



ACTIVIDAD: ¡Fuego, fuego ... de artificio!
Prof. Julio Amy Macedo

OBJETIVOS

- 1- Introducir la noción de espectro de emisión.
- 2- Vincular los espectros de emisión de los elementos con técnicas de reconocimiento.
- 3- Contextualizar la temática de los espectros de emisión con algunas aplicaciones prácticas.

MATERIALES Y SUSTANCIAS

Copela o anza, agua destilada, 5 cápsulas, mechero de Bunsen, trípode con triángulo de pipa, trincheta, lentes de seguridad, tres espátulas, cloruro de sodio, sal de estroncio o de litio, ácido bórico, metanol.

MEDIDAS DE SEGURIDAD:

FICHA 1

Seguramente, alguna vez has observado cuando cae agua con sal de mesa sobre el fuego de una hornalla.

1. ***¿Qué color toma la llama? ¿A qué crees que se debe?***
2. ***Discute hipótesis acerca de cuál puede ser la causa.***
3. ***Plantea posibles formas de verificarlas.***

Actividad a plantear por el Docente: realizar dos ensayos a la llama de compuestos de sodio.

FICHA 2



Los fuegos de artificio, son un entretenimiento que el mundo le debe a la cultura china

1. ***¿Cómo crees que se logra que los fuegos de artificio emitan luces de colores?***
2. ***¿Podría tener esto que ver con lo hecho en la Ficha 1?***

Actividad a plantear por el Docente:

- 1- Colocar en tres cápsulas de porcelana muestras de cloruro de sodio, de cloruro de estroncio o de litio, y ácido bórico.
- 2- Humedecer con metanol.
- 3- Encender y observar el color de la llama producida en cada caso.
- 4- ¿Por qué se usa metanol y no etanol?

FICHA 3 Esferitas problema

Objetivo: formular hipótesis, acerca de la composición de las esferas de colores de las “candelas”.

Materiales y sustancias

“Candela”, trincheta, lentes de seguridad, cápsula o crisol de porcelana, mechero de gas, triángulo de pipa.

Procedimiento

- 1- Cortar una candela longitudinalmente, y abrirla.
- 2- Extraer las esferitas que aparecen mezcladas con la pólvora.
- 3- Colocar una esferita en la cápsula, **ponerse los lentes de seguridad.**
- 4- Calentar la cápsula al mechero y observar lo que sucede.
- 5- Repetir con al menos tres esferitas más.

Observaciones

ESFERITA	COLOR DE LA EMISIÓN	POSIBLE COMPOSICIÓN
1		
2		
3		

ESPECTRO DE ABSORCIÓN
Enigma de las soluciones que “secuestran luz”

OBJETIVO:

- Estudiar el fenómeno de absorción lumínica y su relación con el color de las soluciones y con la longitud de onda de la luz incidente.
- Vincular el fenómeno observado con los métodos analíticos.

PRE- LABORATORIO:

1. Busca información sobre la luz láser.
2. ¿Qué tipo de interacciones existe entre la luz y la materia?
3. Explica la imagen que corresponde al “círculo cromático”.



LABORATORIO

TÉCNICA:

Materiales:

Tres tubos de ensayo
Gradilla
Láser rojo
Cartulina negra
Cartulina blanca

Sustancias.

CuSO₄ acuoso
K₂Cr₂O₇ acuoso
Agua destilada

Medidas de seguridad

Procedimiento:

Sobre la mesa de trabajo se encuentra una gradilla con tres tubos de ensayo que contienen las soluciones indicadas y agua, separadamente. Los tubos se encuentran cubiertos con una cartulina negra que presenta dos orificios opuestos para dejar pasar la luz del láser.,

1. Iluminar alternativamente cada uno de los tubos a través de los orificios practicados en la cartulina negra de forma tal que la luz incida sobre la cartulina blanca colocada detrás de la gradilla.
2. observar y registrar observaciones.

Cuestiones.

1. ¿Cuál o cuáles de los fenómenos lumínicos podría tener relación con las observaciones?-
2. Considerando la posibilidad de que son sistemas translúcidos, ¿qué características deberá tener aquel que evita el pasaje de la luz roja del láser?
3. retirar la cartulina y verificar si la hipótesis es correcta.
4. Si la luz láser es azul, ¿cuáles serían las observaciones?.
5. indicar aplicaciones analíticas del fenómeno estudiado.

TABLA PERIÓDICA: REACTIVIDAD DE METALES

OBJETIVO: Estudiar cualitativamente la reactividad de metales.
Comprobar la periodicidad de la tabla periódica.

PRE – LABORATORIO

- 1.- ¿Cómo se encuentran ordenados los metales en la TP?
- 2.- Indica la diferencia, en relación con su configuración electrónica, de un metal representativo y uno de transición.
- 3.- ¿Cuáles son las principales propiedades físicas, químicas y mecánicas de los metales?.
- 4.- Ubica los siguientes metales en la TP: Na, Mg, Al, Zn, Fe, Cu.
- 5.- Plantea las configuraciones electrónicas de estos metales y para los iones más estables que forman.
- 6.- Investiga: ¿qué es la metalurgia?.

LABORATORIO:

MATERIALES

Gradilla
Tubos de ensayo

SUSTANCIAS

Metales: Na, Mg, Al, Zn, Fe, Cu.
Soluciones de: HCl 6 M

CuSO₄ 1 M
FeSO₄ 1 M
ZnSO₄ 1 M

Medidas de seguridad

PARTE A

Elabora la técnica para:

- 1.- Investigar la reactividad de los metales del período 3 con el agua
- 2.- Investigar la reactividad de los metales Mg y Al con solución acuosa de clorhídrico 6 M.

PARTE B:

Coloca a reaccionar en tubos de ensayo, rotulados, metal/catión, los sólidos y cationes en solución, que se indican en el siguiente cuadro, registrando las observaciones:

Metal Cación	Cu	Zn	Fe
Cu ²⁺	//////////		
Zn ²⁺		//////////	
Fe ²⁺			//////////

POST – LABORATORIO:

- 1.- Registra las observaciones.
- 2.- Plantear las ecuaciones correspondientes de cada reacción observada.
- 3.- Explica por qué las reactividades son diferentes.
- 4.- Indica la variación, de la facilidad relativa de oxidación, de los metales en un período de la TP.
- 5.- Explica esta variación basándose en las configuraciones electrónicas de los metales estudiados.

Tabla Periódica: Elementos del grupo VII A
Halógenos.**OBJETIVOS:**

- Estudiar cuantitativamente el poder oxidante de los halógenos.
- Comparar la reacción de formación y las propiedades de los halogenuros de plata.
- Comprobar la periodicidad de la tabla periódica.

PRE- LABORATORIO:

- ¿Cuál es el criterio para la ordenación de los elementos en la TP.?
- ¿Qué características comunes presentan los elementos que se encuentran en un mismo grupo y en un mismo periodo?
- ¿Por qué existen en la TP grupos A y B?
- Indica las características de los átomos de los elementos del grupo VII A ¿Qué información nos brinda con relación al comportamiento químico de estos elementos?
- ¿Qué es el poder oxidante y potencial de reducción?
- ¿Cuándo se forma un precipitado en solución acuosa?
- Explica químicamente ¿Por qué algunos precipitados se disuelven en determinados reactivos?

LABORATORIO:**MATERIALES**

12 tubos de ensayo

SUSTANCIAS: frascos goteros con:

agua de cloro, de bromo y de yodo

cloroformo.

Cloruro de sodio, yoduro de potasio y bromuro de potasio

Nitrato de plata

Amoniaco

MEDIDAS DE SEGURIDAD

--

PARTE A: ESTUDIO RELATIVO DEL PODER OXIDANTE DE LOS HALÓGENOS.

1. Proceder como indica cada uno de los cuadros siguiendo las sucesiones verticales en ellos.
2. al finalizar la adición de los reactivos en cada caso, tape y agite aproximadamente por treinta segundos cada uno.
3. registrar las observaciones en la columna correspondiente.

Tubos etiquetados	Cl ₂ /CHCl ₃	Br ₂ / CHCl ₃	I ₂ / CHCl ₃
Colocar 2 mL	Agua de cloro	Agua de bromo	Agua de yodo
Adicionar 1 mL	cloroformo	cloroformo	Cloroformo
Color de la capa CHCl ₃			
La capa CHCl ₃ contiene			

Tubos etiquetados	I ⁻ /Cl ₂	I ⁻ /Br ₂	Br ⁻ /Cl ₂	Br ⁻ /I ₂	Cl ⁻ /Br ₂	Cl ⁻ / I ₂
Adicionar 1 mL	KI (ac)	KI (ac)	KBr (ac)	KBr (ac)	NaCl (ac)	NaCl (ac)
Adicionar 1 mL	Agua de cloro	Agua de bromo	Agua de cloro	Agua de yodo	Agua de bromo	Agua de yodo
Coloración capa de cloroformo	cloroformo	cloroformo	cloroformo	cloroformo	cloroformo	cloroformo
La capa de cloroformo contienen						
Reacción redox.						

**PARTE B: PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS
IONES HALURO**

PROCEDIMIENTO:

- En tres tubos de ensayo colocar, respectivamente 1 mL de soluciones de halogenuro.
- Adicionar a cada uno 3 gotas de solución de nitrato de plata. Observar la formación del precipitado.
- Agregar a cada precipitado obtenido, solución de amoníaco concentrado, gota a gota y agitando luego de cada adición. Si no se disuelve luego de 20 gotas, considerarlo insoluble.
- Completar el cuadro:

Tubo	Nombre del precipitado	Color del precipitado	Nº de gotas de amoníaco	Color luego de la adición de NH ₃
Cloruro de sodio				
Bromuro de potasio				
Yoduro de potasio				

Post-Laboratorio:

Parte A:

- Plantear la configuración electrónica de los halógenos estudiados.
- Justificar que los halógenos pertenecen a una misma familia elementos.
- ¿Cuál de los iones haluros es oxidado por ambos halógenos elementales?
- ¿Qué ion haluro es oxidado por un solo halógeno elemental?
- ¿Qué ion haluro no es oxidado por ningún halógeno elemental?
- Dispón las semireacciones ion haluro –halógeno elemental por orden decreciente de facilidad relativa a oxidarse.
- ¿Qué es el agua de cloro? ¿Por qué debe guardarse en frasco ambar?

Parte B:

- Plantea las ecuaciones químicas de las reacciones producidas para la formación del precipitado
- Los halogenuros de metales de transición son sales solubles en agua, pero algunas se disuelven en otros solventes por formación de iones complejos. Explica cada uno de los términos subrayados.
- ¿Que iones complejos se obtuvieron en este práctico?
- Establecer una serie en orden de solubilidad en amoníaco de los precipitados obtenidos.
- ¿Es el mismo orden de los halógenos en la T.P? Explica
- ¿Qué es la energía de primera ionización y como varía en la T.P Explica
- Que es la electronegatividad y como se explica su variación dentro del grupo VII A de la T.P?
- Indicar algún uso de cada uno de los halógenos.

COMPUESTOS DE COORDINACIÓN IONES COMPLEJOS.

OBJETIVOS:

- Preparar compuestos de coordinación.
- Explicar la formación de iones complejos en reactivos utilizados para identificar y/o cuantificar sustancias orgánicas y minerales.
- Cuantificar sustancia orgánica, en una muestra problema, por fotocolorimetría utilizando iones complejos.

PARTE A: Preparar compuestos de coordinación utilizados para caracterizar e identificar sustancias.

1. Elaborar la técnica para preparar:
 - A. REACTIVO DE FELHING.
 - B. HEXACIANO FERRATO DE POTASIO.
 - C. REACTIVO DE BIURET
2. Elaborar la técnica para utilizar los reactivos preparados.

PARTE B: Determinar concentración de gelatina en solución problema por colorimetría utilizando la formación de un ion complejo (reacción del BIURET)

FUNDAMENTO DEL MÉTODO.

Se utilizará el fotocolorímetro para medir la absorbancia de la especie iónica coloreada que se produce en la reacción.

La absorbancia es una medida de la absorción de energía que realiza una solución cuando por ella pasa un haz de luz de onda variable, y es característico de cada solución. La absorción de determinada longitud de onda, y no de otras, determina su coloración.

Ley de Beer y Lambert: El grado de absorción de luz es directamente proporcional a la concentración de la sustancia absorbente y a la trayectoria del haz lumínico en la misma.

LABORATORIO

TÉCNICA:

MATERIALES

Fotocolorímetro
Celdas
Filtro 540 nm
3 Pipetas graduadas de 5 mL.

SUSTANCIAS

Solución madre de gelatina 1,00% m/V
reactivo para colorimetría.
solución problema de gelatina.

MEDIDAS DE SEGURIDAD

PROCEDIMIENTO.

Curva de calibración.

PARTE A. Ensayo del blanco.

1. Encender el fotocolorímetro; poner la perilla de lectura en absorbancia; colocar el filtro de 540 nm y dejar por lo menos 15 minutos antes de usarlo.
2. Preparar el blanco: en un tubo de ensayo, 1 mL de agua y 4 mL del reactivo para colorimetría.
3. Dejar 10 minutos para desarrollar color. Pasarla a una celda limpia y seca colocar en el fotocolorímetro y llevar absorbancia a cero con las perillas de ajuste fino y grueso.

PARTE B.Preparar la solución madre de gelatina 1,00% m/V

1. Medir en balanza 1g al 0,1 mg de gelatina y transferir al matraz aforado de 100,00 mL.
2. Adicionar agua destilada y disolver. (precaución: agitar suavemente para evitar formación de espuma calentando entre las manos).
3. Enrasar a volumen con agua destilada. Reservar.

PARTE CPreparación de los estándares:

1. En tubos de ensayo chicos y a partir de la solución madre de gelatina realizar las diluciones sucesivas (4 mL reactivo y 5 mL totales). Dejar 10 minutos para desarrollar color.

Ensayo	V(mL) solución madre	V(mL) H ₂ O destilada	V(mL) reactivo	C (g/ mL)	A
1- Blanco	0	1	4	0	0
2					
3					
4					
5					

2. Colocar la solución del segundo tubo en la cubeta del fotocolorímetro. Leer absorbancia y registrar.
3. Repetir paso 2 con los tubos restantes.
4. Trazar la curva de Absorbancia vs Concentración de gelatina.

PARTE D) Determinación de la concentración de gelatina en solución problema.

1. En un tubo de ensayo colocar 1 mL de la solución problema y 4 mL del reactivo para colorimetría, medidas ambas soluciones con pipeta graduada. Dejar 10 minutos para desarrollar color.
2. Pasar la solución a una cubeta limpia y seca; colocarla en el fotocolorímetro y leer absorbancia.
3. Determinar la concentración de gelatina a partir de la curva de calibración.

CUESTIONES:

1. Plantear las ecuaciones químicas para la formación de los iones complejos obtenidos.
2. Explicar la formación de cada ion complejo y la geometría correspondiente.
3. ¿Qué aplicaciones analíticas tienen los iones complejos?.

CAPACIDAD CALÓRICA DEL CALORÍMETRO

OBJETIVOS:

- Aplicar los conceptos termodinámicos.
- Determinar la capacidad calórica del calorímetro que se utilizará en las prácticas siguientes.

PRE-LAB

- ¿Qué tipo de sistema es un calorímetro y cuál es su utilidad?
- ¿Cómo se define el calor y cómo se mide?.
- ¿Qué entiende por capacidad calórica?

LABORATORIO

TÉCNICA

MATERIALES

Vaso de Bohemia de 250 mL
Probeta de 50 mL
2 termómetros
Calorímetro
Trípode y tela
mechero

SUSTANCIAS

agua

MEDIDAS DE SEGURIDAD

Procedimiento.

1. Colocar en el calorímetro 50 mL de agua a temperatura ambiente, medidos con probeta.
2. Tapar; luego de 5 minutos medir la temperatura y registrar como $t_{\text{agua fría}}$.
3. En el vaso de Bohemia colocar 100 ml de agua y calentar hasta aproximadamente 80°C.
4. Medir en la probeta 50 mL de agua caliente; medir su temperatura e **inmediatamente** verter en el calorímetro y tapar.
5. Agitar el contenido y observar la variación de temperatura; registrar la máxima alcanzada y constante.

	Temperatura inicial.	Temperatura. final	Δt
H ₂ O fría			
H ₂ O caliente			
Calorímetro			

Nota: el Δt del calorímetro es igual a la del agua fría; buscar en el Handboock la densidad del agua a las temperaturas iniciales para conocer la masa de agua utilizada.

POST-LAB

- Calcular la capacidad calórica del calorímetro.
- Calcular el error
- Analizar causas de error

MEDIDAS CALORIMÉTRICAS.
CALOR DE NEUTRALIZACIÓN**OBJETIVOS:**

- Determinar el ΔH^0 molar de neutralización.
- Comprobar que la variación entálica de reacción es característica de cada reacción y es una propiedad extensiva.

PRE LABORATORIO

1. Defina los conceptos ácido y base de Bronsted.
2. ¿Cuándo se produce una neutralización?. ¿Cómo se puede comprobar en el laboratorio?.
3. En toda neutralización, ¿el pH final es siempre 7?. Explica.
4. Plantear las ecuaciones químicas para las reacciones que se realizarán.

LABORATORIO**TÉCNICA****MATERIALES**

Calorímetro
Termómetro
2 probetas de 50 mL

SUSTANCIAS

soluciones acuosas 1 Molar de
NaOH
HCl, HNO₃, H₂SO₄

Medidas de seguridad

Procedimiento general

1. Colocar en el calorímetro 50 mL de la solución ácida. Tapar e introducir el termómetro.
2. Esperar 5 minutos para alcanzar el equilibrio térmico. Medir la temperatura y registrar en el cuadro de datos como t_1
3. Adicionar al contenido del calorímetro, 50 mL de la solución básica. Tapar rápidamente, introducir el termómetro y agitar continua y suavemente, para uniformar la distribución de energía.
4. observar la variación de temperatura y registrar como temperatura final la máxima alcanzada y constante.

REACCIÓN 1: NaOH(ac) y HCl(ac)

REACCIÓN 2: NaOH(ac) y HNO₃(ac)

REACCIÓN 3: NaOH(ac) y H₂SO₄(ac)

PROCESAMIENTO DE DATOS

REACCIÓN	Temp inicial	Temp. final	Δt solución (kJ)	Q_p solución (kJ)	ΔH reacción (kJ)	ΔH^0 molar (kJ/mol)
1						
2						
3						

Cuestiones:

1. Completar el cuadro de datos.
2. ¿Qué relación tienen las entalpías molares determinadas?.
3. Plantear las ecuaciones termoquímicas.
4. Representar los diagramas energéticos para la neutralización del NaOH
5. Conclusiones de la actividad.

CALOR DE VAPORIZACIÓN Y VOLATILIDAD DE UN LÍQUIDO

OBJETIVO:

- Comprobar la volatilidad de diferentes líquidos (acetona, agua, etanol) y relacionarlos con sus puntos de ebullición y calores de vaporización.

PRE- LABORATORIO

- ¿Qué entiendes por calor de vaporización de un líquido?
- ¿Qué significa que un líquido sea muy volátil?
- ¿Qué es la temperatura de ebullición de un líquido?

LABORATORIO

TÉCNICA:

MATERIALES

Interface
Sensor de temperatura
3 probetas de 50 mL

SUSTANCIAS

Acetona
Agua destilada
Etanol

MEDIDAS DE SEGURIDAD

Procedimiento

1. Conectar la interfase a la computadora y encender ambas.
2. Conectar el “**plug**” del sensor de temperatura en el analógico “**A**” de la interfase.
3. Abrir el programa “**Science Workshop**” en la experiencia indicada, haciendo un clic en: **file, open, library, Chemistry, C04, Heat of vaporization**, y “**acceptar**”. Se abrirá una gráfica de Temperatura vs tiempo.
4. Colocar 10 mL de acetona en una probeta.
5. Sumergir el sensor de temperatura dentro del líquido en la probeta, sin que toque el fondo de la misma.
6. Hacer un clic en **REC** para comenzar el registro, dejando el sensor de T dentro de la probeta con acetona por 10 segundos.
7. Después de estos 10 seg., retirar, lo más lejos posible, el sensor del líquido. Sostenerlo verticalmente.
8. El líquido adherido a las paredes del sensor comenzará a evaporarse y el sensor registrará un descenso de temperatura.
9. Continuar con el registro hasta que la acetona se evapore completamente. En este momento realice un clic en **STOP**.
10. Enjuagar con agua destilada y secar con papel absorbente el sensor de temperatura.
11. Presionar **REC**; repetir todo el procedimiento (del 4 al 10) para los otros líquidos.(primero EtOH y luego agua).

Puede guardar sus datos presionando “**Sove as...**”.

PROCESAMIENTO DE DATOS:

1. Selecciona haciendo clic en **"Data"** el **"Run # 1"** (Primera corrida para obtener la curva de temperatura vs tiempo para la acetona).
2. Observa el gráfico y obtener los valores de
Temp. Máx. – tiempo M
Temp. mín. – tiempo m.
Registra en el cuadro de datos.
3. Repetir el procedimiento para los otros dos líquidos (EtOH #2 ; agua #3).

CUADRO DE DATOS

Líquido	T . Máx. (K)	T. mín. (K)	t . Máx.(s)	t. mín. (s)
Acetona				
Etanol				
Agua				

Cuestiones.

1. A medida que un líquido se evapora, absorbe energía del medio ambiente para el cambio de fase. ¿Por qué se registra un descenso de temperatura en el práctico?.
2. Realiza la gráfica de Temperatura vs tiempo para cada líquido y su vapor.
3. Determina las pendientes para estas gráficas. ¿Qué magnitud representan?.
4. Ordena los líquidos según sus pendientes, de menor a mayor.
5. Deduce la relación que existe entre este orden y los puntos de ebullición de los líquidos.
6. Según esta relación, ¿cómo serán los ΔH_{vap} ?
7. ¿Qué relación podemos establecer entre los ΔH_{vap} y la rapidez de evaporación de un solvente?.
8. Utilizando el Handbook completa el siguiente cuadro de datos y compara con tus respuestas:

Líquido	M.M. (g/mol)	P.F. (°C)	P.E. (°C)	$\Delta H^{\circ}_{\text{vap}}$ (kJ/mol)
Acetona				
Etanol				
Agua				

9. ¿Cómo se explica que siendo líquidos de M.M. semejantes, sus $\Delta H^{\circ}_{\text{vap}}$ sean tan diferentes?

CALOR DE COMBUSTIÓN

OBJETIVO:

- Determinar el calor de combustión del magnesio en cinta.
- Aplicación de la Ley de Hess

PRE- LABORATORIO:

1. ¿Qué establece la ley de Hess?.
2. Indica aplicaciones de esta ley.
3. Define calor molar de combustión estándar.
4. Plantea la ecuación química para la combustión del Mg(s)

LABORATORIO:

TÉCNICA

MATERIALES:

Interface
Computadora
Sensor de temperatura
Calorímetro
Probeta de 100 mL
Soporte y pinza
Varilla.

SUSTANCIAS

HCl(ac) 1M
MgO(s)
Mg cinta

MEDIDAS DE SEGURIDAD

PARTE I

1. Conecta el sensor de temperatura en el analógico "A" de la interface de la computadora y enciende ambos.
2. Abrir el programa **Science Workshop**, hacer un clic en "**file**", "**open**", "**library**", "**chemistry**", "**c 22**", "**Comb.SWS**" y **acceptar**.
3. Armar el dispositivo colocando el calorímetro con el sensor de temperatura y el imán sobre agitador magnético, con perilla en tres.
4. Medir 50 mL de HCl(ac) 1M. Colocar esta solución en el calorímetro.
5. Tapar, rápidamente, el calorímetro hacer un clic en REC para comenzar el registro.
6. Registrar la máxima temperatura alcanzada y constante.
7. Medir 0,12 g de MgO y colocar la muestra en el calorímetro. Registrar la masa real por diferencia de masas, en el cuadro de datos
8. Adicionar la masa de MgO en el seno de la solución. Agitando continuamente, observa el cambio de temperatura.
9. Esperar hasta que la reacción se complete alcanzando la máxima temperatura.
10. Cuando esto ocurra hacer un clic en **STOP** para finalizar el registro.
11. Retira el sensor de temperatura del calorímetro; descartar su contenido; enjuagar y secar.

PARTE II

1. Repetir el procedimiento anterior, pero empleando una masa de 0,06 g de Mg en cinta.

Procesamiento de datos:

1. Realizar un clic en Σ en el margen inferior izquierdo de la pantalla y para cada corrida leer la temperatura inicial y final máxima alcanzada.
2. Calcular el Δt para ambas reacciones.
3. Completar el cuadro de datos.

Datos	Reacción 1	Reacción 2	Observaciones.
V. HCl 1M (mL)			
Temp. Inicial (°C)			
Temp. Final (°C)			
Δt (°C)			
Masa del sólido			

- Determinar el calor intercambiado en cada reacción, teniendo en cuenta la constante calorimétrica del calorímetro.
- Determinar los moles de MgO y Mg que han reaccionado.
- Calcular el ΔH^0 para cada reacción.
- Buscar en la tabla el ΔH_f^0 del H₂O líquida.

	Reacción 1	Reacción 2
ΔH (kJ)		
Moles		
ΔH^0 (kJ/mol)		

CONCLUSIONES FINALES

- Plantear las ecuaciones termoquímicas para las reacciones efectuadas y para la formación de agua líquida.

Ecuación química	ΔH^0 (kJ/mol)
_____	_____
_____	_____
_____	_____
_____	_____
_____	_____

- Utilizando el concepto de ΔH como función de estado, determinar el calor molar de combustión del Mg.
- ¿Qué leyes termoquímicas ha aplicado?
- Buscar en las tablas el ΔH^0 de formación del óxido de magnesio, y comparar su valor con el ΔH^0 de combustión determinado en forma experimental.
- Determina el porcentaje de error y analiza las posibles causas de error.

CINÉTICA QUÍMICA I **CONDICIONES INICIALES DE REACCIÓN**
VARIACIÓN DE LA RAPIDEZ CON EL GRADO DE AVANCE DE UNA REACCIÓN.

Descomposición del peróxido de hidrógeno catalizada con dicromato de potasio

OBJETIVOS:

- Analizar la relación entre la rapidez de una reacción y su grado de avance.
- Determinación de las condiciones iniciales de una reacción.

PRE-LAB

- ¿Cuándo un proceso químico se encuentra en Condiciones Iniciales?.
- ¿Cómo defines rapidez instantánea o tangencial?. ¿Cómo se determina experimentalmente?.
- ¿Qué son los catalizadores?. ¿Cómo afectan la rapidez de reacción?.

LABORATORIO

TÉCNICA

MATERIALES

Kitasato
Cuba neumométrica
Cronómetro

SUSTANCIAS

solución acuosa de $K_2Cr_2O_7$
peróxido de hidrógeno H_2O_2 20V



Agitador magnético

Tubos de ensayo y gradilla
Pipeta graduada 5 mL
2 pipetas aforadas de 1 mL
1 probeta de 100 ml

MEDIDAS DE SEGURIDAD

--

Procedimiento:

1. Colocar en el kitasato, 10 mL de peróxido de hidrógeno 20 V, medidos con pipeta y el electroimán. Colocar en el agitador y encender.
2. Armar el dispositivo como muestra la figura.
3. Colocar en un tubo de ensayo 2 mL de dicromato de potasio, solución saturada.
4. Introducir el contenido del tubo de ensayo en el kitasato y tapar rápidamente.
Se puede utilizar una jeringa para no destapar el kitasato.
5. Medir el volumen de oxígeno gas producido, a intervalos de 1 minuto, hasta observar cambio en la coloración de la mezcla de reacción. Registrar los valores en el cuadro de datos.

Procesamiento de datos.

Temperatura (K): P. ambiente (mmHg): P v. H_2O (mmHg): P gas (mmHg):

CUADRO DE DATOS

V gas (mL)																				
Tiempo (min.)																				

Cuestiones:

- Formular la ecuación química de la reacción.
- Realiza el gráfico: volumen de gas en función del tiempo de reacción. Analiza la curva, e indica tus conclusiones sobre el avance de la reacción.
- Señala en el gráfico la zona de condiciones iniciales y determina, gráficamente la rapidez en estas condiciones y la rapidez media del proceso.
- Calcular:
 - a) Moles de gas producidos durante el tiempo total de reacción
 - b) Moles de peróxido que reaccionó.
 - c) La rapidez media de la reacción y la rapidez inicial. ¿Coincide con la determinada gráficamente?
- ¿Cuáles son tus conclusiones respecto a la acción del dicromato sobre la reacción?.

CINÉTICA II **FACTORES QUE AFECTAN LA RAPIDEZ DE LAS REACCIONES QUIMICAS****OBJETIVO:**

- **Analizar** desde el punto de vista **cualitativo** los factores que influyen en la rapidez de las reacciones químicas

PRE-LAB:

- ¿Qué entiendes por proceso redox?.
- ¿Cómo defines agente oxidante y agente reductor?.
- Explica el concepto rapidez de reacción. ¿Cómo se determina?.
- ¿Qué factores modifican la rapidez de reacción?. Explica sus efectos.

LABORATORIO:**TÉCNICA:****MATERIALES**

12 tubos de ensayo
espátula
cuentagotas
vaso de bohemia
soporte
tela metálica
mechero
termómetro
cronómetro

SUSTANCIAS

sulfato de hierro II
sulfato de manganeso
soluciones acuosas de:
- permanganato de potasio
- ácido sulfúrico 0,5 M
- ácido sulfúrico 6,0 M
- ácido oxálico ($H_2C_2O_4$)

MEDIDAS DE SEGURIDAD

--

Procedimiento**PARTE A**

1. Preparar un tubo testigo con 1 mL (40 gotas) de agua y una gota de permanganato de potasio acuoso. Agitar y registrar observaciones.
2. En otro tubo colocar: 1 mL de solución acuosa diluida de ácido oxálico;
4 gotas de ácido sulfúrico acuoso 0,5 M.
2 gotas de permanganato de potasio y medir, a partir de ese momento, el tiempo que requiere la decoloración de la solución del tubo. Registrar en el cuadro 1.
3. En otro tubo colocar un pequeñísimo cristalito de sulfato de hierro II y disolverlo con 1 mL de agua. Adicionar al tubo: 4 gotas de ácido sulfúrico 0,5 M y 2 gotas de permanganato. Determinar el tiempo necesario para la decoloración. Registrar.

Reactivos	$H_2C_2O_4$ (AC)		$FeSO_4$ (AC)	
	Observaciones	tiempo	Observaciones	tiempo
H_2SO_4 (AC) + $KMnO_4$ (AC)				

PARTE B

NOTA: el tiempo de reacción se medirá por la decoloración del permanganato de potasio de color violeta; inmediatamente de mezclar las soluciones se debe comenzar a medir el tiempo.

1. Rotular 10 tubos de ensayo, **5 tubos A y 5 tubos B**. En los tubos **1,2,3,y 4 A** colocar 1 mL de ácido oxálico 0,05 M y 4 gotas de ácido sulfúrico (ac) 0,5 M.
2. En los **5 tubos B** colocar 2 gotas de permanganato de potasio(ac) 0,001 M.
3. Adicionar el contenido del tubo 1 A en el 1 B. Medir el tiempo hasta decoloración total y la temperatura del contenido del tubo. Registrar en el cuadro 2
4. Colocar los tubos **2 A y 3 A** en un vaso de bohemia con agua y disponer el sistema para calentar a baño María, midiendo la temperatura del baño.
5. Calentar, y cuando la temperatura sea 20°C por encima de la temperatura ambiente, retirar el tubo **2 A**, y adicionar su contenido en el tubo **2 B**. Medir el tiempo de reacción y la temperatura del sistema reaccionante. Registrar en el cuadro 2.
6. Cuando la temperatura del baño sea de 40°C por encima de la temperatura ambiente, retirar el tubo **3 A** y repetir el procedimiento del paso 5.
7. Agregar al tubo **4 A** una pequeña cantidad de sulfato de manganeso y agitar para disolver. Adicionar al contenido del tubo **4 B** y registrar el tiempo de reacción.
8. En el tubo **5 A** agregar: 1 mL de ácido oxálico 0,05 M, 4 gotas de ácido sulfúrico 6,0 M. Adicionar el contenido del tubo **5 A** en el tubo **5 B** Registrar el tiempo de decoloración y la temperatura dentro del tubo.

Cuadro 2

Corrida	H ₂ C ₂ O ₄ (AC)	H ₂ SO ₄ (AC)	KMnO ₄ (AC)	Otra sustancia	Temperatura ° C	Tiempo de decoloración (s)
1	0,05 M	0,5 M	0,001 M			
2	0,05 M	0,5 M	0,001 M			
3	0,05 M	0,5 M	0,001 M			
4	0,05 M	0,5 M	0,001 M			
5	0,05 M	6,0 M	0,001 M			

INTERPRETACIÓN DE LOS RESULTADOS:

- Plantear las ecuaciones de la parte A e igualar por redox teniendo en cuenta que se producen:
*en la primera CO₂(g), Mn²⁺(ac) y agua
*en la segunda Fe³⁺(ac), Mn²⁺(ac) y agua
- Explicar a qué se debe la diferencia en los resultados de la parte A.
- Comparar los tubos 1,2 y 3 de la parte B. ¿Cuál es el factor modificante de la rapidez de reacción?.
- Idem para los tubos 1 y 4. Idem para los tubos 1 y 5.
- Resuma brevemente los factores estudiados y explique cómo afectan la rapidez de reacción.

OBJETIVOS:

- Estudiar el efecto cuantitativo de la variación de concentración de un reactivo sobre la velocidad de reacción.
- Determinar el orden de reacción parcial de un reactivo por fotocolorimetría.

La especie coloreada que se produce en nuestra reacción es el anión triyoduro I_3^{1-} y su concentración depende de la concentración inicial de yoduro I^{1-} .

En la serie de corridas se mide el tiempo de absorbancia, de la especie coloreada que se produce, hasta el valor de "1,00" para trabajar en condiciones iniciales de reacción.

PRE-LABORATORIO:

1. ¿Cómo se explica el efecto de la variación de concentración sobre la velocidad de reacción?
¿Siempre se produce este efecto?.
2. ¿Qué significado tiene el orden de reacción parcial de un reactivo?.
3. ¿Qué significa, condiciones iniciales de reacción?.
4. Plantear la ecuación química para la reacción de formación del ion coloreado I_3^{1-} a partir de la oxidación del I^{1-} con peróxido de hidrógeno en medio ácido.
5. Plantear la ecuación cinética para la reacción

Ecuación química:

Ecuación cinética:

**LABORATORIO
TÉCNICA:**

MATERIALES

Fotocolorímetro o espectrofotómetro en el visible
Celdas
Tubos de ensayo
1 pipetas graduadas de 2,0 mL
2 pipeta graduada de 5,0 mL

SUSTANCIAS

Soluciones acuosas de:
KI 0,1 M
 H_2O_2 3,5 M
 $H_4C_2O_2$ 6,0 M

MEDIDAS DE SEGURIDAD

Orden de reacción parcial del yoduro de potasio

1. Encender el fotocolorímetro 10 minutos antes de usarlo. Colocar el filtro de 470 nm. una celda con agua destilada para calibrar el instrumento, llevando el valor de absorbancia a "0,00" con las perillas.
2. Preparar cinco tubos numerados con los volúmenes de solución de yoduro de potasio 0,1M y de nitrato de potasio 0,1 M que se indican en el cuadro adjunto para cada corrida.
3. Colocar en otra celda, **1,5 mL de solución de peróxido de hidrógeno 3,5M** y adicionar **una gota de ácido acético 6,0M**.

- Colocar la celda preparada en el fotocolorímetro; adicionar el contenido del tubo N° 1, con suma precaución de no derramar el líquido, arrancar el cronómetro en este instante y medir el tiempo en que se alcanza la absorbancia "1,00".
- Enjuagar, rápidamente, la celda con agua destilada y secarla, por fuera, con papel absorbente.
- Repetir el procedimiento (puntos 3 ,4 y 5), para cada una de las siguientes corridas.

CUADRO 1

Corrida N°	tubo de ensayo		Celda		[I ¹⁻] M	tiempo (s)
	V(mL) KI 0,1 M	V(mL) KNO ₃ 0,1 M	V(mL) H ₂ O ₂ 3,5 M	Ácido Acético 6 M		
1	2,5	0,0	1,5	1 gota		
2	2,0	0,5	1,5	1 gota		
3	1,5	1,0	1,5	1 gota		
4	1,0	1,5	1,5	1 gota		
5	0,5	2,0	1,5	1 gota		

PROCESAMIENTO DE DATOS.

- Completar el cuadro 2.

CUADRO 2.

Corrida N°	- log [I ¹⁻]	1/t	- log 1/t
1			
2			
3			
4			
5			

- Graficar **-log 1/t** en función del **-log [I¹⁻]**.
- Determina la pendiente de la curva.
- Plantea la ecuación lineal del gráfico y explicar el significado de cada uno de sus términos.
- Plantea la ecuación cinética para la reacción, sabiendo que el orden parcial respecto al peróxido de hidrógeno es 1 y que la velocidad es independiente de la concentración de H⁺.
¿Cuál es el orden total de la reacción?.

CINÉTICA IV DETERMINACIÓN DEL ORDEN DE REACCIÓN DEL $S_2O_3^{2-} / H^+$

OBJETIVOS:

- Analizar el efecto de la variación de la concentración de un reactivo sobre la rapidez de reacción.
- Determinación del orden respecto al tiosulfato $S_2O_3^{2-}$ (ac) en la reacción de éste ion con H^+ (ac).

PRE-LAB

- ¿Cómo se explica el efecto de la variación de concentración de un reactivo sobre la rapidez de reacción?. ¿Siempre se produce este efecto?.
- ¿Qué significado tiene el orden de reacción de un reactivo?.
- ¿Todas las reacciones tienen el mismo orden?. Explica.
- Si al duplicar la concentración del reactivo, su rapidez no se modifica, ¿Cuál es el orden del proceso?. ¿Cuál es el orden si la rapidez aumenta dos veces? ¿Cuál es el orden si la rapidez aumenta cuatro veces?.

LABORATORIO

TÉCNICA:

MATERIALES

1 pipeta aforada de 5,0 mL rotulada H^+
1 pipetas graduada de 25,0 mL rotulada $S_2O_3^{2-}$ (ac)
1 pipeta graduada de 25,0 mL rotulada H_2O
1 tubo de ensayo grande para la reacción
5 tubos de ensayo medianos
5 tubos de ensayo chicos.
Vasos de bohemia de 25 mL para fraccionar soluciones.
cronómetro
papel absorbente

SUSTANCIAS

agua destilada
solución de HCl(ac) 2,0 M
solución de $Na_2S_2O_3$ (ac) 0,3 M

MEDIDAS DE SEGURIDAD

Procedimiento:

Nota:

- Recordar que las soluciones se deben fraccionar para realizar las tomas con pipeta.
- Numerar los tubos de ensayo en parejas.
- El producto de la reacción es azufre coloidal que se adhiere a las paredes del tubo grande, por lo cual se debe lavar inmediatamente de terminado cada ensayo.
- Descartar la solución final de reacción en recipiente para tal uso.

Etapa previa:

1. Medir con la pipeta aforada de 5,0 mL, solución de H^+ (ac) 2,0 M. Viértalo en el tubo de ensayo chico n° 1 **limpio y seco**.
2. Repetir el procedimiento para los restantes tubos chicos.
3. Con la pipeta graduada de 25 mL, rotulada $S_2O_3^{2-}$ (ac), medir 25 mL de solución 0,3 M y colocar en el tubo mediano n° 1.
4. Repetir el procedimiento con los restantes tubos medianos pero disminuyendo de a 5 mL la solución de $S_2O_3^{2-}$ (ac) y adicionando agua de forma que el volumen final sea siempre 25 mL. (**ver cuadro de datos**)

PRIMER ENSAYO:

1. Prepare el cronómetro y vuelque la solución de tiosulfato de sodio del tubo 1 en el tubo grande de reacción.
2. Adicione el contenido del tubo chico 1, lo más rápido posible y cuando la primera gota de solución toque el contenido del tubo grande, comience a registrar el tiempo de reacción. En el momento en que aparezca la primera turbidez en la solución detenga el cronómetro. Registre en el cuadro de datos el tiempo de reacción.

SEGUNDO ENSAYO

1. Prepare el cronómetro y vuelque la solución de tiosulfato de sodio del tubo 2 en el tubo grande de reacción.
2. Adicione el contenido del tubo chico 2, lo más rápido posible y cuando la primera gota de solución toque el contenido del tubo grande, comience a registrar el tiempo de reacción. En el momento en que aparezca la primera turbidez en la solución detenga el cronómetro. Registre en el cuadro de datos el tiempo de reacción.

ENSAYOS SIGUIENTES

Repetir el procedimiento hasta completar las corridas.

CUADRO DE DATOS

V.H¹⁺(ac) 2,0 M (mL)	V.S ₂ O ₃ ²⁻ 0,3 M (mL)	V.H ₂ O (mL)	[S ₂ O ₃ ²⁻ (ac)] en la mezcla	Tiempo t (s)	1/ t (s ⁻¹)	Log 1/ t	Log [S ₂ O ₃ ²⁻]
5,0	25,0	0					
5,0	20,0	5,0					
5,0	15,0	10,0					
5,0	10,0	15,0					
5,0	5,0	20,0					

PROCESAMIENTO DE DATOS

- Completar el cuadro de datos
- Plantear la ecuación iónica de la reacción estudiada.
- Proceder a determinar el orden del S₂O₃²⁻(ac), graficando en papel milimetrado:
 - I. Tiempo en función de la concentración del reactivo.
 - II. La inversa del tiempo en función de la concentración de reactivo.
 - III. El logaritmo decimal de la inversa del tiempo en función de la concentración del reactivo.
- Determinar la constante específica de velocidad respecto al tiosulfato.

CUESTIONES

- Analizar la relación de la variación de concentración del reactivo con la rapidez de reacción.
- ¿Cuál es el orden de la reacción respecto al tiosulfato?.
- ¿Cómo se deberá proceder si se desea determinar la constante específica de velocidad para la reacción?. Proponer una técnica sencilla para realizar esta determinación en el laboratorio.

**ESTUDIO CUANTITATIVO DEL EFECTO DE LA TEMPERATURA
EN LA RAPIDEZ DE REACCIÓN**

OBJETIVO:

- Estudiar el efecto de la temperatura sobre la rapidez de la reacción: $S_2O_3^{2-}(ac) + H^+(ac)$.
- Determinar la dependencia exponencial entre la temperatura y la constante específica de rapidez.

PRE-LAB

- Explica el efecto de la temperatura sobre la rapidez de reacción.
- Define energía de activación y complejo activado.
- Sobre qué factor de la ecuación de rapidez tiene incidencia directa la temperatura?
- ¿Cuál es la relación matemática de Arrhenius?
- ¿Cuál es la función lineal que determina el efecto de la temperatura?

LABORATORIO.

TÉCNICA

MATERIALES

Vaso de bohemia para reacción
Papel absorbente
2 pipetas aforadas de 5,0 mL rotuladas H^+ y $S_2O_3^{2-}$
1 pipeta aforada de 20,0 mL rotulada H_2O
Tubo de ensayo grande
gradilla y tubos de ensayo (4 medianos y 4 chicos)
soporte y mechero
cronómetro
termómetro a la décima o termocupla

SUSTANCIAS

hielo
agua
soluciones acuosas de:
 $Na_2S_2O_3$ 0,3 M
 HCl 2,0 M

MEDIDAS DE SAEGURIDAD

--

PROCEDIMIENTO

1. En los cuatro tubos de ensayo chicos, rotulados $H^+(ac)$ coloca 5,0 mL de HCl 2,0 M, medidos con pipeta. Déjalos en la gradilla.
2. En los cuatro tubos de ensayo medianos, rotulados $S_2O_3^{2-}(ac)$ colocar 20,0 mL de agua y 5,0 mL de $Na_2S_2O_3(ac)$ 0,2 M, medidos con sus respectivas pipetas. Dejarlos en la gradilla.
3. Preparar en el vaso de bohemia de 400 mL el baño de agua – hielo, y colocar en él un tubo de H^+ y otro de tiosulfato. Dejar enfriar mientras se realizan las siguientes operaciones.
4. En el tubo grande de reacción, **limpio y seco**, verter el contenido de un tubo H^+ . Preparar el cronómetro y adicionar el contenido del tubo de tiosulfato, midiendo el tiempo de reacción, igual que en la práctica anterior. Medir la temperatura de reacción.
5. En el otro vaso de bohemia de 400 mL, colocar agua hasta $\frac{3}{4}$ partes de su capacidad y preparar para calentar.
6. Colocar en este recipiente los restantes tubos de ensayo. Medir la temperatura del baño y cuando alcance $20^\circ C$ por encima de la ambiente, retirar un par de tubos y realizar la reacción. Medir la temperatura de reacción.
7. Cuando la temperatura del baño alcance $40^\circ C$ por encima de la ambiente, repetir el procedimiento del punto anterior.
8. Repetir el procedimiento con los tubos que se encuentran en el baño de hielo.
9. Registrar todos los datos en el cuadro.

NOTA: la temperatura de reacción es la que corresponde al momento en que se ponen en contacto las dos soluciones.

CUADRO DE DATOS

V. HCl 2,0M(mL)	V.Na ₂ S ₂ O ₃ 0,3 M (mL)	V.H ₂ O mL	Temp. K	tiempo (s)	1/t (s ⁻¹)	-L1/t	1/ T K ⁻¹
5	5	20					
5	5	20					
5	5	20					
5	5	20					

Procesamiento de datos

- Graficar los datos:
 - Tiempo en función de la temperatura absoluta
 - Inversa del tiempo en función de la temperatura
 - -L de la inversa del tiempo en función de la inversa de la T absoluta.

Cuestiones

1. Los resultados obtenidos, ¿están de acuerdo con la ley de Arrhenius?. ¿En qué condiciones se debe trabajar para comprobar dicha ley?.
2. Determinar la pendiente del gráfico $-L1/t$ en $f(1/T)$. ¿Qué significado físico tiene este valor?.
3. Indicar si son falso o verdadero:
 - A) al aumentar la temperatura 10°C se duplica la rapidez porque se duplican el número de choques efectivos.
 - B) Siempre que se aumenta la concentración de por, lo menos un reactivo aumenta la rapidez de reacción.
4. ¿Por qué un catalizador positivo aumenta la rapidez de reacción?