

1 Introducción

- Electrólisis
 - ¿Qué es la electrólisis?
 - Bases de la electrólisis
 - Electrólisis de agua
- Mol y constante de Avogadro
 - Mol
 - Constante de Avogadro

2 Actividad experimental

- Actividad 2: armado del aparato de Hofmann
- Actividad 2: puesta a punto del aparato de Hofmann
- Actividad 2: toma de lecturas

3 Manejo de datos

- Cálculos

4 Referencias

1 Introducción

- **Electrólisis**
 - ¿Qué es la electrólisis?
 - Bases de la electrólisis
 - Electrólisis de agua
- **Mol y constante de Avogadro**
 - Mol
 - Constante de Avogadro

2 Actividad experimental

- Actividad 2: armado del aparato de Hofmann
- Actividad 2: puesta a punto del aparato de Hofmann
- Actividad 2: toma de lecturas

3 Manejo de datos

- Cálculos

4 Referencias

¿Qué es la electrólisis?

- Etimología: *electro*, uso de la electricidad; *lysis*, partir.
- El término fue acuñado por Michael Faraday en el siglo XIX.
- Proceso químico con el que se puede dividir a los compuestos en sus elementos; no es un cambio físico.

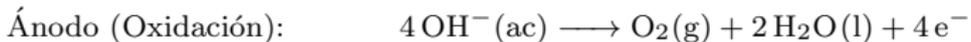
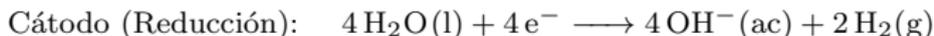
Bases de la electrólisis

- Cargas iónicas (balanceo de medias ecuaciones)
- Modelo de enlace iónico (conductividad)
- Reactividad de los metales: qué metales son muy reactivos y cuáles son menos reactivos.

Todo lo anterior es importante en la electrólisis de disoluciones, para detectar si es el hidrógeno o el metal que se descarga cuando se electroliza una solución.

Electrólisis de agua en medio básico

Cuatro moléculas de agua (H_2O) se disocian y se produce hidrógeno (H_2) en el cátodo (-). En el ánodo (+) se forma oxígeno (O_2) y al mismo tiempo se generan dos molécula de agua.



Como resultado, cuando una molécula de agua se disocia, otra molécula de agua se mueve hacia el ánodo.

Pero, ¿qué pasa con el hidróxido de sodio?

Electrólisis de agua en medio básico

- La electrólisis de agua en medio básico (alcalina) tiene una larga historia en la industria química. Su aplicación para la conversión de energía en el sistema de energía del hidrógeno está atrayendo la atención y se han desarrollado electro-lizadores avanzados.
- El hidróxido de sodio (NaOH) se usa como catalizador. El electrolito permite el transporte de iones entre los electrodos y no se consume en la reacción química, sino que se repone periódicamente en función de las pérdidas en el sistema.

Mol

- Un mol es un número realmente grande: 6.022×10^{23} . Proviene del número de átomos en 12 g de carbono-12 (el isótopo de carbono con seis protones y seis neutrones).
- Podemos decir que un mol de protones tiene una masa de un gramo y un mol de neutrones tiene una masa de un gramo, ya que los protones y los neutrones tienen masas similares.
- Permite comparar el número de átomos o moléculas en dos o más sustancias diferentes sin escribir números largos.

Constante de Avogadro

- Se puede calcular el número de átomos o moléculas a partir de la cantidad de sustancia o viceversa con ayuda de la constante de Avogadro.

$$\text{núm. de átomos o moléculas} = 6.022 \times 10^{23} \times \text{núm. de moles}$$

- Se puede usar la electrólisis como una herramienta para determinar el valor de la constante de Avogadro. Para ello se debe conocer la cantidad de electrones que han viajado desde el cátodo al ánodo y cuántos moles de electrones han viajado desde el cátodo al ánodo.

1 Introducción

- Electrólisis
 - ¿Qué es la electrólisis?
 - Bases de la electrólisis
 - Electrólisis de agua
- Mol y constante de Avogadro
 - Mol
 - Constante de Avogadro

2 Actividad experimental

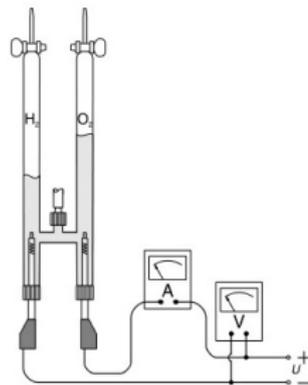
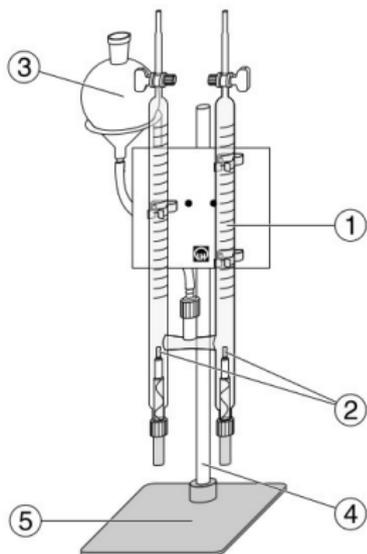
- Actividad 2: armado del aparato de Hofmann
- Actividad 2: puesta a punto del aparato de Hofmann
- Actividad 2: toma de lecturas

3 Manejo de datos

- Cálculos

4 Referencias

Armado del aparato de Hofmann



1. Buretas. 2. Electrodo de platino. 3. Depósito de llenado, clips de resorte metálico y panel de montaje. 4. Barra de soporte. 5. Base de soporte con tubo metálico.
 A. Multímetro. V. Fuente de alimentación de AC/DC de bajo voltaje.

Puesta a punto del aparato de Hofmann

1. Verifica que la fuente de alimentación esté apagada, con la lectura mínima y con el botón 0-24 V DC oprimido.
2. Conecta la fuente de alimentación.
3. Comprueba que el multímetro esté apagado y con todos los botones hacia afuera.
4. Enciende el multímetro y la fuente de alimentación.
5. Oprime los botones siguientes del multímetro para medir la corriente:
 - a. Cuarto de izquierda a derecha (selector de amperes).
 - b. Tercero de derecha a izquierda (escala de lectura de 2 A).
 - c. Primero de izquierda a derecha (valor cuadrático promedio).

Toma de lecturas

1. Mide el tiempo (t) con el cronómetro en mano y ajusta la fuente de alimentación a 20.0 V lo más rápido posible.
2. Permite que el sistema funcione durante 3 minutos (180 s).
3. Registra la lectura de la corriente (I) que indica el multímetro, de acuerdo con la tabla siguiente.

Tiempo (t) / s	30	60	90	120	150	180
Corriente (I) / A						

4. Apaga la fuente de alimentación.
5. Espera hasta que las buretas no tengan burbujas y desmonta el depósito de llenado hasta que el nivel de la disolución (en su interior) se encuentre a una altura intermedia entre el nivel del hidrógeno y el nivel del oxígeno.
6. Registra en el volumen de hidrógeno (V_{H_2}) y de oxígeno (V_{O_2}) que obtuviste.

1 Introducción

- Electrólisis
 - ¿Qué es la electrólisis?
 - Bases de la electrólisis
 - Electrólisis de agua
- Mol y constante de Avogadro
 - Mol
 - Constante de Avogadro

2 Actividad experimental

- Actividad 2: armado del aparato de Hofmann
- Actividad 2: puesta a punto del aparato de Hofmann
- Actividad 2: toma de lecturas

3 Manejo de datos

- Cálculos

4 Referencias

Rendimiento experimental

1. Mide la temperatura (T).
2. Registra la presión de vapor de agua ($p_{v_{H_2O}}$) a la temperatura que obtuviste en el punto anterior.

$T / ^\circ\text{C}$	18	19	20	21	22	23
$p_{v_{H_2O}} / \text{mmHg}$	15.477	16.477	17.535	18.650	19.827	21.068
$T / ^\circ\text{C}$	24	25	26	27	28	29
$p_{v_{H_2O}} / \text{mmHg}$	22.377	23.756	25.209	26.739	28.349	31.824

3. Calcula la presión parcial de hidrógeno (p_{H_2}) con un ajuste por presión de vapor.

$$p_{H_2} = p_{\text{atm}} + p_{v_{H_2O}} = 585 \text{ mmHg} + p_{v_{H_2O}}$$

4. Determina la cantidad de sustancia de hidrógeno ($n_{H_2, \text{exp}}$) experimental con ayuda de la ecuación de Clapeyron–Mendeléiev.

$$p_{H_2} V_{H_2} = n_{H_2, \text{exp}} RT$$

$$n_{H_2, \text{exp}} = \frac{p_{H_2} V_{H_2}}{RT}$$

$$= \frac{p_{H_2} \times \left(\frac{0.001 \, 315 \, 79 \, \text{atm}}{1 \, \text{mmHg}} \right) \times V_{H_2} \times \left(\frac{1 \, \text{L}}{1000 \, \text{ml}} \right)}{0.082 \, 05 \, \text{L atm}/(\text{mol K}) \times (T + 273.15 \, \text{K})}$$

Rendimiento teórico

1. Obtén la intensidad de corriente promedio (\bar{I}) que circuló por la celda, de acuerdo con los datos que registraste en el paso 3 de la toma de lecturas.

$$\bar{I} = \frac{1}{6} \sum_{j=1}^m I_j$$

2. Calcula la cantidad de carga promedio (\bar{Q}) que se usó durante la electrólisis.

$$\bar{Q} = \bar{I} \times t = \bar{I} \times 180 \text{ s}$$

3. Determina la cantidad de sustancia de electrones (n_e) que han viajado desde el cátodo al ánodo.

$$n_e = \bar{Q} \times \left(\frac{1 \text{ mol } e}{96\,485.33 \text{ C}} \right)$$

4. Determina la cantidad de sustancia de hidrógeno ($n_{\text{H}_2, \text{teo}}$) teórica con ayuda de la semirreacción de reducción de la electrólisis del agua.

$$n_{\text{H}_2, \text{teo}} = n_e \times \left(\frac{2 \text{ mol H}_2}{4 \text{ mol } e} \right)$$

Rendimiento porcentual

1. Obtén el rendimiento porcentual del proceso.

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{n_{\text{H}_2, \text{exp}}}{n_{\text{H}_2, \text{teo}}} \times 100 \%$$

Constante de Avogadro

1. Obtén el número de electrones (N_e) que han viajado desde el cátodo al ánodo.

$$N_e = \frac{\bar{Q}}{1.6022 \times 10^{-19} \text{ C/electrón}}$$

2. Determina el valor de la constante de Avogadro (N_A).

$$N_A = \frac{N_e}{n_e}$$

3. Calcula el porcentaje de exactitud experimental ($\%EE$) del valor que obtuviste de la constante de Avogadro.

$$\begin{aligned}\%EE &= \frac{|N_{A\text{real}} - N_{A\text{experimental}}|}{N_{A\text{real}}} \times 100\% \\ &= \frac{|6.022\,140\,76 \times 10^{23} / \text{mol} - N_A|}{6.022\,140\,76 \times 10^{23} / \text{mol}} \times 100\%\end{aligned}$$



Royal Society of Chemistry: Education in Chemistry. Disponible en edu.rsc.org/eic.

Esta presentación está disponible en:

