4.53E-04 ±1.81E-5	9.13E-04 ±3.65E-5
4	6.47E-04 ±2.00E-5	1.30E-03 ±4.02E-5
5	7.77E-04 ±2.14E-5	1.57E-03 ±4.32E-5
6	9.39E-04 ±2.34E-5	1.89E-03 ±4.72E-5
7	1.10E-03 ±2.56E-5	2.22E-03 ±5.16E-5
8	1.26E-03 ±2.79E-5	2.54E-03 ±5.63E-5
9	1.36E-03 ±2.94E-5	2.74E-03 ±5.93E-5
10	1.55E-03 ±3.24E-5	3.13E-03 ±6.53E-5
11	1.68E-03 ±3.44E-5	3.39E-03 ±6.94E-5
12	1.84E-03 ±3.70E-5	3.72E-03 ±7.46E-5
13	2.01E-03 ±3.97E-5	4.04E-03 ±8.00E-5
14	2.17E-03 ±4.24E-5	4.37E-03 ±8.54E-5
15	2.65E-03 ±5.06E-5	5.35E-03 ±1.02E-4

Cuadro 23. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 8 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	H ₂ (mol)	H ₂ (g)
1	2.27E-04 ±E-5	4.57E-04 ±3.36E-5
2	3.56E-04 ±E-5	7.18E-04 ±3.51E-5
3	5.02E-04 ±E-5	1.01E-03 ±3.74E-5
4	6.63E-04 ±E-5	1.34E-03 ±4.06E-5
5	8.25E-04 ±E-5	1.66E-03 ±4.43E-5
6	9.87E-04 ±E-5	1.99E-03 ±4.85E-5
7	1.15E-03 ±E-5	2.32E-03 ±5.30E-5
8	1.33E-03 ±E-5	2.67E-03 ±5.83E-5
9	1.46E-03 ±E-5	2.94E-03 ±6.22E-5
10	1.63E-03 ±E-5	3.29E-03 ±6.78E-5
11	1.80E-03 ±E-5	3.62E-03 ±7.31E-5
12	1.96E-03 ±E-5	3.95E-03 ±7.84E-5
13	2.12E-03 ±E-5	4.27E-03 ±8.38E-5
14	2.28E-03 ±E-5	4.60E-03 ±8.92E-5
15	2.77E-03 ±E-5	5.58E-03 ±1.06E-4

Cuadro 24. Volumen en litros, cantidad moles y gramos de hidrógeno producidos para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 8 voltios aplicados, una temperatura de $(30.0 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	H ₂ (mol)	H ₂ (g)
1	1.29E-04 \pm 1.63E-5	2.61E-04 \pm 3.30E-5
2	2.91E-04 \pm 1.70E-5	5.87E-04 \pm 3.43E-5
3	4.53E-04 \pm 1.81E-5	9.13E-04 \pm 3.65E-5
4	6.15E-04 \pm 1.96E-5	1.24E-03 \pm 3.96E-5
5	7.77E-04 \pm 2.14E-5	1.57E-03 \pm 4.32E-5
6	9.39E-04 \pm 2.34E-5	1.89E-03 \pm 4.72E-5
7	1.10E-03 \pm 2.56E-5	2.22E-03 \pm 5.16E-5
8	1.26E-03 \pm 2.79E-5	2.54E-03 \pm 5.63E-5
9	1.42E-03 \pm 3.04E-5	2.87E-03 \pm 6.12E-5
10	1.59E-03 \pm 3.29E-5	3.20E-03 \pm 6.63E-5
11	1.75E-03 \pm 3.55E-5	3.52E-03 \pm 7.15E-5
12	1.91E-03 \pm 3.81E-5	3.85E-03 \pm 7.68E-5
13	2.07E-03 \pm 4.07E-5	4.18E-03 \pm 8.21E-5
14	2.23E-03 \pm 4.34E-5	4.50E-03 \pm 8.76E-5
15	2.56E-03 \pm 4.89E-5	5.15E-03 \pm 9.86E-5

Cuadro 25. Datos calculados para la cinética de reacción para la producción de hidrógeno con una solución de hidróxido de potasio 5M, electrodo de hierro a 6 voltios aplicados, una temperatura de $(28.5 \pm 0.5)^\circ\text{C}$ y (0.8055 ± 0.0007) atm de presión.

No.	H ₂ (mol)	H ₂ (g)
1	1.11E-03 \pm 2.58E-5	2.23E-03 \pm 5.21E-5
2	3.07E-03 \pm 5.81E-5	6.20E-03 \pm 1.17E-4
3	3.68E-03 \pm 6.86E-5	7.41E-03 \pm 1.38E-4
4	4.89E-03 \pm 9.03E-5	9.87E-03 \pm 1.82E-4
5	5.87E-03 \pm 1.08E-4	1.18E-02 \pm 2.17E-4
6	7.07E-03 \pm 1.29E-4	1.43E-02 \pm 2.61E-4
7	8.21E-03 \pm 1.50E-4	1.66E-02 \pm 3.02E-4
8	1.01E-02 \pm 1.83E-4	2.03E-02 \pm 3.70E-4
9	1.32E-02 \pm 2.40E-4	2.66E-02 \pm 4.83E-4
10	1.64E-02 \pm 2.98E-4	3.31E-02 \pm 6.02E-4
11	1.94E-02 \pm 3.53E-4	3.91E-02 \pm 7.11E-4
12	2.25E-02 \pm 4.09E-4	4.54E-02 \pm 8.24E-4
13	2.56E-02 \pm 4.65E-4	5.16E-02 \pm 9.37E-4
14	2.86E-02 \pm 5.19E-4	5.77E-02 \pm 1.05E-3
15	3.16E-02 \pm 5.73E-4	6.36E-02 \pm 1.15E-3
16	3.46E-02 \pm 6.28E-4	6.97E-02 \pm 1.27E-3
17	3.79E-02 \pm 6.88E-4	7.64E-02 \pm 1.39E-3

C. CÁLCULOS DE MUESTRA

1. DETERMINACIÓN DE LA SOLUCIÓN ELECTROLÍTICA Y MATERIAL DE ELECTRODO

a. Cantidad de hidróxido de sodio a utilizar para crear la solución 5M NaOH

$$300 \text{ ml de solución } 5M \text{ NaOH} * \left(\frac{1L \text{ de sol.}}{1000 \text{ ml}} \right) * \left(\frac{5 \text{ mol NaOH}}{1L \text{ de sol.}} \right) * \left(\frac{39.98 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \right) * \left(\frac{99 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g NaOH}} \right) = 59.4 \text{ g NaOH}$$

b. Cantidad de hidróxido de potasio a utilizar para crear la solución 5M KOH

$$300 \text{ ml de solución } 5M \text{ KOH} * \left(\frac{1L \text{ de sol.}}{1000 \text{ ml}} \right) * \left(\frac{5 \text{ mol KOH}}{1L \text{ de sol.}} \right) * \left(\frac{56.11 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} \right) * \left(\frac{85 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g KOH}} \right) = 71.5 \text{ g NaOH}$$

c. Cantidad de urea a utilizar para crear la solución que simuló la orina (0.296M)

$$300 \text{ ml de solución } 0.296M \text{ Urea} * \left(\frac{1L \text{ de sol.}}{1000 \text{ ml}} \right) * \left(\frac{0.296 \text{ mol Urea}}{1L \text{ sol.}} \right) * \left(\frac{60.06 \text{ g Urea}}{1 \text{ mol Urea}} \right) * \left(\frac{100 \text{ g Urea}}{99.5 \text{ g Urea}} \right) = 5.29 \text{ g de Urea}$$

d. Volumen de hidrógeno producido en el proceso de electrólisis: Para este cálculo, se tomaron las mediciones de la cantidad inicial de hidrógeno en la probeta y la cantidad final de hidrógeno en la probeta, utilizando como método de medición el método de desplazamiento de agua. De este modo, el cálculo es:

$$\text{Volumen de } H_2 \text{ producido} = \text{Vol. final} - \text{Vol. inicial} \quad (\text{Ecuación No. 20})$$

$$\text{Volumen de } H_2 \text{ producido} = (13.6 \pm 0.5) \text{ ml} - (8.25 \pm 0.5) \text{ ml} = (5.4 \pm 1.0) \text{ ml}$$

Este cálculo representa la medición número siete, utilizando KOH como electrolito y Cobre como electrodo. (Cuadro 19)

2. COMPARACIÓN MÚLTIPLE DE LA PRODUCCIÓN DE HIDRÓGENO EN LA CELDA ELECTROLÍTICA A DIFERENTES VOLTAJES APLICADOS

- a. Se repitieron los cálculos 1.1, 1.2 y 1.3 para las soluciones utilizadas dentro de la celda para la experimentación.
- b. Volumen de Hidrógeno producido en el proceso de electrólisis

Para este cálculo se fueron tomando mediciones cada cierta cantidad de mililitros (n)

$$Vol. \text{Hidrógeno} = Vol. \text{anterior} + n \quad (\text{Ecuación No. 21})$$

Para las mediciones a 2 Voltios aplicados (Cuadro 11) se utilizó $n = 2$. Para la medición No. 7:

$$Vol. \text{Hidrógeno} = (13.0 \pm 0.5) \text{ ml} + (2.0 \pm 0.5) \text{ ml} = (15.0 \pm 1.0) \text{ ml de } H_2$$

- c. Corrección de la presión de operación: Para poder realizar el cálculo de los moles producidos de hidrógeno se utilizó una corrección de la presión dentro del recipiente en donde se estaba llevando a cabo el proceso de electrólisis. Para esto se le restó a la presión atmosférica, la presión de vapor que se genera dentro del recipiente. Siendo la presión de vapor de agua a 30°C , 0.0042470 MPa (0.041915 atm). (Perry 2007: 2-48)

$$P_{real} = P_{atm} - P_{vap} H_2O @30^\circ C \quad (\text{Ecuación No. 22})$$

$$P_{real} = \left((644.0 \pm 0.5) \text{ torr} * \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) - 0.041915 \text{ atm} = (0.8055 \pm 0.0007) \text{ atm}$$

- d. Cálculo de moles de Hidrógeno producidos durante el proceso de electrólisis: Para este cálculo se utilizó la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \quad (\text{Ecuación No. 23})$$

Para el cálculo de moles:

$$n = \frac{(0.8055 \pm 0.0007) \text{ atm} * (1.50E -2 \pm 5.00E -4) L}{0.0821 \frac{L \text{ atm}}{\text{mol K}} * (3.03 E2 \pm 5.05) K} = (4.85E -4 \pm 1.84E -5) \text{ mol } H_2$$

Cálculo para el dato No. 7 del Cuadro 20 para 2 Voltios aplicados.

e. Cálculo de gramos de Hidrógeno producidos durante el proceso de electrólisis

$$(4.85E -4 \pm 1.84E -5) \text{ mol } H_2 * \left(\frac{2 * 1.0079 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \right) = (9.79E -4 \pm 3.71E -5) \text{ g } H_2$$

3. DETERMINACIÓN DE LA ECUACIÓN CINÉTICA DE REACCIÓN

Para la determinación de la ecuación cinética se repitieron los pasos 2.1. a 2.5. para el cálculo del hidrógeno, en gramos, producido en el tiempo a 6V aplicados

- Con los datos de los gramos de hidrógeno producidos a lo largo del tiempo se realizó una gráfica de estas dos series de datos, como se observa en el Gráfico 3.
- A estos mismos datos se les realizó una regresión lineal en donde se pudo obtener una ecuación de la recta que se forma. (Gráfico 3):

$$y = (2.08 \times 10^{-5} \pm 6.71E-07) x + (9.87 \times 10^{-4} \pm 1.06E-4)$$

- La ecuación anterior tiene la forma siguiente que se deriva de la Ecuación No. 17:

$$H_2 = kt + H_{2o}$$

Donde H_2 representa la cantidad de Hidrógeno gaseoso producido en un determinado tiempo, K representa la constante cinética de reacción, t el tiempo y H_{2o} la cantidad de hidrógeno inicial.

- Sabiendo de la Ecuación No. 16, la forma en la que se expresa la velocidad de reacción de orden cero, entonces:

$$r_{H_2} = \frac{dH_2}{dt} = (2.08 \times 10^{-5} \pm 6.71E - 07) \frac{gH_2}{s}$$

4. DETERMINACIÓN DE LAS CONDICIONES DEL REACTOR ELECTROLÍTICO PLANTEADO

- a. Se toma como punto de partida la utilización de 1.00 Amperios y se calcula, utilizando la información del Gráfico 18, la cantidad de hidrógeno que se produciría a dicha corriente aplicada. Donde “y” representa la velocidad de producción de hidrógeno y “x” la corriente aplicada:

$$y = (2.76E - 5)x^2 - (6.77)x + 1.05$$

$$y = (2.76E - 5)(1.00)^2 - (6.77)(1.00) + 1.05 = (2.18E - 5 \pm 7.22E - 8) \frac{g}{s}$$

- b. Sabiendo que se necesitan 233.44 g/h (6.48E-2 g/s) de hidrógeno, se hace el cálculo de cuántas celdas teóricas se necesitarían para lograr dicho flujo, en base al flujo que puedo producir según el cálculo 4.1.

$$\#Celdas\ teóricas = \frac{6.48E - 2 \frac{g}{s}}{2.18E - 5 \frac{g}{s}} = 2.97 E + 3$$

- c. A partir de este dato, se calcula la corriente (amperaje) necesaria para producir los 233.44 g/h de hidrógeno:

$$I = (2.97 E + 3)(1.00 \pm 0.01) A = (2.97E + 3 \pm 29.7)A$$

- d. Se procede a determinar el área de electrodos a utilizar en la celda. Se toma como referencia la densidad de corriente que se obtuvo para el sistema experimental y se calcula como sigue:

$$J = \frac{(0.98 \pm 0.01)A}{(4.00 \pm 0.54)cm^2} = (0.25 \pm 0.03) \frac{A}{cm^2}$$

- e. En base a ese dato, sabiendo la corriente que se requiere para producir el flujo de hidrógeno mencionado, se calcula el área aproximada de electrodo:

$$A = \frac{(2.97E + 3 \pm 29.7)A}{(0.25 \pm 0.03) \frac{A}{cm^2}} = (1.21E + 4 \pm 1.45E + 3)cm^2$$

- f. Por razones prácticas, tomando en cuenta que según la Ley de Faraday para la electrólisis, el área no influye en el flujo de hidrógeno generado, se tomará el área como 1.20E+4 cm² y en base a esa área y

definiendo arbitrariamente un electrodo cuya altura sea 1.875 veces su base, se calculan las dimensiones de los electrodos:

$$(1.875x)(x) = 1.20E + 4 \text{ cm}^2$$

$$x = \sqrt{\frac{1.20E + 4 \text{ cm}^2}{1.875}} = 80 \text{ cm}$$

$$1.875x = (1.875)(80 \text{ cm}) = 150 \text{ cm}$$

- g. Ahora, con el objetivo de determinar flujos, se procede a calcular el porcentaje de Urea que se consume en los 7 minutos de reacción establecidos, conociendo el volumen de solución y la concentración para la experimentación:

$$\% \text{ de Urea consumido} = 100 - \left(\frac{(5.24 \pm 0.09)g}{(5.33 \pm 0.01)g} * 100 \right) = (1.75 \pm 0.03)\%$$

Siendo (5.33 ± 0.01) g la cantidad inicial de Urea en la solución y (5.24 ± 0.09) g los gramos de Urea que habían a los 7 minutos.

- h. Con este porcentaje es posible calcular el flujo de orina necesario para producir los $233.44 \text{ gH}_2/\text{h}$:

$$\begin{aligned} \text{Flujo Orina} &= \left(233.44 \frac{\text{gH}_2}{\text{h}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{2.0158 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Urea}}{3 \text{ mol H}_2} \right) \left(\frac{1 \text{ L orina}}{0.296 \text{ mol Urea}} \right) \left(\frac{100\%}{(1.75 \pm 0.03)\%} \right) \left(\frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} \right) \\ &= (7.45 \pm 0.14) \frac{\text{m}^3}{\text{h}} \end{aligned}$$

- i. Con el flujo de orina necesario se puede calcular el volumen de operación necesario, sabiendo que se estará operando por 7 minutos:

$$V_{op.} = \left((7.45 \pm 0.14) \frac{\text{m}^3}{\text{h}} \right) * 7 \text{ min} \left(\frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \right) = (0.87 \pm 0.02) \text{ m}^3$$

- j. Con ese volumen de operación se procede a calcular el volumen de diseño, tomando un 20% de seguridad:

$$V_d = ((0.87 \pm 1.58E - 2) \text{ m}^3) * (1.20) = (1.04 \pm 0.02) \text{ m}^3$$

- k. Con el volumen de diseño se puede calcular el diámetro del reactor, conociendo la ecuación para el volumen de un cilindro:

$$D = \sqrt[3]{\frac{4V}{\pi\alpha}} \quad (\text{Ecuación No. 24})$$

Según (Perry 2007), el valor de α ($= H/D$) para reactores puede ser tomado como 3. Entonces:

$$D = \sqrt[3]{\frac{4 * (1.04 \pm 1.90E - 2)m^3}{\pi * 3}} = (0.76 \pm 0.01)m$$

- l. Debido a que para el cálculo del diámetro se utilizó un α de 3, la altura es:

$$H = 3 * (0.76 \pm 0.01)m = (2.29 \pm 0.04)m$$

5. DETERMINACIÓN DE LAS CONDICIONES DEL REACTOR ELECTROLÍTICO ALTERNATIVO (ARREGLO DE PLACAS)

- a. Estableciendo la utilización de una corriente de 5.00 A por cada celda individual, se utiliza el Gráfico 18 para la determinación de la velocidad con la que se generaría el hidrógeno en la celda

$$y = (2.76E - 5)(5.00)^2 - (6.77)(5.00) + 1.05 = (6.56E - 5 \pm 7.22E - 8) \frac{g}{s}$$

- b. Sabiendo la cantidad de hidrógeno que se requiere producir, se obtiene el número de celdas individuales que deben formar el arreglo de placas:

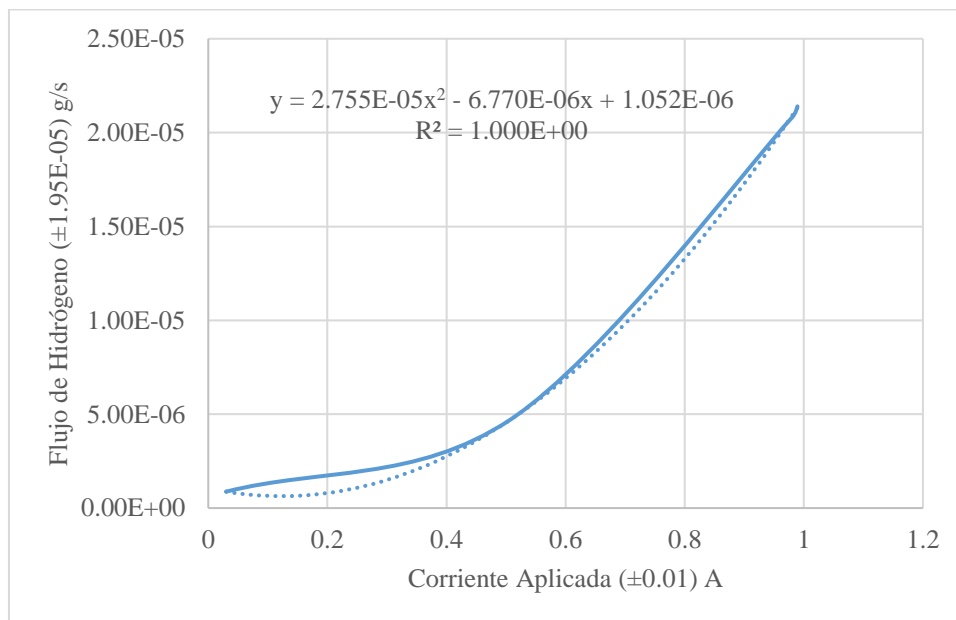
$$\# \text{ Celdas} = \frac{6.48E - 2 \frac{g}{s}}{6.56E - 5 \frac{g}{s}} = 98.86 \approx 100 \text{ celdas}$$

- c. Conociendo el número de celdas, se calcula el número de electrodos requeridos para el arreglo de placas:

$$\# \text{ Electrodo} = (100)(2) = 200 \text{ electrodo}$$

D. CORRELACIÓN REAL ENTRE CORRIENTE APLICADA Y EL FLUJO DE HIDRÓGENO PRODUCIDO

Gráfico 18. Relación experimental entre la corriente aplicada y el flujo de hidrógeno

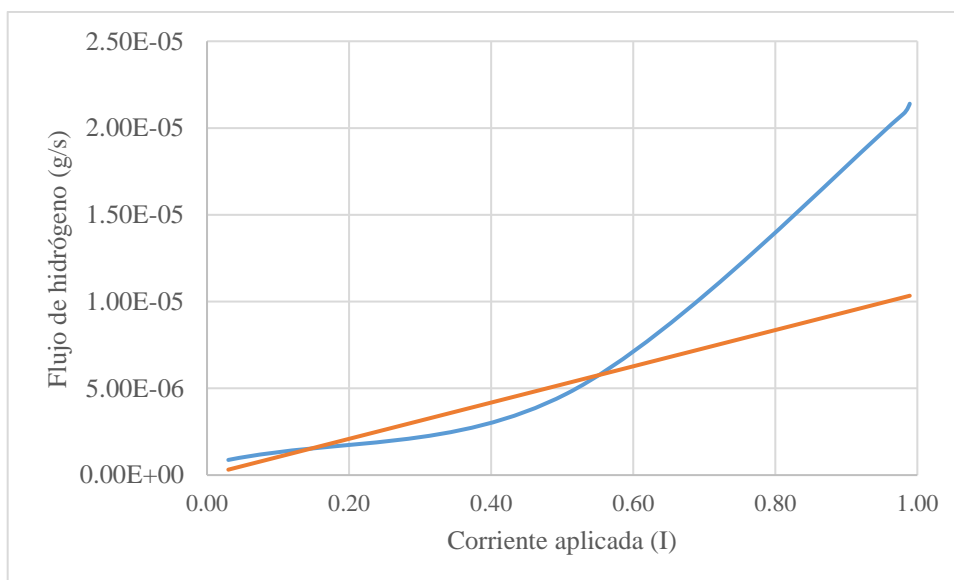


E. PRODUCCIÓN DE HIRÓGENO TEÓRICA CONTRA EXPERIMENTAL

Cuadro 26. Relación entre la velocidad producción de hidrógeno (m) teórica –Leyes de Faraday– contra la producción experimental a diferente corriente aplicada (I)

Corriente (± 0.01) I	m experimental ($\pm 7.22E-8$) g/s	m teórica ($\pm 1.04E-7$) g/s
0.03	8.73E-07	3.13E-07
0.51	4.70E-06	5.29E-06
0.98	2.08E-05	1.02E-05
0.99	2.14E-05	1.03E-05
1.13	2.24E-05	1.18E-05

Gráfico 19. Velocidad producción de hidrógeno (m) teórica –Leyes de Faraday– contra la producción experimental a diferentes corrientes aplicadas (I)

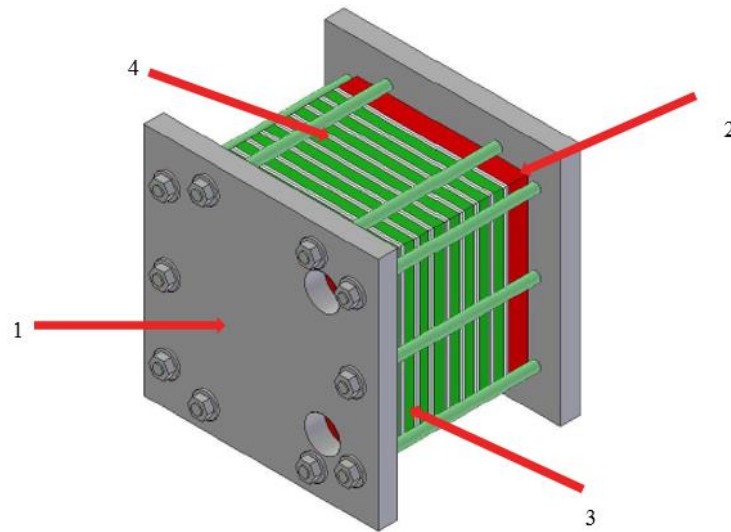


F. REACTOR ELECTROLÍTICO ALTERNATIVO (ARREGLO DE PLACAS MÚLTIPLES)

Cuadro 27. Especificaciones del reactor alternativo de arreglo de placas múltiples para la Producción de hidrógeno gaseoso

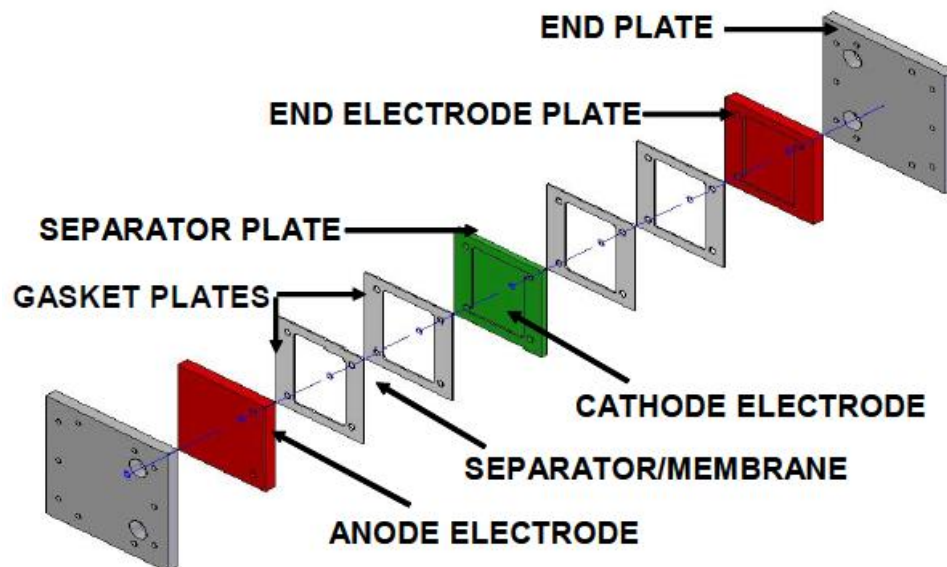
Característica	Valor/Especificación
Flujo de Orina	(7.45 ±0.02) m ³ /h
Corriente aplicada	5.00 A/celda
# Celdas individuales	100
# Electrodo	200
Material de electrodo	Hierro
Área de electrodo propuesta	225 cm ²

Figura 9. Reactor electrolítico de arreglo de placas múltiples



Nota: imagen extraída del documento en el cual Biradar (2007:41) explica utiliza esta celda a la cual se proponen aplicar las características mencionadas en el Cuadro 27.

Figura 10. Vista extendida del reactor electrolítico de arreglo de placas múltiples



Nota: imagen extraída del documento en el cual Biradar (2007:41). Esta imagen es un ejemplo ilustrativo para el cual se presenta un arreglo de dos celdas individuales con cuatro electrodos.

G. INFORMACIÓN DE SOPORTE

Figura 11. Ficha técnica de la lámina de hierro negro



Ferromaya S.A.

20 Avenida 7-16, Zona 6

Tels.: 2254-4738 2254-4561

Telefax: 2254-4323

Correo: distribuidoraferromaya@hotmail.com

HIERRO, TUBERÍA
NEGRA Y GALVANIZADA,
LÁMINAS LISAS Y
ACANALADAS, PERFILES,
PINTURAS Y
FERRETERÍA EN
GENERAL.

PROFORMA NO. C107

Guatemala 24 SEPTIEMBRE 2015

Empresa: UNIVERSIDAD DEL VALLE DE GUATEMALA

Atención: ING. ANDRES HERNANDEZ

Cantidad	Descripción	P/U	Total Q
1	LAMINA HIERRO NEGRO 1/16 X 4 X 8 PIES	Q420.00	Q420.00

ESPECIFICACIÓN TÉCNICA DEL MATERIAL

NORMAS APROXIMADAS

ASTM	A 36
BS (Ing)	NO APLICA
DIN (Ale)	NO APLICA
JIS (Jap)	NO APLICA
UNI (Ital)	NO APLICA

RANGOS DE COMPOSICIÓN QUÍMICA

CARBONO	AZUFRE	FÓSFORO	MANGANESO	CROMO
C	S	P	Mn	Cr
0.10 - 0.26	0.05 (Max)	0.04 (Max)	0.80 - 1.20	0.20 (Max)
SILICIO				
Si				
0.15 - 0.30				

CARACTERÍSTICAS GENERALES

- Esta especificación cubre láminas al carbono de calidad estructural.

APLICACIONES

- Estas láminas pueden ser utilizadas para ser soldadas, remachadas o atornilladas en la construcción de puentes y edificios, y para propósitos estructurales en general.

PROPIEDADES MECÁNICAS

ESFUERZO MÁXIMO MPA	LIMITE DE FLUENCIA MPA	ELONGACION EN 50 mm.	ELONGACION EN 200 mm.
400 - 550	250	23%	20%
DUREZA ROCKWELL B	DUREZA BRINNEL 500Kg	ALARGAMIENTO	FRACTURA ESFUERZO

Figura 12. Ficha técnica de lámina níquel 200/201 (Precio: 31.15 USD)

- Material: Nickel 200/201 (Pure)
- Thickness: .062" \pm .006 (1.575mm \pm .13)
- Dimensions: 6x2" \pm .010 (152x50mm \pm .25)
- Net Weight: 107.9g
- Finish: Unpolished
- Hardness: Rockwell B40
- Yield Strength: 12,000 psi
- Meets: ASTM B162
- Typical Analysis:

Ni	Mn	C	Cu
99.73%	.17%	.07%	.01%
Si	Fe	S	
.01%	.01%	.001%	

Figura 13. Ficha técnica de lámina cobre C110 (Precio aproximado de 2"x8": 150USD)

Copper- C110**SPECIAL STEELS
& METALS LTD**

Typical Analysis (Ave. values %)	Cu	Electrolytic Tough Pitch Copper (ETP Copper)		
	>99.90%	Oxygen by agreement, usually 0.04%		
NEAREST STANDARD	UNS	BS	JIS	ISO
	C11000	C101	C1100	Cu-ETP


PRODUCT SPECIFICATIONS	AS 1566	Rolled flat products
	AS 1567	Wrought rods, bars and sections
	AS1568	Forged stock and forgings
	AS 1569	Seamless tubes for heat exchangers
	AS 1571	Seamless tubes for air conditioning & refrigeration
	AS 1572	Seamless tubes for engineering purposes

DESCRIPTION	Electrolytic Tough Pitch Copper (ETP), alloy110, has excellent ductility and high electrical and thermal conductivity, higher than for any other copper metal except oxygen free grades such as C10200. The electrical conductivity is at least 100%IACS (0.5800microhm-1.cm-1) and is often as high as 101.5%IACS.
-------------	---

APPLICATIONS	The dominant use of this alloy is in electrical conductors, and is widely used for gaskets, switches, terminals and connectors, transformers, electronic parts, ball floats, drawn and spun hollow ware. Electrical and heat exchangers.
--------------	--

(Special Steels & Metals Limited 2016)

Figura 14. Ficha técnica de hidróxido de potasio



Specification

1.05033.1000 Potassium hydroxide pellets for analysis EMSURE®


	Specification	
Assay (acidimetric, KOH)	≥ 85.0	%
Carbonate (as K ₂ CO ₃)	≤ 1.0	%
Chloride (Cl)	≤ 0.0005	%
Phosphate (PO ₄)	≤ 0.0005	%
Silicate (SiO ₂)	≤ 0.005	%
Sulphate (SO ₄)	≤ 0.0005	%
Total nitrogen (N)	≤ 0.0005	%
Heavy metals (as Pb)	≤ 0.0005	%
Al (Aluminium)	≤ 0.001	%
Ca (Calcium)	≤ 0.001	%
Cu (Copper)	≤ 0.0002	%
Fe (Iron)	≤ 0.0005	%
Na (Sodium)	≤ 0.5	%
Ni (Nickel)	≤ 0.0005	%
Pb (Lead)	≤ 0.0005	%
Zn (Zinc)	≤ 0.0025	%

Lina Kehl
Responsible laboratory manager quality control

This document has been produced electronically and is valid without a signature.

(Información proporcionada por el proveedor: RGH)

Figura 15. Ficha técnica de hidróxido de sodio



Specification

1.06498.1000 Sodium hydroxide pellets for analysis EMSURE® ISO

	Specification	
Assay (acidimetric, NaOH)	≥ 99.0	%
Carbonate (as Na ₂ CO ₃)	≤ 1.0	%
Chloride (Cl)	≤ 0.0005	%
Phosphate (PO ₄)	≤ 0.0005	%
Silicate (SiO ₂)	≤ 0.001	%
Sulphate (SO ₄)	≤ 0.0005	%
Total nitrogen (N)	≤ 0.0003	%
Heavy metals (as Pb)	≤ 0.0005	%
Al (Aluminium)	≤ 0.0005	%
As (Arsenic)	≤ 0.0001	%
Ca (Calcium)	≤ 0.0005	%
Cu (Copper)	≤ 0.0002	%
Fe (Iron)	≤ 0.0005	%
K (Potassium)	≤ 0.05	%
Mg (Magnesium)	≤ 0.0005	%
Ni (Nickel)	≤ 0.00025	%
Pb (Lead)	≤ 0.0005	%
Zn (Zinc)	≤ 0.001	%

Lina Kehl
Responsible laboratory manager quality control

This document has been produced electronically and is valid without a signature.

(Información proporcionada por el proveedor: RGH)