
CUADERNO DE PRÁCTICAS
FÍSICA y QUÍMICA
3º ESO



Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

| | |
|--|----------|
| 1. CUADERNO DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO. | 2 |
| 1.1. EL LABORATORIO DE CIENCIAS. | 3 |
| 1.2. LA INVESTIGACIÓN CIENTÍFICA. | 9 |
| 1.3. PROPIEDADES DE LA MATERIA. | 11 |
| 1.4. METODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS. | 14 |
| 1.5. ESTRUCTURA DE LA MATERIA. | 17 |
| 1.6. QUÍMICA ESTRUCTURAL. | 19 |
| 1.7. PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES. | 21 |
| 1.8. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS. | 23 |
| 1.9. MOVIMIENTO I. CINEMÁTICA.- MRUA. | 25 |
| 1.10. MOVIMIENTO II. CINEMÁTICA.- CAÍDA LIBRE. | 27 |
| 1.11. MOVIMIENTO III. DINÁMICA. | 30 |

Capítulo 1

CUADERNO DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO.

Desarrollo de las prácticas llevadas a cabo en el curso de Física y Química de Tercero de la ESO 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 LABORATORIO DE CIENCIAS.

NORMAS Y MATERIAL DE LABORATORIO.

Trabajar en el laboratorio exige cumplir con una serie de normas de seguridad que eviten accidentes. Las principales causas de peligro cuando se trabaja en el laboratorio son:

1. Moverse por el laboratorio de forma peligrosa
2. Cortarse con vidrios rotos
3. Quemarse con sustancias calientes
4. Intoxicarse con productos químicos

Por tanto, tenemos que cumplir una serie de normas generales y específicas a la hora de acudir al laboratorio. Su lectura es obligada por los alumnos antes de dirigirse a realizar una práctica. El incumplimiento de estas normas dará lugar a distintos tipos de sanciones en función del grado de peligrosidad.

NORMAS GENERALES

- Cada equipo de trabajo se responsabilizará de su zona de trabajo y de su material.
- Es conveniente la utilización de bata, ya que evita que posibles proyecciones de sustancias químicas lleguen a la piel y deterioros en sus prendas de vestir. Si la sustancia lo requiere, se utilizarán gafas de laboratorio y guantes de látex.
- Deben recogerse el pelo largo y quitarse anillos, cadenas y collares. Nunca deben llevarse lentillas sin gafas protectoras, pues retienen las sustancias corrosivas en el ojo.
- Por supuesto, en el laboratorio está terminantemente prohibido beber o comer.
- Muy importante: los datos experimentales se pierden con facilidad; cada componente del grupo debe anotarlos inmediatamente en su cuaderno de laboratorio.
- Con permiso del profesor y para luego utilizarlo en el informe de laboratorio se podrán hacer fotos de los productos obtenidos o de las técnicas utilizadas en la experiencia.

NORMAS DE UTILIZACIÓN DE PRODUCTOS QUÍMICOS

- Al utilizar un compuesto, compruebe en la etiqueta que es el que se necesita y comprobar su peligrosidad.
- No se deben coger los productos químicos del almacén, solicítelos.
- No devolver nunca a los frascos de origen los sobrantes de los productos utilizados sin consultar con el profesor.
- Los productos químicos no deben entrar en contacto con la piel ni con la boca. Compruebe su toxicidad en la etiqueta.
- No pipetear con la boca disoluciones o líquidos peligrosos. En ese caso, pipetear con la jeringuilla de pipeta.
- El trabajo con ácidos tiene normas especiales; consulte antes de trabajar con ellos.
- Los productos inflamables no deben estar cerca de puntos calientes y mucho menos cerca de una llama. Se deben calentar en un baño de agua caliente preparado sobre un con hornillo eléctrico.
- Ante cualquier vertido sobre la piel o la ropa, lávese inmediatamente con mucha agua y avise al profesor.

NORMAS EN LA UTILIZACIÓN DEL VIDRIO Y DE LA TEMPERATURA

- Cualquier material caliente no se distingue a simple vista del mismo material frío. Compruebe su temperatura antes de asirlo.
- Si se hace fuerza sobre un vidrio es fácil que se quiebre y se clave en sus manos. Debe proteger sus manos con guantes o trapos cuando se aplique fuerza a un vidrio, como al introducir tubos o termómetros a través de tapones.
- Al calentar un tubo de ensayo con una disolución, el líquido puede hervir de golpe y salir proyectado hacia un compañero. Hay que tener presentes dos normas:
 1. La boca debe apuntar hacia una pared o ventana, nunca hacia donde estén los compañeros.
 2. El tubo se calienta por un costado y agitando lentamente, nunca se calienta por la base.

- En caso de inflamarse la ropa o el pelo utilice la ducha de emergencia del laboratorio.
- El botiquín del laboratorio contiene lo necesario para los primeros auxilios de cortes y de quemaduras.

NORMAS DE UTILIZACIÓN DE LA BALANZA

- Antes de utilizar la balanza habrá que comprobar que está equilibrada y ajustada al cero.
- Al utilizar la balanza para pesar sólidos, se pondrá un vidrio de reloj o un papel de filtro sobre los platillos. Evidentemente, habrá que tener en cuenta su masa al hacer la pesada (tarar).
- Después de utilizar la balanza debe quedar puesta a cero y perfectamente limpia. Si los platillos se limpian con agua, deben secarse con papel de filtro.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

- Consulte antes de verter cualquier productos químicos de desecho por el desagüe.
- Los residuos líquidos que no sean contaminantes se verterán dejando correr abundante agua
- Los residuos líquidos contaminantes se verterán a los recipientes que hay en el laboratorio para tratarlos previamente y reducir su poder contaminante.
- Se evitará especialmente tirar por los desagües sólidos de pequeño tamaño. Todos los residuos sólidos y papeles deben depositarse en los bidones de basura.

SÍMBOLOS DE LOS PRODUCTOS QUÍMICOS



ATENCIÓN Puede significar toxicidad aguda, que es irritante para la respiración, la piel o los ojos, o que provoca mareos.



CORROSIVO Puede provocar quemaduras graves en la piel y daños oculares. También resulta corrosivo para los metales.



MUY NOCIVO Advierte de una sustancia cancerígena, que causa mutaciones o que puede llegar a ser mortal o muy dañina.



MORTAL Producto extremadamente tóxico y que en contacto con la piel o bien si se inhala o ingiere, puede ser letal.



PRESURIZADOS Gases bajo presión que pueden explotar cuando se calientan o refrigerados que son capaces de originar quemaduras criogénicas.



INFLAMABLE Sustancias que pueden inflamarse en contacto con el aire o el agua o que pueden entrar en combustión si se calientan.



GASES y también sólidos o líquidos oxidativos que pueden causar o intensificar una explosión o incendio.



EXPLOSIVO Sustancias explosivas, autorreactivas y peróxidos orgánicos que pueden causar una explosión cuando se calientan.



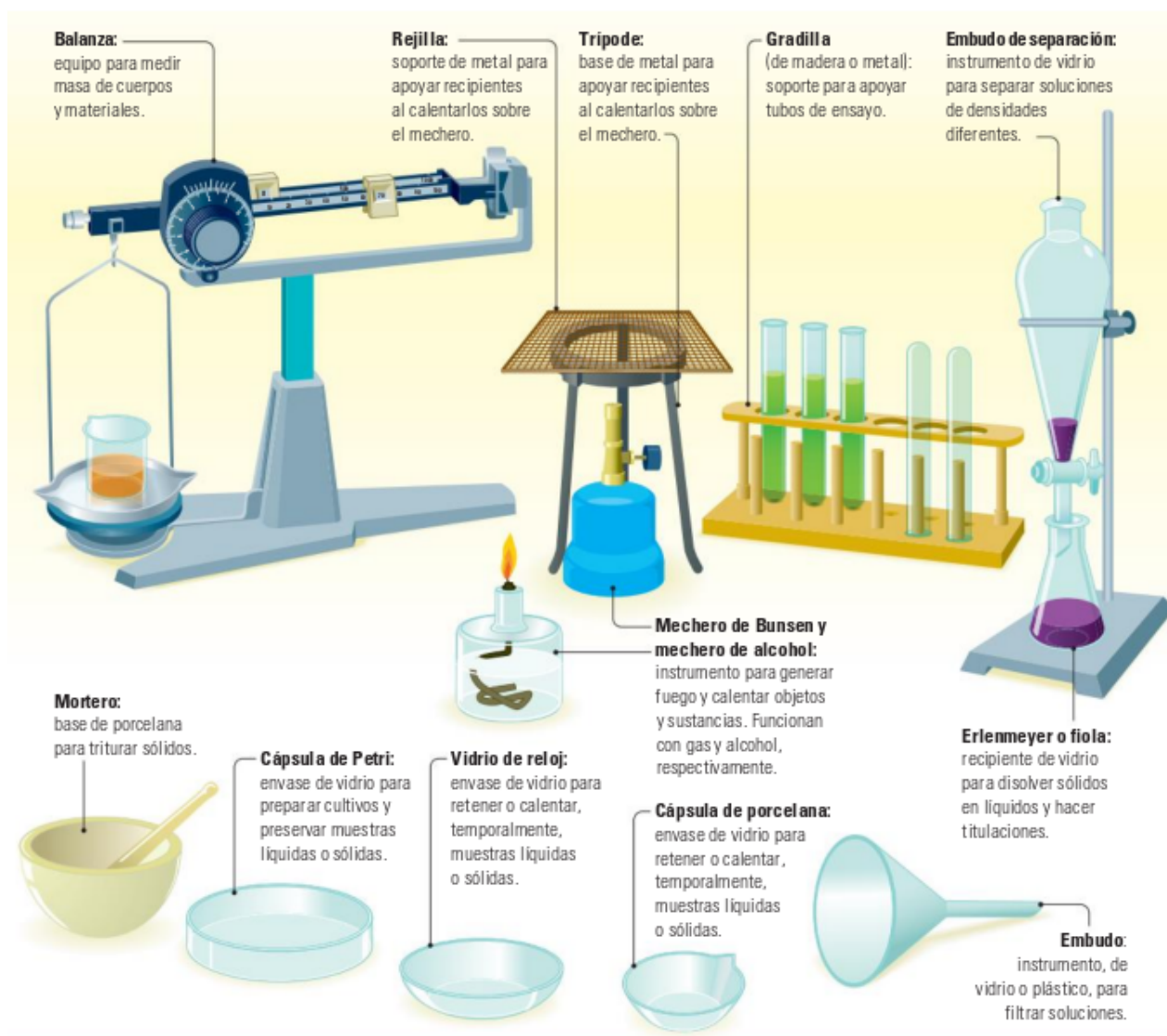
TÓXICA para el medioambiente y los organismos acuáticos.

■ Riesgo para la salud

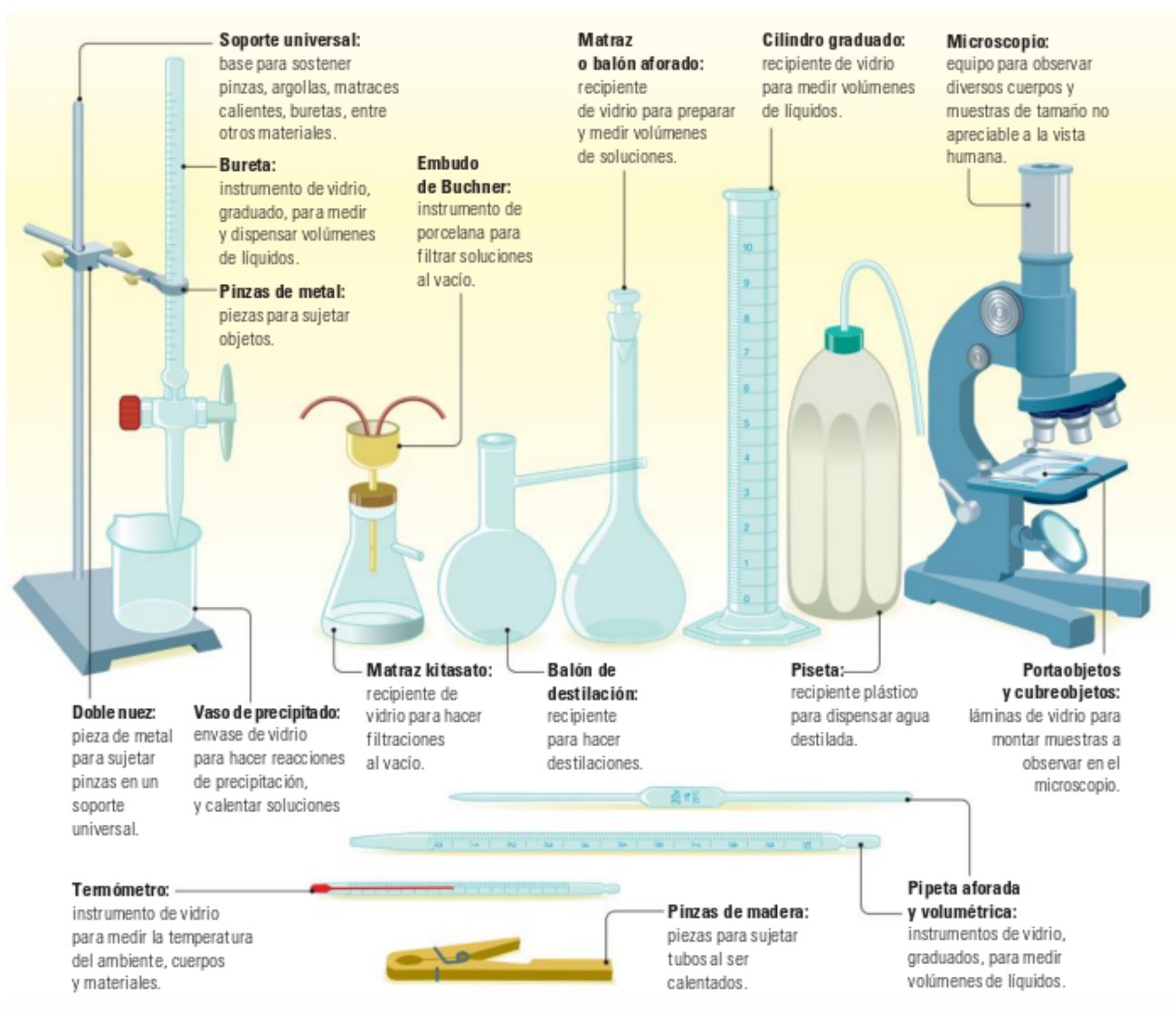
■ Explosivos, inflamables

■ Riesgo para el medioambiente

MATERIAL DE LABORATORIO I



MATERIAL DE LABORATORIO II



1.2. LA INVESTIGACIÓN CIENTÍFICA.

DETERMINACIÓN DEL PERIODO DE OSCILACIÓN DE UN PENDULO SIMPLE.

■ ***INTRODUCCIÓN***

Las leyes físico-matemáticas (fórmulas) que aparecen en los libros son el resultado de las investigaciones realizadas por científicos a lo largo de los siglos. Las magnitudes que aparecen en ellas están relacionadas entre sí por la ecuación matemática de dicha fórmula. Estas magnitudes pueden tomar diferentes valores, es decir, variar, y por eso se denominan **variables**. Hay tres tipos de variables:

- Variables independientes: Aquellas a las que le damos el valor que nos convenga en cada experimento.
- Variables dependientes: Aquellas cuyo valor depende del valor asignado a la variable independiente.
- Variables controladas: Aquellas que podemos *controlar* su valor mediante los instrumentos de medida.

■ ***DETERMINACIÓN DEL PERIODO DE OSCILACIÓN DE UN PENDULO DE LABORATORIO***

Un péndulo simple se compone de una masa suspendida de un hilo de longitud l que no se estira y que tiene una masa despreciable. Si el hilo está sujeto en un punto y se desplaza la masa de su posición de equilibrio comienza a oscilar formando un ángulo con la vertical. El tiempo de oscilación de vaivén de la masa se llama **periodo (T)**.

■ ***MATERIAL NECESARIO***

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Bola de acero.
2. Hilo.
3. Cronómetro.
4. Cinta métrica.

5. Semicírculo graduado para medir ángulos.

■ **PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS**

Deberás medir con el cronómetro el periodo del péndulo en diferentes experimentos donde modifiques las variables que intervienen en la investigación, por ejemplo, la longitud del hilo. Cada medida del periodo debes realizarla tres veces, tomando como valor medio la media aritmética de las tres.

Completa la siguiente tabla:

| Experimento | V. controladas | V. independientes | T(s) | T medio |
|-------------|----------------|-------------------|------|---------|
| 1 | m , l | φ_1 | | |
| | | φ_2 | | |
| | | φ_3 | | |
| 2 | m , φ | l_1 | | |
| | | l_2 | | |
| | | l_3 | | |
| 3 | φ , l | m_1 | | |
| | | m_2 | | |
| | | m_3 | | |

■ **ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS**

1. ¿Cuáles son las variables que intervienen en el periodo de oscilación del péndulo simple? Enuméralas y nómbralas.
2. ¿Cuál es la variable dependiente?
3. ¿De qué variable dependerá el periodo de oscilación del pendulo simple?.
4. Busca en internet o en los libros de texto, la forma analítica correspondiente al periodo de oscilación de un pendulo. Escríbela y corrobora el análisis experimental realizado en esta práctica.
5. Con esa expresión, calcula el valor de la gravedad terrestre. Para ello realiza el calculo de la gravedad con los tres casos experimentales de los que depende el periodo de un pendulo y halla la media de la gravedad.

1.3. PROPIEDADES DE LA MATERIA.

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:
 - 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.
 - Introduce el sólido y anota de nuevo el volumen.
 - 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 echala 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.

1.4. METODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS.

METODOS MECANICOS, CROMATOGRAFÍA y DESTILACIÓN.

■ *INTRODUCCIÓN*

En esta práctica vamos a realizar un estudio de distintas mezclas, tanto homogéneas como heterogéneas. Ya sabemos que las mezclas, en función de las distintas fases que podemos visualizar con el microscopio, se distinguen en homogéneas si sólo se observa una fase y en heterogéneas si se distinguen más de una fase. La separación de una u otra se tiene que realizar mediante técnicas distintas.

Para separar los componentes de una mezcla heterogénea podemos utilizar, entre otras técnicas, la **filtración** y la **decantación**. La filtración la utilizaremos para separar un sólido en el seno de un líquido en el cual no es soluble; sin embargo, la decantación se usa para la separación de dos líquidos inmiscibles cuya densidad es distinta.

La **cromatografía** es una técnica de separación de mezclas homogéneas que se basa en la distinta capacidad de ascensión sobre un capilar de los distintos componentes de la mezcla cuando son arrastrados los componentes por un fluido que se mueve a través de esos capilares.

La **destilación** provoca la separación de los componentes que forman una mezcla homogénea. Se basa en la diferencia de los puntos de ebullición de los componentes que forman la mezcla, así, el componente que tenga una menor temperatura de ebullición alcanzará antes la fase vapor y lo separaremos de la mezcla.

■ *MATERIAL NECESARIO*

1. Arena, sal común y limaduras de hierro.
2. Rotulador de tinta negra.
3. Vaso de precipitados y capsulas de porcelana.
4. Papel de filtro.
5. Agua y Alcohol.

■ **PROCEDIMIENTO**

1. Separación de los componentes de una mezcla heterogénea:

En esta primera parte vamos a separar los componentes de una mezcla heterogénea formada por **arena, sal común** y **limaduras de hierro**. Para ello es necesario conocer que únicamente la sal común es soluble en agua. Una vez separado el componente soluble de la mezcla procedemos a separar las limaduras de hierro y la arena con la utilización de un imán. El procedimiento es el siguiente:

- a) Se toma un poco de cada componente con una cucharilla y se echan en un vaso de precipitados.
- b) Añadimos agua, agitando con una varilla, hasta la disolución de la sal.
- c) Filtramos la mezcla para separar la sal de la arena y las limaduras de hierro. En este paso hay que realizar un cono con el papel de filtro para colocarlo en el embudo.
- d) Una vez filtrado el agua con la sal, el sólido que ha quedado en el papel de filtro pasamos a separarlo con el imán.

2. Cromatografía:

Mediante esta técnica vamos a separar los componentes que forman la tinta negra de un rotulador utilizando como capilares los poros del papel de filtro.

- a) Recortamos dos trozos de papel de filtro de forma cuadrada (10 cm de lado). En el centro del cuadrado dibujamos un punto negro (1 cm de radio) con el rotulador.
- b) Hacemos dos rollos de papel de filtro de una altura de 7 cm.
- c) Cuando se haya secado el círculo, doblamos el papel cuadrado en dos y realizamos un agujero en el centro de cada una de ellas, introducimos los rollos de tal forma que queden perpendiculares al papel cuadrado.
- d) Colocamos uno de los montajes en una capsula de porcelana a la que previamente hemos agregado agua hasta la mitad de su altura.
- e) Repetimos el paso d) con el montaje que nos queda pero agregando ahora en la capsula alcohol.

3. Destilación:

En una parte del laboratorio realizaremos la destilación de una bebida alcohólica. El vino es una mezcla homogénea formada por dos líquidos que son inmiscibles, el agua y el alcohol etílico.

▪ **ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS**

1. ¿En que se basa la filtración? Realiza un dibujo del montaje realizado para la filtración.
2. Describe un par de técnicas de separación, no utilizadas en la práctica, para la separación de una mezcla heterogénea.
3. ¿Cuántos colores o pigmentos componen la tinta negra?
4. Deja secar los cromatogramas obtenidos y pégalos en tu informe de laboratorio como resultado de esta práctica.
5. Realiza un dibujo del montaje utilizado en la destilación nombrando los elementos que lo forman.
6. ¿A qué temperatura comienza la destilación del etanol contenido en el vino?, ¿permanece constante la temperatura a lo largo de la destilación?.

1.5. 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?

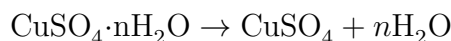
1.6. QUÍMICA ESTRUCTURAL.

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?

1.7. 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?

1.8. 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 vaso de 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:

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

1.9. MOVIMIENTO I. CINEMÁTICA.- MRUA.

ESTUDIO DE UN MOVIMIENTO RECTILÍNEO UNIFORMEMENTE ACELERADO.

■ ***INTRODUCCIÓN***

El objetivo de esta experiencia radica en estudiar el movimiento rectilíneo uniformemente acelerado desde un punto de vista personal, recorriendo 60 metros lisos. Para realizar esta práctica suponemos que no existe rozamiento con el aire y que la aceleración no varía.

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

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

Teniendo en cuenta que en esta práctica vamos a tomar como origen de espacios la línea de salida del corredor y que su velocidad inicial es nula,

$$s = \frac{1}{2}at^2 \qquad v_t = at$$

■ ***MATERIAL NECESARIO***

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Tú.

■ ***PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS***

- Con una cinta métrica medimos una distancia de 60 metros.
- En la salida se colocan los diferentes alumnos (uno a uno) y al final de los 60 metros, se coloca el profesor con un cronómetro.
- El profesor da la salida con un silbato y el alumno recorre los 60 metros.
- Paramos el crono cuando el alumno supere la línea de meta y a partir del tiempo cronometrado, el alumno con las expresiones del MRUA, puede calcular la aceleración que ha llegado en el recorrido y la velocidad final cuando cruza la meta.
- Repetir las mediciones 3 veces por cada estudiante.

- Completa la siguiente tabla:

| Medición | Espacio | Tiempo | $a = \sqrt{\frac{2s}{t^2}}$ | $v_t = at$ |
|----------|---------|--------|-----------------------------|------------|
| 1 | | | | |
| 2 | | | | |
| 3 | | | | |

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. Hallar la media de las tres mediciones para la aceleración y para la velocidad.
2. Dibujar las tres gráficas del movimiento en papel milimetrado. Espacio-Tiempo, Velocidad-Tiempo y Aceleración-Tiempo.
3. ¿Crees que la aceleración que has llevado en el recorrido ha sido constante?
4. Con los datos de la aceleración media obtenidos anteriormente, calcula el tiempo que tardarías y la velocidad final que llevarías en recorrer los 100 metros lisos.
5. Busca en internet, la aceleración y la velocidad final del atleta que tiene el record del mundo en los 100 metros lisos.

1.10. MOVIMIENTO II. CINEMÁTICA.- CAÍDA LIBRE.

CAÍDA LIBRE. TIEMPO DE REACCIÓN.

■ **INTRODUCCIÓN**

El objetivo de esta experiencia consiste en medir el tiempo de reacción en un campo gravitatorio. Para realizar esta práctica suponemos que no existe rozamiento con el aire.

Un objeto de masa m ubicado en el campo gravitatorio terrestre, cae obedeciendo las leyes de la mecánica newtoniana. La aceleración que experimenta el cuerpo, es independiente de la forma, masa o del tipo de material que lo compone. La fuerza gravitatoria, también llamada Peso, que ejerce la Tierra sobre el objeto es igual al producto de la masa por el valor de la aceleración de la gravedad g en ese lugar.

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

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

Como en este caso tenemos una caída libre, tenemos que hacer un cambio de nomenclaturas tanto para el espacio como para la aceleración. Pasando a ser h y g respectivamente.

$$v_t = v_0 + gt \qquad h = h_0 + v_0t + \frac{1}{2}gt^2$$

■ **MATERIAL NECESARIO**

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Regla.

■ **PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS**

- Un estudiante sostiene en la regla de modo perpendicular al suelo y otro estudiante coloca su mano en posición de agarrar la regla, pero sin tocarla, a cierta altura.

- Quien sostiene la regla, la deja caer a la vez que el segundo estudiante intenta agarrar lo más rápido posible la regla.
- El segundo estudiante, registra en una tabla las dos posiciones en la regla (dónde tenía su mano al comienzo y en qué posición logró agarrarla mientras caía).
- A partir de estos valores, se calcula qué distancia se desplazó la regla mientras caía. Utilizando la expresión:

$$x(t) = x_0 + \frac{1}{2}gt^2$$

obtenemos el desplazamiento del cuerpo x en función del tiempo t , así puede conocerse cuánto tiempo estuvo cayendo la regla. A este tiempo se lo conoce como *tiempo de reacción*.

- Repetir las mediciones 20 veces por cada estudiante.
- Completa la siguiente tabla:

| Medición | x_0 | x_t | $t = \sqrt{\frac{2(x_t - x_0)}{g}}$ |
|----------|-------|-------|-------------------------------------|
| 1 | | | |
| 2 | | | |
| 3 | | | |
| 4 | | | |
| 5 | | | |
| 6 | | | |
| 7 | | | |
| 8 | | | |
| 9 | | | |
| 10 | | | |
| 11 | | | |
| 12 | | | |
| 13 | | | |
| 14 | | | |
| 15 | | | |
| 16 | | | |
| 17 | | | |
| 18 | | | |
| 19 | | | |
| 20 | | | |

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. Confeccionar un histograma con los valores de tiempo obtenidos. ¿Qué información puede inferirse a partir del histograma?
2. ¿Cómo es la distribución de valores en x y en t ? ¿Qué se puede decir de la relación entre dichas variables?
3. ¿Con qué precisión se puede calcular el tiempo de reacción? ¿Cómo es este valor con respecto al valor de t ?
4. ¿Cómo podrían mejorarse las mediciones? Proponer experiencias alternativas o mejoras en el diseño experimental. Con los valores calculados del tiempo de reacción, intenta obtener ese mismo tiempo de reacción con un cronómetro.

1.11. MOVIMIENTO III. 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.