
CUADERNO DE PRÁCTICAS
FÍSICA y QUÍMICA
1º Bachillerato



Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. CUADERNO DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO.	2
1.1. EL TRABAJO EXPERIMENTAL.	3
1.2. PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES.	6
1.3. ESTRUCTURA DE LA MATERIA.	8
1.4. ORDENACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.	10
1.5. ENLACE IÓNICO y METÁLICO.	12
1.6. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.	14
1.7. QUÍMICA DEL CARBONO.	16
1.8. TERMODINÁMICA.	18
1.9. MOVIMIENTO I. CINEMÁTICA.	20
1.10. MOVIMIENTO II. DINÁMICA.	22
1.11. CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA	24
1.12. INDUCCIÓN ELECTROMAGNÉTICA	26

Capítulo 1

CUADERNO DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO.

Desarrollo de las prácticas llevadas a cabo en el curso de Física y Química de Primero de Bachillerato que cubrirían los objetivos experimentales de la asignatura.

Es posible que no se puedan llevar a cabo todas las prácticas de laboratorio programadas, no obstante, en la medida de lo posible, el profesor elegirá y marcará el desarrollo de cada investigación, de tal forma que se cumplan con los objetivos experimentales marcados por el departamento en dicha materia.

1.1. EL TRABAJO EXPERIMENTAL.

CÁLCULO DE DENSIDADES A PARTIR DE MEDIDAS DE MASAS Y VOLÚMENES

■ *INTRODUCCIÓN*

La densidad es una propiedad intrínseca de las sustancias, de ahí que gracias a ella se pueden identificar y distinguir unas de otras. La densidad se define como la masa que tiene 1 m^3 de cualquier sustancia. Matemáticamente se expresa como

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Donde ρ es la densidad, m es la masa en kilogramos y V es el volumen en m^3 , por tanto las unidades de la densidad en el S.I. de unidades es $\left[\frac{kg}{m^3}\right]$, aunque en química y física se utiliza muy a menudo las dimensiones de $\left[\frac{g}{cm^3}\right]$.

■ *DETERMINACIÓN DE DENSIDADES EN SÓLIDOS*

Para esta experiencia disponemos de tres sólidos distintos. Una vez hallada la densidad de éstos se compara con la tabla de densidades del laboratorio para averiguar los tres sólidos problema. La densidad se va a determinar mediante medidas experimentales de sus correspondientes masas y volúmenes.

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Balanza electrónica.
2. Vaso de precipitados.
3. Probetas.
4. Pipetas.
5. Sólidos problemas.

• PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS

1. Mide la masa del sólido en la balanza.
2. Cálculo del volumen:
 - o Añade a la probeta una cantidad de agua hasta la mitad de su capacidad anotando el volumen de agua que has puesto. Enrase correctamente teniendo en cuenta el menisco descendente del agua.
 - o Introduce el sólido y anota de nuevo el volumen.
 - o Si restamos ambos volúmenes obtenidos obtenemos el volumen del sólido problema.
3. Con los datos obtenidos, halla la densidad del sólido y comparala con la tabla de densidades
4. Completa la siguiente tabla:

Experiencia	Masa (g)	Volumen (cm^3)	ρ (g/cm^3)	ρ (kg/m^3)	¿Sólido?
1					
2					
3					

■ DETERMINACIÓN DE DENSIDADES EN LÍQUIDOS

De igual forma que antes, ahora vamos a hallar la densidad del agua a partir de sus medidas experimentales de su correspondiente masa y volumen. En este caso se realizarán distintas medidas de masa y volumen que nos darán varios datos de densidad que deben ser muy parecidos. Actuando así, el resultado obtenido será más fiable.

• MATERIAL NECESARIO

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Balanza electrónica.
2. Vaso de precipitados.
3. Probetas.
4. Pipetas.

• PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS

1. Coloca el vaso de precipitados vacío en la balanza electrónica y tálala (poner a cero la alanza).
2. Con ayuda de la pipeta, coge 5 ml de agua y échala en el vaso de precipitados, anota la masa en el tabla adjunta.
3. Repite la misma operación con los siguientes volúmenes: 10, 15, 20 y 25 ml.
4. Completa la siguiente tabla:

Medida	Masa (g)	Volumen (cm^3)	ρ (g/cm^3)	ρ (kg/m^3)
1		5		
2		10		
3		15		
4		20		
5		25		

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. ¿Qué significa enrasar? ¿Cómo se enrasa correctamente en una probeta?
2. Con las distintas medidas halladas para encontrar la densidad del agua, haz una representación gráfica (m-V). ¿Qué tipo de representación obtienes? ¿Puedes sacar alguna conclusión?
3. Halla el valor medio de la densidad del agua con los datos de las densidades obtenidas en las 5 medidas.
4. La densidad es una propiedad característica de las sustancias, ¿Podrías identificar sustancias puras desconocidas por medio de la densidad? Justifica la respuesta.
5. ¿Expresa el resultado de la densidad teniendo en cuenta el error relativo que se produce cuando realizamos la medida?

1.2. PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES.

PREPARAR DISOLUCIONES DE ÁCIDOS Y BASES

■ *INTRODUCCIÓN*

Las reacciones y operaciones químicas, tanto en la industria como en los laboratorios se llevan a cabo, generalmente, entre disoluciones. Como ya se sabe, una disolución es una mezcla homogénea de las moléculas, átomos o iones de dos o más sustancias diferentes, que reciben el nombre de componentes de la disolución. La mayoría de las disoluciones contienen dos componentes, en general se denomina disolvente al que se encuentra en mayor proporción o bien al que no cambia de estado.

La concentración de la disolución es la masa o volumen de soluto que se encuentra en una determinada cantidad (masa o volumen) de disolvente o disolución. Se puede expresar de muchas formas: molaridad, g/L, % peso, % en volumen, molalidad, . . . , Aunque la expresión de la concentración más común en química es, la **molaridad**,

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{V(\text{litros})}$$

● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Ácido nítrico (HNO_3)
2. Ácido sulfúrico (H_2SO_4)
3. Ácido acético (CH_3COOH)
4. Hidróxido sódico (NaOH)
5. Carbonato de sodio (Ca_2CO_3)
6. Amoníaco (NH_3)

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Vaso de precipitados.
2. Matraz aforado.
3. Varilla y vidrio de reloj.
4. Pipeta y aspirapipeta.
5. Embudo.
6. Balanza y espátula.

■ PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS

Vamos a preparar 250 mL de disolución de ácido nítrico 0,04 M, 250 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,04 M y 250 mL de hidróxido sódico 0,04 M. También debemos preparar 100 mL de ácido acético 0,04 M, 100 mL de carbonato de sodio 0,04 M y 100 mL de amoníaco 0,04 M.

Para ello, lo primero es hacer el cálculo teórico de la cantidad que necesitamos en cada caso de soluto y según partamos de reactivo puro o de una disolución más concentrada saber que masa o volumen tenemos que tomar.

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. Explica en cada caso el cálculo que realizas para calcular la masa o el volumen necesario para preparar la disolución
2. Explica el procedimiento experimental que sigues para preparar cada disolución.
3. Explica si en el proceso de la disolución del soluto se ha desprendido calor o no. ¿Qué nombre recibe cuando una reacción desprende calor?

1.3. ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

ENSAYOS A LA LLAMA

■ *INTRODUCCIÓN*

El ensayo a la llama para la detección de los metales más comunes (sodio, calcio, estroncio, bario, potasio, cobre, magnesio, hierro) se basa en el hecho de los electrones externos de los metales -o sus iones- al ser calentados por la llama, experimentan transiciones electrónicas que provocan la emisión de la luz característica del espectro de emisión de cada metal. Típicamente el sodio es amarillo, el calcio amarillo anaranjado, el boro y el cobre generan colores verdes, y así sucesivamente.

El ensayo a la llama es una técnica cualitativa, basada en la memoria visual, y, sobre todo, porque los colores detectados son difícilmente reproducibles con exactitud: existe el problema de la contaminación de la muestra, con la casi ubicua aparición del amarillo de sodio, que enmascara los otros colores, incluso si el sodio está en cantidades minúsculas, y la contribución al color final del propio combustible utilizado para generar la llama.

● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Cloruro de sodio (NaCl)
2. Sulfato cuprico (CuSO₄)
3. Tricloruro de hierro (FeCl₃)
4. Cloruro de cobre (I) (CuCl)
5. Metanol (CH₃OH)

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. 4 capsulas de porcelana.
2. Mechero.
3. Pipeta.
4. Balanza y espátula.

■ *PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS*

Con una pipeta tomamos 10 ml de metanol y lo vertimos en una capsula. Repetimos esta operación en cada capsula de porcelana. Posteriormente, disolvemos 5 gramos de cada reactivo en cada uno de los recipientes. Cuatro

recipientes y cuatro reactivos.

Con el mechero calentamos cada capsula y observamos el color característico de cada sal.

Compuesto	Color inicial	Color final
NaCl		
CuSO ₄		
FeCl ₃		
CuCl		

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. Complete la tabla con los reactivos y el color de cada llama.
2. Explique el mecanismo por el que se produce la coloración de la llama. ¿Por qué se usa metanol y no etanol?
3. Al principio casi todas las llamas son iguales. ¿Por qué?
4. Al avanzar el experimento, las llamas cambian y cada evaporador tiene una pauta característica. ¿Por qué?

1.4. ORDENACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

REACTIVIDAD DE LOS ÁCIDOS SOBRE LOS METALES ALCALINOS

■ *INTRODUCCIÓN*

Los elementos que caen en un mismo grupo tienen una configuración electrónica de valencia semejante. Este hecho, les confiere unas propiedades químicas similares a todas esas sustancias.

El objetivo de la práctica consiste en observar si un ácido reacciona, y con que velocidad, con los metales alcalinos. En los casos que se produzca reacción, se deberá escribir la ecuación química correspondiente.

● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Metales alcalinos (Li, Na, K y Rb)
2. Ácido clorhídrico (HCl)

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. 4 tubos de ensayo.
2. Gradilla.
3. Pipeta.

■ *PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS*

Preparamos una disolución de 20 ml 1 M de HCl. Se vierte 3 ml de disolución de ácido clorhídrico 1 M en cada uno de los tubos de ensayo.

Se introducen trozos aproximadamente iguales (y pequeños) de varios metales, cada uno en un tubo de ensayo diferente, observando y anotando en una tabla la velocidad de reacción (hasta consumirse el metal), la reacción química de cada uno de ellos y las observaciones que se consideren oportunas.

Metal	Velocidad reacción	Reacción química	Observaciones
Li			
Na			
K			
Rb			

■ **ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS**

1. Complete la tabla especificada en el procedimiento.
2. ¿Qué gas se desprende en cada una de los ensayos?
3. Hay desprendimiento de calor en las reacciones. ¿Qué nombre reciben ese tipo de reacciones?
4. Justifique las velocidades de reacción máxima y mínima de los reactivos.

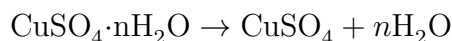
1.5. ENLACE IÓNICO y METÁLICO.

DETERMINACIÓN DEL AGUA DE CRISTALIZACIÓN DEL CuSO_4

■ *INTRODUCCIÓN*

El sulfato de cobre (II) es una sal que cristaliza en unos llamativos cristales romboédricos de color azul intenso. Esta sal está realmente hidratada. Al calentarla, pierde agua y su color desaparece tornándose de color blanco.

El objetivo de la práctica consiste en calcular la cantidad de moléculas de agua de hidratación que posee cada unidad de sulfato de cobre (II) para así, identificar su fórmula real.



● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Sulfato de cobre $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Crisol de porcelana.
2. Mechero Bunsen.
3. Desecador.
4. Balanza

■ *PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS*

En el crisol de porcelana, completamente seco y tarado, se pesa una cantidad de sulfato de cobre (II), anotando el error relativo en la pesada.

Se calienta el crisol encima de un triángulo de tierra refractaria y se tritura la sal a lo largo del proceso hasta obtener un polvo blanquecino. Lo enfriamos en un desecador y volvemos a pesar el sulfato seco.

La diferencia de peso nos dará la masa de agua de hidratación.

■ *ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS*

1. Calcular el valor de n.
2. ¿Por qué es necesario triturar la sal a la vez que se calienta?
3. ¿Por qué se deja enfriar el crisol en un desecador y no al aire?
4. ¿Cuál es el signo de las entalpías de deshidratación e hidratación del sulfato de cobre?, ¿cómo se denominan ambos procesos?
5. ¿Qué ocurre si al sulfato seco le añadimos agua?

1.6. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.

ESTUDIO DE UNA REACCIÓN DE PRECIPITACIÓN

■ *INTRODUCCIÓN*

Como ya sabemos las reacciones y operaciones químicas se llevan a cabo, generalmente, entre disoluciones (mezcla homogénea de las moléculas, átomos o iones de dos o más sustancias diferentes). La mayoría de las disoluciones contienen dos componentes, en general se denomina disolvente al que se encuentra en mayor proporción o bien al que no cambia de estado.

La concentración de la disolución es la masa o volumen de soluto que se encuentra en una determinada cantidad (masa o volumen) de disolvente o disolución. Se puede expresar de muchas formas: molaridad, g/L, % peso, % en volumen, molalidad, . . . , Aunque la expresión de la concentración más común en química es, la **molaridad**,

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{V(\text{litros})}$$

En esta práctica vamos a preparar un soluto sólido en disolvente líquido.

■ *PREPARACIÓN DE LAS DISOLUCIONES*

En esta práctica vamos a preparar dos disoluciones de solutos sólidos en disolvente líquido para posteriormente producir una reacción química entre ellas, su reacción dará lugar a un compuesto sólido nuevo que habrá que retirar por filtración a presión normal y calcular el rendimiento de la reacción.

● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Yoduro de potasio (KI)
2. Nitrato de plomo (II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$)

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Vaso de precipitado, matraz aforado de 100 mL, varilla y vidrio de reloj.
2. Pipeta junto con aspirapipeta, espátula y papel de filtro.
3. Embudos de vidrio.
4. Balanza y centrifugadora.

■ PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS

Preparamos una disolución de volumen 100 mL de KI 0,5 M y otra de volumen 100 mL de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1 M.

Primero calculamos el soluto necesario en gramos y se pesa en la balanza con el vidrio de reloj, se disuelve totalmente en el vasode precipitados con agua destilada y se pasa a un matraz aforado ayudandonos de un embudo, por último añadimos agua destilada hasta el enrase.

Se toman 250 L de cada disolución y se mezclan en el vaso de precipitados, apareciendo un precipitado amarillo (PbI_2).

Para recoger el sólido formado se lleva a cabo una filtración normal con papel de filtro y embudo de vidrio, se lava el precipitado y se seca para pesar.

Se repite la misma reacción pero esta vez sobre un tubo de ensayo de centrifugado, añadimos 3 mL de cada disolución, una vez precipitado se centrifuga y se retira por decantación el agua, se lava y se vuelve a centrifugar. Se puede terminar de secar el precipitado con un papel de filtro y se pesa para calcular el rendimiento de la reacción.

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. Explica la técnica para enrasar.
2. Escribe y ajusta la reacción química que ha tenido lugar.
3. Debes calcular la masa teórica de yoduro de plomo (II) que se obtendría en la reacción, haciendo los cálculos estequiométricos con las cantidades utilizadas.
4. Calcula el rendimiento a partir de la masa obtenida experimentalmente y la teórica calculada:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa experimental}}{\text{masa teórica}} \cdot 100$$

1.7. QUÍMICA DEL CARBONO.

RECONOCIMIENTO DE ALDEHÍDOS Y CETONAS

■ *INTRODUCCIÓN*

Los aldehídos y las cetonas son compuestos orgánicos oxigenados que poseen en su estructura un grupo carbonilo, que procede del cambio de dos hidrógenos por un oxígeno en la cadena de hidrocarburos. Su estado de oxidación es intermedio entre los alcoholes y los ácidos orgánicos, por ello podrían actuar como oxidantes o como reductores, según las circunstancias; pero el poder reductor (facilidad para oxidarse y reducir a otro) es mucho más potente en los aldehídos y eso es lo que pretende demostrar esta práctica de laboratorio.

Aunque las cetonas son mucho más difíciles de oxidar, con oxidantes enérgicos, como dicromato o permanganato potásico, podrían llegar a hacerlo igual que los aldehídos. En este caso, se tendría que romper la molécula en la oxidación.

Por eso, para distinguir aldehídos y cetonas tenemos que emplear oxidantes suaves, que sí oxidan a los aldehídos pero no a las cetonas. Dichos oxidantes débiles pueden ser los iones plata (reactivo de Tollens) o iones cúprico (reactivo de Felhing) que se reducen a plata y a cobre respectivamente.

En esta práctica vamos a realizar el ensayo con el reactivo de Felhing.

● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Acetona.
2. Formaldehído.
3. Sulfato de cobre (II).
4. Tartrato sódico potásico.
5. Hidróxido sódico.
6. Agua.

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Tubos de ensayo.
2. Balanza.
3. Espatula.
4. Vidrios de reloj.

5. Mechero Bunsen y pinzas para calentar los tubos de ensayo.

■ **PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS**

Preparamos las disoluciones Felhing:

Felhing A: Disolvemos unos 4 gr de sulfato de cobre (II) en 100 ml de agua.

Felhing B: Se disuelven en 100 ml de agua 18 gr de tartrato sódico potásico y 6 gr de hidróxido sódico en lentejas.

Colocamos en un tubo de ensayo 3 ml de reactivo de Felhing A y otros 3 ml de Felhing B. Añadimos 5 ml de disolución de formaldehído y calentamos suavemente la mezcla. Hacemos lo mismo con la acetona en otro tubo de ensayo.

■ **ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS**

1. Anote que ha ocurrido en las dos disoluciones, cambio de color, olor,...
2. ¿Por qué aparece un precipitado de color rojo?. Busca en internet la reacción que se ha producido.
3. ¿Por qué los aldehídos presentan una mayor facilidad a la oxidación que las cetonas?
4. La formación de aldehídos por oxidación de alcoholes primarios tiene un bajo rendimiento, ocurriendo todo lo contrario en la oxidación de un alcohol secundario a cetona. ¿Puedes dar una explicación satisfactoria a este hecho?

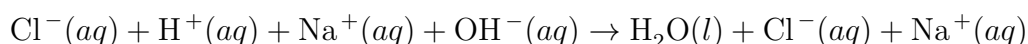
1.8. TERMODINÁMICA.

DETERMINACIÓN DE LA ENTALPIA DE REACCIÓN ENTRE NaOH SÓLIDO Y HCl EN DISOLUCIÓN.

■ ***INTRODUCCIÓN***

El calor de reacción, en este caso de neutralización, puede realizarse en un calorímetro provisto de un termómetro y un agitador para homogeneizar la mezcla. A este tipo de calorímetros se llaman, calorímetro de mezclas.

En la reacción de neutralización de un ácido fuerte y una base fuerte se produce la siguiente reacción,



Cómo vemos, los iones cloruro y del sodio no intervienen y su calor de dilución podemos despreciarlo al ser muy pequeño. En este experimento se prescinde del cálculo del equivalente en agua del calorímetro ya que la experiencia nos dice que es un valor difícil de determinar y con resultados a veces dispares. Esto conlleva que los resultados experimentales que se obtienen pueden diferir de los de la bibliografía entre un 5 % y un 10 %.

● ***REACTIVOS NECESARIOS***

1. Hidróxido de sodio, NaOH.
2. Ácido clorhídrico, HCl.
3. Agua destilada.

● ***MATERIAL NECESARIO***

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Calorímetro.
2. 2 vasos de precipitados de 250 ml.
3. Termómetro.
4. Pipeta y probeta.
5. Balanza y espátula.

■ ***PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS***

Se preparan dos disoluciones de 50 ml, 5 M del ácido y de la base. En la preparación de disoluciones usaremos las técnicas desarrolladas en el tema de

estequiometría.

Medimos la temperatura de ambas disoluciones con una precisión de 0,1 °C, t_1 . La temperatura de ambas debe ser la misma. Se vierten las dos disoluciones sobre el calorímetro (ácido sobre base) y se agitan convenientemente. Se anota la temperatura hasta que alcance un valor máximo, t_2 .

Se realizan los cálculos, suponiendo que el calor específico de la mezcla que reacciona es igual a la del agua: 4,18 J/(°C g). Siendo las densidades de las disoluciones 1,08 g/mL y 1,18 g/mL para el HCl y el NaOH respectivamente.

$$\Delta H = m \cdot 4,18 \cdot (t_2 - t_1) \text{ J}$$

Siendo m la masa de la mezcla.

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. Calcular la entalpía de disolución en kJ/mol. ¿Es la reacción exotérmica o endotérmica?
2. Calcular la entalpía de disolución a partir de la ley de Hess.
3. Comparar los resultados teóricos con los obtenidos experimentalmente.
4. Analizar fuentes de error. Mediciones de la temperatura, errores en la determinación de la masa o en el volumen de las disoluciones, ...
5. Compare los valores obtenidos, con el dado por las tablas, 56,8 kJ/mol y calcule el error cometido.

1.9. MOVIMIENTO I. CINEMÁTICA.

ESTUDIO DE UN MOVIMIENTO RECTILÍNEO UNIFORMEMENTE ACELERADO.

■ ***INTRODUCCIÓN***

El objetivo de esta experiencia consiste en comprobar que el valor de la aceleración que experimenta un cuerpo que se deja caer por un plano inclinado es constante e independiente de la altura de partida. Para realizar esta práctica suponemos que no existe rozamiento y, además, el resultado obtenido no es la aceleración de la gravedad, sino una componente de ella.

Las características de un movimiento uniformemente acelerado son: **trayectoria rectilínea y aceleración constante**. Las expresiones fundamentales que definen dicho movimiento son:

$$v_f = v_0 + at \qquad s = s_0 + v_0t + \frac{1}{2}at^2$$

Como en este caso, la bola se va a dejar caer y consideramos que el espacio inicial recorrido es cero, nos queda $s_0 = 0 \text{ m}$ y $v_0 = 0 \text{ m/s}$.

■ ***MATERIAL NECESARIO***

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Bola de acero y carril de aluminio.
2. Cronómetro y cinta métrica.
3. Soporte de hierro, nuez doble y pinza para variar la inclinación (regular la altura).

■ ***PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS***

- Inclina el carril, con ayuda de los soportes, de manera que la bola tarde unos 5 s en recorrerlo. Deja deslizar la bola con velocidad inicial nula.
- Toma cuatro espacios distintos sobre el carril de aluminio y mide cuatro veces el tiempo para cada espacio recorrido por la bola. Realiza el calculo con distintas inclinaciones del carril.
- Recuerda que la bola se suelta desde la zona superior sin empujarlo, es decir ($v_0 = 0 \text{ m/s}$), y a la vez se pone en marcha el cronometro. Cuando llegue al final del plano formado se para el cronometro y anotamos el tiempo que tarda en recorrer la distancia.

- Completa la siguiente tabla:

	s(m)	t(s)	t(s) (valor medio)	$a = \frac{2s}{t^2} (m/s^2)$	$v(m/s)$
1					
2					
3					
4					

■ **ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS**

1. Dibuja de forma genérica las gráficas s-t, v-t y a-t correspondientes a un movimiento rectilíneo uniformemente acelerado.
2. Calcula mediante la aplicación de la segunda ley de Newton la aceleración teórica de la bola. ¿Por qué se diferencian los valores teóricos de los experimentales? ¿De qué depende la aceleración de la bola?
3. Realiza las gráficas s-t y v-t de esta práctica y compáralas con las gráficas teóricas del ejercicio 1.
4. Influye la masa del objeto en la aceleración ¿Influye el ángulo de inclinación?, si es así, ¿de qué manera?.

1.10. MOVIMIENTO II. DINÁMICA.

ESTUDIO DE UN CUERPO ELÁSTICO. LEY DE HOOKE.

■ **INTRODUCCIÓN**

Las fuerzas aplicadas sobre un objeto, como todas las magnitudes físicas, se pueden calcular o medir. Para los cuerpos elásticos se puede utilizar un aparato diseñado a tal efecto llamado **dinamómetro**. Esencialmente, consta de un resorte elástico colocado dentro de un tubo que tiene una escala exterior, al no aplicar ninguna fuerza el dinamómetro marca cero, pero si se aplica una fuerza en el extremo del resorte, éste se alarga señalando una medida que es el valor de la fuerza responsable del estiramiento del muelle.

Los cuerpos elásticos pueden deformarse y volver a recuperar sus características cuando cesa la fuerza resultante. Este hecho fue estudiado por Robert Hooke enunciándolo de la siguiente manera: *La deformación de un cuerpo elástico es directamente proporcional a la fuerza que lo produce.*

En esta práctica vamos a estudiar la variación de longitud que experimenta un muelle sometido a una fuerza de tracción, así como calcular su constante de elasticidad mediante la aplicación de la Ley de Hooke.

■ **MATERIAL NECESARIO**

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Dinamómetro y soporte para el dinamómetro.
2. Portapesas con pesas de varias masas.
3. Regla y papel milimetrado.
4. Muelle.

■ **PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS**

- Se cuelga el muelle de la pinza y se van colgando sucesivas pesas cuyo valor (peso) se calcula a partir de sus masas (50, 100, 150, 200 y 250 g) o por medición directa con un dinamómetro. Para el cálculo teórico recuerda la relación entre el peso y su masa.
- Para cada peso se mide la deformación provocada en el muelle.
- Completa la siguiente tabla:

Masa (Kg)					
Fuerza (N)					
Longitud (m)					
Δ longitud (m)					

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. Haz una definición para distinguir entre cuerpos rígidos, elásticos y plásticos.
2. Explica en que consiste un dinamómetro.
3. Busca información sobre Robert Hooke, sus investigaciones en distintos campos, su relación con Newton y sus estudios sobre la acción de fuerzas en cuerpos elásticos que culminan con la ley que lleva su nombre.
4. Representa gráficamente en papel milimetrado la F (peso) frente a Δl . Si obtienes una recta habrás confirmado lo que enunció Hooke con su ley.
5. Calcula la constante elástica del resorte utilizando el método gráfico y el método analítico. compara ambos resultados. Expresa el resultado de la constante de elasticidad en N/cm y en sistema internacional de unidades.
6. Calcula el peso del cuerpo metálico (esfera o cilindro) con el dinamómetro cuya constante has calculado, a partir de la ley de Hooke y a partir de la gráfica que obtuviste.

1.11. CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA

PRINCIPIO DE CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA

■ *INTRODUCCIÓN*

El objetivo de esta experiencia consiste en comprobar si el principio de conservación de la energía mecánica es aplicable en cualquier situación y si no es así, reflexionar sobre las causas que pueden perturbar este principio fundamental de la física.

La energía se conserva mientras no actúen sobre nuestro sistema fuerzas externas. Teniendo en cuenta que la energía mecánica es la suma de la energía cinética y la energía potencial, hemos de comprobar como se transforma la energía potencial en cinética o viceversa.

■ *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Dos células fotoeléctricas.
2. Soporte metálico con dos nueces.
3. Balanza.
4. Bola de acero.
5. Regla de madera.

■ *PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS*

- Obtén en la balanza la masa de la bola.
- Mide con la regla la altura entre las dos células fotoeléctricas. La célula que se encuentra en el punto más alto la llamamos célula A y la que está a menor altura célula B.
- Coloca la bola inmediatamente encima de la célula fotoeléctrica A, dejala caer de manera que su velocidad inicial sea cero y que la célula fotoeléctrica B marque el tiempo de caída.
- Repite la experiencia cuatro veces y determina el tiempo medio de caída.

- Completa la siguiente tabla:

masa	$\Delta h(m)$	t(s)	t(s) (valor medio)	$v = gt_m(m/s)$	$E_{pA} = mgh(J)$	$E_{cB} = \frac{1}{2}mv^2(J)$
$m_1 =$						
$m_2 =$						

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. Calcula la energía mecánica en el punto A y en el punto B, ¿es igual la energía mecánica en ambos puntos?, ¿Se conserva la energía mecánica?, si no es así, ¿a qué puede ser debido? .
2. ¿Se transforma la energía potencial gravitatoria en energía cinética?.
3. Enuncia el principio de conservación de la energía mecánica.

1.12. INDUCCIÓN ELECTROMAGNÉTICA

GENERACION DE CORRIENTE ALTERNA. LEY DE FARADAY.

■ *INTRODUCCIÓN*

El objetivo de esta experiencia consiste en comprobar la generación de energía eléctrica mediante el movimiento de un imán dentro de un metal. En este caso, el metal será una bobina formada por un número de espiras compuestas de cobre.

La energía se conserva mientras no actúen sobre nuestro sistema fuerzas externas. Teniendo en cuenta la energía mecánica, hemos de comprobar como se transforma la energía del movimiento en energía eléctrica.

■ *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Amperímetro.
2. Bobinas de 2000 espiras.
3. Bobinas de 1000 espiras.
4. Cables de conexión.
5. Imán.

■ *PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS*

- Conecta la bobina al amperímetro con los cables de conexión.
- Pon el amperímetro en la escala de 0,5 mA. Observa la indicación de la aguja. Introduce lentamente el polo Norte del imán (color rojo) en el interior de la bobina. Déjalo quieto dentro de ésta, apoyado en la mesa.
- Saca lentamente el imán del interior de la bobina. Observa el amperímetro.
- Repite las operaciones anteriores, dándole la vuelta al imán, introduciendo el polo Sur de éste en la bobina.
- Repite todo lo anterior pero moviendo el imán rápidamente.

- Deja fijo el imán apoyado verticalmente en la mesa. Coge la bobina con la mano y muévela para arriba y para debajo de modo que el imán quede, alternativamente, dentro y fuera de la bobina.

▪ ***ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS***

1. ¿Se induce una corriente eléctrica al mover un imán de una bobina?, ¿Y si lo que se mueve es la bobina, dejando fijo el imán?
2. ¿Circula corriente eléctrica cuando se deja el imán quieto dentro de la bobina?
3. ¿El sentido de la corriente es siempre el mismo o depende de si el imán que se acerca o aleja de la bobina?
4. El sentido de la corriente inducida depende/ no depende del polo del imán que se acerca
5. Cuanto más deprisa se mueve el imán mayor/menor es el valor de la corriente inducida.