

En este apartado aparecen artículos que se destacan por utilizar instrumentos propios de la microescala. El encargado de esta sección es el doctor Jorge G. Ibáñez.

Una ilustración a microescala de la ley de Henry y del principio de Le Châtelier

Daniel Bartet P.*

Resumen

La actividad experimental a microescala que se propone permite estudiar la solubilidad del dióxido de carbono en agua, su dependencia de la presión y de la temperatura y relacionar la influencia de esos factores con el proceso de gasificación o “carbonatación” de bebidas gaseosas.

La facilidad de su ejecución y costos del material empleado hacen de esta actividad un experimento casi “casero”, que puede ser empleado para ilustrar contenidos de programas de Química de Enseñanza Media o de primeros cursos universitarios.

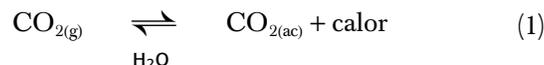
Introducción

A temperatura constante, la solubilidad del dióxido de carbono en agua, como la de otros gases poco solubles, está regida por la ley de Henry (1803). Así, a la temperatura de 20°C y a 1 atm de presión, su solubilidad en agua es de 0.169 g/100 g de agua, en tanto que, a la misma temperatura pero a una presión de $3 \cdot 10^{-4}$ atm (que es aproximadamente la presión parcial del dióxido de carbono en el aire), la solubilidad baja a $5 \cdot 10^{-5}$ g/100 g de agua (Ceretti y Zalts, 2000). Es decir, la solubilidad a esta presión es unas 3,400 veces menor, lo que explica el abundante burbujeo que se produce al destapar una botella de bebida gaseosa, o una de champaña, o al abrir una lata de cerveza (Chang, 1992).

Por otra parte, la disolución del dióxido de carbono en agua, como la de otros gases, es un proceso exotérmico (Ceretti y Zalts, 2000), por lo que su solubilidad disminuye al elevar la temperatura. Por ejemplo, a la presión de 1 atm y a la temperatura de 0°C, la solubilidad del dióxido de carbono es 0.335 g/100 g de agua; en cambio, a la misma presión y 20°C de temperatura, la solubilidad es de

0.169 g/100 g de agua, es decir disminuye aproximadamente a la mitad. Una experiencia frecuente y que muestra esta relación, es el descenso en la temperatura que se observa al momento de destapar una botella de bebida gaseosa. Por lo anterior, la gasificación de las bebidas gaseosas se realiza haciendo fluir la bebida sin gas por cámaras selladas que contienen dióxido de carbono a una presión de entre 3 y 4 atm y a una temperatura de unos 4°C. En estas condiciones y de acuerdo con la ley de Henry, la cantidad de dióxido de carbono disuelto es unas 4 veces mayor que si la presión fuese de 1 atm e igual temperatura (Pascover, 1984).

En esas condiciones de presión y temperatura, el dióxido de carbono forma una disolución saturada, en la que se establece un estado de equilibrio, descrito por la ecuación (1):



Por otra parte, al dióxido de carbono disuelto reacciona con el agua formando ácido carbónico, que se disocia parcialmente principalmente en iones bicarbonato e iones hidrógeno, procesos reversibles que dan origen a nuevos estados de equilibrios, descritos por las ecuaciones (2) y (3):



Las reacciones (2) y (3) son las responsables del ligero sabor ácido de un agua mineral gasificada, cuyo pH es aproximadamente igual a 4.

La composición de este complejo sistema de equilibrio se puede alterar variando la presión o la temperatura y los cambios en su composición son descritos por el principio de Le Châtelier.

Diseño experimental

En la siguiente actividad se propone seguir los efec-

* Departamento de Química, Universidad Metropolitana de Ciencias de la Educación. Santiago, Chile.

Correo electrónico: dbartet@umce.cl

Recibido: 9 de octubre de 2001; aceptado: 14 de mayo de 2002.

tos de variar primero la presión y luego la temperatura en una muestra de agua mineral fría, coloreada con gotas de indicador universal, observando los cambios de color que sufre el indicador al modificar la presión o la temperatura de la muestra de agua mineral. Para ello, se usa una jeringa desechable (plástico) de 60 mL (Mattson, 2001) la que se puede adquirir en farmacias o en casas comerciales que venden artículos para médicos. Para sellar la jeringa se puede emplear un tapón de hule (goma) pequeño o uno de acrílico.

En la segunda fase de la actividad se deberán explicar esos cambios de color del indicador que resultan de modificar el estado de equilibrio inicial, aplicando el principio de Le Châtelier, teniendo como información que los colores del indicador universal a distintos pH son:

pH	4	5	6	7	8
Color	rojo	naranja	amarillo	verde	azul

Un indicador alternativo es el extracto de repollo (col) morado, que en los pH seleccionados toma los siguientes colores:

pH	4	5	6	7	8
Color	rosado	púrpura	azul	azul	verde

Otro indicador apropiado es el verde de bromocresol, que a valores de pH inferiores a 4 toma una coloración amarilla; entre 4 y 5.6 se torna a un color verde, y finalmente a azul a pH superior a 5.6.

Parte experimental

Materiales

2 jeringas con tapa de 60 mL.
1 vaso de precipitado de 100 mL.
1 vaso de precipitado de 250 mL.
1 gotario (gotero).
1 mechero, trípode y rejilla.

Reactivos

Una botella de agua mineral.
Solución de indicador universal o repollo (col) morado o verde
Solución de bromocresol
Hielo

Procedimiento

Enfriar la botella con agua mineral en un baño de hielo y agua. A continuación se vierten en el vaso

de precipitados de 100 mL unos 50 mL de agua mineral, se agregan unas 10 gotas de indicador universal y con la jeringa se succionan 20 mL de agua mineral ya coloreada con el indicador. Se debe cuidar que el émbolo de la jeringa quede en contacto directo con la solución. Se coloca la tapa en la punta de la jeringa y se procede a experimentar como sigue:

- Efecto de los cambios de presión. Para estudiar el efecto de variar la presión en el sistema se separa el émbolo de la mezcla hasta ubicarlo en la división de 40 mL. Manteniendo el émbolo en esa ubicación se agita suavemente la jeringa y se observa el burbujeo de la solución y el cambio de color del indicador. A continuación, se apoya la jeringa sobre la mesa y se empuja fuertemente el émbolo para reducir el volumen del gas. Se agita la mezcla y se vuelven a observar los cambios de color del indicador.
- Efectos de los cambios de temperatura. Para estudiar el efecto de variar la temperatura, se llena la segunda jeringa con 20 mL de agua mineral fría con el indicador, como se describió en el párrafo anterior y luego se la introduce en un baño de agua hirviendo. Ahora se observa que el agua mineral comienza a burbujear, desplazando el émbolo y que el indicador cambia de color. Enseguida, la jeringa se introduce en un baño de agua/hielo y se mantiene allí hasta que se alcance el equilibrio térmico. En esta nueva fase del experimento se debe observar que el émbolo comienza a bajar y que el indicador vuelve a cambiar de color.

Resultados y discusión

- Efectos de los cambios de presión. Cuando el émbolo de la jeringa es desplazado hacia fuera y se agita el agua mineral, se observa:
 - un abundante burbujeo, que al cabo de un tiempo se detiene, y
 - que el indicador universal cambia de color rojo hasta amarillo.

Tanto el burbujeo como los cambios de color del indicador son evidencias de modificaciones en la composición del sistema en equilibrio. Al desplazar el émbolo hacia fuera, se genera un vacío y la consiguiente salida de dióxido de carbono de la solución, hasta que se restablece el equilibrio descrito

por la ecuación (1), según lo describe el principio de Le Châtelier y la ley de Henry. En este nuevo estado de equilibrio, la concentración de dióxido de carbono en la solución es menor y también lo es la del ácido carbónico, por lo que el pH del agua mineral sube y cambia el color del indicador.

Por el contrario, cuando se presiona el émbolo, el dióxido de carbono liberado vuelve a disolverse en el agua, se restituye la concentración de iones hidrógeno y el color del indicador vuelve al inicial. Este hecho es indicativo de un desplazamiento del equilibrio en sentido inverso al anterior, pues al empujar el émbolo hacia adentro se comprime el gas, aumenta su presión y, siguiendo la ley de Henry, aumenta su concentración en la disolución.

b) Efectos de los cambios de temperatura.

Al sumergir la jeringa en el agua hirviente, se observa:

- i) un burbujeo que hace desplazarse el émbolo hacia afuera, y
- ii) un cambio de color del indicador, del rojo pasa a amarillo.

Siendo la disolución del dióxido de carbono en agua un proceso exotérmico, al elevar la temperatura del agua mineral gasificada pierde el dióxido de carbono disuelto, disminuyendo su concentración en la solución. Por este cambio, se genera una solución menos ácida, con un pH más elevado que hace virar el color del indicador.

Al enfriar la solución, el color del indicador pasa del amarillo al naranja e incluso puede llegar al rojo.

Estos cambios en la coloración indican un aumento de la acidez del agua mineral, producto de la redisolución del dióxido de carbono en el agua. Si se presiona el émbolo aumenta la cantidad de dióxido de carbono redissuelto en el agua mineral.

Finalmente, los cambios de color observados en el indicador durante las distintas etapas de la experimentación muestran que los desplazamientos del estado de equilibrio no ocurren en el mismo sentido si se eleva la presión o la temperatura del agua gasificada o si se baja la presión o la temperatura.

Conclusión

La actividad propuesta es de fácil ejecución y sus requerimientos de materiales y reactivos son de bajo costo. Además, vincula contenidos teóricos como la ley de Henry, principio de Le Châtelier, y conceptos ácido-base con situaciones cotidianas. ∞

Agradecimientos

Este trabajo fue realizado con el apoyo del Proyecto DIUMCE Código 1/05/2002.

Referencias

- Chang, R., *Química*, McGraw Hill, México, 1992.
- Ceretti, H., Zalts A., *Experimentos en contexto. Química Manual de Laboratorio*. Prentice Hall, Buenos Aires, 2000.
- Mattson, B., *Microscale Gas Chemistry*, 2nd Edition. Educational Innovations, Norwalk, Connecticut, 2001.
- Pascover, G., What's that fizz?, *ChemMatters*, Feb. 1984, 4-5.