



## Determinación de la constante de Henry de la disolución del CO<sub>2</sub> en un refresco dietético

*Determination of the Henry constant for the dissolution of CO<sub>2</sub> in a diet coke*

Gerardo Omar Hernández Segura<sup>1</sup>, Aline Villarreal<sup>1</sup>, Diego Yahir Pérez Sereno<sup>1</sup>, Luis Miguel Trejo Candelas<sup>1</sup> y Ricardo Manuel A. Estrada Ramírez<sup>1</sup>

### Resumen

Se propone un experimento, para alumnos de los primeros semestres de las carreras de química, empleando como sistema un refresco de cola dietético comercial, con el fin de determinar la constante de Henry del equilibrio químico de distribución del dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) entre las fases gaseosa y acuosa a diferentes temperaturas, de acuerdo con la ecuación química: CO<sub>2</sub> (ac) ⇌ CO<sub>2</sub> (g). Para este proceso químico se calcularon las siguientes propiedades termodinámicas: ΔH<sup>0</sup>, ΔS<sup>0</sup>, ΔG<sup>0</sup>, ΔU<sup>0</sup> y ΔA<sup>0</sup> a 298.15 K, y la constante de Henry. Utilizando las propiedades calculadas, se propone explicar la relación matemática entre ellas y su aplicación en la descripción del equilibrio químico del CO<sub>2</sub> entre las fases acuosa y gaseosa del sistema. Asimismo, se utilizó la constante de equilibrio para explicar la variación de la solubilidad del CO<sub>2</sub> como función de la temperatura y la presión. Finalmente, se contextualizó la solubilidad del CO<sub>2</sub> en la fase acuosa con las propiedades organolépticas de la bebida y el mantenimiento de la forma del recipiente.

### Palabras clave

Equilibrio químico, Ley de Henry, constante de equilibrio, ecuación de van't Hoff, solubilidad de gases en líquidos, propiedades termodinámicas.

### Abstract

We propose an experiment, dedicated to undergraduate chemistry students in the first semesters, using a commercial diet cola as a system to determine the Henry's constant of the chemical equilibrium of carbon dioxide (CO<sub>2</sub>) between the gaseous and aqueous phases at different temperatures, according to the chemical equation: CO<sub>2</sub> (aq) ⇌ CO<sub>2</sub> (g). For this chemical process, the following thermodynamic properties were calculated: ΔH<sup>0</sup>, ΔS<sup>0</sup>, ΔG<sup>0</sup>, ΔU<sup>0</sup>, and ΔA<sup>0</sup> at 298.15 K and the Henry's constant. Using the calculated properties, it is proposed to explain the mathematical relationship between them and their application in the description of the chemical equilibrium of CO<sub>2</sub> in the aqueous and gaseous phases of the system. The equilibrium constant was used to explain the variation in CO<sub>2</sub> solubility as a function of temperature and pressure. Finally, the solubility of CO<sub>2</sub> in the aqueous phase was contextualized with the organoleptic properties of the beverage and the preservation of the shape of the container.

### Keywords

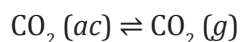
Chemical equilibrium, Henry's Law, equilibrium constant, van't Hoff equation, solubility of gases in liquids, thermodynamic properties.

<sup>1</sup> Facultad de Química, UNAM, México.

## Introducción

El agua carbonatada moderna se fabrica inyectando dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) a presión en el agua. Se ha observado que el aumento de la presión, así como la disminución de la temperatura, aumenta la solubilidad de este gas y permite que se disuelva más CO<sub>2</sub> del que sería posible a la presión atmosférica. Cuando se abre la botella, se libera la presión, lo que permite que el gas salga de la disolución formando las características burbujas que le dan el sabor refrescante a la bebida (La química del agua carbonatada, 2021; Huber & Massari, 2014; Baur et al., 2006; Levy et al., 1987).

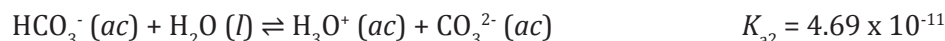
Para explicar el comportamiento de la solubilidad del CO<sub>2</sub> en agua en la bebida, se considera el siguiente equilibrio químico (Li, et al., 2007):



Se considera un equilibrio químico porque al disolverse el CO<sub>2</sub> (g) en agua experimenta una reacción química con el disolvente (Baur, et al., 2006):



Debido a que la constante de equilibrio es pequeña, CO<sub>2</sub> (ac) es la especie predominante. El ácido carbónico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) puede disociarse para formar los iones bicarbonato (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) y carbonato (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>), de acuerdo con las siguientes reacciones químicas:



Las dos anteriores ecuaciones químicas, se pueden combinar en una sola expresión:



La ley de Henry modela que la solubilidad de este gas en términos de la molalidad  $m_{\text{co}_2}$ , es proporcional a su presión parcial  $p_{\text{co}_2}$ , considerando que la fase gaseosa se comporta idealmente y que la concentración de soluto en la fase líquida es pequeña, es decir,  $m_{\text{co}_2} \rightarrow 0$ , entonces (Chang, 2000):

$$p_{\text{co}_2} = K_H(T) m_{\text{co}_2} \quad \text{Ec. (1)}$$

Donde  $K_H$  es la constante de Henry, la cual es una constante de equilibrio químico de distribución que depende de la temperatura. La presión total ( $P_{\text{total}}$ ) al interior de la botella de refresco es aproximadamente igual a la presión parcial de CO<sub>2</sub> (g) (despreciando la presencia de otros componentes como el vapor de agua, la cual puede calcularse midiendo la presión atmosférica local ( $P_{\text{atm}}$ ) y la presión manométrica ( $P_{\text{man}}$ ) para cada temperatura (Kuntzleman y Sturgis, 2020):

$$p_{\text{co}_2} = P_{\text{atm}} + P_{\text{man}} \quad \text{Ec. (2)}$$

Asimismo, la molalidad del CO<sub>2</sub> (ac) ( $m_{\text{co}_2}$ ), puede determinarse experimentalmente a través de las propiedades coligativas de las disoluciones de no electrolitos, como es el abatimiento de la temperatura de fusión de la disolución ( $\Delta T_{\text{fus}}$ ), considerando que el soluto en mayor proporción en la fase líquida del refresco es el CO<sub>2</sub>, lo que implica que se puede despreciar la presencia de otros solutos en la bebida, y que dicho abatimiento se debe esencialmente al CO<sub>2</sub> disuelto en agua (Atkins, et al., 2010; Chang, 2000), es decir:

$$\Delta T_{\text{fus}} = K_f m_{\text{co}_2} \quad \text{Ec. (3)}$$

donde  $K_f$  es la constante crioscópica del agua como disolvente, cuyo valor es de 1.86  $\text{kg}\cdot\text{K}\cdot\text{mol}^{-1}$ , la cual depende de la naturaleza química del disolvente y se obtiene empleando la siguiente ecuación:

$$K_f = \frac{R(T_{\text{fus}}^0)^2 M_{\text{H}_2\text{O}}}{\Delta H_{m,\text{fus}}} \quad \text{Ec. (4)}$$

En esta ecuación se observa que  $T_{\text{fus}}^0$  es la temperatura normal de fusión del agua de 273.15 K,  $M_{\text{H}_2\text{O}}$  es la masa molar del agua de  $0.018 \text{ kg}\cdot\text{mol}^{-1}$  y  $\Delta H_{m,\text{fus}}$  es el cambio de entalpía de fusión del agua, cuyo valor es de  $6025 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$ , mientras que  $R$  es la Constante Universal de los gases, la cual posee un valor de  $8.314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

Por otro lado, la constante de Henry  $K_H$  se puede relacionar con el cambio de la energía de Gibbs estándar en la condición de equilibrio químico ( $\Delta G^0$ ), cuando temperatura y presión son constantes, esto es (Atkins, et al., 2010; Chang, 2000):

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_H \quad \text{Ec. (5)}$$

Donde  $R$  es la Constante Universal de los gases, la cual posee un valor de  $8.314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

No obstante, el cambio de la energía de Gibbs estándar ( $\Delta G^0$ ), el cual es un criterio de espontaneidad y equilibrio a temperatura y presión constantes, está relacionada con la temperatura, con el cambio de la entalpía,  $\Delta H^0$ , que representa el calor transferido a presión constante, así como con el cambio de la entropía,  $\Delta S^0$ , que indica el cambio en el número de microestados en el sistema, cuya ecuación es (Atkins, et al., 2010; Chang, 2000):

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 \quad \text{Ec. (6)}$$

Al igualar las ecuaciones (5) y (6), se obtiene la ecuación de van't Hoff, que modela la dependencia de la constante de Henry con la temperatura (Chang, 2000), esto es:

$$\ln \ln K_H = -\frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T}\right) + \frac{\Delta S^0}{R} \quad \text{Ec. (7)}$$

A partir de la ecuación (7), se puede construir la gráfica de  $\ln \ln K_H$  vs  $1/T$ . Al realizar un cambio de variable, las ordenadas corresponden a  $\ln \ln K_H$ , mientras que las abscisas a  $1/T$ , de tal manera que al ajustar dicho conjunto de datos experimentales a la ecuación de van't Hoff, la pendiente  $m$  será  $-\Delta H^0 / R$ , en tanto que la ordenada al origen  $b$ , será igual a  $-\Delta S^0 / R$ .

Finalmente, se pueden calcular otras propiedades termodinámicas asociadas a este proceso químico, como son el cambio de energía interna ( $\Delta U^0$ ), que representa el calor transferido a volumen constante, así como la variación de energía de Helmholtz ( $\Delta A^0$ ), el cual es un criterio de espontaneidad y equilibrio a temperatura y volumen constantes, para los cuales, se emplean las siguientes ecuaciones, respectivamente (Chang, 2000):

$$\Delta U^0 = \Delta A^0 - \Delta n_{\text{gases}} RT \quad \text{Ec. (8)}$$

$$\Delta A^0 = \Delta U^0 - T\Delta S^0 \quad \text{Ec. (9)}$$

Como parte de una actividad experimental para alumnos de los primeros semestres de las carreras de química, utilizando materiales fáciles de conseguir, es posible construir un sistema cerrado formado por una botella de la bebida carbonatada, y así medir la presión manométrica de la misma a diferentes temperaturas, cuyos datos permitirán obtener la presión parcial del CO<sub>2</sub>, utilizando la ecuación (2). Asimismo, la molalidad del CO<sub>2</sub> en la disolución se puede determinar fácilmente a partir del descenso crioscópico, empleando la ecuación (3).

Ambos datos se utilizan para calcular la constante de Henry a diferentes temperaturas, con ayuda de la ecuación (1), y así obtener los potenciales termodinámicos del sistema, a través de las ecuaciones (5), (7), (8) y (9) y de esta forma, tener una descripción completa de su estado.

Una ventaja de este experimento es que le permite al estudiante aplicar los conceptos de los potenciales termodinámicos al equilibrio químico, además de las propiedades coligativas de manera conjunta al estudio de un proceso químico en fase heterogénea al interior de un sistema común. Los resultados obtenidos durante la experimentación son muy cercanos a los valores reportados en la literatura. Consideramos que, para los alumnos, este experimento es muy valioso, ya que les permite abordar en el laboratorio múltiples conceptos relacionados con el equilibrio químico y el cambio en las propiedades fisicoquímicas de las disoluciones (Berrio, A. T., 2009).

### Propuesta experimental

El material necesario para llevar a cabo esta propuesta experimental es fácil de conseguir y en general de bajo costo, de manera que el experimento se puede llevar a cabo en escuelas que carezcan de instalaciones de laboratorio adecuadas o en casa. Los materiales y equipos necesarios se muestran en la Tabla 1.

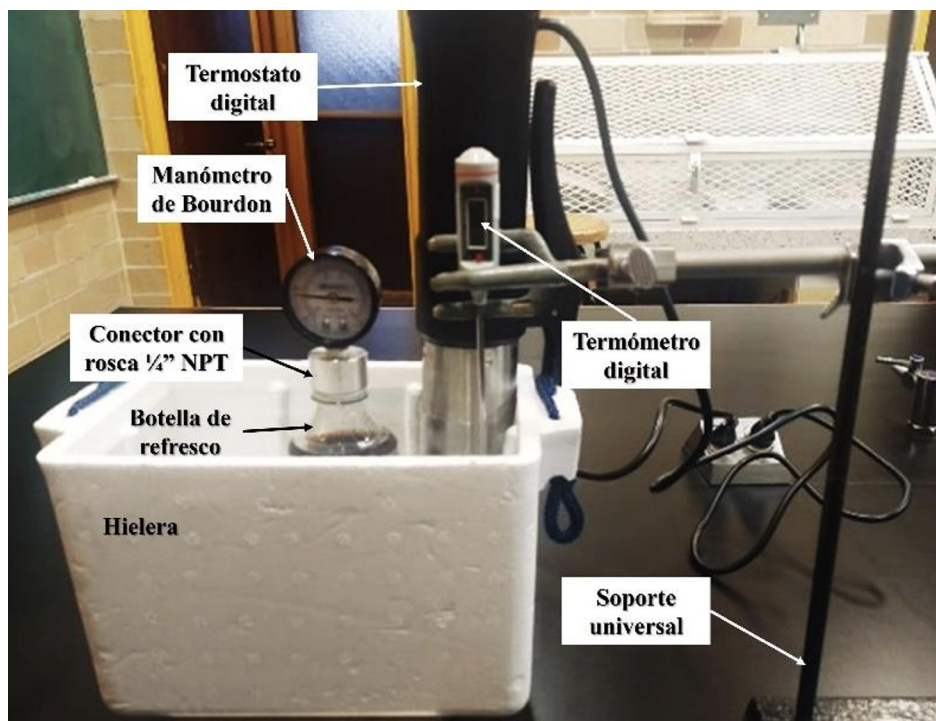
Botella de bebida carbonatada comercial de 355 mL.	Termostato digital sumergible de $\pm 0.1$ °C.
Hielera de uniceL de 3 L.	Termómetro digital de $\pm 0.1$ °C.
Soporte universal.	Manómetro de Bourdon de $\pm 0.2$ bar.
Pinza de tres dedos.	Barómetro digital de $\pm 0.1$ mbar.
Vaso de uniceL de 500 mL.	Conector de acero con rosca NTP de $\frac{1}{4}$ in.
2 tubos de ensayo.	Empaque de teflón con diámetro de $\frac{1}{4}$ in.
Gradilla para tubos de ensayo.	Paquete de sal de grano.
Cinta teflón.	Hielo en escarcha.
Agua	

**TABLA 1.** Materiales y equipos necesarios para el experimento.

El procedimiento experimental propuesto se detalla a continuación:

1. Llenar la hielera con agua de la llave hasta  $\frac{3}{4}$  partes de su capacidad.
2. Colocar el termostato digital sumergible dentro del baño de agua en la hielera.
3. Conectar el manómetro de Bourdon a la botella de refresco. Para lograr un buen sello hay que asegurar de cubrir con dos vueltas de cinta teflón alrededor de la rosca del manómetro y de la botella.

4. Sumergir la botella con el manómetro ya previamente conectado a la misma, en el baño de agua a temperatura ambiente.
5. Sujetar el termómetro digital al soporte universal, empleando la pinza de tres dedos.
6. Sumergir el termómetro dentro del baño de agua, procurando que se encuentre lo más cercano a la botella de refresco y encenderlo. El sistema experimental se muestra en la Figura 1.

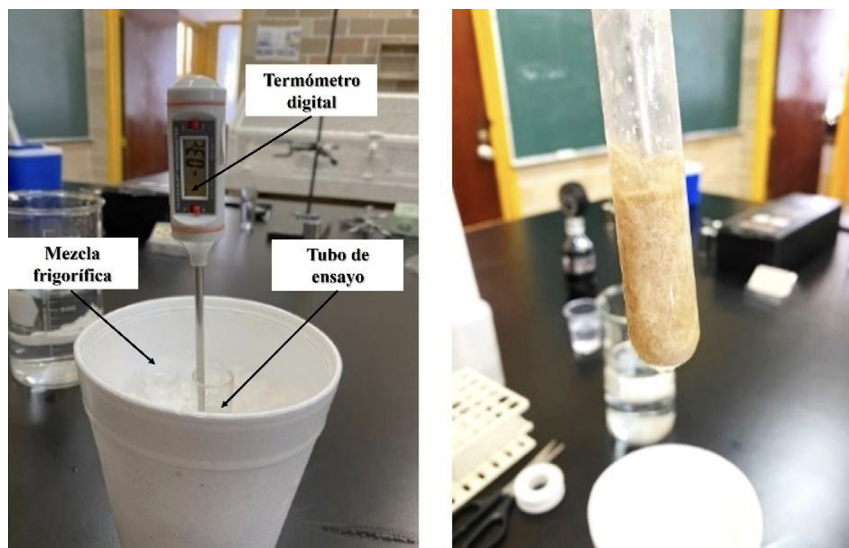


**FIGURA 1.** Sistema experimental para la determinación de la presión manométrica a varias temperaturas en una botella de refresco.

7. Medir la presión manométrica y la presión atmosférica, así como la temperatura a la que se encuentra sumergida la botella dentro del baño de agua.
8. Programar la temperatura del termostato digital 5 °C por arriba de la temperatura ambiente.
9. Esperar alrededor de 5 minutos para que el sistema alcance el equilibrio térmico a la nueva temperatura programada del termostato.
10. Medir de nuevo la presión manométrica y atmosférica, así como la temperatura a la que se encuentra sumergida la botella dentro del baño de agua.
11. Realizar otras mediciones incrementando cada vez la temperatura 5 °C hasta llegar a 60 °C. Al cambiar el *set point* del termostato, esperar 5 minutos para que el sistema alcance el equilibrio térmico.
12. Por último, determinar la temperatura de congelación, tanto del agua destilada como del refresco. Colocar aproximadamente 3 mL de cada uno de ellos en dos tubos de ensayo respectivamente, y sumergirlos en una mezcla frigorífica de sal de



grano y hielo en escarcha, colocada previamente en el vaso de unicel de 500 mL, midiendo la temperatura en intervalos de 5 s, hasta que esta sea constante durante 30 s (véase la Figura 2).



**FIGURA 2.** Izquierda: Arreglo experimental para la determinación de la temperatura de fusión del refresco de cola comercial. Derecha: Detalle del refresco de cola congelado.

## Resultados y discusión

El procedimiento experimental descrito anteriormente, fue realizado por los autores en el laboratorio, utilizando un refresco de cola dietético comercial de 355 mL. Los datos de la presión del CO<sub>2</sub> (*g*) medidos como función de la temperatura, fueron obtenidos a partir de las presiones manométricas, medidas utilizando el manómetro analógico conectado a la botella de refresco y la presión atmosférica local medida con el barómetro digital.

A través de las propiedades coligativas de las disoluciones de no electrolitos, la molalidad del CO<sub>2</sub> fue obtenida experimentalmente utilizando el termómetro digital con una resolución de  $\pm 0.1$  °C y midiendo el abatimiento de la temperatura de fusión de la disolución acuosa del refresco dietético. La temperatura de fusión del agua destilada fue de  $T_{\text{fus}}^0 = -0.1$  °C, en tanto que la temperatura de fusión del refresco fue de  $T_{\text{fus}} = -0.3$  °C (Figura 2). Entonces, el abatimiento de la temperatura de fusión del refresco se calculó como  $\Delta T_{\text{fus}} = T_{\text{fu}}^0 - T_{\text{fus}} = 0.2$  °C (o bien 0.2 K).

A partir del valor de la constante crioscópica del agua (*K<sub>f</sub>*) y empleando la ecuación (3), se determinó la molalidad del CO<sub>2</sub> en el refresco, la cual fue de 0.108 mol·kg<sup>-1</sup>, cuyo valor es cercano al que reporta Nyasulu (2019).

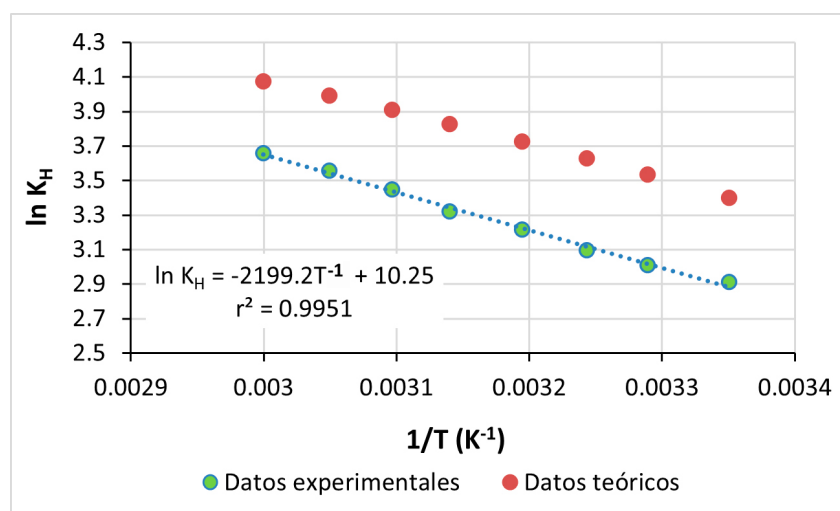
Posteriormente, se calculó la constante de Henry correspondiente a cada temperatura, empleando las ecuaciones (1) y (2). Dichos datos se muestran en la Tabla 2.

T (°C)	P <sub>man</sub> (bar)	P <sub>atm</sub> (bar)	P <sub>abs</sub> (bar)	K <sub>H</sub> (bar·kg·mol <sup>-1</sup> )	ΔG <sup>0</sup> (J·mol <sup>-1</sup> )
25.3	1.2	0.7791	1.979	18.41	-7227.2
30.9	1.4	0.7790	2.179	20.26	-7606.1
35.2	1.6	0.7790	2.379	22.12	-7938.8
39.9	1.9	0.7789	2.679	24.91	-8368.8

**TABLA 2.** Resultados obtenidos en el laboratorio.

45.3	2.2	0.7789	2.979	27.70	-8794.2
49.8	2.6	0.7787	3.379	31.42	-9256.6
54.8	3.0	0.7786	3.779	35.14	-9704.9
60.2	3.4	0.7784	4.178	38.86	-10143.4

En la Tabla 2 se muestra que, a mayor temperatura, la presión absoluta, que corresponde con la presión del CO<sub>2</sub> ( $g$ ), también aumenta. Del mismo modo, la constante de Henry aumenta, en tanto que los valores de  $\Delta G^0$ , calculados con la ecuación (5), son negativos ( $\Delta G^0 < 0$ ) y aumentan de magnitud conforme la temperatura aumenta. Para calcular los potenciales termodinámicos  $\Delta H^0$  y  $\Delta S^0$ , el conjunto de los datos experimentales de  $\ln K_H$  vs  $1/T$ , fueron ajustados a la ecuación de van't Hoff, empleando el método de los mínimos cuadrados (Miller et al., 2005) (véase la Figura 3). Es importante mencionar que se asume que  $\Delta H^0$  y  $\Delta S^0$  son independientes de la temperatura y que el comportamiento es lineal y continuo en el intervalo de temperatura de 298.15 a 333.15 K. Con los valores reportados en la Tabla 2, se obtuvo una pendiente  $m = (-2199.2 \pm 62.9)$  K, mientras que el valor de la ordenada al origen es  $b = 10.250 \pm 0.007$ , con un coeficiente de correlación  $r^2 = 0.9951$  (véase la gráfica de la Figura 3). A partir de la pendiente, se obtuvo que  $\Delta H^0 = (18824.3 \pm 522.7)$  J·mol<sup>-1</sup>, en tanto que, a partir de la ordenada al origen, se determinó que  $\Delta S^0 = (85.22 \pm 0.06)$  J·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.



**FIGURA 3.** Gráfica que muestra los datos experimentales ajustados a la ecuación de van't Hoff y su comparación con los datos teóricos calculados a partir de Kuntzleman y Sturgis (2020).

Se puede extraer información acerca del sistema, examinando los valores de  $\Delta H^0$  y  $\Delta S^0$ . Ya que  $\Delta H^0 > 0$ , este proceso es endotérmico, mientras que  $\Delta S^0 > 0$ , lo que indica que la entropía del sistema aumenta cuando el CO<sub>2</sub> disuelto pasa de la fase líquida hacia la fase gaseosa, puesto que las moléculas recuperan la habilidad de moverse libremente en el volumen disponible dentro de la botella.

Los valores experimentales de  $\Delta H^0$  y  $\Delta S^0$  fueron comparados con los informados en la literatura, empleando la referencia (Kuntzleman y Sturgis, 2020), obteniendo errores del 0.4% para  $\Delta H^0$  y 5.1% para  $\Delta S^0$ , lo que indica que la metodología experimental a pesar de ser sencilla permite obtener resultados satisfactorios. Asimismo, se compararon los valores de  $\ln K_H$  experimentales con respecto a los teóricos en el intervalo de temperatura de trabajo antes mencionado, como se muestra en la gráfica de la Figura 3, obteniéndose errores experimentales de no más del 15%.

Para realizar una descripción completa del estado termodinámico en el sistema, se calcularon las propiedades termodinámicas restantes del proceso a 298.15 K, las cuales son  $\Delta U^0$  y  $\Delta A^0$ . El valor de  $\Delta U^0$  se calculó con la ecuación (7), considerando que de acuerdo con la reacción química  $\text{CO}_2(ac) \rightleftharpoons \text{CO}_2(g)$ ,  $\Delta n_{\text{gases}} = 1$ , mientras que con la ecuación (8) se calculó  $\Delta A^0$ . Los valores de los potenciales termodinámicos calculados a partir de los resultados experimentales de la Tabla 2, se muestran a continuación en la Tabla 3.

**TABLA 3.** Propiedades termodinámicas asociadas con este proceso químico a 298.15 K.

Propiedad:	Valor:	Propiedad:	Valor:
$\Delta H^0 / (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1})$	18824.3	$\Delta A^0 / (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1})$	-9602.5
$\Delta U^0 / (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1})$	15805.5	$\Delta S^0 / (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	85.22
$\Delta G^0 / (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1})$	-7123.7	$K_H$	17.70

Para el sistema estudiado, la finalidad de calcular estos potenciales es comprender la relación matemática entre ellos, su interpretación física y su aplicación en la descripción de este equilibrio químico. En particular, en este caso el sistema se encuentra a volumen y temperatura constantes, y, por lo tanto, el criterio termodinámico de espontaneidad es  $\Delta A^0$ , cuyo valor es  $\Delta A^0 = -9602.5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$ , e indica que el proceso es espontáneo, considerando que el equilibrio químico se encuentra desplazado hacia productos, puesto que a 298.15 K, la constante de Henry  $K_H > 1$ , es decir, que la formación del  $\text{CO}_2(g)$  es más favorable que la de  $\text{CO}_2(ac)$ .

Asimismo, este proceso tiende a ser espontáneo, tanto a presión constante ( $\Delta G^0 < 0$ ), como a volumen constante ( $\Delta A^0 < 0$ ) a 298.15 K.

### Propuesta de evaluación de aprendizajes

Con la finalidad de llevar a cabo un proceso de evaluación del aprendizaje de los conceptos por parte de los estudiantes, se propone un instrumento de evaluación, basado en nueve preguntas abiertas mostradas en la Tabla 4.

Concepto	Equilibrio químico
<b>Preguntas modelo</b>	¿Cuál es el sistema que se estudia? ¿Cuáles son sus componentes y fases presentes?  ¿Cuál es la ecuación estequiométrica que describe el proceso que se está estudiando?
<b>Aprendizaje esperado</b>	El estudiante puede relacionar el proceso físico (CO <sub>2</sub> disuelto en el refresco de cola que pasa al espacio libre de líquido en la parte superior de la botella) con la ecuación estequiométrica. Es capaz de identificar a los reactivos y productos dentro de esta ecuación para representar dicho proceso químico. Puede indicar el significado de la doble flecha dentro de la ecuación estequiométrica.
<b>Concepto</b>	<b>Constante de equilibrio</b>
<b>Preguntas modelo</b>	¿Cuál es la expresión general de la constante de equilibrio?  Escribe la expresión de la constante de equilibrio para el sistema que se está estudiando.  ¿Qué relación tiene la constante de equilibrio con el $\Delta G^0$ ?



<b>Aprendizaje esperado</b>	El estudiante es capaz de escribir la definición de la constante de equilibrio, a través de la ley de acción de masas e identificando la expresión correspondiente.  Reconoce el significado físico del valor de la constante de equilibrio en relación con las concentraciones de reactivos y productos.
<b>Concepto</b>	<b>Constante de Henry</b>
<b>Preguntas modelo</b>	¿De qué variables depende la cantidad de gas que se encuentra disuelta en un líquido a temperatura constante?  ¿Qué sucede con la cantidad de gas disuelto en un líquido, cuando en un sistema se eleva la temperatura?
<b>Aprendizaje esperado</b>	El estudiante comprende el equilibrio químico que explica la ecuación de la ley de Henry. Es capaz de identificar los límites de aplicación de la ecuación, relacionados con el sistema en estudio.
<b>Concepto</b>	<b>Descenso de la temperatura de fusión</b>
<b>Preguntas modelo</b>	¿A qué se debe el fenómeno del descenso de la temperatura de fusión al agregar un soluto en un disolvente?  El descenso de la temperatura de fusión, ¿depende del tipo de soluto agregado?  ¿Se puede considerar al CO <sub>2</sub> en este caso como un soluto?
<b>Aprendizaje esperado</b>	El estudiante relaciona el descenso en la temperatura de fusión como el efecto de agregar un soluto en un disolvente. Es capaz de relacionar el descenso en la temperatura de fusión con la molalidad de la disolución.

El experimento propuesto resulta especialmente interesante para aquellos estudiantes que se encuentran estudiando temas relacionados con el equilibrio químico. De esta manera, ellos pueden relacionar mediciones experimentales de presión, con el concepto de solubilidad y encontrar el efecto del aumento de la temperatura en el descenso de la solubilidad del gas.

Cabe mencionar que desde la pandemia de COVID-19 ha sido necesario adecuar las propuestas didácticas para que se puedan realizar en los hogares de los estudiantes, utilizando un equipamiento mínimo y fácilmente disponible. Esto permitiría que el material propuesto en este trabajo se adapte a cursos virtuales (León Cedeño, F., et al., 2022) y a escuelas que carecen de adecuadas instalaciones para la enseñanza experimental.

## Conclusiones

Uno de los temas más importantes para los estudiantes universitarios de ciencias químicas desde el punto de vista de la Fisicoquímica es el estudio del Equilibrio Químico. En el presente trabajo, se presenta una propuesta experimental que relaciona el concepto del equilibrio químico, con las propiedades coligativas y la constante de Henry. Con esta propuesta experimental, se espera que los estudiantes sean capaces de obtener todos los potenciales termodinámicos del sistema en estudio, a través de mediciones de temperatura y presión, utilizando un refresco de cola dietético comercial.

En el intervalo de temperaturas usado (298.45 a 333.35 K), el equilibrio del dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) entre las fases gaseosa y acuosa, se encuentra desplazado hacia productos, puesto que todos los valores de la constante de Henry obtenidos experimentalmente son mayores a 1,  $K_H > 1$ . Este proceso químico tiende a ser espontáneo, a 298.15 K, tanto a presión constante ( $\Delta G^0 < 0$ ), como a volumen constante ( $\Delta A^0 < 0$ ). En otras palabras, el CO<sub>2</sub> es más soluble en el agua líquida a bajas temperaturas y a altas presiones, lo que permite mantener las propiedades organolépticas de la bebida y al mismo tiempo, evitar que el envase en el que está almacenada se deforme, debido al efecto de la presión atmosférica.

Consideramos que el presente trabajo es útil para los profesores, porque proporciona certeza respecto de lo que se debe de esperar en relación con los valores de las mediciones realizadas, ya que los errores experimentales obtenidos son muy bajos, de 0.4 y 5.1% para  $\Delta H^0$  y  $\Delta S^0$  respectivamente. Además, relacionar distintos conceptos, equilibrio químico, constante de Henry y descenso de la temperatura de fusión en un mismo experimento.

Finalmente, se presenta una propuesta de evaluación de los aprendizajes para los estudiantes, de tal manera que le permita al profesor revisarlos antes de que los estudiantes realicen el experimento.

## Referencias

- Atkins, P., De Paula, J. (2010). Physical Chemistry. 9th Ed. H. Freeman and Company. pp. 172, 213, 220.
- Baur, J. E.; Baur, M. B.; Franz, D. A. (2006). The Ultrasonic Soda Fountain: A Dramatic Demonstration. J. Chem. Educ. 83, 577-580. <https://doi.org/10.1021/ed083p577>
- Berrio, A. T. (2009). La experimentación dirigida como método eficaz de la investigación y del aprendizaje significativo. [Proyecto aplicado, Universidad Nacional Abierta y a Distancia UNAD]. Repositorio Institucional UNAD.
- Chang, R. (2000). Físicoquímica para las ciencias químicas y biológicas. 3° ed., (R. Zugazagoitia Herranz, Trad.). McGraw Hill. pp. 86-88, 165-171, 215-217, 232-235, 301-315.
- Huber C. J. and Massari A. M. (2014). Quantifying the Soda Geysers. J. Chem. Educ. 91 (3), 428-431. <https://doi.org/10.1021/ed300694n>
- Kuntzleman, T. and Sturgis, A. (2020). Effect of temperature in experiments involving carbonated beverages. J. Chem. Educ. 97 (11), 4033-4038. <https://dx.doi.org/10.1021/acs.jchemed.0c00844>
- La química del agua carbonatada. (5 de agosto de 2021) La química del agua carbonatada. QuímicaFacil.net, en la URL <https://quimicafacil.net/notas-de-quimica/la-quimica-del-agua-carbonatada/>
- León Cedeño, F., Jiménez Curiel, C. D. C. (2022). Experiencias docentes durante la pandemia. Curso experimental. Educación Química, 33(2), 82-93.
- Levy J. B.; Hornack F. M.; Levy M. A. (1987). Simple Determination of Henry's Law Constant for Carbon Dioxide. J. Chem. Educ. 64(3), 260-261. <https://dx.doi.org/10.1021/ed064p260>

- Li D.; Duan Z. (2007). The specification equilibrium coupling with phase equilibrium in the H<sub>2</sub>O-CO<sub>2</sub>-NaCl system from 0 to 250°C, from 0 to 1000 bar, and from 0 to 5 molality of NaCl. *Chem. Geol.* 244, 730-751. <https://doi.org/10.1016/j.chemgeo.2007.07.023>
- Miller, J. N.; Miller, J. C. (2005). *Statistics and Chemometrics for Analytical Chemistry.* (pp.107-111). Pearson.
- Nyasulu F.; Barlag R.; McMills L.; Arthasery P. (2019). Mass-based Approach to the Determination of the Henry's Law Constant for CO<sub>2</sub> (g) Using a Diet Carbonated Beverage. *J. Chem. Educ.* 96(11), 2661-2664. <https://dx.doi.org/10.1021/acs.jchemed.9b00082>