

Una aproximación a la espectrometría en Educación Secundaria

Ramón Cid Manzano y Daniel González-Fernández

Resumen: Presentamos una forma sencilla de aproximarnos cuantitativamente en el aula de Educación Secundaria al análisis espectroscópico, permitiéndonos, además, acercarnos a la enseñanza en estos niveles educativos del siempre difícil contenido del comportamiento cuántico en la interacción luz-materia.

Palabras clave: Educación Secundaria, trabajo en el laboratorio, aprendizaje práctico, espectroscopía, interacción luz-materia, teléfono móvil.

Abstract: A very simple way to take quantitatively the spectroscopic analysis to secondary classroom is described. In addition, this proposal allows us to approach in these levels the ever-difficult content of quantum behavior in the light-matter interaction, smart phone.

Keywords: Secondary School, laboratory instruction, hands-on learning, spectroscopy, light-matter interaction.

INTRODUCCIÓN

El análisis espectroscópico aparece como contenido en el currículo oficial español^[1] de la materia de Física y Química en el primer curso de Bachillerato como una de las técnicas fundamentales de reconocimiento de sustancias. No es fácil llevar a cabo en el laboratorio de Secundaria experiencias que ayuden al aprendizaje de esta cuestión, lo que supone una carencia didáctica importante. Por ello, presentamos una aproximación sencilla a estas técnicas que puede ser utilizada no solo en el aula de Bachillerato sino también a los cursos anteriores de la Educación Secundaria. Además, mediante esta actividad nos acercamos a la enseñanza en estos niveles educativos del siempre complejo contenido del comportamiento cuántico en la interacción luz-materia.^[2] Esta actividad, realizada con una

“instrumentación” creada por el propio alumnado, está basada en la propuesta realizada por Kuntzleman y Jacobson (2016),^[3] pero proponiendo otras alternativas en la parte de cálculo y desarrollo gráfico, evitando así ciertas dificultades matemáticas que complicarían su realización en los primeros cursos de Secundaria, y especificando, además, la aplicación (app) para teléfonos móviles que se necesita como detector del dispositivo.

Entre las técnicas espectroscópicas, aquellas en las que el analito sufre procesos de absorción, emisión o luminiscencia, se encuentra la espectroscopía o espectrofotometría ultravioleta-visible.

En este caso, se aprovecha la absorción de la radiación electromagnética en las zonas del ultravioleta y visible del espectro (Figura 1). La relación entre la intensidad de luz incidente (I_0) y la intensidad de la luz transmitida (I) proporciona la absorbancia (A) según la expresión:

$$A = -\log(I/I_0)$$

Por otro lado, en disoluciones suficientemente diluidas, se cumple que la absorbancia es linealmente proporcional a la concentración de la especie absorbente de acuerdo con la Ley de Beer-Lambert:

$$A = \varepsilon \cdot l \cdot c$$

donde ε es la *absortividad molar*, l es la longitud atravesada por la luz en el medio y c es la concentración del absorbente en ese medio. Para medir esas intensidades de luz a una determinada longitud de onda se emplea el espectrofotómetro.



R. Cid^{1,2}



D. González-Fernández²

¹ IES de Sar, Santiago de Compostela, España

² Departamento de Didácticas Aplicadas, Universidad de Santiago de Compostela, España
C-e: ramon.cid@usc.es

Recibido: 24/11/2019. Aceptado: 18/12/2019.

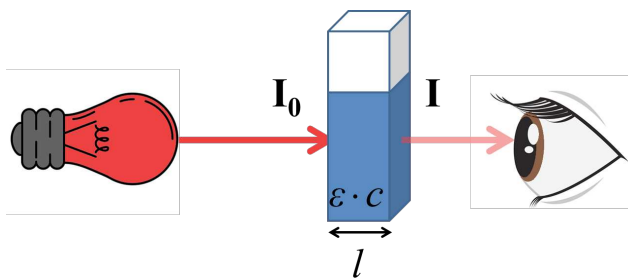


Figura 1. La cantidad de luz absorbida depende del grosor de la cubeta (l), de la sustancia (ϵ) que contiene y de su concentración (c)

Estas expresiones, que constituyen el marco matemático de la técnica espectrofotométrica, son de interés para los cursos de Bachillerato, en los cuales el alumnado ya posee una competencia suficiente para abordar esta actividad con garantías. Así es como se lleva a cabo la propuesta de Kuntzleman y Jacobson, pero en este artículo, como veremos después, abordamos esta cuestión desde aproximaciones matemáticas -analíticas y gráficas- más simples, lo que nos permite llevar la actividad a cualquier curso de Secundaria, sin que se resientan por ello los objetivos principales que se pretenden.

INSTRUMENTACIÓN

En el mercado existe un gran número de equipos espectrofotométricos de diferente precio, pero, habitualmente, su coste supera el presupuesto anual de un departamento de Física y Química de un centro de enseñanza Secundaria medio. Además del precio, y aún más importante, esta instrumentación suele presentar el problema didáctico de “caja negra”, que aparece cuando todo ocurre en el interior de un dispositivo sin que el alumnado llegue a ver por sí mismo lo que verdaderamente está sucediendo desde el punto de vista físico. El uso de estos dispositivos costosos y sofisticados produce, en general, en los cursos de Secundaria, resultados de pobre significación didáctica, estando por tanto comprometido el verdadero aprendizaje significativo. Por razones como las que se vienen de indicar, se han llevado a cabo otras propuestas para la elaboración de espectrofotómetros “caseros”. Esas acciones van desde el empleo de probetas,^[4] LEGOs,^[5] circuitos electrónicos simples con un diodo emisor de luz (LED) y una resistencia dependiente de la luz (LDR),^[6] cámaras digitales,^[7] discos compactos (CDs),^[8] o caja de cartón con una aplicación de teléfono móvil, que es la que nosotros hemos elegido y que ya ha sido referenciada.^[9]

Esta propuesta que presentamos pretende simplificar el montaje, implicando al alumnado en su realización, abaratando los costes, y reduciendo la dificultad matemática del proceso respecto a otras iniciativas. Además, el empleo de una aplicación que pueden descargar en los teléfonos móviles de los alumnos facilita el proceso de

toma y registro de datos, dada la destreza que ellos y ellas tienen en el manejo de estos dispositivos. Por otra parte, y como ha sido indicado anteriormente, la implicación del alumnado en la realización de todo el proceso –montaje / experimentación / medidas / tratamiento de datos / resultados / conclusiones– permite alcanzar con garantías el objetivo didáctico pretendido.

CONSTRUCCIÓN DEL ESPECTROFOTÓMETRO

Las alumnas y alumnos construyen un espectrofotómetro de “haz simple” con un único compartimento de celda a partir de los siguientes materiales (Figura 2):

- Fuente de luz: se empleará la luz ambiental, tanto la luz solar como la producida por la iluminación del aula, pudiendo usarse una linterna o la luz del flash de un móvil de ser necesario aumentar su intensidad.
- Monocromador: una cartulina roja que absorberá las demás longitudes de onda de la luz blanca incidente reflejando la luz roja. En este caso la luz “monocromática” deseada es la roja por la coloración de la disolución problema que se pretende analizar. Como es fácil de entender, en caso de querer usar una disolución de otra coloración, simplemente tendríamos que cambiar la cartulina (el “monocromador”). Por otra parte, puede utilizarse como emisor de la luz de trabajo la pantalla de un portátil o de una “tablet”, eligiendo como fondo de pantalla el color que se precise.
- Celda: caja de cartón provista de dos aperturas en caras opuestas, que actuarán como ventanas de entrada y salida del “haz monocromático”, y una tercera apertura en la cara superior de la caja, situada perpendicularmente a la trayectoria del haz de luz, donde se situará el tubo de ensayo, a modo de cubeta, con la disolución a analizar.
- Detector: cámara de un teléfono móvil en el que se ha instalado una aplicación de reconocimiento

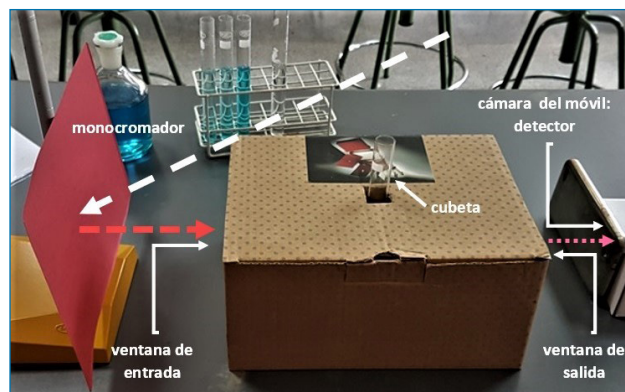


Figura 2. Montaje del espectrofotómetro casero y las diferentes partes que lo componen

de colores. En particular, nosotros hemos utilizado la “app” *ColorMeter Free – color picker*,^[9] que nos proporciona de 0 a 255 la “intensidad” de los colores rojo-verde-azul de la luz que procede del punto de enfoque de la cámara del móvil.

DESARROLLO DE LA EXPERIENCIA

Esta actividad, como ya se ha dicho, sirve para acercar la espectroscopía o espectrofotometría ultravioleta-visible al alumnado de Secundaria, permitiéndole determinar la concentración de una disolución problema mediante técnicas espectroscópicas y, al mismo tiempo, iniciarse en el conocimiento de cómo se produce la interacción luz-materia.

Usaremos como muestra a analizar una disolución de sulfato de cobre (II), muy utilizada en diferentes experimentos en laboratorios escolares de secundaria,^[10] y con una coloración azul que lo hace muy apropiado para el propósito de la actividad. Precisamente, hablando de la coloración, partimos de la aproximación de que la disolución absorberá la “luz complementaria” a su color, siguiendo la “rueda de colores”^[11] que se muestra en la Figura 3. Dado que tanto la sal como la disolución presentan un color azul característico, absorben la luz naranja. Pero el ojo humano no presenta la misma sensibilidad hacia todos los colores,^[12] lo que sumado al “detector” que usaremos (del que se hablará más adelante), nos hace preferir un rango intermedio próximo a los 600 nm, que se encuentra entre la luz naranja y roja.

Dividimos la actividad en tres fases:

1.- Preparación de las disoluciones de sulfato de cobre (II)

El alumnado prepara una disolución inicial 0,5 M de sulfato de cobre (II) en agua, a partir de la cual se sitúan en cinco tubos de ensayo sendas disoluciones patrón de concentración decreciente de 0,5 M a 0,1 M. Estas disoluciones serán empleadas para realizar la curva de calibrado. Un sexto tubo de ensayo, con agua destilada, será la disolución blanco.



Figura 3. Rueda de colores con las longitudes de onda asociadas a cada uno



Figura 4. Captura de pantalla de la aplicación al realizar la medida con el blanco

2.- Realización de las medidas espectrofotométricas

Para realizar las medidas, el alumnado situará dentro de la celda el tubo de ensayo correspondiente y empleará la aplicación gratuita *Color Meter Free-color picker* (Figura 4), u otra semejante. Como se ha comentado, esta clase de aplicaciones permite analizar un color en tiempo real conociendo su composición en los colores primarios (escala RGB), permitiendo hacer capturas de pantalla, de modo que se pueden ir guardando los datos obtenidos para ser tratados después. En este caso, utilizaremos el dato que la aplicación nos proporciona para el color rojo, que es el que va a ser “selectivamente” absorbido. Es esencial que el objetivo de la cámara del móvil apunte correctamente hacia la cartulina a través del tubo de ensayo, y que las condiciones de luz y situación de todos los componentes sean lo más constante posible.

La primera medida a realizar servirá para determinar la intensidad de la luz monocromática de trabajo (I_0). Para ello, se situará el tubo 6 (el blanco, agua destilada) en la celda del espectrofotómetro y con la aplicación del móvil medirán la intensidad de la luz roja que atraviesa el tubo con el agua destilada. En la Figura 4, vemos que el valor obtenido en la experiencia, cuyos datos serán utilizados en este artículo, es $I_0 = 242$ (en unidades arbitrarias, u. a.) para la intensidad inicial.

A continuación, el alumnado repetirá el procedimiento con los tubos 1 al 5. Véase en la Tabla 1, con los datos obtenidos en una actividad real.

Tabla 1. Valores de la Intensidad de la luz transmitida (I) para las disoluciones patrón

Tubo	Concentración molar (mol/L)	Intensidad de la luz transmitida (u. a.)
1	0,5	145
2	0,4	160
3	0,3	180
4	0,2	205
5	0,1	220
6	0	242 (I_0)

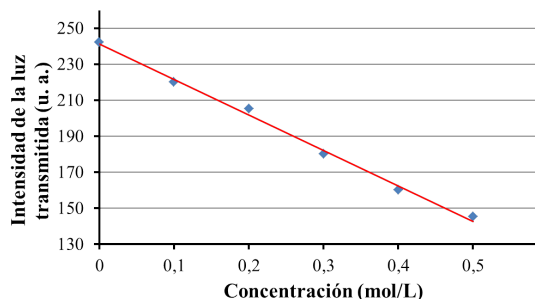


Figura 5. Curva de calibrado realizada al representar la intensidad de la luz transmitida (I) frente a la concentración de las disoluciones patrón

Con estos datos, los alumnos ya pueden elaborar la representación gráfica de la intensidad de luz transmitida que midieron frente a la concentración de las disoluciones patrón, construyendo así la correspondiente curva de calibrado (Figura 5).

Pero también, y más acorde con la práctica habitual, podemos calcular la cantidad de luz roja absorbida (Absorbancia, A) para cada disolución patrón empleando la expresión aproximada: $A = I_0 - I$.

Obtenemos así la Tabla 2.

Tabla 2. Datos de "Absorbancia"

Tubo	Concentración molar (mol/L)	Intensidad de la luz transmitida (u. a.)	Absorbancia $A = I_0 - I$
1	0,5	145	97
2	0,4	160	82
3	0,3	180	62
4	0,2	205	37
5	0,1	220	22
6	0	242 (I_0)	0

La gráfica correspondiente se recoge en la Figura 6.

Esta aproximación presenta, obviamente, el inconveniente de que nos da valores de Absorbancia que no se corresponden con esta magnitud, dado que el mayor valor de absorbancia debería ser la unidad, pero esto no es didácticamente importante en este caso.

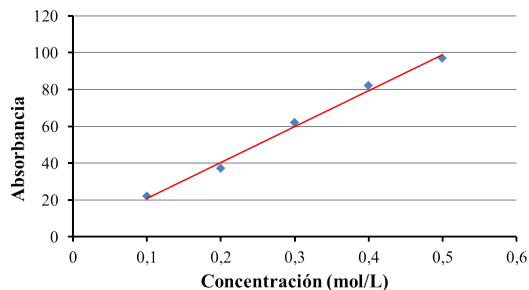


Figura 6. Curva de calibrado realizada al representar la "Absorbancia" frente a la concentración de las disoluciones patrón

Además, podemos recalculer los valores presentándolos como una fracción del valor máximo:

$$A = \frac{I_0 - I}{I_0}$$

En tal caso la tabla obtenida, Tabla 3, es:

Tabla 3. Datos de "Absorbancia" (método 2)

Tubo	Concentración molar (mol/L)	Intensidad de la luz transmitida (u. a.)	Absorbancia $A = \frac{I_0 - I}{I_0}$
1	0,5	145	0,40
2	0,4	160	0,34
3	0,3	180	0,26
4	0,2	205	0,15
5	0,1	220	0,09
6	0	242 (I_0)	0

La gráfica correspondiente se recoge en la Figura 7.

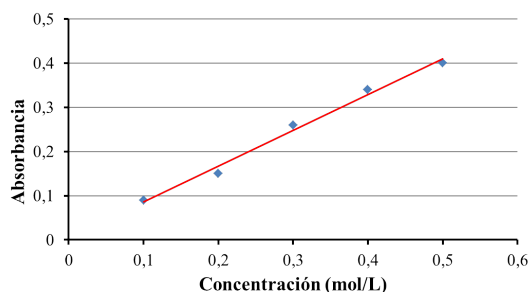


Figura 7. Curva de calibrado realizada al representar la "Absorbancia" frente a la concentración (método 2)

Por último, y para los cursos de Bachillerato podemos utilizar directamente la Ley de Beer-Lambert, calculando previamente la Absorbancia con:

$$A = -\log(I/I_0)$$

En este caso, la tabla que se corresponde con los datos que venimos tratando (Tabla 4) será:

Tabla 4. Datos de "Absorbancia" (Ley de Beer-Lambert)

Tubo	Concentración molar (mol/L)	Intensidad de la luz transmitida (u. a.)	Absorbancia $A = -\log(I/I_0)$
1	0,5	145	0,222
2	0,4	160	0,180
3	0,3	180	0,129
4	0,2	205	0,072
5	0,1	220	0,041
6	0	242 (I_0)	0

Veamos la curva de calibrado (Figura 8) que se corresponde con los datos que tenemos en la Tabla 4.

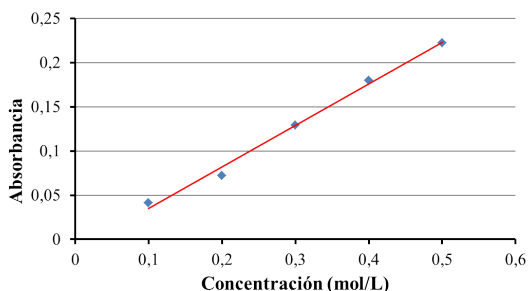


Figura 8. Curva de calibrado realizada al representar la “Absorbancia” frente a la concentración (Ley de Beer-Lambert)

Esta última aproximación es la que más se acerca conceptualmente al procedimiento y a las magnitudes implicadas, pero, como se puede ver en las tablas y gráficas presentadas, no hay diferencias significativas para los objetivos didácticos buscados. Deberá ser la profesora o profesor quien, en función del nivel y características del curso en cuestión, determine cuál es la estrategia metodológica más conveniente.

3.- Determinación de la concentración de la disolución problema

Como fin de la actividad se propone determinar gráficamente la concentración de una disolución problema, empleando una de las curvas de calibrado elaborada en el epígrafe anterior. Para esto, se prepara una disolución con una concentración que desconozca el alumnado, quien deberá medir la “Absorbancia” utilizando el mismo procedimiento “espectroscópico” que el descrito en el epígrafe anterior. Llevando ese valor obtenido a la gráfica con la que se haya trabajado se obtendrá el resultado de la concentración problema en el eje de abscisas.

CONCLUSIONES

A través de esta práctica sencilla pretendemos mostrar una forma de acercar al alumnado de Secundaria a las técnicas espectroscópicas de manera cuantitativa, y también ayudar a la comprensión de la naturaleza física de la interacción luz-materia. La construcción del espectrofotómetro “casero” favorece que se comprenda su funcionamiento, ayudándose así el acercamiento cualitativo a otras técnicas espectrométricas. La realización completa de la actividad acerca al alumnado a la verdadera investigación científica, poniendo de manifiesto la necesidad del trabajo en equipo, la conexión entre los conceptos matemáticos y la experimentación en el laboratorio, el cuidado con los protocolos y la rigurosidad en las medidas para conseguir un conjunto de medidas que sean coherentes. Por último, queremos destacar que hemos propuesto cuatro estrategias

de cálculo diferente en el tratamiento de datos para que la actividad pueda ser realizada de forma completa en cualquier curso de enseñanza Secundaria obligatoria y Bachillerato.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato (BOE de 03/01/15, pp 169-546). <https://www.boe.es/eli/es/rd/2014/12/26/1105/>
- [2] V. Sinarcas, J. Solbes. Dificultades en el aprendizaje y la enseñanza de la Física Cuántica en el Bachillerato. *Enseñanza de las Ciencias* **2013** 31(3), pp. 9-25. <https://www.raco.cat/index.php/Ensenanza/article/view/285801/373804>
- [3] T. S. Kuntzleman, E. C. Jacobson. Teaching Beer’s Law and absorption spectrophotometry with a smart phone: A substantially simplified protocol. *Journal of Chemical Education* **2016** 93, 1249-1252. <https://pubs.acs.org/doi/abs/10.1021/acs.jchemed.5b00844>
- [4] J. Gordon, S. Harman. A graduated cylinder colorimeter: An investigation of path length and the Beer-Lambert Law. *Journal of Chemical Education* **2002** 79, 611-612. <https://pubs.acs.org/doi/abs/10.1021/ed079p611>
- [5] K. Knagge, D. Raftery. Construction and evaluation of a LEGO spectrophotometer for student use. *Chemical Educator* **2002** 7, 371-375. <https://link.springer.com/article/10.1007/s00897020615a>
- [6] J. Delgado, I. A. Quintero-Ortega, A. Vega-González. From voltage to absorbance and chemical kinetics using a homemade colorimeter. *Journal of Chemical Education* **2014** 91, 2158-2162. <https://pubs.acs.org/doi/10.1021/ed400813c>
- [7] J. M. Quagliano, C. A. Marks. Demystifying spectroscopy with secondary students: Designing and using a custom-built spectrometer. *Journal of Chemical Education* **2013**, 90, 1409-1410. <https://pubs.acs.org/doi/full/10.1021/ed3007499?mobileUi=0>
- [8] S. Taha, G. Rafat, F. Aboshosha, F. R. Mansour. A simple homemade spectrophotometer. *Journal of Analytical Instruments* **2017** 72, 239-242. <https://link.springer.com/article/10.1134/S1061934817020113>
- [9] Vistech.projects (2012) ColorMeter Free – color picker (1.0.3) [Android]. Obtenida de: <https://play.google.com/store/apps/details?id=com.vistechprojects.colormeterfree>
- [10] S. Heredia Ávalos. Experimentos de química recreativa con sulfato de cobre pentahidratado. *Rev. Eureka. Enseñ. Divul. Cien.*, **2006**, 3(3), pp. 467-484. <https://revistas.uca.es/index.php/eureka/article/view/3851>
- [11] <https://www2.chemistry.msu.edu/faculty/reusch/VirtTxJml/Spectrpy/UV-Vis/spectrum.htm>
- [12] B. Z. Shakhshiri. *Chemical demonstrations: a handbook for teachers of chemistry* **1983** 1, 262-266. Madison: The University of Wisconsin Press. <https://pubs.acs.org/doi/abs/10.1021/ed069pa187.2>