

PRÁCTICA. PRODUCCIÓN DE HIDRÓGENO MEDIANTE ELECTRÓLISIS

El objetivo de la práctica es que el alumno se familiarice con la electrólisis del agua, que es la descomposición de la molécula de agua (H_2O) en los gases de oxígeno (O_2) e hidrógeno por la acción de una corriente eléctrica.

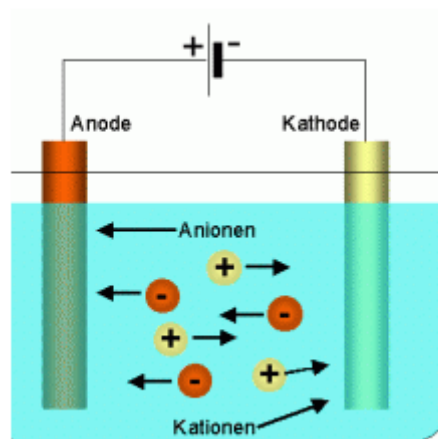
PRÁCTICA 1

La corriente eléctrica, descompone el agua de la solución en sus dos componentes: oxígeno, que se desprende sobre el electrodo positivo e hidrógeno, que se desprende sobre el electrodo negativo.

El agua es representada por los químicos con la fórmula H_2O , que significa que tiene dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno. Aún en el agua pura, unas pocas de esas moléculas se descomponen en los iones H^+ y OH^- , que son los que se neutralizan en los electrodos de nuestro experimento y forman el hidrógeno y oxígeno gaseosos.

También hay una alta influencia del electrolito, si ponemos una sustancia como la sal, aumentamos la conductividad del agua y favorecemos la hidrólisis, pero si adicionamos mucha cantidad de sal (cloruro sódico tiene Cloro y Sodio) se pueden producir en el ánodo no sólo oxígeno si no también cloro, porque la sal también se descompone.

Ese proceso se denomina electrólisis y en el caso particular del agua hidrólisis (hidro = agua, lisis = ruptura).



Reducción en el cátodo: $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

Oxidación en el ánodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^-$



Objetivo

El objetivo de esta práctica es poner en funcionamiento un electrolizador real de baja producción de hidrógeno y que el alumno se familiarice con los componentes principales de una estación de producción de hidrógeno por electrólisis.

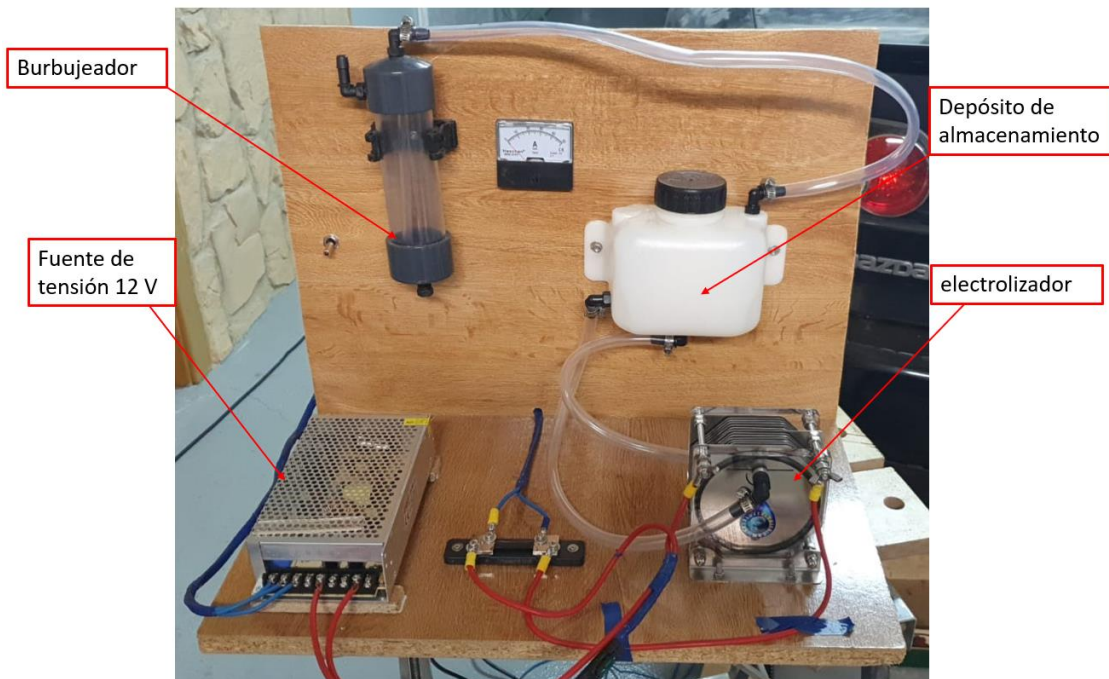
Materiales

Equipo

- Electrolizador 12V
- Amperímetro 0-50 A
- Depósito de 500 mL
- Burbujeador
- Fuente alimentación 12 V 20 A
- 1 báscula
- 1 recipiente
- 1 cuchara

Reactivos

- 30 g KOH 98%
- 1 L de agua destilada



Medidas de seguridad. Precauciones

El electrolito empleado es KOH, que es un elemento químico muy corrosivo que reacciona fácilmente con el agua. Es nocivo si se ingiere y causa severas quemaduras en la piel y ojos. Si se inhala produce severas quemaduras en el aparato respiratorio y el digestivo.

El contacto directo con una solución al 4% puede causar una sensación de irritación severa en las horas siguientes al contacto.

La reacción KOH con el agua es una reacción fuertemente exotérmica, por lo que puede producir quemaduras.

Procedimiento

Preparación del electrolito

Se requiere de 1 L de disolución. La concentración óptima que se utiliza en industria para el electrolito es de un 20-30 %. Por tanto, calculamos la cantidad de KOH necesaria. Suponemos que la densidad de la disolución es aproximadamente igual a la densidad del agua (1 kg/L) por tanto si queremos realizar 1 L de disolución, tenemos de 1 kg en masa.

Si queremos que sea al 30%, necesitaremos 300 g KOH puros, como no el KOH que se dispone tiene una concentración del 98%, en realidad necesitaríamos 306 g de KOH al 98%.

Esta en el camino de la lógica que la disolución no tiene que ser ingerida ni inhalada directamente, pero si puede entrar en contacto con la piel, ropa o bien con otros elementos del laboratorio, por lo que, como el objetivo es ver como funciona, lo mejor es trabajar a una disolución inferior al 4%. El funcionamiento industrialmente o el experimento no estarían respaldados por la técnica, pero para observar que se produce hidrógeno es suficiente

Por tanto, se tiene que realizar una disolución al **3%, para lo que se necesitarían 30 g.**

La reacción KOH es fuertemente exotérmica, por lo que es conveniente no realizar la disolución de golpe sino se dispone de instrumental químico adecuado.

Pasos:

- Llenar un recipiente de 1 L, más o menos hasta la mitad con agua destilada.
- Coger un recipiente más pequeño (cuenco o similar) y pesar 10 g de KOH.
- Añadir agua destilada hasta disolverlo completamente.
- Verter esta mezcla en el recipiente con el medio litro de agua
- Repetir los pasos 2, 3 y 4 hasta completar la disolución.
- Rellenar el recipiente hasta completar el litro y agitar

Llenado del electrolizador

- Comprobar que las llaves del desagüe y la del electrolizador estén cerradas.
- Llenar el tanque cuando el nivel supere la boca de salida de gases abrir la llave del electrolizador.
- Continuar llenado hasta que el electrolizador complete el nivel

Puesta en marcha del electrolizador.

- Enchufar a la corriente
- Accionar el interruptor
- Comprobar que la intensidad sube (debería quedarse alrededor de los 5 A)
- Comprobar que empieza a salir hidrogeno por la tubería de salida (la de arriba del electrolizador) en forma de burbujas

Cálculos

Se procede ahora a calcular la cantidad de hidrógeno que se está produciendo, esto se realiza según las leyes de Faraday para la electrólisis.

$$\dot{m}_{prod,teórico} = \left(\frac{M}{F \cdot z} \right) I$$

- \dot{m}_{prod} Masa de la sustancia producida en el electrodo (g/s)
 z Número de electrones involucrados en la transferencia electrónica ($2e^-$)
 F Constante de Faraday (96.500 C/mol; $1 C \equiv 1 A \cdot s$)
 M Peso molecular de la sustancia (g/mol)
 I Intensidad de corriente (A)

Por tanto, si la intensidad que circula es de unos 6 A

$$m_{H_2} = \frac{I \cdot t \cdot M}{F \cdot z} = \frac{6 \cdot 60 \cdot 2}{96500 \cdot 2} = 0,00378 \text{ g/min}$$

Que suponiendo condiciones de la estancia de 15 °C y 1 bar la densidad del hidrógeno es de 0.08409 g/L y por tanto estamos produciendo:

$$V_{H_2} = 0,045 \frac{L}{min} \sim 0,05 \text{ LPM}$$

Conclusiones

El hidrógeno es explosivo en un rango de concentraciones de inflamabilidad 4-75% en volumen y de explosión entre el 18 y 60%, por tanto, sabiendo esto y considerando que el laboratorio tiene unas dimensiones de aproximadas 12 x 5 x 2.5 m se podría estimar el tiempo que tendría que estar funcionando el electrolizador para que la concentración de hidrógeno resultase peligrosa.

$$V_{lab} = 150 \text{ m}^3 = 150000 \text{ L}$$

Límite inferior de inflamabilidad 4%:

$$t = \frac{V_{lab} * 4\%}{V_{H_2}} = \frac{150000 * 4\%}{0,05} = 120000 \text{ min} = 2000 \text{ h}$$

Límite inferior de explosividad 18%:

$$t = \frac{V_{lab} * 18\%}{V_{H_2}} = \frac{150000 * 18\%}{0,05} = 540000 \text{ min} = 9000 \text{ h}$$

Además, para que esto se produzca necesita la aparición de una fuente de ignición como una chispa o un mechero, por lo que estamos completamente seguros.

Se podría dar la vuelta al cálculo y calcular cual sería el recipiente (volumen) en el cual podríamos acumular el hidrógeno producido en un tiempo determinado, por ejemplo 10 min, para que se produjese una ignición o una explosión.

Cantidad de Hidrogeno producido en 10 min sería

$$(m_{H_2})_{10 \text{ min}} = 0,00378 * 10 = 0,0378 \text{ g}$$

En volumen sería

$$(V_{H_2})_{10 \text{ min}} = \frac{0,0378 \text{ g}}{0,084 \text{ g/L}} = 0,45 \text{ L}^*$$

*NOTA Se podría haber realizado directamente con el caudal de hidrógeno en L/min multiplicado por los 10 min. No obstante, en gases se suele trabajar siempre más en masa que en volumen y más en hidrógeno que la densidad es muy dependiente de la temperatura y presión.

Entonces para que se alcance el límite de flamabilidad del 4% se necesitaría un volumen del recipiente (por regla de 3):

$$(V_{inf})_{flamabilidad} = \frac{(V_{H_2})_{10 \text{ min}} * 100}{4} = 11,25 \text{ L}$$

Por lo que un volumen más pequeño la concentración sería mayor y por tanto la concentración del hidrógeno sería mayor al 4%. ¿pero cual sería el volumen mínimo al que habría que llegar para superar el limite superior de inflamabilidad?

$$(V_{sup})_{flamabilidad} = \frac{(V_{H_2})_{10 \text{ min}} * 100}{75} = 0,6 \text{ L}$$

Esto quiere decir que si el recipiente donde metemos el hidrógeno producido por 10 min tiene un volumen de entre 0,6 y 11,25 L estamos en riesgo de que en presencia de una chispa se produzca una ignición. Los límites que se dan del hidrógeno son en presencia de aire no de oxígeno puro, por lo que teniendo en cuenta el volumen del depósito es más que probable que si fuese un recipiente estanco e introdujésemos una chispa o una cerilla el hidrógeno ardiese.

¿Pero llegaría a explotar? Repetimos el cálculo con el 18% del límite inferior y superior de explosividad

$$(V_{inf})_{explosividad} = \frac{(V_{H_2})_{10 \text{ min}} * 100}{18} = 2,5 \text{ L}$$

$$(V_{sup})_{explosividad} = \frac{(V_{H_2})_{10 \text{ min}} * 100}{60} = 0,75 \text{ L}$$

Esto quiere decir que si el recipiente donde metemos ese hidrógeno esta entre 0,75 L y 2,5 L hay riesgo de explosión en presencia de una fuente de ignición como una chispa o un mechero.



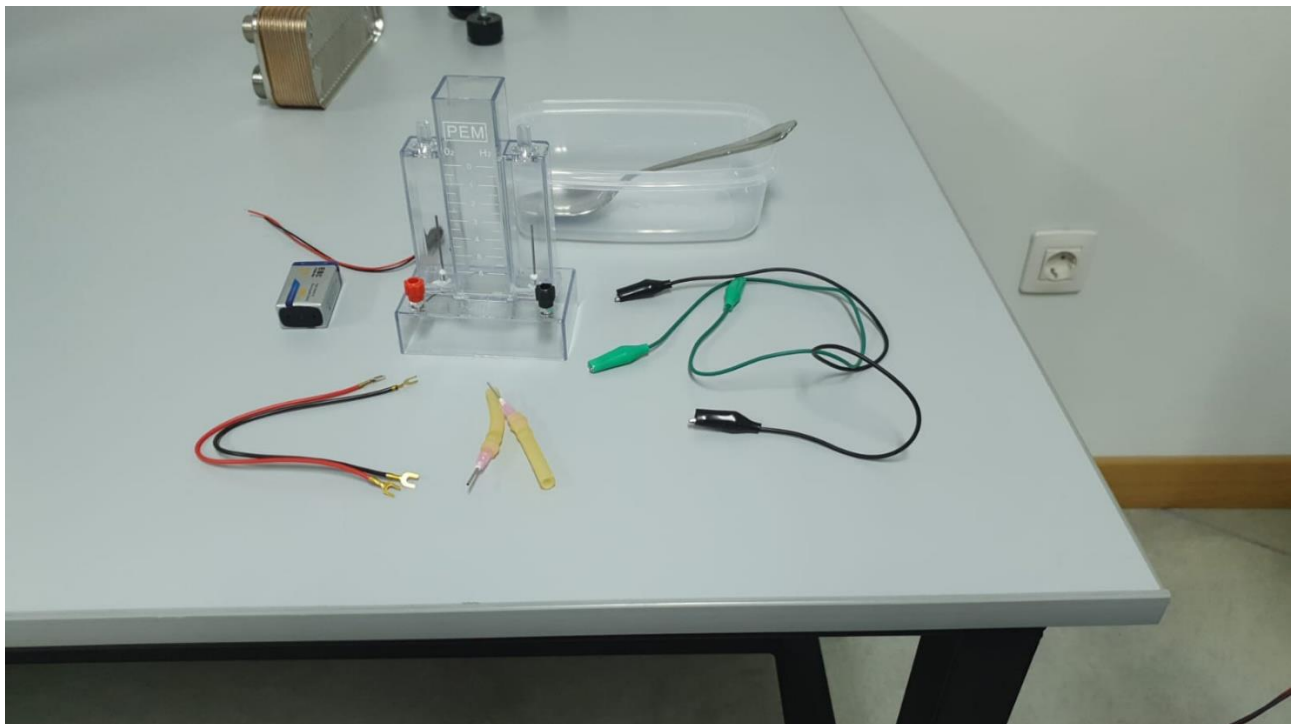
PRÁCTICA 2.

Objetivo

El objetivo de esta práctica es realizar la electrólisis del agua en una celda electrolítica a baja tensión para comprobar las proporciones de los gases formados (el hidrógeno es el doble que el oxígeno).. Se propone un montaje inspirado/basado en el voltámetro de Hofmann que es una célula electrolítica a pequeña escala.

Materiales

- 1 recipiente de plástico
- 1 celda electrolítica (cables de conexión + turbo de cierre)
- 1 batería de 9V
- Sal común (NaCl)
- 2 cocodrilos
- Agua destilada
- 1 cuchara



Medidas de seguridad. Precauciones.

- No juntar los dos polos de la pila (ni los cocodrilos) porque se va a cortocircuitar la pila y se va a quemar
- No introducir la pila en el agua
- Tener cuidado con las celdas electrolíticas, son frágiles y se pueden romper, produciendo cortes.
- Conectar los cables según la polaridad que le corresponde (Negro negativo y Rojo positivo)

Procedimiento

1. Preparación de la disolución 1 M de NaCl

- a. Calcular la masa de NaCl que hay que añadir a la disolución. Datos: Peso molecular NaCl=58,45 g/mol y volumen de la celda electrolítica 60 ml.
- b. Pesar la cantidad necesaria en la bascula utilizando el recipiente de plástico. Ojo la cantidad es relativamente pequeña, no os vengáis arriba. Véase la imagen:



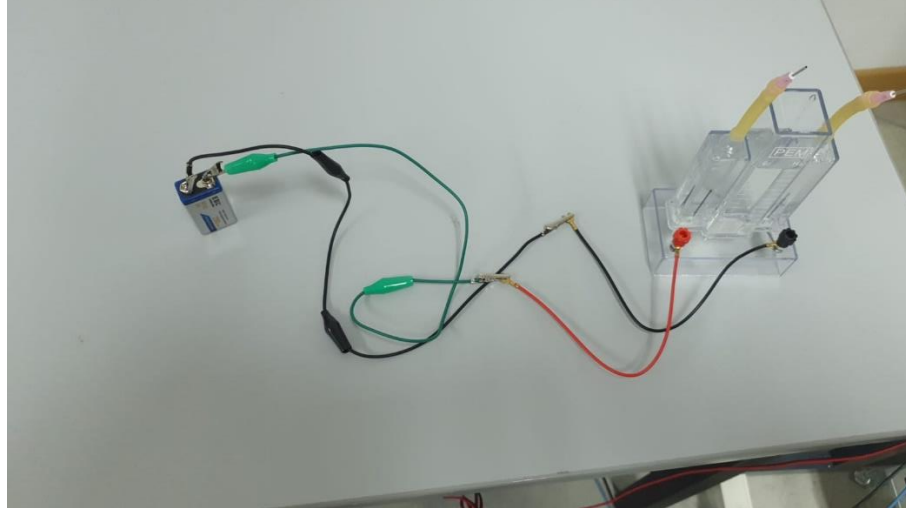
- c. Llenar la celda electrolítica hasta el valor de 0 con agua destilada



- d. Verter el agua destilada de la celda en el recipiente y agitar hasta conseguir la disolución completa

2. Conexión de la celda electrolítica

- Verter la disolución, con cuidado otra vez en la celda electrolítica.
- Poner los tubos de cierre en las salidas superiores. Realizar este paso con cuidado, no entran muy bien, con un poco que entren es suficiente, no hace falta que entren hasta el final
- Realizar el conexionado de la pila de 9 V. hay que conectar el polo negativo al borne negro y el polo positivo al rojo.



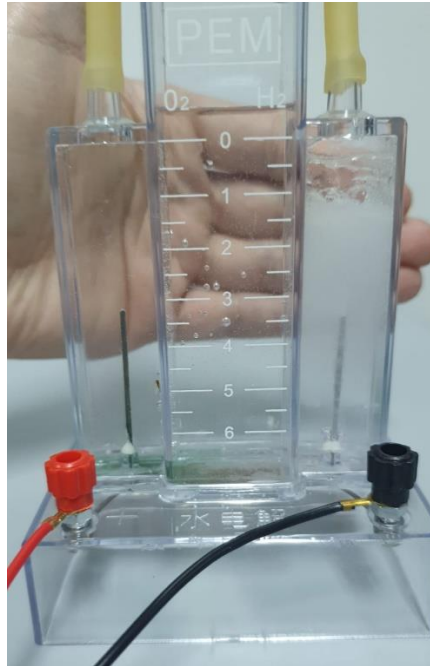
3. Observaciones sobre el proceso de electrólisis

- Esperar 3-4 min



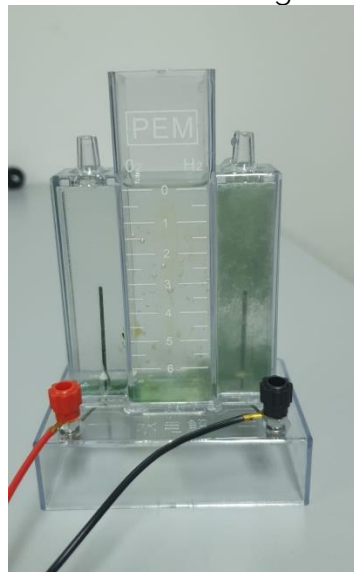
- Observar que ha pasado

c. Esperar 3-4 min



d. Observar que ha pasado

e. Quitar el tubo de cierre del lado del hidrógeno



4. Limpiar la celda electrolítica y dejar todo recogido

Conclusiones

- ¿Qué hubiese pasado si se ponen antes los tubos de cierre en las salidas superiores antes de echar la disolución? ¿A qué se debe?
- Después de esperar 4 min ¿Qué está pasando en cada uno de los electrodos?
- Después de un tiempo trascurrido de unos 8 min . ¿Qué está pasando en cada uno de los electrodos? ¿A qué pensáis que se debe?