



CÁLCULOS DE ESTEQUIOMETRÍA APLICADOS A PROBLEMAS DE LA REALIDAD COTIDIANA

PINTO CAÑÓN, Gabriel; Universidad Politécnica de Madrid, E.T.S. de Ingenieros Industriales, Grupo de Innovación Educativa de Didáctica de la Química

RESUMEN

Si bien la estequiometría es uno de los aspectos fundamentales para el estudio de la Química, los ejercicios al respecto que se plantean en los libros de texto, tanto de Bachillerato como de primer curso universitario, suelen ser repetitivos y referidos a sustancias ajenas a los alumnos. En este trabajo, se describen algunos ejemplos de cálculos estequiométricos, basados en problemas de la realidad cotidiana, desarrollados para alumnos de primer curso de Ingeniería, pero que pueden ser también de utilidad para docentes de Química de otros niveles y perfiles educativos. Están especialmente ideados para utilizarse en contextos educativos que promueven metodologías activas por parte de los alumnos, como son el aprendizaje basado en problemas (ABP) y el aprendizaje basado en la indagación dirigida (ABID). Se pretende que, al abordar problemas con sustancias que les son familiares, los alumnos sientan una mayor motivación para su resolución, al apreciar una aplicación directa. Entre otros aspectos implicados en los problemas, se incluyen cuestiones sobre estequiometría de: medicamentos, compuestos de flúor para el cuidado dental, fertilizantes, composición de aguas minerales y emisiones de dióxido de carbono. Los problemas propuestos, además de servir para el aprendizaje de estequiometría, son de utilidad para la adquisición de otras competencias específicas, como son: redondeo en cálculos químicos, utilización de unidades adecuadas y representación de datos en gráficas. Muchos de ellos tienen un carácter abierto; los alumnos

tienen que buscar datos (por ejemplo en envases de productos comerciales o en Internet) y el resultado final no tiene que coincidir de unos alumnos a otros. Algunos de estos problemas son utilizados por el autor para promover el aprendizaje cooperativo y para introducir otras cuestiones de interés, tanto en Química como con carácter interdisciplinar, en entornos de aprendizaje Ciencia-Tecnología-Sociedad-Medio Ambiente (CTSA). En las conclusiones, se incluyen algunos resultados de la opinión de alumnos y profesores sobre este tipo de problemas.

1. Introducción al aprendizaje basado en problemas y en la indagación dirigida

El aprendizaje basado en problemas (ABP) es un método didáctico centrado en el alumno, basado en el principio de usar problemas como punto de partida para la adquisición y la integración de los nuevos conocimientos [1, 2]. En vez de aprenderse los conocimientos como paso previo, se ofrece una serie de problemas seleccionados a los alumnos, de forma que descubren por ellos mismos lo que necesitan aprender para resolverlos, favoreciéndose así el pensamiento crítico.

La esencia del ABP, que se plantea cada vez más como una alternativa para el proceso de enseñanza-aprendizaje de la Química [3], es que sea el alumno quien resuelva los problemas y los entienda por sí mismo. El docente actúa más como facilitador y guía que como “fuente de soluciones”. Entre los beneficios del ABP se pueden citar los siguientes aspectos [5]: aumenta la motivación, ofrece respuesta a preguntas del tipo ¿para qué sirve estudiar esto?, promueve el pensamiento de orden superior, alienta la necesidad de aprender a aprender y promueve la metacognición (conocimiento de los propios procesos cognoscitivos, de los resultados de estos procesos y de cualquier aspecto que se relacione con ellos, implicando el aprendizaje de las propiedades relevantes de la información).

Normalmente, con la metodología ABP, los alumnos, agrupados en equipos y bajo la supervisión del profesor, trabajan juntos durante unas horas cada semana, en la resolución de un problema de envergadura (normalmente interdisciplinar) propuesto por el profesor. El resto del tiempo está dedicado al trabajo personal del estudio generado por ese problema. La situación problemática, que puede parecer algo confusa inicialmente, no suele estar estructurada, no se resuelve fácilmente con la aplicación de una fórmula específica y su resultado no suele ser una única respuesta. No obstante, aparte de la descrita, existen muchas formas de ABP. Precisamente, los recursos expuestos en este trabajo presentan, en gran parte, matices diferentes a los señalados. Una forma de aproximación al ABP, en un contexto de docencia tradicional de la Química, puede ser que los alumnos lean detenidamente los problemas (o ejercicios clásicos) propuestos en cada tema, previamente al tratamiento del mismo, y que anoten los conceptos que tienen que emplear o que no entienden.

En ocasiones, la metodología ABP plantea problemas demasiado abiertos y el profesor prefiere dirigir a los alumnos hacia la búsqueda de información adecuada de manera más directa. Es el caso del aprendizaje basado en la indagación dirigida (ABID), conocido en inglés como *inquiry-guided instruction, IGI* [6], donde se promueve el aprendizaje del alumno a través de una estructura guiada, pero con un incremento progresivo de investigación sobre cuestiones y problemas por parte del alumno.

Ambas técnicas, ABP y ABID, son ejemplos de aprendizaje activo [7], porque exigen que los alumnos tomen la responsabilidad de su propio aprendizaje, guiados y motivados por el profesor. Una idea importante es que, en ambos casos, el alumno necesita reconocer el esfuerzo como paso vital en el proceso de aprendizaje.

Existe un buen número de problemas de la vida real susceptibles de resolverse en los cursos de Química de Bachillerato y universitarios, con enfoques del tipo ABP y ABID comentados, como los que se describen en este trabajo, referidos a cálculos estequiométricos.

2. Problemas de estequiometría

La propia denominación del término estequiometría causa cierto desconcierto inicial en los alumnos, dado que es un término extraño para ellos. Su origen etimológico se encuentra en el griego στοιχειον, *stoicheion*, letra o elemento (principio) básico constitutivo y μετρον, *metrón*, medida [8]. La estequiometría es el estudio de las cantidades de reactivos y productos que intervienen en las reacciones químicas [9]. El término fue ideado por el químico alemán Jeremias Benjamin Richter (Hirschberg, 1762 – Berlín, 1807), que estudió Filosofía (fue discípulo de Immanuel Kant) y Matemáticas en Königsberg, doctorándose (1782) con una tesis sobre el uso de las Matemáticas en Química. Richter (ver retrato en Fig.1) trabajó en una empresa cerámica y no ocupó cargos académicos. Aparte de descubrir el elemento indio, destaca por haber introducido la noción de peso equivalente y de estequiometría. La pertinencia de este breve comentario sobre Historia de la Química radica en el hecho de que los alumnos tienden a ver, durante los distintos cursos, las mismas biografías de investigadores, obteniendo a veces la idea errónea de que los avances de la Química se deben a “ideas felices” de unas pocas personas.



Figura 1: Retrato de Jeremias Benjamin Richter [10].

Los primeros problemas sobre estequiometría, al menos como cuestiones másicas sencillas, aparecen en los libros de texto de Química en el entorno de 1870 [11]. En la mayoría de los problemas estequiométricos se dan como datos las cantidades de reactivos y se buscan las cantidades de los productos. Para resolver este tipo de problemas, los alumnos deben conocer

conceptos como ecuaciones químicas, nomenclatura, mol, peso atómico, peso molecular, ajuste de reacciones químicas, reactivo limitante, composición porcentual, fórmula empírica y molecular, densidad, formas de expresión de concentraciones, y relación entre masa y volumen de gases, entre otros.

Los cálculos estequiométricos son uno de los aspectos fundamentales para el estudio de las reacciones químicas. Es frecuente que a los alumnos se les proponga resolver ejercicios, al respecto, con sustancias que les son ajenas. Esto conlleva, en diversas situaciones, cierto desánimo, que es especialmente importante por el hecho de que se trata de un tema, como el de formulación, que se suele tratar al principio de los cursos. No obstante, existe un esfuerzo creciente por parte de los autores de libros educativos de Química por incluir problemas con aspectos cotidianos. Por ejemplo, en el texto de Brown y col. [9] se plantean problemas estequiométricos sobre pastillas efervescentes, aspirina, o formación de nitrógeno en el airbag de los automóviles, entre otros aspectos.

En este trabajo se plantea una docena de problemas de estequiometría relacionados con sustancias bien conocidas por los alumnos. En algunos casos, el problema es abierto, en el sentido de que los alumnos deben encontrar los datos en etiquetas de productos comerciales, en información suministrada en Internet o en otras fuentes. De esta forma, cada alumno puede tener que resolver un problema análogo al de otro compañero, pero con datos (y con ello resultados) diferentes. Muchos de los casos que se muestran han sido objeto de publicación por parte del autor, de forma más detallada, en otras publicaciones. En estos casos, se muestra la referencia correspondiente, para facilitar la tarea del lector interesado en ellos y para apreciar dichos problemas en contextos más amplios. Aparte de recoger estos casos para su posible utilización por docentes de Química, se muestran como ejemplos que puedan servir de inspiración o punto de partida para el desarrollo de otros nuevos.

2.1. Compuestos inorgánicos de medicamentos

Una de las fuentes de información que se puede utilizar para desarrollar actividades del tipo de las aquí expuestas, es el Vademécum de especialidades farmacéuticas, muy utilizado por los profesionales sanitarios para prescribir medicamentos.

Problema 1. El prospecto de un medicamento indica, en una versión A, que cada comprimido contiene 256,30 mg de sulfato ferroso sesquihidratado, equivalente a 80 mg de hierro. En otra versión B de ese mismo medicamento, se indica que el contenido de dicha sal, por comprimido, es de 270 mg, también equivalente a 80 mg de hierro. Razónese cuál de los dos prospectos indica la equivalencia correcta.

Resultado 1. El sulfato ferroso sesquihidratado responde a la fórmula $\text{FeSO}_4 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}$. Sesqui es un prefijo que indica una unidad y media. Por ejemplo, en el año 2002 se celebró el sesquicentenario (150 años) del título de Ingeniero Industrial en España. Por consideraciones estequiométricas, 256,30 g (versión A) de esa sal equivalen a los siguientes mg de hierro:

$$\frac{0,25630 \text{ g sal}}{178,93 \text{ g / mol sal}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol sal}} \times \frac{55,85 \text{ g}}{\text{mol Fe}} \times \frac{10^3 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 80,00 \text{ mg Fe}$$

Procediendo de forma similar para los 270 mg de sal (versión B), se obtiene que equivalen a 84,3 mg de hierro. Por lo tanto, la versión A del prospecto es la correcta. Éste es un caso real que sucedió en España, donde un Laboratorio incluyó durante unos años la versión B, hasta que lo corrigió. En todo caso, la diferencia de valores no era elevada.

Problema 2. El prospecto de un medicamento indica que cada comprimido contiene 525 mg de sulfato ferroso, equivalente a 105 mg de hierro elemento. Asumiendo que el sulfato ferroso tiene cierto grado de hidratación, determinad la fórmula de la sal correspondiente.

Resultado 2. Sabiendo que la sal es del tipo $\text{FeSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, se tiene:

$$\frac{525 \cdot 10^{-3} \text{ g sal}}{(151,91 + n \cdot 18,02) \text{ g mol}^{-1} \text{ sal}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol sal}} \times \frac{55,85 \text{ g}}{\text{mol Fe}} \times \frac{10^3 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 105 \text{ mg Fe}$$

Despejando con cuidado, se obtiene $n = 7,07$. Por lo tanto, se trata del sulfato ferroso heptahidratado ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$).

Estos dos ejercicios [12, 13] pueden servir como oportunidad para introducir conceptos como formulación, hidratación de sales, composición de medicamentos e importancia del hierro en el organismo, entre otros.

Problema 3. En los prospectos de varios medicamentos se informa que una cantidad de diversos compuestos (por comprimido, sobre o cucharada) equivale a cierta cantidad de calcio, según se indica entre paréntesis. Verificad las citadas equivalencias:

- Medicamento A: 1250 mg carbonato cálcico (500 mg Ca).
- Medicamento B: 1260 mg carbonato cálcico (500 mg Ca).
- Medicamento C: 2500 mg carbonato cálcico (1000 mg ó 25 mmol Ca).
- Medicamento D: 3,30 mg fosfato cálcico (1,2 g Ca).
- Medicamento E: 1 cucharada (=15 mL) de disolución en la que por 100 mL hay 1671 mg de fosfato cálcico (100 mg Ca).
- Medicamento F: 1 cucharada (=15 mL) de disolución en la que por 100 mL hay 2088 mg de fosfato cálcico (125 mg Ca).
- Medicamento G: 3750 mg pidolato cálcico (500 mg Ca).

Resultado 3. Para resolver este problema es necesario formular los diversos compuestos, calcular los pesos moleculares correspondientes y establecer los cálculos estequiométricos adecuados. En cuanto a formulación, la más compleja es la correspondiente al medicamento G, porque debe conocerse que el anión pidolato (2-pirrolidona-5-carboxilato) responde a la fórmula que se muestra en la Fig. 2.

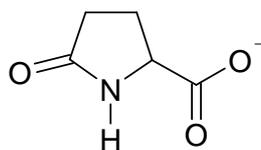


Figura 2: Fórmula del anión pidolato (2-pirrolidona-5-carboxilato).

Así, el peso molecular del pidolato cálcico, $\text{Ca}(\text{C}_5\text{H}_6\text{O}_3\text{N})_2$, es 296,3 g/mol.

En el medicamento A, el cálculo estequiométrico implica:

$$\frac{1,250 \text{ g CaCO}_3}{100,1 \text{ g/mol CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{40,08 \cdot 10^3 \text{ mg Ca}}{\text{mol Ca}} = 500,5 \text{ mg Ca}$$

Los valores de equivalencia en Ca obtenidos para el resto de los medicamentos, por razonamientos análogos, son: B (505 mg), C (1001 mg ó 25 mmol), D (1,28 g), E (97 mg), F (122 mg) y G (508 mg). Como cabía esperar, son valores próximos a los indicados por el fabricante, si bien en algunos casos hay variaciones significativas, que oscilan entre -3% y +7%. Este tipo de problemas, como la mayoría de los analizados en este trabajo, puede servir como introducción a la conocida como “Química del consumidor”, donde se analiza y discute la información suministrada sobre productos comerciales.

Problema 4. En la información sobre un medicamento se indica que contiene 800 mg de fosfato cálcico, 200 mg de carbonato cálcico y 5 mg de fluoruro cálcico por comprimido. También se indica que estas cantidades equivalen a 393 mg de calcio elemento y 2,43 mg de flúor elemento. Se pide verificar esas equivalencias.

Resultado 4. Los cálculos estequiométricos son:

$$\frac{0,800 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{310,3 \text{ g/mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot \frac{3 \text{ mol Ca}}{1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot \frac{40,08 \cdot 10^3 \text{ mg Ca}}{\text{mol Ca}} = 310,0 \text{ mg Ca}$$

$$\frac{0,200 \text{ g CaCO}_3}{100,1 \text{ g/mol CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{40,08 \cdot 10^3 \text{ mg Ca}}{\text{mol Ca}} = 80,1 \text{ mg Ca}$$

$$\frac{0,005 \text{ g CaF}_2}{78,1 \text{ g/mol CaF}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{1 \text{ mol CaF}_2} \cdot \frac{40,08 \cdot 10^3 \text{ mg Ca}}{\text{mol Ca}} = 2,6 \text{ mg Ca}$$

El cálculo de contenido en calcio (392,7 mg Ca), suma de los tres valores anteriores, coincide con lo indicado por el fabricante. El CaF_2 coincide también con la cantidad de flúor indicada:

$$\frac{0,005 \text{ g CaF}_2}{78,1 \text{ g/mol CaF}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol F}}{1 \text{ mol CaF}_2} \cdot \frac{19,00 \cdot 10^3 \text{ mg F}}{\text{mol F}} = 2,43 \text{ mg F}$$

Problema 5. Según el prospecto de un medicamento, recomendado para estados carenciales de vitaminas y sales minerales, cada comprimido contiene, entre otras sustancias, 90 mg de calcio, como fosfato cálcico, y 70 mg de fósforo, también como fosfato cálcico. A partir de estos datos, comprobad que el “fosfato cálcico” que se indica no responde a la fórmula $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. A veces, en farmacología, se emplea el término “fosfato tricálcico” para este compuesto, mientras que se reserva el término “fosfato cálcico” a una sal ácida de fosfato. Si fuera así, determinad de qué sal se trataría.

Resultado 5. Con los datos aportados, la relación, en moles, de Ca:P resulta ser 1:1, con lo que no se trata del $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ sino de la sal $\text{Ca}(\text{HPO}_4)$.

Problema 6. La composición de cada comprimido efervescente de un medicamento, indicado para el tratamiento de la osteoporosis, muestra que, entre otros componentes, contiene 2,94 g de lactatogluconato de calcio y 0,30 g de carbonato cálcico, que equivalen a 380 mg de calcio elemento. Se pide verificar esta equivalencia.

Resultado 6. El lactatogluconato de calcio (término usado en farmacología) presenta una estequiometría de tres moles de lactato cálcico por cada dos moles de gluconato cálcico monohidrato. La fórmula molecular del lactato cálcico es $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{-CHOH-COO})_2$ y la del gluconato cálcico monohidrato es $\text{Ca}(\text{HOCH}_2\text{-(CHOH)}_4\text{-COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, por lo que la fórmula del lactatogluconato cálcico es $\text{C}_{42}\text{H}_{74}\text{O}_{46}\text{Ca}_5 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ (teniendo un peso molecular de 1551,49 g/mol) . Por ello, 2,94 de este compuesto equivalen a:

$$\frac{2,94 \text{ g lactatogluconato Ca}}{1551,49 \text{ g / mol lactatogluconato Ca}} \cdot \frac{5 \text{ mol Ca}}{\text{mol}} \cdot \frac{40,08 \text{ g}}{\text{mol Ca}} \cdot \frac{1000 \text{ mg}}{\text{g}} = 3808 \text{ mg Ca}$$

Teniendo en cuenta que 0,30 g de CaCO_3 equivalen a 120 mg de Ca, se obtiene que la equivalencia en calcio total, por cada comprimido es (como el valor indicado) 500 mg.

Con los compuestos de calcio estudiados se puede pedir a los alumnos que discutan, además, sobre cuestiones como: formulación, sales orgánicas, hidratación de sales, funciones

fisiológicas de los elementos, principios activos y excipientes de medicamentos, isomería y resonancia, entre otras [14].

2.2. Compuestos de flúor para el cuidado dental

Problema 7. La información dada en envases de dentífricos (o en las direcciones Web de sus fabricantes) indica que una cierta cantidad de distintos compuestos es equivalente a una cantidad de flúor, como se indica en los siguientes ejemplos:

- Dentífrico A: 0,325 % de fluoruro sódico (1477 ppm F).
- Dentífrico B: 0,32 % de fluoruro sódico (1450 ppm F).
- Dentífrico C: 0,177 % de fluoruro sódico (805 ppm F).
- Dentífrico D: 0,055 % de fluoruro sódico (250 ppm F).
- Dentífrico E: 1,9231 % de monofluorofosfato sódico (2500 ppm F).
- Dentífrico G: 1,9 % de monofluorofosfato sódico (2500 ppm F).
- Dentífrico H: 1,89 % de monofluorofosfato sódico (2500 ppm F).
- Dentífrico I: 1,0230 % de monofluorofosfato sódico y 0,0335 % de fluoruro sódico (1500 ppm F).
- Dentífrico J: 0,190 % de monofluorofosfato sódico y 0,055 % de fluoruro sódico (500 ppm F).

Verificad las citadas equivalencias. Además, la información suministrada por los fabricantes de tres dentífricos (E, G y H) indica que poseen la misma equivalencia en elemento flúor (2500 ppm), con una aparente cantidad diferente de monofluorofosfato sódico; explicad estas equivalencias considerando las cifras significativas.

Resultado 7. Los alumnos suelen estar familiarizados con la fórmula NaF del fluoruro sódico. La fórmula del monofluorofosfato sódico pueden encontrarla en libros o en Internet. En el dentífrico A, tomado como ejemplo, los cálculos estequiométricos son:

$$\frac{0,325 \text{ g NaF}}{100 \text{ g dentífrico} \cdot 10^{-3} \frac{\text{kg}}{\text{g}}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaF}}{41,99 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol F}}{1 \text{ mol NaF}} \cdot \frac{19,00 \text{ g}}{\text{mol F}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg}}{\text{g}} = 1471 \text{ mg F / kg dentífrico}$$

Las equivalencias de flúor elemento para los dentífricos B, C y D se calculan de forma análoga, obteniéndose los valores: B (1447 ppm F), C (801 ppm F), y D (249 ppm F).

La estequiometría de los dentífricos E, G y H requieren conocer el peso molecular del monofluorofosfato sódico, $\text{Na}_2\text{PO}_3\text{F}$, que es 143,95 g/mol. Para los dentífricos I y J tienen que considerarse los dos pesos moleculares.

Un aspecto importante es que, de acuerdo con el número de cifras significativas dadas por el fabricante para el porcentaje de cada compuesto de flúor, sólo los dentífricos E e I ofrecen datos adecuados de contenido en flúor. En los demás casos, solo se podrían ofrecer dos o tres cifras significativas. Considerando las cifras significativas dadas por los fabricantes, las equivalencias de flúor elemento son: E (2538,3 ppm F), G ($2,5 \cdot 10^3$ ppm F) y H ($2,50 \cdot 10^3$ ppm F). Es un ejemplo de la importancia de las cifras significativas en cálculos químicos.

Las equivalencias en flúor elemento de los dentífricos I y J son 1492 ppm F y 500 ppm F, respectivamente. En todos los casos, como es previsible, los valores calculados son próximos a los indicados por el fabricante, siendo las diferencias solamente entre -0,5% y 1,5%.

Problema 8. El principal inconveniente para el uso de ácido fluorosilícico, H_2SiF_6 , para la fluoración del agua es que se trata de una fuente comparativamente diluida. Calculad cuánto flúor, en % en masa, contiene una disolución comercial típica de ácido fluorosilício (15 % masa), y comparadla con el contenido en flúor del fluoruro sódico y fluorosilicato sódico, compuestos también empleados en la fluoración del agua.

Resultado 8. Como los pesos moleculares de H_2SiF_6 , NaF, y Na_2SiF_6 son, en g/mol, 144,11; 41,99 y 188,07, respectivamente, la disolución de ácido contiene 11,9 % de F en masa, mientras que el fluoruro sódico contiene 45,2 % y el fluorosilicato sódico contiene 60,6 %. Esta es una de las razones por la que los costes de transporte, en largas distancias, de

productos químicos sólidos son más convenientes que en disolución. En este sentido, aunque el H_2SiF_6 es la fuente más económica para la fluoración del agua, su desventaja es que el flúor está muy diluido. Esta es una oportunidad para discutir con los alumnos sobre la importancia de la economía y otras cuestiones en la selección de un producto químico para una función específica [15], así como las controversias existentes en la fluoración del agua potable.

2.3. Fertilizantes

Como introducción al problema, se puede informar a los alumnos sobre la importancia de los fertilizantes. Las plantas requieren diversos nutrientes para su crecimiento: toman C, H y O del aire y del agua, y absorben N, K, Mg, Ca, P y S del suelo. Estos últimos seis elementos se usan en cantidades relativamente altas por las plantas (suponen más de 1000 ppm). Otros ocho elementos (B, Fe, Zn, Mo, Mn, Cu, Co y Cl) se absorben del suelo, pero en menor cantidad, y se denominan micronutrientes.

Problema 9. En una bolsa de plástico encontrada en el campo figuraban los siguientes datos: *Sodium Tetraborate Pentahydrate, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, CAS No. 12179-04-3, EC No. 215-540-4, • EC Fertilizer, • 15.2% boron (B) soluble in water • Sodium borate for fertiliser applications, • Only to be used where there is a recognized need • Do not exceed a maximum dose rate of 4 kg boron (26 kg Fertilizer) per hectare per year.* De acuerdo con consideraciones estequiométricas, determinad (usando dos decimales para los pesos atómicos) si la equivalencia indicada para el boro es correcta.

Respuesta 9. El peso molecular del tetraborato sódico pentahidratado es 291,32 g/mol. El equivalente estequiométrico de boro se obtiene de la expresión:

$$\frac{100 \text{ g } \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}}{291,32 \text{ g mol}^{-1} \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} \times \frac{4 \text{ mol B}}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} \times \frac{10,81 \text{ g}}{\text{mol B}} \times \frac{10^3 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 14,84 \% \text{ B}$$

El porcentaje obtenido (14,84%) es ligeramente inferior al ofrecido en la información. Si se repite el cálculo considerando los pesos atómicos redondeados a un decimal, se obtiene un

valor de 15,1%. Además, si se considera la otra relación indicada (4 kg B por 26 kg de fertilizante) el porcentaje de boro es mayor (15,4%). Estos resultados pueden ser de utilidad para discutir con los alumnos sobre el redondeo en cálculos químicos [16].

Aunque no está estructurado como problema numérico de estequiometría, se plantea otro ejemplo a desarrollar: la estruvita es fosfato de amonio y magnesio hexahidratado, $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, que ocasiona cálculos renales coraliformes en el riñón. Por otra parte, la estruvita es un fertilizante especialmente indicado en jardinería, huerta y árboles frutales. Existen diversos estudios en los que, con el óxido de magnesio, obtenido por calcinación del mineral magnesita (MgCO_3), y con ácido fosfórico, añadido sobre los purines de ganado porcino (asociados con ciertos problemas ambientales) se obtiene estruvita. Puede así plantearse a los alumnos las cantidades de componentes necesarios para tratar una determinada cantidad de purines, con lo que se reducen efectos contaminantes y se obtiene un producto de interés comercial.

2.4. Composición de aguas minerales

Problema 10. Observando la información suministrada en la etiqueta de una botella (o en internet), sobre la composición química de un agua mineral, y de acuerdo a consideraciones estequiométricas, determinad si el valor de residuo seco (o sólidos totales disueltos) está de acuerdo con la composición química indicada. Además, calculad la cantidad total de cargas positivas y negativas, discutiendo el resultado. Se tiene que considerar que el bicarbonato sódico se descompone en dióxido de carbono y anión carbonato a temperatura elevada.

Resultado 10. El residuo seco es el que queda cuando un litro de agua se evapora a 180°C . La composición típica de un agua mineral se muestra en la Tabla 1.

Considerando los pesos atómicos, se obtiene la composición, en mmol/L, que se muestra en la última columna de la Tabla 1. Una aparente paradoja que surge entre los alumnos es que la

masa total de componentes en disolución (en este caso 323,3 mg/L) no coincide con el residuo seco (en el caso seleccionado, 229 mg/L). Hay que tener en cuenta que, cuando el agua se calienta a 180°C (para medir el residuo seco), se produce el proceso:

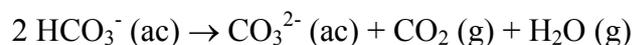


Tabla 1. Composición química del agua mineral Valtorre

(Belvis de la Jara, Toledo), tomada como ejemplo.

<i>Componentes</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Contenido (mg/L)*</i>	<i>Contenido (mmol/L)</i>
Bicarbonato	HCO_3^-	180,1	2,952
Cloruro	Cl^-	33,1	0,934
Sulfato	SO_4^{2-}	18,4	0,192
Calcio	Ca^{2+}	21,4	0,534
Magnesio	Mg^{2+}	21,6	0,889
Sodio	Na^+	34,6	1,505
Sílice	SiO_2	14,0	-
Residuo seco a 180°C	-	229	-

* Datos suministrados por el fabricante, en la etiqueta de cada botella.

Esta reacción supone una pérdida de $\text{CO}_2 (\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$ de 91,5 mg/L. De esta forma, el residuo seco debería ser, tomado como suma de iones (menos los 91,5 mg/L debidos a la descomposición de HCO_3^-) y sílice, la cantidad de 231,7 mg/L. Este valor es mucho más ajustado al ofrecido por el fabricante (229 mg/L). Por otra parte, la suma total de cargas negativas resulta 4,29 mmol/L y la suma total de cargas positivas es 4,35 mmol/L. La disolución debe ser eléctricamente neutra, pero hay un ligero exceso (1,4 %) de cargas positivas, debido probablemente a otros componentes minoritarios y a la incertidumbre de las medidas analíticas.

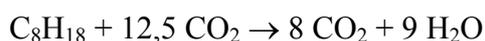
Este ejemplo [16, 17] puede servir para introducir aspectos como dureza y tratamiento de aguas, caracterización de bebidas, análisis químico, y redondeo de cálculos, entre otros. La actividad puede completarse midiendo en el laboratorio algunas de las concentraciones de iones o el residuo seco, para compararlos con los valores aportados por el fabricante.

2.5. Emisiones de dióxido de carbono

En la Unión Europea existe un objetivo de reducir las emisiones de CO₂ de los automóviles hasta 120 g/km en el año 2010. Además de otras medidas, están previstos distintos sistemas de información al consumidor, entre los que destaca la consideración de que cualquier material de promoción de los vehículos debe incluir las cifras del consumo de combustible. En este sentido, desde hace unos años, en los anuncios de prensa de los diversos modelos de automóviles, se incluye su consumo de gasolina (en L/100 km) y emisión de CO₂ (en g/km). Este es un tema que, a priori, es motivante para un buen número de alumnos, porque les atrae el “mundo del motor” o porque les interesan (al menos como curiosidad) los temas ambientales (como el efecto invernadero).

Problema 11. A partir de los datos de consumo de gasolina y emisión de CO₂ que se encuentren en un periódico o revista, para diversos modelos de automóviles, se pide representar los valores de emisión de CO₂ (en g/km) en función del consumo de gasolina (en L/100 km) e interpretar la gráfica obtenida por consideraciones estequiométricas. Un problema análogo se puede plantear para automóviles con motor diésel.

Resultado 11. A partir de datos que se obtuvieron al respecto en anuncios publicados en periódicos españoles, en abril de 2008, se tienen las representaciones recogidas en la Fig. 3. Como puede apreciarse, los datos siguen una variación lineal. Considerando (de forma simplificada) que la gasolina está formada esencialmente por octanos, la reacción principal del motor es:



Considerando además que la gasolina tiene una densidad aproximada de 0,73 kg/L, la emisión de CO₂ ha de ser:

$$\begin{aligned} \text{Emisión CO}_2 &= 0,73 \frac{\text{kg}}{\text{L octano}} \cdot \frac{1 \text{ kmol octano}}{114,0 \text{ kg}} \cdot \frac{8 \text{ kmol CO}_2}{\text{kmol octano}} \cdot \frac{44,0 \text{ kg}}{\text{kmol CO}_2} \cdot 10^3 \frac{\text{g CO}_2}{\text{kg}} = \\ &= 2,25 \cdot 10^3 \text{ g CO}_2 / \text{L octano} \end{aligned}$$

Este valor coincide aceptablemente con el valor experimental de la pendiente de la recta de regresión, como se muestra en la gráfica izquierda de la Fig. 3. En dicha figura se muestran también los datos recopilados para automóviles de motor diésel, donde se obtiene una mayor pendiente de la recta. La densidad del gasoil es del orden de 0,85 - 0,95 kg/L y el peso molecular del dodecano (de forma muy simplificada se puede tomar como composición típica del gasoil) es $C_{12}H_{26}$.

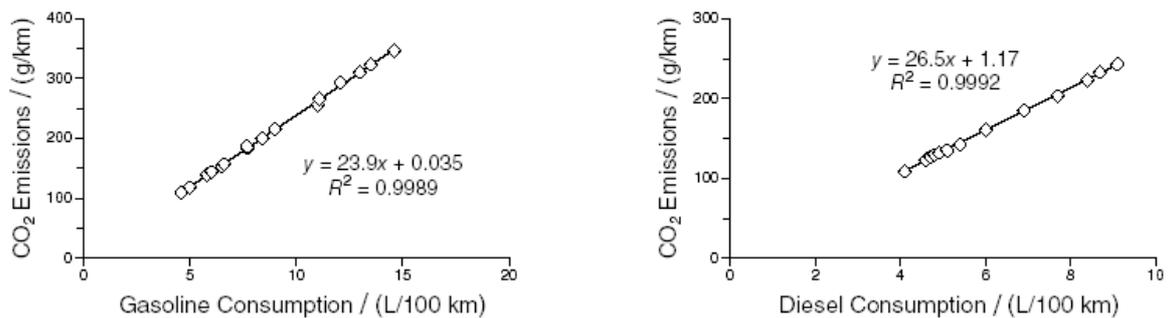


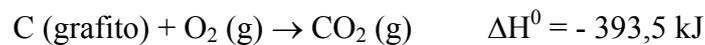
Figura 3. Emisión de CO₂ en función del consumo de combustible de diversos automóviles.

Este problema puede servir para introducir cuestiones como el efecto invernadero, el protocolo de Kyoto, cambio climático, desarrollo de motores híbridos (impulsados por gasolina y electricidad), y representaciones gráficas de datos, entre otras [18].

Problema 12. Es frecuente encontrar paneles informativos, en algunas instalaciones públicas donde se emplea energía solar, informando sobre la energía solar generada, en kWh, y las emisiones de dióxido de carbono que se han evitado (en kg CO₂). Como ejemplo, en la Fig. 4 se muestra un panel con esos datos. Considerando que la eficiencia energética de una central térmica es del orden de un 30 a 40 %, explicad la relación entre la energía solar obtenida (en kWh) y las emisiones de CO₂ evitadas (en kg CO₂), para los datos indicados.

Resultado 12. En una central térmica de carbón, la energía se obtiene de la combustión de esta sustancia. Esta energía se emplea en hervir agua, generando el vapor que se usará en las

turbinas para transformarse en electricidad. El producto de la combustión es CO₂. Si se toma el dato de calor de combustión del grafito:



Teniendo en cuenta que sólo entre un 30 y un 40 % de esa energía se convierte en electricidad (eficiencia energética), la energía suministrada (dióxido de carbono equivalente) por una central térmica de carbón debería estar entre 118 y 157 kJ/mol CO₂. Por otra parte, la equivalencia entre la energía solar total suministrada (en kWh), y las emisiones evitadas (en kg CO₂), considerando el peso molecular del CO₂ (44,0 g/mol) y los datos de la Fig.4, es:

$$\frac{37461 \frac{\text{kJ}}{\text{s}} \cdot 3600 \text{ s}}{\frac{44953 \text{ kg CO}_2}{0,044 \text{ kg/mol CO}_2}} = 132,0 \text{ kJ/mol CO}_2$$

Este valor está en el intervalo de equivalencia calculado. Obviamente, este problema es una primera aproximación. Aparte de carbón, se utilizan otros combustibles en las centrales térmicas, con lo que otros cálculos análogos podrían ser planteados. Cada grupo de alumnos puede tomar unos valores. Se favorece la discusión de aspectos como calentamiento global, equivalencias de energía, energía de combustión, fuentes de energía, etc.



Figura 4: Panel con datos de ahorro en emisión de dióxido de carbono, por empleo de energía solar, en el aeropuerto de Rabat (marzo de 2008).

3. Conclusiones

Los casos discutidos y otros análogos [19, 20] constituyen ejemplos que el autor ha desarrollado y utilizado en su práctica docente para favorecer la motivación de los alumnos

hacia el aprendizaje de cálculos estequiométricos y otras cuestiones. Algunos de estos problemas son utilizados para promover el aprendizaje cooperativo y para introducir otras cuestiones adicionales de interés, tanto en Química como con carácter interdisciplinar, en entornos de aprendizaje Ciencia-Tecnología-Sociedad-Medio Ambiente (CTSA).

Otros autores, como Orozco y col. [21] han desarrollado planteamientos análogos, modificando enunciados de problemas clásicos para introducir, resaltar o comentar aspectos medioambientales.

Tanto la percepción de la práctica docente como la valoración por los alumnos mediante encuestas específicas [22], muestran que son útiles, para un buen número de ellos, tanto para la asimilación de conceptos como para su motivación. Como se recoge en la Tabla 2, los datos no son espectaculares en cuanto a valoración media por parte de los alumnos: como suele ser habitual en educación, no todos los alumnos se motivan y aprenden con las mismas herramientas, pero esto no es óbice para considerar que el esfuerzo empleado en generar y utilizar problemas de este tipo merece la pena, pues promueven un aprendizaje más activo e interesante de la Química.

Tabla 2. Valoración media de los alumnos sobre actividades del tipo de las abordadas en este trabajo [22], considerando una escala entre 1 (nada de acuerdo) y 5 (totalmente de acuerdo).

<i>Aspecto valorado</i>	<i>Valor medio</i>
Me acuerdo de las actividades*	3,8
Fueron amenas	3,2
Fueron de utilidad para asimilar conceptos	3,5
Fueron de utilidad para favorecer el interés	3,3

*La encuesta pertinente se realizó a final de curso.

Aparte de los valores medios de la encuesta señalada, se recogen (a título de curiosidad y de información complementaria) algunas opiniones de los alumnos, en relación al empleo de herramientas docentes del tipo de las analizadas: “*nos ayudan a comprender mejor el mundo que nos rodea*”, “*con lo que me aburre la Química, cualquier herramienta que la haga más amena merece la pena*”, “*mi profesora de Bachillerato decía que la Química lo es todo, y así se puede apreciar*”, ...

Incluso para el profesor, la búsqueda de nuevos problemas que puedan resultar de cierto interés para sus alumnos supone un reto que fomenta su propia motivación como docente. Además, se favorecen así los métodos pedagógicos activos que se promueven, por ejemplo, en el entorno del conocido como Espacio Europeo de Educación Superior.

Agradecimiento

Se agradece a la Universidad Politécnica de Madrid por la financiación del trabajo, a través de los proyectos “*Innovación Educativa para el aprendizaje de la Química*” (2007/08) y “*La Química como materia básica en las titulaciones de Grado en Ingenierías*” (2008/09).

Referencias

- [1] RAM, P. “*Problem-based learning in undergraduate education*”. En *Journal of Chemical Education*, 1999, Vol. 76, 1122-1126.
- [2] MORALES BUENO, P.; LANDA FITZGERALD, V. “*Aprendizaje basado en problemas*”. En *Teoría*, 2004, Vol. 13, 145-157. Disponible en: http://www.usal.es/~ofees/NUEVAS_METODOLOGIAS/ABP/13.pdf
- [3] PINTO, G.; LLORENS, J.A.; OLIVER-HOYO, M.T., “*Fisicoquímica de las bebidas autocalentables: ejemplo de aprendizaje basado en problemas*”. En *Anales de la Real Sociedad Española de Química*, en prensa.
- [4] DUCH, B. *Problems: a key factor in PBL*. Disponible en: <http://www.udel.edu/pbl/cte/spr96-phys.html> [Consulta: 1 septiembre 2008].
- [5] MOLINA ORTIZ, J.A. ; GARCÍA GONZÁLEZ, A.; PEDRAZ MARCOS, A.; ANTÓN NARDIZ, M.V. “*Aprendizaje basado en problemas: una alternativa al método tradicional*”. En *Revista de la Red Estatal de Docencia Universitaria*, 2003, Vol. 3 (2), 79-85.
- [6] OLIVER-HOYO, M.T.; ALLEN, D.D.; ANDERSON, M. “*Inquiry-guided instruction*”. En *Journal of College Science Teaching*, 2004, May/Jun, 20-24.

- [7] PINTO, G.; GAUTHIER, C.V.; WEAVER, G.; KELTER, P.B. "Some considerations regarding the active learning of chemistry". En *The Chemical Educator*, 13, 186-189 (2008).
- [8] *The American Heritage Dictionary of the English Language*, 4ª Ed., Houghton Mifflin, Boston (2000).
- [9] BROWN, T.L.; LEMAY, H.E.; BURSTEN, B.E.; BURDGE, J.R. Química, la Ciencia Central, 9ª Ed., Pearson, México (2004).
- [10] *Celebration of 100 Distinguished European Chemists from the Chemical Revolution to the 21st Century. The Federation of European Chemical Societies*. Disponible en: <http://www.euchems.org/Distinguished/> [Consulta: 1 septiembre 2008].
- [11] JENSEN, W.B. "The origin of stoichiometry problems". En *Journal of Chemical Education*, 2003, Vol. 80, 1248.
- [12] PINTO, G. "Stoichiometry applied to an iron medicine". En *Education in Chemistry*, 2001, Vol. 38, 150.
- [13] PINTO, G. "Determination of the degree of hydration of iron (II) sulphate in a medicine". En *Education in Chemistry*, 2003, Vol. 40, 11.
- [14] PINTO, G. "Stoichiometry of calcium medicines". En *Journal of Chemical Education*, 2005, Vol. 82, 1509-1512.
- [15] PINTO, G. "Fluorine compounds and dental health: applications of General Chemistry topics". En *Journal of Chemical Education*, en prensa.
- [16] PINTO, G. "Stoichiometric problems in context". En *Education in Chemistry*, 2005, Vol. 42, 108-109.
- [17] PINTO, G.; OLIVER-HOYO, M.T. "What is in your bottled water? Look at the label!". En *The Chemical Educator*, en prensa.
- [18] OLIVER-HOYO, M.T.; PINTO, G. "Using the relationship between vehicle fuel consumption and CO₂ emissions to illustrate chemical principles". En *Journal of Chemical Education*, 2008, Vol. 85, 218-220.
- [19] PINTO, G.; ROHRIG, B. "Use of chloroisocyanurates for disinfection of water". En *Journal of Chemical Education*, 2003, Vol. 80, 41-44.
- [20] PINTO, G. Didáctica de la Química y vida cotidiana. Disponible en: <http://quim.iqui.etsii.upm.es/vidacotidiana/Inicio.htm> [Consulta: 1 septiembre 2008].
- [21] OROZCO, C.; PÉREZ, A.; GONZÁLEZ, M.N. "Una propuesta de actuación para la enseñanza de una Química sostenible". En *Anales de la Real Sociedad Española de Química*, 2008, Vol. 104 (1), 38-41.
- [22] PINTO, G. "Ejemplos de la vida cotidiana para el aprendizaje de la Química: valoración por alumnos universitarios". En *Anales de la Real Sociedad Española de Química*, 2004, Vol. 100 (2), 37-43.