

¡Estudiantes de Química de primer año, manos a la ciencia! Síntesis y estudio de analgésicos y antipiréticos en el laboratorio

First-year Chemistry students, hands-on science! Synthesis and study of analgesics and antipyretics in the laboratory

Juan Vázquez-Cabello*, Cristina Román-Hidalgo y Celia Maya-Díaz

Facultad de Química, Universidad de Sevilla.

PALABRAS CLAVE:

Operaciones básicas de laboratorio
Paracetamol
Ibuprofeno
Aspirina
Grado en Química

RESUMEN:

Se presenta una práctica de laboratorio diseñada para estudiantes de primer año del Grado en Química, centrada en la síntesis, caracterización y análisis de tres fármacos: paracetamol, Aspirina e ibuprofeno. A través de ella, los estudiantes aprenden técnicas básicas de laboratorio (recristalización, cromatografía y valoración ácido-base), al mismo tiempo que comprenden las propiedades químicas de estos fármacos. La práctica se organiza en cuatro sesiones, donde los estudiantes realizan experimentos que les permiten aplicar lo aprendido en el curso, con el objetivo de conectar la teoría con la práctica y fomentar el interés por la química aplicada a situaciones cotidianas.

KEYWORDS:

Basic laboratory operations
Paracetamol
Ibuprofen
Aspirin
Chemistry degree

ABSTRACT:

A laboratory practicum designed for first year students of the Chemistry Degree is presented, focused on the synthesis, characterization and analysis of three drugs: paracetamol, Aspirin and ibuprofen. Through it, students learn basic laboratory techniques (recrystallization, chromatography and acid-base titration), while understanding the chemical properties of these drugs. The practice is organized in four sessions, where students perform experiments that allow them to apply what they have learned in the course, with the objective of connecting theory with practice and fostering interest in chemistry applied to everyday situations.

Introducción

La motivación es un elemento fundamental en el aprendizaje, especialmente en disciplinas complejas como la química.^[1] Es importante que los docentes despierten el interés del alumnado desde el comienzo de su formación conectando la teoría con aplicaciones prácticas y cercanas. De este modo, los estudiantes comprenden mejor los contenidos y los perciben como algo relevante y útil. En el Grado en Química, las prácticas de laboratorio bien orientadas son una herramienta pedagógica muy valiosa que fomenta la comprensión de conceptos abstractos y el desarrollo de habilidades prácticas.

Un tema que resulta muy cercano a los estudiantes es el de los analgésicos y antipiréticos, por ser medicamentos que han utilizado desde la infancia. En este artículo se presenta una práctica en la que se lleva a cabo la síntesis del paracetamol o de la Aspirina y la posterior caracterización y estudio de sus propiedades, comparándolos entre sí y con el ibuprofeno. (Figura 1). Todo ello permite a los estudiantes comprender las propiedades químicas características de los tres compuestos.

Esta práctica de laboratorio se desarrolla en la asignatura Operaciones Básicas de Laboratorio (OBL) del primer curso del Grado en Química y del Doble Grado en Química y en Ingeniería de Materiales de la Universidad de Sevilla. Se trata

de una asignatura experimental, de 60 horas de laboratorio repartidas entre el primer y el segundo cuatrimestre. La práctica que se propone se realiza en las últimas 4 sesiones de laboratorio y permite al alumnado aplicar en un proyecto final las técnicas aprendidas de forma inconexa en sesiones anteriores tales como: la recristalización, la extracción líquido-líquido, la cromatografía en capa fina o la valoración de disoluciones.^[2-8]

En primer lugar, se lleva a cabo la preparación del paracetamol o de la Aspirina y su recristalización, procediendo después a la determinación de su pureza y caracterización mediante ensayos colorimétricos, cromatografía en capa fina y la determinación de su punto de fusión.^[9]

Por otro lado, se determina la constante de reparto de la Aspirina (sintetizada o comercial) en 1-octanol y agua, y, final-

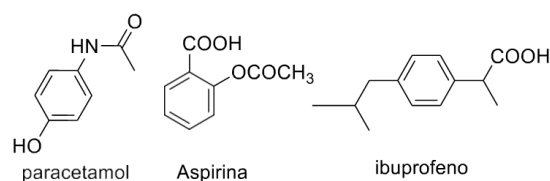


Figura 1. Estructura de los 3 principios activos.

mente, de nuevo utilizando una técnica ya aprendida, como la valoración ácido-base, se determina la cantidad de ibuprofeno existente en un comprimido comercial.

Desarrollo temporal

El proyecto se desarrolla a lo largo de 12 horas distribuidas en 4 sesiones de laboratorio de 3 horas cada una. Para ello, se propone la siguiente distribución temporal de las etapas que constituyen el proyecto:

1. Sesión 1: Síntesis y recrystalización.
2. Sesión 2: Filtración de los cristales de paracetamol. Determinación de la cantidad de ibuprofeno en un comprimido comercial.
3. Sesión 3: Determinación de la constante de reparto de la Aspirina en 1-octanol y agua.
4. Sesión 4: Cromatografía en capa fina, determinación del punto de fusión e identificación mediante ensayos colorimétricos del paracetamol.

Procedimiento

Sesión 1: Síntesis y recrystalización

La síntesis del paracetamol consiste en una acetilación del grupo amino del 4-aminofenol, usando anhídrido acético como agente acilante según la siguiente reacción (Figura 2).^[10,11]

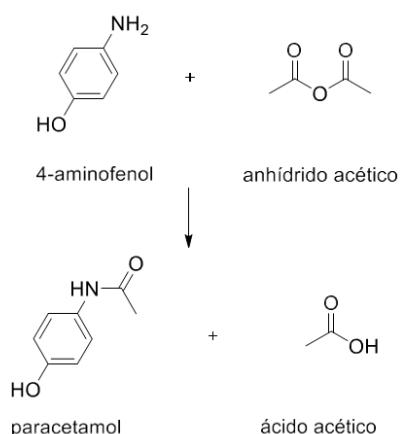


Figura 2. Síntesis del paracetamol.

En un Erlenmeyer de 100 mL se pesan 25 mmol de 4-aminofenol y se añaden 10 mL de agua. A continuación, se añade exceso de anhídrido acético (31,5 mmol). La mezcla se calienta en un baño de arena (Figura 3) a una temperatura de unos 40–50 °C hasta la disolución total del sólido, y se mantiene a esa temperatura durante 10 min adicionales. Aunque en un laboratorio de química orgánica se realizaría en un sistema de reflujo, para simplificar las operaciones de laboratorio y reducir costes, el calentamiento se lleva a cabo en un baño de arena. Transcurrido ese tiempo, la mezcla se enfría introduciéndola en un baño de agua-hielo, observándose la precipitación del paracetamol (a veces es necesario rascar un poco las paredes del recipiente para que comience a precipitar). Una vez iniciada la misma, se mantiene en el baño de agua-hielo para asegurar que precipita todo el compuesto. A continuación, el sólido se filtra a vacío con un embudo Büchner, lavándolo con agua muy fría. Este procedimiento permite obtener el paracetamol sin necesidad de un equipamiento especializado.^[12,13]

Un alumno de primero puede llevar a cabo esta experiencia sin dificultad, pero a veces puede surgirle algún problema, como olvidar añadir el disolvente (agua, en este caso). Anólo-



Figura 3. Calentamiento en baño de arena.

gamente, la Aspirina se puede sintetizar mediante la acetilación del ácido *orto*-hidroxibenzoico (Figura 4),^[8,14] en la que el grupo hidroxilo fenólico reacciona con anhídrido acético.^[15] Aunque se trata también de una reacción de acetilación, en este caso se requiere adicionar junto a los reactivos unas gotas de ácido sulfúrico concentrado como catalizador. Este actúa como ácido de Brønsted, protonando el anhídrido acético y aumentando su carácter electrofílico, lo que facilita el ataque nucleofílico del grupo hidroxilo del ácido salicílico. La adición del ácido se realiza empleando un dosificador que se acopla directamente a la boca del frasco comercial, permitiendo así una dispensación controlada y segura del volumen requerido. Experimentalmente, se emplean 4 g de ácido salicílico y 8 mL de anhídrido acético, a los que se añade el H₂SO₄ concentrado, calentando la mezcla durante 15 minutos a 45–50 °C hasta su completa disolución. Posteriormente, se enfría a temperatura ambiente y se añade una mezcla agua-hielo para inducir la cristalización del ácido acetilsalicílico, que se recoge por filtración a vacío y se lava con agua fría.

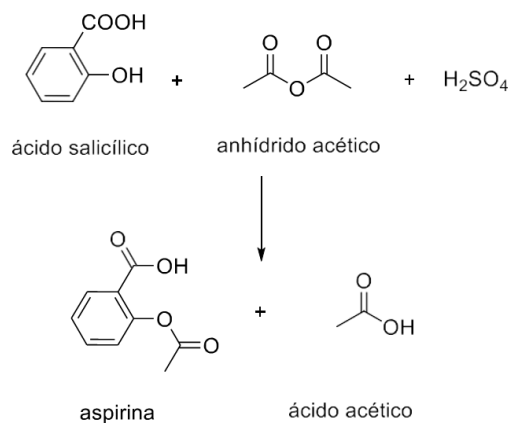


Figura 4. Síntesis de la Aspirina.

Desde un punto de vista formativo para el estudiante, para justificar la necesidad de emplear catálisis ácida en la acetilación del ácido salicílico, conviene comparar la reactividad del grupo hidroxilo en el ácido salicílico con la del grupo amino en el 4-aminofenol. En este último el grupo NH₂ está reforzado electrónicamente por la existencia del grupo OH, que actúa como dador de carga y aumenta la densidad electrónica sobre el anillo. Sin embargo, en el ácido salicílico el grupo OH está desactivado por la presencia del grupo carboxílico en posición *orto*, que actúa como atractor electrónico y retira densidad del oxígeno fenólico, disminuyendo así su nucleofilia. Pedir al alumno que represente las formas resonantes de ambos compues-

tos puede ser una herramienta útil para que consigan visualizar cómo las estructuras electrónicas influyen directamente en la eficiencia de la reacción.^[16,17]

Para la recristalización del paracetamol o de la Aspirina, según se elija, se coloca en un Erlenmeyer el sólido filtrado, se le añade la mínima cantidad de agua (unos 30 ml de agua, conviene orientarles porque esta etapa para ellos es complicada) y se calienta en baño de arena hasta su disolución. De nuevo, el baño de arena sustituye el sistema de reflujo o cualquier otro sistema, por comodidad y disminución de costes. Tras filtrar con un filtro de pliegues, en caliente para evitar la precipitación del producto, la mezcla se deja enfriar hasta el día siguiente para favorecer la aparición de los cristales.

Sesión 2: Filtración de los cristales de paracetamol.

Determinación de la cantidad de ibuprofeno en un comprimido comercial

En la segunda sesión de laboratorio, los cristales obtenidos en la etapa de recristalización se filtran a vacío (Figura 5) y, una vez secos, se pesan para calcular posteriormente el rendimiento de la reacción.



Figura 5. Filtración del sólido recristalizado.

La siguiente etapa del proyecto podría implicar la determinación de la pureza del paracetamol sintetizado mediante valoración, una de las técnicas estudiadas en esta asignatura. Sin embargo, en este punto se plantea el siguiente problema: el paracetamol es un compuesto que presenta un grupo fenol y una amida en su estructura, por lo que tiene poco carácter ácido ($pK_a \approx 9.4$). Convendría matizar que esa baja acidez se debe a los grupos funcionales y también a cómo están conectados. La amida se une al anillo aromático a través del nitrógeno, si la unión fuera a través del grupo carboxilo la acidez sería significativamente mayor. Esta distinción estructural ofrece una oportunidad de pedir al alumnado que explore cómo la conectividad y la coexistencia de grupos funcionales influyen en las propiedades ácido-base, reforzando la comprensión de conceptos clave como resonancia, deslocalización de carga o efecto inductivo.^[16,17]

Por tanto, la determinación de paracetamol suele llevarse a cabo empleando técnicas más avanzadas como por ejemplo cromatografía líquida de alta resolución (HPLC) con detección UV-Visible, una técnica instrumental que no forma parte de los contenidos del primer curso, sino que se aborda en la asignatura Química Analítica II de segundo curso del grado y del doble grado.^[17]

En su lugar, se propone como alternativa la realización de una valoración ácido-base,^[19,20] técnica que sí forma parte de los contenidos de esta asignatura, para determinar la pureza en este caso de otro fármaco con propiedades analgésicas y anti-

piréticas, el ibuprofeno, que presenta además propiedades antiinflamatorias. El ibuprofeno o ácido 2-(4-isobutilfenil) propiónico tiene un carácter más ácido que el paracetamol ($pK_a=4.4$). Los alumnos tendrán que determinar la cantidad de ibuprofeno presente en un comprimido comercial.

Para ello, a cada alumno se le proporciona un comprimido de 400 mg de ibuprofeno, que contiene, además del principio activo, almidón y otros excipientes. En primer lugar, se tritura el comprimido de ibuprofeno en un mortero hasta obtener un polvo fino del que, posteriormente, se toman muestras de 100 mg que se disuelven en 5 ml de etanol y se valoran empleando fenolfaleína como indicador y como agente valorante una disolución de NaOH 0.015 M, según la siguiente reacción de valoración (Figura 6):

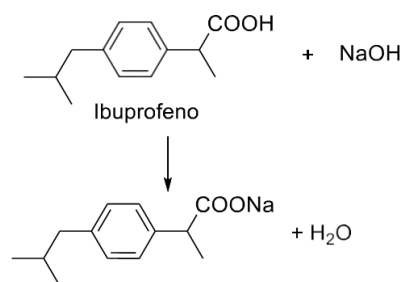


Figura 6. Reacción de valoración del ibuprofeno con NaOH.

Para la valoración ácido-base, las muestras de ibuprofeno se pesan en balanza analítica empleando un matraz Erlenmeyer para facilitar la agitación durante todo el proceso volumétrico. Una vez disuelto el fármaco y añadido el indicador, se adiciona la disolución estandarizada de NaOH desde la bureta, previamente enrasada.

La disolución de NaOH debe estandarizarse con ftalato ácido de potasio según la siguiente reacción de estandarización (Figura 7):

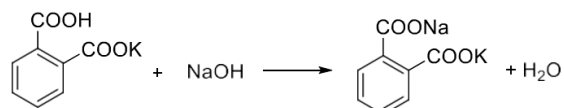


Figura 7. Reacción de estandarización de la disolución de NaOH con ftalato ácido de potasio.

Se realiza, para cada determinación, al menos un par de valoraciones (Figura 8) y, finalmente, se calcula la cantidad de principio activo presente en un comprimido de ibuprofeno y se compara con la indicada en el etiquetado.

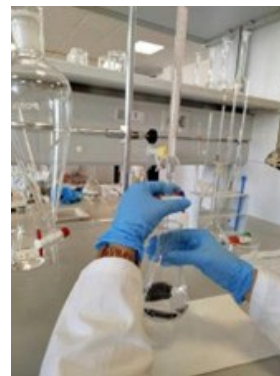
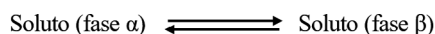


Figura 8. Valoración de ibuprofeno con NaOH.

Sesión 3: Determinación de la constante de reparto de la Aspirina en 1-octanol y agua.

El coeficiente o constante de reparto (K , Figura 9) de una sustancia representa la relación entre sus concentraciones en dos fases en equilibrio formada por disolventes inmiscibles. Este valor proporciona información sobre la diferente solubilidad de la sustancia en esos dos disolventes.



$$K_{\text{soluta}}^{\alpha \rightarrow \beta} = \frac{C_{\text{soluta}}^{\beta}}{C_{\text{soluta}}^{\alpha}}$$

Figura 9. Constante de reparto.

La determinación de la constante de reparto se lleva a cabo a partir de la relación de concentraciones del soluto entre una fase orgánica (β) y una fase acuosa (α).^[21] Este concepto es interesante para comprender cómo los medicamentos interactúan con las membranas celulares, que tienen una naturaleza lipídica. Un medicamento no lipófilo no puede atravesar fácilmente estas membranas, de ahí la importancia de conocer el coeficiente de reparto de los fármacos (K). Si $\log K > 1$, significa que el medicamento tiene características lipófilas y puede atravesar mejor las membranas, mientras que si $\log K < 1$, el medicamento no es lipófilo y tiene más dificultades para hacerlo.

En este contexto, se plantea el objetivo de determinar, a partir de la constante de reparto entre 1-octanol y agua, si un medicamento es capaz de atravesar la membrana celular. Para ello se propone un procedimiento experimental basado en lo aprendido en esta asignatura, que consiste en realizar una extracción líquido-líquido para determinar la constante de reparto del fármaco entre las fases acuosa y orgánica.

En el caso del paracetamol, se presenta el siguiente problema: se trata de un compuesto con cierta polaridad ($\log P \approx 0.5$) y alta solubilidad en agua,^[22] lo que implica una fuerte preferencia por la fase acuosa frente a la orgánica. Esta distribución desfavorable dificulta obtener un reparto equilibrado entre ambas fases en una extracción 1-octanol/agua, lo que complica la determinación experimental de su constante de reparto mediante técnicas básicas. Como alternativa, se propone el empleo de ácido acetilsalicílico, un compuesto menos polar que el paracetamol, menos soluble en agua y ligeramente soluble en 1-octanol que es inmiscible con el agua.

Para ello, se disuelve un comprimido de Aspirina comercial, que contiene 600 mg de principio activo, en 20 mL de 1-octanol y se lleva a cabo la extracción en un embudo de decantación (Figura 10) con 100 mL de agua destilada, agitando la mezcla durante 15 minutos.

Una vez que se ha alcanzado el equilibrio y se han separado ambas fases, se procede a la valoración del ácido acetilsalicílico presente en cada una de ellas empleando una disolución de NaOH como agente valorante y fenoltaleína como indicador. Para la valoración de la fase orgánica, se recomienda la valoración de alícuotas de 5 mL con una disolución de NaOH de concentración 0.015 M, estandarizada en etapas previas. En el caso de la fase acuosa, se diluye diez veces la disolución de NaOH anterior (0.0015M) para valorar alícuotas de 5 mL de la muestra. En ambos casos, se produce la siguiente reacción de valoración (Figura 11).

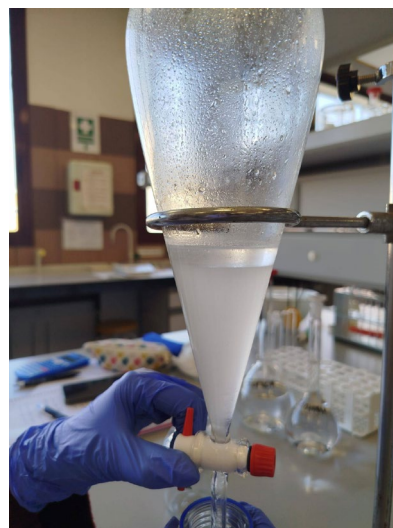


Figura 10. Extracción líquido-líquido en embudo de decantación.

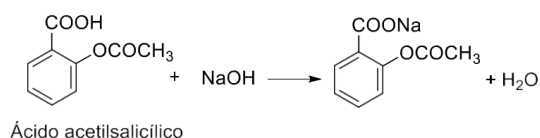


Figura 11. Reacción de valoración de ácido acetilsalicílico con NaOH.

A partir de las cantidades de ácido acetilsalicílico determinadas en ambas fases, se calcula el coeficiente de reparto de la Aspirina entre 1-octanol y agua, cuyo valor teórico es aproximadamente de 15.8 ($\log K = 1.2$). Según distintos estudios, se han reportado valores experimentales de K entre 11.4 y 17.6, en función de las condiciones del medio y la forma del compuesto (ionizada o no). Este valor indica que la Aspirina es ligeramente más soluble en 1-octanol que en agua, lo que refleja su carácter lipofílico.

Sesión 4: Cromatografía en capa fina, determinación del punto de fusión e identificación mediante ensayos colorimétricos del paracetamol.

- La pureza del paracetamol recristalizado se analiza por cromatografía en capa fina (Figura 12) comparándolo con muestras del paracetamol no cristalizado y de un paracetamol comercial. Se incluye también una muestra de cafeína por tratarse de un excipiente presente en el comprimido comercial. Así, se rotulan 4 tubos de ensayo como se indica a continuación:

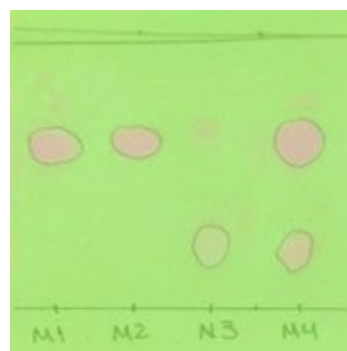


Figura 12. Cromatografía en capa fina.

- M1 (muestra 1): paracetamol sin cristalizar disuelto en etanol al 2% (p/v).
- M2 (muestra 2): paracetamol cristalizado disuelto en etanol al 2% (p/v).
- M3 (muestra 3): disolución de cafeína patrón proporcionada.
- M4 (muestra 4): comprimido de paracetamol comercial (que contiene cafeína) disuelto en etanol. Para ello, se disuelven 5 mg del comprimido triturado en 3 mL de etanol, se agita vigorosamente y se deja decantar la mezcla hasta que el líquido sobrenadante queda transparente, quedándose depositados en la parte inferior del vial aquellos componentes empleados como excipientes (generalmente almidón o celulosa).

Las muestras preparadas se depositan sobre una placa de gel de sílice, comprobando que la cantidad aplicada es suficiente y que no se mezclan entre sí observándolas a la luz UV. La elución de las muestras se realiza empleando una mezcla de acetato de etilo y ácido acético 99:1 (v/v) como eluyente. Una vez completada la elución, se evalúa el eluyente empleado y se calculan los Rf (rate factor) del paracetamol y de la cafeína, según la siguiente ecuación:

$$R_{f(i)} = \frac{\text{Distancia recorrida por el compuesto } i}{\text{Distancia recorrida por el eluyente}}$$

- b. Adicionalmente, se determina el punto de fusión del paracetamol sintetizado con el objetivo de obtener información acerca de su pureza. Para ello, se introduce en un capilar una cantidad de paracetamol no cristalizado reservado en la sesión 1 y en otro capilar una muestra de paracetamol cristalizado. Por último, se introducen los capilares en el bloque calefactor del instrumento para calentarlos hasta que alcancen el punto de fusión teórico del sólido (169 °C). La velocidad de calentamiento se varía de manera que inicialmente se trabaja a máxima velocidad hasta una temperatura próxima al punto de fusión y, posteriormente se mantiene una velocidad constante de calentamiento de 5 °C/min. La idea es determinar a través de la lupa la temperatura a la que empieza y termina el proceso de fusión del sólido para proporcionar un intervalo de valores. Se comparan los resultados obtenidos en ambos experimentos con el valor teórico (169–170 °C). Las impurezas presentes en una muestra afectan significativamente a su punto de fusión: no sólo reducen la temperatura a la que se inicia la fusión, sino que también amplían el intervalo en el que ocurre. Por tanto, una muestra pura tendrá un intervalo de punto de fusión estrecho y próximo al valor teórico, mientras que una muestra impura mostrará un punto de fusión más bajo y un intervalo más amplio. Esta propiedad hace del punto de fusión una herramienta útil para evaluar la pureza de compuestos orgánicos.
- c. Por último, se realiza un análisis cualitativo del paracetamol y aditivos, como el almidón, mediante reacciones colorimétricas.^[23-24]

En primer lugar, se lleva a cabo un ensayo colorimétrico con tricloruro de hierro, FeCl₃. Este ensayo se basa en la reacción específica que se produce entre el grupo fenol y el tricloruro de hierro en disolución acuosa para formar un complejo de color violeta, que sólo podría darse en el caso del paracetamol, tal y como se indica a continuación (Figura 13):

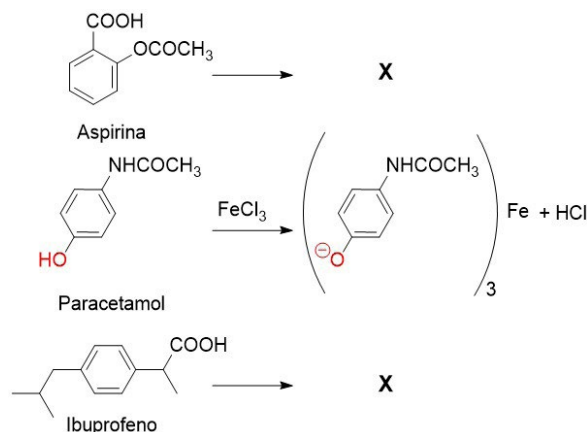


Figura 13. Reacción del paracetamol con FeCl₃.

Los ensayos de identificación se llevan a cabo sobre tres muestras que contienen una disolución etanólica de paracetamol, ácido acetilsalicílico e ibuprofeno comerciales, respectivamente, de manera que el alumnado tiene que identificar la muestra correspondiente al paracetamol mediante ensayo positivo.

En segundo lugar, se realiza otro ensayo colorimétrico con el reactivo de Lugol, consistente en una disolución acuosa de I₂ y KI. Se trata de un ensayo de identificación de polisacáridos,^[25] basado en la capacidad del yodo molecular de introducirse en la estructura del polisacárido modificando sus propiedades físicas y proporcionando un color azul-violeta (Figura 14). El objetivo es identificar la presencia de almidón en los fármacos comerciales.

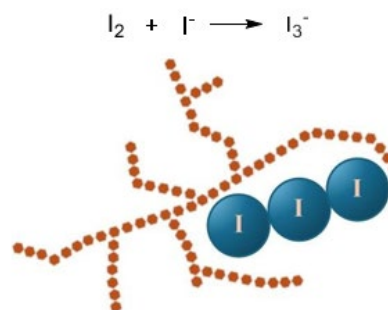


Figura 14. Reacción del reactivo de Lugol y el almidón.

Este ensayo se realiza sobre tres muestras idénticas a las anteriores y, además, cada alumno realiza el ensayo sobre el paracetamol cristalizado que ha obtenido, disolviendo para ello una pequeña cantidad de la muestra en 1 mL de agua y añadiendo 3-4 gotas del reactivo de Lugol.

Conclusiones

Se propone una práctica de laboratorio basada en la síntesis, caracterización y análisis de tres analgésicos y antipiréticos: paracetamol, Aspirina e ibuprofeno. Esta práctica permite a los estudiantes comprender conceptos clave sobre la química de los fármacos, sus propiedades y su comportamiento en el cuerpo, mientras aprenden y adquieren destreza en el uso de técnicas de laboratorio básicas como la recristalización, la cromatografía en capa fina y la valoración ácido-base. Es una práctica especialmente interesante para el alumnado de primer año de Grado pues no solo le permite un aprendizaje

profundo de muchos conceptos de la Química, sino que también le ayuda a relacionarlos con la vida cotidiana, lo que, además, fomenta su interés y conexión con la disciplina.

Sería interesante continuar este proyecto aplicando técnicas más avanzadas (que aquí no se realizan) en cursos posteriores, como, por ejemplo, la cromatografía líquida de alta resolución (HPLC) con detección UV-Visible para la determinación del paracetamol.

Agradecimientos

Queremos agradecer a todo el profesorado de la Facultad de Química que ha participado en esta práctica por su compromiso para optimizar y perfeccionar, a lo largo de los años, los resultados alcanzados hasta la fecha.

Bibliografía

- [1] A. Granero-Gallegos, D. Hortigüela-Alcalá, A. Hernando-Garijo, M. Carrasco-Poyatos, *Educación XX1* **2021**, 24(2), 43-64, <https://doi.org/10.5944/educXX1.28172>.
- [2] C. Fernández, *Laboratorio de Química, Generalidades y Aspectos Básicos*, Universidad de Extremadura, Servicio de Publicaciones, Cáceres, **2009**.
- [3] Universidad de Sevilla "Técnicas básicas en un laboratorio de química orgánica: separación por extracción", disponible en <https://doi.org/10.35466/VID2021n5706>, **2021**.
- [4] Universidad de Sevilla "Técnicas básicas en un laboratorio de química orgánica: calentamiento a reflujo. Síntesis de acetanilida", disponible en <https://doi.org/10.35466/VID2021n6019>, **2021**.
- [5] Universidad de Sevilla "Técnicas básicas en un laboratorio de química orgánica: cromatografía en capa fina", disponible en <https://doi.org/10.35466/VID2021n6020>, **2021**.
- [6] Universidad de Sevilla "Técnicas básicas en un laboratorio de química orgánica: recristalización", disponible en <https://doi.org/10.35466/VID2021n6022>, **2021**.
- [7] JoVE Science Education "Acid and Base Concentrations", disponible en <https://app.jove.com/science-education/v/11151/acid-base-titration-calculating-ph-strength-concentration>, **2026**, (consultado 18/02/2026).
- [8] J. Martínez, A. Narros, M. de la Fuente, F. Pozas, V. Díaz, *Experimentación en Química General*, Ediciones Paraninfo, Madrid, **2006**.
- [9] JoVE Science Education "Punto de fusión", disponible en <https://app.jove.com/es/v/10356/melting-point-determination-of-solid-organic-compounds>, **2026** (consultado 18/02/2026).
- [10] D. Simao, en *Comprehensive Organic Chemistry Experiments for the Laboratory Classroom* [Eds.: C. A. M. Afonso, R. N. Candeias, D. P. Simao, A. T. Trindade, J. A. S. Coelho, B. Tan, R. Franzen], RSC, Cambridge, **2017**, 592.
- [11] I. Parrot, G. Chaubet, en *Comprehensive Organic Chemistry Experiments for the Laboratory Classroom* [Eds.: C. A. M. Afonso, R. N. Candeias, D. P. Simao, A. T. Trindade, J. A. S. Coelho, B. Tan, R. Franzen], RSC, Cambridge, **2017**, 595.
- [12] JoVE Science Education, "Filtration", disponible en <https://www.jove.com/science-education/v/14615/filtration>, **2026** (consultado 18/02/2026).
- [13] Química Fácil, "Filtración al vacío", disponible en <https://quimicafacil.net/tecnicas-de-laboratorio/filtracion-al-vacio/>, **2024** (consultado 18/02/2026).
- [14] Bayer de México, "Historia de la aspirina", disponible en <https://www.aspirina.com.mx/para-que-sirve-aspirina/historia-de-aspirina>, **2026** (consultado 18/02/2026).
- [15] Universidad Complutense de Madrid "Guion de prácticas de Química Orgánica: Segundo grado", disponible en https://www.ucm.es/data/cont/docs/410-2014-10-07-GUION-PRACTICAS-QUIMICAORGANICA-SEGUNDO-GRADO_2014-15.pdf, **2014** (consultado 18/02/2026).
- [16] P. Yurkanis Bruice, *Fundamentos de Química Orgánica*, Pearson, **2015**.
- [17] H. Szatylowicz, A. Jezuita, T. M. Krygowski, *Struct. Chem.* **2019** 30(5), 1529-1548, <https://doi.org/10.1007/s11224-019-01360-7>.
- [18] A. de la Fuente Ballesteros, Trabajo Fin de Grado, Grado en Química, Universidad de Valladolid, **2019**.
- [19] "Breaking Vlad. Valoración ácido-base - Práctica de laboratorio", *YouTube*, disponible en <https://www.youtube.com/watch?v=Zps36BWNf5M>, **2016** (consultado 18/02/2026).
- [20] JoVE Science Education "3.1 : Acid-Base Titration: Overview", disponible en <https://app.jove.com/science-education/v/17359/acidbase-titration-overview>, **2026** (consultado 18/02/2026).
- [21] JoVE Science Education, "Extracción: Coeficientes de partición y distribución" disponible en <https://www.jove.com/es/science-education/v/12265/extraction-partition-and-distribution-coefficients>, **2026** (consultado 18/02/2026).
- [22] Sangster Research Laboratories, LOGKOW: A Database of Evaluated Octanol-Water Partition Coefficients (Log P).
- [23] L. Gras, S. Maestre, J. Mora, J. Todolí, *Introducción a la Experimentación en Química Analítica*, Publicaciones de la Universidad de Alicante, San Vicente del Raspeig, **2005**.
- [24] T. Lister, *Experimentos de Química Clásica*, Síntesis, Madrid, **2002**.
- [25] M. Martín-Sánchez, M. T. Martín-Sánchez, G. Pinto, *Educ. Quim.* **2013**, 24(1), 87-92, [https://doi.org/10.1016/S0187-893X\(13\)73192-6](https://doi.org/10.1016/S0187-893X(13)73192-6).



Juan Vázquez-Cabello

*Dpto. Química Orgánica, Facultad de Química,
Universidad de Sevilla*

C-e: cabello@us.es
ORCID: 0000-0002-1812-7347

Profesor Titular de la Universidad de Sevilla. Becario posdoctoral en la Universidad de Aquisgrán bajo la supervisión del Prof. Enders y profesor en la Universidad de Huelva durante 3 años. Su investigación se ha centrado en la catálisis asimétrica y actualmente en polímeros. Ha sido director del Secretariado de Formación y Evaluación/ICE de la US, etapa durante la cual implantó el programa FIDOP. Su actividad docente destaca con la publicación de diversos capítulos de libros, de materiales en red y en OCW. Especialmente activo en divulgación científica. Miembro de la Junta directiva de la Red de Docencia Universitaria (REDU).



Cristina Román-Hidalgo

*Dpto. Química Analítica, Facultad de Química,
Universidad de Sevilla*

C-e: croman2@us.es
ORCID: 0000-0001-6629-1398

Profesora Permanente Laboral del Departamento de Química Analítica de la Universidad de Sevilla (US), donde obtuvo el Doctorado en Química con un Contrato Predoctoral del Plan Propio de la US (2014-2018). Desde entonces ha impartido docencia en asignaturas del área de Química Analítica en diversas titulaciones (Grado en Química, Farmacia, Óptica y Optometría y sus itinerarios de Doble Grado) y ha participado en proyectos de innovación docente (PIIISA, FIDOP, IV Plan Propio de Docencia de la US). Línea de investigación enfocada en el desarrollo de metodologías analíticas para el tratamiento y análisis de muestras biológicas, medioambientales y alimentarias.



Celia Maya Díaz

*Dpto. Química Inorgánica Facultad de Química,
Universidad de Sevilla*

C-e: maya@us.es
ORCID: 0000-0002-0651-3793

Profesora Titular de Química Inorgánica de la Universidad de Sevilla desde el año 2011. Desarrolla su actividad investigadora en el análisis estructural de compuestos organometálicos mediante difracción de rayos X de monocristal, determinando geometrías, modos de coordinación y reactividad y contribuyendo al avance del conocimiento en la química de los metales de transición. En el ámbito docente, imparte asignaturas de Grado y Máster, incorporando metodologías activas, diseñando recursos digitales e impulsando innovaciones que mejoran el aprendizaje. Coordina equipos docentes en proyectos de innovación educativa que integran tecnología, participación estudiantil y evaluación formativa. Ha sido Vicedecana de Estudiantes de la Facultad.

XXIX^{ón}
Reunión Bienal
Química Orgánica
Gijón, 17 - 19 de junio de 2026