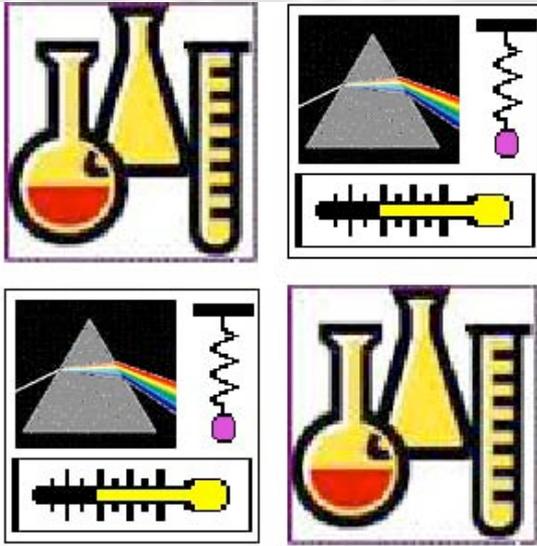


Vive la Ciencia



**Experiencias
de Física y de Química
en la Universidad de Murcia
para alumnos de Bachillerato
2009-2010**



EXPERIENCIAS DE FÍSICA Y DE QUÍMICA EN LA UNIVERSIDAD DE MURCIA PARA ALUMNOS DE BACHILLERATO

ORGANIZA

FACULTAD DE QUÍMICA DE LA UNIVERSIDAD DE MURCIA

COLABORA

Sección Técnica de Enseñanza de La Asociación de Químicos De Murcia (ANQUE)

Asunción M^a Hidalgo Montesinos (Presidente)

Pedro J. Fernández González

M^a Ángeles Iniesta Rodríguez

Juan Rubio Lara

M^a Encarnación Salas López

Ana Sarabia Soto

M^a Trinidad Vergara Martínez

José Vidal Menchón

Coordinación con Educación Secundaria (Vicerrectorado de Extensión Universitaria de la Universidad De Murcia)

José Asensio Mayor

Dirección General de Ordenación Académica de la Consejería de Educación de la CARM

COORDINACIÓN

Gregorio Sánchez Gómez (Decano de la Facultad de Química)

Asunción M^a Hidalgo Montesinos (Presidenta de la Sección Técnica de Enseñanza y Divulgación de la Química de la Asociación de Químicos de Murcia-ANQUE)

Profesores de la Facultad de Química

Francisco Javier Abellán García

Javier Bussons Gordo

Inmaculada Cartagena Travesedo

Antonio Donaire González

Joaquín García Collado

Rafael García Molina

Antonio Guirao Piñera

Asunción M^a Hidalgo Montesinos

Carmen López Erroz

Víctor Meseguer Zapata

Alfonso Navarro Mateo

Venancio Rodríguez Hernández

M^a de los Desamparados Velasco López de los Mozos

Ángel Vidal Gómez

José Miguel Zamarro Minguell

Queridos compañeros, me complace presentaros el material elaborado para alumnos de 2º de Bachillerato, y que hemos denominado "Vive la Ciencia", como una apuesta para la motivación del aprendizaje de la Química y la Física. Recoge las experiencias diseñadas por un grupo de Profesores de esta Facultad en colaboración con Profesores miembros de la Sección Técnica de Enseñanza y Divulgación de la Química, de la Asociación de Químicos de Murcia para que sean realizadas en nuestros Laboratorios por dichos alumnos.

Espero que este sea sólo el inicio de una continuada colaboración que nos permita acercar a la Universidad y sus recursos a los Centros de Bachillerato.

Agradezco la colaboración y el entusiasmo puesto tanto por los Profesores de la Facultad como por los Profesores de Bachillerato que han participado, y espero contar con ellos en el futuro.

*Gregorio Sánchez Gómez
Decano de la Facultad de Química*



ÍNDICE GENERAL

I.	INTRODUCCIÓN	3
II.	NORMAS DE SEGURIDAD E HIGIENE.....	5
III.	DESCRIPCIÓN DEL MATERIAL DE LABORATORIO.....	9
IV.	EXPERIENCIAS DE QUÍMICA	13
V.	EXPERIENCIAS DE FÍSICA.....	33



**UNIVERSIDAD
DE MURCIA**



**FACULTAD
DE QUÍMICA**



I. INTRODUCCIÓN

En el año 2007, instituido y celebrado como el año de la Ciencia en España, la Universidad de Murcia, y más concretamente la Facultad de Química, ha propuesto organizar unas experiencias prácticas en el laboratorio orientadas a los alumnos de 2º de Bachillerato.

Los objetivos que se persiguen son diversos: en primer lugar se pretende contribuir a la difusión de la Química y la Física entre los estudiantes de Bachillerato y en segundo lugar, establecer cauces de comunicación entre los profesores de todos los niveles de educación, para coordinar acciones dirigidas a una mejor comprensión de los conocimientos científicos.

Estas experiencias prácticas se celebrarán durante una jornada en los laboratorios docentes de la Facultad de Química preparados para tal fin, bajo la supervisión de los profesores de la propia facultad y de los centros de bachillerato; dichas experiencias tendrán una duración total de 4 horas y media. La programación contempla dedicar 2 horas a la realización de experiencias prácticas en el laboratorio de Química y otras dos en el laboratorio de Física, dejando una pausa de media hora de descanso entre cada laboratorio.

En la presente edición se han diseñado 6 experiencias prácticas de Química y 5 de Física, cada una de las cuales tiene una duración total de 30 minutos. Dos de las experiencias son demostraciones a cargo de los profesores y el resto se realizarán por parte de los alumnos de forma personalizada.

Deseamos que la programación que se ha elaborado satisfaga las expectativas de todos vosotros, que aprendáis y disfrutéis mucho en el laboratorio, tanto como nosotros hemos disfrutado con la preparación y, en cualquier caso, esperamos que con vuestras sugerencias podamos mejorar la programación para el próximo año.



**UNIVERSIDAD
DE MURCIA**



**FACULTAD
DE QUÍMICA**



II. NORMAS DE SEGURIDAD E HIGIENE EN EL LABORATORIO

Normas referentes a la instalación

1. Las ventanas y puertas han de abrir adecuadamente, ya que en caso de humos excesivos es necesaria la máxima ventilación y en caso de incendio, la mínima.
2. Las mesas, sillas taburetes, suelos, etc., y el mobiliario en general deben estar en buen estado para evitar accidentes.
3. Los grifos de agua y los desagües no deben tener escapes que hagan resbaladizo el suelo y pudran la madera. Los desagües deben permitir bien el paso de agua.
4. Los enchufes o cables eléctricos no deben estar rotos o pelados; en caso de que sea así deben sustituirse inmediatamente o protegerse para que no puedan tocarse. Nunca deben ir por el suelo de forma que se puedan pisar.
5. Todas las llaves de agua, gases, bombas de vacío o equipos eléctricos deben de estar cerradas cuando no se estén utilizando.
6. Los armarios y estanterías deben ofrecer un almacenamiento para aparatos y productos químicos y estar siempre en perfecto orden.

Normas personales

1. Cada grupo se responsabilizará de su zona de trabajo y de su material.
2. Todos los alumnos irán, obligatoriamente, provistos de bata de laboratorio. El pelo largo es un riesgo importante; por lo que se debe utilizar un gorro de laboratorio o llevarlo recogido en forma de cola.
3. Todos los alumnos llevarán gafas de seguridad dentro del laboratorio.
4. En el laboratorio está terminantemente prohibido: fumar, comer, beber, guardar alimentos, jugar, correr, gritar y gastar bromas.

Normas referentes al orden

1. La zona de trabajo se mantendrá en perfectas condiciones de orden y limpieza, evitando la acumulación de libros, apuntes, carpetas, bolsas, recipientes de productos químicos y objetos inútiles. Cualquier derrame será limpiado inmediatamente.
2. Es imprescindible la limpieza del laboratorio, de su instrumental y utensilios, así como que esté ordenado.
3. Las sustancias tóxicas permanecerán en armario con llave.

Normas referentes a la utilización de productos químicos

1. Antes de utilizar un determinado compuesto, asegurarse bien de que es el que se necesita; para ello leeremos, si es preciso un par de veces, el rótulo que lleva el frasco.
2. En el laboratorio está terminantemente prohibido: inhalar, oler o probar productos químicos de los que no se tenga suficiente información.



3. No devolver nunca a los frascos de origen los sobrantes de los productos utilizados sin consultar al profesor.
4. Los residuos sólidos y papeles de filtro usados no deberán arrojarse por la pileta, así como tampoco aquellos líquidos que reaccionen con el agua o sean corrosivos, tóxicos, inflamables, malolientes o difícilmente biodegradables. Se almacenarán en los contenedores apropiados para ello.
5. No tocar con las manos, y menos con la boca, los productos químicos.
6. Todas las operaciones que requieran el manejo de reactivos "nocivos para la salud" (tóxicos, irritantes, corrosivos, lacrimógenos o inflamables), deben realizarse bajo campana de gases o en vitrina extractora.
7. No se debe pipetear ninguna disolución succionando con la boca sin que lo autorice el profesor. Utilice para ello un dispositivo especial de aspiración.
8. Los ácidos requieren un cuidado especial. Cuando queramos diluirlos, nunca echaremos agua sobre ellos; siempre al contrario, es decir, ácido sobre el agua.
9. Los productos inflamables no deben estar cerca de fuentes de calor, como estufas, hornillos, radiadores, etc.
10. Cuando se vierta cualquier producto químico debe actuarse con rapidez, pero sin precipitación.
11. Si se vierte sobre tí cualquier ácido o producto corrosivo, lávate inmediatamente con mucha agua y avisa al profesor.
12. Al preparar cualquier disolución, se colocará en un frasco limpio y rotulado convenientemente.

Normas referentes a la utilización del material de vidrio

1. Cuidado con los bordes y puntas cortantes de tubos u objetos de vidrio. Alisarlos al fuego. Mantenerlos siempre lejos de los ojos y de la boca.
2. El vidrio caliente no se diferencia a simple vista del vidrio frío. Para evitar quemaduras, dejarlo enfriar antes de tocarlo (sobre ladrillo, arena, planchas de material aislante,...).
3. Las manos se protegerán con guantes o trapos cuando se introduzca un tapón en un tubo de vidrio.

Normas referentes a la utilización de balanzas

1. Cuando se determinen masas de productos químicos con balanzas, se colocará papel de filtro sobre los platos de la misma y, en ocasiones, será necesario el uso de un "vidrio de reloj" para evitar el ataque de los platos por parte de sustancias corrosivas.
2. Se debe evitar cualquier perturbación que conduzca a un error, como vibraciones debidas a golpes, aparatos en funcionamiento, soplar sobre los platos de la balanza, etc.



Normas referentes a la utilización de gas

1. El uso del gas butano requiere un cuidado especial: si se advierte su olor, cerrar la llave y avisar al profesor.
2. Si se vierte un producto inflamable, córtese inmediatamente la llave general de gas y ventilar muy bien el local.

Sustancias químicas peligrosas

Las sustancias químicas se clasifican, en función de su peligrosidad, en:

Explosivos

Sustancias y preparados que pueden explosionar bajo el efecto de una llama.

Comburentes

Sustancias y preparados que, en contacto con otros, particularmente con los inflamables, originan una reacción fuertemente exotérmica.

Extremadamente inflamables

Sustancias y productos químicos cuyo punto de ignición sea inferior a 0°C, y su punto de ebullición inferior o igual a 35°C.

Fácilmente inflamables

Se definen como tales:

- Sustancias y preparados que, a la temperatura ambiente, en el aire y sin aporte de energía, puedan calentarse e incluso inflamarse.
- Sustancias y preparados en estado líquido con un punto de ignición igual o superior a 0°C e inferior a 21°C.
- Sustancias y preparados sólidos que puedan inflamarse fácilmente por la acción breve de una fuente de ignición y que continúen quemándose o consumiéndose después del alejamiento de la misma.
- Sustancias y preparados gaseosos que sean inflamables en el aire a presión normal.
- Sustancias y preparados que, en contacto con el agua y el aire húmedo, desprendan gases inflamables en cantidades peligrosas.

Inflamables

Sustancias y preparados cuyo punto de ignición sea igual o superior a 21°C e inferior a 55°C.

Muy tóxicos

Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan entrañar riesgos graves, agudos o crónicos, e incluso la muerte.

Nocivos

Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan entrañar riesgos de gravedad limitada.

Corrosivos

Sustancias y preparados que en contacto con los tejidos vivos puedan ejercer sobre ellos una acción destructiva.



Irritantes

Sustancias y preparados no corrosivos que por contacto inmediato, prolongado o repetido con la piel o mucosas pueden provocar una reacción inflamatoria.

Peligrosos para el medio ambiente

Sustancias y preparados cuya utilización presente o pueda presentar riesgos inmediatos o diferidos para el medio ambiente.

Carcinógenos

Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan producir cáncer o aumento de su frecuencia.

Teratogénicos

Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan inducir lesiones en el feto durante su desarrollo intrauterino.

Mutagénicos

Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan producir alteraciones en el material genético de las células.

Algunas de estas sustancias se reflejan en el etiquetado de los productos químicos mediante un símbolo o pictograma, de manera que se capte la atención de la persona que va a utilizar la sustancia.



EXPLOSIVO



COMBURENTE



TÓXICO



IRRITANTE



INFLAMABLE



CORROSIVO



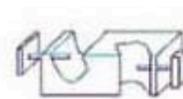
III. DESCRIPCIÓN DEL MATERIAL DE LABORATORIO



Soporte



Aro



Nuez



Pinza



Pipeta aforada



Pipeta graduada



Bureta



Probeta



Matraz aforado



Erlenmeyer



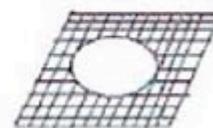
Vaso de
precipitados



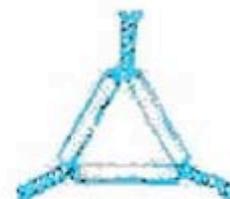
Frasco lavador



Escobilla



Rejilla



Triángulo



Frasco lavador de
gases



Tubo de ensayo



Gradilla y tubos de ensayo



Pesasustancias



Placas Petri



Vidrio de reloj



Cristalizador



Cápsula de porcelana



Mortero, mano de mortero



Crisol



Matraz de tres bocas



Matraz de una boca



Cabezal de destilación



Termómetro



Tapón de vidrio



Tubo de cloruro de calcio



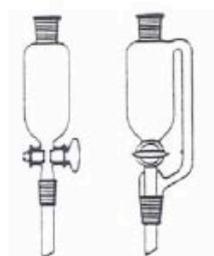
Adaptador para colector



Refrigerante de Liebig



Refrigerante de Dimroth



Embudos de adición



Embudo de decantación



Matraz de filtración o Kitasato



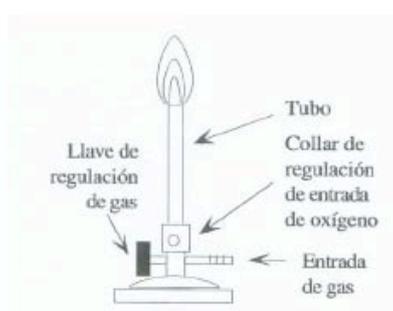
Embudo Büchner



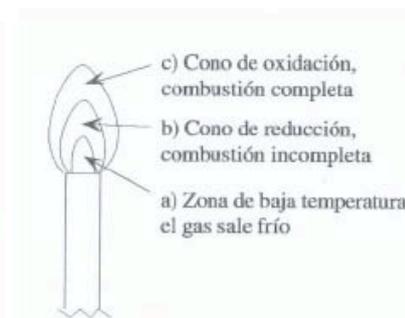
Embudo cónico



Bunsen



Mechero Bunsen



partes de la llama



**UNIVERSIDAD
DE MURCIA**



**FACULTAD
DE QUÍMICA**



IV. EXPERIENCIAS DE QUÍMICA



**UNIVERSIDAD
DE MURCIA**



**FACULTAD
DE QUÍMICA**

LOS ÉSTERES: ¿AROMAS Y FRAGANCIAS ARTIFICIALES?

M. Desamparados Velasco López de los Mozos

Ángel Vidal Gómez

Inmaculada Cartagena Travesedo

Departamento de Química Orgánica

INTRODUCCIÓN

Los compuestos orgánicos llamados ésteres corresponden a la fórmula general R_1COOR_2 , y provienen de la reacción de un ácido carboxílico (R_1COOH) y un alcohol (R_2OH). A esta reacción se le conoce con el nombre de esterificación.



Los ésteres son un grupo de compuestos que están ampliamente distribuidos en la Naturaleza. Los ésteres sencillos acostumbran a tener olores agradables. En muchos casos, los aromas y sabores característicos de flores y frutos son debidos a compuestos que poseen en su estructura un grupo éster. Así, estos compuestos son empleados con frecuencia en la industria alimenticia al usarse como aditivos que dan un determinado olor o sabor, generalmente, a bebidas y a postres.

MATERIAL Y REACTIVOS

Reactivos: ácido acético, 3-metil-1-butanol, mantequilla, una tableta de aspirina, etanol, hidróxido de sodio en lentejas, ácido sulfúrico concentrado.

Material: mortero y su correspondiente mano, varilla de vidrio, tubos de ensayo, probeta de 10 mL, pipetas, vidrio de reloj, embudo de vidrio, vaso de precipitados de 250 mL para usar como baño de agua, vaso de precipitados de 50 mL, papel de filtro, placa calefactora, embudo de decantación, aro metálico, probeta de 50 mL, pinza y nuez.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Síntesis de acetato de 3-metilbutilo

1. Prepare un baño de agua llenando el vaso de precipitados de 250 mL hasta la mitad de su contenido, y caliente moderadamente en la placa calefactora.
2. Coloque 2 mL de 3-metil-1-butanol en un tubo de ensayo.
3. Añada 2 mL de ácido acético al tubo de ensayo.
4. A la mezcla, añada **con cuidado** 1 mL de ácido sulfúrico concentrado. Su profesor puede añadir el ácido por usted. Debe llevar gafas de seguridad y guantes.
5. Remueva la mezcla con una varilla de vidrio.
6. Caliente suavemente en baño de agua durante 15-20 minutos.

Mientras calienta lleve a cabo los pasos 7 a 9 del procedimiento experimental.

7. Sitúe en embudo de decantación de 100 mL en el soporte metálico haciendo uso de una nuez y un aro metálico.
8. Añada al embudo de decantación 30 mL de agua destilada.
9. Añada al embudo de decantación 30 mL de éter etílico.
10. Transcurridos los 15-20 minutos enfríe el tubo de ensayo en un baño de agua/hielo.
11. Vierta con cuidado el contenido del tubo de ensayo en el embudo de decantación.
12. Tape el embudo de decantación y agite durante 1 minuto.



13. Separe la fase acuosa situada en la parte inferior y deje la fase orgánica en el embudo de decantación.
14. Adicione ahora al embudo de decantación 20 mL de una disolución de NaHCO_3 y agite suavemente. Atención, puede haber un fuerte burbujeo al desprenderse CO_2 .
15. Separe la fase acuosa inferior y deséchela.
16. Recoja la fase orgánica en un vaso de precipitados de 50 mL.
17. Ponga unas gotas de la disolución orgánica sobre un vidrio de reloj, y deje que se evapore el éter etílico.
18. Compruebe el olor del residuo aceitoso que resulta.

Obtención de butirato de etilo

1. Caliente suavemente un poco de mantequilla mezclada con 3 mL de etanol.
2. Añada dos lentejas de hidróxido de sodio, previamente molidas en un mortero, al tubo de ensayo.
3. Remueva con una varilla de vidrio hasta obtener una mezcla homogénea.
4. Enfríe la mezcla y añada, lentamente y agitando, 1 mL de ácido sulfúrico concentrado.
5. Si es preciso, caliente suavemente en baño de agua, durante 5 minutos.
6. Deje enfriar la mezcla de reacción.
7. Para detectar el olor, vierta 1 mL de mezcla de reacción sobre un vidrio de reloj y deje que se evapore el disolvente.

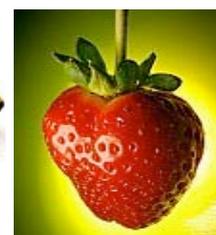
Obtención de acetilsalicilato de etilo.

1. Añada una pastilla de aspirina previamente molida en un mortero a un tubo de ensayo.
2. Adicione 3 mL de etanol y caliente suavemente.
3. Filtre la suspensión sobre un embudo de papel recogiendo la disolución sobre otro tubo de ensayo.
4. Añada a esta disolución 1 mL de ácido sulfúrico concentrado.
5. Caliente suavemente en baño de agua durante 10 minutos.
6. Deje enfriar la mezcla de reacción.
7. Vierta 1 mL de mezcla de reacción sobre un vidrio de reloj y deje que se evapore el disolvente.

BIBLIOGRAFÍA

<http://www.bojensen.net>

<http://www.geo.com/samuelazuaragascon/index.htm>



CUESTIONES

1. Describa el olor del éster producido en cada tubo de ensayo. ¿Le resulta característico este olor?
2. La mantequilla contiene un éster derivado del ácido butanoico y glicerol. Deduzca para qué se han añadido las lentejas de hidróxido de sodio en la experiencia con mantequilla.
3. Escriba la reacción de formación del éster que usted ha detectado.
4. Indique para qué se añade el ácido sulfúrico.

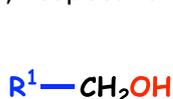
OXIDACIÓN DE LOS ISÓMEROS DE BUTANOL

M. Desamparados Velasco López de los Mozos
Inmaculada Cartagena Travesedo
Ángel Vidal Gómez

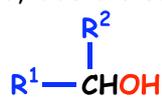
Departamento de Química Orgánica

INTRODUCCIÓN

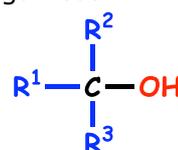
Los **alcoholes** presentan la fórmula general **R-OH** y se caracterizan por la presencia en su estructura del **grupo hidroxilo**, **-OH**. Los alcoholes se clasifican en primarios, secundarios y terciarios, dependiendo de si al átomo de carbono al cual va unido el grupo hidroxilo se une, respectivamente, uno, dos o tres grupos orgánicos.



primario



secundario



terciario

Los alcoholes con al menos un átomo de hidrógeno unido al átomo de carbono que forma el enlace con el grupo hidroxilo pueden oxidarse para dar lugar a compuestos carbonílicos. Los alcoholes primarios se oxidan proporcionando aldehídos (**R-CHO**) o ácidos carboxílicos (**R-COOH**), dependiendo del reactivo oxidante utilizado, y los alcoholes secundarios se oxidan a cetonas (**R¹-CO-R²**).



MATERIAL Y REACTIVOS

Reactivos: 1-Butanol, 2-butanol, 2-metil-2-butanol, geraniol, disolución de dicromato de potasio.

Material: Placa calefactora, termómetro, 4 tubos de ensayo de 50 mL, varilla de vidrio, vaso de precipitados de 250 mL, probeta de 100 mL, jeringuillas de 2 mL.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Caliente 130 mL de una disolución de dicromato a 40 °C en un vaso de precipitados de 250 mL.
2. Ponga 40 mL de esta disolución en tres tubos de ensayo de 50 mL.
3. Añada al primer tubo 1 mL de 2-metil-2-butanol, y agite con una varilla de vidrio. Observe si se produce un cambio de color.
4. Añada al segundo tubo 1 mL de 1-butanol, y agite con una varilla de vidrio. Observe si se produce un cambio de color.
5. Añada al tercer tubo 1 mL de 2-butanol, y agite con una varilla de vidrio. Observe si se produce un cambio de color.
6. Caliente 40 mL de la disolución de dicromato de potasio a 50 °C en un vaso de precipitados de 250 mL y transfírela a un tubo de ensayo de 50 mL. Añada 0.5 mL de geraniol y agite vigorosamente la mezcla con una varilla de vidrio durante 5 minutos. Saque la varilla y compruebe el olor del producto que se ha formado.

BIBLIOGRAFÍA

H. Hart, D. J. Hart, L. E. Craine, C. M. Hadad QUÍMICA ORGÁNICA, 12ª edn, McGraw-Hill, 2007.



CUESTIONES

1. Formule 1-butanol, 2-butanol y 2-metil-2-butanol.
2. Escriba la ecuación de reacción de cada uno de los alcoholes con el dicromato de potasio.
3. ¿Podría utilizar esta reacción para saber si un alcohol es primario, secundario o terciario?
4. Describa el olor del producto formado en la reacción de oxidación de geraniol.
5. Geraniol es uno de los compuestos mayoritarios en el aroma de las rosas (se han identificado más de 350 compuestos en el aceite de rosas). Busque la fórmula de geraniol e indique de qué tipo de alcohol se trata (primario, secundario o terciario). Proponga su nombre sistemático.
6. Escriba la ecuación de reacción de geraniol con el dicromato de potasio.

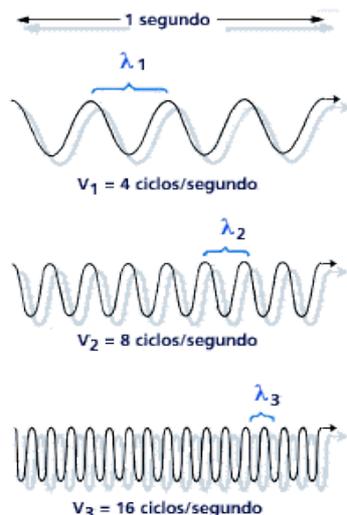


ENERGÍA-LUZ-COLOR COLORACIÓN A LA LLAMA

Carmen López Erroz

Departamento de Química Analítica

INTRODUCCIÓN



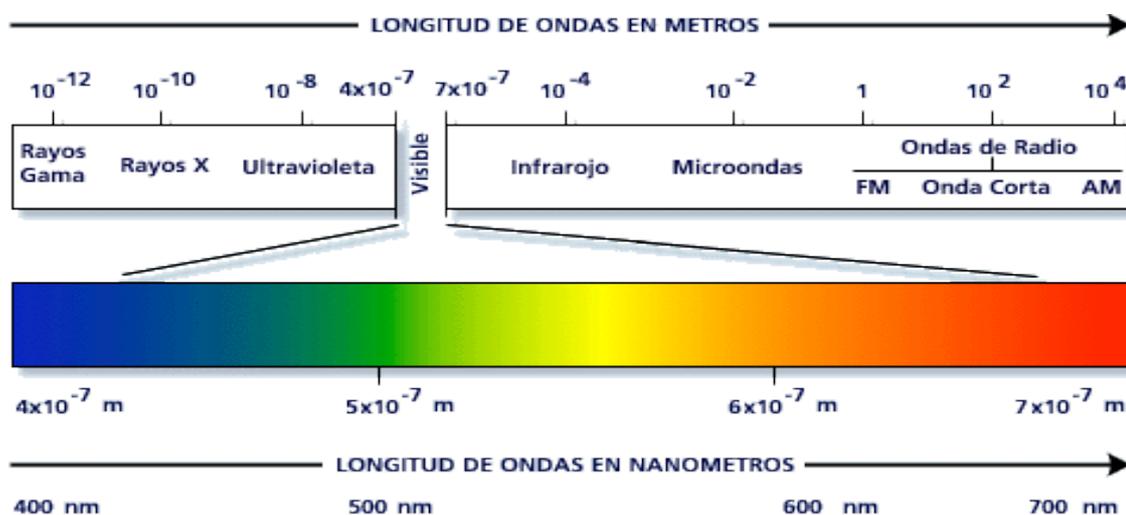
La **radiación electromagnética** es una forma de **energía** que se transporta en el espacio.

Exhiben un comportamiento de **ondas** y viajan a la **velocidad de la luz $c = 2,9979 \cdot 10^8$ m/s**.

Las **ondas** se describen mediante tres características principales: **longitud de onda λ** (en metros), **la frecuencia ν** (en ciclos/segundo) y **la velocidad de la luz c** y están relacionan entre sí de la siguiente manera:

$$\nu(1/s) \cdot \lambda(m) = c(m/s) = 2,9979 \cdot 10^8(m/s)$$

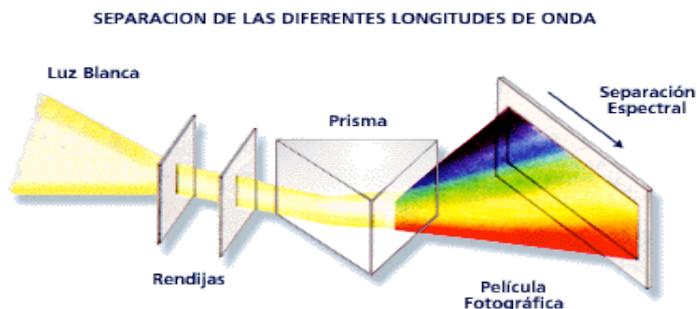
ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO



La radiación visible es una pequeña parte del espectro electromagnético

La radiación solar nos llega en la forma de Luz Blanca, porque contiene todas las tonalidades juntas.

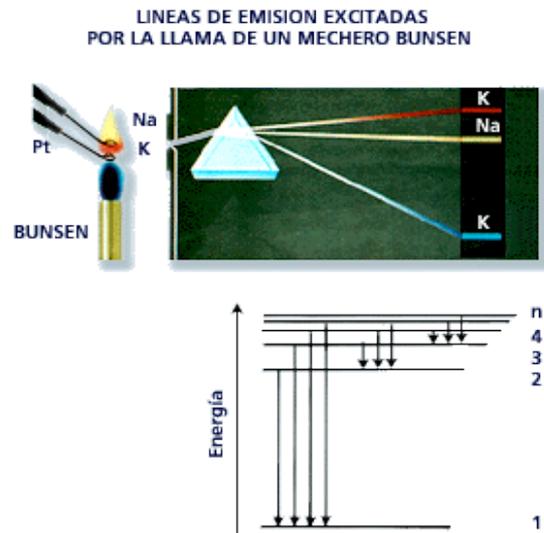
La separación de colores o **descomposición espectral** se logra fácilmente mediante prismas de vidrio o de cristales naturales, como muestra la Figura.



Si, mediante suministro de energía calorífica, se estimula un determinado elemento en su fase gaseosa, sus átomos emiten radiación en ciertas frecuencias del visible, que constituyen su **espectro de emisión**.

Cuando a las sales se les suministra una gran cantidad de energía térmica se descomponen en sus átomos y esa energía suministrada produce transiciones electrónicas dando lugar a especies en estado excitado.

Estos átomos vuelven a su estado fundamental perdiendo el exceso de energía en forma de radiación electromagnética y, si se encuentra en la zona del espectro visible, se apreciará un color característico del elemento.

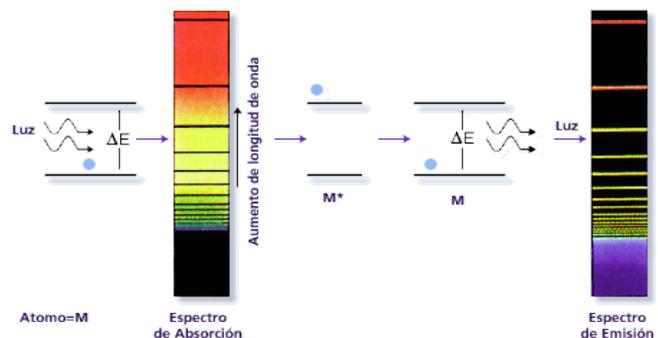


La emisión de radiación se produce por la transición electrónica de un estado excitado al estado fundamental; como los estados electrónicos están cuantizados, se obtiene un conjunto de líneas características de cada elemento que se denominan **espectros de emisión atómica**.

Cada átomo es capaz de emitir o absorber radiación electromagnética, solamente en aquellas frecuencias que le son propias.

Un elemento en estado de gas, si recibe radiación electromagnética, absorbe en ciertas frecuencias del visible (espectro de absorción); precisamente las mismas que emite cuando es estimulado mediante calor.

Los espectros de absorción y de emisión resultan ser, pues, el negativo uno del otro.



Puesto que el espectro, tanto de emisión como de absorción, es característico de cada elemento, sirve para identificar cada uno de los elementos de la tabla periódica, por simple visualización y análisis de la posición de las líneas de absorción o emisión en su espectro. Estas características se manifiestan ya se trate de un elemento puro o bien combinado con otros elementos, por lo que se obtiene un procedimiento bastante fiable de identificación. Podemos, en definitiva, identificar la existencia de determinados elementos químicos en la composición de sistemas inaccesibles, como pueden ser objetos astronómicos, planetas, estrellas o sistemas estelares lejanos.

Se pueden realizar unas experiencias sencillas y que no suponen mucho coste, para mostrar cómo determinados átomos, al ser sometidos a la acción del calor, emiten radiación de una frecuencia determinada.



OBJETIVOS

- Estudiar el mecanismo de emisión de la luz.
- Observar la emisión atómica (colores)
- Relacionar los colores con los espectros atómicos de algunos elementos.
- Identificar cualitativamente la presencia de elementos en una muestra.

Para la consecución de estos objetivos, presentamos un ensayo utilizando disoluciones hidroalcohólicas de algunas sales, que al ser pulverizadas sobre la llama, producen llamaradas de color.

MATERIAL Y

Pulverizadores
Mechero de gas

REACTIVOS

Etanol
Disoluciones hidroalcohólicas de sales (preferiblemente cloruros) de:

- Litio
- Sodio
- Potasio
- Calcio
- Estroncio
- Bario
- Cobre (II)

Problema

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Se dispone de pulverizadores conteniendo disoluciones hidroalcohólicas (50 % de etanol) de las sales de los iones citados anteriormente en concentración de 10 g/L o disoluciones saturadas, si la solubilidad es menor.

Se enciende el gas del mechero y, una vez oscurecido el laboratorio, se pulverizan las disoluciones por encima de la llama. El desplazamiento de la disolución por efecto del pulverizador hace que la llama se desplace lateralmente, pudiéndose observar claramente el color de la emisión atómica sin que interfiera la coloración de la propia llama del mechero. Es imprescindible que las disoluciones contengan etanol para que, una vez fuera del contacto de la llama del mechero, siga la combustión y, en consecuencia, el suministro de energía térmica.

Disuelva todo el problema (0,10 g) en 10 mL de la mezcla etanol:agua, sitúe la disolución en el pulverizador y pulverice ésta por encima de la llama, observe su coloración.

BIBLIOGRAFÍA

Extraído de la ponencia presentada en las JEQ-2007, realizadas en Murcia

El Fakir Químico y las Comecolores

J. A. Murillo¹, A. Alañón¹, L. F. García¹, F. Martín², P. Sánchez³ y F. P. León⁴

¹Dpto. de Química Analítica y Tecnología de Alimentos. Univ. Castilla-La Mancha. Avda. Camilo José Cela, 10. 13004 Ciudad Real.

²I.E.S. Azuer. Ctra. de La Solana, 77. 13200 Manzanares (Ciudad Real)

³I.E.S. Maestro Juan de Ávila. Ronda de Calatrava, s/n. 13003 Ciudad Real

⁴I.E.S. Atenea. Avda. Puente Retama, 1. 13071 Ciudad Real.

joseantonio.murillo@uclm.es. Tlf. +34 926 295 325

Área 2. Nuevas tendencias en la Metodología y Didáctica de la Química.



RESULTADOS

Elemento	Color observado
Litio	
Sodio	
Potasio	
Calcio	
Estroncio	
Bario	
Cobre	
Problema	

CUESTIONES

1. ¿Por qué es necesario la llama para que se produzcan los colores?
2. ¿A que se debe el color de la llama?
3. ¿Por qué cada sal emite un color?
4. Si la diferencia de energía entre los niveles de la emisión tiene lugar en la zona del ultravioleta o del infrarrojo, ¿se vería algún color?
5. Explicar el fundamento del fenómeno que se produce cuando se derrama el agua de cocer verduras y la llama de la cocina se vuelve amarilla.
Relacionar con algún fenómeno cotidiano las coloraciones de las llamas observadas.

DEPURACIÓN DE AGUAS. COAGULACIÓN-FLOCULACIÓN

Asunción M. Hidalgo Montesinos
Víctor Meseguer Zapata

Departamento de Ingeniería Química

INTRODUCCIÓN

En los procesos de depuración de aguas residuales es habitual someter estas a un tratamiento físico-químico como etapa previa al tratamiento biológico, siendo el más utilizado la coagulación-floculación. La eficacia de las operaciones posteriores del tratamiento del agua residual va a depender del éxito de este proceso. Además, este tipo de tratamiento presenta grandes ventajas tales como: una menor sensibilidad a las variaciones tanto de caudal como de composición, gran flexibilidad en el diseño de la planta y posibilidad de adaptación según las características del vertido.

Las aguas residuales poseen gran cantidad de impurezas, las cuales varían de tamaño en un amplio rango, que oscila entre unos 10^{-8} cm para sustancias solubles y 10^{-2} cm para la materia en suspensión. La separación de gran parte de las impurezas tiene lugar por sedimentación. Sin embargo, muchas partículas son estables durante largos periodos de tiempo debido a su diámetro tan pequeño, formando dispersiones coloidales. Para separar eficazmente estas partículas por sedimentación es preciso llevar a cabo la unión de las mismas en agregados de mayor tamaño y más fácilmente decantables. Este proceso de formación de agregados recibe el nombre genérico de COAGULACIÓN.

Los términos coagulación y floculación se pueden definir como.

- **Coagulación:** es el proceso por el que los componentes de una suspensión o disolución estable son desestabilizados por superación de las fuerzas que mantienen su estabilidad.
- **Floculación:** es el proceso por el que las partículas desestabilizadas se unen para formar grandes partículas estables o aglomerados.

Algunos de los coagulantes más empleados son las sales de aluminio (sulfato y cloruro de aluminio, cloruro de polialuminio, etc), sales de hierro (sulfato y cloruro férrico, sulfato poliférrico, etc), y polímeros orgánicos (polielectrolitos aniónicos, catiónicos, etc).

Varios factores, tales como dosis de coagulante y pH pueden afectar el proceso de coagulación.

Al objeto de dimensionar el equipo industrial empleado se suelen llevar a cabo ensayos de coagulación-floculación en el laboratorio en un equipo denominado jar-test, el cual se muestra en la figura.



La coagulación-floculación también se suele emplear en el tratamiento de lodos, para mejorar el proceso de sedimentación-decantación, el cual se suele realizar en espesadores como el mostrado en la figura.



OBJETIVOS

Se estudiará la velocidad de sedimentación de una suspensión de carbonato cálcico, y se comprobará el efecto que tiene la adición de ciertos coagulantes tales como sulfato de aluminio, cloruro férrico y polielectrolito catiónico. Además se pretende estudiar el efecto del pH al utilizar como coagulante cloruro férrico.

MATERIAL Y REACTIVOS

- Cronómetro
- 6 tubos de vidrio de 2 cm de diámetro.
- Gradilla
- Pipetas de plástico
- Vasos de precipitado de 10 mL
- Probeta de 50 mL
- Disolución de carbonato cálcico 40 g/L, coloreada con una pequeña cantidad de KMnO_4
- Disolución de cloruro férrico 10 g/L
- Disolución de sulfato de aluminio 10 g/L
- Disolución de polielectrolito 5 g/L
- Disolución básica de $\text{Na}(\text{OH})$ concentrada
- Disolución ácida de HCl concentrada
- Tiras de papel indicador de pH

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

En sendos tubos de ensayo previamente numerados se introducirán 40 ml de disolución de carbonato cálcico y se procederá a adicionar los siguientes reactivos:

Tubo 1: 0,75 mL de agua destilada. Actúa de blanco

Tubo 2: 0,75 mL de disolución de cloruro férrico

Tubo 3: 0,75 mL de disolución de sulfato de aluminio

Tubo 4: 0,75 mL de polielectrolito

Tubo 5: 0,75 mL de disolución de cloruro férrico + 0,1 mL de disolución de $\text{Na}(\text{OH})$

Tubo 6: 0,75 mL de disolución de cloruro férrico + 0,1 mL de disolución de HCl

A continuación se tapan los tubos y se agitan durante 30 segundos (puesto que en el tubo nº 6 se desprende CO_2 , destapar el tubo periódicamente). En la tabla que se incluye a continuación se debe tomar las lecturas de la altura de la interfase líquido claro-suspensión para los tiempos indicados (0, 1, 2, 4, 7 y 10 minutos).

BIBLIOGRAFÍA

<http://potablewater.iespana.es/coagulación-floculación.htm>

<http://es.wikipedia.org/wiki/Floculación>

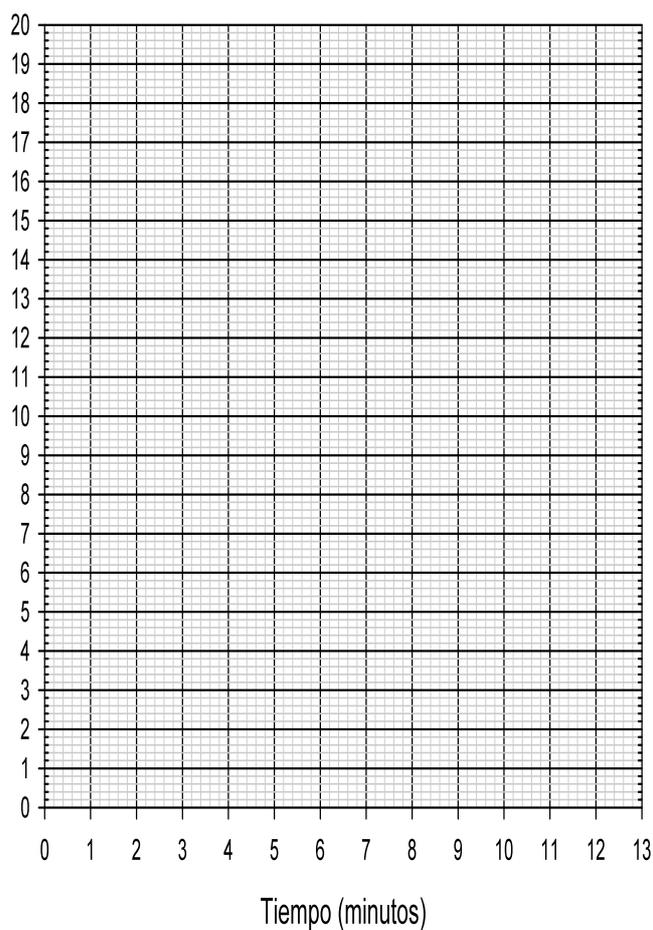


RESULTADOS

Tiempo (min)	Altura (mm)					
	Tubo 1	Tubo 2	Tubo 3	Tubo 4	Tubo 5	Tubo 6
0						
1						
2						
4						
7						
10						

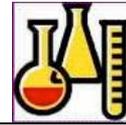
CUESTIONES

1. Representar el frente de avance de los sólidos (altura de la interfase en cada tubo) en el gráfico adjunto.
2. Discutir qué coagulante es el que obtiene mejor rendimiento en el proceso de decantación. ¿Qué coagulante deja más claro el líquido sobrenadante?
3. ¿Cómo afecta el pH en la velocidad de sedimentación del sólido, cuando se utiliza como coagulante cloruro férrico?





**UNIVERSIDAD
DE MURCIA**



**FACULTAD
DE QUÍMICA**

APRENDIENDO A MEDIR LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN. ¿Qué efecto tiene la concentración?

Ángel Vidal Gómez
Víctor Meseguer Zapata
Asunción M^a Hidalgo Montesinos

Dptos. de Química Orgánica e Ingeniería Química

INTRODUCCIÓN

La velocidad de la reacción es la menor o mayor rapidez con que se consumen los reactantes en una reacción química, o bien se forman los productos de la misma.

Se ha comprobado que las velocidades de las reacciones químicas dependen fundamentalmente de los siguientes factores:

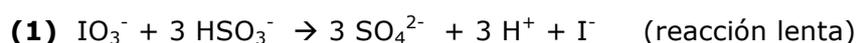
1. Naturaleza química de las sustancias reaccionantes
2. Concentración de las sustancias reaccionantes
3. La temperatura
4. La presencia de catalizadores
5. La energía radiante



El efecto que provoca la variación de las concentraciones de los reactivos sobre la velocidad de reacción solo se puede determinar experimentalmente, de ahí la importancia de poder medir un cambio de color al final de la reacción. Para el estudio de la cinética de las reacciones químicas se utilizan las reacciones reloj, o con cambio súbito de color, como la que proponemos en esta práctica.

OBJETIVOS

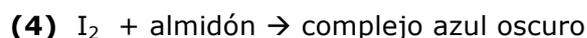
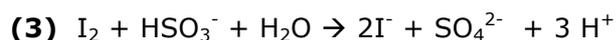
Para estudiar el efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción se hará uso de la reacción redox entre el yodato sódico, NaIO₃ y el hidrogenosulfito de sodio, NaHSO₃.



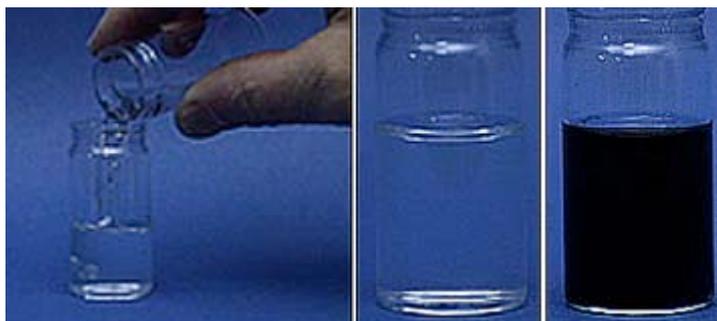
Se utiliza exceso de IO₃⁻ de forma que cuando se ha consumido todo el HSO₃⁻, tiene lugar la reacción de estabilización.



Cuando aparece el I₂ la disolución se torna de forma espectacular de color parduzco. Si añadimos a la disolución de hidrogenosulfito, almidón soluble, el color que aparece es de un tono azulado.



Una de las características del almidón es que forma un complejo de color azul oscuro en presencia de yodo, casi de forma instantánea, reacción que se utiliza para su reconocimiento.



MATERIAL Y REACTIVOS

- Disolución A: NaIO_3 0,02 M
- Disolución B: NaHSO_3 0,02 M + almidón soluble 1,6 g/L
- Tubos de ensayo de 50 mL
- Gradilla
- Probetas de 25 y 50 mL
- Jeringuillas de 5 mL
- Cronómetro

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Tomar 4 tubos de ensayo, numerarlos y proceder según tabla:

Tubo nº	Disolución A (mL)	H ₂ O destilada (mL)	Disolución B (mL)
1	36	-	4
2	28	8	4
3	20	16	4
4	12	24	4

Agregar al tubo nº 1, 4,0 mL de disolución B, agitar y simultáneamente poner en marcha el cronómetro para medir el tiempo que tarda en aparecer el color azul por el agregado de almidón. Este será el tiempo t_1 en segundos.

Proceder con los restantes tubos de ensayos (nº 2, 3 y 4), de la misma manera que con el tubo nº 1, para medir los respectivos tiempos t_2 , t_3 y t_4 .

BIBLIOGRAFÍA

J. Rubio Lara, A. J. Rubio Espinosa, J. A. Rubio Espinosa. "Experiencias de Química para ESO y Bachillerato" Reimpresión 2º año (2007). ISBN 84-699-6988-9.

RESULTADOS

Tubo nº	Disolución A (M)	Tiempo (segundos)
1		
2		
3		
4		

CUESTIONES

1. Construir con los datos obtenidos en la tabla un gráfico representando (A) Molaridad frente al tiempo (segundos).
2. Construir con los resultados obtenidos en la tabla, un gráfico representando Ln (A) frente al tiempo (segundos). Predecir el orden de la reacción.



EXPERIMENTOS CON NITRÓGENO LÍQUIDO

Antonio Donaire González
Venancio Rodríguez Hernández

Departamento de Química Inorgánica

INTRODUCCIÓN

El nitrógeno gaseoso representa el 78 % del volumen de la atmósfera (21 % O₂, 1 % Ar y otros gases).

El nitrógeno, N₂, es un gas extremadamente inerte (es muy poco reactivo). Por este motivo se utiliza para generar atmósferas inertes por ejemplo a la hora de empaquetar alimentos (bolsas de pan, patatas, magdalenas, etc.): la ausencia de oxígeno evita que se deteriore el alimento (cuando se abre la bolsa, entra oxígeno y comienza a oxidarse el alimento). También se emplea en algunas cervezas como generador de burbujas (en la mayoría de las bebidas se utiliza dióxido de carbono, pero, por ejemplo, la cerveza Guinness utiliza una mezcla de 75% N₂ y 25% de CO₂, según indica esta compañía, la espuma generada por el N₂ presenta burbujas más pequeñas y tiene una textura más cremosa).

El nitrógeno tiene un punto de ebullición de -196 °C es fácil de licuar y, siendo un gas tan abundante es barato obtenerlo en grandes cantidades: se usa extensamente como conservante.

MATERIAL Y REACTIVOS

- Nitrógeno líquido
- Frasco Dewar
- Un globo
- Una flor
- Una manzana
- Un huevo
- Un tubo de goma
- Oxígeno molecular (O₂) líquido
- Agua caliente

PRECAUCIONES Y SEGURIDAD

El nitrógeno no es, en absoluto, tóxico. Eso sí, allá donde se genera nitrógeno se desplaza el oxígeno. Si se trabaja con nitrógeno líquido (y en general con cualquier gas licuado a baja temperatura) debe tenerse muy presente que, cuando éste se evapora, ocupa un volumen muy grande, desplazando el oxígeno presente.

Medida de seguridad: no trabajar nunca en un local cerrado con nitrógeno líquido. Por ejemplo, a la hora de transportar nitrógeno líquido de una planta a otra no introducirse junto el nitrógeno líquido en un ascensor (¿qué pasaría si el ascensor se estropea y se para durante cierto tiempo?).

Por otra parte, hay que tener siempre presente la baja temperatura del nitrógeno líquido (-196 °C). Hay que evitar tocar el nitrógeno líquido. Mucho menos durante un cierto período de tiempo, aunque sea muy corto. **Se deberá proteger la piel y, sobre todo, los ojos de su contacto.**



OBJETIVOS

La baja temperatura del nitrógeno líquido ($PE = -196\text{ }^{\circ}\text{C}$) permite observar propiedades "curiosas" (no observables habitualmente, a temperatura ambiente) de diversos materiales. Se realizarán diversas experiencias basadas, precisamente, en la baja temperatura del nitrógeno líquido.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Se realizarán los experimentos que a continuación se describen.

1. Globo lleno de aire en nitrógeno líquido.

Procedimiento: Se infla un globo y, cerrado, se introduce en un recipiente que contiene nitrógeno líquido. El aire del globo se condensa, disminuyendo enormemente el volumen del mismo.

Se observa al trasluz el aire (nitrógeno y oxígeno) condensado.

Se vuelve a dejar el globo a temperatura ambiente y recobra su volumen inicial.

Fundamento: El aire del globo ocupa un volumen muy superior en estado gaseoso que el mismo aire en estado líquido.

2. Distintos materiales sumergidos en nitrógeno líquido

2.1. Flor.

Procedimiento: Se coge una flor y se introduce durante un minuto en nitrógeno líquido. A continuación se saca la flor y se desmenuza con la mano inmediatamente.

Fundamento. El agua de los pétalos de la flor cristaliza en microcristales. Al ser los pétalos muy finos se forma una capa muy fina de microcristales que se deshacen muy fácilmente.



2.2. Manzana.

Procedimiento: Se sumerge un cuarto de manzana en nitrógeno líquido durante 2-3 minutos. Se extrae del frasco Dewar con nitrógeno y se golpea con un martillo. Se observa que la manzana está extremadamente dura y se rompe en añicos al ser golpeada.

Fundamento: El agua de la manzana forma microcristales de hielo. En este caso, se forma un sólido tridimensional extremadamente duro (con muchos microcristales). Al golpear la manzana se rompe ésta en microcristales.

2.3. Huevo

Procedimiento. Se decanta nitrógeno líquido en un recipiente de base amplia. Se echa un huevo sobre el nitrógeno líquido. Se observa como el huevo "parece que se fríe" puesto que el aspecto aparente del mismo es el de un huevo frito. Si se separa el huevo entonces, se puede tocar y observar que está completamente rígido.

Fundamento. El agua alrededor de la ovoalbúmina se congela y ésta aparenta un aspecto de huevo frito.



2.4. Tubo de goma.

Procedimiento. Se sumerge una parte de un tubo de goma en nitrógeno líquido durante 3-5 minutos. Se extrae el tubo del recipiente y se golpea con un martillo. Se observa también la rigidez de la goma y cómo se rompe al ser golpeada.

Fundamento. En este caso, obviamente, el material no contiene agua, sino que se trata de una goma. Cuando se enfría una goma por debajo de su temperatura de transición vítrea la goma pasa a tener las propiedades de un vidrio.

3. Obtención de oxígeno líquido y observación de sus propiedades

Procedimiento. En un cono (embudo cerrado por abajo), fabricado con una lámina fina de acero inoxidable, se introduce nitrógeno líquido. El oxígeno del aire se condensa por la superficie externa del cono y cae hacia la punta inferior del mismo. Este oxígeno líquido se recoge, gota a gota, sobre un recipiente situado debajo y que se encontrará introducido en nitrógeno líquido.

Si se aproxima un imán a las gotas que caen, se observan que éstas se desvían hacia el imán. Se puede hacer lo mismo con un chorro fino de nitrógeno líquido y se observa que éste no se desvía en absoluto.

A continuación, se extrae el recipiente en el que hemos recogido el oxígeno líquido y rápidamente se les muestra a los alumnos. Si hay suerte, se llega a observar (mientras no se evapora el nitrógeno y si el hielo condensado no lo impide) una tenue coloración azul, característica del oxígeno líquido. El color azul es difícil de observar.

Se añade, a un frasquito, gotas de oxígeno molecular y a otro, nitrógeno líquido. Se encienden dos palillos de madera y se apaga la llama, aunque aún queda encendida la brasa. A continuación se introduce un palillo en el frasco que contenía nitrógeno líquido: el palillo se apaga inmediatamente. El otro palillo se introduce en el que contenía oxígeno: la llama se reaviva rápidamente. Si otro palillo encendido (sin llama) se sitúa sobre las gotas de oxígeno que caen se observa como la llama se reaviva inmediatamente, incluso viéndose chispas.

Fundamento. El oxígeno posee un punto de ebullición de $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$, superior al del nitrógeno en $13\text{ }^{\circ}\text{C}$, por tanto condensa cuando entra en contacto con la lámina que forma el cono y, una vez líquido, cae por gravedad.

El oxígeno molecular es paramagnético y por esto se desvía al acercarle un imán. El nitrógeno molecular es diamagnético y el campo magnético no le afecta.

4. Generación de una nube densa de vapor de agua.

Procedimiento. Se calientan 1-2 litros de agua y se vierten sobre nitrógeno líquido. Alrededor del recipiente con nitrógeno líquido se forma una nube densa que se expande.

Fundamento. El nitrógeno líquido se evapora al contacto con el agua caliente, pero su temperatura, en estado gaseoso, es aún lo suficientemente baja como para condensar el vapor de agua existente alrededor. La niebla que se observa es, precisamente, el vapor de agua de la habitación (humedad) que se condensa.



BIBLIOGRAFÍA

<http://es.geocities.com/djmeseguer>

<http://www.ceutimagina.es/>

<http://webs.wichita.edu/facsme/nitro.htm>

<http://liquid.nitrogen.videowall.sytes.org/>

CUESTIONES

1. Sabiendo que la composición del aire es 78% en N_2 y 21 % en O_2 (porcentaje en volumen) y que la densidad del aire líquido es 870 g/l, calcular la reducción relativa del volumen del globo cuando se condense el aire.
2. ¿Por qué el oxígeno tiene un punto de ebullición superior al del nitrógeno líquido?
3. ¿Por qué el oxígeno molecular es paramagnético? ¿Por qué no lo es el nitrógeno molecular? ¿Por qué se utiliza un cono de acero inoxidable?
4. ¿Por qué se apaga un palillo al introducirlo en un frasco con nitrógeno líquido? ¿por qué se reaviva bruscamente la llama de un palillo al introducirlo en el frasco con oxígeno molecular?



V. EXPERIENCIAS DE FÍSICA



**UNIVERSIDAD
DE MURCIA**



**FACULTAD
DE QUÍMICA**

JUGANDO CON LUZ Y LENTES MEDIDA DE LA POTENCIA ÓPTICA

Antonio Guirao Piñera

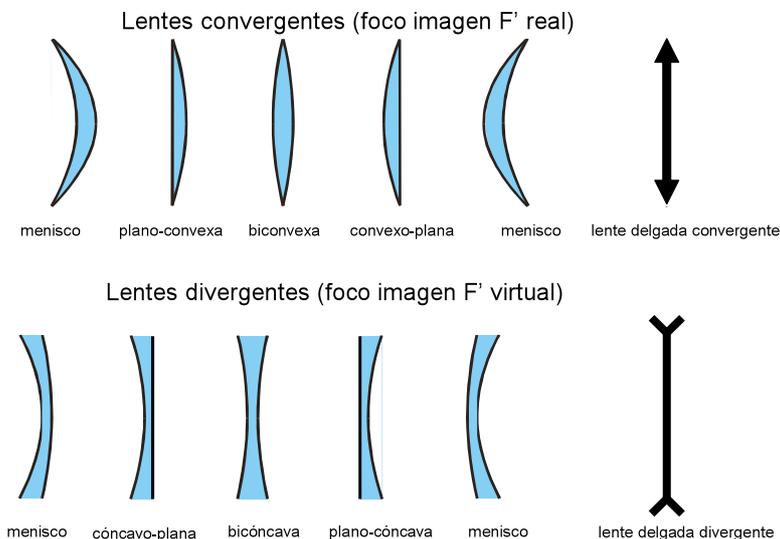
Departamento de Física-CIOyN

INTRODUCCIÓN

Las lentes están muy presentes en nuestra vida cotidiana. Las encontramos en gafas e instrumentos ópticos como lupas, prismáticos y cámaras. Y también hay lentes, cumpliendo funciones similares, en aparatos más sofisticados como lectores de CD o DVD, proyectores de vídeo, fotocopiadoras y escáneres, o en instrumentos médicos como, por ejemplo, endoscopios y autorrefractómetros. El propio ojo está compuesto por dos lentes.

Una lente es cualquier volumen de algún material transparente (sólido, líquido o gaseoso, distinto del medio en el que está sumergido) limitado por dos superficies que poseen cierta curvatura, cuya función es modificar las trayectorias de los rayos de luz. Las lentes son **convergentes** cuando doblan los rayos hacia el eje horizontal, y son **divergentes** si cambian las trayectorias alejando los rayos del eje. Decimos que una lente es **delgada** si su espesor es pequeño y puede despreciarse.

Las lentes convergentes sirven para fabricar lupas, objetivos de cámaras y telescopios, proyectores, o para corregir la hipermetropía con gafas o lentes de contacto. Las lentes divergentes se utilizan en combinación con lentes convergentes para fabricar telescopios y oculares de microscopios, y para corregir la miopía.



La capacidad de las lentes de cambiar las trayectorias de la luz se mide mediante la **potencia óptica** y depende de dos factores: la curvatura de sus superficies y el **índice de refracción** del material. El principio físico que hay detrás es la **ley de la refracción**, que determina las trayectorias de los rayos cuando estos se transmiten de un medio a otro. La potencia de una lente delgada de índice de refracción n y radios de curvatura R_1 y R_2 , sumergida en aire, viene dada por la ecuación:

$$P = \frac{1}{f'} = (n - 1) \left(\frac{1}{R_1} - \frac{1}{R_2} \right) \quad \text{Unidades: dioptrías (D)} = \text{m}^{-1}$$

Las lentes forman **imágenes** de los objetos luminosos. Las posiciones del objeto y de su imagen a través de la lente se relacionan mediante la **ecuación de las lentes**:

$$\frac{1}{s'} - \frac{1}{s} = p$$

Se llama **foco imagen**, F' , al punto donde se forma la imagen de un objeto situado en el infinito. La **distancia focal imagen**, f' , es la distancia de la lente a F' , y es igual a la inversa de la potencia. El **foco objeto**, F , es el punto en el que situando un objeto, su imagen se forma en el infinito. La **distancia focal objeto**, f , es la distancia a la que está F . Para una lente en aire, las distancias focales son iguales y de signo contrario: $f = -f'$.

En las ecuaciones anteriores se ha utilizado el siguiente **criterio de signos**:

- Los radios de curvatura son positivos si el centro de curvatura está a la derecha de la superficie, y negativos en caso contrario.
- Las distancias s y s' son positivas hacia la derecha de la lente, y negativas hacia la izquierda.
- Lentes convergentes: potencia positiva; divergentes: potencia negativa.

La combinación, a una distancia adecuada, de dos lentes convergentes de distinta potencia permite fabricar un telescopio de tipo Kepler; con una lente convergente y otra divergente se puede hacer un telescopio de Galileo.

OBJETIVOS

- Experimentar con la formación de imágenes por lentes convergentes mediante un montaje experimental muy sencillo y asequible
- Aprender a determinar la potencia de una lente
- Aprender algunos ejemplos de combinación de lentes para corrección de la visión o la fabricación de un telescopio

MATERIAL

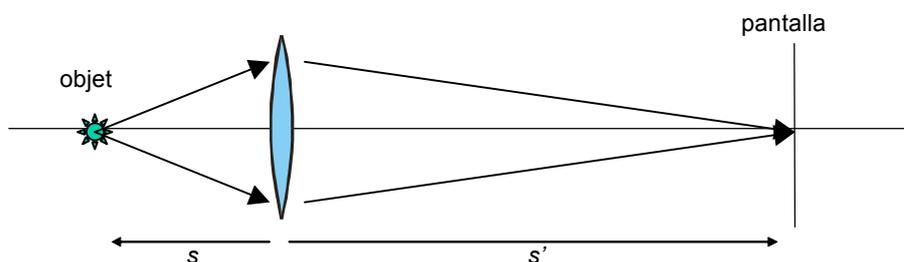
- Flexómetro (metro enrollable) o cinta métrica
- Vela (será el objeto luminoso)
- Lente convergente (por ejemplo, la de una lupa comercial)
- Cartulina, cartón o similar (para la pantalla)
- El profesor utilizará material adicional para la parte de exhibición

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Pon la cartulina sobre unas patitas o soporte para que quede en posición vertical y sirva de pantalla para observar las imágenes.
2. Coloca sobre la mesa la vela, la lente y la pantalla, en ese orden e intentando que los tres elementos queden bien alineados.
3. Enciende la velita, que hará de objeto luminoso. Sitúala a una cierta distancia de la lente y mueve la pantalla hasta que se enfoque la imagen. Observa su tamaño y orientación. Repite para otras posiciones.



4. Llamaremos s a la distancia desde el objeto (vela) a la lente y s' a la distancia desde la lente a la pantalla. Cuando la imagen de la vela esté enfocada, mide con la cinta métrica las distancias s y s' .



CUESTIONES

1. ¿Cómo es la imagen que produce la lente, en comparación con el objeto: mayor o menor, derecha o invertida? ¿Qué ocurre al cambiar la posición del objeto?
2. ¿Qué potencia has obtenido para la lente? Compárala con los valores obtenidos por otros compañeros.
3. ¿A qué valor tiende s' si situamos la vela cada vez más lejos?
4. ¿Qué ocurre si colocamos el objeto entre el foco objeto (F) y la lente?
5. Intenta montar un telescopio sencillo en casa.
6. ¿Eres amétrope, miope o hipermétrope?

BIBLIOGRAFÍA

- Hecht, E., & Zajac, A. (1986). Óptica. Addison-Wesley Iberoamericana.
- Casas, J. (1985). Óptica. Editorial Librería General.
- Falk, D., Brill, D., & Stork, D. (1996). Seeing the light (Optics in nature, photography, color, vision and holography). John Wiley.
- Pedrotti, F. L., & Pedrotti, L. S. (1987). Introduction to optics. Englewood Cliffs, NY.: Prentice-Hall.

MEDIDAS Y RESULTADOS

s	s'	P	$x = 1/s$	$y = 1/s'$
$\bar{P} =$			Ajuste lineal: $P =$	
$f' =$				



**UNIVERSIDAD
DE MURCIA**



**FACULTAD
DE QUÍMICA**



DETERMINACIÓN DEL CALOR ESPECÍFICO¹ DEL PLOMO

Rafael García Molina

Departamento de Física-CIOyN

INTRODUCCIÓN

Se denomina **capacidad térmica** (o capacidad calorífica) de un cuerpo a la energía térmica² que debe absorber (o perder) para que su temperatura aumente (o disminuya) en 1 °C. Así, pues, si al suministrarle la energía térmica ΔQ a un cuerpo su temperatura aumenta en la cantidad ΔT , la capacidad térmica del cuerpo es $C = \Delta Q / \Delta T$.

La capacidad térmica depende del material que constituye el cuerpo y de la cantidad de materia.

La **capacidad térmica por unidad de masa** se denomina **calor específico** (o capacidad térmica específica) y sólo depende de la naturaleza del material. Para un cuerpo de masa m tendremos que su calor específico c vale:

$$c = C / m = \Delta Q / (m \cdot \Delta T)$$

En la siguiente tabla aparecen los calores específicos de diversas sustancias, para condiciones normales de presión y temperatura.

Sustancia	Calor específico J/(kg·°C)	Sustancia	Calor específico J/(kg·°C)
Acero	460	Hierro	470
Agua	4182	Latón	390
Aire	1000	Mercurio	138
Aluminio	910	Oro	130
Arena	835	Plata	235
Cobre	385	Plomo	130
Estaño	230	Sal (NaCl)	879
Hielo	2000	Sodio	1300

Aunque el calor específico de una sustancia depende de la temperatura, en esta experiencia supondremos que c es constante (por lo menos, en el pequeño rango de temperaturas involucradas).

OBJETIVOS

En esta experiencia vamos a:

- comprobar la equivalencia entre trabajo y calor,
- comprobar la ley de la conservación de la energía,
- determinar la capacidad térmica específica de un material (plomo, en este caso), todo ello de manera razonablemente aproximada, dado que utilizaremos materiales de bajo coste.

MATERIAL

- Bote (plástico, vidrio, cartón,...) cilíndrico, bastante más alto que ancho. En las tiendas multiprecio se puede conseguir por 0,6 € un bote de plástico como el de la figura 1.
- Perdigones de plomo.
- Termómetro que aprecie la décima de grado. Si el termómetro sólo aprecia grados, la experiencia se realizará cualitativamente.
- Cinta métrica o regla.

¹ Es preferible la denominación "capacidad térmica" en lugar de "capacidad calorífica"; por ello, también debería de ser preferible la denominación "capacidad térmica específica" en lugar de "calor específico".

² La denominación "energía térmica" es preferible a la de "calor".



Figura 1.- Algunos de los materiales necesarios para realizar la experiencia.

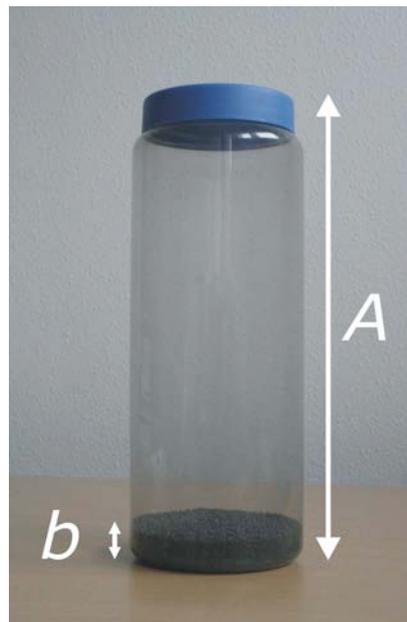


Figura 2.- La altura h desde la que caen los perdigones es $h = A - b$.

FUNDAMENTO TEÓRICO DE LA EXPERIENCIA

Unos años antes de 1850 Joule demostró experimentalmente la equivalencia entre calor y trabajo;³ por motivos históricos se usa (cada vez menos) la caloría como unidad de calor ($1 \text{ cal} = 4.185 \text{ J}$), siendo preferible el uso del joule.⁴

El trabajo desarrollado por un objeto de masa m que cae desde una altura H es igual a su energía potencial gravitatoria $E_p = m g H$, donde g es el valor de la aceleración debida al campo gravitatorio terrestre. Si el choque del objeto contra el suelo es completamente inelástico (es decir, no rebota), este trabajo se invierte en calentarlo, por lo que el cuerpo experimentará un aumento de temperatura ΔT y su energía térmica se incrementará en la cantidad $\Delta Q = c m \Delta T$.

Igualando la energía potencial gravitatoria y la energía térmica, obtenemos $g H = c \Delta T$. Así que si medimos el incremento de temperatura ΔT del cuerpo y la altura H desde la que cayó, podemos obtener su calor específico a partir de la siguiente expresión $c = g H / \Delta T$.

Como vemos, el resultado obtenido no depende de la masa del objeto.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Colocamos dentro del recipiente cilíndrico una cantidad determinada de perdigones de plomo y medimos su temperatura T_1 . También mediremos la altura del cilindro menos el espesor de la masa de perdigones, que nos dará el valor de h , tal como se ilustra en la figura 2.

³ Pueden encontrarse pormenores históricos sobre el trabajo de James Joule en la siguiente página web http://pruffle.mit.edu/3.00/Lecture_04_web/node4.html

⁴ Sobre los diferentes factores de conversión entre la caloría y el joule, puede consultarse la página web <http://physics.nist.gov/Pubs/SP811/appenB9.html#HEAT> del *National Institute of Standards and Technology*.



Para obtener efectos apreciables cuantitativamente con los aparatos de medida de que disponemos conviene dejar caer el objeto desde una gran altura; para ello, procedemos como sigue.

Volteamos el recipiente (icerrado y bien agarrado!) n veces; un valor típico es $n = 100$. De este modo la altura total recorrida en la caída puede tomarse como $H = n h$.

Inmediatamente después de esto se mide la temperatura T_2 de los perdigones.

El valor de la capacidad térmica específica de los perdigones de plomo será

$$c = n h g / (T_2 - T_1).$$

BIBLIOGRAFÍA

M. Ballestero Jadraque y J. Barrio Gómez de Agüero, Física y Química. 1º Bachillerato. Proyecto Exedra (Oxford Educación, Madrid, 2002).

G. Elert, The Physics Hypertextbook <http://hypertextbook.com/physics/thermal/heat-sensible>

Á. Franco García, Física con ordenador. Curso Interactivo de Física en Internet, Universidad del País Vasco,

<http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/estadistica/otros/calorimetro/calorimetro.htm>

F. W. Sears, M. W. Zemansky, H. D. Young y R. A. Freedman, Física Universitaria, 9ª ed. (Addison-Wesley-Longman, México DF, 1998) Seccs. 15.6 7 16.5

P. A. Tipler y G. Mosca, Física para la ciencia y la tecnología (Reverté, Barcelona, 2005). Secc. 18.1.

CUESTIONES

1. Antes de comenzar a realizar la experiencia, ¿qué esperas obtener: un valor de c mayor o menor que el correspondiente al material en cuestión, según la tabla de datos?

2. Justifica la elección del valor de h como la altura del cilindro menos la altura de la masa de perdigones.

3. ¿Por qué se realiza la experiencia con plomo y no con otro material más asequible (por ejemplo, arena, agua...)?

4. ¿A qué crees que se deben las diferencias entre el valor que obtienes de c y el que aparece en la tabla?

5. ¿Qué podrías hacer para mejorar el valor que obtienes para c ?

6. Si se coloca arena en el recipiente, ¿cuántas veces debería voltearse para que su temperatura aumente en 1.5 °C?

7. Comprueba que la capacidad térmica molar ($c \cdot$ masa de 1 mol) de los sólidos monoatómicos se aproxima al valor constante 6.3 cal / (mol · °C), que es la regla obtenida empíricamente por Dulong y Petit en 1819.



**UNIVERSIDAD
DE MURCIA**



**FACULTAD
DE QUÍMICA**

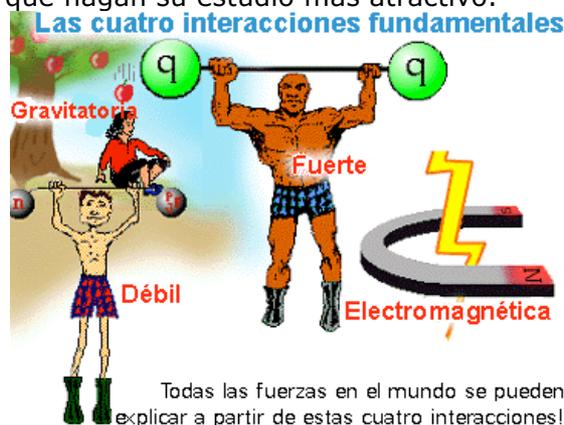
EXPERIENCIAS SOBRE ELECTROMAGNETISMO Y SUPERCONDUCTIVIDAD

José Miguel Zamarro Minguell

Departamento de Física

INTRODUCCIÓN

A pesar de que todo lo que nos rodea está formado por cargas eléctricas y estamos inmersos en campos electromagnéticos, el electromagnetismo nos resulta un fenómeno abstracto y por lo tanto de una cierta dificultad para su conocimiento, esto es debido en parte al equilibrio existente entre las cargas positivas y negativas que forman los cuerpos anulando prácticamente sus efectos, de modo que los efectos gravitatorios de nuestro entorno resultan más perceptibles que los electromagnéticos, siendo estos últimos mucho más relevantes. Esta dificultad ha llevado a la Unión Europea a la financiación de un proyecto, SUPERCOMET, que trata de facilitar el estudio de estos fenómenos produciendo materiales que hagan su estudio más atractivo.



En esta presentación realizaremos dos tipos de experimentos, experiencias virtuales, gracias a animaciones interactivas creadas por ordenador que nos representan la naturaleza y los modelos que la describen, estas representaciones nos permiten mostrar fenómenos difíciles de observar por otros medios, y realizaremos también experiencias con elementos formados por objetos materiales.

EXPERIENCIAS VIRTUALES

En la primera parte de esta presentación mostraremos algunas características del multimedia creado en el proyecto SUPERCOMET 2, para introducir conceptos del electromagnetismo y de la superconductividad como fenómeno llamativo que nos puede motivar a interesarnos por estos temas.

EXPERIENCIAS DE LABORATORIO

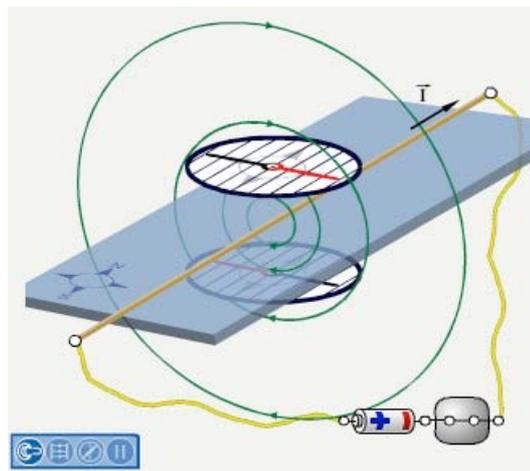
En una segunda parte mostraremos algunas experiencias que ponen de manifiesto la gran relación existente entre corrientes eléctricas, cargas que se desplazan debido a la existencia de un campo eléctrico, y el campo magnético. Mostraremos la interacción de un imán con una corriente eléctrica, motor eléctrico, la generación de corrientes por inducción, que son la fuente de prácticamente toda la energía eléctrica que consumimos, y la levitación de un imán sobre un superconductor.



- SUPERCOMET 2 - LA SUPERCONDUCTIVIDAD COMO MOTIVACIÓN PARA EL ESTUDIO DEL ELECTROMAGNETISMO

El proyecto SUPERCOMET 2 proporciona diversos materiales educativos para hacer el estudio del electromagnetismo más accesible y atractivo. Uno de los resultados de este proyecto es un multimedia en el que se muestran experiencias virtuales, vídeos e información, que nos permiten acercarnos a fenómenos de la naturaleza relativos al campo magnético, la corriente eléctrica, la inducción electromagnética, el fenómeno de la superconductividad y sus aplicaciones.

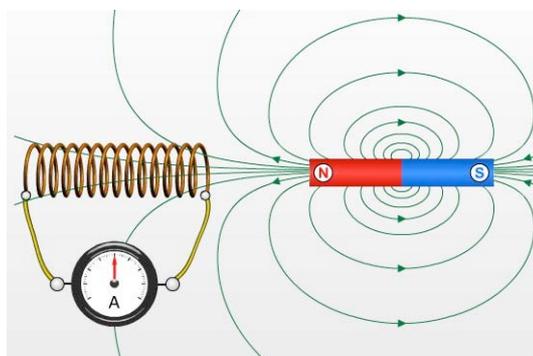
En la imagen se muestra una de las animaciones interactivas del multimedia correspondiente al módulo del magnetismo. Una corriente eléctrica generada por una pila, cuya polaridad puedo modificar, en un tramo rectilíneo orientado de sur a norte, dos brújulas se encuentran próximas al conductor, al conectar la pila las brújulas, inicialmente orientadas según el campo magnético terrestre, giran al paso de la corriente. Se supone que la interacción es debida a que la corriente genera un campo magnético cuyas líneas se muestran.



Tarea: ¿Qué sucederá si invierto el sentido de la corriente?

En la anterior experiencia vimos cómo una corriente eléctrica produce un campo magnético ¿podemos generar una corriente eléctrica con un campo magnético?

En la imagen se muestra un imán, una bobina y un medidor de corriente eléctrica, al acercar o alejar el imán la aguja del detector de corriente se desplaza, esto únicamente sucede mientras se mueve el imán.



Se muestran las líneas de campo magnético del imán.

Tarea: ¿Qué puedo decir del número de líneas de campo magnético que atraviesan la bobina cuando muevo el imán?

Al número de líneas que atraviesan la bobina le llamamos flujo del campo magnético.

Tarea: ¿Cuándo se produce desplazamiento de la aguja del detector de corriente?

Aventura un enunciado que describa este fenómeno.

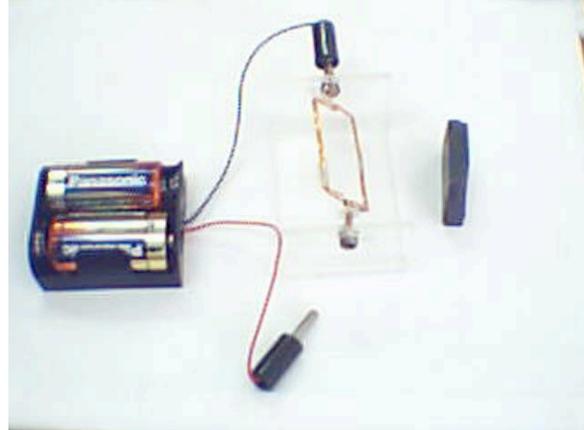
Estos materiales son accesibles desde la dirección: <http://online.supercomet.no/>
Este multimedia se encuentra en fase de desarrollo

DEMOSTRACIÓN PRÁCTICA DE INTERACCIÓN IMÁN CORRIENTE ELÉCTRICA: MOTOR ELÉCTRICO

Vimos cómo el campo magnético de un imán y el de una corriente eléctrica interactúan, si disponemos de forma conveniente la corriente y el imán podemos conseguir que se produzca un giro y así conseguir un motor.

La fuerza que ejerce un campo magnético sobre una corriente eléctrica es perpendicular a ambos, utilizando este hecho de modo adecuado podemos construir un motor.

En la imagen se observa un conductor de cobre que se ha dispuesto en forma de espira rectangular, sus extremos pueden girar en unas anillas metálicas que se encuentran en un soporte de metacrilato, estos extremos se han liberado del aislante únicamente en una de sus mitades para que la interacción con el campo magnético del imán se produzca únicamente en un sentido y así no frene su movimiento, dos pilas suministran la corriente y un imán el campo magnético, al acercar de forma adecuada el imán la espira gira.



Tarea: Si intercambiamos los conectores de la pila a la espira ¿qué sucederá?

DEMOSTRACIÓN PRÁCTICA DE INDUCCIÓN ELECTROMAGNÉTICA: GENERACIÓN DE CORRIENTES

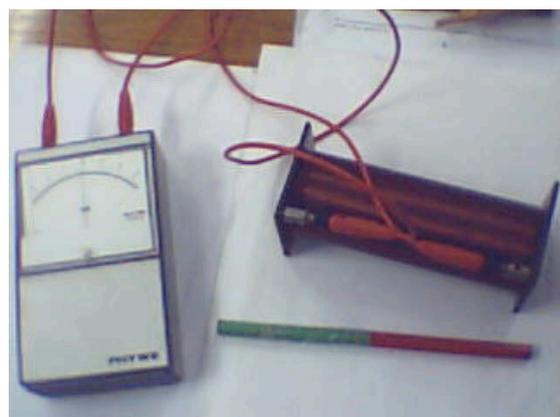
Las corrientes eléctricas generan campos magnéticos ¿los campos magnéticos generan corrientes eléctricas?

En la imagen observamos una bobina, un imán y un aparato de aguja que nos permite detectar el paso de corriente eléctrica, cuyo funcionamiento es similar a la animación en la que unas brújulas giraban al pasar una corriente eléctrica.

Si movemos el imán aproximándolo y alejándolo de la bobina observaremos que la aguja del detector se desplaza, cuando el imán se para no se detecta paso de corriente. Este fenómeno lo podemos expresar mediante el siguiente enunciado:

“Si variamos el flujo de campo magnético se puede generar una corriente eléctrica”

A este enunciado se le conoce como ley de Lenz-Faraday.



Tarea: ¿La aguja del detector se mueve siempre en el mismo sentido?

DEMOSTRACIÓN PRÁCTICA DE LEVITACIÓN MAGNÉTICA

Algunos materiales al descender su temperatura se vuelven superconductores. Un superconductor es un material que no presenta oposición al paso de la corriente, pero es algo más que un conductor perfecto.

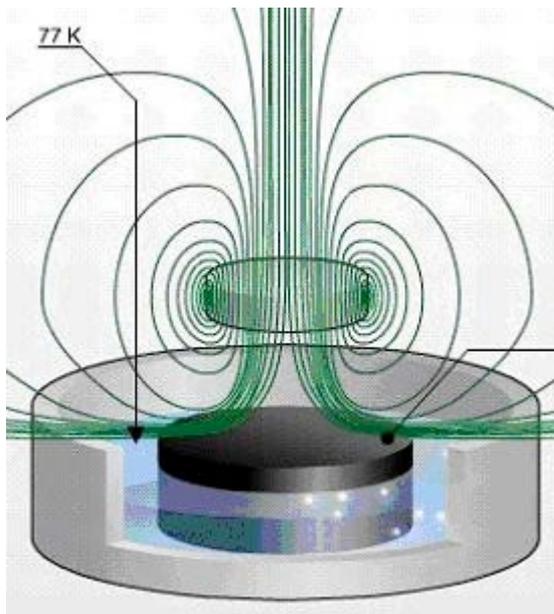
Tarea: ¿A qué temperatura se licua el nitrógeno?

En la imagen se observa un superconductor en forma de disco oscuro, este se encuentra sumergido en nitrógeno líquido, al situar un imán ligero sobre el mismo el imán queda suspendido, esto es debido a que al acercarse el imán el superconductor genera una corriente eléctrica que genera un campo magnético que se opone al del imán, esta corriente puede permanecer de forma indefinida en el superconductor mientras no retiremos el imán, lo cual produciría el efecto contrario al acercarlo.



Tarea: ¿Con qué fenómeno estudiado previamente podemos comparar este hecho? Realiza algunos comentarios oportunos.

Los superconductores, tienen propiedades que les diferencian de los conductores perfectos, entre otros presentan un fenómeno peculiar, expulsan las líneas de campo magnético de su interior.



Una muestra de material superconductor se sitúa en un disco de petri. Un imán pequeño se encuentra sobre el superconductor. Derramando nitrógeno líquido en el disco de petri se enfría el superconductor desde la temperatura ambiente (293 K) por debajo de su temperatura crítica (93 K). El material se vuelve superconductor y el efecto Meissner hace que el imán se eleve de repente y levite sobre el superconductor.

Tarea: ¿Qué diferencia existe con la experiencia anterior?

ESTUDIO DEL SONIDO CON "AUDACITY"

Alfonso Navarro Mateu
Francisco Javier Abellán García

Departamento de Física

INTRODUCCIÓN

Si en un lugar se produce un cambio brusco en la presión/densidad del aire, el choque entre las moléculas del gas lo transmite a las regiones vecinas con una velocidad aproximada de 340 m/s. Esta *alteración viajera* de las propiedades del aire se dice que es una *onda de sonido*.

OBJETIVOS

Vamos a observar y medir algunas propiedades importantes de las ondas sonoras:

- Grabar y observar un sonido complejo
- Espectro del sonido: tonos graves y agudos
- Análisis de un sonido musical

MATERIAL

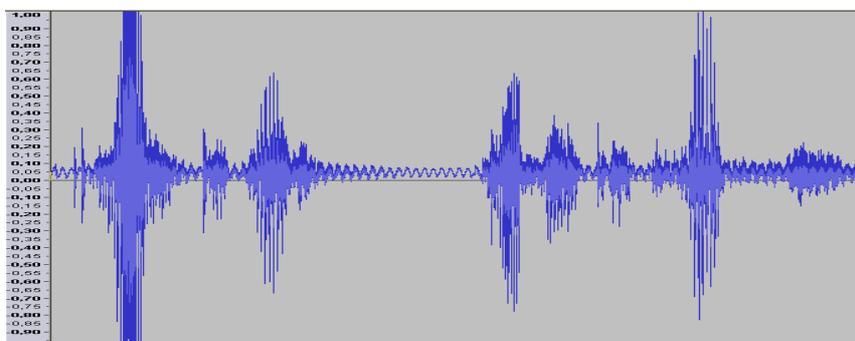
- Micrófono.
- Ordenador.
- Altavoces.
- Programa de uso *libre*, **Audacity**, diseñado para el manejo de archivos de sonido.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1) Grabar y observar un sonido complejo

Al producir un sonido delante del micrófono, las oscilaciones de la presión del aire se transforman en un impulso eléctrico de iguales características; la tarjeta de sonido del ordenador hace muchas y rápidas medidas de este impulso, (hasta 96 000 por segundo), y lo transforma en una serie de números que describen la evolución de la presión con el tiempo. El programa Audacity graba, representa y analiza estos valores.

Active el botón de grabación y diga una frase corta ante el micrófono. Observe su representación gráfica en la pantalla y aprenda a manipularla con los comandos básicos del programa, (selector de tramos, zoom,....)

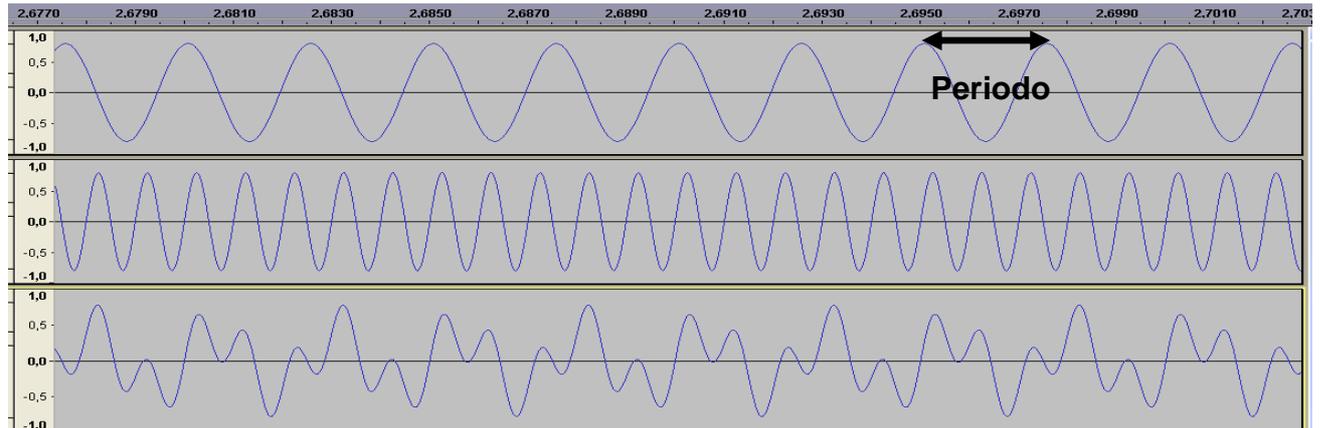


Representación gráfica de "*Miénteme: dime que me amas...*", (Johnny Guitar)

2) Espectro del sonido: tonos graves y agudos

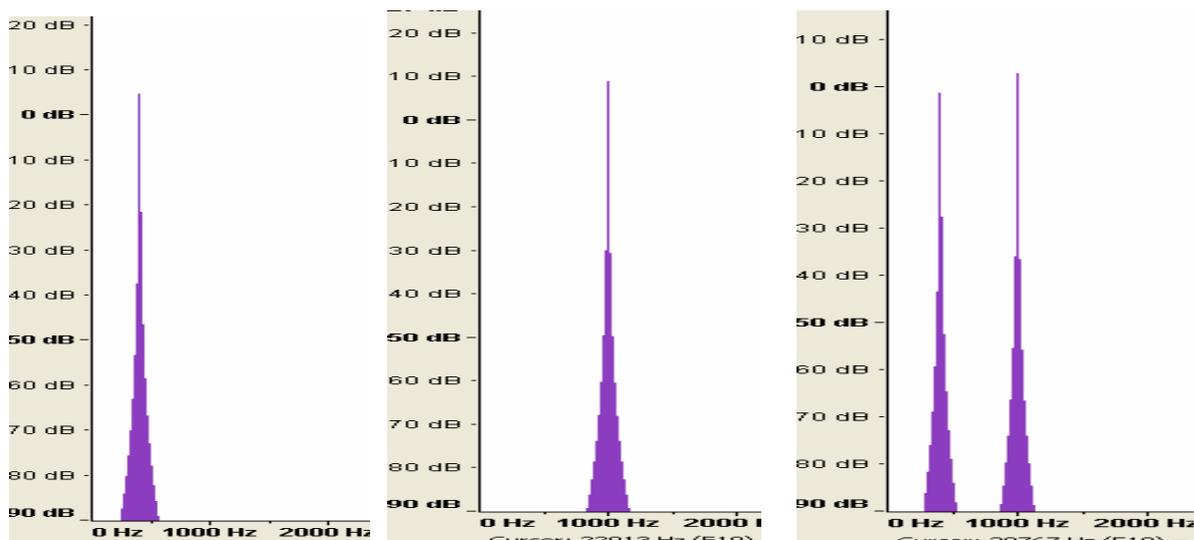
Una onda general de sonido se puede considerar formada por la superposición de ondas armónicas de diversas frecuencias. Las frecuencias bajas/altas corresponden a tonos graves/agudos.

Con Audacity se pueden generar sonidos armónicos de frecuencia y amplitud programables. Manejando los comandos correspondientes, (Generar/Tono), cree un archivo de sonido con una frecuencia entre 200 y 5000 Hz. Escúchelo, mida su periodo y calcule su frecuencia. Compruebe si coincide con el valor programado.



Archivos de sonido para frecuencias de 400 Hz , 1000 Hz y su mezcla

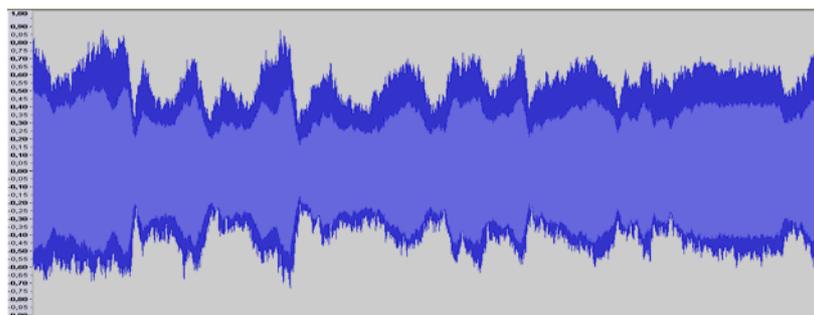
Hay una herramienta muy útil para detectar, con rapidez, la frecuencia de las ondas armónicas que forman un sonido, (**espectro**): la **transformada de Fourier**. Para utilizarla, elija una muestra de un archivo de sonido y use el comando Analizar/ Dibujar espectro: aparece una ventana con la representación gráfica del peso que tiene cada frecuencia en el sonido elegido. Aplíquela al archivo que creó anteriormente y compruebe que detecta la frecuencia programada.



Espectro para ondas armónicas de 400 Hz , 1000 Hz y su mezcla

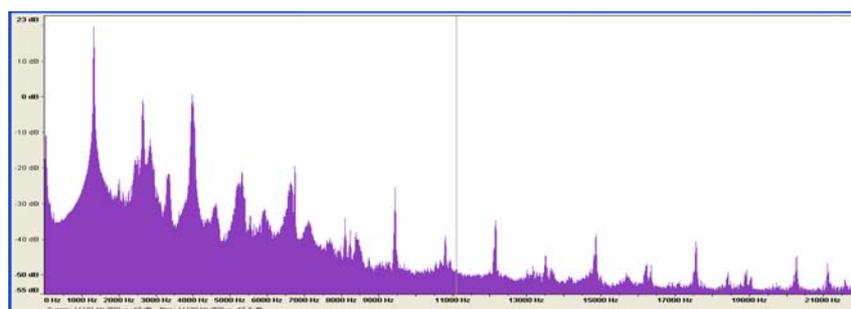
3) Análisis de un sonido musical

Las notas musicales corresponden a sonidos que combinan ondas armónicas cuyas frecuencias son múltiplos de un valor fundamental. Utilizando un silbato, flauta, o cualquier otro instrumento musical. Produzca un sonido simple, grábelo y observe su representación gráfica.



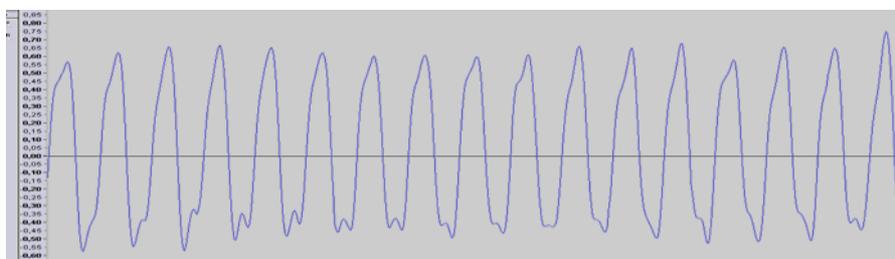
Sonido producido por una flauta

Obtenga el espectro y mida las frecuencias de sus primeros máximos; compruebe que son múltiplos de una frecuencia dominante.



Espectro del sonido de la flauta

Haga un zoom en la representación gráfica del sonido hasta que pueda observar con claridad un cierto número de oscilaciones.



Ampliación temporal de la onda de sonido asociada a la flauta

Calcule el periodo de la oscilación y compruebe que corresponde a la frecuencia dominante detectada anteriormente.



BIBLIOGRAFÍA

- Audacity: <http://audacity.sourceforge.net/>
- Universidad de Colorado: <http://phet.colorado.edu/simulations/>
- Laboratorio de sonidos: <http://pagciencia.quimica.unlp.edu.ar/labsonid.htm>
- Física recreativa: <http://www.fisicarecreativa.com>
- Tianguis de la Física: <http://www.tianquisdefisica.com>

PROPUESTA DE ACTIVIDADES

Una vez aprendido el manejo básico de Audacity, estamos en condiciones de realizar muchos experimentos interesantes. He aquí algunos:

1) Medida de la velocidad del sonido

Programa un sonido concreto, (un tono, por ejemplo), grabe con el micrófono su llegada a un punto determinado y, repitiendo el experimento, su llegada a un punto situado a cierta distancia D del anterior. Mida con Audacity la diferencia Δt entre los dos tiempos de llegada: el cociente $V = D/\Delta t$ le dará la velocidad del sonido.

Otra alternativa es medir, en el mismo punto del espacio, la llegada de un sonido breve, (pulso), y su rebote en una superficie situada a una distancia D (eco). Si mide con Audacity la diferencia Δt entre los dos tiempos de llegada, la velocidad del sonido será $V = 2D/\Delta t$.

2) Interferencia temporal de ondas con frecuencias cercanas: Pulsación

Cree dos archivos de sonido, de tonos puros, cuyas frecuencias difieran en unos pocos hercios. Ejecútelos simultáneamente, en altavoces distintos, y escuche/grabe el sonido resultante. Notará/medirá una oscilación en la intensidad del sonido global, (pulsación), con una frecuencia dada por la diferencia de frecuencia entre los dos tonos

3) Interferencia espacial de ondas con la misma frecuencia

Cree un archivo de sonido con un solo tono y ejecútelo, simultáneamente, en los dos altavoces, o en un solo altavoz situado frente a una superficie que, por reflexión, de lugar a una segunda fuente de sonido. Si coloca su oído/micrófono en diferentes posiciones espaciales notará/medirá máximos y mínimos de intensidad cuya separación dependerá de la longitud de onda del sonido.

4) Resonancia de un tubo

Programa un archivo de sonido con un tono cuya frecuencia varíe continuamente entre dos valores límite. Ejecútelo, poniendo un altavoz a la entrada de un tubo, y grabe simultáneamente, con un micrófono, el sonido que emerge al otro lado. Observará que, para ciertas frecuencias, (frecuencias de resonancia), el sonido emergente presenta una amplitud máxima.

Otra alternativa es producir un sonido complejo, (dar una palmada), en un extremo del tubo. Al calcular el espectro del sonido que emerge al otro lado aparecen máximos para las frecuencias de resonancia.



MEDIDA DE LA EDAD DEL UNIVERSO

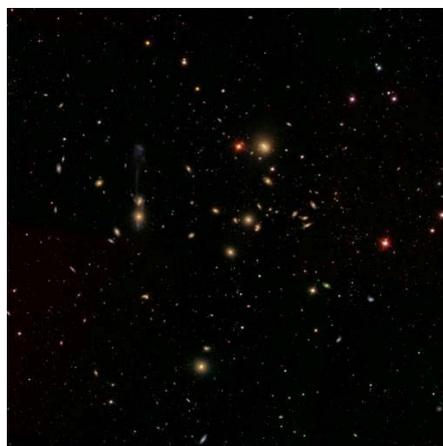
Javier Bussons Gordo

Área de Astronomía – Departamento de Física

INTRODUCCIÓN

Durante sus investigaciones sobre las galaxias, el astrónomo norteamericano Edwin Hubble observó que todas las galaxias fuera del Grupo Local se alejaban de la Vía Láctea con velocidades mayores cuanto mayor era su distancia a la misma.

Esta relación, llamada Ley de Hubble, es muy importante en Astronomía, no sólo como método útil para determinar distancias extragalácticas, sino también porque las desviaciones de esta ley a grandes distancias pueden proporcionar información valiosa sobre las propiedades generales del Universo observable.



Izquierda: Edwin Hubble en el telescopio de 100 pulgadas de Mount Wilson, California.
Derecha: Imagen de un cúmulo de galaxias del Sloan Digital Sky Survey.

OBJETIVOS

En esta práctica vamos a estudiar la Ley de Hubble mediante la observación simulada de varias galaxias y a partir de los datos obtenidos estimaremos la edad del Universo.

MATERIAL

Ordenador con:

- Simulador de observatorio con fotómetro y espectrómetro. Se usará el de la serie CLEA, *Contemporary Laboratory Exercises in Astronomy*:

<http://www3.gettysburg.edu/~marschal/clea/CLEAhome.html> .

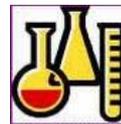
- Hoja de Cálculo.

- Opcional: Base de datos astronómicos.

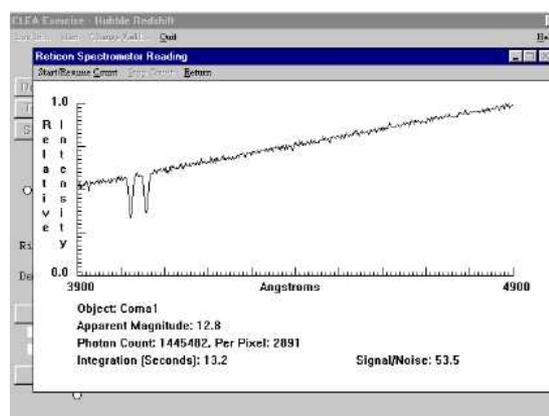
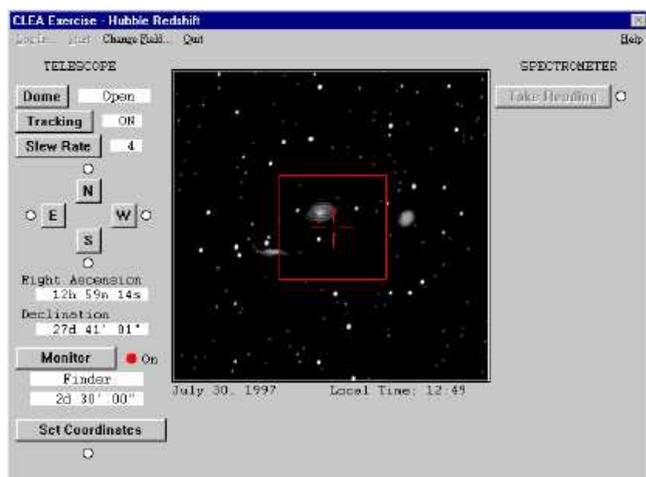
Se usará la base NED de la NASA (<http://nedwww.ipac.caltech.edu>), el SkyServer del *Sloan Digital Sky Survey* (<http://cas.sdss.org/dr6/en/proj>) u otra.

PROCEDIMIENTO

PASO 1) Pilotar el telescopio CLEA y dirigirlo a varias galaxias de campos o zonas del cielo (*fields*) diferentes. Para cada una de ellas obtén su brillo (la llamada magnitud aparente) y el desplazamiento en longitud de onda de una de las líneas de su espectro (en Angstroms).



Para ello antes hace falta firmar en el registro de entrada al simulador de observatorio (*File: LogIn + File: Run*), abrir la cúpula (*Dome*) y activar el motor de seguimiento (*Tracking*). Como en todo telescopio, se puede observar a través del buscador (*Finder View*), un visor de menor potencia pero mayor campo de visión que permite localizar mejor los objetos en el cielo, o del instrumento principal (*Instrument View*). Los botones *Slew Rate, N, S, W, E* permiten mover el telescopio con la velocidad y en la dirección deseadas. Elige un campo del cielo de los seis que se ofrecen en *Change Field*, apunta a la galaxia elegida, pasa a usar el telescopio principal (*Change View: Instrument*) y refina el apunte con la rendija que aparece en rojo.



Cuando todo esté listo, comienza una medida (*Take reading: Start Count*) y cuando hayas acumulado bastantes fotones para que la relación señal/ruido sea suficientemente alta ($Signal/Noise > 10$) terminala (*Stop Count*). La pantalla te mostrará el resultado de la medición hecha con un fotómetro o contador de fotones (medida del brillo) y un espectrómetro o seleccionador de fotones por longitud de onda (medida de colores o espectro). Toma nota del brillo de la galaxia (*Apparent magnitude*, cuanto más pequeña más brillante) y, con el cursor en el centro de la línea de la izquierda de las dos que aparecen en pareja en el espectro, anota su longitud de onda λ (*Wavelength*). Esta línea (K) es un hueco en el espectro producido por átomos de calcio que absorben fotones estelares; en el laboratorio tiene una longitud de onda $\lambda_0 = 3933.7 \text{ \AA}$, pero verás que en tu galaxia aparece con una longitud de onda mayor, es decir, desplazada hacia el rojo (*redshift*) por efecto Doppler, lo que indica que la galaxia se está alejando de nosotros.

PASO 2) Calcular la distancia a la galaxia a partir del brillo aparente y su velocidad de alejamiento a partir del desplazamiento Doppler. Representar distancia frente a velocidad para verificar la expansión del universo (ley de Hubble).

La magnitud aparente (m) de un objeto celeste (el brillo con que lo vemos desde Tierra) depende de dos factores: su luminosidad intrínseca y su distancia a la Tierra. Conocidas la luminosidad (para esta práctica se han elegido galaxias de igual luminosidad, representada por el valor $M = -22$) y la magnitud aparente, se puede obtener la distancia (D) en megapársecs ($1 \text{ Mpc} = 3.1 \times 10^{19} \text{ km}$) mediante la relación $M - m = 5 - 5 \log D$, es decir:

$$D = 10^{\frac{m - M + 5}{5}}$$



El desplazamiento Doppler es una medida de la velocidad a la que se acerca o aleja un objeto y viene dado por la expresión:

$$V/c = (\lambda - \lambda_0) / \lambda_0 \quad , \quad \text{es decir, } V = c (\lambda - \lambda_0) / \lambda_0$$

Para ahorrar tiempo, la Hoja de Cálculo está preparada para hacer estos cálculos por ti. Sólo has de introducir la lista de magnitudes aparentes (m) y longitudes de onda (λ) y automáticamente aparecerán las velocidades de las galaxias en km/s y sus distancias en Mpc y en km. Opcionalmente, con una consulta a cualquiera de las bases de datos citadas se pueden obtener listados actualizados de distancias y velocidades de galaxias. Una representación gráfica de las distancias galácticas frente a velocidades de recesión mostrará que existe una relación lineal entre ambas, lo que prueba la expansión del universo: las galaxias más lejanas se alejan de nosotros más deprisa.

PASO 3) De la gráfica de la ley de Hubble, deducir la edad actual del universo.

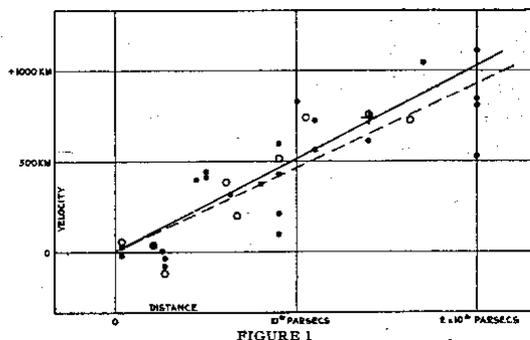
Suponiendo que el universo se expande con velocidad uniforme y usando la correspondiente relación entre velocidad, distancia y tiempo (movimiento rectilíneo uniforme), podemos calcular el tiempo transcurrido desde el comienzo:

$$t = \frac{D}{V} .$$

Pero para este cálculo, en vez de utilizar la distancia y velocidad de una sola galaxia, que están sujetas a grandes incertidumbres, usaremos la información del conjunto de galaxias observadas. Eligiendo convenientemente los ejes (V en eje X , D en eje Y) y las unidades (V en km/s, D en km), la relación lineal observada ($Y = a X$) se escribe como $D = t V$, por lo que la pendiente de la recta nos dará la edad del universo t en segundos. La Hoja de Cálculo nos permitirá encontrar la recta que mejor se ajusta a nuestros datos y nos dará el valor de su pendiente. Dividiendo entre los 31.6 millones de segundos que tiene un año, obtendremos los años transcurridos desde el inicio del universo.

Notas:

- i) Actualmente se cree que el universo se expande con velocidad no uniforme y su edad estimada es de 13.7 Gigaaños.
- ii) Si se invierten los ejes (D en eje X , V en eje Y) la pendiente obtenida $H_0 = 1/t$ se llama constante de Hubble y su valor actual se sitúa alrededor de 71 km/s/Mpc.



Gráfica de Hubble (1929)



CUESTIONES

1. ¿Qué podemos concluir sobre el Universo en su conjunto a partir de los resultados obtenidos? Comenta en particular sobre el hecho de que todas estas galaxias parezcan alejarse de la Tierra.
2. Explica cómo podríamos usar la Ley de Hubble para estimar distancias extragalácticas. Por ejemplo ¿a qué distancia de nosotros estaría una galaxia que se alejara a 400 km/s?
3. La estimación de la edad de Universo que habéis hecho está basada en la interpretación de la Ley de Hubble como evidencia de la expansión del Universo y la teoría del *Big Bang*, suponiendo que esta expansión se ha producido a un ritmo constante. Sin embargo, si la velocidad ha ido creciendo (expansión acelerada), ¿la verdadera edad del Universo será mayor o menor que esta estimación? ¿Por qué?
4. ¿Por qué conviene usar grandes telescopios para medir la edad del Universo?