

123
2ej.



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

FACULTAD DE QUIMICA

TRABAJO ESCRITO VIA CURSOS DE EDUCACION CONTINUA

“DISEÑO DE UN PAQUETE DE PRACTICAS PARA LABORATORIO DE QUIMICA INORGANICA II DE LA LICENCIATURA EN INGENIERIA QUIMICA POR LA UNIVERSIDAD VERACRUZANA CAMPUS COATZACOALCOS”

QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:

QUIMICA FARMACEUTICA BIOLOGA

P R E S E N T A:

MERCEDES TIBURCIO FELGUEROSO



MEXICO, D. F.



263749

1998

**EXAMENES PROFESIONALES
FAC. DE QUIMICA**

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

JURADO ASIGNADO:

PRESIDENTE: PROF.: SILVIA BELLO GARCÉS

VOCAL: PROF.: ALBERTO ALARCÓN DIAZ

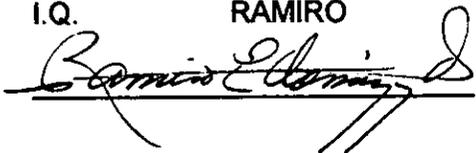
SECRETARIO: PROF.: RAMIRO DOMÍNGUEZ DANACHE

1er. SUPLENTE: PROF.: ADELA CASTILLEJOS SALAZAR

2o. SUPLENTE: PROF.: CASIMIRO CHIRINOS FLORES REYES

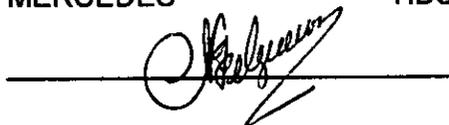
ASESOR DEL TEMA:

I.Q. RAMIRO DOMÍNGUEZ DANACHE



SUSTENTANTE:

MERCEDES TIBURCIO FELGUEROSO



**DEDICO ESTE TRABAJO A LA MEMORIA DE MI PADRE:
DON DAVID TIBURCIO FERNÁNDEZ**

AGRADECIMIENTOS:

**AGRADEZCO DE MANERA MUY ESPECIAL EL APOYO DE MI
QUERIDO ESPOSO:
PEDRO JESÚS HERNANDEZ MORENO**

**DE MIS HIJOS ADORADOS:
DAVID ALEJANDRO HERNÁNDEZ TIBURCIO
PATRICIA ESTEFANÍA HERNÁNDEZ TIBURCIO**

**DE MI AMOROSA MADRE:
DOÑA MERCEDES FELGUEROSO VDA. DE TIBURCIO**

**DE MIS HERMANOS:
DAVID, ELISA Y ROCÍO DEL CARMEN.**

Y DE MIS TÍOS GUILLERMO Y ELISA

RECONOCIMIENTOS:

AL ING. RAMIRO DOMÍNGUEZ DANACHE

AL ING. JOSÉ LUIS SANCHEZ LÓPEZ

**A MIS COLEGAS DE LA UNIVERSIDAD VERACRUZANA:
MAGDA, HERMILO, LULÚ, MARUCA, NACHITO**

**A MIS COMPAÑEROS DEL DIPLOMADO:
EVA, HERBERTO, LAUREL, YOLA, FERNANDO, MARU, MARTA,
ARACELY Y ADRIANA**

**A TODOS MIS MAESTROS Y COMPAÑEROS A LO LARGO DE MI
CARRERA**

Y CON CARÍÑO A MI AMIGA LA LIC. GLORIA GARCÍA NEGRETE

ÍNDICE

INTRODUCCIÓN

PRÁCTICA I

ESTUDIO DEL HIDRÓGENO

PRÁCTICA II

ESTUDIO DE LOS COMPUESTOS HIDRÓGENO-OXIGENADOS

PRÁCTICA III

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 1 (METALES ALCALINOS)

PRÁCTICA IV

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 11 (GRUPO DEL COBRE)

PRÁCTICA V

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 11 (SEGUNDA PARTE)

PRÁCTICA VI

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 2 (METALES
ALCALINOTÉRREOS)

PRÁCTICA VII

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 12 (ZINC, CADMIO Y
MERCURIO)

PRÁCTICA VIII

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 13 (METALES TÉRREOS)

PRÁCTICA IX

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 13 (SEGUNDA PARTE)

PRÁCTICA X

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 13 (TERCERA PARTE)

PRÁCTICA XI

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 14 (FAMILIA DEL
CARBONO): CARBONO Y SILICIO

CONCLUSIONES

ANEXO I: CONTENIDOS TEMÁTICOS DE LOS PROGRAMAS DE LAS
MATERIAS BÁSICAS AFINES.

ANEXO II: CONCEPTOS ÚTILES.

ANEXO III: PREPARACIÓN DE REACTIVOS ESPECIALES.

BIBLIOGRAFÍA

INTRODUCCIÓN

No cabe duda que el avance tecnológico abarca todos los ámbitos del quehacer humano, lo cual nos obliga a buscar actualizarnos en la actividad que nos atañe. Una de las vías de actualización es a través de los cursos de Educación Continua que ofrece la Facultad de Química. El Diplomado Básico en Aplicaciones y Usos de la Microcomputadora, cumple con los objetivos mencionados, además de ser una de las vías de Titulación por 4ª Opción.

Aprovechando esta oportunidad que ofrece la Facultad de Química a través del Departamento de Educación Continua de la Coordinación de Extensión Académica, es mi interés presentar en este trabajo, un paquete de prácticas de Química Inorgánica II con base en el programa de laboratorio de esta materia, que presenta el plan de estudios de la carrera de Ingeniería Química en la Universidad Veracruzana.

Objetivo fundamental de este paquete es que sirva como medio para la comprobación de los fenómenos que caracterizan a los elementos organizados por familias dentro de la tabla periódica, a la vez que

proporcionen al estudiante las bases que les permitan establecer hipótesis acerca de los descubrimientos. La intención es que cada prueba le amplíe la experiencia práctica que le permitirá la construcción del conocimiento, relacionar la parte práctica con la fundamentación teórica; a la vez, intentar que el estudiante, a la vista del experimento, proponga como hipótesis el proceso o el fundamento que dio origen a dicha prueba, siendo ésta una oportunidad para el desarrollo de la creatividad del individuo.

Para alcanzar un óptimo aprovechamiento se recomienda que el estudiante posea a la mano un esquema de la clasificación periódica de los elementos que sirva para orientarle sobre las propiedades de los elementos a observar en cada práctica. Se requiere también que el estudiante haya cursado las materias de base que son: Química Inorgánica I, teoría y laboratorio, Química Analítica I, teoría y laboratorio, además de estar cursando la teoría de Química Inorgánica II.

Otra recomendación es que el estudiante siga al pie de la letra todos los pasos, esto con el objeto de llegar al resultado esperado, así como para evitar accidentes o reacciones indeseadas que pongan en peligro a las personas o al equipo.

Es importante en este trabajo evitar en lo posible reactivos agresivos y/o contaminantes; y cuando es necesario el uso de éstos, las cantidades deben ser mínimas, intentando llevar a la microescala la mayor parte de los experimentos. De esta manera estamos tratando de cuidar el ambiente evitando desechar cantidades mayores que contaminen el entorno ecológico. Con todo esto pretendo formar estudiantes con amplio criterio acerca de la responsabilidad que debemos sentir por nuestro medio ambiente, de manera inmediata y a futuro.

En el caso de usarse reactivos que son escasos en nuestro país, se debe optar por la recuperación de ellos después de la práctica que haya requerido de éstos. Cuando el costo de los reactivos es elevado, se recomienda también la recuperación mencionada.

Este trabajo abarca sólo una pequeña parte del contenido temático de la materia, habiendo seleccionado las prácticas por varias razones, como son, la sencillez para lograr el resultado, la mínima aportación de sustancias tóxicas y contaminantes, la mínima peligrosidad de los procesos, así como la máxima probabilidad de lograr el resultado.

En este trabajo incluyo tres anexos. En el primero se encuentran los programas de las materias básicas afines mencionadas anteriormente. Cabe aclarar que la numeración de las prácticas propuestas no coincide con la numeración de las prácticas del programa de laboratorio de química inorgánica II. En el segundo anexo se encuentran los enunciados de manera sencilla de algunos términos que se mencionan en las prácticas. En el tercero se encuentra la manera de preparar algunos reactivos que se utilizan en las prácticas propuestas.

Esta es una propuesta sencilla de experimentos que plantean al estudiante sólo la base para el estudio de la materia, la cual puede servir como pequeña aportación para ampliarse en trabajos subsecuentes. Si este trabajo llegara a ser de utilidad, o motivo de análisis, agradezco de antemano la atención brindada y aceptaré por todo lo que vale las sugerencias que se sirvan otorgarme.

PRÁCTICA I

"OBTENCIÓN DE HIDRÓGENO"

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el alumno conozca un método de obtención de hidrógeno a partir de una reacción con metales.

INTRODUCCIÓN: el alumno debe investigar acerca de los métodos de obtención del hidrógeno, tanto en el ámbito industrial como en el laboratorio.

MATERIAL Y REACTIVOS:

3 Tubos de ensayo de 25x150 mm ¹Solución al 30% de NaOH

1 Tubo de vidrio doblado en Z Al ó Fe en tiras o virutas

1 Tapón No. 1 cerrado Granalla o polvo de zinc

1 Tapón No. 1 horadado

1 Soporte universal

1 Pinza universal

1 Cuba con agua

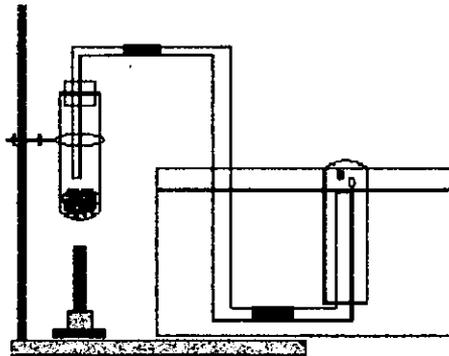
Cerillos

1 Mechero

¹Reactivo agresivo que se maneja con cuidado; quema al contacto con piel.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) En un tubo de ensayo, se colocan de 3 a 5 mL de solución de NaOH al 30%, se agregan 2 ó 3 virutas de aluminio o de fierro, se cierra el tubo con el tapón previamente preparado y conectado con el tubo en Z.



2) Se sujeta el tubo así conectado con una pinza en un soporte de manera que el tubo en Z llegue hasta la cuba y quede dentro del agua, se coloca un tubo invertido, lleno de agua, en el que el tubo en Z quede adentro.

3) Se calienta suavemente, el hidrógeno que se libera desplaza al agua del tubo invertido, cuando se desplaza totalmente el agua, se cierra con el tapón dentro del agua, se saca el tubo, posteriormente se procede a acercar un cerillo encendido a la boca del tubo y se destapa. Observe qué sucede: ¿Se apaga el cerillo con una leve explosión?. ¿Se vigoriza la combustión?. Anote sus observaciones, informe el resultado.

RESULTADOS: Informe aquí el resultado obtenido.

CAUSAS DE ERROR: En caso de no haber obtenido el resultado esperado, proponga cuáles pueden haber sido las causas probables del error.

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué sucede cuando realiza la prueba del cerillo encendido?. ¿Por qué?.
2. ¿Qué reacciones son las que se llevan a cabo en el experimento?.

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

PRÁCTICA II

"ESTUDIO DE LOS COMPUESTOS HIDRÓGENO-OXIGENADOS"

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el estudiante realice la identificación y obtención del peróxido de hidrógeno, que experimente con algunas propiedades reductoras, con su descomposición catalítica y con el uso como blanqueador de telas.

INTRODUCCIÓN: El estudiante debe investigar acerca del peróxido de hidrógeno, obtención, usos, propiedades físicas y químicas.

MATERIAL Y REACTIVOS:

5 Tubos de ensayo de 18 x 150 mm	¹ H ₂ SO ₄ 2N
4 Pipetas de 5 mL	H ₂ O ₂ al 3%
1 Varilla de vidrio (agitador)	² Éter etílico
1 Tripié	CuO (polvo)
1 Soporte universal	K ₂ Cr ₂ O ₇ concentrado
2 Palillos largos	³ NH ₄ OH al 5%

1 Anillo de hierro

MnO₂ (polvo)

Tela de algodón de color fuerte

¹Reactivo agresivo que se maneja con cuidado, quema al contacto con piel.

²Disolvente inflamable, se debe mantener ventilada el área y apagados los mecheros.

³Reactivo tóxico, no se inhale directamente, mantenga ventilada el aula.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) REACCIÓN DE IDENTIFICACIÓN DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO:

En un tubo de ensayo se coloca 1 mL de peróxido de hidrógeno (H₂O₂) al 3%, con 1 mL de ácido sulfúrico (H₂SO₄) 2N. Se adiciona una cantidad de éter que forme una capa de aproximadamente medio centímetro de espesor. Se toma un agitador de vidrio limpio, se introduce en un frasco con solución de dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇) concentrado e inmediatamente se sumerge en el tubo con la mezcla. Observe si hay algún cambio en el color, anótelo, investigue qué sustancia se forma, saque lentamente la varilla, observe si permanece igual la coloración al pasar por la capa de éter. Informe en el resultado la ecuación de la reacción.

2) PROPIEDADES REDUCTORAS DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO:

A) En un tubo de ensayo se coloca 1 mL de solución concentrada de dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇), se agrega 1 mL de ácido sulfúrico (H₂SO₄)

2N y 1 mL de solución de peróxido de hidrógeno al 3% (sin agitar el contenido del tubo). Se acerca a la boca del tubo un palillo incandescente, se agita ligeramente el tubo. ¿Qué ocurre?. ¿Se favorece la combustión o no?. Anote lo que ocurre e informe la ecuación de la reacción en los resultados.

B) En un tubo de ensayo se vierte 2 mL de solución de peróxido de hidrógeno al 3%, se agrega 5 gotas de hidróxido de amonio al 5%, se adiciona una pizca de óxido de cobre (CuO). Observe. ¿Hay algún cambio?. ¿Aparece algún precipitado?. ¿Aparece alguna coloración?. Informe la ecuación de la reacción en los resultados.

3) DESCOMPOSICIÓN CATALÍTICA DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO:

¡ADVERTENCIA!: ANTES DE UTILIZAR EL DIÓXIDO DE MANGANESO, VERIFIQUE QUE ESTÉ EXENTO DE MATERIA ORGÁNICA, LLEVANDO A LA FLAMA UNA PEQUEÑA PORCIÓN DE ESTE REACTIVO EN LA PUNTA DE UNA ESPÁTULA, SI EXPLOTA ES QUE SÍ CONTIENE MATERIA ORGÁNICA, DE SER ASÍ, NO SE UTILICE EL REACTIVO.

En un tubo de ensayo se vierte 2 mL de peróxido de hidrógeno al 3% con una pequeña porción de dióxido de manganeso (MnO₂). Introduzca un palillo incandescente a la altura de la boca del tubo. Observe. ¿Se favorece o no la combustión?. Informe la ecuación de la reacción en los resultados.

4) BLANQUEO MEDIANTE EL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO:

En un tubo de ensayo se coloca una tira de tela de color fuerte con 1 mL de hidróxido de amonio al 5% y 2 mL de peróxido de hidrógeno al 3%; espere de 10 a 15 minutos y observe el cambio de color de la tela, investigue a qué se debe este fenómeno. Informe el resultado.

RESULTADOS: Informe aquí el resultado de cada experiencia

CAUSAS DE ERROR: En caso de no haber obtenido el resultado esperado en alguna experiencia, proponga cuáles pueden haber sido las causas probables del error.

CUESTIONARIO:

1. ¿Con qué fin se agrega NH_4OH en el inciso (B) de la experiencia 2 y en la experiencia 4?
2. A la vista de los resultados: ¿Qué deduce que se desprende en la experiencia 2?. ¿Que se desprende en la experiencia 3?.

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

PRÁCTICA III
ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 1
(METALES ALCALINOS: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el estudiante observe el comportamiento de algunos de estos metales frente al oxígeno y el agua, así como su coloración a la flama.

INTRODUCCIÓN: El estudiante debe investigar acerca de estos metales, sus propiedades químicas (comportamiento frente al agua, oxígeno, ácidos y otros reactivos). De manera especial debe investigar acerca del cuidado al manejarlos, las precauciones y riesgos.

MATERIAL Y REACTIVOS:

3 Tubos de ensayo	¹ Sodio metálico
4 Cápsulas de porcelana chicas	¹ Potasio metálico
2 Vidrios de reloj	Fenolftaleína (sol. alcohólica al 1%)
1 Alambre de platino	¹ HCl 1N
1 Piseta	Solución de cloruro de sodio 0.5N

Papel pH (0 - 14)

Solución de cloruro de potasio 0.5N

1 Gradilla

Solución de cloruro de litio 1N

1 Mechero

1 Vidrio de cobalto

1 Cuchillo o navaja afilada

1 Espátula

¹Reactivo agresivo que se maneja con cuidado, produce quemaduras graves en la piel.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

¡ADVERTENCIA!: LOS METALES DEL GRUPO 1 (ALCALINOS) SON ALTAMENTE REACTIVOS, SE DEBE EVITAR EL CONTACTO DIRECTO CON ELLOS (PIEL, MUCOSAS, ETC.).

1) REACCIÓN DE LOS METALES ALCALINOS CON EL AIRE Y EL AGUA.

A) Se saca con la espátula un pedacito (0.1 g aproximadamente) de sodio metálico del frasco con petrolato de sodio, en que se guarda. Se coloca sobre un papel filtro y se hace un corte con cuchillo o navaja afilada. Observe cómo se opaca la superficie metálica brillante del corte reciente. ¿A qué cree que se debe?.

Se corta un pedacito de metal, aproximadamente del tamaño de la cabeza de un cerillo, se deposita en una cápsula de porcelana con agua destilada y se cubre la cápsula con el vidrio de reloj. Observe la reacción enérgica que se lleva a cabo. Se agrega a la solución obtenida una gota de fenolftaleína. Observe si hay algún cambio en la solución. ¿Aparece color?. ¿Se precipita algún sólido?. ¿Se desprende algún gas?. ¿Qué indica el cambio?. Con un pedacito de papel indicador de pH humedecido en dicha solución tome el pH, infórmelo en los resultados.

B) Se hace un experimento análogo con potasio metálico y también se informan los resultados.

2) IDENTIFICACIÓN POR COLORACIÓN A LA FLAMA.

Para estas pruebas se requiere que el alambre de platino esté limpio y no dé coloración a la flama, lo cual se logra lavándolo al chorro de agua, después se lava con HCl 1N, se le lleva a la flama y no debe dar coloración; esto se hace antes y después de cada prueba. Se colocan en 3 tubos de ensayo 0.5 mL de las soluciones saturadas de cloruro de litio, de sodio y de potasio, respectivamente. Se tome el alambre de platino, se humedece en la solución de sal de litio, se lleva a la parte exterior de la flama (zona de oxidación), observe la coloración característica, se repite el procedimiento con las soluciones de sodio y potasio, ésta última requiere ser observada a

través de un vidrio de cobalto. Anote como resultado, en forma de lista, las distintas coloraciones a la flama.

RESULTADOS: Informe aquí el resultado de cada experiencia

CAUSAS DE ERROR: En caso de no haber obtenido el resultado esperado en alguna experiencia, proponga cuáles pueden haber sido las causas probables del error.

CUESTIONARIO:

1. Escriba las ecuaciones de las reacciones del sodio y el potasio metálicos con el oxígeno del aire.
2. ¿Cuál de los dos metales es el que se oxida con mayor facilidad?. ¿Por qué?.
3. Escriba la reacción del sodio con el agua.
4. Escriba la reacción del potasio con el agua.

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

PRÁCTICA IV

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 11

(GRUPO DEL COBRE: Cu, Ag, Au)

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el estudiante observe el comportamiento de estos metales frente al oxígeno, ácidos y álcalis. Que obtenga óxidos. Que observe algunas propiedades importantes del ion cúprico, así como las propiedades reductoras del metal cobre.

INTRODUCCIÓN: El alumno debe investigar lo relacionado con estos metales, sus propiedades químicas, los iones de la plata y el oro, sus propiedades oxidantes y polarizantes, sus óxidos e hidróxidos, su capacidad para formar complejos y la poca reacción del oxígeno del aire sobre el cobre, la plata y el oro.

MATERIAL Y REACTIVOS:

9 Tubos de ensayo 18x150 mm	¹ H ₂ SO ₄ concentrado y 1N
1 Gradilla	¹ NaOH 2N
2 Vasos de precipitados de 25 mL	² AgNO ₃ 0.1N
1 Pinza para crisol	² CuSO ₄ 0.5N

Parrilla eléctrica	¹ HCl al 6%
1 Piseta	Solución Fehling I y II
1 Lija de cartón	Solución de glucosa al 2%
Papel pH (0-14)	³ Alcohol etílico
Pinza para tubo de ensayo	KI 0.5N
1 Mechero	¹ HNO ₃ concentrado y al 15%
Alambre de platino	Alambre de cobre delgado
Papel almidón	CuCl ₂ 1N
10 Pipetas de 5 mL	

¹Reactivos agresivos que se manejan con cuidado, producen quemaduras graves al contacto con la piel.

²Reactivo contaminante, úsese en pequeñas cantidades.

³Disolvente inflamable, se debe mantener ventilada el área y apagados los mecheros.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) PROPIEDADES REDUCTORAS DEL COBRE.

¡ADVERTENCIA! TRABAJAR ESTOS EXPERIMENTOS EN LA CAMPANA DE EXTRACCIÓN, AL CALENTAR UTILICE LA PARRILLA ELÉCTRICA Y CON LA AYUDA DE PINZAS.

A) Se coloca por separado en dos vasos de precipitados de 25 mL, dos pedacitos de alambre de cobre limpios (se limpian con la lija), en un vaso se agrega 0.5 mL de solución de ácido sulfúrico 1N, observe la reacción en frío y luego caliente el vaso con el contenido sobre la parrilla eléctrica; en el segundo vaso se coloca 0.5 mL de ácido sulfúrico concentrado, observe la reacción en frío y después en caliente, anote sus observaciones de cómo reaccionan en cada caso. ¿Hay alguna diferencia en el resultado cuando se utiliza el ácido diluido 1N y cuando es concentrado?. ¿Hay alguna diferencia cuando reaccionan en frío y cuando se calienta el vaso?. Si la hay explique brevemente a qué se debe. Informe los resultados observados.

B) Se realiza una prueba similar a la anterior, ahora con ácido nítrico al 15% y concentrado, en frío y en caliente. Observe cada vaso: ¿Hay algún cambio?. ¿Cambia de color?. ¿Se desprende algún gas?.

C) Se sujeta con una pinza para crisol el extremo largo de un alambre de cobre en espiral y se calienta en el cono exterior de la flama del mechero. Observe el color inicial y final del cobre expuesto a la flama. Explique a qué se debe al cambio de color. Informe ambos colores en los resultados y escriba la ecuación de la reacción.

2) ACCIÓN DE LOS ÁLCALIS SOBRE LAS SALES DE COBRE Y PLATA.

En un tubo de ensayo se vierte 2 mL de solución de cloruro cúprico (CuCl_2 1N), se agrega 2 mL de NaOH 2N. Observe: ¿Hay algún cambio?. ¿Cambia

de color?. ¿Aparece precipitado?. Escriba la ecuación de la reacción, infórmela. Se vacía el precipitado de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ en 4 tubos de ensayo para la siguiente prueba.

Se calienta uno de los tubos, observe y describa si hay algún cambio: ¿Se precipita más?. ¿Cambia de color?. ¿Desprende algún gas?.

El precipitado del segundo tubo se trata con la solución de un ácido (0.5 mL de HCl al 6%), observe si hay algún cambio: ¿Se precipita más?. ¿Cambia de color?. ¿Se desprende algún gas?.

Al tercer tubo se adiciona 0.5 mL de solución 2N de NaOH, se agita enérgicamente. Observe: ¿Se precipita más?. ¿Cambia de color?. ¿Se desprende algún gas?. Posteriormente se deja en reposo para que se deposite el precipitado.

El cuarto tubo con el precipitado de hidróxido cúprico se guarda para el experimento 4(A) de la siguiente práctica.

En otro tubo se coloca 0.5 mL de nitrato de plata 0.1N, se agrega 0.5 mL de NaOH 2N, se realiza la prueba que se hizo al cobre. Observe e informe los resultados.

3) OBTENCIÓN DE ÓXIDO CUPROSO.

Se mezcla en un tubo de ensayo 1.5 mL de cada una de las soluciones de Fehling I y II, con un volumen igual de solución de glucosa al 1%, se hierve

la mezcla, al principio se forma un precipitado amarillo de hidróxido cuproso (CuOH) que, al seguir hirviendo, se transforma en un precipitado rojo de óxido cuproso (Cu_2O).

4) OBTENCIÓN DE ÓXIDO CÚPRICO Y SUS PROPIEDADES OXIDANTES.

Se hace una espiral de alambre de cobre enrollándolo en un lápiz o pluma; ya formado el rollo de alambre se toma con una pinza para crisol y se calienta en la zona oxidante del mechero, observando la formación de óxido cúprico negro (CuO); se sumerge el rollo así calentado en el tubo de ensayo que contiene 3 mL de alcohol etílico, se procede a oler rápidamente el tubo cuando se introduce el alambre caliente para deducir por el aroma el producto formado (acetaldehído). Investigue y escriba la ecuación de la reacción en la sección de resultados.

5) PROPIEDADES OXIDANTES DEL ION CÚPRICO Cu^{++} .

En un tubo de ensayo, se coloca 0.5 mL de la solución de sulfato cúprico 0.5N, se agrega 0.5 mL de una solución de yoduro de potasio 0.5N. Observe si aparece algún precipitado, escriba la ecuación de la reacción, debe dar un precipitado blanco de yoduro cúprico (CuI_2); observe si la solución se vuelve amarilla, esto es debido a la formación del yodo libre; se ensaya la solución

amarilla en papel almidón adicionando al papel 10 gotas de dicha solución y observando si aparece coloración azul, esta prueba del papel almidón se usa para demostrar la presencia de yodo.

RESULTADOS: Informe aquí los resultados obtenidos.

CAUSAS DE ERROR: Mencione aquí las causas probables que originaron no haber obtenido el resultado esperado.

CUESTIONARIO:

1. ¿Cuál es la finalidad de usar el ácido diluido o concentrado, frío o caliente en la experiencia 1?
2. Escriba la ecuación de la reacción 1(C).
3. Escriba la ecuación de la reacción del NaOH con la plata y con el cobre en el paso 2.

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

PRÁCTICA V
ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 11
(SEGUNDA PARTE)

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el alumno realice pruebas con estos metales como el plateado del vidrio, obtención de sulfuros, de halogenuros, de complejos de cobre y plata; y que observe su coloración a la flama.

INTRODUCCIÓN: El alumno debe investigar en la bibliografía acerca de las propiedades de estos elementos y sus compuestos, sus reacciones características como es el plateado en presencia de carbohidratos, los compuestos complejos de cobre y plata, los halogenuros y los sulfuros de plata y cobre.

MATERIAL Y REACTIVOS:

11 Tubos de ensayo 18 x 150 mm	¹ AgNO ₃ 1N y al 10%
5 Pipetas de 5 mL	² NH ₄ OH 10%
1 Gradilla para tubos	NaCl 2N
1 Baño María	³ HCl concentrado y 1N

1 Rejilla con asbesto	Tioacetamida al 10%
1 Tripié	³ HNO ₃ concentrado
1 Alambre de platino	Glucosa 2%
1 Soporte con anillo de fierro	KBr 0.5N
1 Mechero	KI 0.5N
1 Embudo con papel filtro	CuCl ₂ 1N
	Na ₂ S ₂ O ₃ 1N
	³ NaOH 1%

¹Reactivo contaminante, manéjese en pequeña cantidad.

²Reactivo tóxico, no se inhale directamente, mantenga ventilada el aula.

³Reactivos agresivos que se manejan con cuidado, producen quemaduras graves al contacto con la piel.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) PLATEADO DEL VIDRIO:

Se mezcla en un tubo de ensayo 0.5 mL de solución de nitrato de plata (AgNO₃ 10%) con 0.5 mL de NaOH al 1%. Observe: ¿Aparece precipitado?. ¿Cambia de color?. ¿Se desprende algún gas?. ¿Qué sustancia se obtiene?. A continuación, se adiciona 0.5 mL de hidróxido de amonio al 10%. Observe: ¿Se precipita?. Al resultado obtenido se agrega 1 mL de solución de glucosa al 2%, se coloca el tubo dentro de un baño María que se

encuentre a 60°C, se deja así durante 15 minutos, después de lo cual, observe lo ocurrido en el tubo: ¿Hubo algún cambio?. Debe observarse un “espejo de plata” característico de la reacción de este metal con carbohidratos, informe el resultado.

2) HALOGENUROS DE PLATA:

En 3 tubos de ensayo se coloca 0.5 mL de nitrato de plata (AgNO_3) 1N en cada uno. A continuación se agrega a un tubo 0.5 mL de NaCl 2N, a otro 0.5 mL de KBr 0.5N y al tercero 0.5 mL de KI 0.5N. Observe: ¿Hubo cambio?. ¿Aparece precipitado?. ¿Color?. ¿Gas?. En caso de formarse precipitados informe sus respectivos colores; así como las ecuaciones de las reacciones producidas en cada tubo. A continuación se procede a filtrar el precipitado de bromuro de plata y el de yoduro de plata, se extienden los filtros con los precipitados y se exponen a la luz, después de 15 a 20 minutos se debe observar si dichos precipitados: ¿Permanecen igual?. ¿Hubo algún cambio?. Si observa algún oscurecimiento de los precipitados investigue a qué se debe (reacción fotoquímica). El precipitado de cloruro de plata se guarda para la experiencia 4 inciso (B).

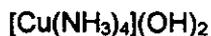
3) SULFUROS DE COBRE Y DE PLATA:

¡ADVERTENCIA! SE DEBE TENER PRECAUCIÓN CON LOS VAPORES DE ÁCIDO SULFHÍDRICO (H_2S), ES TAN TÓXICO COMO EL ÁCIDO CIANHÍDRICO (HCN). EL ÁREA DEBE ESTAR BIEN VENTILADA.

Proceda a *sulfhidrar* en 2 tubos con 1 mL de tioacetamida, a uno se adiciona 1 mL de CuCl_2 1N y al otro 1 mL de AgNO_3 1N, para obtener por reacción de intercambio el sulfuro de cobre y el sulfuro de plata. Observe lo que resulta: ¿Aparece precipitado?. ¿Aparece color?. ¿Se desprende algún gas?. Informe las ecuaciones de las reacciones correspondientes. Se distribuye en partes iguales el contenido de cada tubo de manera que obtenga 3 tubos con sulfuro de cobre y 2 con sulfuro de plata. Antes de continuar, se reserva un tubo con sulfuro de cobre para la experiencia 5. En los cuatro tubos que quedaron; se agrega 0.5 mL de HCl concentrado en uno de cada par, y 0.5 mL de HNO_3 concentrado a los dos restantes. Observe: ¿Hubo algún cambio?. ¿Se precipita?. ¿Se colorea?. ¿Se desprende gas?. Anote sus observaciones e infórmelas al igual que las ecuaciones correspondientes.

4) COMPUESTOS COMPLEJOS DE COBRE Y PLATA:

A) Al precipitado de hidróxido de cobre que guardó en la prueba 2 de la práctica anterior, se le agrega 1 mL de solución de hidróxido de amonio (NH_4OH) 10%. Observe lo que pasa con el precipitado y anote el color de la solución obtenida, informe la ecuación, el producto de la reacción es:



B) Se agita el tubo con el precipitado de cloruro de plata proveniente de la experiencia 2 de esta práctica, se distribuye el contenido en 2 tubos; en uno

se agrega 0.5 mL de NH_4OH al 10%. Observe lo que sucede, informe la ecuación, el producto es:



En el otro tubo se adiciona 0.5 mL de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 1N). Observe y anote los cambios ocurridos, informe la ecuación.

5) COLORACIÓN A LA FLAMA POR LAS SALES DE COBRE:

Para realizar esta experiencia, se debe verificar que el alambre de platino esté limpio y no dé coloración a la flama antes de cada prueba, para lo cual se debe lavar al chorro de agua, posteriormente con HCl 1N, a continuación se lleva a la parte incolora de la flama; este procedimiento se realiza las veces que sea necesario hasta que no coloree la flama.

Se lleva a la flama el alambre de platino impregnado de solución de cloruro de cobre (CuCl_2 1N). Se realiza la misma prueba a la solución de sulfuro de cobre de la experiencia 3 de esta práctica.

RESULTADOS: Coloque aquí sus resultados en forma de lista.

CAUSAS DE ERROR: Mencione aquí las causas probables que originaron no haber obtenido el resultado esperado.

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

PRÁCTICA VI

ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 2

(METALES ALCALINOTÉRREOS: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el estudiante lleve a cabo ensayos de algunos de estos elementos con agua, ácidos, oxígeno y oxidantes. Que obtenga óxidos. Que obtenga algunas sales importantes y que observe la coloración a la flama de estos elementos.

INTRODUCCIÓN: El estudiante debe investigar las propiedades de estos metales, tales como sus propiedades reductoras; sus óxidos, sulfatos, las coloraciones que dan a la flama. Así como los riesgos al manipularlos y las precauciones que se deben tener.

MATERIAL Y REACTIVOS:

9 Tubos de ensayo 18x150 mm	Solución de fenolftaleína al 1%
5 Pipetas graduadas de 5 mL	¹ Sol. saturada de sulfato de estroncio
1 Lima de cartón para uñas	¹ Virutas de magnesio
Papel filtro	¹ Virutas de calcio

1 Embudo de vidrio	Agua de la llave
1 Pinza para tubo de ensayo	² NaOH 2N
1 Soporte universal	Anaranjado de metilo al 1%
1 Mechero	Agua destilada
1 Cápsula de porcelana	² HCl conc., 1N y valorado 0.1N
1 Pipeta volumétrica de 10 mL	Mezcla alcalina (volúmenes iguales de NaOH 0.1N y Na ₂ CO ₃ 0.1N)
1 Piseta	² H ₂ SO ₄ concentrado y 2N
1 Gotero	³ Sulfato de amonio saturado
1 Alambre de platino	Cloruro de magnesio al 5%
1 Tela de alambre con asbesto	Solución de cloruro de bario al 5%
1 Tripié	Solución de cloruro de calcio al 5%
Gis	¹ Cloruro de estroncio al 5%
	Agua de cal (Ca(OH) ₂)

¹Reactivos contaminantes, que se usan en pequeña cantidad.

² Reactivos agresivos que se manejan con cuidado, producen quemaduras graves al contacto con la piel o con los ojos.

³Reactivo tóxico, no se inhale, mantenga ventilada el área.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) PROPIEDADES REDUCTORAS DEL MAGNESIO Y CALCIO.

A) Se toma un pedacito de viruta de magnesio y otro de calcio, se limpian con una lima, se colocan en un tubo para cada uno, se les agrega 1 mL de agua destilada. Se observan los tubos, si no hay reacción aparente, se calientan. Observe si aparece algún cambio: ¿Cambia de color?. ¿Permanece igual?. ¿Se desprenden burbujas de gas?. Anótelo. Se realiza otra prueba pero con 0.5 mL de HCl 0.1N en lugar de agua destilada. Observe si aparece algún cambio, el resultado infórmelo.

B) Se examina atentamente la superficie del magnesio y calcio metálico y se retira por medio de una lima la capa superior del metal. ¿Qué observa?. ¿Observa alguna diferencia entre la superficie limada y la que no limó?. Se toma con una pinza los pedacitos del metal limpios, se calienta uno a uno en la flama del mechero, se guarda el producto de oxidación del magnesio para el paso 2(B).

2) ÓXIDOS DE LOS METALES.

A) Se toma con una pinza un pedacito de gis y se calcina durante 3 a 5 minutos en la flama del mechero. Una vez enfriado dicho producto, se

humedece el pedacito calcinado, agregando gota a gota tal cantidad de agua destilada con la que se absorba totalmente el óxido de calcio. Se mezcla el producto obtenido con un poco de agua destilada en la cápsula de porcelana y se adiciona una gota de solución alcohólica de fenolftaleína al 1%. ¿Qué se observa al agregar el agua al CaO?. ¿Observa algún cambio?. De ser así, investigue la causa e informe en los resultados. ¿Por qué hay coloración al agregar fenolftaleína?.

B) Se trata el polvo blanco del óxido de magnesio obtenido en el paso 1(B) en un tubo de ensayo con 1 mL de agua destilada y se adicionan 2 gotas de fenolftaleína. Observe la intensidad del color, caliente la solución, observe: ¿Se hace más intenso el color?.

3) SULFATOS DE LOS METALES.

A) En cuatro tubos de ensayo se vierte 0.5 mL de H_2SO_4 2N en cada uno, a continuación se adiciona respectivamente 0.5 mL de las soluciones de los cloruros de magnesio, calcio, estroncio y bario. Observe si aparecen precipitados, anote cuál de las sales precipitó.

B) Se vierten en dos tubos de ensayo separadamente, 0.5 mL de cloruro de estroncio y de cloruro de calcio, se adiciona en cada uno unas gotas de

solución saturada de sulfato de amonio hasta formación de precipitado, posteriormente se adiciona un exceso (cinco gotas más) de reactivo (sulfato de amonio). Observe: ¿Permanecen igual ambos tubos?. El precipitado de CaSO_4 desaparece debido a la formación del complejo soluble de $(\text{NH}_4)_2(\text{Ca}(\text{SO}_4)_2)$.

4) REACCIONES SECAS.

Antes de cada prueba, se debe cerciorar de que el alambre de platino esté limpio y no dé coloración a la flama; el alambre se lava con agua y después con HCl 1N las veces que sea necesario hasta que no coloree la flama. Con el alambre de platino humedecido en la solución de cloruro de magnesio se procede a observar la coloración que produce al introducirlo en la zona externa de la flama, se realiza la misma prueba con las soluciones al 5% de cloruro de calcio, cloruro de estroncio, y cloruro de bario, observando el color que imprime cada uno a la flama, informe en forma de lista los resultados.

RESULTADOS: Coloque aquí sus resultados en forma de lista.

CAUSAS DE ERROR: Mencione aquí las causas probables que originaron no haber obtenido el resultado esperado.

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué se observa cuando se lima la superficie de los metales en la experiencia 1?
2. ¿Qué se observa cuando se agrega agua al CaO en la experiencia 2(A)?
3. ¿Por qué hay coloración al agregar fenolftaleína en el mismo caso?
4. ¿Se forman precipitados en la experiencia 3(A)?
5. ¿Aparece precipitado en la experiencia 3(B)? ¿Por qué?
6. ¿Cuáles sales dan coloración a la flama? ¿De qué color?

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

PRÁCTICA VII
ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 12
(ZINC, CADMIO Y MERCURIO)

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el estudiante observe y compruebe experimentalmente las propiedades reductoras de los elementos del Grupo 12, que obtenga hidróxidos, sulfuros, así como la calcinación de los óxidos de los metales de este grupo.

INTRODUCCIÓN:

El estudiante debe investigar acerca de la naturaleza de estos elementos, su analogía con los elementos alcalinotérreos y las diferencias entre ambos, que dan lugar a que sus propiedades químicas varíen un poco, como es la disminución de sus propiedades reductoras y el aumento en la disponibilidad a formar complejos. También acerca de los riesgos y precauciones al manejarlos.

MATERIAL Y REACTIVOS:

17 Tubos de ensayo 25x150 mm	Zinc en polvo
1 Gradilla	Agua destilada

1 Vaso de precipitados de 250 mL	¹ HCl 2N
1 Cápsula de porcelana	¹ Solución de NaOH al 30%
1 Mechero	² Mercurio metálico
1 Soporte universal	¹ HNO ₃ concentrado
1 Pinza universal	¹ H ₂ SO ₄ 2N
1 Anillo de fierro	² KMnO ₄ 0.05N
1 Tela de alambre con asbesto	² Amalgama de sodio
1 Pinza para crisol	² ZnCl ₂ 0.5N
1 Tripié	² CdCl ₂ 0.5N
1 Triángulo de porcelana	² Nitrato mercúrico (Hg(NO ₃) ₂) 0.2N
1 Pinza para tubo de ensayo	² Nitrato mercurioso (Hg ₂ (NO ₃) ₂) 1N
1 Piseta	² Óxido de zinc sólido
5 Pipetas de 5 mL	² Óxido de cadmio sólido
1 Gotero especial para mercurio	² Óxido mercúrico sólido
Papel filtro	³ Sulfuro de amonio 2N
1 Moneda de cobre o de bronce	² SnCl ₂ al 20%

Palillos

¹ Reactivos agresivos que se manejan con cuidado, producen quemaduras graves al contacto con la piel, o los ojos. Se recomienda usar anteojos de seguridad.

² Reactivos contaminantes, que se usan en pequeña cantidad.

³ Reactivo tóxico.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) PROPIEDADES REDUCTORAS DE LOS METALES.

¡ADVERTENCIA!: SE TRABAJA EN LA CAMPANA DE EXTRACCIÓN.

A) Se preparan tres tubos de ensayo con una granalla de zinc en cada uno, al primero se agrega 0.5 mL de agua destilada, al segundo 0.5 mL del HCl 2N, al tercero 0.5 mL de una solución de NaOH al 30%; se calientan suavemente los tubos. Observe en cada uno si aparece algún cambio en el color; si desprende algún gas o si se precipita, anote sus observaciones e informe en los resultados.

B) **Esta operación se lleva a cabo sobre una bandeja, cuidando que no caigan gotas a la mesa o en el suelo, dentro de la campana.** Se coloca en tres tubos de ensayo, 1 gota de mercurio metálico, se agrega 1 mL de agua destilada a un tubo, al otro tubo se adiciona 1 mL de HCl 2N, al tercer tubo 1 mL de ácido nítrico concentrado. Observe atentamente el resultado en cada uno de los casos. Se procede a calentar con cuidado uno a uno cada tubo, observando si al calentar el resultado es distinto o se comportan igual. ¿Cambian de color?. ¿Es más rápida la reacción si se calienta el tubo?. Anote sus observaciones e informe los resultados. Se enjuagan los residuos del mercurio metálico sin reaccionar, con agua, se secan con papel

absorbente, a continuación se procede a vaciarlos en el recipiente dispuesto por el laboratorista (posteriormente se purifican y se vuelven a utilizar).

2) PROPIEDADES REDUCTORAS DE LA AMALGAMA DE SODIO.

Se vierte en un tubo de ensayo 2 mL de ácido sulfúrico 2N y 1 gota de permanganato de potasio 0.05N, se agita y se distribuye en dos tubos; en uno se adiciona un trocito de la amalgama. Observe si hay algún cambio: ¿Se precipita?, ¿Cambia de color?, ¿Se desprende algún gas?, ¿A qué cree que se deba?. Terminada la reacción, se compara el color de la solución de este tubo con el otro. Informe el resultado.

3) OBTENCIÓN DE HIDRÓXIDOS.

En 4 tubos de ensayo se vierte respectivamente 0.5 mL de cloruro de zinc 0.5N, 0.5 mL de cloruro de cadmio 0.5N, 0.5 mL de nitrato mercúrico 0.2N y 0.5 mL de nitrato mercurioso 1N, a todos se agrega 4 gotas de NaOH al 30%. Observe. Deben aparecer precipitados en cada tubo, a los cuales se adiciona un exceso de álcali, es decir, 4 gotas más de NaOH al 30%, (de no aparecer el precipitado característico, repita la operación). Observe. ¿Aparece precipitado?. Escriba la ecuación de la reacción de cada tubo anotando el color del precipitado, infórmelo en los resultados.

4) CALCINACIÓN DE LOS ÓXIDOS.

A) Se coloca sobre una cápsula de porcelana una pizca de óxido de zinc, se toma con una pinza, se procede a calentarla a incandescencia a la flama del mechero. Observe si hay algún cambio de coloración.

B) Se realiza un experimento análogo con el óxido de cadmio.

C) Se coloca en un tubo 0.5 g de óxido mercúrico, se sujeta al soporte con una pinza y se calienta con el mechero. Observe atentamente lo que ocurre: ¿Se funde?, ¿Permanece igual?, ¿Cambia de color?, ¿Se desprende algún gas?. Se verifica que el tubo contenga oxígeno (acercando un palillo con un extremo prendido como brasa) y en sus paredes gotas de mercurio y anote sus observaciones.

5) OBTENCIÓN Y PROPIEDADES DE LOS SULFUROS.

En tres tubos de ensayo se coloca respectivamente 0.5 mL de cloruro de zinc 0.5N, 0.5 mL de cloruro de cadmio 0.5N y 0.5 mL de nitrato mercúrico 0.2N, se agrega en cada uno 0.5 mL de sulfuro de amonio 2N, (obteniendo así los precipitados de los correspondientes sulfuros). Observe su coloración y agregue 0.5 mL de HCl 2N, anotando cómo actúa sobre cada uno, informe los resultados.

6) PROPIEDADES OXIDANTES DE LAS SALES DE MERCURIO:

A) Se coloca sobre una moneda de cobre o bronce una gota de solución de una sal de mercurio, se dejan pasar 2 o 3 minutos, se lava la solución de la

moneda y se frota la mancha gris que queda en la moneda con un pedazo de papel filtro, anote lo que sucede. ¿Permanece igual?. ¿Cambia de aspecto?. Escriba la ecuación de la reacción.

RESULTADOS: Coloque aquí sus resultados en forma de lista.

CAUSAS DE ERROR: Mencione aquí las causas probables que originaron no haber obtenido el resultado esperado en cada experiencia.

CUESTIONARIO:

1. ¿Cómo se comporta el cadmio con respecto al zinc en el paso 1(A)?.
2. ¿Qué sucede con el precipitado de $Zn(OH)_2$ en el paso 3?.
3. ¿Cuál es la diferencia entre los precipitados de zinc, cadmio y mercurio?.
4. ¿Cambia el color del óxido de zinc cuando se enfría después de calcinarlo en la experiencia 4?.
5. ¿Se descompone el óxido de mercurio al calentarlo?. ¿Por qué?.
6. Explicar el comportamiento de los sulfuros de los metales estudiados al reaccionar con HCl.

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

PRÁCTICA VIII
ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 13
(METALES TÉRREOS: B, Al, Ga, In, Tl)

OBJETIVO:

El objetivo de la práctica es que el estudiante establezca la diferencia del boro con los otros elementos del Grupo, así como el estudio del anhídrido bórico, el ácido y las sales del boro.

INTRODUCCIÓN: El estudiante debe investigar acerca de los elementos del Grupo 13: boro, aluminio, galio, indio y talio, todos los cuales son *metales* excepción hecha del boro que se comporta como *no-metal*. Así como los riesgos y precauciones que se deben tener en cuenta al manejarlos.

MATERIAL Y REACTIVOS:

1 Vaso de precipitados de 100 mL	¹ Na ₂ B ₄ O ₇ (bórax anhidro)
1 Mechero	² Alcohol metílico o etílico
2 Embudos de vidrio	Agua destilada
1 Tripié	³ NaOH al 30%
1 Tela de alambre con asbesto	³ H ₂ SO ₄ concentrado

1 Termómetro de -20 a 150°C

³HCl al 50%

1 Balanza granataria

Baño de hielo (en un cristizador)

1 Tubo de ensayo de 25 x 150 mm

Papel cúrcuma (amarillo)

Papel pH (0-14)

1 Píseta

1 Agitador de vidrio

1 Cápsula de porcelana

Papel filtro

5 Pipetas de 10 mL

¹ Reactivos contaminantes, que se usan en pequeña cantidad.

² Disolvente inflamable, se debe mantener ventilada el área y apagados los mecheros.

³ Reactivos agresivos que se manejan con cuidado, producen quemaduras graves al contacto con la piel o los ojos.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) OBTENCIÓN DE ÁCIDO BÓRICO.

Se pesan 2 g de tetraborato de sodio (bórax anhidro) y se colocan en un vaso de precipitados de 100 mL; se agregan 10 mL de agua destilada y se

calienta a fuego débil (no deje que hierva), hasta la completa disolución del bórax, si la solución queda turbia, se filtra, se toma el pH final, se anota y se informa en la sección de resultados.

Se calienta la solución entre 80 y 90°C, se adiciona gradualmente una solución de HCl 1:1, hasta completar 6 mL, se toma el pH, se anota y se informa en los resultados. Se deja enfriar el vaso con la solución hasta temperatura ambiente, después se coloca en un baño de hielo (en un cristizador coloque hielo suficiente), se deja así el tiempo necesario para que se formen los cristales. Posteriormente se procede a filtrar con ayuda de un embudo y de un papel filtro, se recibe el líquido filtrado en un tubo de ensayo y se guarda para el paso 2.

2) REACCIÓN DE IDENTIFICACIÓN DEL ÁCIDO BÓRICO.

A) Se coloca sobre el papel de cúrcuma (amarillo pasa a rojo), por medio de una varilla de vidrio, una gota de solución de ácido bórico obtenido en el paso 1, se agrega una gota de HCl 1:1 y se seca sobre la flama del mechero, colocando el papel cerca del calor de la flama, con la ayuda de un tripié y tela de alambre con asbesto, se anota el color de la mancha, se humedece la mancha con una gota de solución de NaOH al 30% y se anota el cambio de color.

B) BAJO LA CAMPANA DE EXTRACCIÓN, deje evaporar a sequedad en una cápsula de porcelana 2 mL de solución de ácido bórico obtenido en el

paso 1. Deje enfriar la cápsula, proceda a humedecer los cristales con 2 gotas de H_2SO_4 concentrado; **antes de utilizar el alcohol, apague los mecheros**, agregue 2 mL de alcohol metílico o etílico y remueva minuciosamente la mezcla. Con cuidado proceda a encender la solución alcohólica y observe la coloración de la flama (borato de metilo o etilo), anote e informe estos resultados.

RESULTADOS: Coloque aquí sus resultados en forma de lista.

CAUSAS DE ERROR: Mencione aquí las causas probables que originaron no haber obtenido el resultado esperado en cada experiencia.

CUESTIONARIO:

1. ¿Por qué es importante tomar el pH a la solución después de agregar HCl en el paso 1?
2. ¿De qué color es la mancha del papel cúrcuma?. ¿Cambia al agregar la gota de NaOH?. ¿A qué color cambia?. ¿Por qué?.

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

PRÁCTICA IX
ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 13
(SEGUNDA PARTE)

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el estudiante obtenga perlas de bórax y que observe el comportamiento del aluminio

INTRODUCCIÓN: El estudiante debe investigar las propiedades físicas y químicas del boro y el aluminio, así como los riesgos y precauciones al trabajar con ellos.

MATERIAL Y REACTIVOS:

1 Mechero	$^1\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ (bórax anhidro)
1 Asa con alambre de platino	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ sólido
1 Escalímetro	Alambre de aluminio
Piseta con agua destilada	$^1\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ 0.2N
Papel filtro	$^2\text{HNO}_3$ concentrado
1 Lima de cartón para uñas	Virutas de aluminio
3 Vasos de precipitados de 50 mL	
2 Tubos de ensayo de 18 x 150 mm	

1 Pipeta graduada de 5 mL

¹ Reactivo contaminante, que se usa en pequeña cantidad.

² Reactivo agresivo que se maneja con cuidado, produce quemaduras graves al contacto con la piel o los ojos.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) OBTENCIÓN DE PERLAS DE BÓRAX.

Se toma el alambre de platino, se lleva a la zona oxidante de la flama del mechero, se procede a calentar a incandescencia un extremo del alambre, con el mismo extremo se tocan los cristales de bórax, se introducen en la flama reductora. Observe que al principio se dilata hasta fundirse, a continuación se forma la perla, la cual es incolora y transparente, de aproximadamente 1.5 mm de diámetro. Se humedece con agua la perla sujeta al alambre, se toca con ella los cristales de nitrato de cobre y se calienta en la flama oxidante hasta que la perla se ponga otra vez transparente. Se deja enfriar por unos 5 minutos observando detenidamente el cambio en la coloración de la perla. Se introduce la perla en la zona reductora de la flama y se calienta 5 minutos. Se enfría la perla inicialmente en el sector frío de la flama y después al aire, observando su coloración, informe el resultado.

2) COMPORTAMIENTO DEL ALUMINIO ANTE LA ACCIÓN DEL AIRE Y EL AGUA.

A) Se limpia un alambre de aluminio de 6 cm de longitud con una lima para uñas, se dobla el alambre formando un ángulo de 30°, se introduce en un vaso con agua destilada. Se observa durante 5 minutos. ¿Hubo algún cambio?. ¿Permanece igual?. Anote sus observaciones.

B) En un tubo con 2.5 mL de nitrato mercúrico 0.2N, se sumerge durante 2 minutos un extremo del alambre de aluminio empleado en el paso 2(A), después se frota con un trozo de papel filtro, se introduce el extremo reaccionado en un vaso con agua. Observe el desprendimiento del hidrógeno en forma de burbujas dentro del agua y la oxidación del aluminio en el aire. Escriba estas ecuaciones en la lista de resultados.

3) PASIVACIÓN DEL ALUMINIO.

Se introduce en un tubo de ensayo que contenga 1 mL de ácido nítrico concentrado, una viruta de aluminio, se deja 4 minutos. Observe si aparecen cambios o si permanece igual, anote sus observaciones. Posteriormente se vacía cuidadosamente el ácido en otro vaso, el metal se lava con agua destilada muy cuidadosamente sin agitar ni sacudir y se guarda para la siguiente práctica.

RESULTADOS:

CAUSAS DE ERROR:

CUESTIONARIO:

1. ¿Tiene lugar desprendimiento de hidrógeno en el paso 2(A)? ¿Por qué?
2. En el paso 2(B) se desprende hidrógeno. ¿Por qué?

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

PRÁCTICA X
ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 13
(TERCERA PARTE)

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el estudiante observe el comportamiento del aluminio realizando algunas pruebas características de este elemento.

INTRODUCCIÓN: El estudiante debe investigar acerca de las reacciones características del aluminio, así como los riesgos y precauciones que se deben tomar al emplearlo.

MATERIAL Y REACTIVOS:

5 Tubos de ensayo	¹ HCl concentrado, al 50% y 2N
1 Gradilla	¹ HNO ₃
1 Mechero	Aluminio virutas y polvo
1 Tripié	Aluminio de la práctica anterior
1 Tela de alambre con asbesto	² NH ₄ OH al 10%
1 Embudo	¹ NaOH al 30%
Balanza granataria	Aluminato de sodio (NaAlO ₂) al 10%

3 Vasos de precipitados de 50 mL	$^2\text{NH}_4\text{Cl}$ solución saturada
Piseta con agua destilada	Azufre en polvo
7 Pipetas de 5 mL	Cinta de magnesio
Papel filtro	Papel de plomo
Cerillos	Violeta de metilo al 0.05%
	Al Cl_3 0.5N

¹Reactivo agresivo que se maneja con cuidado, produce quemaduras graves al contacto con la piel o los ojos.

²Reactivo tóxico, no se inhale, mantenga ventilada el área.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) COMPORTAMIENTO DEL ALUMINIO FRENTE A LOS ÁCIDOS Y ÁLCALIS.

¡ADVERTENCIA!: SE TRABAJA EN LA CAMPANA.

A) Se vierte en dos tubos 1 mL de ácido clorhídrico concentrado, se coloca en uno de ellos la viruta de aluminio corriente y en el otro la viruta con la superficie pasiva procedente del paso 3 de la práctica anterior. Observe lo que ocurre. ¿Hay algún cambio?. ¿En el color?. ¿Permanece igual?. ¿Se desprende gas?. Anote e informe.

B) En un vaso, se coloca una pequeña porción de virutas de aluminio no pasivado, se agrega 1 mL de ácido nítrico concentrado. Observe: ¿Hay

algún cambio?. ¿Permanece igual?. Se procede a calentar en una parrilla. Observe si hay cambios cuando aparece la ebullición: ¿Se desprende gas?. ¿Aparece algún color?. Informe este resultado.

C) Se coloca una pequeña porción de aluminio corriente en un vaso, se agrega 1 mL de NaOH al 30%, a continuación en una parrilla se aplica un calentamiento débil. Observe. ¿Hay algún cambio?. ¿Se desprende algún gas?. ¿Tiene color?. ¡TENGA CUIDADO EN LO SIGUIENTE!: Para probar que se desprende hidrógeno se realiza la prueba de acercar el cerillo encendido a la boca del vaso. Informe este resultado.

2) HIDRÓLISIS DE LAS SALES DE ALUMINIO (FORMACIÓN DE $Al(OH)_3$).

En un vaso se coloca 1 mL de solución alcalina de aluminato de sodio, con un volumen igual de una solución saturada de cloruro de amonio y un volumen triple de agua destilada; se deja hervir la solución y se observa la formación de un precipitado, escriba la ecuación de la reacción e infórmela. Guarde el producto obtenido para el paso 4.

3) CARÁCTER ANFÓTERO DEL HIDRÓXIDO DE ALUMINIO.

En un tubo de ensayo se prepara hidróxido de aluminio haciendo reaccionar 0.5 mL de cloruro de aluminio 0.5N con 0.5 mL de hidróxido de amonio al 10%, se divide el producto en dos tubos, a uno se agrega 0.5 mL de HCl al 50%, al otro agrega un exceso (1 mL) de NaOH al 30%. Observe ambos

tubos. ¿Reaccionan igual?. ¿Hay alguna diferencia?. Escriba las dos reacciones, informe los resultados.

4) ADSORCIÓN DE LOS COLORANTES POR EL HIDRÓXIDO DE ALUMINIO.

Se procede a filtrar el hidróxido de aluminio preparado en el paso 2, se lava con agua destilada el papel filtro que contiene el precipitado; sobre papel filtro se vierte una solución débilmente coloreada de violeta de metilo. Observe el líquido filtrado y el papel filtro con el sólido retenido. ¿Qué sucedió?. ¿Tienen color?. ¿Se decoloraron?. ¿Qué sustancia adquiere color?. Informe sus resultados.

RESULTADOS:

CAUSAS DE ERROR:

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué ocurre en el paso 1(A)?. Explique.
2. En qué se diferencia el boro de los demás elementos de su grupo.

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA

PRÁCTICA XI
ESTUDIO DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 14
(FAMILIA DEL CARBONO: C, Si, Ge, Sn, Pb)
CARBONO Y SILICIO

OBJETIVO: El objetivo de la práctica es que el estudiante observe y compruebe algunas propiedades físicas y químicas del carbono y el silicio, así como de sus compuestos.

INTRODUCCIÓN: El estudiante debe investigar acerca de estos elementos, el carácter inorgánico, la similitud entre silicio y carbono, la obtención de carbono, la obtención de gel de ácido silícico, la hidrólisis de sus sales.

MATERIAL Y REACTIVOS:

13 Tubos de ensayo de 25 x 150 mm	Agua de cal filtrada ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)
1 Embudo con papel filtro	Azúcar de caña
4 Matraces Erlenmeyer de 150 mL	^1HCl concentrado, y 2N
1 Pinza para tubo de ensayo	$^1\text{H}_2\text{SO}_4$ concentrado
1 Mechero	Gel de sílice triturada

4 Tubos de vidrio de 20 cm doblados a 90°	² Tioacetamida al 10%
1 Gradilla	³ Silicato de sodio (Na ₂ SiO ₃) al 25%
Agitador de vidrio	³ Sulfato de cobre (CuSO ₄) al 10%
1 Piseta con agua destilada	Solución de índigo al 0.4%
1 Balanza granataria	CaCO ₃ sólido
1 Vaso de precipitados de 50 mL	² NH ₄ Cl saturado
Papel tomasol rojo	NaHCO ₃ sólido
4 Tapones de hule No. 1	Na ₂ CO ₃ sólido
5 Pipetas de 5 mL	Na ₂ CO ₃ solución al 10%
1 Crisol de porcelana	K ₂ CO ₃ sólido
1 Pinzas para crisol	² NH ₄ OH solución al 10%
1 Tripié	Sulfato de aluminio (Al ₂ SO ₄) 0.5N
1 Triángulo de porcelana	¹ NaOH 2N
	Carbón activado

¹Reactivo agresivo que se maneja con cuidado, produce quemaduras graves al contacto con la piel o los ojos.

²Reactivo tóxico, no se inhale, mantenga ventilada el área.

³Reactivo contaminante, manéjese en pequeñas cantidades.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1) PREPARACIÓN DE CARBÓN A PARTIR DE AZÚCAR.

Se colocan en un crisol de porcelana 3 g de azúcar de caña pesados en balanza granataria, se lleva con las pinzas a la flama, se calienta. Observe cómo al principio el azúcar se funde, luego se carboniza, la masa se expande debido a la combustión de componentes volátiles. Se revuelve la masa con una varilla de vidrio, hasta obtener una masa voluminosa y porosa; se guarda el producto para el paso 2.

2) PROPIEDADES REDUCTORAS DEL CARBONO.

¡ADVERTENCIA! SE TRABAJA EN LA CAMPANA DE EXTRACCIÓN.

Se agrega 0.5 mL de ácido sulfúrico concentrado en el crisol que contiene el carbón obtenido en el paso 1, después de enfriado, se coloca sobre el triángulo de porcelana en el tripié, se somete a calentamiento. Observe con cuidado. Con precaución, determine por el olor qué gas se desprende.

3) PROPIEDADES DE ADSORCIÓN DEL CARBÓN.

Se vierte en dos matraces erlenmeyer, por separado, 5 mL de tioacetamida al 10%, con 5 mL de solución de índigo al 0.4%. **Tenga cuidado, los vapores de ácido sulfhídrico son tan tóxicos como los del ácido cianhídrico, el área debe estar bien ventilada.** En cada uno se agrega 0.5 g de carbón activado, se agita enérgicamente el contenido de los matraces, se dejan transcurrir de 10 a 15 minutos, se filtra el carbón. Se determina por

el olor y la coloración si las soluciones están exentas de sulfuro de hidrógeno (ácido sulfhídrico) y de índigo, informe el resultado.

4) REACCIÓN DE LAS SALES DEL ÁCIDO CARBÓNICO AL INCINERARLAS Y TRATARLAS CON ÁCIDOS.

A) En 4 tubos secos se colocan 0.5 g de las siguientes sales respectivamente: CaCO_3 , Na_2CO_3 , NaHCO_3 , K_2CO_3 . Se cierran los tubos con tapones atravesados por un tubo de escape de gases doblado a 90° , se sumerge dicho tubo doblado en otro tubo de ensayo que contenga agua de cal filtrada, se calienta cada uno de los 4 tubos con las sales. Se observa cuidadosamente qué sucede en cada tubo con cal, después de un rato el agua de cal se pone turbia. Observe cada uno de estos tubos, anote sus resultados, escriba las ecuaciones de las reacciones.

B) Se pesan 0.5 g de cada una de las sales del paso anterior, se colocan en 4 tubos de ensayo con 1 mL de ácido clorhídrico 2N, observe lo que sucede en este caso: ¿Se observa algún cambio?. ¿Se desprende algún gas?. Anote sus observaciones e informe el resultado.

5) FORMACIÓN DE GEL DE ÁCIDO SILÍCICO.

En un tubo de ensayo se colocan 3 mL de solución de silicato de sodio al 25%, con un volumen igual de ácido clorhídrico concentrado, se dejan pasar

20 minutos y se observa. ¿Hay algún cambio en la apariencia?. ¿Qué aspecto tiene ahora?. ¿Tiene alguna textura?. Escriba la ecuación de la reacción en los resultados.

6) PROPIEDADES DE ADSORCIÓN DEL GEL DE SÍLICE.

En un vaso se colocan 15 gotas de sulfato de cobre al 10%, se agrega gota a gota una solución de hidróxido de amonio al 10% hasta que se forme una solución azul oscura de un complejo amoniacal de cobre. Se agrega a la solución 2 g de gel de sílice triturada, se agita la mezcla durante 10 minutos, el polvo incoloro de gel de sílice adquiere una coloración azul marino, mientras que la solución va perdiendo el color, se decanta la solución, se lava el gel de 3 a 4 veces, se agrega 2 mL de ácido clorhídrico 2N, se agita. Observe que pierde el color debido a que el complejo amoniacal de cobre es lavado por el ácido, informe los resultados.

7) HIDRÓLISIS DE LAS SALES.

A) En un tubo que contenga medio mililitro de carbonato de sodio al 10%, se agrega 0.5 mL de silicato sódico al 10%, se toma el pH con papel indicador, escriba las ecuaciones de las reacciones de hidrólisis.

B) En un tubo se coloca 1 mL de sulfato de aluminio 0.5N, se agrega 1 mL de carbonato de sodio al 10%. Observe. ¿Aparece precipitado?. ¿Tiene

color?. ¿Se desprenden burbujas de gas?. Escriba la ecuación de la reacción. Se debe formar un precipitado blanco y voluminoso de hidróxido de aluminio, desprendiendo simultáneamente burbujas de CO_2 .

C) Se mezclan 1 ó 2 mL de silicato de sodio al 10% con un volumen doble de la solución de cloruro de amonio saturada, se calienta suavemente. Observe si se forma un precipitado, escriba la ecuación de la reacción.

RESULTADOS:

CAUSAS DE ERROR:

CUESTIONARIO:

1. Investigue acerca de la preparación del carbón activado.
2. Investigue acerca de las aplicaciones de uso al isótopo radiactivo de carbono con el número másico 14.

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:

CONCLUSIONES

En este trabajo he puesto lo más relevante, a mi juicio, para poder abarcar un panorama general de la química inorgánica en el campo real de la observación y la experimentación con lo cual un estudiante de química puede formarse un conocimiento básico de esta materia.

Este trabajo está enfocado a promover en el estudiante el hábito de la observación, la conciencia de los riesgos y precauciones que se deben tener en cuenta al trabajar en el laboratorio, el orden y la metodología para llevar a cabo las prácticas, además de la responsabilidad con su ambiente. Asimismo, tratando de crear conciencia ecológica los experimentos fueron diseñados evitando en algunos casos incluir reactivos agresivos o minimizando el uso de algunos.

Espero realmente que este trabajo sea de utilidad a quienes se interesan en este campo de la ciencia.

ANEXO I

CONTENIDOS TEMÁTICOS DE LOS PROGRAMAS DE LAS MATERIAS BÁSICAS AFINES CON EL PRESENTE TRABAJO

UNIVERSIDAD VERACRUZANA
DIRECCIÓN GENERAL DEL ÁREA ACADÉMICA TÉCNICA
ÁREA DE FORMACIÓN: BÁSICA

NOMBRE DE LA ASIGNATURA: LABORATORIO DE QUÍMICA
INORGÁNICA I

SEMESTRE EN QUE SE CURSA: 1er. SEMESTRE

Contenidos temáticos:

PRÁCTICA 1

Conocimiento, uso y mantenimiento de material y equipo para laboratorio de Química. Medidas de seguridad. Montaje de aparatos.

Objetivos.- El alumno:

1. Será capacitado para que conozca, pueda usar y conservar el material y equipo más común de laboratorio de Química Inorgánica.
2. Se le enseñará las técnicas fundamentales del laboratorio para familiarizarlo con los aparatos usados en Química que le ayudarán a desarrollar habilidades y destrezas.
3. Tendrá presente los cuidados y riesgos, precauciones y actitudes que deberá asumir dentro de las medidas de seguridad.

PRÁCTICA 2

Operaciones preliminares: decantación, filtración, disolución, evaporación.

Objetivos.- El alumno:

1. Se familiarizará con las sustancias.
2. Obtendrá experiencia personal a través de las operaciones preliminares de la Química Inorgánica.
3. Se capacitará aplicando las técnicas más comunes de laboratorio.

PRÁCTICA 3

Métodos de separación y purificación: cristalización, destilación, sublimación, cromatografía. Problema aplicativo.

Objetivos.- El alumno:

1. Se adiestrará en los métodos más comunes de separación y purificación.
2. Aplicará el método o métodos dada la naturaleza de los componentes de la mezcla.

PRÁCTICA 4

Solubilidad de las sustancias. Curvas de solubilidad. Soluciones sobresaturadas. Influencia de la temperatura. Problema aplicativo.

Objetivos.- El alumno:

1. Aprenderá a través de la experimentación el proceso que se desarrolla durante la disolución.
2. Comprenderá a la disolución y cristalización como procesos inversos.
3. Aplicará el concepto de coeficiente de solubilidad como una magnitud constante, característica para cada sustancia.
4. Realizará curvas de solubilidad relacionando los efectos caloríficos en la disolución.

PRÁCTICA 5

Valoración cuantitativa de las moléculas de agua en un sólido cristalino.

Objetivos.- El alumno:

1. Calculará la cantidad de moléculas de agua asociadas a una sustancia cristalina.
2. Comprenderá los términos anhidro e hidratado.

PRÁCTICA 6

Determinación del peso atómico por el método de Dulong y Petit.

Objetivos.- El alumno:

1. Determinará el peso atómico como la constante más importante del elemento.
2. Aplicará la regla de Dulong y Petit, mediante la ecuación del balance de calor.

PRÁCTICA 7

Determinación de la fórmula de compuestos binarios (CuO, FeS, CuS, ZnS).

Objetivos.- El alumno:

1. Relacionará el valor cuantitativo y cualitativo de los símbolos y las fórmulas químicas.
2. Aplicará el cálculo de la composición en por ciento para obtener la fórmula mínima.

PRÁCTICA 8

Determinación del peso molecular de los gases.

Objetivos.- El alumno:

1. Determinará experimentalmente el peso molecular de un gas haciendo uso de la ecuación de estado de los gases, relacionándola con la ecuación de Clapeyron, Mendeleiev.
2. Relacionará la densidad absoluta y la densidad relativa de los gases.
3. Hará uso de la Ley de Avogadro.

PRÁCTICA 9

Determinación del peso molecular de una sustancia volátil.

Objetivos.- El alumno:

1. Utilizará la ecuación de Clapeyron, Mendeleiev para determinar el peso molecular de una sustancia volátil.
2. Aplicará el concepto de presión parcial.

PRÁCTICA 10

Objetivos. - El alumno:

1. A través de la experimentación comprenderá el concepto de equivalente químico.
2. Aprenderá a relacionar la cantidad de sólido reaccionante (CaCO_3) y el volumen normal de reactivo ácido (HCl).
3. Calculará el equivalente de CaCO_3 .

PRÁCTICA 11

Determinación del equivalente químico (de un metal respecto al hidrógeno).

Objetivos. - El alumno:

1. Conociendo el volumen de hidrógeno producido por una cantidad conocida de metal, se determinará el equivalente químico del metal.
2. Podrá establecer la relación entre el equivalente, valencia y peso atómico.

PRÁCTICA 12

Determinación del equivalente químico de un metal respecto al oxígeno.

Objetivos. - El alumno:

1. Relacionará la capacidad de combinación del oxígeno con el metal.
2. Comparará los resultados de esta práctica con otra anterior (no. 11) para entender las diferentes definiciones del equivalente químico.

PRÁCTICA 13

Enlace Iónico.

Objetivos. - El alumno:

1. Comprenderá en que condiciones se origina el enlace iónico.
2. Observará reacciones que manifiestan este tipo de enlace.
3. Observará la naturaleza de su reactividad y propiedades.

PRÁCTICA 14

Enlace Covalente.

Objetivos.- El alumno:

1. Pondrá de manifiesto el enlace formado por compartición de electrones para formar el par electrónico (no polar).
2. Observará la naturaleza de su reactividad y propiedades.

PRÁCTICA 15

Enlace Metálico.

Objetivos.- El alumno:

1. Comprenderá por medio de la experimentación las fuerzas de cohesión que mantienen la red cristalina.
2. Comprenderá la existencia de electrones libres en toda la estructura metálica que da origen a las propiedades comunes de los metales.

PRÁCTICA 16

Factores que modifican la velocidad de un cambio químico.

Objetivos.- El alumno:

1. Conocerá la velocidad de una reacción química y la influencia que ejercen, sobre ésta, la concentración de las sustancias reaccionantes y la temperatura.
2. Observará la influencia de los catalizadores en la velocidad de la reacción.
3. Evaluará la velocidad de reacción química dependiendo del tamaño de la partícula reaccionante.

PRÁCTICA 17

Conductividad eléctrica de electrolitos.

Objetivos.- El alumno:

1. Aplicará a la práctica la teoría de la disociación electrolítica.
2. Notará y evaluará las diferencias entre electrolitos y no electrolitos.
3. Comprenderá el efecto del grado de disociación electrolítica.
4. Comprobará la actividad de electrolitos fuertes y débiles.

5. Comprenderá, por la experimentación, la disociación electrolítica como proceso reversible.
6. Aplicará el marco teórico de la disociación electrolítica del agua (producto iónico del agua).
7. Hará estimaciones prácticas del valor de pH:

PRÁCTICA 18

Reacciones de soluciones de electrolitos.

Objetivos.- El alumno:

1. Comprenderá a través de la experimentación por qué se forman los precipitados en una reacción química.
2. Entenderá el concepto de producto de solubilidad.
3. Aprenderá que las reacciones químicas en las soluciones de electrolitos se realizan entre iones.
4. Realizará reacciones de hidrólisis y sus casos particulares.
5. Comprobará el comportamiento de hidróxidos anfóteros.
6. Llevará a cabo reacciones con formación de un ion complejo.

PRÁCTICA 19

Reacciones de Óxido Reducción.

Objetivos.- El alumno:

1. Comprenderá a través de la práctica las reacciones de oxidación desde el punto de vista de la teoría electrónica.
2. Entenderá las características de la oxidación-reducción de los átomos neutros e iones.
3. Igualará las ecuaciones de reacciones de oxidación-reducción.
4. Conocerá el papel que juega el pH del medio de la reacción

PRÁCTICA 20

Compuestos Complejos.

Objetivos.- El alumno:

1. Aplicará a la práctica los conceptos principales de la Teoría de Coordinación.
2. Llevará a cabo ensayos químicos de iones complejos en las reacciones de intercambio.
3. Efectuará reacciones de compuestos complejos en reacciones de oxidación reducción.

PRÁCTICA 21

Coloides.

Objetivos.- El alumno:

1. Conocerá otro tipo de soluciones formada por sistemas dispersos.
2. Obtendrá soluciones coloidales.
3. Observará sus propiedades características.
4. Realizará ensayos para diferentes coloides liófilos y liófilos.
5. Coagulará y sedimentará coloides.

PRÁCTICA 22

Síntesis de sustancias inorgánicas.

Objetivos.- El alumno:

1. Sintetizará algunas sustancias inorgánicas auxiliándose del aprendizaje de las técnicas y métodos comunes de separación y purificación, uso y cuidado de material y reactivos.
2. Deberá consultar la descripción de métodos de síntesis de las sustancias en cuestión.
3. Deberá estimar la elección del método.
4. Realizará el cálculo de la cantidad de reactivos iniciales.
5. Se proveerá y adecuará del material y equipo para realizar la síntesis.

NOMBRE DE LA ASIGNATURA: QUÍMICA INORGÁNICA I

SEMESTRE EN QUE SE CURSA: 1er. SEMESTRE

Contenidos temáticos:

UNIDAD 1

Teoría atómica.

Objetivo.- El alumno comprenderá las características principales de las partículas subatómicas y cómo se organizan éstas para dar lugar a la configuración electrónica, ya que las propiedades de los elementos se explican con la configuración electrónica.

1.1 INTRODUCCIÓN

1.2 RESEÑA HISTÓRICA

1.2.1 RAYOS CATÓDICOS

1.2.2 EXPERIMENTO DE THOMPSON

1.2.3 EXPERIMENTO DE MILLIKAN

1.2.4 EXPERIMENTO DE CHADWICK

1.2.5 MODELOS ATÓMICOS

1.2.6 ESPECTROS DE ABSORCIÓN Y EMISIÓN

1.2.7 SERIE ESPECTRAL PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

1.2.8 NATURALEZA DE LA LUZ

1.2.9 TEORÍA CUÁNTICA

1.3 MODELO ATÓMICO DE BOHR

1.4 MODELO ATÓMICO DE SOMMERFELD

1.5 DUALIDAD ONDA-PARTÍCULA

1.6 ECUACIÓN DE ONDA

1.6.1 ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS

1.6.2 SIGNIFICADO DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

1.6.3 QUÍMICA NUCLEAR: PRINCIPIOS FUNDAMENTALES

UNIDAD 2

Periodicidad química.

Objetivo.- El alumno conocerá la manera en que la conformación electrónica da lugar a las propiedades periódicas y cómo éstas son descritas en la tabla periódica, así como el por qué varían gradualmente en los períodos y en los grupos.

- 2.1 CLASIFICACIÓN PERIÓDICA
- 2.2 LEY PERIÓDICA: PROPIEDADES PERIÓDICAS
- 2.3 UTILIDAD DEL CONCEPTO PERIÓDICO
- 2.4 PECULIARIDADES ENTRE ELEMENTOS DEL PRIMERO Y SEGUNDO PERÍODO
- 2.5 EMPLEO DE ORBITALES "d" POR LOS NO METALES

UNIDAD 3

Enlace químico y nomenclatura.

Objetivo.- El alumno comprenderá la forma en que las partículas se unen para formar compuestos cuyas propiedades dependerán del tipo de unión y éste a su vez de la configuración electrónica. Aprenderá también los símbolos y nombres de los diferentes elementos, iones, fórmulas de compuestos y sus combinaciones.

- 3.1 ENLACE IÓNICO Y NATURALEZA DE LOS SÓLIDOS
- 3.2 REGLAS CUALITATIVAS Y CUANTITATIVAS DE FAJANS
- 3.3 FORMACIÓN DE UN ENLACE IÓNICO
- 3.4 ENLACE COVALENTE
 - 3.4.1 TEORÍA DEL ENLACE VALENCIA
 - 3.4.2 TEORÍA DE ORBITALES MOLECULARES
 - 3.4.3 SIMETRÍA Y SOLAPAMIENTO DE ORBITALES

UNIDAD 4

Química de coordinación.

Objetivo.- Conocer la forma de los compuestos con valencia múltiple o variable y las propiedades resultantes.

4.1 ESTRUCTURA

4.1.1 NÚMEROS DE COORDINACIÓN

4.1.2 TIPOS DE LIGANDOS

4.1.3 ISÓMEROS DE ENLACE

4.1.4 OTROS TIPOS DE ISOMERÍA

4.2 REACTIVIDAD

4.2.1 EFECTO TRANS

UNIDAD 5

Reacciones químicas.

Objetivo.- El alumno conocerá la estequiometría de las principales transformaciones químicas, se familiarizará con los cálculos relacionados con las reacciones químicas.

5.1 NOMENCLATURA DE LA REACCIÓN

5.2 DIFERENTES TIPOS DE REACCIÓN

5.3 BALANCEO DE ECUACIONES

NOMBRE DE LA ASIGNATURA: LABORATORIO DE QUÍMICA ANALÍTICA I

SEMESTRE EN QUE SE CURSA: 2do. SEMESTRE

Contenidos temáticos:

ANÁLISIS SEMIMICRO DE CATIONES Y ANIONES.

CATIONES:

Objetivo.- Utilizando las técnicas rápidas y semimicro de G. Charlot, se identificarán los cationes en el laboratorio, primero como práctica demostrativa y luego con la realización de un problema en cada caso.

1. Identificación de: Sn^{+2} , NH^{-1} , Hg^{+2} , Mn^{+2} , Bi^{+3} y Fe^{+2} . Problema aplicativo.
2. Identificación de: Cu^{+2} , Co^{+2} , Zn^{+2} , Fe^{+3} , As^{+3} y As^{+5} . Problema aplicativo.
3. Identificación de: Fe^{+2} , Ni^{+2} , Cr^{+3} , Al^{+3} , Sb^{+3} y Sb^{+5} . Problema aplicativo.
4. Identificación de: Sn^{+2} , Cd^{+2} , Pb^{+2} , K^{+1} , Na^{+1} y Mg^{+2} . Problema aplicativo.
5. Identificación de: Ba^{+2} , Sr^{+2} , Ca^{+2} , Pb^{+2} , Ag^{+1} y Hg^{+2} . Problema aplicativo.
6. Separación de grupos:
 - (a) Ca^{+2} , Sr^{+2} , Ba^{+2} . Problema aplicativo.
 - (b) Ag^{+1} , Pb^{+2} , Hg^{+2} . Problema aplicativo.

ANIONES:

Objetivo.- Utilizando las técnicas rápidas semimicro de G. Charlot, se identificarán los aniones presentes en soluciones neutras, ácidas y alcalinas, primero como práctica demostrativa y después como un problema aplicativo.

1. Identificación de: S, SO_3 , S_2O_3 , SO_4 , CN y SCN. Problema aplicativo.
2. Identificación de: $\text{Fe}(\text{CN})_6$, ClO_3 , BrO_3 , C_2O_4 , SiO_3 y PO_4 . Problema aplicativo.
3. Identificación de: Cl, Br, I, $(\text{NO}_2)^-$, $(\text{NO}_3)^-$, $(\text{CO}_3)^{=}$. Problema aplicativo.
4. Problema general de cationes (aplicando los conocimientos y habilidades adquiridos).
5. Problema general de aniones (aplicando los conocimientos y habilidades adquiridos).
6. Problema general de aniones y cationes aplicando lo realizado anteriormente.

NOMBRE DE LA ASIGNATURA: QUÍMICA ANALÍTICA I

SEMESTRE EN QUE SE CURSA: 2do. SEMESTRE

Contenidos temáticos:

UNIDAD 1

Conceptos fundamentales.

Objetivo.- El alumno manejará los conceptos fundamentales de la Química Analítica así como de los análisis químicos.

1.1 QUÍMICA ANALÍTICA (CONCEPTOS Y APLICACIONES)

1.2 ANÁLISIS QUÍMICO (CONCEPTOS E IMPORTANCIA DE LOS ENSAYOS)

UNIDAD 2

Clasificación.

Objetivo.- El alumno diferenciará los conceptos de cualitativo y cuantitativo y clasificará los métodos de ensayo.

2.1 ANÁLISIS CUALITATIVO Y CUANTITATIVO (DIFERENCIAS)

2.2 DIFERENTES MÉTODOS DE ENSAYO

UNIDAD 3

Pruebas y muestreo.

Objetivo.- El alumno reconocerá la importancia del muestreo y su importancia en pruebas analíticas.

UNIDAD 4

Análisis cualitativo.

Objetivo.- El alumno, teóricamente y por cálculos, diferenciará y manejará los diferentes tipos de soluciones que empleará para la solución de problemas analíticos, así como tendrá los conceptos fundamentales para preparar sus reactivos analíticos en los experimentos aplicativos de laboratorio.

4.1 SOLUCIONES

4.1.1 CONCEPTO Y CLASIFICACIÓN

4.1.2 DIFERENTES MÉTODOS PARA EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

4.1.3 REACTIVOS ANALÍTICOS

4.2 PROBLEMAS DE APLICACIÓN

UNIDAD 5

Equilibrio químico.

Objetivo.- Basándose en el concepto de Bronsted, aplicar la ley de la acción de masas a los equilibrios de disolución ácido-base; calcular el pH de soluciones de ácidos y bases, fuertes y débiles; predecir la forma de las curvas simples de titulación ácido-base, seleccionar correctamente el indicador ácido-base de fin de reacción en las soluciones estudiadas.

5.1 TEORÍA DE IONIZACIÓN

5.2 LEY DE ACCIÓN DE MASAS

5.3 TEORÍA DE ÁCIDOS Y BASES: ARRHENIUS, BRONSTED-LOWRY-LEWIS, POLIÁCIDOS Y DISMUTACIÓN

5.4 TEORÍA DE DEBYE-HUCKEL (FUERZA IÓNICA)

5.5 TEORÍA DEL ION COMÚN

5.6 SOLUCIONES REGULADORAS

5.7 CÁLCULO DE pK

5.8 PREDICCIÓN DE REACCIONES

5.9 CONSTANTE DE IONIZACIÓN K_w

5.10 pH y pOH

5.11 HIDRÓLISIS

5.12 CONSTANTE DE HIDRÓLISIS K_h

5.13 PROBLEMAS DE APLICACIÓN

UNIDAD 6

Producto de solubilidad.

Objetivo.- El alumno manejará teóricamente los conceptos de K_{ps} , el producto iónico y aplicación del ion común al K_{ps} , estudiará los fundamentos de precipitación fraccionada y las condiciones de precipitación, así como la disolución de precipitados y manejará problemas teórico-aplicativos.

- 6.1 CONSTANTE DEL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD K_{ps}
- 6.2 PRODUCTO IÓNICO APLICADO AL K_{ps}
- 6.3 APLICACIÓN DEL ION COMÚN AL K_{ps}
- 6.4 PRECIPITACIÓN FRACCIONADA
- 6.5 CONDICIONES DE PRECIPITACIÓN
- 6.6 DISOLUCIÓN DE PRECIPITADOS
- 6.7 PROBLEMAS DE APLICACIÓN

UNIDAD 7

Reacciones Redox en Química Analítica.

Objetivo.- Basándose en el concepto generalizado de par donador-aceptor y de potencial de electrodo, predecir la factibilidad de reacciones redox, considerando los casos más sencillos.

Calcular o evaluar potencial redox de soluciones que contienen oxidantes, reductores y sus mezclas.

Predecir la forma de las curvas simples de titulación redox. Seleccionar correctamente indicadores redox de fin de reacción para las titulaciones estudiadas.

UNIDAD 8

Complejos y su estructura.

Objetivo.- Aplicar el concepto generalizado de la clasificación de complejos Werner y estudiar su estructura como complejos externos e internos.

8.1 COMPLEJOS DE WERNER

8,2 COMPLEJOS EXTERNOS E INTERNOS

NOMBRE DE LA ASIGNATURA: QUÍMICA INORGÁNICA II

SEMESTRE EN QUE SE CURSA: 2do. SEMESTRE

Contenidos temáticos:

UNIDAD 1

Introducción a los elementos de los grupos principales.

Objetivo.- El alumno se iniciará en el conocimiento de las características y la periodicidad de estas propiedades en los principales grupos de la tabla periódica.

UNIDAD 2

Hidrógeno.

Objetivo.- El alumno conocerá el compuesto químico del hidrógeno como resultado de su estructura, su obtención y principales aplicaciones.

UNIDAD 3

Grupos 1y 2: Metales alcalinos y alcalinotérreos.

UNIDAD 4

Elementos del Grupo 13.

UNIDAD 5

Elementos del Grupo 14.

UNIDAD 6

Elementos del Grupo 15.

UNIDAD 7

Elementos del Grupo 16: Calcógenos.

UNIDAD 8

Elementos del Grupo 17; Halógenos.

UNIDAD 9

Elementos del Grupo 18: Gases nobles.

Objetivo.- El alumno conocerá el comportamiento químico de los elementos de los grupos 1 al 18 y su relación con los mecanismos de reacción, su obtención y principales aplicaciones que le permiten su conocimiento básico para la Química Analítica.

UNIDAD 10

Introducción a los elementos de transición.

UNIDAD 11

Elementos de la primera serie del bloque D.

UNIDAD 12

Elementos de la segunda y tercera series del bloque D.

Objetivo.- Con estas unidades el alumno comprenderá el comportamiento químico (que resulta de su configuración electrónica), para la obtención y principales aplicaciones de los elementos de transición de mayor importancia.

UNIDAD 13

Derivados organometálicos de los metales de transición.

Objetivo.- En esta unidad el alumno conocerá los elementos metálicos de los subgrupos B y su relación con biomacromoléculas.

UNIDAD 14

Elementos del bloque F (Introducción).

Objetivo.- El alumno conocerá los principales elementos de transición interna en la obtención de isótopos radiactivos de interés biológico e industrial.

NOMBRE DE LA ASIGNATURA: LABORATORIO DE QUÍMICA
INORGÁNICA II

SEMESTRE EN QUE SE CURSA: 2do. SEMESTRE

Contenidos temáticos:

PRÁCTICA 1

Hidrógeno y Oxígeno.

Objetivos.- El alumno:

1. Podrá obtener, observar y experimentar sobre las propiedades físicas y químicas del hidrógeno y oxígeno.
2. Comprobará experimentalmente las propiedades reductoras del hidrógeno activo y atómico.
3. Hará pruebas de combustión tanto del hidrógeno como del oxígeno.
4. Realizará ensayos químicos de las propiedades oxidantes del oxígeno.

PRÁCTICA 2

Agua y peróxido de hidrógeno.

Objetivos.- El alumno:

1. Realizará experimentos para obtener y hacer ensayos químicos para poner de manifiesto las propiedades químicas del peróxido de hidrógeno.
2. Llevará a cabo reacciones químicas que se desarrollan con la participación del agua para poner de manifiesto reacciones que implican:
 - a) Efectos oxidantes.
 - b) Reacciones de adición e intercambio.
 - i. Reacción con los óxidos.
 - ii. Formación de acuocomplejos.

PRÁCTICA 3

Metales Alcalinos.

Objetivos.- El alumno:

1. Ensayará el comportamiento químico de estos metales frente al oxígeno y agua.
2. Obtendrá óxidos e hidróxidos que evaluará cuantitativamente.
3. Ensayará y analizará algunas sales de estos metales.
4. Establecerá diferencias de comportamiento del litio con respecto a otros metales de este mismo grupo.

PRÁCTICA 4

Elementos del grupo del cobre.

Objetivos.- El alumno:

1. A través de la experimentación establecerá analogías y diferencias en las propiedades de estos metales, consigo mismos y en comparación con los del grupo 1.
2. Ensayará el comportamiento de estos metales frente al oxígeno, agua y ácidos.
3. Obtendrá óxidos e hidróxidos.
4. Realizará ensayos de algunas sales importantes.
5. Mostrará algunas propiedades oxidantes de los elementos cobre y plata, y propiedades reductoras del metal cobre.
6. Obtendrá algunos compuestos complejos.
7. Comprenderá el comportamiento de estos metales dentro de la serie electroquímica.

PRÁCTICA 5

Berilio, magnesio y metales alcalinotérreos.

Objetivos.- El alumno:

1. Llevará a cabo ensayos de reacción con el agua, ácidos, oxígeno y oxidantes.
2. Obtendrá óxidos e hidróxidos y observará sus características químicas.
3. Obtendrá sales solubles e insolubles más importantes.

4. Llevará a cabo determinaciones sencillas para el cálculo químico de la dureza temporal, permanente y total del agua que contiene sales de magnesio y calcio.

PRÁCTICA 6

Zinc, cadmio y mercurio.

Objetivos.- El alumno:

1. Comprobará las propiedades reductoras.
2. Comprenderá, a través de la experimentación, el comportamiento de los metales dentro de la serie electroquímica.
3. Establecerá diferencias químicas entre elementos de este grupo.
4. Comprobará el comportamiento de estos metales frente a distintos oxidantes.
5. Obtendrá óxidos e hidróxidos.
6. Ensayará sales simples y complejas.
7. Obtendrá amalgamas.

PRÁCTICA 7

Elementos del grupo 13 del sistema periódico.

Objetivos.- El alumno:

1. Ensayará anhídrido bórico, ácidos del boro y sus sales (bórax).
2. Observará la actividad reductora.
3. Experimentará el comportamiento del aluminio frente al oxígeno, agua, ácidos y álcalis.
4. Obtendrá óxidos e hidróxidos.
5. Comparará las características químicas de los hidróxidos para establecer las propiedades anfóteras.
6. Hará ensayos sobre alumbre y algunas otras sales de aluminio.

PRÁCTICA 8

Carbono, silicio y sus compuestos.

Objetivos.- El alumno:

1. Obtendrá y comprobará el comportamiento de estos elementos ante la acción del oxígeno y de los ácidos.
2. Obtendrá y ensayará compuestos hidrogenados del carbono y silicio.
3. Llevará a cabo reacciones de carburos y siliciuros.
4. Hará ensayos químicos con el monóxido de carbono, dióxido de carbono y silicio.
5. Efectuará reacciones del ácido carbónico y silícico.
6. Experimentará con carbonatos, bicarbonatos y silicatos.
7. Efectuará ensayos de hidrólisis.
8. Hará la evaluación cuantitativa sencilla de un vidrio.

PRÁCTICA 9

Elementos de los grupos 14 y 4 (IVA y IVB) y sus compuestos.

Objetivos.- El alumno:

1. Obtendrá alguno de estos metales.
2. Hará ensayos de los óxidos e hidróxidos de elementos divalentes.
3. Comprobará sus características anfóteras.
4. Ensayará las sales más importantes y sus propiedades químicas.

PRÁCTICA 10

Elementos del grupo 15 (VA) y sus compuestos hidrogenados.

Objetivos.- El alumno:

1. Obtendrá algunas sustancias elementales de este grupo.
2. Formará compuestos hidrogenados del nitrógeno.
3. Comprobará experimentalmente características reductoras de compuestos que tienen nitrógeno.
4. Realizará ensayos químicos del amonio como ion complejo, sales de amonio.

PRÁCTICA 11

Compuestos oxigenados de los elementos del grupo 15 (VA).

Objetivos.- El alumno:

1. Sintetizará ácido fosfórico y calculará el rendimiento.
2. Realizará ensayos de propiedades químicas de los ácidos fosfórico, nítrico y nitroso.
3. Obtendrá óxidos del nitrógeno.
4. Obtendrá y ensayará los hidróxidos de antimonio y bismuto. Comprobará sus propiedades ácidas y básicas.

PRÁCTICA 12

Compuestos oxigenados y halogenados de los elementos del grupo 15.

Objetivos.- El alumno:

1. Obtendrá compuestos halogenados y pondrá de manifiesto sus propiedades.
2. Observará la hidrólisis de las sales de antimonio y bismuto.
3. Observará el comportamiento de los iones antimonilo y bismutilo, sulfuros y tiosales.
4. Obtendrá nitritos, fosfitos y arsenitos.
5. Pondrá de manifiesto las propiedades reductoras y oxidantes del arsenito de sodio.

PRÁCTICA 13

Elementos del grupo 16 (VIA) del sistema periódico y sus compuestos hidrogenados.

Objetivos.- El alumno:

1. Realizará ensayos sobre el azufre y sus modificaciones alotrópicas.
2. Comprobará las características de oxidación-reducción del selenio y telurio.

3. Hará ensayos para poner de manifiesto las propiedades oxidantes y reductoras del azufre.
4. Obtendrá compuestos hidrogenados del azufre ensayará algunas características químicas.

PRÁCTICA 14

Compuestos oxigenados de los elementos del grupo 16 (VIA) del sistema periódico.

Objetivos.- El alumno:

1. Obtendrá dióxidos de azufre, selenio y telurio.
2. Observará las propiedades de sulfitos, bisulfitos, y pirosulfitos (metadisulfitos).
3. Observará la solubilidad en agua de los ácidos sulfuroso y selenioso.
4. Observará las características de oxidación-reducción de los compuestos tetravalentes del azufre y sus sales.

PRÁCTICA 15

Compuestos oxigenados de los elementos del grupo 16 (VIA) del sistema periódico (continuación).

Objetivos.- El alumno:

1. Obtendrá tiosulfato y ácido tiosulfúrico.
2. Hará ensayos sobre propiedades reductoras, inestabilidad y formación de complejos.
3. Comprobará la acción oxidante del ácido sulfúrico.
4. Hará ensayos sobre el efecto calorífico de hidratación del ácido sulfúrico.
5. Realizará ensayos de sulfatos solubles e insolubles.
6. Llevará a cabo ensayos de oxidación con persulfatos.
7. Comprobará algunas propiedades químicas de los selenatos.

PRÁCTICA 16

Elementos del grupo del cromo.

Objetivos.- El alumno:

1. Pondrá de manifiesto el carácter químico del óxido e hidróxido de cromo, sales de cromo trivalente.
2. Observará la oxidación del cromo trivalente a hexavalente.
3. Pondrá de manifiesto las propiedades oxidantes de los compuestos de cromo hexavalentes.

PRÁCTICA 17

Halógenos.

Objetivos.- El alumno:

1. Obtendrá y comprobará las propiedades oxidantes del cloro, bromo y yodo.
2. Comprobará el comportamiento de los halógenos frente al agua y otros disolventes.

PRÁCTICA 18

Haluros de hidrógeno.

Objetivos.- El alumno:

1. Conocerá las propiedades físicas del fluoruro, cloruro, bromuro y yoduro de hidrógeno.
2. Pondrá de manifiesto la solubilidad de estos gases en el agua y sus soluciones acuosas como ácidos.
3. Conocerá las propiedades electrolíticas de los haluros de hidrógeno, así como la fuerza ácida comparativa de ácidos halogenados.
4. Obtendrá ácido clorhídrico y fluorhídrico. Sales de los hidrácidos de los halógenos.
5. Conocerá halogenuros solubles e insolubles.
6. Pondrá de manifiesto las propiedades reductoras de los iones electronegativos de los halógenos.
7. Conocerá los procedimientos para la obtención de haluros.

PRÁCTICA 19

Compuestos oxigenados de los halógenos.

Objetivos.- El alumno:

1. Obtendrá hipoclorito e hipobromito y ensayará algunas de sus propiedades, mediante métodos comunes.
2. Realizará ensayos químicos de los cloratos y yodatos.

PRÁCTICA 20

Elementos del grupo del manganeso.

Objetivos.- El alumno:

1. Pondrá de manifiesto las propiedades químicas del óxido de manganeso.
2. Conocerá los hidróxidos de manganeso de distinta valencia y sus propiedades de oxidación-reducción.
3. Observará el cambio de valencia del manganeso⁺² a manganeso⁺⁷ y viceversa.
4. Conocerá los permanganatos, manganatos y manganitos.

PRÁCTICA 21

Hierro y sus análogos.

Objetivos.- El alumno:

1. Comprobará propiedades de oxidación-reducción de sales de hierro di y trivalentes.
2. Llevará a cabo ensayos para observar el efecto de hidrólisis y formación de compuestos complejos.

PRÁCTICA 22

Cobalto, níquel y sus análogos.

Objetivos.- El alumno:

1. Pondrá de manifiesto el comportamiento del cobalto ante distintos oxidantes.
2. Obtendrá óxidos e hidróxidos de cobalto, sales simples y complejas.

3. Conocerá el comportamiento del níquel ante diferentes oxidantes.

PRÁCTICA 23

Lantánidos (tierras raras).

Objetivos.- El alumno:

1. Realizará ensayos químicos sobre las propiedades de las sales más importantes.
2. Obtendrá hidróxidos.
3. Hará ensayos de oxidación-reducción.

ANEXO II

CONCEPTOS ÚTILES

HIDRÓLISIS.- Es la reacción de disociación de un compuesto por medio del agua para formar dos componentes, mediante la adición de hidrógeno e hidroxilo respectivamente. Es el inverso de la *neutralización*, se verifica según el grado de disociación del ácido y de la base que dan lugar a la formación de la sal. Una base que es neutralizada por un ácido hasta el punto de equivalencia, da como resultado una sal y agua, de acuerdo con la reacción de neutralización:



En la que B y A significan un catión y un anión, respectivamente. En ciertos casos sucede que esta reacción es reversible, es decir, que a expensas del agua, la sal formada regenera hasta cierto grado el ácido y la base, de acuerdo con la reacción:



SOLUCIÓN SATURADA.- Es una solución que puede existir en equilibrio con excesos de soluto bajo condiciones dadas (a una temperatura fija). Esto ocurre cuando las velocidades de disolución y cristalización son iguales. Esto se consigue con una vigorosa agitación y con exceso del soluto. En este caso, el soluto (sal) se disuelve hasta cierto punto, después de esto no pasa más sal a la solución sino que se sedimenta sin variación, aunque se agite, esto será siempre *a la misma temperatura*. Aunque la solución saturada no siempre está en contacto con soluto no disuelto, siempre es la que no disuelve más soluto.

SUSTANCIA ANFÓTERA.- Es la que reacciona como ácido y como base. Algunos hidróxidos metálicos insolubles son anfóteros, es decir, reaccionan con ácidos para formar sales y agua, pero también reaccionan con un exceso de bases fuertes solubles.

PASIVADO.- Propiedad por la que algunas sustancias se vuelven inertes a la corrosión, al recubrirse con una capa protectora.

SUSTANCIA INERTE.- Es aquella que no reacciona de manera natural o espontánea con los reactivos comunes como son los ácidos y las bases.

ANEXO II

PREPARACIÓN DE REACTIVOS ESPECIALES

SOLUCIÓN DE FEHLING I.- Se pesan 34.64 g de sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) y se disuelven en 500 mL de agua destilada.

SOLUCIÓN DE FEHLING II.- Se pesan 52 g de hidróxido de sodio (NaOH) y 173 g de tartrato de sodio y potasio ($\text{NaKC}_4\text{H}_4\text{O}_6$) y se disuelven en 500 mL de agua destilada.

PAPEL ALMIDONADO.- Se prepara una solución de almidón al 5%, se coloca en ella pequeñas tiras de papel filtro hasta que se impregnen, se sacan, se dejan secar al ambiente y estarán listas para usarse como tiras reactivas para identificación del yodo. El almidón y el papel se deben preparar en el momento que se vayan a utilizar.

AMALGAMA DE SODIO.- Se trabaja en la campana. Se toma una pequeña cantidad de mercurio (por ejemplo 1 ó 2 g), se coloca en un mortero, se extrae la misma cantidad de sodio del frasco con petrolato de sodio que lo contiene, se seca muy bien el sodio con papel filtro de manera que no quede rastro del petrolato, se dejan juntos unos minutos, se revuelve suavemente con un agitador de vidrio largo.

PREACUCIONES:

- El sodio debe estar exento de petrolato de sodio, para lo cual se debe secar muy bien con papel filtro hasta que éste no se humedezca.
- Se debe hacer la operación en la campana.
- Debe ser la misma cantidad de sodio que de mercurio, ya que si es mayor el mercurio al final sobra éste, si es mayor el sodio es demasiado violenta la reacción.
- Se debe usar una varilla larga de vidrio para revolver y estar lejos del sitio de la reacción.

PAPEL DE PLOMO.- Se impregna un papel filtro con solución de acetato de plomo al 10% y se seca en un local exento de sulfuro de hidrógeno. Una vez seco el papel, se corta en tiras y se conserva en frascos con tapones esmerilados.

PREACUCIONES:

- Se deja secar en un local exento de sulfuro de hidrógeno.
- Se guarda el papel seco cortado en tiras en un frasco herméticamente cerrado, con tapón esmerilado.
- Se debe evitar el contacto con la piel o los ojos.

SOLUCIÓN ALCALINA DE ALIZARINA.- Alizarina-S (alizarina-sulfonato sódico). Se pesan 0.1 g de alizarina en balanza granataria, se coloca en un vaso de precipitados de 250 mL, se adicionan 100 mL de agua destilada, se mezclan bien y se toma el pH, debe dar alcalino (arriba de 7), si no es así, se adiciona gota a gota NaOH al 30% hasta conseguirlo

SOLUCIÓN DE ÍNDIGO AL 0.4%.- Se pesa en balanza granataria 0.4 g de índigo, se coloca en un vaso de precipitados de 250 mL, se adicionan 5 mL de ácido sulfúrico concentrado, se calienta durante 5 minutos, se deja en reposo unas 2 horas y se agregan a la solución, 95 mL de agua destilada.

SOLUCIÓN INDICADORA DE FENOLFTALEÍNA AL 1%.- Se pesa en balanza granataria 1 g de fenolftaleína sólida, se coloca en un vaso de precipitados de 250 mL seco, se adicionan 100 mL de alcohol etílico, se agita muy bien, se guarda el producto en frasco ámbar. Esta solución sirve como *Indicador en soluciones básicas* ya que su intervalo de pH es de 8.2 a 10.0, *en medio alcalino vira a color rojo violáceo y en medio ácido es completamente incolora.*

PAPEL CÚRCUMA.- Se prepara una solución al 0.1% de Curcumina (Polvo amarillo naranja, cambia a rosa, fórmula: $\text{CH}_2[\text{COOH}:\text{CHC}_6\text{H}_3(\text{OH})\text{OCH}_3]_2$) en alcohol. Se corta el papel filtro en tiras, las cuales se impregnan en la solución, se dejan secar por 24 horas.

BIBLIOGRAFÍA

1. Butler, I. S., Harrod, J. F., QUÍMICA INORGÁNICA PRINCIPIOS Y APLICACIONES, 1ª Edición, Addison-Wesley Iberoamericana, S.A., U.S.A. (1992).
2. Cotton, F. A., Wilkinson, G., QUÍMICA INORGÁNICA AVANZADA, 4ª Edición, Editorial Limusa Noriega Editores, México (1995).
3. Garriz, A., Chamizo, J. A., QUÍMICA, 1ª Edición, Editorial Addison-Wesley, Washington, (1994).
4. Garzón, G. G., FUNDAMENTOS DE QUÍMICA GENERAL, 2ª Edición, Mc Graw Hill, Bogotá (1986).
5. Gillespie, R. J., Baird, N. C., Humphreys, D. A., Robinson, E. A., QUÍMICA, 1ª Edición en español, Editorial Reverté, S.A., Barcelona (1990).
6. Jolly, N. L., PRINCIPIOS DE QUÍMICA INORGÁNICA, 1ª Edición, Mc Graw Hill de México, S.A. de C.V., México (1977).

7. Keenan, C. W., Kleinfelter, D. C., Wood, J. H., QUÍMICA GENERAL UNIVERSITARIA, 7ª reimpresión, Cía. Editorial Continental, S.A. de C.V., México (1994).

8. Manku, G. S., PRINCIPIOS DE QUÍMICA INORGÁNICA, Traducción de la 1ª Edición, Mc Graw Hill, México (1985).

9. Orozco D.F., ANÁLISIS QUÍMICO CUANTITATIVO, 20ª. Edición, Editorial Pomúa, S.A., México (1994).

10. Pauling, L., QUÍMICA GENERAL, 10ª Edición, Aguilar, S.A. Ediciones, Madrid (1977).

11. Smoot, R. C., Price, J., QUÍMICA UN CURSO MODERNO, Compañía Editorial Continental, S.A. de C.V., 9ª Impresión, México (1987).