
CUADERNO DE PRÁCTICAS

QUÍMICA

Bachillerato Internacional



Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. CUADERNO DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO.	2
1.1. El Trabajo Experimental. La Medida	3
1.2. Estequiometría de la Reacciones Químicas	6
1.3. Estructura de la Materia	8
1.4. Ordenación Periódica de los Elementos	10
1.5. Química Estructural I. Enlace Iónico y Metálico	12
1.6. Química Estructural II. Enlace Covalente	14
1.7. Química del Carbono	16
1.8. Reacciones Químicas Orgánicas. Polímeros	18
1.9. Termodinámica	20
1.10. Cinética Química	22
1.11. Equilibrio Químico	24
1.11.1. Principio de Le Châtelier	24
1.11.2. Reacción de Precipitación	26
1.12. Reacciones de Transferencia de Protones	28
1.12.1. Ácidos y Bases Elementales. Indicadores	28
1.12.2. Sistemas Ácido-Base No Elementales	31
1.13. Reacciones de Transferencia de Electrones	33
1.14. Electroquímica	35

Capítulo 1

CUADERNO DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO.

Desarrollo de las prácticas llevadas a cabo en el curso de Química del Bachillerato Internacional. Dependiendo del trabajo de laboratorio realizado por los alumnos en años anteriores se realizarán unas u otras prácticas.

Durante el primer año los alumnos tienen que ir cogiendo las habilidades y destrezas correspondientes al manejo y montaje de la instrumentación propia del laboratorio de química para que a partir del segundo año se encuentren con la experiencia necesaria para realizar ellos mismos la investigación propia de la evaluación interna como la posible monografía de química.

Además de la propia instrumentación del laboratorio, se realizará también una investigación con bases de datos y con software científico.

1.1. EL TRABAJO EXPERIMENTAL. LA MEDIDA.

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 compárala 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 echalo en el vaso de precipitados, anota la masa en el tabla adjunta.
3. Repite la misma operación con los siguiente 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. ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

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. Amoniaco (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 aspirador de piteta.
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 (CuSO_4)
3. Tricloruro de hierro (FeCl_3)
4. Cloruro de cobre (I) (CuCl)
5. Metanol (CH_3OH)

● *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 todos 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.

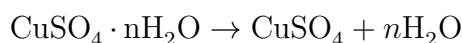
1.5. QUÍMICA ESTRUCTURA I. ENLACE IÓNICO y METÁLICO.

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. QUÍMICA ESTRUCTURAL II. ENLACE COVALENTE.

CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS SEGÚN SUS PROPIEDADES

■ *INTRODUCCIÓN*

El objetivo de la práctica es la identificación del tipo de enlace que posee una sustancia basándonos en sus propiedades. Las sustancias que elegimos son: Naftaleno, yodo, azufre, cobre y cloruro de sodio.

● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Naftaleno.
2. Yodo.
3. Azufre.
4. Cobre.
5. Cloruro de sodio.
6. Agua
7. Tetracloruro de carbono.

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Montaje para el estudio de la conductividad eléctrica.
2. Espatula y 10 tubos de ensayo.
3. Mechero bunsen.
4. 5 vidrios de reloj.

■ *PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS*

Primero se observa el color y el brillo de las sustancias que hemos situado en vidrios de reloj.

Después se colocan los 10 tubos de ensayo en la gradilla, llenando 5 de ellos con agua y los otros 5 con CCl_4 . Se toma una pequeña muestra de cada reactivo y se introduce en los tubos de ensayo. De este modo, comprobamos la solubilidad de cada sustancia en disolventes polares (agua) y no polares (CCl_4).

El siguiente paso es estudiar sus puntos de fusión. Para ellos se toma una pequeña muestra de cada reactivo y se introduce en un tubo de ensayo limpio y provisto de un termómetro, cerramos el tubo de ensayo y lo calentamos. Anotamos el punto de fusión de cada reactivo.

Por ultimo, estudiamos su conductividad eléctrica de las sustancias sólidas o disueltas en agua en el montaje ya realizado en el laboratorio.

Sustancia	Brillo	Solubilidad H ₂ O	Solubilidad CCl ₄	Pto fusión	Conductividad e ⁻

■ *ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS*

1. Complete la tabla con los resultados obtenidos. Debe poner, sustancia, brillo, solubilidad en agua, solubilidad en CCl₄, punto de fusión y conductividad eléctrica.
2. Basándote en las propiedades de las sustancias, clasifícalas en metálicas, iónicas y covalentes.

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. REACCIONES QUÍMICAS ORGÁNICAS. POLÍMEROS.

FABRICACIÓN DE JABÓN. SAPONIFICACIÓN.

■ *INTRODUCCIÓN*

El jabón se obtiene por reacción de grasas animales o de aceites vegetales (triglicéridos) con una base fuerte como la sosa, NaOH, o la potasa, KOH. Este proceso, que da lugar a la hidrólisis de los grupos éster del triglicérido, recibe el nombre de saponificación. Como resultado se obtiene una molécula de glicerina (líquido) y tres moléculas de ácidos carboxílicos (los ácidos grasos). A su vez, estos ácidos grasos reaccionan con la sosa produciendo tres ésteres de sodio o jabones. La adición de una disolución de cloruro de sodio (sal común) favorece la precipitación del jabón. Para la fabricación de jabones se utilizan triglicéridos cuyos ácidos grasos tienen de 12 a 18 átomos de carbono.

El jabón presenta dos ventajas importantes; se obtiene de materias primas naturales y es completamente biodegradable. Los microorganismos son capaces de metabolizar las moléculas lineales de jabón transformándolas en agua y dióxido de carbono.

● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Hidróxido de sodio, NaOH
2. Agua destilada
3. Etanol
4. Disolución acuosa de etanol al 50
5. Cloruro de sodio, NaCl(s)
6. Aceite vegetal

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. 2 vasos de precipitados de 100 ml
2. 1 vaso de precipitados de 250 ml
3. 1 erlenmeyer
4. 1 varilla de vidrio gruesa
5. 1 cuentagotas
6. 1 embudo Buchner

7. 1 kitasato
8. Tubos de ensayo y gradilla
9. 1 placa calefactora
10. Papel indicador de pH

■ **PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS**

En un vaso de precipitados de 100 ml se disuelven 9 g de NaOH en 14 ml de una disolución de etanol-agua (al 50 %).

En otro vaso de precipitados de 100 ml se colocan 5 g de aceite y se adiciona la disolución que contiene la sosa. La mezcla se calienta suavemente, agitando constantemente con una varilla de vidrio, durante 15 minutos. La mezcla anterior se deja enfriar y se vierte, con agitación, en una disolución fría de 15 g de cloruro de sodio en 60 ml de agua (disolución que deberá prepararse en un vaso de precipitados de 250 ml y calentar si la sal no se disuelve). A continuación se enfría a temperatura ambiente y después se introduce en el congelador del laboratorio.

El jabón precipita al enfriar, se filtra a vacío con cuidado de que el poso blanco del fondo, NaCl (de aspecto más pulverulento), no caiga sobre el büchner. Se lava con agua fría y se seca.

Posteriormente determinamos la alcalinidad de la disolución de jabón con papel indicador.

■ **ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS**

1. ¿Escriba la reacción que tiene lugar en la formación del jabón?
2. ¿Cuál es el pH del jabón?, ¿es apto para el proceso de limpieza?
3. ¿Cómo trabaja un jabón en la limpieza de las manchas?

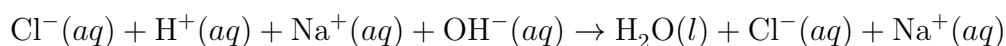
1.9. TERMODINÁMICA.

DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA 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.

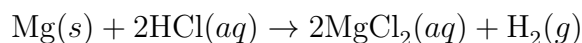
1.10. CINÉTICA QUÍMICA.

INFLUENCIA DE LA CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

■ ***INTRODUCCIÓN***

La ecuación de velocidad contiene expresamente la concentración de alguno de los reactivos o de todos, por ello cuando varía la concentración de éstos, también varía la velocidad.

Vamos a estudiar como varía la concentración de los reactivos en la velocidad de la reacción siguiente:



● ***REACTIVOS NECESARIOS***

1. Magnesio.
2. Ácido clorhídrico, HCl 6 M.
3. Agua destilada.

● ***MATERIAL NECESARIO***

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Pipeta de 5 mL.
2. Cinta métrica y tijeras.
3. Cronómetro.
4. 3 tubos de ensayos.
5. 2 vasos de precipitados de 250 ml.
6. Termómetro.
7. Balanza, vidrio reloj y espátula.

■ ***PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS***

Cortamos tres trozos de cinta de Magnesio de 3 cm de longitud cada uno. Los pesamos y hallamos la masa promedio. Preparar una disolución de 50 mL de ácido clorhídrico 6 M.

En cada uno de los tres tubos de ensayos echamos la cantidad de ácido y agua destilada indicada en la tabla. El volumen total es siempre de 5 mL.

Echamos un trozo de magnesio en el primer tubo y medimos el tiempo que tarda en reaccionar completamente. Anotamos el resultado y repetimos el proceso en los otros dos tubos de ensayo.

Experiencia	mL agua	mL de HCl	tiempo	[HCl] M	moles HCl
1	-	5			
2	2,5	2,5			
3	3,7	1,3			

Realizar los cálculos para las dos últimas columnas. La concentración de ácido y de moles en la disolución empleada.

■ *ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS*

1. ¿Cómo afecta la concentración de ácido a la velocidad de la reacción?, ¿cuáles son las columnas de la tabla importantes para manifestar esta dependencia?
2. ¿Hay suficientes moles de HCl en cada caso para que reaccione todo el magnesio?. Utilizar la masa promedio de magnesio empleada.

1.11. EQUILIBRIO QUÍMICO

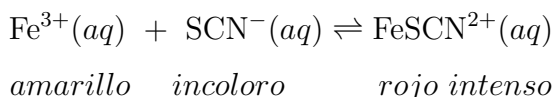
1.11.1. PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

INFLUENCIA DE LA CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS EN UN EQUILIBRIO QUÍMICO.

■ *INTRODUCCIÓN*

En el estado de equilibrio las velocidades de la reacción directa e inversa se igualan y no se aprecia ningún cambio macroscópico en la reacción. Cuando sobre el equilibrio, ejecutamos una acción perturbadora, el equilibrio se desplaza en un sentido u otro contrarrestando el efecto perturbador.

En esta práctica vamos a estudiar como varía el equilibrio químico variando las concentraciones de reactivos y productos en la reacción siguiente:



● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Nitrato férrico, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
2. Tiocianato potásico, KSCN .
3. Agua destilada.

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Pipeta de 5 mL.
2. 3 vasos de precipitados.
3. 5 tubos de ensayos.

■ *PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS*

Preparamos 2 mL de una disolución de nitrato férrico 0,2 Molar en un vaso de precipitados y otra de 2 mL 0,1 Molar de tiocianato potásico en otro vaso de precipitados. Los juntamos y añadimos 50 mL de agua destilada. Las dos sales se disocian y los iones formados reaccionan según el equilibrio expuesto en la introducción.

La presencia del ión FeSCN^{2+} se hace patente por la aparición de un color rojo muy intenso.

Tomamos 5 tubos de ensayo y se echan, en cada uno de ellos, 5 mL de la mezcla preparada. Siguiendo los pasos marcados en la tabla, observamos los cambios que se producen en el equilibrio y anotamos en que dirección se desplaza el equilibrio.

Experiencia	Causa perturbadora	Color	¿Desplazamiento del equilibrio?
1	Control		
2	15 gotas $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$		
3	25 gotas KSCN		
4	5 gotas NaOH		
5	Cristal Na_2HPO_4		

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. ¿Qué ocurre cuando se añade NaOH?, ¿Qué precipitado se obtiene?
2. ¿Por qué se torna a incoloro cuando se añade cristales de Na_2HPO_4 ?
3. ¿Qué cambio son indicativos de que el equilibrio se desplaza hacia la derecha o hacia la izquierda?
4. Explica los cambios de color reflejados en la tabla en términos del principio de Le Châtelier.

1.11.2. REACCIÓN DE PRECIPITACIÓN

LLUVIA DE ORO ***Filtración y centrifugación***

■ **INTRODUCCIÓN**

El objetivo de la práctica es llevar a cabo una reacción de precipitación, es decir, comprobar como al mezclar dos disoluciones puede dar lugar a la precipitación de un componente cuya solubilidad es muy baja. Como segundo objetivo, haremos uso de las técnicas experimentales en química como son la preparación de disoluciones o la separación de mezclas heterogéneas.

● **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 aspirapiteta, 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 ayudándonos de un embudo, por último añadimos agua destilada hasta el enrase.

Se toman 25 mL de cada disolución y se mezclan en el vaso de precipitados, apareciendo un precipitado de color amarillo-oro (PbI_2). El yoduro de plomo (II) es un precipitado amorfo pero que al calentarlo se disuelve y al recuperar la temperatura normal precipita con una forma alotrópica distinta a la anterior pero de forma regular.

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.

Repetimos 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 final.

1.12. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

Entre las sustancias químicas más importantes se encuentran los ácidos, llamadas así por su sabor ácido, y las bases que anulan o neutralizan los efectos de los ácidos. Antes de conocer su estructura interna, estas sustancias se identificaban por sus propiedades organolépticas y por su comportamiento con otras especies químicas.

Así, por ejemplo, los **ácidos** tienen sabor agrio, producen escozor en contacto con la piel, reaccionan con muchos metales desprendiendo gas H_2 , reaccionan con los carbonatos desprendiendo gas CO_2 ... y las **bases** sin embargo, tienen sabor amargo, son suaves al tacto, producen quemaduras en la piel...

1.12.1. ÁCIDOS y BASES ELEMENTALES. INDICADORES

CÁLCULO DEL pH DE DIFERENTES ÁCIDOS Y BASES.

■ INTRODUCCIÓN

En esta práctica vamos a estudiar como varía el pH de diferentes sustancias a distintas concentraciones.

Una manera de evaluar la acidez de una sustancia es por el conocimiento de la concentración de H^+ , o más concretamente, evaluando el pH de esa sustancia. El pH en disoluciones acuosas varía entre los valores 1 y 14, siendo desde 1 a 7 una disolución ácida y de 7 a 14 básica. Cuando su valor es 7, se dice que la disolución es neutra, esto es, la disolución tiene la misma cantidad de protones que de grupos OH^- .

La medida del pH lo realizaremos de dos maneras distintas, con *papel de pH*, el cual cambia de color en función de estar en presencia de un ácido o una base y con el uso de un *indicador ácido-base*.

Un indicador es una sustancia de origen orgánico que tienen la propiedad de cambiar su color, dependiendo de las características ácidas o básicas de las sustancias a las que son añadidas. Estas sustancias son habituales de los laboratorios químicos, se utilizan con la finalidad de determinar el valor del pH

de las disoluciones, así como también, el punto final de las valoraciones ácido-base. Cada indicador posee un intervalo de viraje que lo caracteriza y que produce el cambio de color, o viraje.

Aunque cada vez está más extendido el uso de pHmetros, sensores digitales que muestran exactamente el pH de una sustancia.

- **REACTIVOS NECESARIOS**

1. Jugo de Limón.
2. Hidróxido sódico.
3. Ácido clorhídrico.
4. Vinagre.

- **MATERIAL NECESARIO**

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Tubos de ensayo.
2. Pipetas.
3. Vasos de precipitados.
4. Balanza, vidrio reloj y espátula.
5. Papel de PH
6. Indicadores: Azul de Timol, Naranja de Metilo, Rojo de Metilo, Fenolftaleína,...

- **PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS**

Tomamos tres tubos de ensayo y se echan, en uno de ellos 15 mL de jugo de limón, en otro 10 mL de jugo de limón y 5 mL de agua destilada y en el último, 5 mL de jugo y 10 mL de agua. Este mismo desarrollo lo realizamos en las demás sustancias de prueba, teniendo en cuenta que para el hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico hemos tenido que preparar primeramente una disolución de 50 mL 2 M para cada uno de ellos.

Completamos la tabla y calculamos primero el valor aproximado de pH con el papel indicador. Posteriormente, usando los indicadores y teniendo en cuenta el intervalo de viraje de los indicadores, observaremos el cambio de coloración de cada disolución.

Experiencia	mL sust. prueba	mL agua	pH aprox.
Jugo Limón	15	-	
Jugo Limón	10	5	
Jugo Limón	5	10	
NaOH	15	-	
NaOH	10	5	
NaOH	5	10	
HCl	15	-	
HCl	10	5	
HCl	5	10	
Vinagre	15	-	
Vinagre	10	5	
Vinagre	5	10	

■ *ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS*

1. ¿Qué ocurre con el pH al diluir las sustancias de prueba?
2. ¿Realiza el calculo teórico de pH para la disolución de NaOH?. ¿Concuerda con los datos experimentales?
3. ¿Realiza el calculo teórico de pH para la disolución de HCl?. ¿Concuerda con los datos experimentales?
4. Cita algunos indicadores químicos para reconocer cualitativamente la disolución de NaOH y la de HCl a la vista del pH calculado.

1.12.2. SISTEMAS ÁCIDO-BASE NO ELEMENTALES. *VALORACIÓN DE NaOH CON HCl. ALCALIMETRÍA.*

■ **INTRODUCCIÓN**

El objetivo de la práctica es determinar la concentración exacta de una disolución de NaOH de concentración aproximada 0,1 M.

● **REACTIVOS NECESARIOS**

1. Hidróxido sódico.
2. Ácido clorhídrico.
3. Tornasol.
4. Agua destilada.

● **MATERIAL NECESARIO**

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Pipeta y bureta.
2. Matraz aforado.
3. Vasos de precipitados.
4. Matraz erlenmeyer 250 mL.
5. Balanza, vidrio reloj y espátula.

■ **PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS**

Por pesada aproximada de 4 gramos de NaOH se prepara una disolución aproximada 0,1 M, disolviéndolo en agua pura, en un matraz aforado de 1 litro.

De aquí tomamos 25 mL, medidos con una pipeta o bureta, y se valoran con una disolución patrón 0,1 M de ácido clorhídrico preparada por el profesor. Para realizar la valoración empleamos como indicador tornasol. La disolución de NaOH se pone en un matraz erlenmeyer limpio, junto con unas gotas de indicador, y la de ácido patrón en una bureta enjuagada previamente con unos pocos centímetros cúbicos de la propia disolución de HCl. Se ceba la parte inferior de la bureta, y se enrasa a cero.

Vamos vertiendo el ácido sobre la base pero al llegar a 20 cm^3 lo hacemos gota a gota y agitando con la mano suavemente el erlenmeyer hasta que aparezca el cambio de color del indicador.

Anotamos los centímetros cúbicos de HCl gastados y calculamos la verdadera normalidad de la disolución de NaOH.

■ ***ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS***

1. ¿Cómo se llama la valoración contraria, es decir, valorar una base sobre un ácido?
2. ¿Cuál es el valor de la normalidad de la base?
3. Realiza una gráfica teórica de la valoración. En el eje de ordenadas ponemos el pH y en el de abscisas el volumen de HCl que hemos ido echando a lo largo de la práctica.
4. Poned en común el valor del volumen de ácido hallado y realizar la media entre toda la clase.
5. Describe los posibles problemas con los que os habéis podido encontrar en la realización de la práctica.

1.13. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES.

ACTIVIDAD DE LOS METALES Y SUS REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO.

■ *INTRODUCCIÓN*

En una reacción redox se producen a la vez dos semireacciones, una es la oxidación y otra la reducción, sobre las sustancias reaccionantes. En la oxidación se produce un aumento del número de oxidación del agente reductor y en la reducción se produce la disminución del número de oxidación del agente oxidante.

El objetivo de la práctica consiste en estudiar la reacción redox que se produce entre los ácidos y los metales.

● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Ácido sulfúrico, H_2SO_4 .
2. Ácido clorhídrico, HCl .
3. Zn, Mg, Fe y Cu.
4. Sulfato de cobre (II), CuSO_4 .
5. Nitrato de plomo (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
6. Nitrato de plata, AgNO_3 .

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. 10 tubos de ensayo.
2. Vaso de precipitados.

■ *PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS*

Primera práctica: Actividad de los metales

Colocamos pequeñas cantidades de Zn, Mg, Fe y Cu en 5 tubos de ensayo respectivamente.

Agregamos un poco de HCl diluido en el tubo de Cinc y observamos como reacciona desprendiendo H_2 .

Repetimos la misma operación con los distintos metales restantes y anotamos en la tabla si reaccionan o no y si lo hacen violentamente o lentamente (se puede observar por la cantidad de hidrogeno que se desprende).

Metal	Reacciona	Velocidad
Cinc		
Magnesio		
Hierro		
Cobre		

Segunda práctica: Reacciones de desplazamiento de los metales

Ponemos en tres tubos de ensayo 10 cm^3 de disoluciones de $CuSO_4$, $Pb(NO_3)_2$ y $AgNO_3$ respectivamente. Después agregamos a las dos primeras cinc metálico y a la última un alambre de cobre. Sin agitar, observar las piezas metálicas y los posibles cambios de color en las disoluciones.

■ ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS

1. Describe las experiencias que se han realizado, desprendimiento o absorción de calor, gases generados, cambio de color, disolución de metales,...
2. Escribir las reacciones químicas de la primera experiencia.
3. Anotar las reacciones que ocurren en la segunda experiencia justificando las especies que se oxidan y se reducen.

1.14. ELECTROQUÍMICA.

CONSTRUCCIÓN DE UNA PILA GALVÁNICA. PILA DANIELL.

■ *INTRODUCCIÓN*

Vamos a construir una pila Daniell para medir la diferencia de potencial eléctrico (ddp) entre sus electrodos con un voltímetro. Estando el circuito abierto, la ddp coincide con su fuerza electromotriz (fem).

● *REACTIVOS NECESARIOS*

1. Sulfato de cobre (II), CuSO_4 .
2. Sulfato de cinc , ZnSO_4 .
3. Nitrato potásico, KNO_3 , o cloruro potásico, KCl .
4. Agua destilada.

● *MATERIAL NECESARIO*

Para esta práctica cuentas con los siguientes materiales:

1. Tiras de papel de filtro.
2. 2 vasos de precipitados de 250 cm^3 .
3. Voltímetro digital.
4. 2 cables de conexión con pinzas cocodrilo.
5. Papel de lija.
6. Láminas de cobre y cinc.
7. Puente salino (tubo en forma de U).
8. Algodón.

■ *PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS*

Primero llenamos dos vasos de precipitados de 250 cm^3 en sus dos terceras partes, uno con una disolución de CuSO_4 1 Molar y otro con ZnSO_4 1 Molar. Después, frotamos con papel de lija, las dos láminas metálicas y se lavan con agua destilada y se secan.

Introducimos la lámina de cobre en el primero y la lámina de cinc en el segundo.

Se llena un tubo de vidrio en forma de U con disolución concentrada de KCl , se tapan con algodón sus dos extremos y se coloca invertido uniendo los dos

vasos. (Si no tuviéramos puente salino, impregnamos una tira de papel de filtro con nitrato potásico y lo colocaríamos a modo de puente salino entre las dos disoluciones).

Mediante los cables de conexión y las pinzas de cocodrilo, conectamos los dos electrodos al voltímetro. Se mide y se anota el voltaje.

■ ***ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS***

1. ¿Cuál es la fem de la pila formada?
2. Escribe la reacción que tiene lugar.
3. ¿Cuál es el electrodo positivo y negativo de la pila?
4. ¿Qué ocurre si se varían las concentraciones de las disoluciones de los electrodos?