

¿H₂O igual a agua?: Una experiencia de aprendizaje colaborativo en el aula o el laboratorio

Miguel Ángel de Ita Cisneros¹ y Enrique González Vergara²

Abstract (*H₂O equals water?: An experience of collaborative learning in either the classroom or the laboratory*)

The determination of the correct formula of water is carried out either in the classroom or the laboratory through a simple, low-cost device that replaces the Hoffman's electrolysis apparatus. Through a strategy of inductively-promoted discovery and collaborative learning the laws of Faraday, matter conservation, fixed and defined proportions, and equivalent weights are introduced; additionally, the Faraday's and Avogadro's constants will be determined.

Keywords: Water formula, inductively-promoted discovery, collaborative learning, Hoffmans electrolysis apparatus. Class demonstrations.

Resumen

La determinación de la fórmula correcta del agua se realiza ya sea en el entorno del salón de clases o en el laboratorio, utilizando un aparato de bajo costo que sustituye al voltámetro de Hoffman. A través de una estrategia de descubrimiento inductivamente promovido y aprendizaje colaborativo se introducen las leyes de Faraday, conservación de la materia, proporciones fijas y definidas y pesos equivalentes. Adicionalmente, se determinan la constante de Faraday y el número de Avogadro.

Palabras clave: Fórmula del agua, descubrimiento inductivamente promovido, aprendizaje colaborativo, voltámetro de Hoffman, demostración en clase.

El agua es por mucho la molécula más famosa que existe y cuya fórmula tenemos en nuestra memoria desde muy temprana edad. Sin embargo, si realizamos un sondeo a alumnos del primer año de universidad e inclusive a profesores de química de nivel medio y medio superior, acerca de cómo sabemos que esta fórmula es la correcta, nos sorprenderemos de saber que un gran número de ellos desconocen la respuesta. Para responder esta pregunta se planeó una estrategia

didáctica basada en algunas consideraciones y resultados de la investigación educativa, a la vez que se diseñó y construyó un aparato que permite describir y explicar ideas y teorías que sirven como base para un mejor entendimiento de la Química. En un estudio reciente de Toomey y Garafalo (2003), dentro de los principales resultados de la investigación educativa destacan los siguientes:

- Un ambiente en el cual los estudiantes trabajan activamente con algún material y obtienen una rápida retroalimentación, es mejor que uno en el cual reciben pasivamente la información (Mazur, 1997; Lochhead y Whimby, 1987).
- El entendimiento de un tema está relacionado a cómo se organiza el conocimiento (Reif, 1983, 1986).
- El entendimiento cualitativo de conceptos es tan importante como la habilidad de llevar a cabo cálculos cuantitativos (Cohen *et al.* 2000; Arons, 1976, 1986).
- Toma tiempo desarrollar habilidades de razonamiento formal y construir un entendimiento de los conceptos de ciencia, lo que sugiere que se dé una información limitada pero con mayor detalle (Faber, 2002; Johnstone, 1997 y 2000, y Arons, 1986).

Tomando en cuenta lo anterior, así como los estudios institucionales presentados tanto por el Tecnológico de Monterrey, México, como de la Universidad de California en Santa Bárbara, EUA; se incorporan también algunos aspectos de aprendizaje colaborativo (<http://www.sistema.itesm.mx/va/dide/modelo/inf-doc/Colaborativo.PDF>), (http://www.oic.id.ucsb.edu/Resources/Collab-L/CL_Index.html), así como también se utiliza el estilo de descubrimiento inductivamente promovido propuesto por Domin (1999), quien identifica cuatro estilos de instrucción en el laboratorio: exposición, pregunta experimental, descubrimiento inductivamente promovido y el basado en problemas. Por ello, dependiendo de las posibilidades de la institución, se presenta una actividad experimental que puede ser realizada en el aula o en el laboratorio, para investigar la fórmula del agua en un entorno colaborativo; cada estudiante participa entonces tanto en la toma de datos como en la realización de los cálculos necesarios, de manera que los promedios de todo el grupo aportan el resultado final que, al ser presentado y discutido de manera plenaria, permite un acercamiento a leyes fundamentales de la química y a la determinación de dos constantes fundamentales de ésta.

¹ Facultad de Ciencias Químicas.

² Centro de Química del Instituto de Ciencias Maestría de Educación en Ciencias. Benemérita Universidad Autónoma de Puebla. C. U. San Manuel. Puebla Pue. México. C.P. 72540.

Correo electrónico: cs000767@siu.buap.mx y/o engonzal@siu.buap.mx.

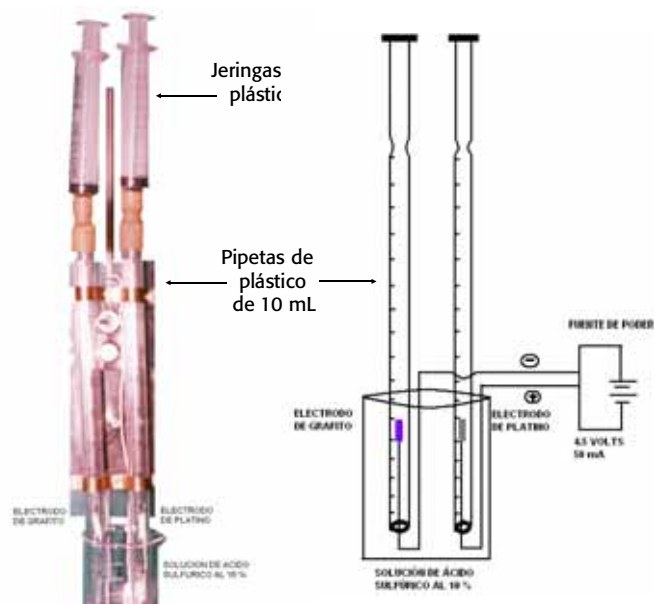


Figura 1. Fotografía y diagrama del equipo utilizado.

¿Qué podemos explicar con esta actividad experimental?

- Las Leyes de Faraday
- La Ley de Conservación de la Materia.
- La Ley de las Proporciones Fijas y Definidas.
- La Ley de los Pesos Equivalentes.
- La fórmula del agua.
- La constante de Faraday.
- El número de Avogadro.

Material

- 2 Jeringas de 10 mL
- 2 pipetas de 10 mL
- 1 vaso de precipitado de 50 mL
- 1 electrodo de platino 1.5 cm
- 1 electrodo de grafito 1.5 cm
- 1 portapilas de 3 pilas AAA
- 50 mL de solución de H_2SO_4 10%

Metodología

Construcción del aparato

Normalmente este experimento se realiza en un voltámetro de Hoffman, con electrodos de platino y con un coulombímetro para controlar el flujo de corriente eléctrica, cuyo precio es de alrededor de 300 dólares; sin embargo, aquí se propone un dispositivo que cumple con los requisitos de hermeticidad, graduación, temperatura, presión y reproducibilidad que tiene un precio promedio de 30 dólares. En

este aparato se utilizan dos pipetas de plástico, recortando la punta para que entren holgadamente los electrodos, y dos jeringas de 10 mL que se unen a las pipetas por medio de un tubo látex. Los dos electrodos se hacen con alambre de cobre del número 20, de 30 cm de largo cada uno, colocando en uno de ellos una pieza de grafito de aproximadamente 1.5 cm, asegurándola en el alambre y aislándola con cinta de teflón. En el otro alambre se pone una pieza de platino de 1.5 cm del número 20 (el platino se puede conseguir en las joyerías) y también se aísla con cinta de teflón. Después se introducen los electrodos, aproximadamente unos tres centímetros dentro de las pipetas (figura 1).

Procedimiento

Se forman los equipos, se autonombren y se numera a los integrantes para organizar la toma de datos (el experimento puede realizarse varias veces con el fin de que todos los estudiantes participen). En un vaso de precipitados de 50 mL se agregan 40 mL de ácido sulfúrico 1.5 M, se introducen entonces las dos pipetas (cuidando que los electrodos queden dentro de la solución) y con las jeringas se succiona la solución hasta la marca de 0 mL. Se conectan las terminales de los electrodos a las pilas o fuente de poder, de tal manera que el electrodo de grafito se encuentre con polaridad negativa (cátodo) y el electrodo de platino en la terminal positiva (ánodo). A partir de este momento la reacción de electrólisis se lleva a cabo.

Se dispara el cronómetro y se comienza la toma de datos, para llenar la siguiente tabla.

Tiempo en seg	Vol. de H_2	Vol. de O_2	Vol de H_2 /Vol de O_2
120			
240			
360			
480			
600			

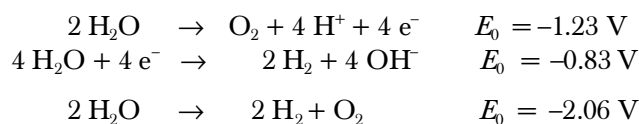
Una vez llenadas las tablas se procede de manera guiada a la realización de los cálculos.

Precauciones

Debido a que el ácido sulfúrico es un ácido fuerte y un agente deshidratante poderoso, debe ser manejado con extremo cuidado. La dilución adecuada (1.5 M) es preparada previamente por el profesor con el objeto de disminuir riesgos. Otros autores han propuesto el uso de sales tales como el sulfato de sodio, sulfato de magnesio o nitrato de sodio (<http://chemlearn.chem.indiana.edu/demos/democont.htm>); sin embargo, esto requiere el uso de una fuente de poder y

altos voltajes para poder llevar a cabo la electrólisis, lo que genera un riesgo mayor, debido a posibles descargas eléctricas y la presencia de gases que pudieran generar explosiones.

Reacciones



Dependiendo de su disponibilidad, es posible utilizar indicadores para hacer más vistoso el experimento y facilitar las lecturas de volumen (opcional).

Indicadores		
Indicador	Cátodo (H ₂)	Ánodo (O ₂)
Azul de bromotimol	Azul	Amarillo
Rojo de alizarina	Violeta	Amarillo
Universal	Azul	Violeta

Resultados

Aspectos cualitativos

Si consideramos que el tiempo que dura la electrólisis es proporcional a la cantidad de corriente que fluye por el circuito, entonces el llenado de la tabla nos lleva a las siguientes observaciones:

1. A medida que transcurre el tiempo, la cantidad de hidrógeno y oxígeno desprendido durante la electrólisis va aumentando.
2. La cantidad de hidrógeno es mayor que la cantidad de oxígeno.
3. La relación entre el volumen de hidrógeno y el volumen de oxígeno es lo doble. Estas observaciones nos llevan a relacionar los resultados con las leyes de Faraday y con la fórmula del agua.

Leyes de Faraday (Kotz et al. 2003)

- “La cantidad de materia depositada o desprendida en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de corriente eléctrica que fluye por el sistema ($\epsilon \propto m$)”
- “Cuando la misma cantidad de corriente pasa por dos celdas electrolíticas, la cantidad de masa desprendida o depositada en los electrodos es directamente proporcional al peso equivalente ($\epsilon \propto PE$)”

La molécula de oxígeno requiere del doble de electrones que la molécula de hidrógeno; ante el paso de la misma cantidad de corriente eléctrica sólo puede desprenderse la mitad del volumen de O₂ que de H₂ y **ésta es la razón de que la fórmula del agua sea H₂O.**

Aspectos cuantitativos:

Se mide la temperatura de la solución de ácido sulfúrico y se buscan los datos de la presión atmosférica de nuestra localidad, con los que podemos aplicar la ecuación de los gases ideales para calcular el número de moles de hidrógeno y de oxígeno, y de aquí la fórmula del agua.

Cálculo de número de moles de H ₂	Cálculo de número de moles de O ₂
Volumen de H ₂ = $\bar{m}(\&)$	Volumen de O ₂ = $m^3(\&)$
$P_{\text{atmosférica}} = \text{Pascal} (\clubsuit)$	$P_{\text{atmosférica}} = \text{Pascal} (\clubsuit)$
Temperatura = K	Temperatura = K
Constante R = 8.314 Joule/(mol K)	Constante R = 8.314 Joule/(mol K)
$n_{\text{H}_2} = \frac{(\text{Presión}) (\text{Volumen})}{(\text{Temperatura}) (R)}$	$n_{\text{O}_2} = \frac{(\text{Presión}) (\text{Volumen})}{(\text{Temperatura})(R)}$

(♣)1 atmósfera = 1.013 × 10⁵ Pascal y (&) 1 m³ = 1.0 × 10⁶ cm³

Con estos resultados se observa que el número de moles de oxígeno es menor que el número de moles de hidrógeno; así, para obtener la fórmula del agua y expresarla con números enteros (de acuerdo con la hipótesis de John Dalton) se divide entre el mínimo común denominador:

$$\frac{\text{Número de moles de H}_2}{\text{Número de moles de O}_2} = 2$$

$$\frac{\text{Número de moles de O}_2}{\text{Número de moles de O}_2} = 1$$

Así, la fórmula del agua es dos moles de hidrógeno por 1 mol de oxígeno: H₂O. Este resultado es el mismo independientemente de los valores que hayamos elegido para los cálculos, lo cual demuestra la Ley de las proporciones fijas y definidas. Con el número de moles obtenidos, es posible calcular los gramos de hidrógeno y oxígeno que se desprendieron durante la reacción y podemos calcular a partir de la Ley de Conservación de la Materia la cantidad de agua que reaccionó. Si completamos la siguiente tabla, podemos calcular el peso equivalente del hidrógeno y del oxígeno, así como su peso atómico.

Como se sabe, el peso equivalente es la cantidad de un elemento que se combina con un gramo de hidrógeno o sustituye; esto es porque, al ser el hidrógeno el elemento más ligero conocido en el siglo XIX, se le asignó el valor arbitrario

Tiempo (s)	Masa de H ₂	Masa de O ₂	$PE_{\text{H}_2} = \frac{\text{Masa de H}_2}{\text{Masa de H}_2}$	$PE_{\text{O}_2} = \frac{\text{Masa de O}_2}{\text{Masa de H}_2}$	PE × Val
120			1	8	
240			1	8	
360			1	8	
480			1	8	
600			1	8	

de 1 y así el oxígeno resulta ser ocho veces más masivo que el hidrógeno.

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{Peso atómico del elemento}}{\text{valencia}}$$

Si tomamos en cuenta que la valencia del oxígeno es 2, entonces podemos calcular el peso atómico:

$$\text{Peso atómico} = \text{Peso equivalente} \times \text{Valencia} = 8 \times 2 = 16 \text{ uma}$$

Constante de Faraday

Se puede conectar un miliamperímetro en serie para medir la cantidad de corriente I que se gasta durante la electrólisis y medir así la constante de Faraday, por ejemplo:

$$V = \text{Volumen de gas hidrógeno} (7 \text{ cm}^3) = 7.0 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$R = \text{Constante universal de los gases} = 8.314 \text{ Joule}/(\text{mol K})$$

$$T = \text{Temperatura de la solución} (17^\circ\text{C}) = 290 \text{ K}$$

$$I = \text{Corriente en amperes} (72.8 \text{ mA}) = 0.0728 \text{ A}$$

$$t = \text{Tiempo en segundos} = 600 \text{ s}$$

$$P = \text{Presión ambiental} (585 \text{ mm de Hg}) = 77,974 \text{ Pascal}$$

$$Z = \text{Número de electrones involucrados} (Z_{\text{H}_2} = 2; Z_{\text{O}_2} = 4)$$

$$F = \frac{R \cdot T \cdot I \cdot t}{V \cdot P \cdot z} = \frac{(8.314 \text{ Joule}/\text{mol K}) (290 \text{ K}) (0.0728 \text{ A}) (600 \text{ s})}{(7.0 \times 10^{-6} \text{ m}^3) (77,974 \text{ N}/\text{m}^2) (2)}$$

$$= 96,428$$

Número de Avogadro

	Volumen	Presión	Temperatura	Tiempo
Oxígeno	$3.5 \times 10^{-6} \text{ m}^3$	77,974 N/m ²	290 K	600 s
Hidrógeno	$7.0 \times 10^{-6} \text{ m}^3$	77,974 N/m ²	290 K	600 s

Datos experimentales:

1. Aplicando la Ley General de los Gases Ideales calculamos el número de moles de H_2 producidos durante la electrólisis.

$$n_{\text{H}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{(77,974 \text{ N}/\text{m}^2) (7.0 \times 10^{-6} \text{ m}^3)}{(8.314 \text{ Joule}/\text{mol K}) (290 \text{ K})} = 2.263 \times 10^{-4} \text{ mol de H}_2$$

2. Cada molécula de H_2 requiere de dos electrones para neutralizarse, entonces el número de moles de electrones necesarios para obtener n moles de hidrógeno debe ser

$$n_{\text{H}_2} \times 2:$$

$$\text{Número de moles de electrones} = (2.263 \times 10^{-4})(2) = 4.526 \times 10^{-4} \text{ moles de electrones.}$$

3. Los *Coulombs* utilizados en la electrólisis se obtienen sacando un promedio de los miliamperes multiplicados por el tiempo:

$$\text{Coulomb} = (72.8 \text{ mA})(1 \text{ A}/1000 \text{ mA})(600 \text{ s}) = 43.68 \text{ Coulomb}$$

4. Para saber cuántos electrones representan esta cantidad de *Coulomb*, recurrimos al valor de la carga del electrón:

$$X \text{ electrones} = \frac{(1 \text{ electrón}) (43.68 \text{ Coulomb})}{1.60 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}} = 2.73 \times 10^{20} \text{ electrones}$$

5. Finalmente, se relaciona el número de moles de electrones obtenidos en el paso 2 con el número de electrones obtenidos en el paso 4:

$$\begin{aligned} \text{Mol de electrones} &= \frac{(1 \text{ mol de electrones}) (2.73 \times 10^{20} \text{ electrones})}{(4.526 \times 10^{-4} \text{ moles de electrones})} \\ &= 6.031 \times 10^{23} \text{ electrones} \end{aligned}$$

Discusión

La demostración experimental aquí presentada permite la integración de un gran número de conceptos básicos de química que a menudo escapan de una demostración experimental. La simple pregunta de si H_2O es igual a Agua, invita a los estudiantes a dar una respuesta así, utilizando el estilo de descubrimiento inductivamente propuesto por Domin (Domin, 1999), los estudiantes son guiados a través de preguntas, cuyas respuestas permiten la resolución del problema planteado de una forma inductiva; contrario a lo que se esperaría si el estilo fuera basado en problemas (ABP), lo que tomaría varias sesiones. En este caso, los alumnos, al terminar la sesión tienen ya el resultado de la pregunta planteada.

Por lo que respecta al equipo utilizado, éste es de fácil construcción, portátil y los resultados obtenidos son altamente reproducibles. Analizando la tabla en la que se muestra el costo de un número variado de equipos comerciales, resalta que en promedio, por el 10% del costo de los equipos comerciales es posible fabricar un equipo muy competitivo con medios a nuestro alcance. Otra gran ventaja es que en los experimentos similares se toma un solo dato y se tiene que esperar 45 minutos (Sakashiri, 1992), mientras que en este caso se toman datos cada 120 segundos y la recarga del aparato se puede llevar a cabo varias veces si se considera necesario. Esto mantiene activos a los estudiantes durante

Voltímetros de Hoffman comerciales	Dólares
Wards Natural Science 15V8200	175.00
Sargent-Welch WLS29125	289.00
Nada Scientific	366.00
Boreal Laboratories WW6159400	445.00
Propuesta de este trabajo	30.00

todo el proceso y permite la presentación plenaria de resultados hacia el final de la sesión.

Conclusiones

La actividad experimental aquí presentada permite en una sola sesión el contacto con leyes y constantes fundamentales de la química que a menudo se presentan de manera abstracta y difícil de comprender. La fórmula del agua es obtenida (descubierta) experimentalmente y de manera colaborativa, resultando en un entendimiento claro y concreto por todos los integrantes del grupo. El equipo de laboratorio utilizado representa una innovación al voltámetro de Hoffman que, por su precio y portatilidad, lo hacen muy útil tanto en el laboratorio como en demostraciones en el aula. La química básica o fundamental, la que deben conocer los estudiantes de todos los niveles, puede ser más accesible con experimentos sencillos, integrando el conocimiento al relacionarlo con diferentes temas. ▀

Referencias

- Arons, A. Cultivating the capacity for formal reasoning: Objectives and procedures in an introductory physical science course. *American Journal of Physics*, **44** (9) 10-14, 1976.
- Arons, A. In Rice, M. (ed.), *Proceedings of the Chicago Conferences on Liberal Education, No. 1, Undergraduate education in chemistry and physics*, p. 23. Chicago: University of Chicago, 1986.
- Cohen, J., Kennedy-Justice, M., Pai, S., Torres, C., Toomey, R., DePierro, E., y Garafalo, F. Encouraging meaningful quantitative problem solving. *J. Chem. Ed.*, **77**, 1166-1173, 2000.
- Domin, S. A review of laboratory instruction styles. *J. Chem. Ed.*, **76**(4), 543-547, 1999.
- Johnstone, A. Chemistry teaching - Science or alchemy? *J. Chem. Ed.*, **74**, 262-268, 1997.
- Johnstone, A. The presentation of chemistry - Logical or psychological? *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, **1**, 9-15. 2000. [<http://www.uoi.gr/cerp>]
- Kotz, J.C., Treichel P.M. *Química y Reactividad Química*, p. 864-865. Thomson Learning Inc. México, 2003.
- Lochhead, J. & Whimby, A. *In New Directions in Teaching and Learning*, No. 30; Stice, E. (ed.), p. 73-92. San Francisco: Jossey-Bass, 1987.
- Mazur E. Peer Instruction: Getting Students to Think in Class in: *The Changing Role of Physics Departments in Modern Universities, Part Two: Sample Classes*, AIP Conference Proceedings, Ed. Edward F. Redish and John S. Rigden, pp. 981-988 American Institute of Physics, Woodbury, New York, 1997.
- Reif, F. How can chemists teach problem solving?, *J. Chem. Ed.*, **60**, 948-953, 1983.
- Reif, F. Scientific approaches to science education, *Physics Today*, **39**(11), 48-54. 1986.
- Sakhashiri B.Z. *Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*. 4. p. 156, 1992.
- Taber, K. Compounding quanta: probing the frontiers of student understanding of molecular orbitals. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, **3**, 159-173, 2002. [<http://www.uoi.gr/cerp>]
- Toomey R. y Garafalo, F. Linking Physics With Chemistry - Opportunities In A Constructivist Classroom, *Chemistry Education: Research and Practice*, **4**(2), 189-204, 2003.
- Collaborative Learning. Cooperative learning strategies for university students*. Consultado por última vez noviembre 2, 2004, de la URL: http://www.oic.id.ucsb.edu/Resources/Collab-L/CL_Index.html.
- Las estrategias técnicas didácticas en el rediseño. Aprendizaje colaborativo*. Consultado por última vez noviembre 2, 2004, de la URL: <http://www.sistema.itesm.mx/va/dide/modelo/inf-doc/Colaborativo.PDF>.

Bibliografía recomendada

- Sarikaya M. The Application of an Activity Relating to the Determination of Avogadro's Number in a Class of First-Year Science Students. *Chem. Educator*, **9**, 17-19, 2004.
- Tsaparlis G. Has educational research made any difference to chemistry teaching, *Chemistry Education: Research and Practice*, **5** (1), 3-4, 2004.
- Tabbutt F.D. Water: A powerful theme for an interdisciplinary Course, *J. Chem. Ed.*, **77**, 1594, 2000.
- Walton P.H. On the use of chemical demonstrations in lectures, *U. Chem. Ed.*, **6**, 22-27, 2002.

Sitios web recomendados

- <http://www.chem.leeds.ac.uk/delights/>
- <http://chemlearn.chem.indiana.edu/demos/democont.htm>
- <http://genchem.chem.wisc.edu/demonstrations/>
- http://www.shsu.edu/~chm_tgc/chemilumdir/chemiluminescence.html
- <http://users.erols.com/merosen/demos.htm>
- <http://antoine.frostburg.edu/chem/senese/101>
- <http://www.chem.uiuc.edu/clcwebsite/elec.html>
- Todos los sitios web fueron consultados por última vez 11/02/04