

Prácticas convencionales de Química Inorgánica Experimental

Conventional Inorganic Chemistry Experimental Practices

1.1. Estudio de algunos elementos químicos

1.1.1. Objetivo general

Relacionar los elementos de algunas familias de la Tabla Periódica con base en las propiedades físicas y químicas observadas.

1.1.2. Objetivo específico

Encontrar similitudes y diferencias entre elementos del mismo grupo y período de la Tabla Periódica.

1.1.3. Marco teórico

La Tabla Periódica de los Elementos Químicos representa sistemáticamente el principio de distribución electrónica. Cada elemento ocupa un sitio preciso en la Tabla Periódica y las propiedades físicas y químicas de cualquier elemento son regulares dependiendo del grupo y del período (Cotton & Wilkinson, 1969) (Rodgers, 1995).

Las familias químicas se encuentran organizadas por grupos en dirección vertical. Si se conocen dos elementos de una familia, es posible por las propiedades de dichos elementos, sugerir cualitativamente propiedades de los homólogos (Falcón, 2013) (Petrucci & Harwood, 1998) Ver Figura. 1.1.1.

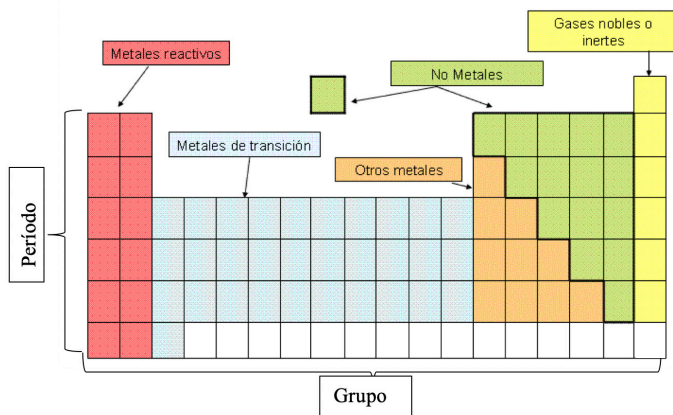


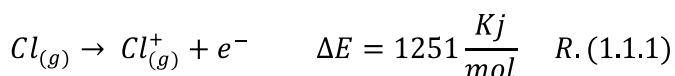
Figura 1.1.1. Ubicación en la tabla de los grupos de elementos.

Fuente: Ovelar M. (2019). Esquema de la tabla periódica. <http://abc.com.py/>

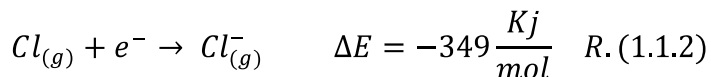
Los metales alcalino y alcalino térreos (grupos I A y II A) en la Tabla Periódica se caracterizan por presentar uno y dos electrones de valencia respectivamente. Los valores de energía de ionización son bajos, lo cual favorece su desprendimiento y estabilización de especies oxidadas como M^{1+} y M^{2+} respectivamente, obteniendo la configuración del gas noble anterior. A mayor período mayor reactividad, ya que los electrones de valencia se encuentran con menor carga nuclear efectiva (Ebbing & Gammon, 1997).

Las propiedades de los no metales son más variadas que las de los metales; a diferencia de los metales, estos son malos conductores de calor y electricidad, y pueden tener números de oxidación tanto positivos como negativos. Los metales son más electronegativos que los metales, los compuestos que se forman por la combinación entre metales y no metales tienden a ser iónicos, formando un catión metálico y anión no metálico (Chang, 2002).

La energía de ionización mide los cambios en la energía asociados a la eliminación de electrones de un átomo en estado fundamental y gaseoso para formar iones con carga positiva. Por ejemplo, la energía de primera ionización de $Cl_{2(g)}$ es el cambio de energía asociado al siguiente proceso, *R.* (1.1.1).



Por otro lado, la afinidad electrónica ocurre cuando se agrega un electrón a un átomo a partir del estado fundamental y gaseoso, midiendo la atracción o afinidad del átomo por el electrón añadido; en la mayoría de los casos, se libera energía cuando se agrega un electrón. Por ejemplo, la adición de un electrón a un átomo de cloro va acompañada por un cambio de energía, que indica que se libera energía durante el proceso *R. (1.1.2)* (Brown, LeMay, Bursten, & Burdge, 2004).



1.1.4. Reactivos

Azufre, S
Calcio, Ca
Fósforo, P
Magnesio, Mg
Potasio, K
Sodio, Na

1.1.5. Materiales

Cuchara de combustión
Espátula
Gradilla
Mechero
Papel indicador universal
Pinza para crisol
Pinza para tubo de ensayo
Tubos de ensayo
Varilla agitadora
Vaso de precipitados de 50 mL
Vidrio de reloj

1.1.6. Procedimiento

En esta práctica trabajar con mucho cuidado. Tener en cuenta que puede manipular cualquier sustancia sin ningún peligro, siempre y cuando conserve normas de seguridad apropiadas. Trabajar despacio y ordenadamente. Observar cuidadosamente y anotar los resultados

obtenidos. *No desechar ningún reactivo por el desagüe sin la supervisión del profesor o monitor.*

1.1.6.1. Reactividad frente al agua

a) Antes de iniciar la práctica, consultar las fichas de seguridad de los elementos sodio y potasio. Agregar 3 mL de agua al vaso de precipitados y estimar el pH. Anote las observaciones realizadas.

Los siguientes procedimientos se deben realizar dentro de la campana de extracción:

Con la espátula limpia y seca, tomar una pequeña porción de sodio entregado por el monitor (aproximadamente $0.05\text{g} - 2.17 \times 10^{-3}$ moles) y llevar al vidrio de reloj completamente seco. Adicionar sobre el agua que se encuentra en el vaso de precipitados. Observar y anotar. Estimar el pH de la solución.

Repetir el procedimiento con el elemento potasio.

b) Consultar las fichas de seguridad de los elementos magnesio y calcio. Adicionar al vaso de precipitados 3 mL de agua. Retirar la capa de óxido de magnesio (II) con papel de lija e introducir en el agua. Observar y anotar. Si no se observa alguna reacción retirar el magnesio y calentar el agua hasta ebullición. Posteriormente introducir el magnesio al agua caliente. Anote las observaciones realizadas.

Repetir el procedimiento con el elemento calcio, Figura 1.1.2.

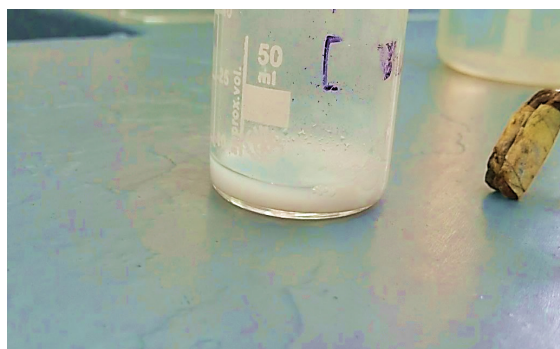


Figura 1.1.2. Reactividad de Calcio en agua.

Fuente: Elaboración propia.

1.1.6.2. Reactividad frente al oxígeno

Obtención de los óxidos metálicos

- a) Tomar una pequeña porción (aproximadamente $0.05\text{ g} - 2.17 \times 10^{-3}$ moles) de sodio que consiga cortar con la espátula utilizada anteriormente, depositar en una cuchara de combustión y acercar directamente a la llama del mechero. El compuesto formado sobre la cuchara de combustión disuélvalo en tres gotas de agua. Estimar el pH de la solución empleando papel indicador. Observe y anote.

Al someter la porción del metal a la llama, prediga el posible producto, y su reacción.

- b) De manera similar proceda para el potasio (K), Figura 1.1.3.

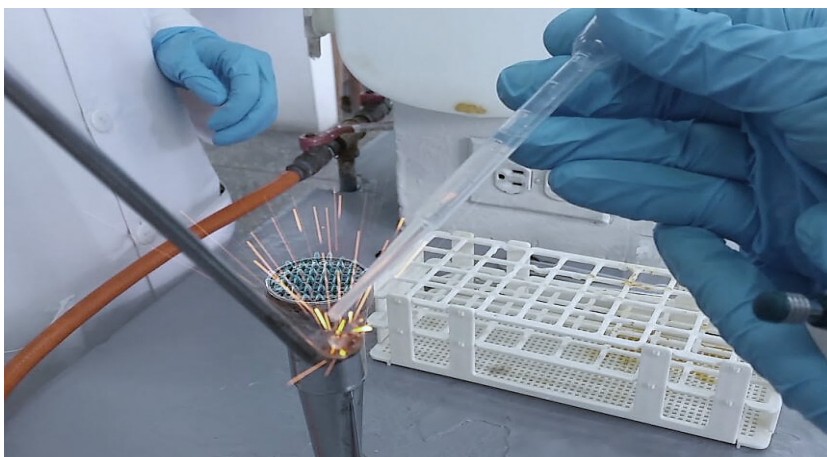


Figura 1.1.3. Obtención óxido metálico para el potasio.

Fuente: Elaboración propia.

- c) Para el magnesio, Mg, tome la misma lámina utilizada anteriormente, con la pinza para crisol, quémela con ayuda del mechero ¡precaución, la luz emitida es intensa!, Figura 1.1.4. Cuando finalice la combustión, recolectar el producto de la combustión en un vaso de precipitados. ¿Qué ocurrió? ¿Observó la formación de un nuevo producto? ¿Cuál? Agregar agua al producto y mezclar, estimar el pH de la solución. ¿Se habrá formado un nuevo producto? ¿Cuál es el producto obtenido?

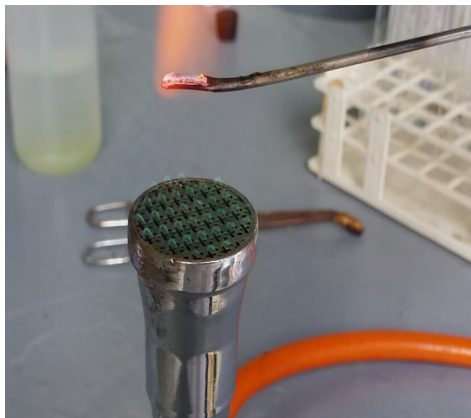


Figura 1.1.4. Obtención óxido metálico para el magnesio.
Fuente: Elaboración propia.

Obtención de los óxidos no metálicos

Repase las fichas de seguridad en los frascos que contienen los elementos fósforo y azufre.

- a) Tomar una pequeña porción de fósforo, P (aproximadamente $0.05 \text{ g} - 2.17 \times 10^{-3} \text{ moles}$), introducir en un tubo de ensayo y tapar inmediatamente con un tapón de caucho. Si no hay reacción, retirar el tapón y calentar con cuidado. Observar y anotar. Adicionar 5 mL de agua caliente, tapar y agitar. Con papel indicador universal estimar el pH de la solución. ¿Por qué cree que no se debe realizar la combustión del fósforo directamente al calor?
- b) Tomar un poco de azufre con la cuchara de combustión, y poner a la llama del mechero con mucho cuidado hasta su punto de fusión, formando un líquido color pardo. Colocar inmediatamente el producto en un vaso de precipitados con 5 mL de agua, agite y con papel indicador universal, observe el pH de la solución, Figura 1.1.5. ¿Se formó un nuevo compuesto al quemar el azufre?








Figura 1.1.5. Obtención de los óxidos no metálico para el azufre.




Fuente: Elaboración propia.

A partir de los resultados obtenidos sugiera el comportamiento esperado para cada grupo y realice una consulta bibliográfica.

Tabla1.1. Condiciones de seguridad.

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Fósforo		H228. Sólido inflamable. H412. Nocivo para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.	P210. Mantener alejado de fuentes de calor, chispas, llama abierta o superficies calientes. No fumar. P273. Evitar su liberación al medio ambiente. P280. Llevar guantes/ gafas/ máscara de protección. P370 + P378. En caso de incendio: Utilizar arena seca, producto químico seco o espuma resistente al alcohol para la extinción. P501. Eliminar el contenido/ el recipiente en una planta de eliminación de residuos autorizada.

Sustancia		Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Magnesio		<p>H250. Se inflama espontáneamente en contacto con el aire.</p> <p>H260. En contacto con el agua desprende gases inflamables que pueden inflamarse espontáneamente.</p>	<p>P210. Mantener alejado de fuentes de calor, chispas, llama abierta o superficies calientes. - No fumar.</p> <p>P223. Mantener alejado de cualquier posible contacto con el agua, pues reacciona violentamente y puede provocar una llamarada.</p> <p>P280 Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P370 + P378. En caso de incendio: Utilizar arena seca, polvo químico seco o espuma resistente al alcohol para apagarlo.</p> <p>P402 + P404. Almacenar en un lugar seco. Almacenar en un recipiente cerrado.</p>
Potasio	  	<p>H260. En contacto con el agua desprende gases inflamables que pueden inflamarse espontáneamente.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H318. Provoca lesiones oculares graves.</p> <p>H350. Puede provocar cáncer.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353 EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitarse inmediatamente las prendas contaminadas. Aclararse la piel con agua o ducharse.</p> <p>P304 + P340 + P310. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la víctima al exterior y mantenerla en reposo en una posición confortable para respirar. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico.</p> <p>P370 + P378. En caso de incendio: Utilizar arena seca, polvo químico seco o espuma resistente al alcohol para apagarlo.</p> <p>P402 + P404. Almacenar en un lugar seco. Almacenar en un recipiente cerrado.</p> <p>P405. Guardar bajo llave.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Sodio	  	<p>H260. En contacto con el agua desprende gases inflamables que pueden inflamarse espontáneamente.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H318. Provoca lesiones oculares graves.</p> <p>H350. Puede provocar cáncer.</p>	<p>P201. Pedir instrucciones especiales antes del uso.</p> <p>P223 Mantener alejado de cualquier posible contacto con el agua, pues reacciona violentamente y puede provocar una llamarada.</p> <p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P281. Utilizar el equipo de protección individual obligatorio.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitarse inmediatamente las prendas contaminadas. Lavar la piel con agua o ducharse.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir Enjuagando Llamar inmediatamente a un CENTRO DE INFORMACION TOXICOLOGICA o a un médico.</p> <p>P363. Lavar las prendas contaminadas antes de volver a usarlas.</p> <p>P370 + P378. En caso de incendio: Utilizar arena seca, polvo químico seco o espuma resistente al alcohol para apagarlo.</p> <p>P402 + P404. Almacenar en un lugar seco. Almacenar en un recipiente cerrado.</p>

Fuente: Adaptaciones de las fichas de seguridad suministradas por MERCK.
[https:// https://www.merckmillipore.com/CO/es](https://www.merckmillipore.com/CO/es)

1.2. Ciclo De Cobre

1.2.1. Objetivo general

Realizar las reacciones de desplazamiento involucradas en el ciclo de cobre.

1.2.2. Objetivos específicos

Aplicar el concepto de reactivo límite y reactivo en exceso en reacciones químicas.

Plantear una secuencia de reacciones que evidencien el desplazamiento de diferentes aniones en el ciclo del cobre.

1.2.3. Marco teórico

El cobre ya era conocido en la prehistoria y fue probablemente el primer metal utilizado para fabricar útiles y objetos decorativos. Los objetos de cobre se han encontrado entre los restos de muchas civilizaciones antiguas, incluyendo las de Egipto, Asia Menor, China, sudeste de Europa, Chipre (palabra de la que se deriva su nombre) y Creta.

Dentro de los hallazgos realizados a nativos americanos se determinó que empleaban el cobre desde el tercer milenio A. C. Los análisis químicos de los objetos de cobre y sus aleaciones, y el estudio de los minerales existentes en los lugares donde fueron encontrados inducen pensar que ya en el año 6000 A. C. el hombre desarrollaba procesos de metalurgia (Esteban, 2010).

Es un metal de color rojizo característico que cristaliza en un sistema cúbico centrado en las caras. A causa de muchas propiedades deseables como su conductividad eléctrica y calorífica, su resistencia a la corrosión, su maleabilidad y ductilidad y su belleza, el cobre se usa en una amplia variedad de aplicaciones.

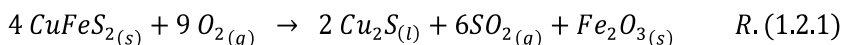
Tiene poca actividad química y únicamente se oxida en el aire húmedo muy lentamente, cubriéndose de una capa de carbonato básico que lo protege de la posterior corrosión.

Su oxidación se favorece en medio ácido por lo que no es recomendable su uso en utensilios de cocina, ya que las sales que forma son eméticas (provocan vómitos). Es atacado por ácidos oxidantes y puede formar complejos con algunas sustancias como el amoníaco acuoso.

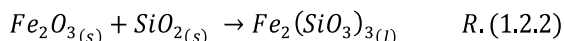
El cobre posee una configuración electrónica $[\text{Ar}] d^{10}s^1$ con un peso atómico de 63,536 g/mol. Forma dos series de compuestos químicos: cuprosos, en los que el cobre tiene valencia 1^+ , y cúpricos, en los que tiene valencia 2^+ . Los compuestos cuprosos se oxidan fácilmente a cúpricos en presencia de aire y son de poca importancia industrial.

La metalurgia del cobre varía con la composición del mineral. Los minerales que contienen cobre nativo se trituran, se lavan y se separa el cobre para fundirlo y prepararlo en barras.

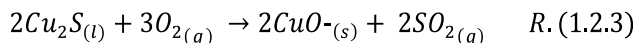
El proceso de extracción de cobre del sulfuro se puede realizar mediante un método térmico (pirometalurgia) (Rayner, 2000), *R. (1.2.1)*.



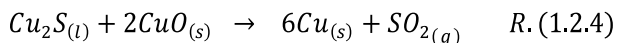
Se añade arena a la mezcla fundida para convertir el óxido de hierro en una escoria de silicato de hierro (III). *R. (1.2.2)*.



Este líquido flota en la superficie y se puede decantar. Se añade nuevamente oxígeno para oxidar el sulfuro de cobre (I), *R. (1.2.3)*.



La mezcla de óxido de cobre y sulfuro de cobre sufre una reacción redox extraña para obtener el cobre metálico, *R. (1.2.4)*.



Los óxidos y carbonatos también se reducen a carbón cuando los minerales tienen bastante riqueza en cobre. Los minerales más importantes, los sulfuros, contienen entre el 1 y el 12%; estos se muelen y se concentran por flotación.

Los concentrados se reducen en un horno, quedando cobre metálico crudo, llamado blíster, aproximadamente del 98% de pureza. El cobre crudo es posteriormente purificado por electrólisis, hasta una pureza superior al 99.9%.

Las reacciones de desplazamiento son aquellas en las cuales un elemento desplaza a otro en un compuesto, como se indica en la reacción *R. (1.2.5)*. Cuanto menor sea la electronegatividad de un metal, la tendencia es a la oxidación. El metal más activo (menos electronegativo) desplaza al metal menos activo (más electronegativo) a partir de compuestos en

solución acuosa para formar la especie oxidada del metal más activo y por ende la especie reducida del otro metal, Tabla 1.2.1 (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2013).

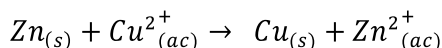
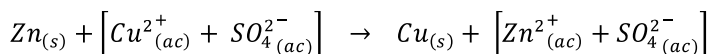
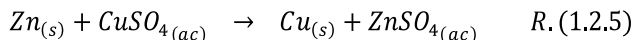


Tabla 1.2.1. Serie de actividad de algunos elementos.

Elemento			Especie común reducido	Especie común oxidado	
Li	Desplaza el Hidrógeno de ácidos oxidantes	<i>Desplazar el hidrógeno del agua fría</i>	Li	Li ⁺	
K			K	K ⁺	
Ca			Ca	Ca ²⁺	
Na			Na	Na ⁺	
Mg			<i>Desplazar el hidrógeno del vapor</i>	Mg	Mg ²⁺
Al				Al	Al ³⁺
Mn				Mn	Mn ²⁺
Zn				Zn	Zn ²⁺
Cr				Cr	Cr ³⁺ , Cr ⁶⁺
Fe				Fe	Fe ²⁺ , Fe ³⁺
Cd		Cd	Cd ²⁺		
Co		Co	Co ²⁺		
Ni		Ni	Ni ²⁺		
Sn		Sn	Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺		
Pb		Pb			
H (un no metal)			H ₂	H ⁺	
Sb (un metaloide)			Sb	Sb ²⁺	
Cu			Cu	Cu ⁺ , Cu ²⁺	
Hg			Hg	Hg ₂ ²⁺ , Hg ²⁺	
Ag			Ag	Ag ⁺	
Pt			Pt	Pt ²⁺ , Pt ⁴⁺	
Au			Au	Au ⁺ , Au ³⁺	

Fuente: Petrucci (2010). Química general. Actividad elementos químicos.

1.2.4. Reactivos

Ácido clorhídrico 6 M, HCl
Ácido nítrico concentrado, HNO₃,
Cloruro de cobre (II) sólido, CuCl₂
Hidróxido de sodio 6 M, NaOH
Lámina de aluminio, Al

1.2.5. Materiales

Aro metálico
Embudo de filtración
Espátula metálica
Estufa
Frasco lavador
Papel indicador
Pera
Pipeta graduada 5 ml
Probeta 25 ml
Soporte universal
Varilla de agitación
Vaso de precipitados 50 ml
Vidrio reloj

1.2.6. Procedimiento

1. Lavar el vaso de precipitados, rotular y secar en la estufa a 110 ° C.
Retirar de la estufa, enfriar a temperatura ambiente y pesar.

Masa de vaso de precipitados: _____

2. Pesar 1.5 g con precisión de ± 0.0001 de cloruro de cobre (II) (0.0112 mol), CuCl₂, o su equivalente en sal hidratada.

Observar el compuesto y describirlo.

Nota: Si el cloruro de cobre (II) se encuentra en solución, medir 3 mL de la misma y pasar directamente al paso 4.

3. Disolver el CuCl₂ en de 20 mL de agua y agitar con la varilla de vidrio hasta completa disolución de la sal, Figura 1.2.1.



Figura 1.2.1. Disolución de la sal de cobre.

Fuente: elaboración propia.

Justificar el cambio de color.

4. Pesar con precisión de ± 0.0001 g entre 0.2 y 0.3 g (7.041×10^{-3} moles - 11.11×10^{-3} moles) de aluminio.

Masa del aluminio =

¿Cuál es la equivalencia en moles de la masa medida?, ¿Cuál es la equivalencia en átomos de la masa medida?

5. Introducir la lámina de aluminio en el vaso de precipitados con la solución de cloruro de cobre (II). La reacción finaliza al observar la ausencia de desprendimiento de burbujas o pérdida de la coloración inicial de la disolución.
 - ¿Qué ocurre en la interface entre el metal y la solución?
 - ¿Explique los resultados de la reacción?
 - Realizar una representación simbólica de este proceso (Ecuación química).
 - ¿Cuál es la relación de este proceso con el concepto de reactivo límite?
 - ¿Cuál es la relación de este proceso con el concepto de reactivo en exceso?
 - Calcular el reactivo límite y el reactivo en exceso.
6. Separación del cobre formando de la solución, lavado y secado.

¿Qué es la decantación?

Separar por decantación cuidando que el sólido permanezca en el vaso de precipitados, Figura 1.2.2.

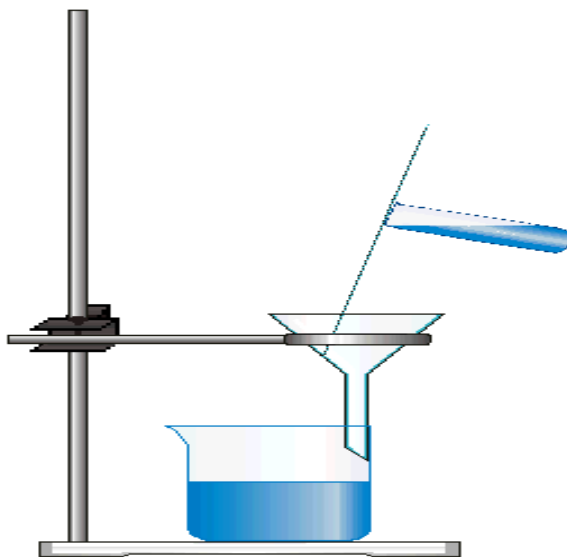


Figura. 1.2.2. Montaje de separación por decantación.

Fuente: elaboración propia.

Lavar el cobre con agua destilada tres veces, decantando en cada ocasión. Utilice porciones pequeñas, de 5 mL aproximadamente, además se recomienda no agitar el residuo al lavarlo porque el cobre queda en suspensión dificultando la separación por decantación.

Nota. Los lavados deben depositarse en el recipiente de residuos etiquetado como III F (tricloruro de aluminio (III)).

Evaporar todo el líquido remanente calentando en la estufa, evitando el sobrecalentamiento. Figura 1.2.3.



Figura 1.2.3. Secado del compuesto obtenido.

Fuente: elaboración propia.

7. Si al finalizar la reacción sobra aluminio lavar muy bien, secar en la estufa a 110°C y pesar para calcular la cantidad de aluminio que reaccionó con el cloruro de cobre (II).
8. Pesar el vaso de precipitados con el cobre y considerar el peso del vaso vacío. ¿Es eficiente el proceso de recuperación del cobre? Calcule el porcentaje de rendimiento.

Masa de cobre =
Masa de aluminio =

¿Cuántas moles de cobre se formaron?

Moles de cobre =

¿Cuántas moles de aluminio reaccionaron?

Moles de aluminio =

Dentro de una cabina extractora tomar el vaso de precipitados que contiene el cobre y adicionar estequiométricamente ácido nítrico concentrado, HNO_3 ; hasta obtener una solución de color azul. Realizar la reacción en la cabina extractora y observar el desprendimiento de vapores rojizos que corresponde al dióxido de nitrógeno (IV), NO_2 , Figura 1.2.4. Estos vapores afectan las vías respiratorias y son tóxicos para el medio ambiente y la salud humana (Rico, López, & Figuero, 2001). Observar

la etiqueta del frasco del HNO_3 y consulte sus propiedades, usos y cuidados. Escribir la reacción observada.



Figura 1.2.4. Vapores de dióxido de nitrógeno (IV).



Fuente: elaboración propia.



9. Retirar el agua y el exceso de ácido nítrico mediante la técnica de evaporación. El sólido formado corresponde a nitrato de cobre (II), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Calcular la masa de nitrato de cobre (II) obtenida
10. Obtención del hidróxido de cobre (II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Disolver los cristales de nitrato de cobre adicionando unos pocos mililitros de agua destilada. Posteriormente, a la solución formada añadir gota a gota hidróxido de sodio, NaOH 6 M. Agitar después de cada adición. Repetir este proceso hasta que el pH se encuentre alrededor de 11, emplear papel indicador. El precipitado que se observa es el hidróxido de cobre. Calcular la masa de hidróxido de cobre (II) obtenida. Escribir la reacción observada.
11. Lavar el precipitado con pequeñas porciones de agua destilada y decantar en cada ocasión, desechar los lavados en el recipiente de residuos rotulado como V A.




Calentar suavemente en la estufa para desecar completamente y formar el óxido de cobre (II), CuO . Examinar la apariencia y consultar sus propiedades y usos. Escribir la reacción observada.


12. El ciclo del cobre finaliza al adicionar HCl 6 M gota a gota al óxido de cobre (II). Escribir la reacción observada.

Tabla 1.2.2. Condiciones de seguridad.

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Ácido clorhídrico	 	<p>H290. Puede ser corrosivo para los metales.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H318. Provoca lesiones oculares graves.</p> <p>H335 Puede irritar las vías respiratorias.</p>	<p>P234. Conservar únicamente en el recipiente original.</p> <p>P261. Evitar respirar el polvo/ el humo/ el gas/ la niebla/ los vapores/ el aerosol.</p> <p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P271. Utilizar únicamente en exteriores o en un lugar bien ventilado.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitarse inmediatamente las prendas contaminadas. Aclararse la piel con agua o ducharse.</p> <p>P304 + P340 + P310. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la víctima al exterior y mantenerla en reposo en una posición confortable para respirar. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
<p>Ácido nítrico</p>	 	<p>H272. Puede agravar un incendio; comburente.</p> <p>H290 Puede ser corrosivo para los metales.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p>	<p>P210. Mantener alejado de fuentes de calor.</p> <p>P220. Mantener o almacenar alejado de la ropa/materiales combustibles.</p> <p>P221. Tomar todas las precauciones necesarias para no mezclar con materias combustibles.</p> <p>P234. Conservar únicamente en el recipiente original.</p> <p>P264 Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Aclararse la piel con agua/ ducharse.</p> <p>P304 + P340 + P310. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la persona al aire libre y mantenerla en una posición que le facilite la respiración. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA o a un médico.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Cloruro de Cobre (II)	  	<p>H302 + H312. Nocivo en caso de ingestión o en contacto con la piel</p> <p>H315. Provoca irritación cutánea.</p> <p>H318. Provoca lesiones oculares graves.</p> <p>H400. Muy tóxico para los organismos acuáticos.</p> <p>H411. Tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar gafas/ máscara de protección.</p> <p>P302 + P352. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes.</p> <p>P302 + P352 + P312. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes. Llamar a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico en caso de malestar.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p> <p>P332 + P313. En caso de irritación cutánea: Consultar a un médico.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Hidróxido de sodio		<p>H290. Puede ser corrosivo para los metales.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H318. Provoca lesiones oculares graves.</p> <p>H402. Nocivo para los organismos acuáticos.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Aclararse la piel con agua/ ducharse.</p> <p>P304 + P340 + P310. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la persona al aire libre y mantenerla en una posición que le facilite la respiración. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA o a un médico.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico.</p> <p>P405 Guardar bajo llave.</p> <p>P406 Almacenar en un recipiente resistente a la corrosión de acero inoxidable con revestimiento interior resistente.</p>

Fuente: Adaptaciones de las fichas de seguridad suministradas por MERCK.
[https:// https://www.merckmillipore.com/CO/es](https://www.merckmillipore.com/CO/es)

1.3. Química Del Yodo

1.3.1. Objetivo general

Estudiar los estados de oxidación del yodo mediante reacciones de óxido-reducción.

1.3.2. Objetivos específicos

Plantear reacciones de óxido-reducción en medio ácido y básico que conlleven a la estabilización de diferentes especies de yodo.

Identificar mediante pruebas cualitativas diferentes estados de oxidación del yodo.

1.3.3. Marco teórico

Los halógenos son elementos químicos que pertenecen al grupo VII de la actual Tabla Periódica, su configuración electrónica está caracterizada por tendencia a llenar su último nivel de energía (ns^2p^5) requiriendo un electrón para obtener la configuración del gas noble más próximo, estabilizando iones mononegativos X^- (denominado haluros) o un enlace covalente simple $-X$ (Housecroft & Sharpe, 2006). Estos elementos poseen alta electronegatividad, que disminuye al descender en el grupo respectivo, convirtiéndolos en elementos altamente oxidantes. Todos los halógenos existen como moléculas diatómicas, las cuales por ser homonucleares no poseen polaridad eléctrica permanente. Diferentes propiedades de los halógenos varían al descender en el grupo, Tabla 1.3.1. La intensidad del color de los elementos y sus compuestos covalentes se ve afectada con el desplazamiento de las bandas de transferencia de carga hacia longitudes de ondas menores dentro del espectro electrónico UV- Vis (Cotton & Wilkinson, 1969).

Tabla 1.3.1. Propiedades periódicas de los halógenos.

Elemento	Afinidad electrónica (Kcal/mol)	Electronegatividad	P.e. °C	P.f °C	Radio Cristalino	Radio Covalente
F	79.96	4.10	-188	-223	1.31	0.64
Cl	83.3	2.83	-34.6	-103	1.81	0.99
Br	77.5	2.74	58.76	-7.2	1.94	1.14
I	70.6	2.21	184.35	113.5	2.22	1.33
At	----	1.96	---	--	---	---

Fuente: Adaptación tabla de estados oxidación de diferentes halógenos. Cotton y Wilkinson. Química Inorgánica Avanzada.

Los números de oxidación de los halógenos varían entre 1- a 7+; pero el flúor difiere de los otros halógenos en el hecho de que no tiene oxoácidos estables.

La Tabla 1.3.2 contiene algunos de los compuestos conocidos de los halógenos en distintos estados de oxidación:

Tabla 1.3.2. Estados de oxidación de diferentes halógenos.

Número de oxidación	Flúor	Cloro	Bromo	Yodo
+7		$HClO_4, ClO_4^-$		HIO_4, IO_4^-
+5		$HClO_3, ClO_3^-$	$HBrO_3, BrO_3^-$	HIO_3, IO_3^-
+3		$HClO_2, ClO_2^-$		
+1		$HClO, ClO^-$	$HBrO, HBr$	HIO, IO^-
0	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
-1	HF, F^-	HCl, Cl^-	HBr, Br^-	HI, I^-

Fuente: Elaboración propia.

El yodo al ser un oligoelemento tiene un papel fundamental para el normal crecimiento, y el desarrollo físico y mental de las personas. En seres humanos, la concentración del elemento oscila entre 30 y 50 mg, 30% está presente en la glándula tiroidea y las hormonas tiroideas, el resto entre 60-80% se encuentra en tejidos extratiroideos (Arroyo, García, & Xochihua, 2010), aunque aún se desconoce la función en estos tejidos. La ingestión adecuada de yodo es el requisito básico para la síntesis normal de hormonas tiroideas (principalmente la tiroxina o T4 y la triyodotironina o T3). Las deficiencias de hormonas tiroideas en humanos producen anomalías importantes en el crecimiento, desarrollo,

reproducción, comportamiento y metabolismo. Estas hormonas son de suma importancia, pues actúan sobre casi todos los tejidos corporales durante toda la vida de un individuo (Muela, García, Torres, Santiago, & Sórigner, 2008).

En el medio ambiente el yodo se encuentra en salmueras marinas como yoduro y yodato de calcio o sodio. La producción de este elemento se da mediante la oxidación del yoduro (I^-) o reducción de yodatos (IO_3^-) a I^- seguida por la oxidación. El yodo es un sólido negro poco soluble en agua (0.33 g/L a 25 °C), forma con el almidón un complejo de color azul, en el cual los átomos del halógeno se encuentran alineados en las cadenas del polisacárido amilosa (Cotton & Wilkinson, 1993).

1.3.4. Reactivos

Ácido nítrico 6 M, HNO_3
Ácido sulfúrico 6 M, H_2SO_4
Hidróxido de potasio 6 M, NaOH
Hipoclorito de sodio comercial 5 %, $NaClO_2$
Metabisulfito de sodio sólido, $Na_2S_2O_5$
Nitrato de plata 0,1 M, $AgNO_3$
Peróxido de hidrógeno 30%, H_2O_2
Solución de almidón
Solución saturada de yodato de potasio, KIO_3
Yodato de potasio sólido, KIO_3
Yodo sólido, I_2
Yoduro de potasio 0.1 M, KI

1.3.5. Materiales

Espátula
Frasco lavador
Goteros
Mechero
Papel indicador
Peras
Pipeta graduada 2, 5 y 10 mL
Pinzas para tubo de ensayo
Varilla de agitación
Tubos de ensayo grande
Vidrio reloj

1.3.6. Procedimiento

Experiencia preliminar: Ensayo del yodo con el almidón

PRECAUCIÓN: El yodo sólido y sus vapores producen quemaduras y manchas en la piel y en la ropa. Sus vapores son venenosos y aun en pequeñas cantidades, irritan las membranas mucosas si se inhalan. Evítese cualquier contacto innecesario.

Preparar una solución diluida de yodo, añadiendo a 5 mL de agua del grifo contenida en un tubo de ensayo, aproximadamente 0.02 g (7.88×10^{-5} moles) de los cristales de yodo, I_2 . Calentar suavemente con el fin de disolver el yodo, dejar enfriar y añadir 3 o 4 gotas de la solución de almidón. Esta es una reacción muy sensible para el yodo molecular.

Parte I. Reacciones con el yoduro, I^- .

Rotular tres tubos de ensayo y depositar en cada uno de estos 2 mL de solución de yoduro de potasio 0.1 M, KI.

1. Al primer tubo de ensayo agregar 2 mL de solución de nitrato de plata 0.1 M, $AgNO_3$. Observar y anotar.
2. Al segundo tubo de ensayo agregar 5 mL de solución de almidón (10%) y luego añadir dos gotas de hipoclorito de sodio comercial, $NaClO$. Continuar añadiendo hipoclorito hasta que tenga lugar un segundo cambio de color. Explicar la reacción.
3. Al tercer tubo de ensayo agregar 5 mL de solución de almidón y luego añadir cinco gotas de peróxido de hidrógeno al 30%, H_2O_2 . Observar.

Los residuos recolectados en esta sección depositarlos en el recipiente rotulado como VI H.

Parte II Reacciones con el yodato, IO_3^- .

- a. Rotular dos tubos de ensayo y depositar en cada uno de estos 5 mL de solución saturada de yodato de potasio, KIO_3 ,
1. Al primer tubo de ensayo añadir 3 mL de solución de yoduro de potasio 0.1 M y 2 mL de ácido sulfúrico 6 M, H_2SO_4 . Decantar y

filtrar si es necesario. Lavar el sólido con agua. ¿Cómo se llama el sólido obtenido?

2. Al segundo tubo de ensayo añadir 3 mL de solución de yoduro de potasio 0.1 M y 2 mL de solución de hidróxido de potasio 6 M, KOH. ¿Qué efecto tiene el cambio de concentración de iones hidrógeno en la reacción entre los iones yoduro y yodato?
- b. En un tubo de ensayo seco añadir 0.05 g (2.34×10^{-4} moles) de yodato de potasio sólido y 0.1 g (5.26×10^{-5} moles) de metabisulfito de sodio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$. Calentar suavemente en el mechero con una pequeña llama. No calentar excesivamente. Plantear la reacción.

Parte III. Reacción del yodo en solución básica

- a. Añadir con un gotero diez gotas de hidróxido de potasio 6 M a unos cristales pequeños de yodo sólido, I_2 . Agitar suavemente el tubo hasta que desaparezca todo el yodo y la solución sea incolora. Es posible que sea necesario calentar la solución ligeramente y añadir unas gotas en exceso de solución de hidróxido de potasio. Los productos de esta reacción se identificarán en el apartado *d*.
 - b. Enfriar la solución y acidificar añadiendo la cantidad necesaria de solución de ácido nítrico 6 M, HNO_3 (unas diez gotas o más) para neutralizar la base añadida antes. Observar. ¿Cuál es el producto de la reacción?
 - c. Alcalinizar nuevamente adicionando gotas de solución de hidróxido de potasio. *calentar suavemente* y añadir gotas más de solución de hidróxido de potasio si es necesario (estimar el pH con papel indicador), hasta que se observe un cambio de color. Depositar los residuos en el recipiente rotulado como VI G.
 - d. Repetir el proceso indicado en el apartado *a*. Enfriar con el agua del grifo hasta que se formen cristales. Decantar y guardar tanto el sólido como la parte líquida ya que se utilizarán a continuación.
1. Secar el sólido blanco calentando suavemente el tubo de ensayo. Dejar enfriar a temperatura ambiente. Añadir al sólido blanco 0.2 g (1.05×10^{-3} moles) de metabisulfito de sodio sólido. Mezclar las soluciones con una varilla de agitación y calentar la mezcla en el mechero suavemente. Observar los resultados y compararlos




con los obtenidos en el apartado *b* de la parte II. ¡No inhalar los vapores!


2. Añadir al líquido decantado 5 a 10 gotas de solución de nitrato de plata 0.1 M. Agitar el tubo de ensayo y observar el resultado.




Tratamiento de los datos



1. Escribir las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones observadas en cada uno de los procedimientos. Buscar los potenciales estándar de las reacciones.
2. ¿Cómo están relacionados los resultados del apartado *d* (2) de la parte III con los del apartado *b* de la parte II?
3. ¿Qué se puede deducir, respecto a las especies iónicas formadas cuando el yodo reacciona con solución de hidróxido potásico, como en el apartado *a* de la parte III?
4. ¿Cuál es la reacción de dismutación del yodo observada? Dar ejemplos y realizar las reacciones de desproporción en medios ácido y básico para el yodo.

Tabla 1.3.3. Condiciones de seguridad.

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Yodo	  	<p>H312 + H332. Nocivo en contacto con la piel o si se inhala.</p> <p>H315. Provoca irritación cutánea.</p> <p>H319. Provoca irritación ocular grave.</p> <p>H335. Puede irritar las vías respiratorias.</p> <p>H372. Perjudica a determinados órganos (Tiroides) por exposición prolongada o repetida en caso de ingestión.</p> <p>H400. Muy tóxico para los organismos acuáticos.</p>	<p>P260. No respirar el polvo/ el humo/ el gas/ la niebla/ los vapores/ el aerosol.</p> <p>P271. Utilizar únicamente en exteriores o en un lugar bien ventilado.</p> <p>P273 Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar gafas/ máscara de protección.</p> <p>P302 + P352 EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes.</p> <p>P304 + P340 + P312. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la víctima al exterior y mantenerla en reposo en una posición confortable para respirar. Llamar a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico en caso de malestar.</p> <p>P305 + P351 + P338. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando.</p> <p>P314 Consultar a un médico en caso de malestar.</p> <p>P332 + P313 En caso de irritación cutánea: Consultar a un médico.</p> <p>P403 + P233 Almacenar en un lugar bien ventilado. Mantener el recipiente cerrado herméticamente.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Metabisulfito de sodio		<p>H302. Nocivo en caso de ingestión.</p> <p>H318. Provoca lesiones oculares graves.</p> <p>H402. Nocivo para los organismos acuáticos.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar gafas/ máscara de protección.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Nitrato de plata	  	<p>H272. Puede agravar un incendio; comburente.</p> <p>H290. Puede ser corrosivo para los metales.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H410. Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>	<p>P210. Mantener alejado de fuentes de calor.</p> <p>P220. Mantener o almacenar alejado de la ropa/materiales combustibles.</p> <p>P221. Tomar todas las precauciones necesarias para no mezclar con materias combustibles.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280 Llevar guantes/ prendas/gafas/ máscara de protección.</p> <p>P301 + P330 + P331. EN CASO DE INGESTIÓN: Enjuagarse la boca. NO provocar el vómito.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Enjuagarse la piel con agua/ ducharse.</p> <p>P363. Lavar las prendas contaminadas antes de volver a usarlas.</p> <p>P370 + P378. En caso de incendio: Utilizar arena seca, producto químico seco o espuma resistente al alcohol para la extinción.</p> <p>P390. Absorber el vertido para que no dañe otros materiales.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Peróxido de hidrógeno	 	<p>H302. Nocivo en caso de ingestión.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H402. Nocivo para los organismos acuáticos.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Enjuagarse la piel con agua/ducharse.</p> <p>P304 + P340 + P310. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la persona al aire libre y mantenerla en una posición que le facilite la respiración. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir Enjuagando Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p>

Fuente: Adaptaciones de las fichas de seguridad suministradas por MERCK.
[https:// https://www.merckmillipore.com/CO/es](https://www.merckmillipore.com/CO/es)

1.4. Química Del Nitrógeno: Ácido Nítrico

1.4.1. Objetivo general

Obtener experimentalmente ácido nítrico a partir de una destilación simple.

1.4.2. Objetivo específico

Observar las diferentes reacciones del ácido nítrico, tanto concentrado como diluido, en comparación al ácido clorhídrico.

Identificar cualitativamente la presencia de nitratos por medio de reacciones químicas.

1.4.3. Marco teórico

El nitrógeno tiene una química muy interesante como consecuencia de la variedad de los estados de oxidación, los cuales van desde N^{3-} hasta N^{5+} , siendo los compuestos más comunes en la química de las soluciones acuosas el ácido nítrico (HNO_3) y sus sales, los nitratos; el ácido nitroso (HNO_2) y sus sales, los nitritos; el dióxido de nitrógeno (NO_2); el óxido nítrico (NO); el óxido nitroso (N_2O); la hidroxilamina (NH_2OH); la hidracina (N_2H_4) y el amoníaco (NH_3) y sus sales (Cotton & Wilkinson, 1969).

Los compuestos industriales más importantes del nitrógeno son el ácido nítrico, HNO_3 y el amoníaco, NH_3 (éste es un gas y cuando se disuelve en agua se forman las soluciones de hidróxido de amonio, NH_4OH o más correctamente $NH_3(ac)$). El amoníaco se obtiene haciendo reaccionar el nitrógeno del aire directamente con hidrógeno, método industrial denominado *proceso Haber-Bosch* (García, 1998).

El ácido nítrico es un ácido fuerte, corrosivo y de vapores sofocantes; su forma común en la naturaleza corresponde a sales del tipo $(X(NO_3)_n)$ y no a su forma ácida debido a la alta reactividad que exhibe frente a muchas sustancias. Es un líquido incoloro o amarillento con coloraciones rojizas si contiene suficiente cantidad de dióxido de nitrógeno disuelto. Posee un olor irritante muy fuerte en concentraciones altas. Es completamente soluble en el agua formando un azeótropo al 69,2% en ácido. El ácido nítrico se

descompone por el calentamiento formando agua, oxígeno y dióxido de nitrógeno; este comportamiento hace difícil la determinación de muchas de sus propiedades a temperaturas por encima de 50°C. Se descompone también en presencia de alcoholes (Elvers & Hawkins, 1989).

El ácido nítrico puede obtenerse mediante destilación simple del producto de reacción del nitrato de potasio y ácido sulfúrico. La técnica de destilación consiste en la separación de mezclas homogéneas de los respectivos constituyentes, Figura 1.4.1. Por ejemplo, el agua tiene un punto de ebullición mucho más bajo que la sal de mesa, por lo cual se dice que es más *volátil*. Si se calienta la solución sal-agua, esta se evaporará, y la sal quedará en el fondo del recipiente. El vapor de agua se convierte otra vez en líquido al pasar por un condensador, en el cual circula una corriente fría de agua la cual disminuirá la temperatura del vapor hasta el cambio de estado (Brown et al., 2004).

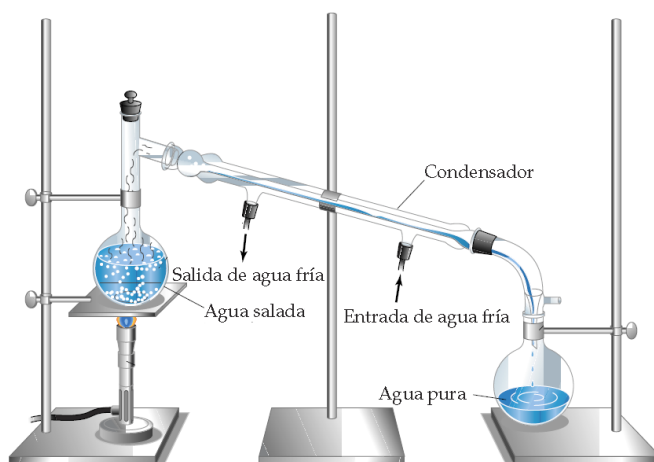


Figura. 1.4.1. Montaje de un sistema de destilación simple.

Fuente: elaboración propia.

1.4.4. Reactivos

Ácido clorhídrico concentrado, HCl

Ácido sulfúrico concentrado, H₂SO₄

Láminas de cobre, Cu

Nitrato de potasio sólido, KNO₃

Sulfato de hierro (II) sólido, FeSO₄

1.4.5. Materiales

Embudo cuello corto
Espátula
Equipo para microdestilación sencilla
Frasco lavador
Pipeta de 5 mL
Tubos de ensayo
Vaso de precipitados de 25 mL
Vaso de precipitados de 100 mL
Vidrio de reloj

1.4.6. Procedimiento

Preparación del ácido nítrico

En el balón de fondo redondo, añadir 6.5 g (0.103 moles) de nitrato de potasio y 5 mL de ácido sulfúrico concentrado; primero agregar el nitrato al balón con la ayuda del embudo, cuando todo el sólido se encuentre en el balón, agregar el ácido sulfúrico.

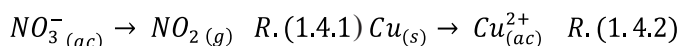
Instalar el equipo de destilación. En una campana de extracción, utilizar una estufa eléctrica como fuente de calor e iniciar la destilación suavemente; cuando la mezcla llega al punto de ebullición, se desprenden unos vapores café y se inicia la destilación del ácido nítrico. Mantener el calor hasta que el líquido en el balón deje de hervir. Medir el volumen colectado y calcular el rendimiento de la reacción. El ácido nítrico que se acaba de obtener es considerarlo concentrado.

Reacción de ácido nítrico frente al cobre

En las reacciones del ácido nítrico se pueden desprender vapores rojos que son de NO_2 e incoloros de NO . El NO_2 se produce con HNO_3 concentrado y el NO con HNO_3 diluido.

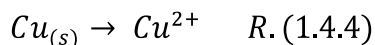
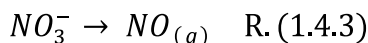
a. Reacción del ácido nítrico concentrado

Agregar 0.5 mL de ácido nítrico destilado en un tubo de ensayo, luego añadir un trozo pequeño de cobre metálico. Observe y anote. Completar las semirreacciones, R. (1.4.1) y R. (1.4.2).



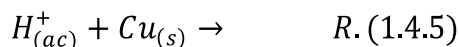
b. Reacción del ácido nítrico diluido

En un tubo de ensayo, agregar 3 mL de agua y 0.5 mL de ácido nítrico destilado. Agregue un trozo pequeño de cobre, *R. (1.4.3)* y *R. (1.4.4)* Observe y anote. Completar:



c. Reacción del ácido clorhídrico concentrado con cobre

En un tubo de ensayo, colocar un trozo de cobre y añadir 0.5 mL de ácido clorhídrico. Compare con las reacciones anteriores y proponga una explicación, *R. (1.4.5)*.



Reacciones cualitativas para nitrato de potasio

a. Oxidación de una astilla de madera por el nitrato de potasio

En un tubo de ensayo, introducir unos 0.5 g (4.95×10^{-3} moles) de KNO_3 y calentar en un mechero hasta que funda. Retirar de la llama el tubo y arrojar una astilla de madera sobre la sal fundida. Observar y escribir las reacciones.

b. Prueba analítica para determinar la presencia de nitratos



En un vidrio de reloj colocar 0.1 g (4.95×10^{-3} moles) de sulfato de hierro (II) y otro de nitrato de potasio, disolver en unas gotas de agua. Añadir una gota de ácido sulfúrico concentrado sin agitar, observar y anotar.

La formación de un anillo café-pardo constituye una prueba de caracterización de nitratos. Plantear las reacciones respectivas.

Preguntas

1. Consultar los principales usos industriales del ácido nítrico.
2. Consultar los principales usos industriales del amoníaco.

Tabla 1.4.1 Condiciones de seguridad.

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Ácido sulfúrico		<p>H290. Puede ser corrosivo para los metales.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Enjuagarse la piel con agua/ ducharse.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando . Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p>
Nitrato de potasio		<p>H272. Puede agravar un incendio; comburente.</p> <p>H412. Nocivo para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>	<p>P220. Mantener o almacenar alejado de la ropa/materiales combustibles.</p> <p>P221. Tomar todas las precauciones necesarias para no mezclar con materias combustibles.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P370 + P378. En caso de incendio: Utilizar arena seca, polvo químico seco o espuma resistente al alcohol para apagarlo.</p>

Fuente: Adaptaciones de las fichas de seguridad suministradas por MERCK.
[https:// https://www.merckmillipore.com/CO/es](https://www.merckmillipore.com/CO/es)

1.5. Estados De Oxidación Del Hierro Y Manganeseo

1.5.1. Objetivo general

Identificar diferentes estados de oxidación de hierro y manganeseo.

1.5.2. Objetivos específicos

Determinar la estabilidad de diferentes estados de oxidación en medio básico, neutro y ácido.

Plantear las ecuaciones químicas que representen los procesos de óxido-reducción involucradas en cada etapa de la práctica.

1.5.3. Marco teórico

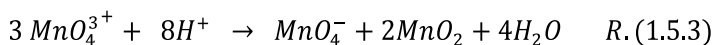
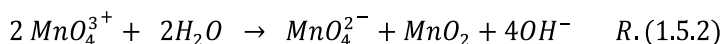
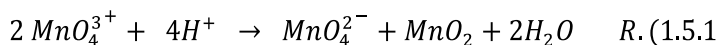
El hierro y el manganeseo pertenecen al bloque de transición, Figura 1., con capas *d* o *f* parcialmente llenas; donde el Fe y el Mn tienen una configuración electrónica $[\text{Ar}]3d^64s^2$ y $[\text{Ar}]3d^54s^2$ respectivamente. Los elementos de transición pueden subdividirse en tres subgrupos: elementos del bloque *d*, lantánidos y actínidos. La primera serie de elementos de transición posee algunas características comunes tales como (Cotton & Wilkinson, 1969):

1. Desde el Ti al Mn, los oxocompuestos y fluoruros presentan la valencia más elevada (Ti^{4+} y Mn^{7+}). Co, Ni y Cu no presentan estados de oxidación elevados, comúnmente muestran especies con valencias de II y III.
2. En los oxo aniones correspondientes a estados de valencia IV al VII, el átomo metálico está rodeado en forma tetraédrica por átomos de oxígeno, mientras que en los óxidos de valencia hasta IV, los átomos poseen generalmente coordinación octaédrica.
3. Los óxidos de un elemento son más ácidos a medida que aumenta el estado de oxidación.

Generalidades de Manganeseo:

En el estado de oxidación VII del manganeseo se encuentran oxo compuestos MnO_4^{2-} , Mn_2O_7 y MnO_3F ; los cuales son poderosos

agentes oxidantes reduciéndose generalmente a Mn(II). Se conocen los estados de oxidación intermedios, pero estas especies intermediarias en la reducción de permanganatos. El único compuesto accesible de manganato(V) de sodio, Na_3MnO_4 , de color azul, se obtiene por reducción de permanganato con formiato, en hidróxido sódico acuoso concentrado, a 0°C ; el cual se descompone rápidamente a MnO_4^{2-} y MnO_2 en disolución débilmente alcalina, y a MnO_4^- y MnO_2 en disolución ácida (Housecroft & Sharpe, 2006), *R.(1.5.1)*, *R.(1.5.2)*, *R.(1.5.3)*.

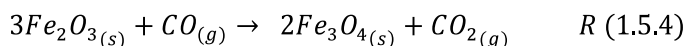


A nivel industrial, los óxidos de manganeso tienen aplicación en la manufactura del acero, donde el óxido (MnO_2) se mezcla con Fe_2O_3 y se reduce con coque para formar el ferromanganeso (80% de mineral de Mn). En la mayoría de los aceros se encuentra este elemento donde se combina con oxígeno y azufre evitando que el acero sea quebradizo; algunos óxidos como la pirolusita es empleada en la fabricación de vidrios como agente decolorante (Díaz, 1997).

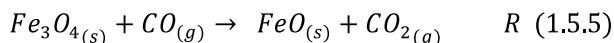
La mineralogía del manganeso es complicada debido al gran número de óxidos e hidróxidos formados, donde los estados de oxidación pueden variar, dentro de los principales minerales se encuentran: la Pirolusita ($\beta\text{-MnO}_2$), Hausmannita (Mn_3O_4), Ramsdelita (R-MnO_2), entre otros (Wells, 1978).

Generalidades de hierro:

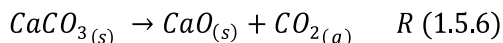
El hierro es el metal más abundante en la corteza terrestre, no obstante, los meteoritos que logran llegar a la superficie terrestre contienen dicho metal, sugiriendo que abunda también en el sistema solar. Los minerales más importantes del hierro son la hematita (Fe_2O_3), la magnetita (Fe_3O_4), la limonita ($\text{FeO}(\text{OH})$) y la siderita FeCO_3 . Estos minerales son empleados como fuente primaria en la obtención del metal, introduciendo la veta de hierro, piedra caliza y coque en el interior de un horno con un flujo de monóxido de carbono a altas temperaturas actuando como agente reductor (Rayner, 2000), *R (1.5.4)*.



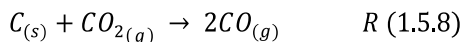
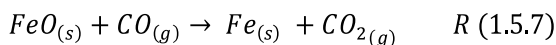
Posteriormente el óxido obtenido se reduce con CO para formar el óxido de hierro (II) a 850°C, *R (1.5.5)*.



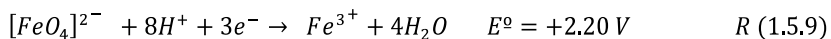
A esta temperatura se descompone el carbonato de calcio (piedra caliza) a óxido de calcio y dióxido de carbono, *R (1.5.6)*.



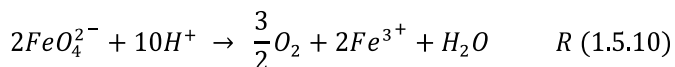
A medida que aumenta la temperatura el óxido de hierro (II) se reduce a hierro metálico y el CO₂ se reduce nuevamente a monóxido de carbono por la acción del coque, *R (1.5.7)* y *R (1.5.8)*.



Por otro lado, el mayor estado de oxidación que presenta es como hierro (VI) en [FeO₄]²⁻, denominado ion ferrato que es un agente oxidante fuerte, *R (1.5.9)*.



El ion ferrato (VI) de color púrpura, se precipita muy fácilmente con iones bario, mientras que sales de sodio y potasio suelen ser solubles. En solución alcalina es relativamente estable este ion, pero en soluciones neutras o ácidas se descompone fácilmente *R (1.5.10)*.



El hierro y el manganeso son elementos con grado de contaminación considerable, un ejemplo de dicho problema es la potabilización de agua para consumo humano, donde aportan un olor, color y sabor poco agradable. En las tuberías se generan incrustaciones de dichos metales generando obstrucciones del flujo del agua y reduciendo la presión de la misma y un gasto energético en el bombeo del líquido a través de tuberías obstruidas con los depósitos de metales. Para eliminar el hierro y manganeso del agua potable se puede emplear diversos métodos como: tratamiento con fosfatos, ablandar el agua por intercambio de iones, filtro oxidante, oxidación química, entre otros (McFarland & Dozier, n.d.).

1.5.4. Reactivos

Agua amoniacal

Ácido sulfúrico 3 M, H_2SO_4

Ácido sulfúrico concentrado, H_2SO_4

Ferricianuro de potasio 0.1 M, $\text{C}_6\text{N}_6\text{FeK}_3$

Ferrocianuro de potasio 0.1 M, $\text{C}_6\text{N}_6\text{FeK}_4$

Hidróxido de sodio 2 M, NaOH

Hidróxido de sodio sólido, NaOH

Hipoclorito de sodio comercial 0.7 M, NaClO

Lana de acero (Esponjilla)

Permanganato de potasio 0,1 M, KMnO_4

Peróxido de hidrógeno 10%, H_2O_2

Tiocianato de potasio, KSCN

1.5.5. Materiales

Embudo de filtración

Espátula

Frasco lavador

Goteros

Mechero

Peras

Pipeta graduada 1, 2 y 5 mL

Tubos de ensayo grande y pequeño

Varilla de agitación

Vaso de precipitados de 50 mL

Vidrio reloj

1.5.6. Procedimiento

Parte I. Obtención del manganato de sodio, Na_2MnO_4

- a. Depositar en un tubo de ensayo 1 mL de permanganato de potasio al 0.1 M y 2 g (0.05 moles) de NaOH, agitar suavemente hasta que la solución se torne verde oscuro, Figura 1.5.1. Adicionar 3 mL de agua destilada y calentar suavemente con ayuda de un mechero, hasta que la solución se torne de una coloración rosada y sea estable.



Figura 1.5.1. Reacción entre el permanganato y el hidróxido de sodio.

Fuente: elaboración propia.

- b. En un tubo de ensayo depositar un poco del producto obtenido y disuélvalo en agua del grifo. Observar el color de la solución.
- c. Con precaución añadir gota a gota una solución de ácido sulfúrico, observar los cambios que ocurren a la solución. Después de cada adición agitar muy bien el tubo de ensayo. Estimar el pH de la solución con papel indicador.

Parte II. Estados de oxidación del hierro, preparación de los iones Fe^{2+} y Fe^{3+}

- a. Introducir en el fondo de un tubo de ensayo, una pequeña cantidad de lana de acero y adicionar 3 mL de ácido sulfúrico 3 M.
- b. Filtrar el líquido con el embudo. Observar el color de la solución. Esta solución contiene el ion hierro (II).
- c. Agregar 20 mL de agua y agitar. Dividir el contenido en dos tubos de ensayo.
- d. A uno de los tubos anteriores agregar dos o tres gotas de peróxido de hidrógeno. Observar lo que ocurre y el nuevo color de la solución. Esta solución contiene Fe^{3+} .
- e. Dividir las soluciones de cada seis tubos de ensayo pequeños previamente rotulados.

Parte III. Reacciones de los iones de Fe^{2+} y Fe^{3+}

- A un tubo de ensayo de hierro (II) y otro de hierro (III) agregar dos gotas de solución de hidróxido de sodio 2 M y observar el color. Luego agregue dos gotas más de la base.
- A otros dos tubos de ensayo de hierro (II) y de hierro (III) agregar dos gotas de agua amoniacal NH_4OH y observar el color.
- A otros dos tubos de ensayo de hierro (II) y de hierro (III) adicionar dos gotas de ferrocianuro de potasio, $K_4[Fe(CN)_6]$. Observar.
- A otros dos tubos de ensayo de hierro (II) y de hierro (III) adicionar dos gotas de ferricianuro de potasio, $K_3[Fe(CN)_6]$. Observar.
- Finalmente, a otros dos tubos de ensayo de hierro (II) y de hierro (III) adicionar dos gotas de tiocianato de potasio, $KSCN$. Observar.


Parte IV. Obtención del ferrato de sodio, Na_2FeO_4 .




- Al último tubo de ensayo etiquetado como hierro (III) agregar 5 mL de hipoclorito de sodio y 3.0 g (0.075 moles) de hidróxido de sodio sólido. Disolver muy bien con ayuda de la varilla de agitación. Un color rojo púrpura indica que se ha formado el ion ferrato.
- Al último tubo de ensayo etiquetado como hierro (II) agregar tres gotas ácido sulfúrico concentrado. Observar.


Preguntas.


- Realizar las reacciones que se llevaron a cabo en la práctica.
- Consultar el tratamiento de agua residual contaminada con trazas de manganeso y de hierro.
- Investigar los principales usos del hierro y el manganeso, de igual manera la obtención de los mismos a nivel industrial.

Tabla 1.5.1. Condiciones de seguridad.

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
<p>Hipoclorito de sodio</p>		<p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H400. Muy tóxico para los organismos acuáticos.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Enjuagarse la piel con agua/ ducharse.</p> <p>P304 + P340 + P310. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la persona al aire libre y mantenerla en una posición que le facilite la respiración. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Lavar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Hidróxido de amonio	  	<p>H302. Nocivo en caso de ingestión.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H400. Muy tóxico para los organismos acuáticos.</p> <p>H411. Tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>	<p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Aclararse la piel con agua/ ducharse.</p> <p>P304 + P340 + P310. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la persona al aire libre y mantenerla en una posición que le facilite la respiración. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310 EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Lavar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
<p>Permanganato de potasio</p>		<p>H272. Puede agravar un incendio; comburente.</p> <p>H302. Nocivo en caso de ingestión.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H410. Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>	<p>P210. Mantener alejado de fuentes de calor.</p> <p>P220. Mantener o almacenar alejado de la ropa/materiales combustibles.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Enjuagarse la piel con agua/ ducharse.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p> <p>P370 + P378. En caso de incendio: Utilizar arena seca, producto químico seco o espuma resistente al alcohol para la extinción.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Tiocianato de potasio		<p>H302 + H312 + H332. Nocivo en caso de ingestión, contacto con la piel o inhalación</p> <p>H412. Nocivo para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>	<p>P261. Evitar respirar el polvo/ el humo/ el gas/ la niebla/ los vapores/ el aerosol.</p> <p>P271. Utilizar únicamente en exteriores o en un lugar bien ventilado.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas de protección.</p> <p>P302 + P352 + P312. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes. Llamar a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico en caso de malestar.</p> <p>P304 + P340 + P312. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar al paciente al exterior y mantenerlo en reposo en una posición confortable para respirar. Llamar a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico en caso de malestar.</p>

Fuente: adaptaciones de las fichas de seguridad suministradas por MERCK.
[https:// https://www.merckmillipore.com/CO/es](https://www.merckmillipore.com/CO/es)

1.6. Preparación De Sulfato De Cobre (Ii) Y Sulfito De Sodio

1.6.1. Objetivo general

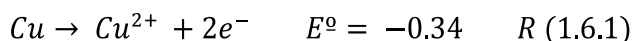
Obtener experimentalmente sulfato de cobre (II) y sulfito de sodio a partir de una destilación simple.

1.6.2. Objetivo específico

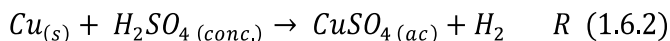
Realizar reacciones cualitativas de identificación de sulfitos y sulfatos.

1.6.3. Marco teórico

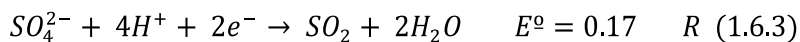
En prácticas anteriores se ha observado la reactividad de elementos como el cobre, el cual no es atacado por ácidos corrientes. Es decir, el oxidante típico de los ácidos, el H^+ no tiene la capacidad (el potencial de reducción adecuado, R (1.6.1)) para oxidar el cobre. Un oxácido es necesario para lograr el objetivo de oxidar el cobre:



El ácido sulfúrico concentrado y caliente es un agente oxidante capaz de oxidar al cobre, R (1.6.2).



En soluciones diluidas el poder oxidante asociado con el ion sulfato es insignificante. El potencial estándar ($H^+ = 1 \text{ M}$), R (1.6.3) de este proceso es:



Los potenciales de reducción estándar de un conjunto de especies se consolidan en un diagrama de Latimer de potencial de reducción, Fig.1.6.1. El diagrama incluye los estados de oxidación comunes del elemento; el número que aparece entre cada par de especies es el potencial estándar de reducción para esta semireacción (Rayner, 2000).

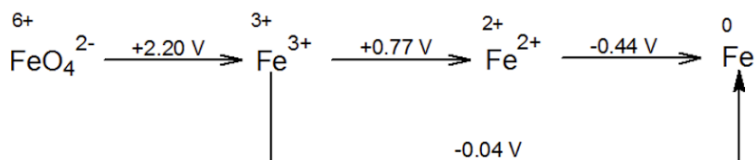
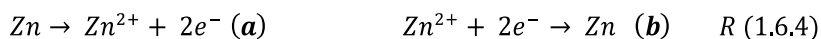


Figura. 1.6.1. Diagrama de Latimer de potenciales de reducción del hierro.
Fuente: Adaptación. Chang. R. (2002). Química.

Cada elemento presenta un potencial de oxidación o un potencial de reducción, de acuerdo a como está involucrado el elemento dentro de la reacción global, *R* (1.6.4).



Para el caso de una semirreacción del orden *a*, involucra un proceso de oxidación, mientras la semirreacción del orden *b*, involucra un proceso de reducción (Cotton & Wilkinson, 1969).

1.6.4. Reactivos

Ácido sulfúrico concentrado, H_2SO_4
 Carbonato de sodio sólido, Na_2CO_3
 Cobre metálico
 Cloruro de bario analítico, BaCl_2
 Etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
 Hidróxido amoniacal 1:1, NH_4OH
 Peróxido de hidrógeno 30%, H_2O_2

1.6.5. Materiales

Agitador
 Aro
 Embudo de tallo corto
 Erlenmeyer de 125 mL
 Frasco lavador
 Equipo de microdestilación
 Malla de asbesto
 Mechero
 Papel filtro
 Perlas de ebullición

Probeta de 25 mL

Vaso de precipitados de 250 mL

1.6.6. Procedimiento

Obtención de sulfato de cobre y sulfito de sodio.

En el balón de destilación añadir alrededor de 5.0 g (7.87×10^{-2} moles) de chatarra de cobre finamente cortado, y agregar con 30 g (0.306 moles) de ácido sulfúrico (Calcular cantidad en mL) concentrado. En un Erlenmeyer, agregar 7.0 g (6.60×10^{-2} moles) de carbonato de sodio y disolver en 25 mL de agua.

Instalar un montaje de destilación simple (utilizado en la práctica 4) sin flujo de agua para el condensador, Figura 1.6.1. El codo de vidrio al final del montaje de destilación debe estar sumergido en una solución de carbonato de sodio contenida en el Erlenmeyer.

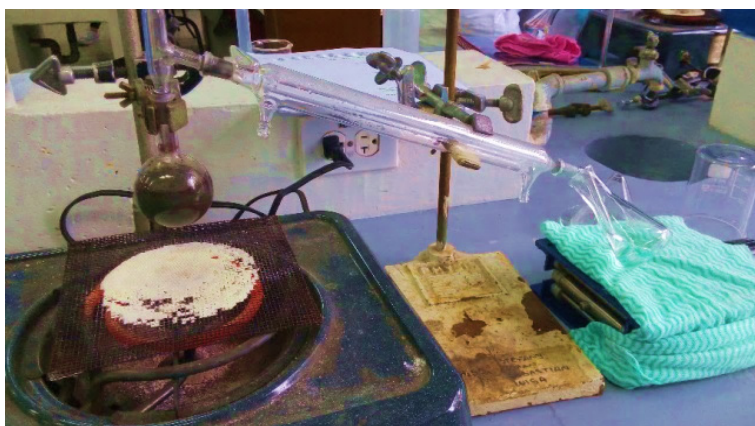


Figura 1.6.1. Montaje de destilación sin flujo de agua en el condensador.

Fuente: elaboración propia.

Realizado el montaje de destilación, calentar suavemente el balón hasta que todo el cobre se haya disuelto y la solución sea de color azul correspondiente a la formación de sulfato de cobre (II).

Una vez finalizada la destilación, el residuo sólido del cobre (contenida en el balón) se deja enfriar, Figura 1.6.2. Posteriormente disolver añadiendo 40 mL de agua caliente y filtrar para eliminar los residuos.

Concentrar el filtrado hasta la mitad del volumen con evaporación, enfriar lentamente y filtrar los cristales formados, Figura 1.6.2.



Figura 1.6.2. Residuo de cobre en el balón de destilación.
Fuente: elaboración propia.



Figura 1.6.3. Cristales de sulfato de cobre.
Fuente: elaboración propia.

El contenido del Erlenmeyer es sulfito de sodio, Na_2SO_3 ; rotular y guardar para la siguiente sección.

Observación del comportamiento químico de sulfatos y sulfitos.

a. Formación de complejo de cobre cristalizado.

Añadir 0.1 g de cristales de sulfato de cobre y disolver en la mínima cantidad de agua añadiendo amoníaco gota a gota, hasta que la solución resultante sea translúcida. Agregar alcohol en porciones de 5 mL, hasta que se obtenga un precipitado sólido azul. Si obtiene algún complejo cristalizado, filtrar y separar los cristales; observar y anotar.


b. Reacción de sulfito de sodio con cloruro de bario.




A 12 mL de la solución de sulfito de sodio, agregar 10 mL de peróxido de hidrógeno, luego agitar. Posteriormente, adicionar gota a gota una solución de cloruro de bario hasta precipitación completa. Observar y explicar las reacciones.

Preguntas

1. Escriba las ecuaciones para todas las reacciones logradas en la práctica, especificando claramente si corresponde a medio ácido o básico.
2. ¿A qué se debe la diferencia de color en las sales de Cu(II) y de Cu(I)?
3. ¿Cómo son las estructuras moleculares de los compuestos de cobre (I) y cobre (II), tanto acuoso como amoniacal?
4. Mencione los principales usos industriales de los compuestos preparados en esta práctica.

Tabla 1.6.1 Condiciones de seguridad.

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Carbonato de sodio		H319. Provo-ca irritación ocular grave.	P264. Lavarse la piel concienzuda-mente tras la manipulación. P280. Llevar gafas/ máscara de protección. P305 + P351 + P338. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Lavar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando. P337 + P313. Si persiste la irritación ocular: Consultar a un médico

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Cloruro de bario		<p>H315. Provoca irritación cutánea.</p> <p>H318. Provoca lesiones oculares graves.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P280. Llevar guantes de protección.</p> <p>P302 + P352. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagándose. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p> <p>P332 + P313. En caso de irritación cutánea: Consultar a un médico</p>
Etanol	 	<p>H225. Líquido y vapores muy inflamables.</p> <p>H319. Provoca irritación ocular grave.</p>	<p>P210. Mantener alejado de fuentes de calor, chispas, llama abierta o superficies calientes. - No fumar.</p> <p>P242. Utilizar únicamente herramientas que no produzcan chispas.</p> <p>P280 Llevar guantes/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P305 + P351 + P338 EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar los lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando.</p> <p>P370 + P378 En caso de incendio: Utilizar arena seca, producto químico seco o espuma resistente al alcohol para la extinción.</p> <p>P403 + P235 Almacenar en un lugar bien ventilado. Mantener en lugar fresco.</p>

Fuente: adaptaciones de las fichas de seguridad suministradas por MERCK.
[https:// https://www.merckmillipore.com/CO/es](https://www.merckmillipore.com/CO/es)

1.7. Determinación De La Resistencia De Las Soluciones Y Reconocimiento De Ácidos Y Bases Duros Y Blandos

1.7.1. Objetivo general

Clasificar soluciones como electrolitos fuertes, moderados, débiles o no electrolitos de acuerdo a su resistencia en solución acuosa.

1.7.2. Objetivos específicos

Determinar la resistencia de soluciones al paso de la corriente eléctrica en función del medio.

Realizar pruebas de análisis cualitativo para determinar cationes en una solución.

Clasificar los cationes en los grupos I, II, III, IV y V de acuerdo a la teoría de Pearson (DD-BB) precipitándolos con sus respectivos aniones.

1.7.3. Marco teórico

“Las disoluciones de electrolitos son muy diferentes de las disoluciones ideales y reales de solutos neutros. La razón fundamental de esta diferencia es que los solutos existen en las disoluciones de electrolitos como iones positivos o negativos solvatados. ¿Por qué son tan diferentes las disoluciones de electrolitos y de no electrolitos?”(Reid, Engel y Hehre, 2007, p. 223).

Las interacciones de Coulomb entre los iones de una disolución de electrolitos se extienden hasta una distancia mucho mayor que las interacciones entre los solutos neutros. Por esta razón las disoluciones electrolíticas se desvían del comportamiento ideal a concentraciones mucho más bajas que las disoluciones de sólidos neutros, Tabla 1.7.1 y Tabla 1.7.2.

Tabla 1.7.1. Electrólitos orgánicos-inorgánicos en su respectivo solvente.

Solvente	Electrólito	Concentración electrólito (M)	Temperatura (°C)	Conductividad (ohm ⁻¹ cm ⁻¹)
Agua	HCl	6.00	25	0.84
		1.00		0.33
		0.10		0.039
	H ₂ SO ₄	0.53		0.21
		0.10		0.048
	KCl	1.05		0.11
		0.10		0.013
	LiClO ₄	0.10		0.0089
Acetonitrilo	TEAClO ₄	1.00	25	0.050
		1.00	22	0.026
		0.10		0.0084
	TEABF ₄	1.00	25	0.056
	TEAPF ₆	1.00		0.055
	TEACF ₃ SO ₃	1.00		0.042
	TBAClO ₄	1.00	22	0.023
	TBAPF ₆	1.00	25	0.031
	LiPF ₆	1.00		0.050
LiCF ₃ SO ₃	1.00	0.0097		
Dimetilformamida	TBABF ₄	1.00	25	0.0145
Carbonato de propileno	TBABF ₄	1.00		0.0076
	TBAPF ₆	1.00		0.0061
Diclorometano	TBAClO ₄	1.00	22	0.0064
Dimetoxietano	TBABF ₄	1.00	25	0.0044
Tetrahidrofurano	TBABF ₄	1.00		0.0027
Butironitrilo	TBAPF ₆	0.30		0.0079
Diclorometano	TBAPF ₆	0.10	Ambiente	0.0014
Trifluorotolueno	TBAB(C ₆ F ₅) ₄			0.0013
Tetrahidrofurano	TBAPF ₆			0.0015

Fuente: adaptación a la imagen de Electrólitos orgánicos-inorgánicos. Zoski (2007). Handbook of Electrochemistry.

Tabla 1.7.2. Electrolitos inorgánicos a diferente concentración.

Componente	Dilución Infinita Λ°	Concentración (mol/L)						
		0.0005	0.001	0.005	0.01	0.02	0.05	0.10
		Λ ($10^{-4} \text{ m}^2 \text{ S mol}^{-1}$)						
AgNO ₃	133.29	131.29	130.45	127.14	124.70	121.35	115.18	109.09
½ BaCl ₂	139.91	135.89	134.27	127.96	123.88	119.03	111.41	105.14
½ CaCl ₂	135.77	131.86	130.30	124.19	120.30	115.59	108.42	102.41
½ Ca(OH) ₂	258.00			233.00	226.00	214.00		
CuSO ₄	133.60	121.60	115.20	94.02	83.08	72.16	59.02	50.55
HCl	425.95	422.53	421.15	415.59	411.80	407.04	398.89	391.13
KBr	151.90	149.80	148.90	146.02	143.36	140.41	135.61	131.32
KCl	149.79	147.74	146.88	143.48	141.20	138.27	133.30	128.90
KClO ₄	139.97	138.69	137.80	134.09	131.39	127.86	121.56	115.14
⅓ K ₃ Fe(CN) ₆	174.50	166.40	163.10	150.70				
¼ K ₄ Fe(CN) ₆	184.00		167.16	146.02	134.76	122.76	107.65	97.82
KHCO ₃	117.94	116.04	115.28	112.18	110.03	107.17		
KI	150.31	148.20	143.32	144.30	142.11	139.38	134.90	131.05
KIO ₄	127.86	125.74	124.88	121.18	118.45	114.08	106.67	98.20
KNO ₃	144.89	142.70	141.77	138.41	132.75	132.34	126.25	120.34
K MnO ₄	134.80	132.70	131.90		126.05			113.00
KOH	271.50		234.00	230.00	228.00		219.00	213.00
KReO ₄	128.20	126.03	125.12	121.31	118.49	114.49	406.40	97.40
⅓ LaCl ₃	145.90	139.60	137.00	127.50	121.80	115.30	106.20	99.10
LiCl	114.97	113.09	112.34	109.35	107.27	104.60	100.06	95.81
LiClO ₄	105.93	104.13	103.39	100.52	98.56	96.13	92.15	88.52
½ MgCl ₂	129.34	125.55	124.15	118.25	114.49	109.99	103.09	97.05
NH ₄ Cl	149.60	147.50	146.70	143.90	141.21	138.25	133.22	128.69
NaCl	126.39	124.44	123.68	120.59	118.45	115.70	111.01	106.69
NaClO ₄	117.42	115.58	114.82	111.70	109.54	106.91	102.35	98.38
NaI	126.88	125.30	124.19	121.19	119.18	116.64	112.73	108.73
NaOOCCH ₃	91.00	89.20	88.50	85.68	83.72	81.21	76.88	72.76
NaOH	247.7	245.5	244.60	240.70	237.90			
Picrato de sodio	80.45	78.70	78.00	75.70	73.70		66.3	61.8
½ Na ₂ SO ₄	129.80	125.68	124.09	117.09	112.38	106.73	97.70	89.94
½ SrCl ₂	135.73	131.84	130.27	124.18	120.23	115.48	108.20	102.14
ZnSO ₄	132.70	121.30	114.47	95.44	84.87	74.20	61.17	52.61

Fuente: adaptación a la imagen de Electrólitos orgánicos-inorgánicos. Zoski (2007). Handbook of Electrochemistry.

En la marcha de cationes desde el grupo I hasta el grupo V, la naturaleza de los cationes encontrados permite excluir la existencia de aniones que son incompatibles con éstos. (Buscarons, García y Vallvey, 2005).

R. G. Pearson utilizó el concepto de ácido-base, duro-blando (ABDB) por parámetros de polarización. Propuso que los ácidos y bases de Lewis podían clasificarse como “duros” o “blandos”. El sentido de la reacción está influenciado con la afinidad base dura - ácido duro, base blanda - ácido blando. A continuación, es descrita la clasificación de especies en función de su dureza:

Ácidos duros: También conocidos como *iones metálicos de clase a*, comprenden la mayor parte de los iones metálicos de la Tabla Periódica. Estos ácidos se caracterizan por su baja electronegatividad y, en muchos casos, por tener alta densidad de carga. En ocasiones la densidad de carga es un parámetro que indica la dureza, por ejemplo, como ácidos duros se encuentran: H^+ , B^{3+} y C^{4+} , los cuales tienen una densidad de carga alta, y la electronegatividad es baja.

Ácidos blandos: También conocidos como *iones metálicos de clase b*, son el grupo de iones metálicos que están en el segmento inferior derecho de los elementos metálicos. Tienen baja densidad de carga y alta electronegatividad. Por su baja densidad de carga, estos cationes se polarizan con facilidad y, por lo tanto, tienden a formar enlaces covalentes. El ácido más blando de todos es el oro (I).

Ácidos intermedios: Éstos forman una frontera entre los ácidos blandos y duros y tienen valores intermedios de densidad de carga. El estado de oxidación se convierte en un factor importante para determinar la dureza. Por ejemplo, el cobre (I), se clasifica como blando, mientras que el cobre (II) se considera intermedio, ya que tiene una densidad de carga mayor.

Bases duras: Conocidas como *ligantes de clase a*, son especies ligadas a flúor y oxígeno, como óxido, hidróxido, nitrato, fosfato, carbonato, sulfato y perclorato, por ejemplo: F^- , OH^-

Bases blandas: También conocidos como *ligantes de clase b*, son los no metales menos electronegativos como el carbono, el azufre, el fósforo y el yodo. Estos iones voluminosos tienen tendencia a formar enlaces covalentes, debido a su alta densidad de carga.

Bases intermedias: Es preciso entender que la división entre las categorías no es rígida. Por ejemplo, los iones halogenuro forman una serie que va del más duro (ion fluoruro) al más blando (ion yoduro).

En aniones como NCS^- el ion metálico puede formar enlaces covalentes con el átomo de azufre o nitrógeno. Si se enlaza al átomo de nitrógeno, adquiere un comportamiento de base intermedia. Si se enlaza por medio del átomo de azufre, este ion se comporta como una base blanda. Los iones que pueden enlazarse por medio de elementos diferentes se denominan ligantes ambidentados (Rayner, 2000).

1.7.4. Reactivos

Reactivos para resistencia de soluciones (0.1M): colocar orden alfabético y IUPAC

Ácido acético, CH_3COOH
Ácido bórico, H_3BO_3
Ácido cítrico, $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$
Ácido clorhídrico, HCl
Ácido fosfórico, H_3PO_4
Cloruro de sodio, NaOH
Fenol, $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$
Hidróxido de amonio, NH_4OH
Hidróxido de sodio, NaOH
Sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Soluciones para análisis cualitativo (0.1%):

Nitrato de aluminio, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Nitrato de cadmio, $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$
Nitrato de magnesio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
Nitrato de plata, AgNO_3
Nitrato de plomo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
Nitrato de zinc, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

Ácido clorhídrico 3 M, HCl
Ácido nítrico 2 M, HNO_3
Bifosfato de sodio 1 M, NaH_2PO_4
Cloruro de sodio 1 M, NaCl
Cloruro de sodio sólido, NaCl
Cromato de potasio 1 M, K_2CrO_4

Hidróxido de sodio 2 M, NaOH
Hidróxido de sodio 10 M, NaOH
Hidróxido de amonio 1:1, NH₄OH
Tioacetamida 1 M, C₂H₅NS

Reactivos para determinación de ácidos y bases duros y blandos (10%):

Cloruro de bario, BaCl₂
Cloruro de estroncio, SrCl₂
Cloruro de mercurio, HgCl₂
Cloruro de níquel, NiCl₂
Cloruro de plata, AgCl
Sulfato de litio, Li₂SO₄
Nitrato de plomo, Pb(NO₃)₂
Sulfato de magnesio, MgSO₄
Fluoruro de sodio 10%, NaF
Hidróxido de sodio 0.1M, NaOH
Sulfuro de sodio 10%, Na₂S
Yoduro de sodio 5%, NaI

1.7.5. Materiales

Circuito de conducción
Conductímetro
Cuchara de combustión
Espátula
Frasco lavador
Goteros
Gradilla
Mechero
Papel indicador universal
Peras
Pinzas para tubo de ensayo
Pipetas 2, 5 y 10 mL
Tubos ensayo
Varilla de agitación
Vasos de precipitados 100 mL
Vidrio reloj

1.7.6. Procedimiento

1.7.6.1. Estudio de la conductividad de las soluciones.

Insertar los electrodos de grafito en la solución que se encuentra en el vaso de precipitados de 100 mL, donde se ha depositado la solución a analizar. Registrar y completar la información que se solicita en la Tabla 1.7.3.

Posteriormente, se clasifican las soluciones como electrolitos fuertes, intermedio, débil o no electrolito. A partir del patrón de intensidades en el circuito de conducción, determinar cualitativamente las soluciones analizadas.

Registrar la conductancia de cada solución por medio de la medición directa con el conductímetro y calcular la resistencia expresada en Ω .

Tabla 1.7.3. Medida de conductancia en diferentes soluciones.

Solución [0.1M]	Orden de la K_{eq}	Tipo de Electrolito	Resistencia (Ω)	Conductancia (S)	Fórmula del compuesto
Ácido clorhídrico	Infinito				
Hidróxido de sodio	Infinito				
Ácido cítrico	10^{-3}				
Ácido acético	10^{-5}				
Fenol	10^{-10}				
Agua	10^{-14}				
Hidróxido de amonio	10^{-5}				
Ácido fosfórico	10^{-2}				
Sacarosa	XXXXXX				
Ácido bórico	5.9×10^{-10}				
Cloruro de sodio	Infinito				

Fuente: elaboración propia.

1.7.6.2. *Análisis cualitativo de algunos Iones. (Se recomienda consultar libros y manuales de análisis cualitativo).*

- a. Añadir 0.5 mL de solución de nitrato de plata a un tubo de ensayo, luego una gota de solución de cloruro de sodio 1 M y observar el color del precipitado formado. Decantar y adicionar 0.5 mL de solución de hidróxido de amonio al precipitado. Luego agregar 1.5 mL de ácido nítrico 2 M. Observar y determinar lo ocurrido.
- b. Añadir 0.5 mL de solución nitrato de plomo a un tubo de ensayo, agregar dos gotas de ácido clorhídrico 3 M. Decantar y adicionar 1 mL de agua caliente al precipitado; a la solución formada agregar cuatro gotas de cromato de potasio 1 M. ¿Que indica este ensayo acerca de la solubilidad del cloruro de plomo, ¿Cuál es el precipitado formado?



Figura 1.7.1. Reacción para el cromato de potasio.
Fuente: elaboración propia.

- c. Añadir 0.5 mL de las siguientes soluciones de nitrato en tubos de ensayo separados: zinc, aluminio, magnesio y cadmio. Agregar tres gotas de hidróxido de sodio 2 M. Si no hay precipitación, adicionar tres gotas de hidróxido de sodio 10 M. ¿Cuál de estos compuestos es anfótero?
- a. Añadir 0.5 mL de las siguientes soluciones de nitrato en tubos de ensayo separados: zinc, aluminio, magnesio y cadmio; agrega una gota de solución acuosa de hidróxido de amonio (1:1). Observar lo ocurrido, luego añadir 1 mL de la misma solución amoniacal a cada precipitado. ¿Cuál de estos iones forma complejos con el amoniaco?

- b. A 0.5 mL de nitrato de magnesio, agregar cuatro gotas de ácido clorhídrico 3 M. Adicionar solución acuosa de hidróxido amonio (1:1) hasta que la solución resultante sea básica. Agregar cuatro gotas de bifosfato de sodio 1 M. El precipitado cristalino blanco es MgNH_4PO_4 . Escriba las reacciones ocurridas en las que intervienen los iones amonio y fosfato.
- c. Agrega 0.5 mL de tioacetamida a 0.5 mL de nitrato de zinc y 0.5 mL de tioacetamida a 0.5 mL de nitrato de cadmio, en tubos de ensayo separados. Adicionar con una cuchara de combustión 0.1 g (1.71×10^{-3} moles) de cloruro de sodio a cada tubo y calentar ligeramente en un mechero. Los precipitados corresponden al sulfuro del correspondiente metal. Los sulfuros del metal tienden a formar coloides; explique el propósito de emplear el cloruro de sodio.

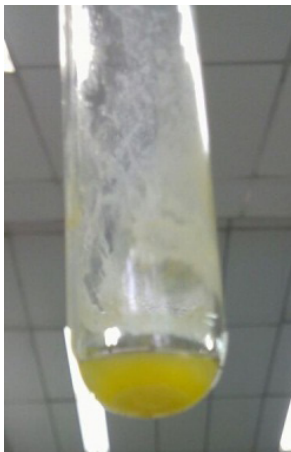


Figura 1.7.2. Reacción para el cadmio.

Fuente: elaboración propia.

- d. Repita el numeral 2.6 con la siguiente modificación: Añadir dos gotas de ácido clorhídrico 3 M antes de la adición de tioacetamida. ¿Cuál es el efecto de la acidez en la precipitación de estos sulfuros?

Las soluciones estudiadas son nitratos, ¿Cómo se puede verificar a nivel del laboratorio la presencia de estos iones? Consultar la prueba cualitativa de determinación de nitratos y plantear su procedimiento en el laboratorio. ¿Cómo puede comprobar la presencia de cloruros, hidróxidos, y fosfatos?

1.7.6.3. Estudio de ácidos y bases, duros y blandos (AB-DB)

Preparar tubos de ensayo limpios para las siguientes pruebas:

- Agregar 0.5 mL por cada solución de catión de prueba (10%) a cada tubo de ensayo. Luego añadir 0.5 mL de fluoruro de sodio 10% a cada tubo; anotar si observa una reacción en la solución.
- Preparar nuevos tubos de ensayo con las soluciones de los cationes de prueba, pero esta vez, agregar 0.5 mL de yoduro de sodio al 5% a cada tubo, anotar si observa una reacción en la solución.
- Anotar todos los datos observados en los apartados a y b en la Tabla 1.7.4; y con estos, clasificar el catión como duro, blando o intermedio de acuerdo a los resultados.

Tabla 1.7.4. Determinación de cationes duros, blandos o intermedios con diferentes aniones.

	Li ⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺
Reacción con F⁻								
Reacción con I⁻								
Clasificación								

Fuente: elaboración propia.

- Agregar 0.5 mL por cada solución de catión de prueba (10%) a cada tubo de ensayo. Luego añadir 0.5 mL de sulfuro de sodio 10% a cada tubo; anotar si observa una reacción en la solución.
- Completar los datos en la Tabla 1.7.5. ¿Según lo estudiado, el sulfuro es una base dura o blanda?

Tabla 1.7.5. Comportamiento de ácidos frente a la base sulfuro.

	Mg ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺
Reacción con S²⁻					

Fuente: elaboración propia.

- f. Agregar 0.5 mL a cada una de las soluciones de los cationes de prueba (10%) a cada tubo de ensayo, luego añadir 0.5 mL de hidróxido de sodio al 10% a cada tubo; observar la reacción en la solución. Completar los datos en la Tabla 1.7.6. ¿Según lo estudiado, el hidróxido es una base dura o blanda?

Tabla 1.7.6. Comportamiento de ácidos frente a la base hidróxido.

	Mg^{2+}	Ni^{2+}	Pb^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}
Reacción con OH^-					

Fuente: elaboración propia.

Preguntas



1. ¿Qué otra base se encuentra presente en la disolución de sulfuro? Comparada con el S^{2-} , ¿La base sulfuro es más o menos polarizable?
2. Basándose en las propiedades de la Tabla Periódica, clasifique los siguientes ácidos:





Tabla 1.7.7. Clasificación de diferentes ácidos.





	Ca^{2+}	K^+	Co^{2+}	Zn^{2+}	La^{3+}	Tl^+	Pt^{2+}
Duro, Blando o Intermedio							



Fuente: elaboración propia.

Tabla 1.7.8. Condiciones de seguridad.

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Ácido bórico		H361. Se sospecha que perjudica la fertilidad o daña al feto.	<p>P201. Pedir instrucciones especiales antes del uso.</p> <p>P202. No manipular la sustancia antes de haber leído y comprendido todas las instrucciones de seguridad.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P308 + P313. EN CASO DE EXPOSICIÓN MANIFIESTA O PRESUNTA: Consultar a un médico.</p>
Ácido fosfórico		<p>H290. Puede ser corrosivo para los metales.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitarse inmediatamente las prendas contaminadas. Lavarse la piel con agua o ducharse.</p> <p>P305 + P351 + P338. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando.</p> <p>P321 Se necesita un tratamiento específico (ver las instrucciones suplementarias de primeros auxilios en esta etiqueta).</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Fenol	   	<p>H301 + H311 + H331. Tóxico en caso de ingestión, contacto con la piel o inhalación</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H341. Se sospecha que provoca defectos genéticos.</p> <p>H373. Puede provocar daños en los órganos tras exposiciones prolongadas o repetidas.</p> <p>H402. Nocivo para los organismos acuáticos.</p> <p>H411. Tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>	<p>P202. No manipular la sustancia antes de haber leído y comprendido todas las instrucciones de seguridad.</p> <p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P271. Utilizar únicamente en exteriores o en un lugar bien ventilado.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Lavarse la piel con agua/ ducharse.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando . Llamar inmediatamente a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Cromato de potasio	   	<p>H301. Tóxico en caso de ingestión.</p> <p>H315. Provoca irritación cutánea.</p> <p>H317. Puede provocar una reacción alérgica en la piel.</p> <p>H319. Provoca irritación ocular grave.</p> <p>H335. Puede irritar las vías respiratorias.</p> <p>H340. Puede provocar defectos genéticos.</p> <p>H350. Puede provocar cáncer.</p> <p>H410. Muy tóxico para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>	<p>P201. Pedir instrucciones especiales antes del uso.</p> <p>P261. Evitar respirar el polvo/ el humo/ el gas/ la niebla/ los vapores/ el aerosol.</p> <p>P271 Utilizar únicamente en exteriores o en un lugar bien ventilado.</p> <p>P272. Las prendas de trabajo contaminadas no podrán sacarse del lugar de trabajo.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P304 + P340 + P312. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la persona al aire libre y mantenerla en una posición que le facilite la respiración. Llamar a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA o a un médico si la persona se encuentra mal.</p> <p>P333 + P313. En caso de irritación o erupción cutánea: Consultar a un médico.</p> <p>P403 + P233. Almacenar en un lugar bien ventilado. Mantener el recipiente cerrado herméticamente.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Tioacetamida	 	<p>H302. Nocivo en caso de ingestión.</p> <p>H315. Provoca irritación cutánea.</p> <p>H319. Provoca irritación ocular grave.</p> <p>H350. Puede provocar cáncer.</p> <p>H412. Nocivo para los organismos acuáticos, con efectos nocivos duraderos.</p>	<p>P201. Pedir instrucciones especiales antes del uso.</p> <p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P281. Utilizar el equipo de protección individual obligatorio.</p> <p>P302 + P352. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes.</p> <p>P305 + P351 + P338. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagándose.</p> <p>P308 + P313. EN CASO DE exposición manifiesta o presunta: Consultar a un médico.</p> <p>P332 + P313. En caso de irritación cutánea: Consultar a un médico.</p>

Fuente: adaptaciones de las fichas de seguridad suministradas por MERCK.
[https:// https://www.merckmillipore.com/CO/es](https://www.merckmillipore.com/CO/es)

1.8. Calor De Reacción

1.8.1. Objetivo general

Calcular el cambio de entalpia en una reacción de neutralización ácido-base y en la disolución de una sal.

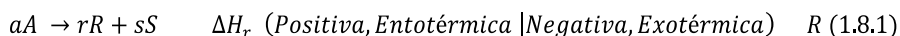
1.8.2. Objetivos específicos

Determinar la identidad de una sustancia problema a partir de la entalpia de neutralización.

Determinar el cambio de temperatura en una reacción de neutralización y disolución de una sal.

1.8.3. Marco teórico

Las reacciones químicas van siempre acompañadas de liberación o absorción de calor. El calor de reacción a cierta temperatura, es el calor transferido desde los alrededores al sistema reaccionante cuando a moles de A se transforman para generar r moles de R y s moles de S , suponiendo que la presión y la temperatura son constantes, R (1.8.1) (Levenspiel, 2004). El calor de reacción se puede calcular por medio de una función de estado, la entalpia H y sus cambios ΔH .



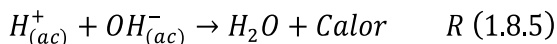
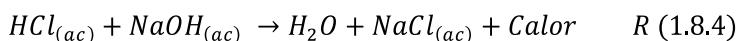
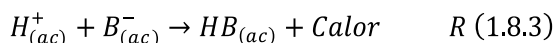
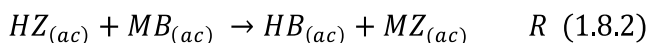
Para que una reacción se verifique espontáneamente, la energía de los productos debe ser menor que la de los reactantes; es decir, la variación de la energía de la reacción debe ser negativa. A esta energía, llamada energía libre de Gibbs, se le asigna el símbolo G que está determinada por el estado del sistema: presión, temperatura y cantidad de sustancia (Quílez, 2009). Por otro lado, la variación de energía libre de Gibbs se representa con el símbolo ΔG . ΔG depende de dos factores: el calor desprendido o absorbido y el aumento o disminución del grado de desorden que implica la transformación de los reactantes en productos. La variación de calor se llama variación de entalpia y se le asigna el símbolo ΔH . La variación de desorden corresponde a la variación de

entropía, cuyo símbolo es ΔS . La relación matemática de estas variables se expresa en la siguiente ecuación (1):

$$\Delta G = \Delta H - T * \Delta S \quad (1)$$

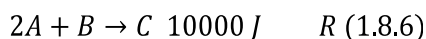
Donde T es la temperatura absoluta en Kelvin.

En la variación de la entalpía en las reacciones de neutralización, el proceso puede describirse en varias ecuaciones químicas. La R (1.8.2) es la expresión general de un ácido (HZ), donador de protones (concepto de Brönsted- Lowrry) que reacciona con la parte básica (B) de una molécula MB , para producir HB y la sal MZ . La forma iónica neta de esta reacción, en el caso en el cual tanto el ácido como la base sean fuertes, corresponde a la R (1.8.3). Las ecuaciones R (1.8.4) y R (1.8.5) son casos específicos para la neutralización de ácido clorhídrico con hidróxido de sodio.



Cuando la reacción se verifica a presión constante, el calor desprendido o absorbido es igual a la variación de entalpía, ΔH , de la reacción. Arbitrariamente se acostumbra a poner un signo negativo a ΔH cuando se desprende calor, es decir, cuando la reacción es exotérmica. Por lo tanto, si la reacción produce 2000 cal, $\Delta H = - 2000$ cal.

La cantidad de calor desprendido por una reacción depende de la cantidad de reactantes presentes; por consiguiente, se trata de una propiedad extensiva. Es conveniente convertirla en una propiedad intensiva, para lo cual se debe expresar como cantidad de calor por mol de reactante. Una propiedad intensiva es aquella que no depende de la cantidad total de reactantes presentes. Supóngase que dos moles de A reaccionan con un mol de B para formar un mol de C y 10.000 J, de acuerdo con la ecuación R (1.8.6).



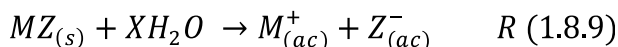
Para esta reacción exotérmica, $\Delta H = -10.000 \text{ J}$. Expresado como J/mol de reactante, *R (1.8.7)* y *R (1.8.8)*.

$$\Delta H = \frac{-10000 \text{ J}}{2 \text{ mol A}} = -5000 \frac{\text{J}}{\text{mol A}} \quad R (1.8.7)$$

$$\Delta H = \frac{-10000 \text{ J}}{1 \text{ mol B}} = -10000 \frac{\text{J}}{\text{mol B}} \quad R (1.8.8)$$

Cuando la base fuerte *B* reacciona con el ácido fuerte, H^+ , *R (1.8.3)*, es de esperarse que la formación del enlace *B-H* desprenda gran cantidad de calor. Si se mide ΔH para una serie de reacciones en las cuales *B* vaya siendo una base progresivamente más débil, ΔH debe ir haciéndose más pequeña (menos negativa), como corresponde a la formación de enlaces *B-H* cada vez más débiles. Esta tendencia es correcta y se puede comprobar comparando los resultados de varios estudiantes del grupo. Las neutralizaciones son generalmente exotérmicas, esto es, la variación de entalpía es negativa.

Por otra parte, el calor de disolución de un sólido iónico se disuelve en agua, *R (1.8.9)*, no se verifica una reacción, es decir, los iones no se transforman en otros tipos de iones. Sin embargo, sí se produce un cambio, pues los iones de cristal se separan y son atraídos por las moléculas de agua por medio de atracciones ion-dipolo, enlaces de hidrógeno y otras fuerzas (Ritter, 1956).



Muchas sales tienen un calor de disolución positivo; es decir el sistema absorbe calor y la solución se enfría al disolverse la sal. Son también espontáneas, por lo que el valor ΔG debe ser negativo. En la *R (1.8.2)* se puede ver que, si ΔH es positivo, ΔS debe tener un valor positivo relativamente alto para que ΔG sea negativo. El valor positivo de ΔH indica que se debe suministrar más calor para separar los iones, que el que se desprende cuando dichos iones se hidratan. El valor positivo de ΔS implica que hay un mayor desorden en el sistema cuando los iones están distribuidos en todo el líquido, que cuando están fijos en el arreglo ordenado del sólido. Cuando las reacciones exotérmicas se verifican en un recipiente térmicamente aislado, todo el calor desprendido es absorbido por la solución en la cual ocurre la reacción, por lo que ésta se calienta. Al recipiente aislado se le llama calorímetro. Al medir la

variación de la temperatura de la solución, se puede calcular el calor de la reacción usando la expresión, Ecuación (2):

$$\text{Calor de Reacción} = \text{Calor absorbido por la Solución} + C_c * \Delta T \quad (2)$$

En donde:

Calor absorbido por la solución= (peso solución) *(calor específico solución). ΔT

C_c = capacidad calorífica del calorímetro

ΔT = variación de temperatura de la solución

La capacidad calorífica de una sustancia es la cantidad de calor requerida para incrementar la temperatura de una cierta cantidad de sustancia en un grado Celsius. Es decir, la cantidad de calor requerida para cambiar la temperatura de cualquier sustancia es proporcional a la masa y a su cambio de temperatura (Doria, Ibañez, & Mainero, 2009).

1.8.4. Reactivos

Ácido clorhídrico 1.8 M, HCl

Ácido o base problema 1.8 M

Fenofaleína, $C_{20}H_{14}O_4$

Hidróxido de sodio 1.8 M, NaOH

Óxido de magnesio sólido, MgO

1.8.5. Materiales

Espátula

Frasco lavador

Probeta 100 mL

Termómetro 100 °C

Varilla de agitación

Vaso de icopor 100 mL con tapa 1

Vaso de precipitados 100 mL

Vidrio reloj

1.8.6. Procedimiento

Construir un calorímetro como el de la Figura. 1.8.1 y determinar su capacidad calorimétrica.

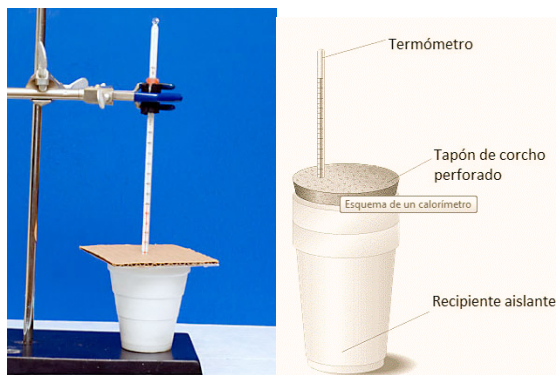


Figura. 1.8.1. Calorímetro.

Fuente: Adaptación. Parris (2018). Calorimetría. <https://www.geniolandia.com/>

Calor de neutralización

- a. Medir el calor de reacción del HCl con el NaOH para evaluar la técnica. Introducir exactamente 75 mL de HCl 1.8M, en el calorímetro y leer la temperatura cuidadosamente. Medir, en otro recipiente, exactamente 75 mL de NaOH 1.8 M, determinar su temperatura y añadir rápidamente con agitación a la solución de HCl. Observar cuidadosamente el ascenso de temperatura y registrar la temperatura máxima. Repetir con nuevas porciones de HCl y de NaOH. El calorímetro debe estar seco antes de cada reacción. Calcular el calor de reacción de las dos determinaciones. Repetir de nuevo si existen diferencias apreciables. El valor obtenido será ligeramente inferior al de la *R* (1.8.5) debido a las pequeñas pérdidas de calor que siempre ocurren.
- b. Repetir el método descrito en A para una solución desconocida de concentración 1.8 M, neutralizando porciones de 75 mL de la solución problema con porciones iguales de HCl o NaOH. La solución problema puede ser una base o un ácido débil o fuerte, por lo que las variaciones de temperatura pueden ser grandes o pequeñas. Calcular el calor de reacción de dos o tres determinaciones.

Calor de disolución

El óxido de magnesio debe estar a temperatura ambiente. Para simplificar los cálculos, el agua que se va a utilizar debe estar también a temperatura

ambiente. Introducir 50 mL de agua destilada en el calorímetro y medir la temperatura con toda la exactitud posible. Pesar y adicionar con exactitud 5 g (0.124 moles) del sólido al agua destilada con toda rapidez, agitando vigorosamente para lograr la disolución en un mínimo de tiempo. Registrar la temperatura máxima o mínima alcanzada durante el proceso de disolución. Al terminar, comprobar que todo el sólido quedó disuelto. Si no es así, repetir el experimento con menor cantidad de sólido. Efectuar dos determinaciones o más hasta obtener variaciones de temperatura aproximadamente iguales. Si el calor de disolución del sólido es cero, no habrá variación de temperatura. La medición de la no existencia de un cambio de temperatura es tan significativa como la medición de una variación de 10°C. Calcular el calor de disolución del sólido en J/g.

Consideraciones

Neutralizaciones

Si las temperaturas de las soluciones reaccionantes fueron diferentes, tómesese el promedio de ambas como la temperatura inicial que se va a restar de la final para obtener ΔT . Suponer que las densidades de las soluciones son iguales a la del agua; esto es, 1.00 g/mL, y que el calor específico es también igual al del agua; 4.18 J/g°C. Usando estos valores, calcular el calor de neutralización de acuerdo con la *Ec. (1.8.2)*. Estimar las incertidumbres de las mediciones y la del valor de ΔH calculado. (La incertidumbre de las densidades será aproximadamente ± 0.05 g/mL, y la de los calores específicos ± 0.4 J/g°C).


Calores de disolución

El calor de disolución se calcula también empleando la *Ec. (1.8.2)*. La masa de la solución es la masa del agua (densidad = 1.00 g/mL) en adición a la masa del sólido evaluado. En la mayor parte de las soluciones de 10% en peso de soluto, el calor específico es 3.85 ± 0.20 J/g°C. Dividir el número de julios obtenidos entre el número de gramos de sólido, para registrar el calor de disolución en J/g.

Preguntas

Por regla general, los calores de disolución se reportan en la unidad de energía usada por mol. Si el calor de disolución del Li_2O es 4.31 KJ/g y el del NdCl_3 es 0.144 Kcal/g., calcular los respectivos calores de disolución en Kcal/mol y en KJ/mol.

Tabla 1.8.1. Condiciones de seguridad.

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Fenoftaleína		<p>H341. Se sospecha que provoca defectos genéticos.</p> <p>H350. Puede provocar cáncer.</p> <p>H361. Se sospecha que perjudica la fertilidad o daña al feto</p>	<p>P201. Pedir instrucciones especiales antes del uso.</p> <p>P202. No manipular la sustancia antes de haber leído y comprendido todas las instrucciones de seguridad.</p> <p>P281. Utilizar el equipo de protección individual obligatorio.</p> <p>P308 + P313. EN CASO DE exposición manifiesta o presunta: Consultar a un médico.</p> <p>P405 Guardar bajo llave.</p>
Óxido de magnesio	No es una sustancia o mezcla peligrosa		

Fuente: Adaptaciones de las fichas de seguridad suministradas por MERCK.
[https:// https://www.merckmillipore.com/CO/es](https://www.merckmillipore.com/CO/es)

1.9. Observación De Complejos Y Obtención Del Cis Y Trans-Dioxalatodiacuocromato (Ii) De Potasio

1.9.1. Objetivo general

Relacionar el proceso de síntesis de compuestos de coordinación con la estructura electrónica.

1.9.2. Objetivos específicos

Sintetizar una serie de compuestos de coordinación desde d^2 - d^{10} para observar las diferencias físicas entre estos.

Analizar las diferencias estructurales entre isómeros en compuestos de coordinación con cromo (III).

Sintetizar los compuestos de coordinación cis y trans-dioxalatodiacuocromato (III) de potasio.

Determinar las condiciones adecuadas de cristalización para cada uno de los compuestos obtenidos.

1.9.3. Marco teórico

Los compuestos químicos formados a partir de sus elementos constitutivos pueden ser de tipo iónico o molecular. Del primer tipo tenemos el NaCl y del segundo moléculas como el NH₃. La explicación que damos a la formación de estos compuestos se fundamenta en su estructura electrónica y en sus propiedades macroscópicas. Las propiedades de estos difieren radicalmente de las de los elementos que les dieron origen.

Por otro lado, se ha conocido desde hace unos tres siglos un grupo de compuestos, muchos de estos coloreados y principalmente de los metales de transición. Debido a su dificultad para explicarlos se les dio el nombre de complejos. Sólo a finales del siglo XIX se encontraron explicaciones adecuadas por parte del químico alemán Alfred Werner, dando inicio a lo que hoy se llama la Química de la Coordinación.

Siguiendo los lineamientos de la Teoría de Enlace de Valencia estos compuestos se explican por moléculas que tienen pares electrónicos (bases de Lewis), que coordinan con orbitales vacíos existentes en los elementos metálicos (ácidos de Lewis) (Rodgers, 1995). La mayoría de los iones de los átomos metálicos aceptan entre dos y doce especies ricas en electrones, que se van a denominar ligantes. El número de coordinación es igual al número de enlaces sigma formados entre los ligantes y el átomo central donde los más comunes son dos, cuatro y seis. Existen factores que favorecen la coordinación baja (hasta seis) y factores que favorecen la coordinación alta (desde siete a doce), Ribas (1995) establece que algunos factores que favorecen la coordinación baja son:

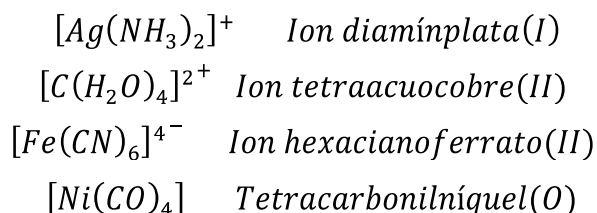
1. "Cationes no muy voluminosos,
2. Ligantes grandes y voluminosos. Consideraciones estéricas impiden coordinación alta,
3. Ligantes blandos y metales en estado de oxidación bajo,

4. Contraniones de baja capacidad coordinante, como nitrato, perclorato, triflato, entre otros” (p. 66)

Factores que favorecen la coordinación alta.

1. Cationes grandes, como la segunda y tercera fila de transición y lantánidos y actínidos.
2. Poco impedimento estérico de los ligantes.
3. Estado de oxidación alto y ligantes duros.

En las fórmulas de los compuestos de coordinación se escribe primero el átomo central. Los ligantes formalmente aniónicos van después, relacionados por orden alfabético de los primeros símbolos de sus fórmulas: Siguen los ligantes neutros en el orden alfabético anterior. Por otra parte, los nombres de los compuestos de coordinación se nombran en orden alfabético, sin tener en cuenta la carga, antes que el átomo central; en todo complejo hay que indicar el número de oxidación del átomo central, por ejemplo:



Estos compuestos presentan propiedades de isomería, donde pueden ser isómeros estructurales (De enlace, de hidratación, de ionización) o estereoisómeros (geométricos, ópticos); lo cual tiene una estrecha relación con su disposición espacial, siendo las geometrías más comunes las lineales, tetraédricas, planas cuadradas y octaédricas (Rayner, 2000). Los estereoisómeros se pueden dividir en: diastereoisómeros que se caracterizan porque la imagen especular de la molécula es la propia molécula y los enantiómeros que son moléculas que no son superponibles con su imagen especular. En los isómeros geométricos se destacan los isómeros *cis* y *trans* en complejos plano-cuadrados y octaédricos con ligandos bidentados y los isómeros *fac* y *mer* con ligandos tridentados, Figura. 1.9.1.

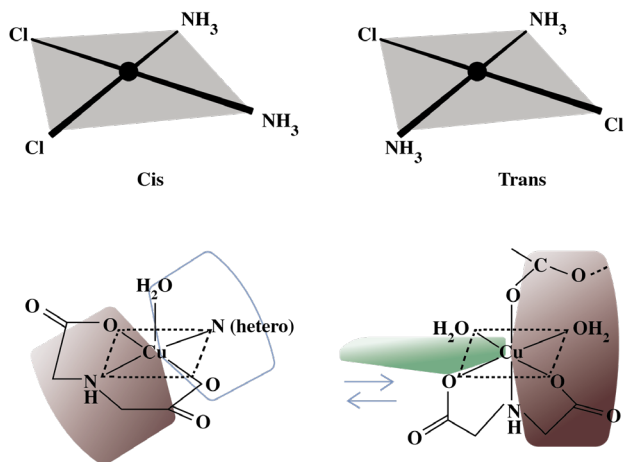


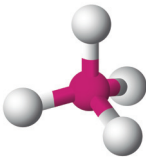



Figura 1.9.1. a). Isomeria *cis* y *trans* del complejo $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$,
b). *fac*- $[\text{Cu}(\text{ida})(\text{N-hetero})]$ y *mer*- $[\text{Cu}(\text{ida})(\text{N-hetero})]$.

Fuente: Weaver, 1998.

El modelo de Kepert considera que el átomo central está situado en el centro de una esfera, este modelo indica la forma en que los complejos de metales del bloque d $[\text{ML}_n]$, $[\text{ML}_n]^{m+}$ o $[\text{ML}_n]^{m-}$ consideran las repulsiones entre los grupos L. Se ignoran los pares solitarios de electrones (Housecroft & Sharpe, 2006). Para números de coordinación entre dos y seis, se predicen las siguientes disposiciones de átomos dadores:

Tabla 1.9.1. Geometrías alrededor del centro metálico.

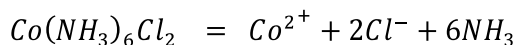
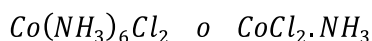
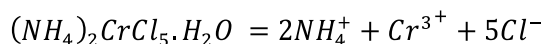
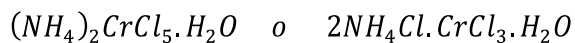
Número de coordinación	Forma	Geometría	Ejemplo
2	Lineal		CO_2 , HgCl_2
3	Trigonal-plana		BF_3 , CO_3^{2-} , NO_3^-

Número de coordinación	Forma	Geometría	Ejemplo
4	Tetraédrica		CH ₄ , PO ₄ ³⁻ , SO ₄ ²⁻
5	Bipiramidal-trigonal		PCl ₅
5	Piramidal de base cuadrada		ClF ₅ , BrF ₅
6	Octaédrica		SF ₆

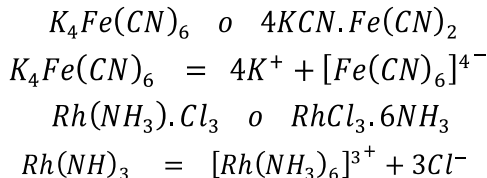
Fuente: elaboración propia.

Es necesario comprender dos conceptos muy ligados como son las llamadas sales dobles o complejos normales o de coordinación externa y los complejos de penetración.

Los primeros se caracterizan porque al ser disueltos en un solvente apropiado, presentan las propiedades físicas y químicas de cada componente, ion o molécula, combinados, por ejemplo:



Los complejos de penetración son aquellos que en solución existen en forma de agregados iónicos de mayor estabilidad que las sales dobles, por ejemplo:



1.9.4. Reactivos

Ácido clorhídrico 2 M, HCl
Ácido oxálico sólido, C₂H₂O₄
Alcohol amílico, C₅H₁₁OH
Dicromato de potasio sólido, K₂Cr₂O₇
Etanol, CH₃CH₂OH
Ferricianuro de potasio, C₆N₆FeK₃
Hidróxido de amonio, NH₄OH
Hidróxido de sodio, NaOH
Peróxido de hidrógeno 10%, H₂O₂
Solución amoniacal de dimetilglioxima, C₄H₈N₂O₂
Tiocianato de potasio saturado, KSCN
Soluciones de cationes:
Aluminio (III)
Cobalto (II)
Cobre (II)
Cromo (III)
Hierro (II)
Níquel (II)
Zinc (II)

1.9.5. Materiales

Embudo Büchner
Frasco lavador
Gradilla
Pera
Pipetas graduadas de 1, 2 y 5 mL
Pipeta Pasteur
Pinzas tubo de ensayo

Matraz Kitasato
Tubos de ensayo pequeños
Varilla de agitación
Vasos de precipitados de 25, 100 y 250 mL
Vidrio reloj

1.9.6. Procedimiento

En uno de los tubos de ensayo depositar un poco de la solución de hierro, en otro un poco de la solución de cobalto, en otro cromo, de la misma manera proceda con el cobre, zinc y el aluminio. Observar y anotar sus colores.

Realizar la configuración electrónica de cada elemento:

Fe:
Co:
Ni:
Cr:
Zn:
Cu:
Al:

¿Qué relación observa entre la configuración electrónica de los iones que poseen color?

Pruebas para el hierro (II)

- En un tubo de ensayo vacío depositar 1 mL de la solución de hierro (II) y adiciónale unas gotas de ácido clorhídrico 2 M y otras de ferricianuro de potasio, Figura 1.9.2. Escribir la reacción.

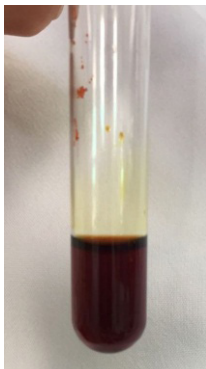


Figura 1.9.2. Reacción del hierro (II), HCl y ferricianuro de potasio.

Fuente: elaboración propia.

- b. En otro tubo de ensayo agregar otro mililitro de solución de hierro (II), agregar unas gotas de ácido clorhídrico 2 M y otras de peróxido de hidrógeno, luego un poco de tiocianato de potasio o de amonio, Figura 1.9.3. Escribir la reacción.

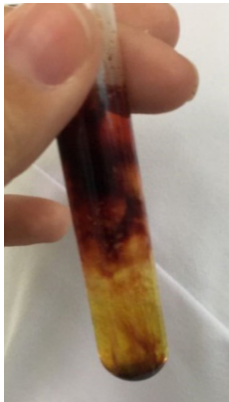


Figura 1.9.3. Reacción del hierro (II), HCl, H_2O_2 y KSCN.

Fuente: elaboración propia.

- c. Proceder de manera similar a la anterior, pero en vez de tiocianato de potasio agregar ferrocianuro de potasio, Figura 1.9.4. Escribir la reacción.

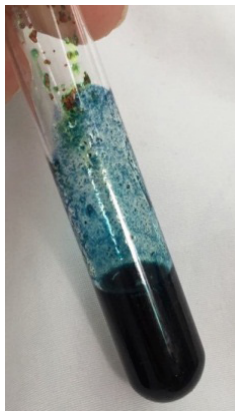


Figura 1.9.4. Reacción del hierro (II), HCl, H_2O_2 y ferricianuro de potasio.

Fuente: elaboración propia.

Pruebas para el cobalto (II)

- Humedecer un pedazo de algodón con la solución de cobalto e introducir en la estufa a $110\text{ }^\circ\text{C}$. Observar el cambio de color.
- Depositar en un tubo de ensayo medio mililitro de la solución de cobalto (II) y agregar tiocianato de potasio o de amonio saturado y 1 mL de alcohol amílico, Figura 1.9.5. Escribir la reacción.



Figura 1.9.5. Reacción cobalto (II), KSCN y alcohol amílico.

Fuente: elaboración propia.

c. A un 1 mL de la solución de cobalto (II) adicione unas gotas de hidróxido de amonio, Figura 1.9.6. Observar y escribir la reacción. Al mismo tubo agregue más amoniaco hasta que todo el precipitado disuelva. Escribir la reacción. En un vaso de precipitados depositar la solución y dejar expuesta al aire durante un buen rato. Observar.



Figura 1.9.6. Reacción cobalto(II) y NH_4OH .

Fuente: elaboración propia.

Prueba para el Zinc (II)

En un tubo de ensayo depositar 1 mL de la solución de zinc (II) y adicionar gota a gota hidróxido de sodio. Observar si hay formación de precipitado. Adicionar más hidróxido de sodio y observar lo que ocurre con el precipitado.

Prueba para el aluminio (III)

Realizar el procedimiento anterior pero empleado la solución de aluminio (III).

Pruebas para el níquel (II)

a. Tomar unas gotas de la solución de níquel (II) y agregar un poco de la solución amoniacal de dimetilglioxima, Figura 1.9.7. Escribir la reacción.

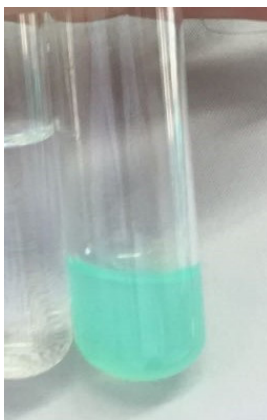


Figura 1.9.7. Reacción níquel (II) y solución amoniacal de dimetilglioxima.

Fuente: elaboración propia.

A 1 mL de la solución de níquel (II) agregar gota a gota solución de hidróxido de amonio y observar el precipitado. Escribir la reacción. Adicionar más hidróxido de amonio hasta que disuelva el precipitado, Figura 1.9.8.



Figura 1.9.8. Reacción níquel (II) e hidróxido de amonio en exceso.

Fuente: elaboración propia.

Prueba para el cobre

A una muestra de la solución de cobre (II) adicionar hidróxido de amonio gota a gota. Observar y escribir la reacción.

Prueba para el cromo (III)

Añada a 1 mL de la solución de cromo (III) gota a gota de hidróxido de amonio. Escribir la reacción.

Síntesis de trans-K [Cr(C₂O₄)₂(H₂O)₂] \cdot 3H₂O

En un vaso de precipitados de 50 mL, disolver 1 g (3.4×10^{-3} mol) de dicromato de potasio con la mínima cantidad de agua caliente. Depositar 3 g (3.3×10^{-2} mol) de ácido oxálico en otro vaso de precipitados de 250 mL y disolver también en la mínima cantidad de agua calentada hasta ebullición. Con una pipeta Pasteur añadir gota a gota la disolución de dicromato de potasio a la de ácido oxálico y tapar el vaso con un vidrio de reloj (PRECAUCIÓN: la reacción es violenta). Evaporar la mezcla hasta que quede la mitad del volumen original y déjala reposar 24 horas.

NOTA: En la disolución existen en equilibrio tanto el isómero cis como el trans. Éste último es más insoluble y por lo tanto debe ser el primero en precipitar. Sin embargo, evita inducir la evaporación rápida del disolvente, ya que de lo contrario podría comenzar a precipitar el isómero cis, contaminando de esta manera al compuesto deseado. Al día siguiente filtra el contenido del vaso y lava el precipitado con agua fría y después con etanol.

Síntesis de cis-K[Cr(C₂O₄)₂(H₂O)₂] \cdot 3H₂O



Mezclar 1 g (3.4×10^{-3} mol) de dicromato de potasio finamente molido con 3 g (3.3×10^{-2} mol) de ácido oxálico en un vaso de precipitados de 50 mL. Agregar una gota de agua dentro del vaso y tápalo con un vidrio de reloj (PRECAUCIÓN: hay desprendimiento de vapor y CO₂). Al final de la reacción se obtiene un líquido viscoso de color violeta. Añadir 5 mL de etanol y agitar hasta que solidifique. Si la solidificación es lenta, decantar la mezcla, desechar el disolvente y repetir el proceso de agitación con una nueva porción de alcohol. Una vez obtenido un producto sólido, filtrar la mezcla y secar al vacío.

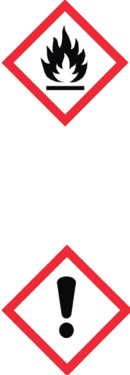
Preguntas




Investigar los usos de los agentes quelantes.



¿Cuáles son los agentes quelantes más empleados e importantes?



Tabla 1.9.1. Condiciones de seguridad.

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Ácido oxálico	 	<p>H302 + H312. Nocivo en caso de ingestión o en contacto con la piel.</p> <p>H318. Provoca lesiones oculares graves.</p>	<p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P302 + P352 + P312. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua y jabón abundantes. Llamar a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico en caso de malestar.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310 EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Enjuagar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar los lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir enjuagando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE TOXICOLOGÍA/médico.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Alcohol amílico		<p>H226. Líquidos y vapores inflamables.</p> <p>H315. Provoca irritación cutánea.</p> <p>H319. Provoca irritación ocular grave.</p> <p>H332. Nocivo en caso de inhalación.</p> <p>H335. Puede irritar las vías respiratorias.</p>	<p>P210. Mantener alejado de fuentes de calor, chispas, llama abierta o superficies calientes. No fumar.</p> <p>P233. Mantener el recipiente herméticamente cerrado.</p> <p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P271. Utilizar únicamente en exteriores o en un lugar bien ventilado.</p> <p>P280. Llevar guantes/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Aclararse la piel con agua/ ducharse.</p> <p>P332 + P313. En caso de irritación cutánea: Consultar a un médico.</p> <p>P370 + P378. En caso de incendio: Utilizar arena seca, producto químico seco o espuma resistente al alcohol para la extinción.</p> <p>P403 + P233. Almacenar en un lugar bien ventilado. Mantener el recipiente cerrado herméticamente.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Dicromato de potasio	  	<p>H272. Puede agravar un incendio; comburente.</p> <p>H301. Tóxico en caso de ingestión.</p> <p>H312. Nocivo en contacto con la piel.</p> <p>H314. Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares graves.</p> <p>H317. Puede provocar una reacción alérgica en la piel.</p> <p>H330. Mortal en caso de inhalación.</p>	<p>P201. Pedir instrucciones especiales antes del uso.</p> <p>P210. Mantener alejado de fuentes de calor.</p> <p>P220. Mantener o almacenar alejado de la ropa/materiales combustibles.</p> <p>P221. Tomar todas las precauciones necesarias para no mezclar con materias combustibles.</p> <p>P260. No respirar el polvo/ el humo/ el gas/ la niebla/ los vapores/ el aerosol.</p> <p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P271. Utilizar únicamente en exteriores o en un lugar bien ventilado.</p> <p>P272. Las prendas de trabajo contaminadas no podrán sacarse del lugar de trabajo.</p>

Sustancia	Pictogramas	Indicaciones de Peligro	Declaraciones de Prudencia
Dicromato de potasio	 	<p>H334. Puede provocar síntomas de alergia o asma o dificultades respiratorias en caso de inhalación.</p> <p>H340. Puede provocar defectos genéticos.</p> <p>H350. Puede provocar cáncer.</p> <p>H360. Puede perjudicar la fertilidad o dañar al feto.</p> <p>H372. Perjudica a determinados órganos (Sistema cardiovascular) por exposición prolongada o repetida.</p>	<p>P273. Evitar su liberación al medio ambiente.</p> <p>P280. Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P284 Llevar equipo de protección respiratoria.</p> <p>P303 + P361 + P353. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Aclararse la piel con agua/ducharse.</p> <p>P305 + P351 + P338 + P310. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando. Llamar inmediatamente a un CENTRO DE INFORMACIÓN TOXICOLÓGICA o a un médico.</p> <p>P308 + P313. EN CASO DE exposición manifiesta o presunta: Consultar a un médico.</p> <p>P333 + P313 En caso de irritación o erupción cutánea: Consultar a un médico.</p> <p>P501. Eliminar el contenido/ el recipiente en una planta de eliminación de residuos autorizada.</p>

<p>Dimetilglioxima</p>	 	<p>H228. Sólido inflamable.</p> <p>H301. Tóxico en caso de ingestión.</p>	<p>P210. Mantener alejado de fuentes de calor, chispas, llama abierta o superficies calientes. - No fumar.</p> <p>P264. Lavarse la piel concienzudamente tras la manipulación.</p> <p>P280 Llevar guantes/ prendas/ gafas/ máscara de protección.</p> <p>P321. Se necesita un tratamiento específico (véase las instrucciones suplementarias de primeros auxilios en esta etiqueta).</p> <p>P330 Enjuagarse la boca.</p> <p>P370 + P378. En caso de incendio: Utilizar arena seca, polvo químico seco o espuma resistente al alcohol para apagarlo.</p>
------------------------	--	--	--

Fuente: Adaptaciones de las fichas de seguridad suministradas por MERCK.
[https:// www.merckmillipore.com/CO/es](https://www.merckmillipore.com/CO/es)

BIBLIOGRAFÍA

- Arroyo, O., García, C., y Xochihua, I. 2010. “Yodo, un elemento esencial antes y después del embarazo”. *Revista Del Instituto de Salud Pública de La Universidad Veracruzana*, Vol. 6, pp. 48–55.
- Brown, T., LeMay, E., Bursten, B., y Burdge, J. 2004. *Química, la ciencia central*. México, Pearson Educación.
- Buscarons, F., García, F., & Vallvey, L. 2005. *Análisis inorgánico cualitativo Sistemático*. España: Reverté.
- Chang, R. 2002. *Química General*. México: McGraw-Hill.
- Cotton, F., y Wilkinson, G. 1969. *Química inorgánica avanzada*. México: Limusa Wiley.
- Cotton, F., y Wilkinson, G. 1993. *Química Inorgánica Básica*. México: Limusa Wiley.
- Díaz, Y. 1997. Obtención y estudio estructural de óxidos de manganeso con diferentes contenidos de cationes monovalentes (microforma). Tesis de Doctorado, Universidad de Castilla-La Mancha. España.
- Doria, M., Ibañez, J., y Mainero, R. 2009. *Experimentos de química a microescala para nivel medio superior*, México, Universidad Iberoamericana.
- Ebbing, D., y Gammon, S. 1997. *Química general*. México: Cengage Learning.
- Elvers, B., y Hawkins, S. 1989. *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*. Estados Unidos: VHC.
- Esteban, S. (2010). *La historia del sistema periódico*. Madrid: Universidad Nacional De Educación a Distancia.
- Falcón, K. 2013. Tabla Periódica. *Tabla periódica*. p. 8. Venezuela.
- García, Diego Juan. (1998). *La industria química y el ingeniero químico*. Madrid: Universidad de Murcia.

- Housecroft, C., y Sharpe, A. 2006. *Química inorgánica*. Madrid: Prentice hall.
- Levenspiel, O. 2004. *Ingeniería de las reacciones químicas*. México: Limusa Wiley.
- Lide, D., Haynes, W. y Bruno, T. 2012. *Handbook of Chemistry and Physics*. EE.UU: CRC.
- McFarland, M., y Dozier, M. (n.d.). *Problemas del agua potable: el hierro y manganeso*.
- Muela, J., García, A., Torres, R., Santiago, P., y Soriguer, F. 2008. “Efectos de la deficiencia de yodo sobre variables intelectuales en una población infantil”, *Revista Anual de Psicología*, Vol. 20, No. 2, pp. 279–284.
- Petrucci, R., y Harwood, W. 1998. *Química general, principios y aplicaciones modernas*. España: Prentice Hall Iberia.
- Quílez, J. 2009. “Análisis de los errores que presentan los libros de texto universitarios de química general al tratar la energía libre de Gibbs”, *Enseñanza de La Ciencia*, Vol. 27, pp. 317.
- Rayner, G. 2000. *Química inorgánica descriptiva*. México: Alhambra Mexicana.
- Reid, P., Engel, T., y Hehre, W. 2007. *Introducción a la fisicoquímica: Termodinámica*. México: Pearson.
- Ribas, J. 2000. *Química de coordinación*. Barcelona: Ediciones Omega.
- Rico, F., López, R., & Figueroa, E. 2001. *Daños para la salud por contaminación atmosférica*. México: Universidad Autónoma del Estado de México.
- Ritter, H. 1956. *Introducción a la química*. España: Reverté.
- Rodgers, G. 1995. *Química inorgánica, Introducción a la química de coordinación*. Madrid.

- Weaver, Gabriela, Kotz, John y Treichel, Paul. 2005. *Química y reactividad química*. México: Thomson.
- Wells, A. 1978. *Química inorgánica estructural*. Barcelona: Reverte.
- Whitten, K., Davis, R., Peck, M., & Stanley, G. (2013). *Chemistry* (9th ed.).
- Zayas, R., & Cabrera, U. 2006. “Los tóxicos ambientales y su impacto en la salud de los niños”, *Revista Cubana de Pediatría*, Vol. 79, No. 2.
- Zoski, C. 2007. *Handbook of Electrochemistry*. EE.UU: Elsevier.

