

Química de los medicamentos de hierro: propuestas educativas contextualizadas

María Luisa Prolongo, Josep Corominas y Gabriel Pinto

Resumen: Con objeto de facilitar el aprendizaje de la química por indagación y basado en problemas, para distintos niveles educativos, se ofrecen algunas propuestas contextualizadas en torno a los medicamentos y suplementos de hierro. Tras una breve introducción a la función del hierro en el organismo humano, se plantean problemas de estequiometría, una práctica experimental para el análisis cuantitativo del hierro, y otras prácticas para la preparación de distintos complejos, todo a partir de medicamentos que contienen este metal.

Palabras clave: análisis de hierro, aprendizaje basado en problemas, aprendizaje por indagación, estequiometría, medicamentos de hierro, química de complejos.

Abstract: To facilitate the learning of chemistry by means of problem-based and inquiry methods, at various educational levels, several proposals contextualized around iron medicines and supplements are presented. After a brief introduction to the role of iron in the human body, stoichiometry problems, an experimental practice for quantitative analysis of iron, and other practices for the preparation of various complexes are raised; all from different drugs containing this metal.

Keywords: iron analysis, problem-based learning, inquiry learning, stoichiometry, iron medicines, coordination chemistry.

INTRODUCCIÓN

Una de las estrategias educativas más recurrentes para la enseñanza de las ciencias experimentales en general, y de la química en particular, es el empleo de ejemplos contextualizados, basados en aspectos de la vida cotidiana. Esto es un factor de motivación importante para los alumnos, dado que perciben así la necesidad de aprender conceptos y contenidos para interpretar y comprender aspectos relacionados con su experiencia personal.^[1]

A lo largo de las últimas décadas se han desarrollado varias experiencias en este sentido: entornos Ciencia-Tecnología – Sociedad – Medio Ambiente (CTSA), enfoques de Ciencia – Tecnología – Ingeniería – Matemáticas (normalmente conocidos por las siglas en inglés, STEM), Ciencia en contexto, enseñanza de las Ciencias basada en la indagación (*Inquiry Based Science Education*, IBSE), etc.

La bibliografía al respecto es extensa; incluso existen redes en Internet que favorecen la coordinación de propuestas realizadas desde distintos países. Por no ser exhaustivos, destacamos únicamente el conocido como “Informe

Rocard” por el que desde hace unos años se promueve la renovación de la enseñanza de las ciencias en Europa,^[2] y los portales *Web Salters Chemistry*,^[3] *Science in School*^[4] y *Scientix*.^[5]

Aunque existe amplio consenso sobre la efectividad de estas metodologías en la motivación de los alumnos, es habitual que en reuniones de docentes se constata la necesidad de propuestas concretas y variadas sobre ellas, para llevarlas a la práctica.

En este sentido, los autores de este trabajo hemos publicado diversas actividades para el aprendizaje de la química y de la física de una forma contextualizada.^[6-10]

En este artículo, presentamos varias propuestas que son adaptables a los distintos niveles educativos en las que se sugieren diferentes actividades (problemas numéricos, razonamiento sobre cuestiones, búsqueda de datos, experimentos de laboratorio, etc.) en torno a los medicamentos de hierro. Estas propuestas se pueden abordar siguiendo distintas estrategias y metodologías (trabajo en equipo, aprendizaje basado en casos/problemas, etc.). Se han agrupado en tres apartados: cuestiones y problemas sobre composición y estequiometría de medicamentos, análisis del contenido de hierro en un comprimido, y preparación de complejos coloreados de hierro.

Aparte de abordar aspectos educativos sobre una gran variedad de conceptos (hidratación de sales, formulación, nomenclatura, estequiometría, análisis químico cuantitativo, preparación y propiedades de complejos, etc.) y facilitar la adquisición de competencias transversales (como la búsqueda de datos e información para resolver problemas y el desarrollo de la experimentación), se favorece la educación en “química del consumidor”, al promover el análisis detallado de prospectos, etiquetado y distintas fuentes de información.



M. L. Prolongo¹



J. Corominas²



G. Pinto³

¹ Departamento de Física y Química, I.E.S. Manuel Romero. Villanueva de la Concepción, 29230 Málaga.

² Departament de Ciències, Escola Pia. Sitges, 08870 Barcelona.

³ E.T.S. de Ingenieros Industriales, Universidad Politécnica de Madrid. 28006 Madrid.

C-e: marisaprolongo@hotmail.com

Recibido: 03/07/2014. Aceptado: 18/09/2014.

LA FUNCIÓN DEL HIERRO EN EL ORGANISMO: MEDICAMENTOS DE HIERRO

Es frecuente que en el organismo humano haya carencias de hierro especialmente en los grupos de los adolescentes y de las embarazadas. En los primeros por la rapidez

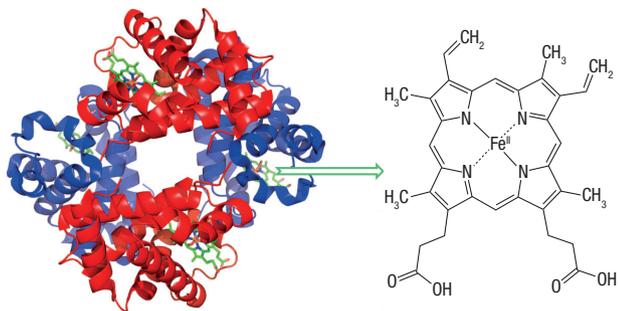


Figura 1. Estructura de la hemoglobina humana, con los grupos hemo señalados en verde.

de su crecimiento, y en las segundas, por las necesidades de su estado de gestación. La carencia de hierro o anemia (concentración baja de hemoglobina en la sangre), normalmente se puede remediar mediante un tratamiento con medicamentos que contienen hierro y un cambio en la dieta alimentaria, aunque se tiene que tener en cuenta que los iones hierro, calcio u otros iones inorgánicos se absorben con dificultad.

El hierro tiene un papel vital en el organismo, puesto que forma parte de la hemoglobina, sustancia presente en el interior de los glóbulos rojos de la sangre y que es responsable del transporte del oxígeno a todos los tejidos (así como del dióxido de carbono desde los tejidos hasta los pulmones).^[11]

En la Figura 1 se muestra un esquema de la molécula de hemoglobina. Es una proteína de estructura cuaternaria con cuatro subunidades polipeptídicas (globinas) que se unen al grupo hemo. Dicho grupo contiene catión hierro(II) y un anillo de porfirina (macrocielo de cuatro anillos de pirrol unidos por enlaces meteno, =CH-).^[12,13]

La hemoglobina realiza su función porque las moléculas de oxígeno se unen al ión hierro(II) y así se transportan a todas las células, a través de la sangre.

El oxígeno no es la única sustancia que se comporta de este modo: el monóxido de carbono se puede unir también de una manera parecida. Así, el CO actúa como un “veneno” al entrar a nuestro organismo e impedir a la hemoglobina el transporte del oxígeno. Por este motivo es tan peligroso tener el motor del coche encendido dentro de un garaje y respirar los gases que emanan del tubo de escape, ricos en CO. Lamentablemente, se producen también accidentes mortales, especialmente en invierno, por mala combustión de estufas. Así mismo, una de las razones por las cuales los fumadores son más propensos a sufrir enfermedades del corazón es que el CO que inhalan reduce la cantidad de oxígeno que su sangre puede transportar. Por esta razón su corazón tiene que aumentar las pulsaciones para mantener un suministro adecuado de oxígeno a todo el cuerpo.

CUESTIONES Y PROBLEMAS SOBRE COMPOSICIÓN Y ESTEQUIOMETRÍA DE MEDICAMENTOS DE HIERRO

Algunos ejemplos de preguntas y problemas referentes a las características de los medicamentos de hierro son:

Ejemplo 1. Busca en prospectos de medicamentos y de suplementos de hierro o en direcciones Web adecuadas^[14] los compuestos químicos que aportan el hierro en cada caso, escribe sus fórmulas y compara el valor de hierro elemental que aporta cada comprimido según cálculos estequiométricos con el indicado por el fabricante.

En junio de 2014 se encontraron 101 medicamentos que contienen hierro en la dirección Web indicada. Algunos ejemplos típicos de estos medicamentos (véase Figura 2) son los que se recogen en la Tabla 1. En el análisis de datos para este ejemplo es habitual que los primeros cálculos de los alumnos no tengan coherencia. Se debe al hecho de que en algunos casos, el fabricante no especifica que la sal que aporta el hierro está hidratada o la hidratación se muestra con prefijos a los que los alumnos no están habituados. Así, en el envase y en el prospecto del primer medicamento incluido en la Tabla 1 se señala que “cada comprimido contiene 525 mg de sulfato ferroso, equivalente a 105 mg de hierro elemental”. En realidad (y se puede contrastar con un sencillo cálculo estequiométrico) el nombre farmacológico se refiere a sulfato de hierro(II) heptahidratado ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), como se indicará en el siguiente ejemplo, con lo que el equivalente en hierro será:

$$\frac{0,525 \text{ g sal}}{278,01 \text{ g/mol sal}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol sal}} \times \frac{55,85 \text{ g Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} \times \frac{10^3 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 105,5 \text{ mg Fe}^{2+}$$

Si se considera necesario redondear a la unidad el valor obtenido, resulta 106 mg. Es buena ocasión para repasar con los alumnos, según su nivel, el redondeo de cálculos en las operaciones matemáticas y el uso adecuado de las cifras significativas.

En los otros dos casos de medicamentos recogidos en la Tabla 1, una vez empleadas las fórmulas adecuadas para



Figura 2. Fotografías de envases y prospectos de medicamentos típicos de hierro (datos recogidos en la Tabla 1)

Nombre del medicamento	Compuesto que aporta hierro	Fórmula	Masa (mg) de compuesto por comprimido	Masa (mg) de hierro (como Fe ²⁺)	
				Dato del fabricante	Cálculo estequiométrico
Fero-Gradumet	Sulfato de hierro(II) heptahidratado	FeSO ₄ ·7H ₂ O	525	105	105,5
Tardyferon	Sulfato de hierro(II) sesquihidratado	FeSO ₄ ·1,5H ₂ O	256,30	80	80,0
Losferron	Gluconato de hierro(II) dihidratado	Fe(C ₆ H ₁₁ O ₇) ₂ ·2H ₂ O	695	80	80,5

Tabla 1. Composición de algunos medicamentos y masas de hierro elemental correspondientes, según los datos del fabricante y según los cálculos estequiométricos (a partir de la masa del compuesto que aporta el hierro)

los compuestos y los pesos moleculares correspondientes (178,92 g/mol para el sulfato de hierro(II) sesquihidratado y 482,17 g/mol para el gluconato de hierro(II) dihidratado), al aplicar ecuaciones análogas a la anterior, se llega a los valores de hierro elemental recogidos en la citada tabla. Para formular el anión gluconato, los alumnos deben indagar previamente sobre la estructura del ácido glucónico (véase Figura 3). Es un ejemplo de cómo los conocimientos de química les permiten comprender aspectos sobre sustancias que probablemente no han visto en clase o en el libro de texto, dado el elevado número de sustancias químicas existentes.

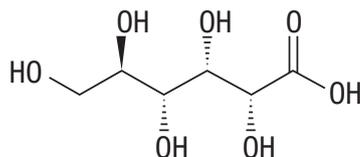


Figura 3. Estructura molecular del ácido glucónico. Fuente: Wikipedia

Ejemplo 2. En el prospecto de un medicamento se indica que cada comprimido contiene 525 mg de sulfato ferroso, equivalente a 105 mg de Fe elemental. Asumiendo que se refiere a dicha sal pero hidratada, calcula el grado de hidratación y establece la fórmula correspondiente para el compuesto.

Para obtener el grado de hidratación, n, se puede operar según la ecuación:

$$\frac{0,525 \text{ g sal}}{[151,90 + n \cdot (18,02)] \text{ g/mol sal}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol sal}} \times \frac{55,85 \text{ g Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} \times \frac{10^3 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 105 \text{ mg Fe}^{2+}$$

De donde se obtiene n=7,07, valor que indica que es la sal heptahidratada que responde a la fórmula ya señalada en la Tabla 1.

Según el nivel de estudios de los alumnos se puede incidir en el análisis del concepto de hidratación de las sales y en aspectos de nomenclatura. Así, las sales recogidas en la Tabla 1 se podrían nombrar respectivamente como sulfato de hierro(II)-agua (1/7), sulfato de hierro(II)-agua (2/3)

y gluconato de hierro(II)-agua (1/2) según las recomendaciones de nomenclatura de 2005 de la IUPAC. El prefijo sesqui no es exclusivo de la química, se usa para señalar una unidad y media de algo y puede ser conocido por los alumnos, por ejemplo, con ocasión de la celebración del sesquicentenario (150 años) de alguna institución o acontecimiento. Se puede discutir con los alumnos sobre el significado de números no enteros (como 1,5, que no deben interpretarse como la existencia de “una molécula y media de agua”) para indicar el grado de hidratación. El sulfato ferroso, según las recomendaciones citadas de la IUPAC, se puede nombrar como sulfato de hierro(II), tetraoxidosulfato de hierro y tetraoxidosulfato(2-) de hierro(2+). Según estas recomendaciones se desaconseja la utilización tanto del nombre antiguo de sulfato ferroso (el usado en los prospectos de medicamentos discutidos en este trabajo) como de la denominación tetraoxosulfato(VI) de hierro(II), propia de la nomenclatura Stock.

Ejemplo 3. En el prospecto actual de un medicamento de hierro se indica que el contenido de este metal en cada gragea es 80 mg, que se corresponden con 256,30 mg de sulfato ferroso sesquihidratado, mientras que en una versión anterior (véase Figura 2) del prospecto se relacionaba la misma cantidad de hierro con 270 mg de la sal citada, ¿cuál es el valor correcto?

Con la versión anterior, la equivalencia de hierro por gragea es:

$$\frac{0,270 \text{ g sal}}{178,92 \text{ g/mol sal}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol sal}} \times \frac{55,85 \text{ g Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} \times \frac{10^3 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 84,3 \text{ mg Fe}^{2+}$$

Con el otro valor (del prospecto actual, recogido en la Tabla 1) se obtienen 80,0 mg de Fe²⁺, por lo que es el correcto. Parece que esto sugiere una corrección realizada por el fabricante hace un tiempo, sobre la información aportada.

Ejemplo 4. Busca en fuentes de información adecuadas cuáles son las sustancias empleadas en un medicamento de hierro y describe sus características principales.

En este caso se trata de un enunciado que abarca una amplitud de respuestas tan grande que los alumnos deben ser orientados por el profesor. Aparte de darse cuenta de la complejidad implicada en la fabricación de un medicamento, los alumnos se enfrentan así a aspectos relacionados con la nomenclatura y la formulación de sustancias.

Algunos excipientes que se encuentran en los medicamentos recogidos en la Tabla 1 son el aceite de ricino, colorante amaranto (E123) y colorante rojo cochinilla A (conocido como Ponceau 4R o E124, según señala el propio fabricante). En el primer caso, se cita por el hecho de que es frecuente el empleo erróneo de su denominación como “aceite de castor” si se traduce incorrectamente del inglés “*castor oil*”. Es una sustancia habitual, por ejemplo, en productos de higiene corporal. En la Figura 4 se ilustra la molécula de ácido ricinoleico, que forma los triglicéridos mayoritarios del aceite de ricino. En los otros casos (véase Figura 5), se han especificado porque puede ser una buena ocasión para tratar con los alumnos sobre la composición química de los colorantes alimentarios y su notación.

Aparte de otros excipientes como sacarina, ácido ascórbico, talco, dióxido de titanio, almidón de maíz, etc., cuyo análisis completo excede los objetivos de este trabajo, se señala que en el medicamento Losferron (véase Tabla 1 y Figura 2) se informa sobre la presencia de ácido cítrico y bicarbonato de sodio, dos componentes que en contacto con agua forman CO_2 , por tratarse de un medicamento efervescente. Se sugiere así como oportunidad adicional para introducir el estudio de la efervescencia, un fenómeno muy conocido por los alumnos pero normalmente poco tratado en las clases de química.

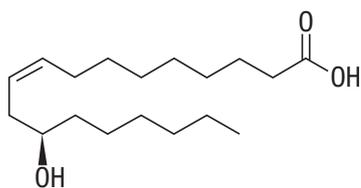


Figura 4. Estructura de la molécula de ácido ricinoleico, que forma los triglicéridos mayoritarios en el aceite de ricino

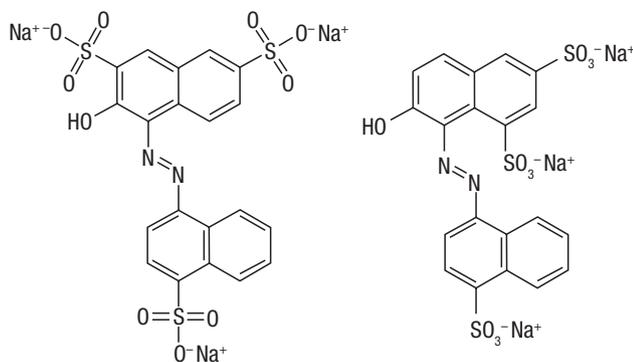


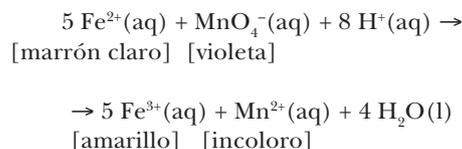
Figura 5. Estructura química de los colorantes E123 (izquierda) y E124

ANÁLISIS DEL CONTENIDO DE HIERRO EN UN MEDICAMENTO

Los comprimidos con el nombre comercial de Tardyferon contienen, como se indicó en el anterior apartado, sulfato de hierro(II) sesquihidratado. Se propone una valoración para medir el contenido total de hierro, aprovechando que los iones Fe^{2+} reaccionan con los iones permanganato, MnO_4^- , en medio ácido.

Como es bien sabido, una valoración es un método cuantitativo de análisis que se puede usar cuando dos disoluciones reaccionan entre ellas. Una determinación cuantitativa tiene como finalidad responder a preguntas como “¿qué cantidad de... hay en...?”. En el presente caso de permanganometría^[15] se cuenta con el aliciente de que los alumnos, al hacer la práctica, deberán comparar lo analizado con el valor aportado por el fabricante del medicamento.

Una disolución de la cual desconocemos la concentración del soluto (en nuestro caso el fármaco con cierta cantidad de Fe^{2+}) se coloca en un matraz erlenmeyer. Otra disolución formada por permanganato de potasio (color violeta) de la que sí que conocemos la concentración del soluto, se coloca en la bureta. Al dejar caer el líquido de la bureta sobre el líquido del matraz erlenmeyer, de color marrón claro, se produce una reacción química:



El color violeta de la disolución de permanganato desaparece cuando reacciona con los iones Fe^{2+} . Esto nos proporciona un método visual para saber cuándo se ha acabado la valoración, puesto que una vez que hayan reaccionado todos los iones de Fe^{2+} , adicionar una gota más de la disolución de permanganato hará que la mezcla en el matraz erlenmeyer se vuelva de color violeta.

El material y los productos necesarios son:

- Vaso de precipitados de 250 cm^3 .
- Varilla de vidrio.
- Matraz erlenmeyer de 250 cm^3 .
- Pipeta de 10 cm^3 con succionador.
- Bureta de 25 cm^3 .
- Soporte y pinzas para bureta.
- Balanza de sensibilidad 0,01 g.
- Una caja de medicamentos Tardyferon.
- Disolución de KMnO_4 0,02 M.
- Disolución de ácido sulfúrico 1,0 M.
- Gafas de seguridad.
- Mechero Bunsen o placa eléctrica para calentar.

El procedimiento a seguir es el siguiente:^[16]

1. Se pesan tres comprimidos de Tardyferon en una balanza de sensibilidad 0,01 g. Se debe tomar nota de: la marca, el laboratorio que los fabrica y la masa de hierro que indica el fabricante.

- Los comprimidos que vamos a analizar van recubiertos de un colorante rojo, soluble en agua, como ya se ha indicado en el anterior apartado. El color puede interferir en la valoración, por tanto hay que eliminarlo lavando los comprimidos bajo un chorro fino de agua (véase Figura 6). A continuación, se secan con papel de filtro.

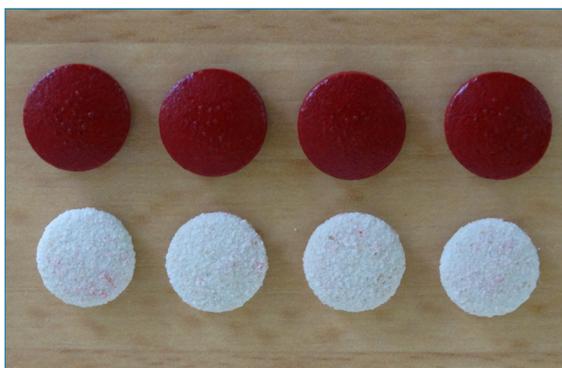


Figura 6. Aspecto de comprimidos de hierro analizados: antes (arriba) y después del lavado con agua

- Se disuelven los tres comprimidos en un vaso de precipitados con 100 mL de agua y 25 mL de ácido sulfúrico 1,0 M, calentando sin que llegue a hervir. Observaremos que va a quedar un pequeño residuo sin disolver que probablemente se trate de alguno de los excipientes como el almidón.
- Una vez enfriada la disolución, se traslada a un matraz aforado de 250 mL y se enrasa con agua destilada para tener 250 mL de disolución con Fe^{2+} . Se deja reposar unos momentos la disolución del matraz aforado y se pipetea luego la parte transparente para la valoración.
- Se toman con una pipeta 10 mL de la disolución y se pasan a un matraz erlenmeyer.
- Se llena la bureta con la disolución de permanganato de potasio 0,02 M y se enrasa.
- Se valoran los 10 mL de la disolución de iones Fe^{2+} de los comprimidos. Se repite la valoración las veces que sea necesario hasta tener dos lecturas consecutivas de la bureta iguales o que difieran como máximo en 0,1 mL.

En las Figuras 7 y 8 se muestran dos esquemas que se han propuesto a alumnos de bachillerato que han llevado a cabo la valoración propuesta. En la primera se indica el dispositivo experimental y en la segunda se intenta facilitar una medición correcta por parte de los alumnos.

En la Figura 9 se muestra el aspecto que presenta la disolución a valorar poco antes del punto de equivalencia y al final de la valoración.

Para analizar los datos obtenidos se deben calcular:

- La cantidad (moles) de MnO_4^- que ha reaccionado con los 10 cm³ de la disolución de Fe^{2+} . Para ello hay que recordar que un litro de la disolución de iones permanganato contiene 0,02 moles.

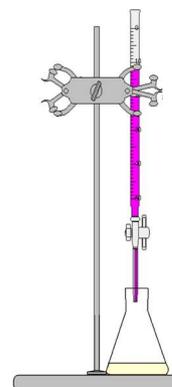


Figura 7. Ejemplo del dispositivo para la valoración

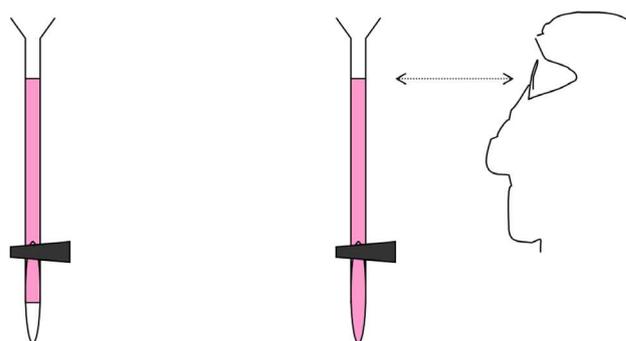


Figura 8. Ejemplo de pipeta mal llenada (izquierda) por contener una burbuja de aire y de otra bien enrasada



Figura 9. La disolución de Fe^{2+} poco antes de llegar al punto de equivalencia (arriba) y cuando se ha alcanzado

- La cantidad de Fe^{2+} que había en los 10 cm³ del matraz erlenmeyer. Para ello hay que tener en cuenta las proporciones estequiométricas en la reacción
- La cantidad de Fe^{2+} presente en los comprimidos que se han disuelto.
- La masa de Fe^{2+} contenida en un comprimido.

Es conveniente disponer de una disolución de KMnO_4 de concentración muy bien conocida. Para prepararla se disuelven 1,58 g de KMnO_4 en agua y se diluye hasta 1,00 L. Por otra parte, aunque el fabricante de Tardyferon indica que cada comprimido contiene 80 mg de hierro, los cálculos por valoración acostumbran a dar valores algo mayores (cerca de un 10% más).

PREPARACIÓN DE COMPLEJOS COLOREADOS DE HIERRO

Con esta propuesta se pretende llamar la atención a los alumnos sobre la facilidad que presentan los cationes de hierro para formar viscosas disoluciones coloreadas con diferentes tipos de complejos.

Para realizar las reacciones de formación de complejos que se proponen se debe partir de una disolución de Fe^{2+} y de Fe^{3+} que, a su vez, se formará con pastillas del medicamento conocido como Tardyferon.

Para ello, como en el apartado anterior, se limpian unas diez pastillas con agua para que se les vaya el color rojo de la cubierta con colorante. Se introducen en unos 25 mL de disolución de ácido sulfúrico 1,0 M y se enrasa con agua hasta 250 mL. Se calienta para facilitar su disolución y se deja enfriar. A continuación se añade KMnO_4 0,05M hasta que la disolución presente color amarillo claro, para que luego se puedan apreciar de forma más nítida los colores formados con los complejos. Denominaremos “disolución amarilla” a esta disolución, que contiene los dos tipos de iones de hierro, Fe^{2+} y Fe^{3+} . Es equivalente a la que se forma en el análisis cuantitativo descrito en el apartado anterior (véase Figura 9, izquierda). En la Figura 10 se muestran varios recipientes con esta disolución. La reacción que se produce al añadir el KMnO_4 es la que se recogió en el apartado anterior.



Figura 10. Aspecto de cinco recipientes (copas de plástico) con la “disolución amarilla” que contiene Fe^{2+} y Fe^{3+}

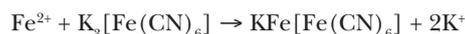
Esta “disolución amarilla” se usará para realizar las siguientes experiencias de formación de complejos coloreados en las mismas copas de plástico. Dichas experiencias están basadas en las propuestas de diversos autores.^[17-20]

Experiencia 1: Detección del catión de hierro(II) por formación de complejos con hexacianoferrato(III).



Figura 11. Copas con los complejos formados en las distintas propuestas experimentales. A la izquierda se ha incluido la “disolución amarilla” de partida para las demás

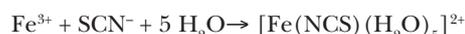
Se añaden sobre la “disolución amarilla” unas cuantas gotas de disolución de hexacianoferrato(III) de potasio. Se produce así una reacción mediante la que se detecta el ión Fe^{2+} en la disolución. La reacción de identificación del ión Fe^{2+} es por formación del azul de Turnbull (copa de color azul de la Figura 11):^[20,21]



El compuesto formado también se conoce como azul de Prusia soluble y se corresponde con la estructura $\text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]$.^[22]

Experiencia 2: Detección del catión hierro (III) por formación de complejos con tiocianato amónico.

Se toma otra muestra de la “disolución amarilla” y se añaden unas gotas de la disolución de tiocianato de amonio, con lo que se detecta la presencia del catión Fe^{3+} al formarse el complejo pentaacotiocianato-N-hierro(III), de color rojo sangre (copa de color rojo de la Figura 11). La reacción es:^[20]



Experiencia 3: Formación del complejo de salicilato.

Para preparar el ácido salicílico se ponen dos pastillas de aspirina en un vaso de precipitado y se añaden unos 75 mL de agua y unas gotas de ácido clorhídrico concentrado. Se hierve hasta que quede una disolución transparente y se deja enfriar hasta el día siguiente, cuando se observa la aparición de cristales en forma de agujas blancas. Estas agujas se retiran con espátula o por decantación.

La aspirina está formada por ácido acetilsalicílico que se hidroliza con agua en presencia de protones que actúan como catalizadores, produciendo ácido acético y ácido salicílico; este último es un sólido que cristaliza en forma acicular, mientras que el acético es líquido y queda en disolución.

Sobre las agujas de ácido salicílico obtenidas se añaden unos mL de agua y se calienta para que se disuelvan. Se obtiene así una disolución de ácido salicílico que se añade a una pequeña cantidad de “disolución amarilla” que está contenida en la copa, dando una coloración morada a lila, porque se forma el complejo de salicilato de hierro(III) (copa de color violeta, segunda por la derecha de la Figura 11).

Experiencia 4: Formación de un complejo de hierro(III) con fluoruro.

A la “disolución amarilla” se le añade gota a gota un colutorio (de color lila) que contiene flúor. Se observa que desaparece lentamente el color amarillo porque se forma el complejo $[\text{FeF}_6]^{3-}$ que es incoloro. Según la cantidad añadida, el color de la disolución final (tercera copa por la izquierda de la Figura 11) resultará entre incoloro y rosa pálido por el color del colutorio.

Experiencia 5: Formación del complejo con ácido tánico.

Al mezclar la “disolución amarilla” con ácido tánico diluido en agua, se forma un compuesto insoluble de color negro verdoso (copa verde de la Figura 11) que queda en suspensión coloidal.

CONCLUSIONES

Con un material de partida económico (por menos de 3 euros se consigue un envase con 30 grageas de medicamento de hierro en la farmacia) se han propuesto y validado en la práctica docente distintas y variadas experiencias, con las que los alumnos pueden indagar sobre aspectos de química abordados en los distintos niveles educativos.

A partir de medicamentos de hierro, familiares para la mayor parte de los alumnos, se trataron cuestiones que implican conceptos como hidratación de sales, formulación, nomenclatura, estequiometría, análisis químico cuantitativo, preparación y propiedades de complejos, entre otras. Además, como se señaló al principio, se facilita la adquisición de competencias transversales y genéricas como la búsqueda de datos (*data mining*), el desarrollo de la experimentación y el pensamiento crítico.

Aunque en distinto grado, se aprecia que muchos alumnos valoran estas experiencias de forma positiva, porque pueden comparar los valores determinados por cálculos de estequiometría o experimentalmente (mediante volumetría redox) con los datos aportados por el fabricante. Esto da lugar a la posibilidad de discutir los resultados obtenidos tanto en grupos reducidos como en el conjunto de la clase.

También suele atraer a los alumnos el hecho de que con un producto de partida poco vistoso inicialmente (un medicamento que aporta hierro) se pueden preparar disoluciones de colores muy variados.

Los ejemplos mostrados se proponen para favorecer la inspiración de otros colegas. Obviamente, caben infinidad de variaciones y de temas a tratar. A modo de ejemplo, con alumnos con vocación hacia estudios superiores relacionados con ciencias de la salud, se puede incidir sobre el papel biológico del hierro en el organismo. Es así una vía para que estos alumnos aprecien cómo la química es importante en esa área de conocimiento.

La experiencia altamente positiva de los autores con la implementación en sus clases de estas propuestas educativas y otras análogas que promueven la contextualización y la indagación, hace que las sugieran para que se empleen, en la medida que estimen conveniente y con la adaptación a cada nivel de estudios, otros docentes.

AGRADECIMIENTOS

El trabajo de preparación de complejos de hierro se llevó a cabo en el I.E.S. Manuel Romero de Villanueva de la Concepción (Málaga) y el trabajo de análisis se realizó en la *Escola Pia* de Sitges. Se agradece la labor de los alumnos implicados, que sirvió para mejorar las propuestas educativas. Se agradece también el apoyo recibido de la Universidad Politécnica de Madrid, a través del proyecto de innovación educativa PT12_13-01001.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] D. C. Orlich, R. J. Harder, R. C. Callahan, M. S. Trevisan, A. H. Brown, D. E. Miller, *Teaching Strategies – A Guide to Effective Instruction*, 10.ª ed., Wadsworth Cengage Learning, Belmont, California, **2012**.
- [2] M. Rocard, *Science Education Now: A Renewed Pedagogy for the Future of Europe* (2007). <http://bit.ly/1ixEQz5>, visitada el 11/9/2014.
- [3] The Salters Institute. <http://saltersinstitute.co.uk/>, visitada el 11/9/2014.
- [4] Science in School, *Highlighting the best in science teaching and research*. <http://www.scienceinschool.org/>, visitada el 11/9/2014.
- [5] Scientix, *The community for science education in Europe*. <http://www.scientix.eu/web/guest>, visitada el 11/9/2014.
- [6] J. Corominas, *Educació Quím.*, **2008**, *1*, 40-44.
- [7] M. L. Prolongo, G. Pinto, *Educació Quím.*, **2010**, *7*, 4-14.
- [8] M. L. Prolongo, *An. Quím.*, **2013**, *109*, 45-52.
- [9] G. Pinto, *Educació Quím.*, **2013**, *14*, 29-38.
- [10] G. Pinto, M. L. Prolongo, *Int. J. Eng. Pedagogy*, **2013**, *3*, 24-28.
- [11] C. K. Mathews, K. E. Van Holde, *Bioquímica*, 2ª ed., McGraw-Hill Interamericana, Madrid, **1998**, p. 232.
- [12] T. L. Brown, H. E. LeMay, B. E. Bursten, J. R. Burdge, *Química. La Ciencia Central*, 9.ª ed. Pearson Prentice-Hall, México, **2004**, p. 958.
- [13] P. Kelter, M. Mosher, A. Scott, *Chemistry. The Practical Science*, Houghton Mifflin Company, Boston, **2008**, p. 869.
- [14] Vademécum de medicamentos, sustancias, principios activos, dopaje, interacciones, equivalencias internacionales y laboratorios farmacéuticos de España. <http://vademecum.es>, visitada el 11/9/2014.
- [15] G. H. Jeffery, J. Basset, J. Mendham, R. C. Denney, *Vogel's Textbook of Quantitative Chemical Analysis*, 5.ª ed., Longman Scientific and Technical, New York, **1989**, p. 368.
- [16] CESIRE-CDEC. Grupo de treball de química en context al batxillerat (coord. F. Guitart). *Quina quantitat de ferro(II) hi ha en un comprimít?* <http://bit.ly/1v9hBEi>, visitada el 11/9/2014.
- [17] B. Z. Shakhshiri, *Chemical Demonstration. A Handbook for Teachers of Chemistry*, Vol. 1, University of Wisconsin Press, **1983**, p. 338.
- [18] M. Martín Sánchez, J. G. Morcillo Ortega, M. T. Martín Sánchez, *An. Quím.*, **2005**, *101(3)*, 44-46.
- [19] J. Corominas, *Rev. Eureka Enseñ. Divulg. Ciencias*, **2011**, *8*, 454-459.
- [20] H. J. Bader, *Haciendo visible la química: lata de raviolis; experimentos*. Proyecto CITIES (*Chemistry and Industry for Teachers in European Schools*), **2009**. <http://bit.ly/1uJzw3H>, visitada el 11/9/2014.
- [21] C. E. Housecroft, A. G. Sharpe, *Química Inorgánica*, 2.ª ed., Pearson Prentice Hall, Madrid, **2006**, p. 620.
- [22] L. D. Hansen, W. M. Litchman, G. H. Daub, *J. Chem. Educ.*, **1969**, *46*, 46.