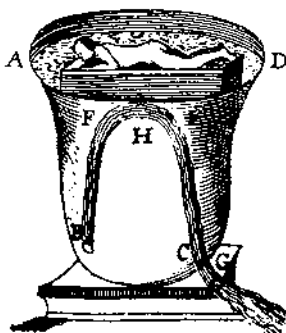


INTERCAMBIOS, COMENTARIOS



Y CRITICAS

En esta sección intentamos recoger, por una parte, los comentarios y críticas sobre los trabajos aparecidos, así como sugerencias de cualquier tipo que puedan contribuir a una mejora de la revista.

En segundo lugar pretendemos que estas páginas sirvan para dar a conocer la existencia de grupos de trabajo y facilitar así los contactos e intercambios.

También pensamos que puede ser de interés el conocimiento de las líneas de trabajo seguidas por los distintos grupos, que pueden enviar breves resúmenes de sus actividades.

Por último contemplamos la posibilidad de favorecer los intercambios objeto de esta sección con la publicación de algunas entrevistas y mesas redondas.

EXPERIENCIAS DE AULA

HORMONAS VEGETALES: UNA APROXIMACIÓN PRÁCTICA

*F. Vila, I.B. Sorolla, Valencia.
A. Sanz, Departamento de Biología Vegetal, Universidad de Valencia.*

El conocimiento que de las hormonas vegetales tienen los alumnos al finalizar el Bachillerato es francamente escaso; dado que –a pesar de la importancia que la aplicación práctica de dichas hormonas tiene en la actualidad– no parece conveniente ampliar el currículo para dar cabida más amplia al tema; proponemos que los alumnos planteen y lleven a cabo un experimento de laboratorio acerca del efecto que algunas hormonas vegetales tienen sobre el crecimiento; lo hacemos con la doble finalidad de que se acerquen más al trabajo real del científico y que el aprendizaje respecto al tema sea más significativo.

La experiencia práctica que planteamos, se ha realizado con lenteja de agua (*Lemna gibba* o *L. minor*), planta de muy amplia difusión (Hillman 1961, Kandler 1979), fácilmente recolectable y de cultivo y manipulación sencillos: no presenta requerimientos especiales, ni nutritivos (Moore 1981), ni ambientales (crecen bien a temperatura ambiente cerca de una ventana); pueden cultivarse en *erlenmeyers* o frascos similares y manipularse con asas enmangadas; incluso sin esterilizar, los cultivos se mantienen en buenas condiciones evitando la contaminación con tapones de algodón.

Las hormonas necesarias para poder realizar el experimento pueden adquirirse en casas comerciales especializadas y algunas de ellas también pueden obtenerse –con menos gasto– en casas de suministros agrícolas.

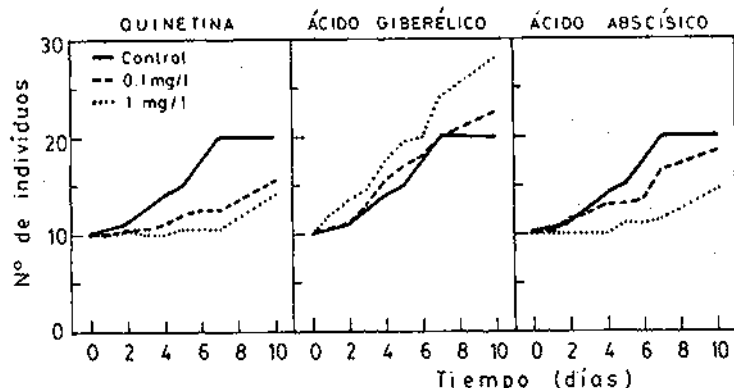
En cuanto al desarrollo de la experiencia práctica, se necesitan al menos tres se-

siones completas de laboratorio para: presentar a los alumnos el material biológico y el objetivo de la experiencia; instarles a que discutan entre ellos el experimento que realizarían; discutir en clase los proyectos y poner en marcha aquéllos que sea posible; presentar los resultados obtenidos y discutirlos. Las tomas de datos no tienen por qué representar sesiones adicionales.

A modo indicativo, presentamos en la figura 1 los resultados que hemos obtenido al realizar un experimento típico con este material, midiendo el crecimiento por aumento del número de individuos en el frasco. El experimento lo llevamos a cabo en las condiciones indicadas al principio, con alrededor de 15°C de temperatura nocturna y 20°C de temperatura diurna.

Además del efecto sobre el aumento del número de individuos, se puede observar fácilmente que:

figura 1



1. El número de propágulos ("hojitas") por individuo es en general escaso

(1 ó 2), excepto en los frascos del tratamiento con quinetina, en donde casi de modo uniforme los individuos están formados por 4 propágulos.

2. La longitud de las raíces es mucho mayor en las plantas cultivadas con quinetina que en el resto.

3. Un mayor amarilleamiento de las plantas tratadas con ácido abscísico, en comparación con cualesquiera otras.

...por lo que es conveniente pedir a los alumnos que además de los datos que hayan elegido, anoten cualquier otra cosa que les llame la atención.

Referencias bibliográficas

Gil Pérez, D., 1986. La metodología científica y la enseñanza de las ciencias: unas relaciones controvertidas, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 4, pp. 111-121.

Hillman, W.S., 1961. The Lemnaceae, or duckweed. A review of the descriptive and experimental literature, *The Botanical Review*, Vol., 27, pp. 221-287.

Kandeler, R., 1979. Familie Lemnaceae, en G. Hegi (ed.), *Illustrierte Flora von Mitteleuropa*, Vol. 2, pp. 335-346. (Verlag Paul Parey: Berlin, Hamburg).

Moore, T.C., 1981. *Research experiences in Plant Physiology. A laboratory manual*. (Springer Verlag: New York, Heidelberg, Berlin).

Sebastià, J. M., 1985. Las clases de laboratorio de Física: una propuesta para su mejora, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 3, pp. 42-45.

Weaver, R.J., 1972. *Plant growth substances in Agriculture*. (W. H. Freeman & Co.: San Francisco).

DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DEL VOLUMEN MOLAR DE UN GAS. CINÉTICA DE LA REACCIÓN DE DESPRENDIMIENTO

García Gómez, M. Carmen y Carrascal Nieto, Isabel. E.U. Santa María, Madrid. Gonzalo Romera, Pedro. I.B. Gran Capitán.

En el presente trabajo nuestro objetivo era inicialmente describir un método sencillo que permitiera el cálculo del volumen molar utilizando material disponible en cualquier laboratorio y que pudiera ser realizado por nuestros alumnos durante una sesión de prácticas.

El gas utilizado en este experimento es el hidrógeno, obtenido en la reacción de magnesio con ácido clorhídrico.

El sistema empleado para la recogida de gas consiste en una bureta de 50 ml a la que previamente se le ha seccionado su parte superior hasta las proximidades de la graduación cero y un tapón de goma que se adapte a la misma.

El método operativo es el siguiente:

Se llena la bureta con la disolución de HCl de concentración conocida, de forma que el líquido sobrepase ligeramente el enrasc correspondiente al cero de la bure-

ta. Se corta un trozo de cinta de magnesio, se pesa en una balanza (debido a que la bureta es de 50 ml, la cantidad de magnesio recomendable en el experimento es de 0,043 g como máximo). Se introduce el metal, doblado de la forma más compacta posible, en la disolución de ácido e inmediatamente se tapa la bureta de forma que se desaloje el líquido necesario para que coincidan exactamente el borde inferior del tapón de goma y el líquido con la división cero de la bureta.

La operación que acabamos de describir debe ser simultánea con la apertura de la llave de la bureta, que permanecerá abierta mientras dure la reacción, ya que se desalojará tanto líquido como volumen de gas se desprenda.

Finalizada la reacción se espera hasta que el contenido de la bureta adquiera la temperatura ambiente. En ese momento se anota el volumen de gas desprendido, V, que representa el volumen correspondiente a x moles de gas hidrógeno, y según la ecuación estequiométrica: $Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$. x también representa el número de moles iniciales de Mg.

El volumen de un mol, en las condiciones de presión y temperatura del laboratorio será $V/x = V_1$. Para calcular el volumen molar en condiciones normales (C.N.), hay que determinar la presión de dicho gas. Puesto que al finalizar la reacción -permaneciendo abierta la llave de la bureta ya no se desaloja más líquido- deberá cumplirse que la presión atmosférica es igual a la presión interna: $P_{at} = P_{gas} + P_{hidro} + P_v$, donde P_v representa la presión de vapor de la disolución que, como aproximación se tomará igual a la presión de vapor del agua a la temperatura del experimento, y se leerá en las tablas de P_v-T .

La presión atmosférica se lee en el barómetro del laboratorio; la presión hidrostática se calcula mediante la expresión $h/13,6$, siendo h la distancia en mm existente entre la superficie de la disolución y el pico de la bureta. La presión final del gas así obtenida viene expresada en mm de Hg.

Como se conoce la presión del gas, P, V_1 y la temperatura del experimento, se puede aplicar la ecuación de los gases ideales entre dos condiciones:

$$P \cdot V_1 / T = P' \cdot V' / T'$$

$$P' = 1 \text{ atm}, T' = 273 \text{ K}$$

siendo V' el volumen molar del hidrógeno en C.N. Los resultados obtenidos por nuestros alumnos no superan el 5% de error.

La optimización del experimento que acabamos de describir nos sugirió la po-

sibilidad de ampliar nuestros objetivos, estudiando la velocidad de reacción del Mg con HCl.

La determinación de la cinética de una reacción supone una tarea difícil en estos niveles de enseñanza (Carrascal I, 1988).

Para estudiar la cinética de esta reacción deben utilizarse disoluciones de HCl de concentraciones comprendidas entre 1 y 0,4 molar, dado que la reacción para concentraciones mayores es muy rápida y para concentraciones menores es demasiado lenta.

En nuestro caso partimos de una masa de 0,041 g de Mg y una concentración de ácido 0,5 M, anotándose los tiempos correspondientes a los diferentes volúmenes de gas desprendido. En estas condiciones de trabajo el tiempo total de reacción es de 814 segundos.

Si se representa el volumen de gas desprendido frente al tiempo se obtiene una línea curva que tiende a ser paralela al eje X para tiempos grandes. En esta gráfica se determina la velocidad de reacción, o sea la de desaparición del metal, calculando las pendientes punto a punto.

Dada la dificultad que representa el trazado de las tangentes, proponemos el siguiente método:

Se utiliza una escuadra formada por dos láminas reflectantes. Una de las láminas se coloca sobre el papel quedando la otra en un plano perpendicular al punto donde se quiere trazar la tangente. Se gira la escuadra hasta que la imagen de la curva producida en ella forme un continuo con la curva original. Con ayuda de la escuadra se traza una recta que corresponde al radio de curvatura; por último, se traza la tangente en el punto que será la perpendicular a ese radio de curvatura.

Ahora se representa el logaritmo de la pendiente (velocidad de desaparición del metal) frente al logaritmo de $V_{\infty} - V_t$, siendo V_{∞} el volumen de gas desprendido para $t = 814$ s y V_t el volumen de gas desprendido para cada tiempo. Para tiempos comprendidos entre 0 y 300 segundos (intervalo de tiempo en que pueden considerarse velocidades iniciales) se obtiene una línea recta, que indica que la cinética estudiada es de primer orden con respecto al metal.

Una segunda posibilidad para determinar la cinética es representar $\log(V_{\infty} - V_t)$ frente al tiempo que también conduce a una línea recta y que confirma el orden.

Para calcular el orden con respecto a la concentración de protones se realiza una segunda experiencia empleando la misma cantidad de metal (0,041 g) y una disolución 1 M de HCl. Se representa de nuevo el volumen de gas desprendido frente al tiempo, obteniéndose una curva

semejante a la del primer experimento ($c = 0,5$ M).

Para los mismos valores de tiempo en ambas experiencias se calculan las pendientes en las curvas volumen de gas-tiempo, comprobándose que cuando se utiliza HCl 1 M el valor de la pendiente es doble que cuando se utiliza una disolución de HCl 0,5 M, lo que significa que el orden respecto a la concentración de protones es 1.

Con el mismo dispositivo práctico los alumnos podrían estudiar la cinética de la reacción de formación de cualquier otro gas, así como la determinación de su volumen molar.

Referencias bibliográficas

Carrascal, I., García, C. y Gonzalo, P., 1988. Estudio cinético de una reacción de combustión, *Enseñanza de las Ciencias*, Vol. 6, p. 315.

VALORACIÓN REDOX PARA LA DETERMINACIÓN DEL ÁCIDO ASCÓRBICO

Gonzalo Romera, P. I.B. Gran Capitán.

García Gómez, C. y Carrascal Nieto, I. E.U. Formación de Profesorado de EGB "Santa María", Madrid.

¿Acaso no es de todos conocido que el premio Nobel Linus Pauling (1980) aconseja ingerir dos gramos diarios de vitamina C como mínimo?

En los currículos de nuestras escuelas se intenta desmitificar la química y aproximarla a las experiencias cotidianas. No es menos cierto que existe una preocupación creciente en cuanto a información al consumidor se refiere. Nuestro propósito es aunar estos dos hechos.

Utilizando técnicas de valoración sencillas, trataremos de comprobar el contenido de vitamina C en diversos medicamentos, ya que hoy en día está aumentando el número de fármacos que incorporan a su fórmula dicha vitamina.

Aprovecharemos el hecho de que la vitamina C (Ac. Ascórbico) pasa fácilmente a ácido dehidroascórbico en presencia de un oxidante (Collins 1979). El oxi-

dante utilizado en esta ocasión es el I₂ y la reacción que tiene lugar es:



Para preparar 250 ml del reactivo oxidante se pesan 3,25 g de yodo y 5,5 g de yoduro potásico. Se disuelve el KI en agua y se añade el I₂ agitando continuamente hasta su disolución.

Las disoluciones de oxidante han de valorarse previamente. Nosotros hemos elegido como reactivo valorante el BaS₂O₃·H₂O, ya que tiene un peso equivalente muy alto (267,5) y permite determinar la concentración de I₂ por un procedimiento muy sencillo.

Dicha sal no es un producto comercial y ha de obtenerse en el laboratorio mezclando disoluciones concentradas de Na₂S₂O₃ y BaCl₂ y provocando su cristalización raspando con una varilla las paredes de la vasija. Se filtran los cristales obtenidos de BaS₂O₃·H₂O, y se lavan con agua, alcohol etílico y éter, y se dejan secar. Este compuesto una vez seco se puede conservar en un recipiente cerrado a temperatura inferior a 40°C. El indicador utilizado en la valoración es almidón.

Se incorporan 2 ml del indicador a un *erlenmeyer* que contiene 1g de BaS₂O₃·H₂O y 100 ml de agua. Se añade I₂ hasta conseguir una coloración azul-violeta permanente. Anotando el volumen de I₂ gastado se calcula su normalidad:

$$N(I_2) = \frac{1}{(267,5/1000) \cdot V(I_2)}$$

Antes de abordar el estudio de los diversos medicamentos queríamos tener un punto de referencia fiable, por lo que se inició la experiencia valorando una disolución de ácido ascórbico Merck, con la disolución de I₂, siendo el almidón nuevamente el indicador.

Se preparan 100 ml de disolución utilizando 1,414 g de ácido ascórbico. El volumen de I₂ 0,089 N gastado en la valoración de 20 ml de la disolución de ácido fue de 41,9 ml, pudiendo comprobarse que la normalidad teórica y experimental coinciden.

Siguiendo el mismo procedimiento se determina la concentración de vitamina C en cinco medicamentos. Las muestras de REDOXON, CITROVIT C y CEBION utilizadas contienen 1000 mg de vitamina C —según indican los laboratorios farmacéuticos—, y los resultados experimentales conducen a 919 mg (tres ensayos) para el REDOXON y 968 mg para las otras dos. La VITAMINA C ROCHE contiene 2000 mg y experimentalmente (dos ensayos) se llega al mismo resultado y, por último, para la ASPIRINA C EFERVESCENTE con 480 mg, el resultado obtenido es de 490 mg

(dos ensayos). Salvo en las pastillas de REDOXON en que se percibe un error del 8%, en el resto de los medicamentos dicho error es inferior o igual al 3%.

Dado que el método es asequible y fiable para determinar vitamina C, otra posible aplicación sería tratar de comprobar si dicha sustancia se degrada por el hecho de permanecer en disolución durante algún tiempo aun manteniéndola en la oscuridad, ya que sí se conoce su destrucción cuando las disoluciones están expuestas a la luz. Con este objetivo preparamos una disolución 0,16 N de ácido ascórbico

Merck y se mantuvo durante 25 días en la oscuridad a temperatura ambiente. Transcurrido este tiempo se tomó una muestra de la disolución, que presentaba una coloración amarillo limón, y se determinó su normalidad que fue de 0,13 N, lo que supone una pérdida de 270 mg/l de ácido ascórbico.

En un estudio posterior la técnica analítica aquí utilizada puede servir para realizar otras investigaciones; por ejemplo, determinación de vitamina C en alimentos ricos en ella, degradación de la vitamina por cocción de los alimentos,

destrucción de la misma en la exposición de alimentos en microondas, etc.

Referencias bibliográficas

Collins, M.J., 1979. Titration method for vitamin C, *The science teacher*, pp. 43-44.
Pauling, L., 1980. *Vitamina C, resfriado común y gripe*. (Editorial AC: Madrid).

LÍNEAS DE TRABAJO

TRANSFERENCIA DE RESULTADOS DE INVESTIGACIÓN EDUCATIVA SOBRE CONCEPTUALIZACIÓN EN ÓPTICA FÍSICA: ELABORACIÓN DE UN LIBRO DE TEXTO

Cudmani et al. 1990.

El texto *Óptica Física Básica. Estructurada alrededor del concepto de coherencia luminosa* ha sido elaborado con la coordinación de docentes de ciclos básicos universitarios que trabajan en investigación educativa (GIDDOF - IFUNT)* y tiene como objetivo fundamental ayudar a conceptualizar de forma más correcta e integrada, los fenómenos de la Óptica física.

La experiencia docente de muchos años en la enseñanza de esta disciplina mostró a los autores que existen errores y confusiones muy arraigados que dificultan la comprensión de los fenómenos estudiados por la Óptica física.

Las hipótesis propuestas como causas para interpretar estos comportamientos sostienen que, tanto en docentes como en estudiantes, se manifiesta:

—Una fuerte internalización y permanencia de un modelo simplificado de onda luminosa.

—Una conceptualización esquema-tizada y simplista del concepto de coherencia luminosa.

—La ausencia de criterios cuantitativos fundamentados que permitan decidir cuándo los elementos reales se ajustan a los supuestos ideales de los modelos teóricos.

Trabajos recientes (Cudmani, Salinas, Pesa 1987 y 1990) parecen mostrar, por medio de observaciones y encuestas realizadas con estudiantes que ya aprobaron la disciplina, e incluso con docentes que la tienen a su cargo, que estas hipótesis se convalidan en porcentajes muy considerables de las poblaciones estudiadas.

En base a estos antecedentes se consideró conveniente elaborar este texto, destinado a docentes y alumnos de los ciclos básicos universitarios, como complemento de la profusa y valiosa bibliografía existente, a fin de favorecer el aprendizaje significativo de estos temas.

El concepto de coherencia se ha elegido como concepto integrador a fin de estudiar en forma muy interrelacionada los fenómenos de interferencia, difracción y polarización de la luz.

En la última parte de la obra se incluyen nociones básicas sobre los logros alcan-

zados por la investigación en óptica coherente, así como su transferencia a diversas áreas tecnológicas.

* GIDDOF - IFUNT: Grupo de Investigación y Desarrollo en Docencia en Física - Instituto de Física - Universidad Nacional de Tucumán, Argentina.

Referencias bibliográficas

Cudmani, L., Pesa, M., Salinas, I. et al., 1990. *Óptica Física Básica*. (Universidad Nacional: Tucumán).
Cudmani, L. C. de, Salinas de Sandoval, J., Pesa de Danón, M., 1987. Dificultades en el aprendizaje de la óptica física - Memorias de REF 6. (Bariliche: Argentina).
Cudmani, L. C. de, Salinas de Sandoval, J., Pesa de Danón, M., 1990. Paradigmas en el aprendizaje de la óptica física. Resultados de una experiencia piloto. Aceptado para su publicación en *Revista de Enseñanza de Física* de Argentina.