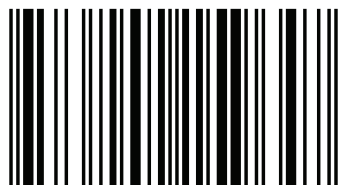


Prácticas de laboratorio para la disciplina Química Inorgánica

El presente libro está dirigido a profesores de la especialidad química, a docentes de las carreras de Ingeniería en alimentos, Ingeniería Industrial, Ingeniería en Medio Ambiente y Licenciatura en Química, a jóvenes que las estudian o se interesan por conocer acerca de las reacciones químicas inorgánicas, padres y público en general y a todo aquel que quiera ampliar su cultura en cuestiones experimentales de esta materia. El estudio experimental de cada uno de los grupos de la tabla periódica de Mendeleiev, resulta necesario para comprender las propiedades de cada una de las sustancias y sus aplicaciones en la vida práctica y en los procesos industriales, las relaciones sistémicas que se establecen permiten analizar las relaciones existentes en todos los procesos experimentales y favorece el vínculo de la teoría con la práctica. Estas actividades experimentales permiten sustentar un conocimiento más profundo de la química para continuar los estudios de síntesis inorgánica, estructura de las sustancias y otras materias que sin estos conocimientos no pueden establecer los nexos y regularidades necesarias para interpretar esta ciencia.

Máster en Química e Ingeniería Química, de 29 años de experiencia en la docencia y en las investigaciones de las Ciencias Químicas y Pedagógicas, con participación en 18 eventos internacionales, 25 publicaciones en revistas espec. y eventos científicos. Ha asesorado 42 tesis de grado en las especialidades de Química e Ingeniería Industrial.



978-620-2-15964-7

editorial académica **española**

eae
editorial académica **española**



Lilia Cervantes Rodríguez · Carmen Pino Ávila · Lilia Pedraza

Prácticas de laboratorio para la disciplina Química Inorgánica

Libro útil para el desarrollo de la actividad experimental de Química Inorgánica con enfoque sistémico y asequible.

Lilia Cervantes Rodríguez
Carmen Pino Ávila
Lilia Pedraza

Prácticas de laboratorio para la disciplina Química Inorgánica

**Lilia Cervantes Rodríguez
Carmen Pino Ávila
Lilia Pedraza**

Prácticas de laboratorio para la disciplina Química Inorgánica

**Libro útil para el desarrollo de la actividad
experimental de Química Inorgánica con enfoque
sistémico y asequible.**

Editorial Académica Española

Imprint

Any brand names and product names mentioned in this book are subject to trademark, brand or patent protection and are trademarks or registered trademarks of their respective holders. The use of brand names, product names, common names, trade names, product descriptions etc. even without a particular marking in this work is in no way to be construed to mean that such names may be regarded as unrestricted in respect of trademark and brand protection legislation and could thus be used by anyone.

Cover image: www.ingimage.com

Publisher:

Editorial Académica Española

is a trademark of

International Book Market Service Ltd., member of OmniScriptum Publishing Group

17 Meldrum Street, Beau Bassin 71504, Mauritius

Printed at: see last page

ISBN: 978-620-2-15964-7

Copyright © Lilia Cervantes Rodríguez, Carmen Pino Ávila, Lilia Pedraza

Copyright © 2018 International Book Market Service Ltd., member of OmniScriptum Publishing Group

TÍTULO: PRÁCTICAS DE LABORATORIO PARA LA DISCIPLINA QUÍMICA INORGÁNICA.

Autores: MSc Lilia Cervantes Rodríguez. Universidad Técnica de Cotopaxi.

lilia.cervantes@utc.edu.ec

M. Sc. Carmen Domina Pino Avila. Universidad Técnica de Cotopaxi.

carmen.pino9965@utc.edu.ec

Ing Lilia Pedraza Cervantes. Universidad Técnica de Cotopaxi.

liliapedrazacervantes@gmail.com

Prólogo

El presente libro está dirigido a profesores de la especialidad química, a docentes de las carreras de Ingeniería en alimentos, Ingeniería Industrial, Ingeniería en Medio Ambiente y Licenciatura en Química, a jóvenes que las estudian o se interesan por conocer acerca de las reacciones químicas inorgánicas, padres y público en general y a todo aquel que quiera ampliar su cultura en cuestiones experimentales de esta materia.

El estudio experimental de cada uno de los grupos de la tabla periódica de Mendeleiev, resulta necesario para comprender las propiedades de cada una de las sustancias y sus aplicaciones en la vida práctica y en los procesos industriales, las relaciones sistémicas que se establecen permiten analizar las relaciones existentes en todos los procesos experimentales y favorece el vínculo de la teoría con la práctica. Estas actividades experimentales permiten sustentar un conocimiento más profundo de la química para continuar los estudios de síntesis inorgánica, estructura de las sustancias y otras materias que sin estos conocimientos no pueden establecer los nexos y regularidades necesarias para interpretar esta ciencia.

Índice

1. Introducción
2. Estructura de las prácticas de laboratorio.
3. Práctica de Laboratorio. Relación estructura - propiedades de las sustancias.
4. Práctica de laboratorio. Métodos de cristalización. Recristalización. Cristalización fraccionada. Crecimiento de cristales. Reacciones microcristaloscópicas.
5. Práctica de laboratorio. Sistémica del hidrógeno.
6. Práctica de laboratorio. Sistémica de los halógenos.
7. Práctica de laboratorio. Sistémica de los elementos del grupo VIA.
8. Práctica de laboratorio. Sistémica de los elementos del grupo VA.
9. Práctica de laboratorio. Resolución de problemas experimentales I.
10. Práctica de laboratorio. Sistémica de los elementos del grupo IVA.
11. Práctica de laboratorio. Sistémica de los elementos grupo IIIA.
12. Práctica de laboratorio. Sistémica de los elementos del grupo IIA.
13. Práctica de laboratorio. Sistémica de los elementos del grupo IA.
14. Práctica de laboratorio. Resolución de problemas experimentales II.

15. Práctica de laboratorio. Sistémica de los complejos.
16. Práctica de laboratorio. Sistémica del cinc, cadmio y mercurio.
17. Práctica de laboratorio. Sistémica del cromo.
18. Práctica de laboratorio. Sistémica del manganeso.
19. Práctica de laboratorio. Sistémica del hierro, cobalto y níquel.
20. Práctica de laboratorio. Sistémica del cobre y la plata.
21. Práctica de laboratorio. Resolución de problemas experimentales III.

Introducción

En este libro se presenta un sistema prácticas de laboratorio en las cuales se ponen de manifiesto las habilidades de obtener sustancias químicas inorgánicas y comprobar sus propiedades que son las básicas para las demás. Al finalizar se proponen grupos de problemas donde se deben formar las demás.

Estas técnicas de laboratorio son el fruto de varios años de labor de profesores y de estudiantes que han trabajado en perfeccionarlas, lo cual permite tener una guía para otros que se adentran en el mundo de esta disciplina. No pretende ser un cinturón de fuerza, todo lo contrario, se muestra cómo se puede hacer, no lo que hay que hacer, con la intención de que los estudiantes y el profesor hagan lo que entiendan necesario y del modo más conveniente, siguiendo la metodología propuesta, se pueden hacer muchas reacciones diferentes y siempre comprobando los elementos de conocimientos propuestos. Se pretende que los docentes y estudiantes acepten el reto de formar las habilidades sobre la base de los recursos que les brinda la vida diaria.

El sistema que se presenta puede ser considerado como un manual de prácticas de laboratorio, pero es en realidad el marco donde se realizan las acciones prácticas que pueden variar de una escuela a la otra, o de un estudiante a otro. Todo depende de las necesidades y de la creatividad de los que las lleven a efecto.

* El sistema de prácticas de laboratorio de referencia para la modelación y la proposición de procedimientos queda estructurado de forma vertical dentro de la disciplina, por los elementos o integrantes siguientes

ESTRUCTURA

* Las prácticas se han estructurado internamente de la forma siguiente: las sistémicas (denominadas así porque permiten comprobar los elementos de conocimientos mediante todas ellas y se aplique el enfoque sistémico estructural y genético). Después de ofrecer el título, se realiza una breve introducción para destacar los aspectos más generales del grupo o elemento al que se destina la ejecución y se guía la atención hacia las cuestiones de la seguridad en el uso de sustancias peligrosas, aunque en las clases siempre se hayan estudiado. A continuación, se orientan las tareas a llevar a cabo para el cumplimiento de los objetivos del tema y las ideas rectoras.

* En el caso que se proponga una preparación u obtención inorgánica, generalmente se coloca al inicio, a fin aprovechar el tiempo de realización de algunas operaciones; por ejemplo, calentamiento y agitación para hacer varias

reacciones o porque sus productos son utilizados en el propio sistema de prácticas de Química Inorgánica.

* Más adelante, se plantea un grupo de preguntas iniciales, cuya finalidad es lograr que los estudiantes recuerden las acciones más importantes de preparación para las prácticas de laboratorio. Se utiliza la resolución de problemas de cálculos y la preparación de disoluciones necesarias para la ejecución de los ensayos.

* La comprobación de las propiedades de las sustancias es realizada con una estructura jerárquica: primero, las propiedades de las sustancias simples y **fundamentalmente aquellas reacciones en las cuales se obtienen sales, tanto sólidas como en disolución acuosa**, que permita utilizarlas para iniciar las relaciones genéticas. Después, se continúan realizando otras reacciones con la finalidad de dar tiempo a que estas terminen; y posteriormente, se retoman para seguir comprobando las propiedades de las sustancias compuestas, teniendo en cuenta las sustancias del elemento químico al que se le realiza la práctica de laboratorio, pero siempre repitiendo los elementos de conocimiento de la Química Inorgánica.

* Finalmente, se brinda un grupo de **preguntas** para que se resuelvan en las prácticas que tienen como nombre: "Problémicas" o que dan las bases **para evaluar habilidades experimentales** propuestas para la disciplina.

* Las prácticas dedicadas a la relación estructura - propiedades tienen una estructura semejante. En la titulada "Relación estructura - propiedades", existe un orden jerárquico bien establecido. Primero, se determina cualitativamente (de forma muy sencilla y empírica) la polaridad de las sustancias y después, la solubilidad en disolventes de diferentes polaridades. Se determina, de forma también cualitativa y aproximada, la temperatura de fusión de las sustancias, si la tienen, se descomponen o volatilizan; y a continuación se comprueba si conducen la corriente eléctrica, o no (al estado fundido).

* En el caso de la práctica de cristalografía se obtiene una disolución saturada para hacer crecer un cristal; de ella misma se toman porciones para comprobar el tipo de sistema cristalino en que se formó, luego a continuación, se hace una disolución para cristalizar por enfriamiento y el líquido sobrenadante se utiliza posteriormente a fin de cristalizar el sólido por cambio de disolvente.

* En la "Sistémica de los complejos", el orden jerárquico es determinante: primero, se debe obtener un complejo en disolución acuosa, para más adelante observar su absorbancia a diferentes longitudes de ondas y calcular su espectro de absorción.

* Al sistema de prácticas se le concedió el orden en el curso, según:

- * La función y ubicación del estudio del grupo en el sistema periódico.
- * Cómo es estudiado en los libros más reconocidos de la química inorgánica.
- * Los objetivos de cada asignatura y de la disciplina.

* Estos elementos cumplieron **las funciones** siguientes:

1. Reconocer los distintos tipos de sustancias de acuerdo con las principales propiedades físicas: color, olor, dureza, solubilidad, temperatura de fusión, conductividad eléctrica al estado normal y en disolución en distintos tipos de disolventes.
2. Relacionar las propiedades de las sustancias con la estructura.
3. Realizar los principales métodos de cristalización, recristalización, las reacciones microcristaloscópicas y el crecimiento de un cristal.

* De la tercera a la sexta práctica se aplican algunos de los métodos de obtención de las sustancias simples, gaseosas y no metálicas, y se comprueban las propiedades de las sustancias simples y compuestas de los no metales.

* De la octava a la oncenava se obtienen sustancias compuestas y alguna simple y se comprueban las propiedades de las sustancias simples y compuestas de los elementos metálicos y los metaloides.

En la décimo tercera se obtienen varios complejos en disolución para comprobar algunas de sus propiedades, por ejemplo: reacciones de formación, estabilidad termodinámica, la energía de desdoblamiento del campo cristalino, y relacionar las propiedades de las sustancias con su estructura al nivel de las sustancias complejas.

* De la decimocuarta a la decimoctava se obtienen de las sustancias simples metálicas necesarias para comprobar las propiedades de las sustancias simples y compuestas de los elementos de transición.

PRÁCTICA DE LABORATORIO 1

TÍTULO: Relación estructura - propiedades de las sustancias

INTRODUCCIÓN

* En la práctica se debe realizar una serie de experimentos que tienen como finalidad fundamental la de comprobar la relación causal: estructura - propiedades de las sustancias, por ello se ha tomado una gran variedad de sustancias para realizarles un mismo ensayo y comparar las propiedades físicas. Es necesario hacer notar la energía que mantiene unidas las partículas al estado sólido, y también el estado de agregación que podemos encontrar las sustancias.

Se debe trabajar con sumo cuidado, sobre todo en los experimentos relacionados con la corriente eléctrica. Aunque se utilizan pequeñas cantidades de sustancias y bajos voltajes, se **tienen** que cumplir con todos los requisitos de seguridad y protección.

Se deben limpiar los bornes de contacto de los equipos de medición para evitar posibles errores o accidentes.

Aunque se presenta una gran variedad de sustancias no imprescindible usarlas todas, pues se han tomado por tipos según la naturaleza de su enlace, las fuerzas interpartículas y las diferentes formas de presentación en que las podemos encontrar, por lo tanto, se pueden sustituir por otras de la misma clase. Lo fundamental es realizar los diferentes experimentos con el mayor número de sustancias de las disponibles para obtener una valoración justa y real.

Se propone que Los estudiantes y las estudiantes se dividan por grupos y que se les asignen sustancias de diferentes tipos. No tienen que realizar todos los experimentos con todas las sustancias, sino realizar todos los experimentos con aquellas que se determinen y tengan a disposición.

Al finalizar la práctica de laboratorio se confeccionará un cuadro resumen donde se recojan todas las conclusiones obtenidas por cada uno de Los estudiantes y las estudiantes.

Es importante para el ahorro de tiempo, que mientras se realice algún calentamiento u otras operaciones que demoren, continúen con los experimentos siguientes.

TAREA A REALIZAR.

Comprobar en la práctica la relación causal estructura - propiedades de las sustancias, realizando experimentos para verificar; la polaridad del agua, el tolueno y el benceno, la conductividad eléctrica de las sustancias al estado natural, en disolución y fundido, la conductividad térmica de algunas sustancias, la temperatura de fusión de forma aproximada de algunas sustancias, y la solubilidad o hidrólisis de algunas sustancias en dependencia del tipo de enlace.

PREGUNTAS INICIALES.

1. ¿Cuáles son los factores que influyen en la polaridad de las sustancias? ¿Cómo se comprobará la polaridad de las sustancias líquidas en esta práctica?
2. ¿Qué entiende usted por conductividad eléctrica y térmica?
3. ¿Qué entiende usted por disolución y por fusión? ¿Qué semejanzas y diferencias existen entre estos fenómenos?
4. Explique la esencia del modelo de enlace iónico que Ud. ha estudiado. ¿Cuál es la naturaleza de las fuerzas que mantienen unidas las partículas según este modelo? ¿Por qué las sustancias en determinadas condiciones pueden conducir la corriente eléctrica? Describa cómo ocurre este fenómeno. ¿Cómo se comprobará la conductividad de las sustancias iónicas en esta práctica?
5. ¿Cuáles son las teorías fundamentales que tratan de explicar el modelo del enlace covalente? Explique esencia de cada una.
6. ¿En qué consiste el modelo del enlace metálico? ¿Qué sustancias del Sistema Periódico presentan este tipo de enlace? ¿Cómo se comprueba la conductividad de las sustancias metálicas en esta práctica? ¿Conducen las sustancias metálicas la corriente eléctrica cuando están en polvo?

Experimento 1: "Polaridad de las sustancias".

- a. Tome tres buretas, una con agua, otra con tolueno y la tercera con benceno.
- b. Deje salir el líquido de una, lenta pero continuamente.
- c. Acerque una varilla de plástico previamente frotada en una franela o con un periódico. Observe qué ocurre. Ver comprobación / polaridad
- d. Repita este ensayo con las otras sustancias y tome conclusiones sobre la polaridad de las sustancias analizadas.

Experimento 2: "Conductividad eléctrica".

* Al estado normal:

- a. Tome muestras de las sustancias (15 ml para las líquidas y 3 g para las sólidas) en pequeños crisoles o en vasos de precipitados y compruebe sus respectivas conductividades eléctricas en un aparato que tenga como interruptor los bornes, que serán unidos por la sustancia a examinar y tendrá algún instrumento que evidencie el paso de corriente por el circuito.
- b. Después de cada ensayo desconecte y limpie los bornes del equipo de conductividad eléctrica.

Las sustancias propuestas son:

- agua destilada.
- tolueno
- cloruro de sodio.
- azufre en polvo y en barras.
- ácido sulfúrico concentrado (98 %).
- ácido acético glacial.
- aluminio, cobre, hierro y/o cinc en polvos.
- aluminio, cobre, hierro y/o cinc en alambres.

- cloruro de aluminio, cloruro de hierro (III), nitrato de hierro (III), cloruro de berilio y/o cloruro de titanio (IV).
- parafina en perlas y barras.
- dióxido de silicio.
- grafito.
- azúcar refino (sacarosa), glucosa.

Experimento 4: "Solubilidad y conductividad".

- a. Tome como muestra medio gramo para los sólidos y 5 ml para los líquidos y disuélvalos en 10 ml de agua, compruebe así la solubilidad de las sustancias (Tomar una muestra del líquido sobrenadante con un agitador y dejarlo evaporar en un portaobjeto o vidrio de reloj limpio). Ver comprobación solubilidad/ solubilidad
- b. A las disoluciones obtenidas compruébele la conductividad eléctrica. Compruebe sus propiedades ácido - básicas, introduciendo un agitador y mojando una tirita de papel de tornasol universal sobre un vidrio reloj. Ver conductividad eléctrica /conductibilidad
- c. Repita el ensayo utilizando como disolvente el benceno o tolueno
- d. Saque las conclusiones en cada caso y al final generalice tomando como base el tipo de enlace, la estructura y las propiedades de las sustancias

Experimento 5: "Temperatura de fusión aproximada y conductividad al estado fundido".

- a. Coloque las muestras de sustancias sólidas (2 a 5 g) en crisoles pequeños en el horno mufla
- b. a 100 °C, espere unos 10 minutos y observe cuál se fundió.
- c. Las muestras fundidas sáquelas y compruébele la conductividad eléctrica.
- d. Continúe calentando de 50 en 50 °C y repita estas operaciones.
- e. Saque conclusiones para cada experimento y en general, basándose en el tipo de enlace, la estructura y las propiedades.

Experimento 6: "Conductividad térmica".

- a. Tome tres varillas de igual longitud y grosor, pero de sustancias diferentes, por ejemplo: varilla de vidrio, hierro y bronce y colóqueles varias bolitas de plastilina o parafina sólida, a una misma distancia una de otra y a una misma distancia de un extremo de la varilla.
- b. Sujételas por el extremo contrario a donde puso las bolitas de plastilina a soportes universales de forma tal que estén a la misma altura.
- c. Colóquelas de forma radial, y que las puntas donde están las bolitas de plastilina converjan sobre una misma zona llama de un quemador Bunsen.
- d. Aplique calor al mismo tiempo a las tres.
- e. Observe de cuál varilla se comienzan a caer primero las bolitas de plastilina o parafina. Ver comprobación/conductividad térmica
- f. Saque conclusiones en cada caso y de forma general, atendiendo al tipo de enlace, estructura y propiedades.

Confeccione un cuadro resumen de la práctica de laboratorio que recoja los siguientes datos: (se obtendrá sobre la base de todos los datos adquiridos por el

grupo de estudiantes).

- a. Muestra utilizada y tipo de sustancia.
- b. Tipo de enlace.
- c. Tipo de fuerzas entre las partículas.
- d. Polaridad.
- e. Estado de agregación.
- f. Temperatura de fusión (alta o baja).
- g. Solubilidad en agua y en disolvente apolares.
- h. Conductividad eléctrica al estado natural, en disolución y fundido.
- i. Conductividad térmica.

Las preguntas finales están relacionadas con el completamiento de este cuadro, el cuál debe venir preparado en los aspectos teóricos previos y en las conclusiones del laboratorio será completado.

PREGUNTAS FINALES:

1. ¿Cómo se clasifican las sustancias atendiendo al tipo de enlace entre sus partículas?
2. ¿Qué entiende Ud. por sólido iónico? ¿Qué propiedades le son inherentes?
3. Señale qué es un sólido cristalino atómico. ¿Qué propiedades presentan en general?
4. De las sustancias moleculares señale:
 - a)- Concepto.
 - b)- Propiedades.
 - c)- Ejemplos.
5. De los sólidos cristalinos metálicos, señale:
 - a)- Tipo de enlace.
 - b)- Propiedades.
6. Analice las propiedades de las sustancias atendiendo al tipo de interacción que se establece entre sus partículas.
- 7.- Explique la relación causa - efecto al:
 - a)- Disolver en agua el cloruro de potasio y al tolueno.
 - b)- Medir la conductividad eléctrica del bromuro de sodio sólido y a la misma sustancia, pero en disolución acuosa.
 - c)- Medir la temperatura de fusión del cobre y del yodo.
6. Al medir los volúmenes de agua y tolueno usaste un útil de laboratorio, el cuál tú seleccionaste. Fundamente dicha selección.
7. ¿Qué relación se observa entre la estructura, el tipo de enlace y las propiedades de las sustancias?

PRÁCTICA DE LABORATORIO # 2 - 1

TÍTULO: Métodos de cristalización. Recristalización. Cristalización fraccionada. Crecimiento de cristales. Reacciones microcristaloscópicas

INTRODUCCIÓN

El crecimiento de cristales en el laboratorio se realiza de diferentes formas, atendiendo a las características de las sustancias involucradas, tales como solubilidad en determinados disolventes y temperaturas de fusión.

También, se realizan las recristalizaciones como método de purificación de sustancias, fundamentalmente para preparaciones y las investigaciones. Las recristalizaciones pueden ser realizadas por cualquier método de cristalización.

* Se recomienda el uso de técnicas semimicro en el desarrollo de los experimentos con los objetivos de ahorrar reactivos y acelerar las operaciones que los estudiantes y las estudiantes deben realizar.

El crecimiento de cristales se desarrollará con diferentes sustancias de distintos sistemas cristalinos con el objetivo de ofrecerle a los estudiantes y las estudiantes una variedad de muestras que contribuyan a consolidar sus conocimientos, a la vez que, permite que no se gaste una sola sustancia. La técnica que se desarrolla requiere de paciencia, porque se empieza unos 15 días antes de la práctica, con la preparación de los seminales. Por esto, se debe adecuar un lugar del laboratorio donde los estudiantes y las estudiantes puedan ir chequeando sus resultados. Es necesario indicar que los cristales que se van obteniendo se deben recuperar. Esta técnica ha sido probada con magníficos resultados con las siguientes sustancias; sulfato de cobre pentahidratado, sulfato de magnesio heptahidratado, hexacianoferrato (III) de potasio, tiosulfato de sodio pentahidratado, dihidrógenofosfato de sodio decahidratado, sulfato de sodio, alumbres (de aluminio y potasio, aluminio y amonio, aluminio y sodio, cromo y sodio, cromo y potasio), cloruro doble de amonio y cobre (II), sulfato de níquel, acetato de plomo y cloruro de sodio.

Se prevé el uso del microscopio óptico para observar la formación y el crecimiento de cristales que resultan de las reacciones micro-cristaloscópicas por lo cual se debe realizar un estudio previo de la utilización de este instrumento.

Se sugiere a los estudiantes y las estudiantes una adecuada preparación y organización en el desarrollo de la práctica que le permita, sin pérdidas de tiempo, llevar a feliz término los experimentos orientados.

TAREAS A REALIZAR

1. Comprobar los diferentes métodos de cristalización más comunes en el laboratorio.
2. Realizar el crecimiento de un cristal sobre la base de una curva de solubilidad elaborada a partir de una data.
3. Adquirir la metodología de reconocimiento de sustancias por reacciones

microcristaloscópicas como una forma de cristalización por una reacción química.

4. Realizar la recristalización de un sólido como una forma de purificar una sustancia.
5. Separar sólidos cristalinos solubles por cristalización fraccionada.

PREGUNTAS INICIALES:

1. ¿Será necesaria la obtención de una disolución sobresaturada para hacer crecer el cristal?
2. ¿Por qué al realizar la cristalización por enfriamiento hay que agitar la solución sobresaturada?
3. ¿Cuál es la causa de que si no ocurre la cristalización por enfriamiento con la agitación hay que añadir un pequeño cristal?
4. Explique por qué ocurre la cristalización cuando hay evaporación del disolvente.
5. ¿Por qué al cambiar el disolvente se puede lograr la cristalización del soluto?
6. ¿Cómo se pueden separar dos sustancias solubles en una misma disolución? Fundamente su respuesta con un ejemplo práctico sobre la base de un gráfico de curvas de solubilidad.
7. ¿Por qué cuando se hace la reacción de obtención del yoduro de plomo (II) en la primera cristalización tiene una coloración amarilla opaca, pero después, de la recristalización toma color amarillo dorado brillante?
8. ¿Qué diferencia existe entre la cristalización por evaporación y una por reacción microcristaloscópica?

TECNICA OPERATORIA:

Experimento 1: "Crecimiento de cristales".

Preparación del seminal.

- a. Ponga a calentar 100 ml de agua.
- b. Pese la sustancia encomendada para el crecimiento de cristales. La masa a pesar será la suma de la correspondiente al coeficiente de solubilidad a 60 °C más 1,5 g.
- c. Disuelva la sustancia en agua caliente.
- d. Filtre la disolución en caliente por papel de filtro plegado.
- e. Deje enfriar la disolución en reposo durante varios días hasta la formación de los cristales.
- f. Vierta la disolución en otro vaso de precipitado de forma tal que no pasen los cristales, de ser necesario filtre.

Crecimiento.

- h. Tome el cristal que tenga la forma más perfecta y amárrelo a un hilo preferentemente de poliéster o parafinado y después a una varilla de forma tal que quede en el centro de la disolución anterior. Recupere los cristales sobrenadantes.
- i. Mantenga el cristal el tiempo necesario para que crezca. La operación puede durar varios días en dependencia del tamaño y la naturaleza de los cristales.
- j. Para lograr que el cristal crezca más rápidamente se debe; tapar el vaso de

precipitado con un papel, trasvasar periódicamente la disolución madre para eliminar los cristales que se pueden formar en las paredes y el fondo del vaso de precipitado y eliminar periódicamente las maclas que se le pueden ir formando. Ver crecimiento de cristales

k. Guarde una muestra de la disolución madre de unos 2 ó 3 ml.

Experimento 2: "Cristalización por enfriamiento de una disolución".

- a. Tome 1 g de tiosulfato de sodio pentahidratado en un tubo de ensayos.
- b. Añada unas gotas de agua hasta humedecerlo y que quede un ligero exceso.
- c. Aplique calor hasta disolverlo.
- d. En caso de que quede algún sólido de color amarillo sin disolver, filtre con papel de filtro plegado.
- e. Enfríe, preferentemente bajo un chorro de agua, sin agitar. ¿Qué tipo de disolución ha obtenido?
- f. Agite fuertemente. ¿Qué observa? Añada un cristal de la sustancia lo más pequeño posible. Agite. Ver cristalización por enfriamiento de una disolución.

Experimento 3: "Cristalización por evaporación".

- a. Ponga una gota de la disolución de la sustancia de la que va a hacer crecer el cristal en un portaobjeto. Deje evaporar un poco. Continúe trabajando y después observe al microscopio.
- b. Compare la forma poliédrica con la del cristal que crecerá.

Experimento 4: "Cristalización por fusión".

- a. Coloque 0,5 g de ácido benzoico en un tubo de ensayos.
- b. Aplique calor hasta fundir. El líquido debe estar fluido.
- c. Deje enfriar en reposo.
- d. Observe los cristales formados.

Experimento 5: "Cristalización por cambio del disolvente".

- a. Tome una muestra de unos 2 ó 3 ml de la disolución problema que se utilizará para hacer el crecimiento.
- b. Añada un volumen de etanol anhidro igual al de la disolución. Agite y observe.
- c. Prepare una mezcla de 2 ml de agua con 2 ml de alcohol etílico.
- d. Añada una microespátula de carbonato de sodio, preferentemente anhidro.
- e. Agite.
- f. Repita las acciones d y e hasta que se separen las capas. Ver cristalización por cambio de solvente.

Experimento 6: "Principio de la cristalización fraccionada". (Para trabajar entre dos estudiantes).

- a. Tome la mezcla de sales que contiene 12,5 g de sulfato doble de aluminio y potasio dodecahidratado previamente y 2 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado.
- b. Añada 25 ml de agua. Agite hasta disolución.
- c. Caliente hasta ebullición.

d. Decante el líquido sobrenadante. Un estudiante (A) trabajará con la disolución y otro (B) con la sustancia que no se ha disuelto.

A Calentará hasta ebullición y concentrará la disolución hasta formar cristales de la sustancia menos soluble que se incorporará al producto con que trabaja (B).

B Añadirá agua y calentará hasta disolución de la más soluble y la disolución se le dará al estudiante (A) para que la incorpore a su producto.

a. Tome una muestra de los productos. Añada disolución concentrada de hidróxido de amonio.

b. ¿A qué sustancias corresponden estos precipitados? ¿Y la disolución?

Experimento 7: "Recristalización".

a. Tome dos muestras de sales solubles, una de plomo (II) y un yoduro. Mézclelas.

b. Lave el precipitado formado.

c. Tome una muestra y agregue 5 ml de agua.

d. Caliente hasta disolución.

e. Ponga a enfriar el tubo de ensayos preferentemente en un chorro de agua. Agite y observe la formación de láminas doradas (lentejuelas).

Experimento 8: "Cristalización por reacción química. Cristalización microcristaloscópica".

a. Coloque sobre un portaobjetos una gota de sal soluble de magnesio. Agregue una gota de mezcla 1:1 de cloruro de amonio y amoniaco.

b. Agregue un cristal de hidrógenosulfato de sodio dodecahidratado. Observe al microscopio.

PREGUNTAS FINALES

1. ¿Qué masa de la sustancia encomendada en el experimento 1 debe cristalizar cuando se enfríe a temperatura ambiente?
2. ¿A qué sistema cristalino pertenecen los cristales obtenidos en cada experimento?
3. ¿Qué tipo de disolución obtuvo en el experimento 2 antes de añadirle el cristal?
4. ¿Por qué cuando se cambia un disolvente generalmente ocurre una cristalización?
5. Si usted tiene una mezcla de sulfato de níquel (II) heptahidratado y sulfato doble de aluminio y amonio dodecahidratado. ¿Cómo los separaría sin realizar transformación química alguna?
6. ¿Por qué al añadir carbonato de sodio a la mezcla de alcohol y agua se separan las fases alcohólica y el agua?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N° 3

TÍTULO: Sistemática del hidrógeno

INTRODUCCIÓN

Con esta práctica se comienza con las prácticas de laboratorios llamadas; sistemáticas de los elementos, en este caso con el hidrógeno. Será difícil la comprobación de algunas propiedades de la sustancia simple que lo hacen tan particular. Se omite la reacción con los ácidos no oxidantes, pues todos lo contienen y lo generan, como se verá en uno de los métodos de obtención. La reacción con los ácidos oxidantes, se hará de un modo que después no se verá de nuevo con otros tipos de sustancias, con una atmósfera de un gas reaccionante. También, se ejecutarán otros ensayos que no se obtienen resultados muy apreciables como; la reacción con disolución de álcali. Se realizará énfasis en los principales métodos de obtención donde se deben evidenciar tanto las propiedades físicas y químicas de la sustancia simple, fundamentalmente para diseñar los aparatos. Las propiedades químicas estarán centralizadas en las reacciones de redox, principalmente en las reductoras.

Al comprobar las propiedades de las sustancias simples es de suma importancia la reacción no metal – no metal, pues esta se repetirá pocas veces, por lo tanto se deben observar con detenimiento las condiciones en que se realizan.

Es necesario recordar el cuidado que hay que tener con su manipulación fundamentalmente cuando se le comprueba su combustibilidad o cuando se da calor en reacciones tales como; la reducción del óxido de cobre, donde hay que cuidar que no esté cerca del tubo de desprendimiento.

También, se debe tener sumo cuidado en la manipulación de los ácidos, hidróxidos y los metales sodio y calcio, por lo cual se deben seguir las orientaciones tal como se indican.

TAREAS A REALIZAR

1. Obtener y comparar algunos de los métodos de obtención del dihidrógeno en el laboratorio en cuanto a:
 - ❖ gasto de reactivos.
 - ❖ rapidez.
 - ❖ uso de utensilios.
 - ❖ factibilidad metodológica.
 - ❖ acción automática.
2. Comprobar las principales propiedades químicas de la sustancia simple sobre la base de los elementos del sistema de prácticas de laboratorio de la disciplina Química Inorgánica.
3. Comprobar algunas propiedades físicas del dihidrógeno.

PREGUNTAS INICIALES.

1. Explique cómo usted obtendría el dihidrógeno a partir de:
 - ❖ ácidos y metales activos.
 - ❖ hidróxidos y metales anfóteros.
 - ❖ agua y metales reductores.
2. ¿Cómo se comprobará el poder reductor del dihidrógeno sobre los óxidos?
3. ¿En qué forma el hidrógeno es mejor reductor: atómico o molecular? Fundamente. ¿Cómo se comprobará en la práctica?
4. ¿Por qué generalmente no se obtiene el dihidrógeno a partir de la reacción de un metal con el ácido nítrico? Fundamente su respuesta sobre la base de los potenciales de electrodos.
5. ¿Por qué no se debe acercar una llama al tubo de desprendimiento del dihidrógeno cuando su terminación no está afilada?
6. ¿Cómo usted puede saber que el hidrógeno ha reaccionado con el sodio?

TECNICA OPERATORIA.

Experimento 1: "Obtención del dihidrógeno. Identificación".

A partir de:

La reacción de un metal y un ácido:

- a. Monte un aparato de acción automática según su proyecto.
- b. Obtenga hidrógeno. Ver obtención H₂ Ver obtención del dihidrógeno (video)
- c. Identificación: acérquelo una llama. Ver identificación/combustionhidrogeno

La reacción de un hidróxido soluble con un metal anfótero:

- d. Coloque una granalla de cinc en un tubo de ensayos.
- e. Añada 1 ml de hidróxido de sodio concentrado.
- f. Aplique calor suavemente.
- g. Compruebe la existencia del dihidrógeno.

La reacción de un metal reductor con el agua:

- h. Tome una granalla de calcio que esté limpia de óxido (blanco) en un tubo de ensayos.
- i. Añada 1 ml de agua.
- j. Acerque una llama a la boca del tubo de ensayos durante la formación de pompas. Ver agua jabonosa

Experimento 2: " Propiedades del dihidrógeno".

Físicas:

➤ Densidad.

- a. Introduzca la punta del tubo de desprendimiento en agua jabonosa o

detergente y colóquela en posición vertical hacia arriba hasta lograr que se forme una pompa. En caso de que la pompa no se desprenda, debe soplar con la boca hasta lograrlo. Observe la dirección que toma y explique el hecho.

➤ Solubilidad.

- b. Coloque un tubo de ensayos pequeño lleno de agua boca abajo dentro de otro recipiente (vaso de precipitado o cristalizadora), que también tenga agua hasta la mitad.
- c. Haga burbujear el hidrógeno dentro del seno del tubo de ensayos hasta que se desplace
- d. Toda el agua. La boca del tubo de ensayos debe estar lo más cerca posible de la superficie del agua que está dentro del recipiente. Cuidado de no cambiar la posición del tubo.
- e. Coloque el tubo de ensayos boca abajo. Observe el color. Ver solubilidad
- f. Cierre la llave.
- g. Compruebe la existencia del dihidrógeno y compare el tono de la explosión con la del Experimento 1c.

Propiedades químicas de la sustancia simple.

Experimento 3: "Reacción con las sustancias simples".

Con los no metales:

El dioxígeno. Obtención de su hidróxido. Propiedades ácido – base.

- a. En el aparato de acción automática cambie el tubo de desprendimiento por una conexión de vidrio fusible afilada.
- b. Compruebe la existencia de mezcla detonante en caso negativo continúe.
- c. Acerque una llama al extremo afilado hasta obtener una pequeña llama. (El flujo del gas debe ser fuerte para obtener resultados apreciables). No apague la llama hasta que se le oriente. Ver identificación
- d. Acerque un vidrio reloj, preferentemente frío, con la parte cóncava hacia la llama.
- e. Observe la formación de gotas.
- f. Moje en ellas un papel de tornasol universal y note el pH del líquido formado con el dicloro.
 - h. Tome un frasco que contenga una atmósfera de dicloro con una concentración lo más elevada posible.
 - i. Introduzca la llama del desprendimiento del dihidrógeno. ¿Hay reacción?

Experimento 4: "Reacción con los ácidos oxidantes".

Para hacer este experimento debe usar gafas protectoras y demás medios por la posibilidad de explosión.

- a. Tome una muestra (0,5 ml como máximo) de ácido nítrico 1:1.
- b. Aplique calor suavemente hasta ebullición.

- c. Introduzca el tubo de combustión del hidrógeno en esta atmósfera.

Experimento 5:

Un metal: **el sodio**. Propiedades oxidantes.

- d. Coloque en el centro de un tubo de combustión un pequeño pedacito de sodio del tamaño de un grano de arroz (para hacer pasar corriente de gas, en este caso dihidrógeno).
- e. Sujételo a un soporte universal de forma tal que permita calentar ligeramente.
- f. Ajuste un tapón de goma al tubo de desprendimiento y este a su vez al tubo de combustión.
- g. A la otra salida colocar otro tapón con una conexión que haga que el desprendimiento vaya hacia arriba.
- h. Deje pasar hidrógeno previamente secado.
- i. Aplique calor **suavemente** hasta lograr que se forme una sustancia cristalina. Ver propiedades oxidantes
- j. Cuando se enfríe. Tome el sólido formado y añada unas gotas de agua.
- k. Compruebe las propiedades ácido - básicas del producto añadiendo unas gotas de un indicador.

Experimento 5: "Reacciones de redox".

Reacción con óxidos: **óxido de cobre**. Propiedades reductoras.

- a. Tome tubo de ensayos resistente al calor.
- b. Prepare un tapón bihoradado con dos conexiones de vidrio, una que llegue hasta el fondo que será de entrada y la otra doblada hacia arriba que será de salida.
- c. Coloque 0,1 g de óxido de cobre en el fondo.
- d. Tape el tubo de ensayos.
- e. Comience a pasar la corriente de hidrógeno.
- f. Aplique calor, debe ser más intensamente que en el caso anterior.
- g. Permanganato de potasio (oxidante fuerte). Propiedades reductoras del hidrógeno molecular y el atómico. «Se propone ejecutar por dos alumnos y las alumnas».
- h. Tome dos muestras (una cada estudiante) de disolución de permanganato de potasio c (KMnO_4) = 0,01 mol/L. Añada 2 ml de ácido clorhídrico 2 mol/L.

* Al mismo tiempo:

- Introduzca el tubo de desprendimiento del aparato de obtención del dihidrógeno en una de las muestras aciduladas de permanganato de potasio (pasar corriente de un gas).
- Tome muestra cinc en polvo o una granalla en un tubo de ensayos y adicione la otra muestra de la disolución de permanganato de potasio acidulada.

- i. Compare las velocidades de las reacciones y con ello el poder reductor del hidrógeno atómico y el molecular, sobre la base de la decoloración de las muestras de las disoluciones de permanganato de potasio.

PREGUNTAS FINALES.

1. ¿Por qué se dificulta la salida del dihidrógeno en el aparato diseñado si el tubo de desprendimiento se introduce muy profundamente en el seno del agua del frasco que recolecta la que es desplazada?
2. ¿Podrá utilizarse el aparato de acción automática para la reacción de obtención de dihidrógeno a partir de un hidróxido soluble y un metal anfótero?
3. ¿Por qué cuando se realiza la identificación del dihidrógeno en un tubo de ensayos donde se ha desplazado el aire la detonación es más aguda que cuando se obtiene por desplazamiento del agua?
4. ¿Por qué cuando se obtiene una burbuja de jabón esta tiende a subir?
5. ¿Qué método de obtención del dihidrógeno usted considera que es el mejor para ser utilizado en el laboratorio?
6. ¿Qué acciones tienen en común las reacciones del dihidrógeno con el sodio y con el óxido de cadmio? Proponga otra forma para realizarlas.
7. En el laboratorio se tienen dos frascos, uno con dihidrógeno y otro con dinitrógeno. ¿Cómo usted reconocería donde está el dihidrógeno?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N° 4

TITULO: Sistemática de los halógenos

Introducción.

En la práctica de laboratorio de hoy los estudiantes y las estudiantes se familiarizarán con las principales propiedades físicas y químicas de dos halógenos; el dicloro y el diyodo. Aunque, se harán otras reacciones de los demás. Deben realizar los ensayos con sumo cuidado y utilizando las mínimas cantidades para evitar desprendimientos de sustancias nocivas a la salud, por ello, deben extremar las otras medidas de seguridad.

Los estudiantes y las estudiantes deben prestar atención a la reacción no metal - no metal es de suma importancia, pues se repetirá muy pocas veces. En este caso se hará con el octazufre donde el dicloro será la atmósfera a preparar.

Estará muy presente vínculo con las demás disciplinas, especialmente con Química Física y Análisis Cuantitativo, fundamentalmente con los compuestos del yodo.

Como los halógenos no reaccionan directamente con el dióxígeno, no se ejecutará esta reacción en la comprobación de la reacción no metal - no metal, se obtendrá un óxido por una reacción indirecta que necesita de tener sumo cuidado.

La obtención de diyodo por el método de Berthollet debe realizarse teniendo en cuenta que de igual modo que se sublima, se condensa muy rápidamente, de forma tal que deben evitarse conexiones laterales en la obtención, pero *recuerde que todo aparato de obtención debe tener una salida a la atmósfera*, debe tratar de condensarlo en una superficie fría. Además, recordar que sus vapores son altamente tóxicos y se debe preparar la reacción neutralizadora para evitar que se escape a la atmósfera.

TAREAS A REALIZAR

1. Obtener dicloro y diyodo aplicando los métodos generales y particulares de los halógenos.
2. Obtener el cloruro de hidrógeno como compuesto de gran importancia del cloro.
3. Comprobar las propiedades de las sustancias sobre la base de los elementos del sistema de prácticas.

PREGUNTAS INICIALES

1. Explique el método general de obtención de los halógenos en el laboratorio.
2. ¿Cuál es el método más común de obtención de dicloro en el laboratorio?
3. Explique el método de obtención de cloruro de hidrógeno y ácido clorhídrico en el laboratorio.
4. ¿Qué nombre se le da a la reacción del antimonio con el dicloro?
5. Explique las formas generales y particulares de reacción de los halógenos con

el agua.

6. ¿Por qué el dicloro no debe obtenerse por desplazamiento del agua?
7. ¿Qué propiedades del dicloro y el diyodo se comprueban en la práctica? ¿Por qué el diyodo, que es una sustancia apolar, se disuelve más fácilmente en disolución de yoduro de potasio? ¿Qué medidas de seguridad deben seguirse para trabajar con los halógenos y sus compuestos?
8. ¿Cuáles son las reacciones de identificación de los iones; haluros, ClO_3^- , ClO_2^- , ClO_4^- y IO_3^- ?

Experimento 1: "Obtención de cloruro de hidrógeno y ácido clorhídrico".

- a. Montar el aparato propuesto por usted y verificar su seguridad.
- b. Pese 1 g de cloruro de sodio.
- c. Colóquelo en el recipiente de reacción.
- d. Agregue el ácido sulfúrico poco a poco por la entrada.
- e. Solubilidad. Recoja el gas en un tubo de ensayos seco.
- f. Coloque un tapón que tenga introducido una conexión de vidrio afilada.
- g. Colóquelo boca abajo en una superficie de agua.
- h. la cual se le han añadido unas gotas de bromotimol azul.
- i. Propiedades ácidas. Coloque un pequeño embudo en el desprendimiento.
- j. Introdúzcalo en un vaso de precipitado pequeño que contenga cierta de agua para tape ligeramente la salida del gas.
- k. Deje que termine la reacción de obtención o añada unos mililitros de ácido sulfúrico para se mantenga reaccionando durante unos 5 min.
- l. Tome una muestra y añada unas virutas de magnesio u otro metal activo.
- m. Identificación. Acerque un frasco que contenga hidróxido de amonio concentrado al tubo de desprendimiento. Ver obtención identificación HCl

Experimento 2: "Obtención del dicloro".

- a. Monte aparato propuesto por usted para la obtención de dicloro por el método de Sheele. Debe tener salida controlada del dicloro mediante el uso de un sifón. Compruebe su seguridad.
- b. Prepare 25 ml de disolución neutralizadora.
- c. Vierta ácido clorhídrico 1:1 al embudo separador.
- d. Deje pasar parte del ácido clorhídrico.
- e. Abra la llave de salida y cierre la de entrada de ácido.
- f. Caliente suavemente. Recoja el gas por desplazamiento de aire. Debe obtener cuatro recipientes secos y de paredes sean resistentes para hacer reacciones exotérmicas. La coloración de la atmósfera del gas obtenido debe notarse claramente para que indique una buena concentración para poder hacer las reacciones de forma factible. Cuando termine cierre la llave y desactive la fuente de calor. Ver Obtención del dicloro /aparobtdicloro. Ver obtención de dicloro (video)

Reacciones del dicloro.

Experimento 3: "Con los metales".

- a. Tome un frasco que contenga dicloro.
- b. Enrolle 5 cm de alambre de cobre alrededor de un tubo de vidrio fusible y deje otros tantos para sujetarlo con una pinza para crisoles.
- c. Calientelo hasta el rojo.
- d. Introdúzcalo rápidamente en la atmósfera de dicloro.
- e. Tape recipiente. Ver obtención y prodicloro/ cloruocobre
- f. h.- Identificación a la llama. Extraiga el alambre o lo que quedó de él.
- g. Introdúzcalo en una llama de un Bunsen o de una lamparilla de alcohol que tenga la llama azul.
- h. Coja otro frasco que contenga dicloro.
- i. Tome aproximadamente 0,5 g antimonio en polvo en una canaleta de papel.
- j. Déjelo caer poco de forma tal esparcido desde unos 30 cm de alto en dicha atmósfera.

Experimento 4: "Reacción con no metal".

- a. Coja otro frasco con dicloro al que le quepa una cucharilla de combustión.
- b. Caliente una pizca de octazufre hasta su punto de ignición.
- c. Introdúzcala en el frasco con dicloro. Ver obtención y prodicloro/ azufrecloro

Experimento 5: "Propiedades redox".

Oxidante. Decolorante.

- a. Coja el otro frasco que contiene dicloro e introdúzcale un papel escrito con tinta.

Reacción halógeno – haluro.

- b. Tome sendas muestras de bromuro y yoduro.
- c. Hágale pasar corriente de dicloro. Guarde los productos.
- d. Tome una muestra y añádale una gota de almidón.
- e. Tome una muestra del producto del bromo y añada unas gotas de fluoresceína incolora.
- f. Tome otra muestra de yoduro.
- g. Añada agua de bromo obtenida.

Experimento 6: "Solubilidad en agua y disoluciones básicas. Reacciones de identificación de los iones más comunes".

- a. Tome aproximadamente 3 ml de agua a temperatura ambiente.
- b. Hágale pasar corriente de dicloro durante 1 min aproximadamente.

Identificación del ion cloruro y el ion hipocloroso mezclados.

- c. Añada unas gotas de hidróxido de sodio hasta medio básico. Adicione una gota de mercurio metálico. Agite

Obtención del clorato

- d. Tome una muestra de disolución de un hidróxido alcalino al 50 %.

- e. Caliéntelo suavemente **con mucho cuidado** hasta ebullición.
- f. Hágale pasar corriente de dicloro durante 2 min.
- g. Cristalice por enfriamiento.
- h. Obtenga los cristales por separado.

Identificación del ion clorato. Obtención del dióxido de cloro.

- i. Coloque una muestra del clorato obtenido en el experimento anterior en el fondo de un tubo de ensayos largo y seco.
- j. Añádale una pizca de ácido oxálico en el fondo. Evite tocar las paredes del tubo de ensayos.
- k. Añádale unas gotas de ácido sulfúrico concentrado, consumo cuidado, evitando toque las paredes del tubo de ensayos.
- l. Introduzca un papel de tornasol húmedo.

Experimento 7: "Obtención del diyodo". Se debe preguntar si hay alguna persona que sea alérgica al diyodo quien no puede estar en la práctica.

- a. Monte un aparato de obtención del diyodo por el método de Bertholet. Debe tener la posibilidad de condensar diyodo sobre una superficie fría y neutralizar los gases que salen al exterior.
- b. Coloque 2 g de óxido de manganeso (IV) en un mortero.
- c. Añada 3 ml de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,84 g/ml.
- d. Mezcle íntimamente.
- e. Añada la masa necesaria de un yoduro alcalino.
- f. Coloque la mezcla en el recipiente de reacción.
- g. Cierre y aplique calor.
- h. Cuando no observe más deposición, no aplique más calor y deje que se enfríe. Coloque el neutralizador en la salida evitando la reabsorción.
- i. Destape en recipiente de reacción bajo campana o en un lugar con fuertes corrientes de aire.
- j. Recoja algunas de las porciones de diyodo formado sobre un vidrio de reloj. Ver obtención propiedades I2/aparato yodo

Experimento 8: "Propiedades del yodo".

Solubilidad en agua.

- a. Tome una muestra de diyodo y añádale una gotas de agua. Guarde el producto.
- b. Formación de complejo: Tome el producto de la reacción anterior y añada un yoduro alcalino sólido hasta que se disuelva. Guarde el producto.

Reacciones redox.

Reacciones de identificación del yodato y diyodo.

- c. Tome los productos del ensayo anterior y agregue gota a gota disolución concentrada de ácido acético, hasta revertir la reacción.

Obtención e identificación del yoduro.

- d. Tome una muestra de diyodo del experimento 7.

- e. Añada disolución de sulfito de sodio $c(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 1 \text{ mol/L}$, hasta cambio permanente. Guarde el producto.
- f. Tome muestra del producto anterior y agregue disolución de persulfato de amonio de igual concentración.
- g. Aplique calor.
- h. Tome otra muestra y añada disolución diluida de cloruro de hierro (III).
- i. Aplique calor.
- j. Introduzca un papel de filtro humedecido en almidón.

Experimento 9: "Reacciones de identificación de los haluros con nitrato de plata".

- a. Tome muestras de disoluciones de los haluros solubles.
- b. Añada dos o tres gotas de disolución de nitrato de plata diluido.
- c. Agregue igual volumen, (0,5 ml aproximadamente) de hidróxido de amonio concentrado. Ver identificación Cl

PREGUNTAS FINALES

- 1. Desde el punto de vista metodológico, ¿Qué diferencias existen entre las reacciones del antimonio y el cobre con el dicloro?
- 2. Si usted tiene frascos con disoluciones de cloruro de sodio, fluoruro de potasio, yodato de sodio, bromuro de litio, yoduro de sodio y no tiene rótulos. ¿Cómo usted lo identifica?
- 3. Investigue cómo usted puede separar e identificar los haluros si todos están mezclados en un mismo frasco.
- 4. ¿Qué diferencias existen entre los métodos de obtención de Sheele y de Bertholet? ¿Se podrá obtener dicloro por Bertholet y diyodo por Sheele?
- 5. Si usted necesita escoger una reacción para medir el factor; "velocidad de reacción", y se le plantea que utilice la reacción yoduro - yodato para dar diyodo y viceversa. ¿Qué procedimiento utilizaría?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N° 5

TÍTULO: Sistemática de los elementos VIA. Anfígenos

INTRODUCCIÓN.

En esta práctica de laboratorio ustedes realizarán una gran cantidad de experimentos con sustancias tóxicas por lo que deben conocer los respectivos antídotos del dióxido de azufre, sulfuro de hidrógeno y ácido sulfúrico, aparte de que deben trabajar con más dedicación y atención.

Se señala que su puesto de trabajo debe estar meticulosamente limpio fundamentalmente de las sustancias orgánicas combustibles como papel y lana.

En la presente práctica ustedes continuarán en el diseño de aparatos de obtención de acuerdo con las propiedades de las sustancias involucradas.

Al obtener sulfuro de hidrógeno utilizarán un aparato de obtención del gas de acción automática, para evitar su escape al exterior y usar las mínimas cantidades.

TAREAS A REALIZAR.

1. Obtener dióxígeno.
2. Obtener el sulfuro de hidrógeno como representante de las sustancias de gran importancia del grupo VIA.
3. Comprobar las propiedades de las sustancias simples dióxígeno y octazufre sobre la base de los elementos del sistema de prácticas de laboratorios.
4. Comprobar las propiedades de las sustancias compuestas ácido sulfúrico y sulfuro de hidrógeno.

PREGUNTAS INICIALES

1. ¿Por qué método se obtendrá el dióxígeno en la práctica? Formule las ecuaciones.
2. ¿Qué propiedades del dióxígeno se comprobarán?
3. ¿Cómo se recoge el dióxígeno? Fundamente con sus propiedades.
4. Describa el aparato de obtención del dióxígeno en el laboratorio. ¿Con qué objetivo se usa la lana de vidrio cuando el reaccionante es el permanganato?
5. ¿Qué propiedades del sulfuro de hidrógeno (ácido sulfhídrico) se comprueba en la práctica?
6. ¿Cómo se procede para preparar una disolución de ácido sulfúrico? Explique.
7. ¿Será conveniente realizar la reacción del octazufre con cobre en un crisol de hierro? ¿Por qué?
8. ¿Cómo usted comprueba la naturaleza de los productos formados por la reacción del ácido sulfúrico y el cloruro de sodio y el nitrato de sodio sólido y por separado?
9. ¿Qué masa de octazufre se necesita para que reaccione con 0,1 g de hierro metálico?

DESARROLLO

Experimento 1: "Obtención del dioxígeno".

- a. Monte un aparato para obtener dioxígeno teniendo en cuenta los reactivos a utilizar. A los estudiantes y las estudiantes se les entregará una de las siguientes sustancias:
 - ❖ permanganato de potasio sólido.
 - ❖ peróxido de hidrógeno en disolución al 30 %.
 - ❖ clorato de potasio sólido).
- b. Recoja dos tubos de ensayos (por desplazamiento de agua) y tres erlenmeyers 250 ml (desplazamiento del aire) con dioxígeno comprobar sus propiedades.
- c. Tome una muestra de sulfito de sodio.
- d. Haga pasar corriente de dioxígeno.
- e. Guarde el producto. Ver obtención y propiedades dioxígeno/obtención oxígeno

Experimento 2: "Propiedades físicas".

- a. Observe olor, color y compruebe su densidad respecto al aire. Uno de los recipientes utilizados en la obtención se pondrá boca abajo y se le acercará una llama en su punto de ignición. Ver obtención y propiedades di oxígeno/astilla ignición

REACCIONES DE LAS SUSTANCIAS SIMPLES.

Experimento 3: " Reacción no metal - metal. Reacción con el hierro".

- a. Introduzca un alambre de hierro previamente calentado al rojo, en una atmósfera de dioxígeno.
- b. Añada agua al resultado de la reacción. Luego agregue unas gotas de disolución de hidróxido de sodio concentrado.
- c. Anote los cambios observados. Ver obtención y propiedades dioxígeno/oxígeno hierro

Experimento 4: "Reacción no metal – no metal (gaseoso - sólido). Reacción con el octazufre. Obtención de óxido e hidróxido. Propiedades ácido - base".

- a. Introduzca una cucharilla con octazufre encendido en un recipiente con oxígeno. Ver obtención y propiedades dioxígeno/ oxígeno azufre
- b. Cuando se apague añada unos mililitros de agua destilada y agite fuertemente. Divida la muestra en dos porciones.
A la primera: añada unas gotas de bromotimol azul. ¿Qué propiedades ácido - base tiene el producto formado.
A la otra porción: añádale una gota de permanganato de potasio en medio ácido. (Reacción redox).

- * Experimento 5: "Reacción con los ácidos no oxidantes".

- a. Tome una muestra de ácido yodidríhico diluido.
 - b. Haga pasar corriente de dióxígeno durante 1 min.
 - c. Repita la operación pero utilizando ácido clorhídrico en la misma concentración.
- Propiedades del octazufre:

Reacción con los metales:

Experimento 6: "Reacción con el hierro metálico. Reacción no metal - metal (sólido - sólido)".

- a. Pese la masa de octazufre necesaria para que reaccione con 0,1 g de hierro.
- b. Mézclela con el hierro en un mortero.
- c. Trásvásela a un crisol con tapa y aplique calor durante 10 min.
- d. Deje enfriar y guarde el producto.

e. Experimento 7: "Reacción con los ácidos oxidantes".

- f. Tome los tubos de ensayos que tienen incrustaciones de octazufre y añada 2 ml de ácido sulfúrico.
- g. Aplique calor suavemente bajo campana, hasta que se desprendan los gases correspondientes. Guarde el producto para la identificación del ion sulfato.

Experimento 8: "Reacción con los álcalis".

- a. Tome una muestra de octazufre.
- b. Añada aproximadamente 1 ml de disolución concentrada de un álcali.
- c. Aplique calor a ebullición durante 2 min. Guarde los productos.

Experimento 9: "Obtención y propiedades del sulfuro de hidrógeno".

- a. Disponga del aparato diseñado por usted para obtener sulfuro de hidrógeno. Debe ser de acción automática. Tenga preparado un neutralizador.
- b. Obtenga su disolución acuosa. Ver sulfurohidrog / obtención H_2S obtención H_2S
- c. Añada un indicador ácido - base y fundamente las propiedades que se evidencian. Ver comprobación H_2S / propiedad ácida

Experimento 10: "Propiedades redox y precipitantes del sulfuro de hidrógeno".

- a. Tome dos muestras de las siguientes disoluciones en medio ácido y en medio básico:

- 1) Dicromato de potasio.
- 2) Cloruro de níquel.
- 3) Sal de hierro (III) soluble.
- 4) Sal de cadmio (II) soluble.

- b. Añádale: 1° el medio ácido con anión común a la sal.

- c. Hágale pasar corriente de sulfuro de hidrógeno a cada una. Recuerde que al terminar de pasar la corriente de sulfuro de hidrógeno a una disolución debe cambiar el tubo de desprendimiento que penetra en la disolución.
- d. Tome otras muestras de las disoluciones anteriores y añada unas gotas de

hidróxido de sodio diluido hasta notar propiedades básicas del medio.

e. Hágale pasar corriente de sulfuro de hidrógeno.

f. Compare los resultados obtenidos para cada medio, fundamente sus respuestas teniendo en cuenta los potenciales de electrodo y los valores de la Kps. Ver comprobación H_2S /reacción cationes e identificación H_2S

Propiedades del ácido sulfúrico:

Experimento 11: "Propiedades deshidratantes"

a. Tome una muestra de sacarosa en un tubo de ensayos y añada gota a gota ácido sulfúrico concentrado 98 %, hasta humedecer. Ver comprobación H_2SO_4 /deshidratación.

Experimento 12: "Reacción con los metales".

a. Tome muestras de los siguientes metales: cinc, hierro y cobre.

b. Colóquelas en un tubo de ensayos respectivamente y a cada cual añádale una gota de ácido sulfúrico concentrado.

c. Aplique calor y compruebe los productos gaseosos formados. Ver comprobación H_2SO_4 / metales

Experimento 13: "Reacción con las sales".

a. Tome muestras sólidas (pizcas) de las siguientes sales:

1) Cloruro de sodio.

2) Nitrato de potasio.

b. A cada tubo de ensayo agréguele unas gotas de ácido sulfúrico concentrado.

c. Acerque un agitador humedecido con hidróxido de amonio concentrado. Ver comprobación H_2SO_4 / sales

Experimento 14: "Identificación de iones".

Del sulfito:

a. Tome una muestra de disolución de sulfito de sodio o potasio.

b. Añada unas gotas de nitrato de plata.

c. Continúe añadiendo sulfito hasta nuevo cambio. (Formación de complejo).

d. Tome otra muestra de sulfito.

e. Agregue unas gotas de ácido clorhídrico concentrado.

f. Identifique el gas desprendido. Ver comprobación H_2SO_4 /sulfito

Del Tiosulfato:

g. Repita las acciones de la 14 a a la 14c, pero utilizando una muestra de tiosulfato.

Del sulfato:

h. Repita las acciones de la 14a y 14b, pero utilizando una muestra de sulfato soluble.

i. Tome una muestra de disolución de sulfato y añada disolución de cloruro de bario.

- j. Añada ácido clorhídrico.
- k. Aplique calor. Ver comprobación H_2SO_4 / sulfato

Del sulfuro:

- l. Repita las acciones 14a y 14b, pero utilizando una muestra de un sulfuro soluble.
- m. Repita las acciones 14d a la 14f, pero utilizando papel de filtro humedecida en dicromato en medio ácido.
- n. Tome otra muestra de sulfuro soluble y añada sal soluble de plomo (II).
- o. Lave el precipitado.
- p. Añada ácido clorhídrico concentrado.
- q. Introduzca una tira de papel de filtro humedecido en una sal soluble de cadmio (II).

Mezcla de sulfuro y sulfito:

- a. Tome los productos del experimento 8.
- b. Añada 2 ml de agua aproximadamente.
- c. Agite.
- d. Filtre.
- e. Añada carbonato de cadmio recién precipitado en ligero exceso.
- f. Lavar y desechar las aguas de lavado.
- g. Añadir ácido acético hasta disolución del carbonato en exceso. Quedará en residuo amarillo.
- h. Decantar y lavar.
- i. Incorporar aguas de lavado a la disolución.
- j. Añadir unas gotas de disolución de ácido clorhídrico concentrado. Identificar sulfuro de hidrógeno.
- k. Tomar muestra de la disolución y añadir una pizca de yoduro sólido.

PREGUNTAS FINALES

- 1.-¿Qué diferencias metodológicas usted notó entre las formas de obtención del dioxígeno?
- 2.-¿Cuáles aplicaciones de las que tiene el sulfuro de hidrógeno, se han aplicado en esta práctica?
- 3.-¿Por qué cuando el ácido sulfúrico le cae a la ropa le abre huecos?
- 4.-Si en el laboratorio se tienen frascos con disoluciones de ácido sulfúrico, ácido sulfhídrico, ácido sulfuroso, sulfato de sodio y sulfuro de sodio y no tienen rótulo. ¿Cómo usted los identificaría?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N° 6

TÍTULO: Sistemática del grupo VA. Di nitrógeno, amoníaco y ácido nítrico

INTRODUCCIÓN:

En la práctica de laboratorio de hoy se obtendrá el di nitrógeno el cual como sabemos es muy poco reactivo, por lo que no se le realizará una gran cantidad de reacciones de las sustancias simples, pero, se excitará en un aparato conocido comúnmente como ozonizador y se hará la reacción con un metal y con un no metal. Para lograr éxito en estas reacciones es importante contar con una fuente de corriente directa y un carrete de inducción para producir una chispa dentro de la atmósfera de reacción y que el flujo de gas sea el mismo para ambos gases aproximadamente de 1 L/min, por lo cual se debe utilizar un gasómetro u otra forma para medir el flujo de gas. El ozonizador empleado puede tener la estructura dada u otra cualquiera, pero lo importante es obtener la chispa. Estos aparatos que son algo complicados deben ser armados y desarmados por los estudiantes, pero al utilizar la corriente debe ser observados muy atentamente por el profesor o el técnico de laboratorio para evitar un accidente debido al uso de elevado voltaje que se obtiene en el carrete de inducción. Además, se obtendrá el amoníaco como compuesto de gran importancia metodológica y comprobaremos las propiedades del ácido nítrico, unas de las sustancias que más utilidad tiene para nuestras prácticas, pues la utilizamos para comprobar la reacción de las sustancias con los ácidos oxidantes en la mayoría de las reacciones de las prácticas sistemáticas.

El amoníaco es el compuesto binario más estable del nitrógeno y entre los oxácidos, el de mayor importancia y aplicación es, el ácido nítrico; monoprótico, fuerte y oxidante. Este ácido causa quemaduras graves con la aparición de manchas amarillas (reacción xantoprotéica), las que se pueden aliviar con disolución de hidrógenocarbonato de sodio o lechada de cal. En caso de contacto se debe lavar rápidamente con agua abundante, aplicar estas disoluciones y acudir inmediatamente al médico.

El amoníaco inhalado puede ocasionar fuertes espasmos, tos intensa con expectoraciones y edema pulmonar, aunque con las disoluciones con que se trabajará en la práctica de laboratorio no ofrecen tal riesgo, debemos tomar las precauciones pertinentes; en caso de ingestión se trata con bebidas mucilaginosas como la leche y disoluciones de hidrógenocarbonato de sodio al 35 % y en caso de caer en los ojos lavar con ácido bórico diluido.

TAREAS A REALIZAR

1. Obtener dinitrógeno, amoníaco y los óxidos de nitrógeno (II), (IV) y su dímero en el laboratorio.
2. Comprobar experimentalmente las propiedades de la sustancia simple y de sus principales compuestos: amoníaco y ácido nítrico.
3. Identificar los iones más comunes de los elementos del grupo.

PREGUNTAS INICIALES

- 1.- Explique cómo usted obtendrá el dinitrógeno en el laboratorio de acuerdo con el aparato diseñado.
- 2.- ¿Qué propiedades del dinitrógeno comprobarás en la práctica? ¿Por qué no se plantea efectuar las reacciones del dinitrógeno con: disolución de hidróxido de sodio y ácido clorhídrico?
- 3.- ¿Cómo usted comprobará la comburencia del ácido nítrico?
- 4.- ¿Cómo usted realizará la reacción xantoprotéica? ¿Qué utilidad tiene?
- 5.- ¿Qué propiedades redox tiene el ácido nítrico y cómo se comprobarán en la práctica de hoy?
- 6.- ¿Qué métodos usted conoce para obtener el monóxido de nitrógeno? ¿Cuáles se utilizarán en esta práctica?
- 7.- ¿Cómo usted obtendrá el dióxido de nitrógeno en el laboratorio?
- 8.- ¿Cómo se obtiene el tetróxido de dinitrógeno?
- 9.- ¿Cómo se identifican las siguientes sustancias e iones: amoníaco, ion amonio, ácido nítrico, ion nitrato y el ion nitrato?
- 10.- ¿Qué masa de hidróxido de calcio se debe utilizar para que reaccione con 2 gramos de sal de amonio? Proponga 5 ecuaciones en las cuales se evidencien reacciones donde se pueda obtener amoníaco gaseoso y que las sustancias reaccionantes puedan ser clasificadas de diferentes tipos. Si el amoníaco es incoloro; ¿Cómo usted puede estar seguro de que un frasco se ha llenado?
- 11.- ¿Cuáles son los antídotos del ácido nítrico y del amoníaco? ¿Cómo se usan?

TECNICA OPERATORIA

Nitrógeno.

Experimento 1: "Obtención del dinitrógeno". (Ver dinitrógeno / obtennitrógeno1)

- a. Monte al aparato para obtener el dinitrógeno por la reacción de 25 ml disoluciones saturadas tanto de nitrito de sodio como de cloruro de amonio. La reacción produce espuma. Además, debe utilizar el método de desplazamiento del agua.
- b. Caliente suavemente el recipiente de reacción.
- c. Note la coloración y el olor.

Experimento 2: "Identificación del dinitrógeno. Combustibilidad".

- a. Tome uno de los tubos de ensayos que contiene el dinitrógeno e introduzca una astilla de madera encendida.

Experimento 3: "Reacción con metal".

- b. Coloque un frasco lavador de gases con ácido sulfúrico después de la salida del nitrógeno.
- c. Prepare un aparato para excitar el nitrógeno (ozonizador).
- d. Coloque el tubo de desprendimiento de dinitrógeno previamente secado en la entrada del excitador de gases.
- e. Prepare un tubo de ensayos para la combustión de 0,1 g de magnesio en polvo.

- f. Conecte la fuente eléctrica de forma tal que salte una chispa en el seno del gas. Los electrodos deben estar conectados a una fuente de inducción de forma tal que salte una chispa.
- g. Haga pasar la corriente de nitrógeno.
- h. Aplique calor al magnesio hasta que note la formación de una sustancia de color blanco.
- i. Deje enfriar. Con corriente de dinitrógeno.
- j. Añada unos 2 ó 3 ml de agua al tubo de reacción.
- k. Agite.
- l. Tome una muestra de la mezcla obtenida.
- m. Añada unas gotas de Nessler. Guarde el producto para comparar (testigo).

Experimento 4: "Reacción con el di oxígeno. Obtención del NO. Propiedades ácidas".

(Para realizar entre dos estudiantes).

- a. Coloque una "Y" de vidrio en la entrada del ozonizador con ayuda de un tramo de goma.
- b. Coloque, por una de las entradas de la "Y" la salida del nitrógeno purificado, por la otra una de dióxígeno.
- c. Tome una muestra de disolución de sulfato de hierro (II).
- d. Añada unas gotas de ácido sulfúrico.
- e. Haga pasar la corriente de la mezcla en el seno de la disolución. ¿Se observa manifestación de alguna reacción?
- f. Conecte la corriente eléctrica, igual que en el experimento anterior.
- g. Deje pasar la corriente de los dos gases hasta formación de una sustancia parda en el tubo de ensayos de reacción. Guarde el producto de la reacción como testigo.
- h. Tome una muestra de agua con unas gotas de bromotimol.
- i. Repita la acción g.

Amoníaco.

Experimento 5: "Obtención y propiedades del amoníaco".

- a. Monte un aparato de obtención de amoníaco de acuerdo a una de las siguientes situaciones (según le oriente su profesor):

1ª Sal de amonio sólida y un hidróxido alcalinotérreo.

2ª Disolución de hidróxido de sodio concentrada y otra de sal de amonio.

En ambos casos la reacción debe tener control. Además, prepare tres tubos de ensayos bien secos para colectar el amoníaco. Uno de ellos (1) debe acoplársele un tapón con un tubo de vidrio afilado en la punta el irá colocado hacia el interior del tubo de recolección. Otro (2) debe prepararse con una pizca de óxido de cobre (II), para pasar una corriente del gas y permitir la salida de los productos que se

forman.

Para la primera opción:

- Utilice 2 g de sal amonio con la masa correspondiente del álcali (Pregunta inicial 10).
- Mézclelos.
- Colóquelos en el recipiente de reacción.
- Aplique calor.

Para la segunda

- Deje entrar la disolución de la sal de amonio para que interaccione con el álcali.
- Aplique calor suavemente.

Para ambas:

Experimento 6: "Identificación del amoníaco y de ion amonio".

- Acerque una varilla de vidrio humedecida con ácido nítrico (volátil) concentrado al tubo de desprendimiento de amoníaco.
- Acerque el tubo de desprendimiento del amoníaco, sin llegar a introducirlo, a una disolución del Reactivo de Nessler.
- Tome una muestra de sal de amonio (preferentemente sólida y en una placa de toques) y añada una gota de Reactivo de Nessler. Compare con la coloración del producto formado en el experimento 3l.

Experimento 7: "Solubilidad: el surtidor. Propiedades ácido - básicas".

- Llene el tubo de ensayos (1) con el amoníaco, recuerde que tiene que estar seco.
- Ajuste el tapón.
- Colóquelo sobre un recipiente que esté lleno hasta la mitad de agua a la cual se le han añadido tres gotas de fenoltaleína.
- Añada agua, preferentemente fría, sobre el fondo del tubo de ensayos para acelerar los resultados.

Experimento 8: "Propiedades redox".

- Coloque 0,1 g de óxido de cobre (II) en el tubo de ensayos (2).
- Fíjelo a un soporte.
- Hágale pasar corriente de amoníaco.
- Aplique calor.

Experimento 8: "Formación de amino complejos".

- Tome muestras de disoluciones de algunas de las siguientes sales: cobre (II), níquel (II), cobalto (II), plata (I), cinc o cadmio.
- Añada disolución de hidróxido de amonio concentrado hasta disolución de un precipitado formado inicialmente. Note los dos pasos con que se ejecuta este tipo de reacción.

Acido nítrico.

Experimento 9: "Reacciones redox". (Ver obtención óxidos)

- a. Obtención de óxidos de nitrógeno. Tome una viruta de cobre en un tubo de ensayos mediano.
- b. Prepare un tapón macizo parafinado.
- c. Añada unas gotas de ácido nítrico concentrado.
- d. Tape.
- e. Observe la coloración del gas formado.
- f. Coloque el tubo de ensayos en un recipiente que tenga agua con hielo.
- g. Séquelo.
- h. Destápelo.
- i. Aplique calor suavemente.
- j. Añada unas gotas de agua hasta cambio de coloración tanto de la disolución como del gas.

Comburencia (ver comprobación nítrico)

- a. Tome una muestra de ácido nítrico lo más concentrado posible (35-36%) en tubo de ensayos mediano.
- b. Encienda una astilla de madera.
- c. Introdúzcala dentro del tubo.

Experimento 10: "Identificación del ácido nítrico y los nitratos". Técnica semimicro.

- a. Reacción xantoproteica. Tome una muestra de clara de huevo endurecida y colóquela una gota de ácido nítrico concentrado. Puede realizar esta reacción, además, con una pluma de ave u otra sustancia que tenga proteína. (ver xantoproteica)
- b. Tome muestras de nitrito y nitrato sólidos. (ver identificación nitros1,2,3,4)
- c. Añada una viruta de cobre.
- d. Añada una gota de ácido sulfúrico concentrado.
- e. Tome muestras de disoluciones diluidas de permanganato, dicromato y yoduro en respectivos tubos de ensayos.
- f. Agregue dos gotas de ácido sulfúrico concentrado.
- g. Añada cinco gotas de disolución concentrada de un nitrito.
- h. Repita los ensayos del e.- al g.-, pero con un nitrato.
- i. Tome sendas muestras de disoluciones de nitrito y nitrato.
- j. Añada unas gotas de disolución de nitrato de plata 1 mol/L.
- k. Tome dos muestras más de nitrito y nitrato en disolución.
- l. Añada unas gotas de la mezcla de sulfato de hierro (II) más ácido sulfúrico.

PREGUNTA FINAL

Problema experimental.

En el laboratorio se tienen frascos con disoluciones de las siguientes sustancias:

Di nitrógeno, amoníaco gaseoso, amoníaco en disolución, dióxido de nitrógeno, monóxido de nitrógeno, tetróxido de di nitrógeno, ácido nítrico diluido y otro concentrado, nitrito de sodio en disolución concentrada y nitrato de potasio diluido.

* ¿Cómo usted puede identificar en qué frasco está cada sustancia si estos no tienen rótulos?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N° 7

TÍTULO: "Resolución de problemas experimentales I".

OBJETIVO

Resolver problemas químicos experimentales cualitativos y cuantitativos.

TAREAS A REALIZAR

1. Obtener sustancias inorgánicas.
2. Comprobar las propiedades químicas de las sustancias sobre la base de los elementos del sistema de conocimientos.
3. Comparar sustancias inorgánicas según sus propiedades químicas.
4. Identificar sustancias inorgánicas.
5. Relacionar genéticamente las sustancias inorgánicas.
6. Separar sustancia inorgánicas.

Problema 1

Separe una mezcla de alumbre de cromo y sodio $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ y sulfato de sodio (II) heptahidratado. Fundamente sobre la base de curvas de solubilidad. Compruebe sus resultados.

Problema 2

Obtenga el di hidrógeno seco con un aparato de acción automática y compruebe sus propiedades físicas y químicas.

Problema 3

Obtenga dicloro por el método de Bertholet mediante un aparato que no permita que se escape a la atmósfera. Compruebe sus propiedades físicas y químicas.

Problema 4

Obtenga di yodo. ¿Qué nombre tiene el método empleado?
b.- Compruebe sus propiedades físicas y químicas.

Problema 5

Obtenga cloruro de hidrógeno y ácido clorhídrico. A partir del hidrógeno sulfato de sodio y cloruro de sodio. Compruebe sus propiedades.

Problema 6

Los frascos que se les han entregado contienen: uno, cloruro de sodio; otro, fluoruro de potasio; otro, bromuro de potasio; y el último yoduro de potasio.
a.- Identifíquelos.
b.- Fundamente su respuesta sobre la base de ecuaciones.

Problema 7

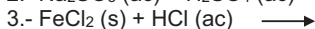
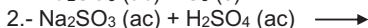
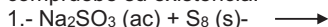
Los frascos que se les han entregado contienen disoluciones de: ácido clorhídrico, agua de cloro; otro, ácido yodhídrico y agua de yodo.

a.- Identifíquelos.

b.- Fundamente su respuesta sobre la base de las ecuaciones de las reacciones ejecutadas.

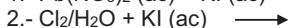
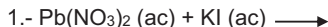
Problema 8

- Escoja una de los siguientes esquemas y obtenga uno de sus productos y compruebe su existencia:



Problema 9-

Escoja una de los siguientes esquemas y obtenga uno de sus productos y recrítalicelo:



Problema 10

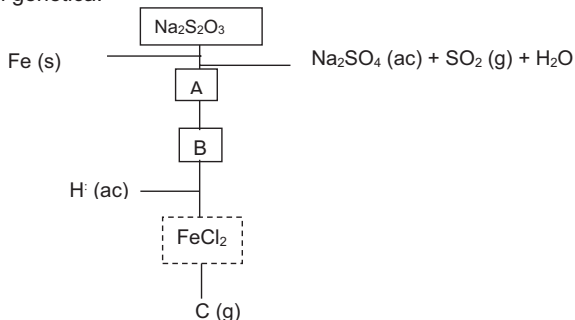
- Los frascos que se les han entregado, contienen: uno, tiosulfato de sodio; otro, sulfato de sodio; otro, sulfito de sodio; otro, cloruro de potasio; y el último ácido sulfúrico.

a.- Identifíquelos.

b.- Fundamente su respuesta con las ecuaciones ajustadas.

Problema 11

- Relacione genéticamente. Tome como base el siguiente esquema y calcule el índice de relación genética.



Problema 13

En las muestras de sustancias que se les dan, hay:

- una sal haloidea iónica.
- una sal haloidea anhidra de un elemento del grupo IIIA.
- sacarosa.
- ácido fosfórico al 70 %.
- parafina.

a.- Identifíquelas sólo utilizando las propiedades físicas.

b.- Fundamente su respuesta sobre la base de la relación estructura / propiedades.

Problema 14

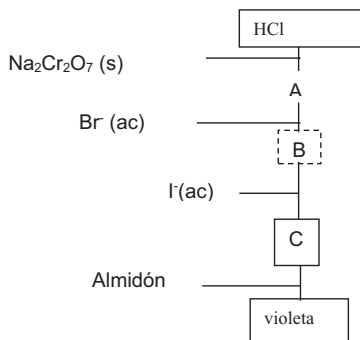
- Para la realización de una actividad práctica de la enseñanza media se quiere clasificar un grupo de sustancias en: electrólitos (fuertes y débiles) y no electrólitos y se sabe que se tienen las sustancias: cloruro de sodio, sacarosa, nitrato de potasio, cloruro de aluminio anhidro, ácido clorhídrico concentrado, ácido acético. Pero los rótulos de los frascos se han perdido.

a.- Identifique las sustancias.

b.- Propongan una técnica para el experimento planteado con las sustancias dadas.

Problema 15

Relacione genéticamente. Tome como base el siguiente esquema y calcule el



índice de relación genética.

Problema 12

- Compruebe las propiedades químicas del ácido sulfúrico.

Problema 16

- Los frascos que se les ha entregado (sin rótulo) contienen disoluciones de los ácidos: uno, sulfúrico; otro, sulfuroso; otro, sulfhídrico; otro, clorhídrico; y el último ortofosfórico.

a.- Identifíquelos.

b.- Fundamente las reacciones realizadas con las respectivas ecuaciones.

Problema 17

Compare las propiedades químicas del octazufre con las del tetrafósforo rojo.

Problema 18

Compare las propiedades del dicloro con las del dióxígeno.

Problema 19

En un mismo frasco se tienen mezclados cloruro de sodio y sulfato de sodio y que no tenga contaminación con iones de otro tipo. Separe los aniones por reacción química y compruebe que dicho proceso es completo.

Problema 20

En un mismo frasco están presentes carbonato de sodio y cloruro de sodio. Separe totalmente por reacción química el carbonato y que ninguno de los productos quede impurificado por otro ion.

Problema 21

Compare las propiedades químicas del ácido nítrico con las del ácido sulfúrico.

Problema 22

Relacione genéticamente las siguientes sustancias:

KI , I_2 , I_3^- , I^- , I_2 , $IO_3^- + I^-$, I_2 . Tome como base las sustancias dadas y calcule el índice de relación genética.

Problema 23

Compruebe las propiedades del dióxígeno.(De un balón comercial).

Problema 24

Compruebe las propiedades del octazufre.(Barra).

Problema 25

Compruebe las propiedades del dicloro.

Problema 26

Compruebe las propiedades del yodo a partir de la "tintura de yodo".

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°8

TÍTULO: Sistemática del grupo IVA

INTRODUCCIÓN

En la práctica de laboratorio realizará la comprobación de algunas propiedades de las sustancias de los elementos más comunes del grupo IVA, que tendrán gran aplicación a la disciplina Metodología y con la Enseñanza Media.

Es importante recordar que el trabajo con los ácidos sulfúrico y nítrico concentrados necesitan de extremo cuidado, máxime cuando se calientan; como es el caso de algunas reacciones que se indican.

Es muy necesario reservar los productos que se orientan y aplicarles las operaciones de purificación necesarias para trabajar con ellos con el mayor grado de seguridad.

Como realizarán un gran número de ensayos se sugiere que los estudiantes y las estudiantes trabajen a dúos, para que uno tome una sustancia simple y otro la que queda (estaño o plomo) y ejecuten todos los elementos del sistema de prácticas de

laboratorio y realicen la comparación final.

Esta práctica será una forma de ir entrenando para la ejecución de todos los elementos del sistema de conocimientos con sustancias metálicas.

TAREAS A EJECUTAR

1. Obtener carbono, dióxido de carbono, hidrógenocarbonato de sodio y carbonato de sodio en el laboratorio.
2. Comprobar las principales propiedades químicas de las sustancias simples y compuestas del carbono, estaño y plomo.
3. Identificar los iones; CO_2 , CO_3^{2-} , Sn^{2+} y Pb^{2+} .
4. Consolidar la identificación del SO_2 .

PREGUNTAS INICIALES

1. ¿Qué propiedad del ácido sulfúrico se evidencia en la obtención del carbono?
2. ¿Qué reacción es la que se utiliza para reconocer los productos de la comprobación de las propiedades reductoras del carbono? ¿Por qué otra usted la podría sustituir?
3. ¿Qué experimento utiliza el método de la recrystalización? Explique en que consiste.
4. ¿Qué masa de cloruro de sodio se necesita para saturar 50 ml de agua a temperatura ambiente?
5. ¿Cómo usted puede separar una mezcla de cloruro de amonio y de hidrógenocarbonato de sodio?
6. ¿Cómo usted puede identificar la presencia de los iones carbonato, cloruro, sodio y amonio si están en un mismo frasco?
7. ¿Cómo usted puede diferenciar analíticamente el hidrógenocarbonato y el carbonato? ¿Cómo se puede identificar el hidrógenocarbonato en presencia del carbonato?
8. Identifique las acciones que usted debe realizar para preparar una disolución de hidróxido de amonio al 10 % a partir del la comercial?
9. ¿Qué masa de octazufre es necesaria para que reaccione con 0,2 g de plomo para formar su sulfuro al número de oxidación (II)?
10. ¿Qué masa de cloruro de sodio se necesita para obtener 7 g de carbonato de sodio por método de Solvay?
11. ¿Qué volumen de disolución de hidróxido de amonio al 10 % se satura con la masa de cloruro de sodio calculada anteriormente?

PREPARACION INORGÁNICA

TÍTULO: "Obtención de hidrógenocarbonato de sodio y carbonato de sodio por el método de Solvay".

Preparar con antelación:

- 1° Un agitador magnético.
- 2° Sistema de reacción para pasar corriente de gas a una disolución que pueda tener una columna líquida de 50 ml y le quede otros 50 ml para evitar que se bote la mezcla reaccionante.

- 3° Una fuente de dióxido de carbono. (Balón o un aparato de Kipp que produzca una corriente fuerte de dióxido de carbono).
- 4° Agua destilada a punto de congelación.
- 5° Un aparato para filtrar a gravedad y otro para filtrar al vacío.
- 6° Un recipiente para guardar el producto previamente pesado.
- 7° Disolución de hidróxido de amonio al 10 %.
- 8° Un recipiente con dos velas pequeñas de diferentes tamaños pegadas en el fondo.

TECNICA OPERATORIA

- a. Tome el volumen (calculado para el agua) determinado en la pregunta 4, de la disolución de amoníaco preparada por usted al 10 % en vaso de precipitados de 100 ml de capacidad.
- b. Añada la masa de cloruro de sodio calculada según la pregunta inicial 4 más un ligero exceso para garantizar la saturación.
- c. Tape con un vidrio reloj.
- d. Agite.
- e. Filtre a gravedad.
- f. Trasvase la disolución al tubo de ensayos escogido para la reacción.
- g. Tápelos sin ajustar.
- h. Hágale pasar la corriente de dióxido de carbono durante 50 a 55 min con abundante burbujeo, hasta cristalización del hidrógenocarbonato.
- i. Filtre al vacío.
- j. Lave dos veces con agua congelada.
- k. Deje secar.
- l. Tome una muestra, disuélvala en agua y añada una gota de fenolftaleína incolora.
- m. Trasvase el producto restante a una cápsula de porcelana.
- n. Caliente sobre una llama de un Bunsen corta y agite con una varilla de vidrio.
- o. Deje enfriar.
- p. Péselo.
- q. Calcule el rendimiento práctico y la rentabilidad. Guarde el producto para otra preparación inorgánica.
- r. Compruebe que no tiene hidrógenocarbonato.

OBTENCIÓN DEL CARBONO

Experimento 1: "Obtención del carbono por deshidratación de azúcar".

- a. Pese un gramo de azúcar blanca.
- b. Añádale 1 ml de ácido sulfúrico concentrado 98 %. Espere que se carbonice.
- c. Lave varias veces hasta reacción neutra al indicador de pH. Ver obtención C

Experimento 2: "Reacciones de la sustancia simple con":
Álcalis.

- a. Tome una muestra de carbono y añádale unas gotas de hidróxido de sodio concentrado.
- b. Aplique calor.

Con oxidantes. Propiedades reductoras.

- c. Tome una muestra de carbono y añádale unas gotas de ácido sulfúrico concentrado.
- d. Aplique calor cuidadosamente.
- e. Acerque una tira de papel humedecida con un dicromato en medio ácido a la boca del tubo de ensayos. ¿Qué gas se desprende?
- f. Tome una espátula de carbono seco y mézclelo con la misma cantidad de óxido de cobre (II) en tubo de ensayos termo resistente.
- g. Aplique calor hasta observar la formación del producto deseado.

Experimento 3: "Dióxido de carbono. Obtención y propiedades".

Obtención.

- a. Monte un aparato de obtención de dióxido de carbono de acción automática. Utilice como sólido mármol picado (o gravilla de construcción), como líquido preferiblemente ácido clorhídrico al 15 %.

Propiedades ácido - base.

- b. Abra la llave de salida y haga pasar una corriente de dióxido de carbono a través de una muestra de agua, durante 2 min.
- c. Añada unas gotas de un indicador ácido - base.

Identificación dióxido de carbono, hidrógenocarbonato y carbonato.

- d. Haga pasar una corriente de dióxido de carbono a través de una disolución de hidróxido de calcio o bario previamente clarificados, hasta obtener precipitado. ¿Qué sucede si se continúa pasando la corriente del gas? Compruebe.
- e. Tome una muestra de los sólidos obtenidos en las preparaciones inorgánicas y añádales unas gotas de ácido clorhídrico.
- f. Redox.
- g. Haga pasar una corriente de dióxido de carbono a través de:

- ❖ una disolución de sulfito de sodio. Compruebe existencia de sulfato.
- ❖ una disolución de manganato (VI) diluido, en medio fuertemente básico.

Densidad. Comburencia.

- g. Tome el recipiente con las dos pequeñas velas de diferentes tamaños en el fondo.
- h. Enciéndalas utilizando para ello una astilla de madera de unos 15 cm de largo.
- i. Coloque el tubo de desprendimiento de en el borde superior del recipiente.
- j. Deje pasar la corriente del dióxido de carbono unos minutos hasta que logre el efecto esperado.

ESTAÑO Y PLOMO

Experimento 4: "Reacciones del estaño y el plomo" con:

Álcalis.

- Tome una muestra de unos 0,2 g de plomo.
- Añádale unas gotas de hidróxido de sodio concentrado 8 mol/L.
- Aplique calor suavemente.
- Recupere el sólido.
- Lávelo.
- Tome una muestra de estaño y repita las acciones de la a) a la e).

Los ácidos no oxidantes.

- Tome la muestra de plomo y añádale un 1 ml de ácido clorhídrico 6 mol/L.
- Aplique calor suavemente.
- Repita las acciones g.- y la h.- con la muestra de estaño.
- Guarde los productos de la reacción del estaño.

Los ácidos oxidantes.

- Tome otras dos muestras de plomo y estaño.
- Repita las acciones anteriores pero utilizando ácido nítrico 6 mol/L.
- Guarde el producto del plomo.

Las sustancias simples.

- Tome un trozo de cinta de hojalata o de estaño puro de unos 10 a 12 cm de largo y de unos 3 mm de ancho.
- Enróllelo alrededor de un tubo de vidrio a modo de espiral.
- Caliéntelo suavemente evitando que se funda.
- Introdúzcala rápidamente en una atmósfera de dicloro.
- Tome la masa de plomo calculada en la pregunta inicial 9.
- Mézclela con el octazufre en un crisol con tapa.
- Aplique calor hasta que funda. Mantenga el calentamiento hasta aparición del sólido negro.
- Deje enfriar.
- Añada unas gotas de ácido clorhídrico concentrado (1:1).
- Acerque un papel de sal de plomo humedecido con agua.

PROPIEDADES DE SUS COMPUESTOS

Experimento 5 : "**Formación de hidróxidos. Propiedades ácido - base".

- Tome muestras de las disoluciones de las sales de estaño (II) y plomo (II) obtenidas en el experimento 4j y 4m.
- Añada disolución diluida de hidróxido de sodio hasta formación de precipitado.
- Lávelo.

d. Divídalo en dos porciones:

* A la 1ª; añádale disolución de ácido clorhídrico (en el caso del estaño) o nítrico (en el caso del plomo), hasta disolución de los precipitados. Guarde los productos.

* A la 2ª; añádale disolución concentrada al 8 mol/L de hidróxido alcalino, hasta disolución del precipitado. (Formación de hidroxocomplejo).

Experimento 6: "Reacciones de identificación".

a. Tome tres muestras de las disoluciones de estaño (II) y de plomo (II).

b. Añada gota a gota las siguientes disoluciones:

1ª Sulfuro soluble diluida.

2ª Cromato soluble diluida.

3ª Carbonato alcalino 1 mol/L.

c. Redox. Tome una muestra de sal de estaño (II).

d. Añada disolución 1 mol/L de cloruro de mercurio (II) hasta formación de un precipitado blanco.

e. Continúe añadiendo hasta formación de un precipitado gris.

f. Tome una muestra de disolución de sal de plomo (II).

g. Añádale unas gotas de disolución de yoduro soluble.

h. Lávelo.

i. Recrystalízelo.

j. Repita en inciso f con una sal de estaño.

PREGUNTAS FINALES

1. Compare las propiedades químicas de los elementos estaño y plomo utilizando las propiedades de las sustancias simples y compuestas comprobados en esta práctica. sobre la base de los elementos del sistema de conocimientos.

2. Si dos frascos sin rótulo contienen respectivamente estaño y plomo, ¿cómo usted comprobaría donde está cada uno? ¿Y si están mezclados?

3. Se tienen en dos frascos llenos con dióxido de carbono y dióxido de azufre respectivamente. ¿Cómo usted identifica donde está cada cual?

4. En el laboratorio se tiene una sustancia (A) muy utilizada para fabricar latas para guardar alimentos. Esta sustancia se hizo reaccionar con ácido clorhídrico y se obtuvo una disolución de una sustancia incolora (B). De esta se tomó una muestra y se le añadió disolución diluida de hidróxido de sodio y se precipitó una sustancia blanca (C). Esta se dividió en dos porciones. A la primera se le añadió hidróxido de sodio concentrado hasta que se disolvió formando una disolución incolora de la sustancia (D). A la otra porción se añadió disolución de nitrato de mercurio y primero se formó un precipitado blanco y después uno gris, pero de la sustancia (C) se formó otra disolución incolora de la sustancia (E).

5. Identifique las sustancias representadas por letras.

6. Represente por ecuaciones las reacciones explicadas.

5.-En una práctica de Química Analítica Cuantitativa, se quiere reducir una sal

de hierro (III) con una sustancia que al oxidarse quede en disolución. Proponga una de las que han sido utilizadas en esta práctica. Fundamente su respuesta sobre la base de los potenciales de electrodo.

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°9

TÍTULO: "Sistémica del grupo IIIA".

INTRODUCCIÓN

En la práctica de hoy se hará la preparación de dos compuestos de boro, para continuar desarrollando las habilidades en la obtención y purificación de las sustancias y se comprobará que realmente se han obtenido las sustancias esperadas. El producto final de las reacciones de obtención será guardado para obtener la sustancia simple boro en la próxima práctica de laboratorio.

Los estudiantes deben estar preparados para realizar las reacciones a la sustancia simple aluminio, que desarrollarán en forma de relación genética. El aluminio es un metal que reacciona fácilmente con la mayoría de las sustancias con las cuales se somete a interacción, siempre y cuando se les den las condiciones adecuadas, fundamentalmente la eliminación de la pasivación.

TAREAS A REALIZAR

1. Obtener el ácido bórico y comprobar su naturaleza.
2. Obtener el óxido de boro.
3. Comprobar las propiedades químicas del aluminio y sus compuestos más comunes.

PREGUNTAS INICIALES

1. ¿Qué entiende usted por pasivación? ¿Cuál es su fundamento? ¿Cómo se le elimina al aluminio en esta práctica?
2. ¿Por qué le debe lavar el ácido bórico obtenido con agua fría?
3. ¿Cómo se comprueba el tipo de hidrólisis del bórax?
4. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico al 98 % y de densidad 1,84 g/ml se le debe añadir a 7 g de tetra borato de sodio decahidratado para que ocurra la reacción de hidrólisis? ¿Por qué se le añade un exceso de ácido sulfúrico en la reacción de hidrólisis del bórax? ¿Cómo se comprueba?
5. Explique en que medio deben conservarse las disoluciones de las sales aluminio.
6. ¿Qué masa de octazufre se necesita para que reaccione estequiométricamente con 0,5 g de aluminio? ¿Qué condición se le da a las masas de los reaccionantes para que reaccione todo el aluminio? ¿Qué forma de presentación debe tener el aluminio para que facilite la reacción con la flor de azufre?
7. ¿Qué función tiene el agua en la reacción del aluminio con el yodo?
8. Si el aluminio no ha reaccionado totalmente con el ácido clorhídrico y se toma la disolución formada y se le añade hidróxido de amonio, ¿Qué sustancias se forman? ¿Qué influencia tiene el producto formado sobre la concentración del ion hidroxilo?

9. ¿Qué volumen mínimo de agua es necesario para obtener una disolución saturada de bórax?

TECNICA OPERATORIA

Obtención del ácido bórico (ácido ortobórico o hidróxido de boro) y del trióxido de boro.

- Pese 7 g de tetraborato de sodio decahidratado.
- Disuélvalos en caliente, sin hervir, en el volumen de agua que saturan.
- Compruebe el tipo de hidrólisis.
- Si se forma turbidez, filtre.
- Caliente entre ochenta y noventa grados celsius.
- Añada el volumen de ácido sulfúrico según se calculó en la pregunta inicial 4 hasta lograr un ligero exceso. Compruebe que se ha llegado al medio ácido. Repita el inciso e.
- Enfríe hasta temperatura ambiente y luego en baño de hielo.
- Filtre al vacío los cristales formados.
- Séquelos con papel de filtro a modo de toalla y déjelos al aire durante 20 o 30 min.
- Pese y calcule el rendimiento y la rentabilidad de proceso.
- Guarde 3 muestras del producto obtenido. Para los experimentos 1 y 2, el resto destínelo para la obtención del trióxido de boro.

Para obtener el trióxido de boro.

- Calcinar el ácido obtenido en porciones pequeñas en una cápsula de porcelana preferentemente de níquel una temperatura 25 °C superior a su temperatura de fusión. (Puede ser en una plancha o con quemador bunsen).
- Dejar enfriar. Pesar.
- Triturar y guardar para la próxima práctica de laboratorio.

Propiedades de los compuestos de boro.

Experimento 1: "Propiedades ácido - básicas del ácido bórico".

- Tome las tres muestras de ácido bórico obtenido y añádale al:
 - 1º de 3 a 5 gotas de tornasol neutro.
 - 2º un trocito de cinta de magnesio bien limpia.
 - 3º una micro espátula de magnesio en polvo más 1 ml de agua aproximadamente.
- Caliente estas dos últimas.
- Después de obtenidas las conclusiones; recupere el ácido bórico que quedó en exceso. Guárdelo para el próximo experimento.

Experimento 2: "Identificación de los compuestos de boro".

A la llama.

I.a Variante.

- a. Caliente un alambre de nicromio limpio y preparado para analizar muestras (lavarlo con ácido clorhídrico concentrado y comprobar que no da coloración a la llama).
- b. Toque la muestra de ácido bórico recuperada del experimento anterior e introdúzcala en la llama.

II.a Variante.

- a. Moje una mota de algodón con alcohol.
- b. Coloque sobre de ella una pizca del ácido bórico recuperado.
- c. Encienda la mota de algodón y observe su coloración.

Experimento 3: "Utilización de los compuestos de boro para identificar otras sustancias. Coloración de la perla de bórax".

- a. Tome un alambre de nicromio limpio que tenga un pequeño aro en la punta y la otra en un tapón.
- b. Coloque en respectivos vidrios de reloj o papel de filtro muestras de las siguientes sustancias:
 - 1° Tetra borato de sodio.
 - 2° Cloruro de cobalto.
 - 3° Permanganato de potasio.
 - 4° Sulfato de cobre.
- c. Caliente el alambre de nicromio hasta el rojo. Observe que no de coloración a la llama. En caso contrario lávelo (según Experimento 2a).
- d. Toque la muestra de bórax hasta que se adhieran cristales.
- e. Introdúzcalos de nuevo a la llama hasta que se forme una pequeña perla de aproximadamente 2 mm de diámetro.
- f. Humedezca levemente la perla con agua destilada y toque la muestra a analizar.
- g. Caliente los cristales adheridos en la llama reductora primero y en la oxidante después.
- h. Deje enfriar y note la coloración adquirida por la perla.

PROPIEDADES DEL ALUMINIO.

Reacciones de las sustancias simples con:

Experimento 4: "Reacción con los ácidos. Despasivación del aluminio".

- a. Tome tres granallas de aluminio en sus respectivos tubos de ensayos.
- b. Compruebe la reactividad con los ácidos clorhídrico, nítrico y sulfúrico concentrados, añadiendo aproximadamente 1 ml de los ácidos. Espere 2 min.
- c. Decante los líquidos y lave las granallas.
- d. Añada unas 10 gotas de disolución diluida de cloruro de mercurio (II) a cada una de ellas. Espere 2 min.
- e. Decante y lave las granallas.

- f. Repita el inciso b.
- g. Guarde los productos de la reacción con el ácido clorhídrico.
- h. Recupere las granallas que no reaccionaron completamente. Déjelas al aire y observe que sucede al cabo de cierto tiempo.
- i. ¿Cómo se explica este hecho?

Experimento 5: "Reacción con los no metales".

El octazufre:

- a. Mezcle 0,5 g de aluminio con 1,2 veces la masa de octazufre calculada en la pregunta inicial 6. ¿Por qué se utiliza un exceso del no metal?
- b. Colóquelos sobre una placa de amianto.
- c. Acérquelo a una llama con soplete.
- d. Tome una muestra de la sustancia formada.
- e. Añada unas gotas de agua y note el olor de la sustancia gaseosa que se forma.

El diyodo: (En la campana de extracción o un lugar bien ventilado).

- f. Coloque 0,1 g de aluminio en polvo en un mortero y agregue 1,2 veces la masa de di yodo necesario para la reacción estequiométrica.
- g. Mézclelos suavemente.
- h. Añada unas gotas de agua hasta que se inicie la reacción.

Experimento 6: "Reacción con el hidróxido de sodio".

- a. Tome una granalla de aluminio limpia. (Debe ser una de las despasivadas).
- b. Añada 1 ml de hidróxido de sodio al 50 %.
- c. Aplique calor si es necesario hasta que comience la reacción.
- d. Identifique el gas que se desprende.

PROPIEDADES DE SUS COMPUESTOS.

Experimento 7: "Obtención del hidróxido de aluminio hidratado. Propiedades ácido base. Reacciones de identificación del ion $Al(III)$ ".

- a. Tome los productos del experimento 4 g.
- b. Recupere la disolución formada.
- c. Añádale disolución de hidróxido de amonio concentrada hasta que se forme el precipitado esperado.
- d. Lave el sólido formado.
- e. Tome dos porciones del sólido. A la:
 - I.a Añádale ácido clorhídrico hasta disolución del precipitado. Agregue disolución de hidróxido de amonio hasta precipitado. Añada disolución de alizarina hasta formación de laca.
 - II.a Añádale hidróxido de sodio hasta disolución del precipitado (formación de hidroxocomplejo). Agregue 3 gotas de rojo congo al 5 %. Caliente en baño de María.

PREGUNTAS FINALES.

1. Si usted tiene dos frascos que contienen respectivamente alumbre de sodio y aluminio y el otro bórax. ¿Cómo los identificaría?
2. Si usted tiene en un mismo frasco disoluciones de cinc y aluminio, y sabe qué; el hidróxido de amonio disuelve al hidróxido de cinc. ¿Cómo usted separa e identifica los iones presentes en la disolución inicial?
3. ¿Cómo usted puede estar seguro que los productos de la reacción de hidrólisis del bórax no contienen esta sustancia?
4. Confeccione una relación genética del aluminio utilizando las propiedades comprobadas en esta práctica.
5. En una práctica de laboratorio de Química Analítica se quiere precipitar los iones aluminio (III) que están en una disolución y se dispone de hidróxido de amonio y el hidróxido de sodio. ¿Cuál usted tomaría? Fundamente su respuesta.

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°10

TÍTULO: Sistemática de los elementos del grupo IIA

INTRODUCCIÓN

En la práctica de laboratorio de hoy se desarrollarán una serie de experimentos un modo poco fuera de lo común, pues el grupo al que está dirigido, los alcalinotérreos, que son buenos reductores, tienen un sólo número de oxidación, y por ello - entre otras cosas- las reacciones de redox son muy escasas, pero se demostrará el poder reductor al interaccionar con otras sales de metales poco activos, reacción sumamente interesante a la cual se le debe prestar la merecida atención, pues constituye un buen ejemplo de la influencia de la cinética en las reacciones. También, como forman hidróxidos fuertes y en la mayoría de los casos poco solubles lo cual dificulta la realización de las relaciones genéticas. Por otro lado, tampoco forman complejos con facilidad con lo cual se verán afectadas la realización positiva de algunos elementos del sistema de prácticas, aunque se hagan los ensayos.

La obtención del boro se hará con la finalidad de comprobar las propiedades reductoras del magnesio, pero utilizando los productos de la práctica anterior con los cuales se pueden ahorrar sustancias que son de importación. Para lograr esta reacción es necesario ejecutar algunas reacciones que se señalan detenidamente en la técnica. El trióxido de boro debe estar previamente bien triturado.

TAREAS A REALIZAR

1. Aplicar las propiedades del magnesio para obtener boro en el laboratorio con el suficiente rendimiento y calidad que le permita realizar otras reacciones.
2. Comprobar las propiedades químicas de las sustancias simples calcio, magnesio y boro.
3. Comprobar las propiedades de los compuestos más importantes de los elementos del grupo IIA.

PREGUNTAS INICIALES

1. ¿Qué volumen de gas se obtiene en la reacción del calcio con el agua si se mezcla una granalla del metal de 0,1 g de masa con suficiente agua?
2. ¿Cómo usted comprobará si el magnesio es un buen reductor?
3. ¿Cómo usted comprobará las propiedades ácido - base de los hidróxidos de los elementos del grupo IIA?
4. ¿Cómo varía la solubilidad de los hidróxidos, los sulfatos y cromatos en el grupo de los elementos del grupo IIA?
5. De los tipos de dureza del agua, ¿cuáles se comprueban en esta práctica. ¿Cómo usted las puede eliminar?
6. ¿Con qué finalidad se lava el boro con ácido clorhídrico en su proceso de obtención?

Preparación inorgánica: "Obtención del boro amorfo. Propiedades reductoras del magnesio".

- a. Mezclar magnesio en polvo con trióxido de diboro también sólido en una proporción (1:1).
- b. Calentar los sólidos triturados en la mufla a 60-90 °C.
- c. Preparar un cucurucho de papel.
- d. Introducir la mezcla preparada.
- e. Colocar una mezcla iniciadora en la parte superior. La mezcla iniciadora puede ser de nitrato de sodio o potasio con aluminio en polvo (mezcla iniciadora nitrato de potasio: aluminio en polvo 3:1).
- f. Colocar una cinta de magnesio de unos 12-15 cm por el centro de la mezcla.
- g. Encender la cinta de magnesio y colocarse a una distancia prudencial.
- h. Dejar enfriar.
- i. Pasar la muestra sólida obtenida a un vaso de precipitados con agua. Añadir pequeñas porciones de ácido clorhídrico concentrado. Dejar reposar 8 días.
- j. Trasvasar la disolución con cuidado y al sólido se le añade nuevamente ácido clorhídrico concentrado.
- k. Lavar con agua destilada y secar.
- l. Calcule el rendimiento práctico y la rentabilidad del proceso.

TECNICA OPERATORIA

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS SIMPLES.

Experimento 1: "Reacción metal – no metal".

Reacción con dióxígeno:

- a. Tome un pedazo de cinta de magnesio de 2 - 3 cm de longitud.
- b. Prepare una cápsula de porcelana para guardar los productos.
- c. Sujete con una pinza para crisoles la cinta de magnesio sobre la cápsula de porcelana.
- d. Acerque una llama en la punta de la cinta y colóquese de tal forma que los productos de la reacción caigan dentro de la cápsula de porcelana. No mire fijamente a la llama. Guarde el producto. En caso que no reaccione, añada 0,5 de nitrato de sodio y polvo de magnesio bien mezclados e intente de nuevo la reacción. Ver oxidación magnesio

Reacción con dicloro:

- e. Tome una muestra de calcio metálico. Láminelo.
- f. Aplique calor e introdúzcalo en atmósfera de dicloro. El recipiente de reacción debe ser termo resistente.
- g. Repita el experimento con una cinta de magnesio de aproximadamente 3 cm de largo Aplique calor e introdúzcalo en atmósfera de dicloro.

Experimento 2: "Reacción con los ácidos. Propiedades reductoras".

- Tome un trocito de cinta de magnesio (limpia) y una muestra de calcio metálico. En sus respectivos tubos de ensayos.
- Añada aproximadamente 2 ml de agua. Al sistema de reacción donde está el magnesio, Aplique calor. ¿Qué gas se desprende? Compruébelo.
- Tome una muestra de los productos y añada una gota de fenolftaleína. (Ver reacción agua)
- Lave las muestras de magnesio y de boro.
- Tome una muestra de calcio, magnesio y de boro.
- Añada unas gotas de ácido clorhídrico diluido. Guarde los productos.

Experimento 3: "Reacción con los álcalis".

- Tome una pizca de boro, otra de magnesio y otra más de calcio en sus respectivos tubos de ensayos. (ver con hidróxido sodio)
- Añádales aproximadamente 1 ml de disolución de hidróxido sodio o potasio concentrado.
- Aplique calor suavemente.
- Añada o gota de rojo congo.

Experimento 4 "Reacción con los ácidos oxidantes"

- Tome una muestra de las sustancias simples boro, magnesio y calcio.
- Añádale una gota de ácido nítrico concentrado.
- Caliente suavemente. (Ver reacción nítrica)

PROPIEDADES DE SUS COMPUESTOS

Experimento 5: "Formación y propiedades ácido - base de sus óxidos e hidróxidos". Comprobación basicidad

- Tome el producto del experimento 1d.
- Añádale uno 3 ml de agua.
- Divídalo en tres porciones:
 - ☞ A la 1ª: una añádale aproximadamente 1 ml de hidróxido de sodio concentrado, agite.
 - ☞ A la 2ª: 1 ml ácido clorhídrico diluido hasta disolución. Guarde el producto.
 - ☞ A la 3ª: Añada unas gotas de fenolftaleína incolora.
- d.-Haga lo mismo con el producto experimento 2b del calcio. ¿Qué ocurre?
- e.-Tome muestras de sales de los elementos del grupo IIA obtenidas en los ensayos anteriores y añada gota a gota hidróxido de amonio concentrado.
- f.-Divídalos en dos porciones.
 - ☞ A la 1ª: añádale ácido clorhídrico hasta que se disuelva.
 - ☞ A la 2ª: añádale 1 ml aproximadamente de hidróxido de sodio concentrado. ¿Hay formación de hidroxocomplejos? ¿Qué propiedades ácido base tienen sus óxidos y sus hidróxidos?

* Ver Comprobación Mg y Ca

* Experimento 6: "Reacciones redox. Propiedades reductoras".

- Tome sendas muestras de disoluciones de sulfato de cobre (II), de cloruro de níquel (II). (Sales coloreadas para observar mejor el cambio). Adicione el mismo volumen de ácido diluido correspondiente al anión.
- Añada a una granalla de calcio y a la otra un trocito de cinta de magnesio limpia.
- Compare los productos de las reacciones. Ver Comprobación redox

Otras reacciones de identificación.

Experimento 7: "Solubilidad de sus sulfatos y cromatos".

- Tome muestras de sales de los elementos del grupo IIA (las de calcio y magnesio serán de las obtenidas en los experimentos anteriores).
- Añada unas gotas de ácido sulfúrico concentrado. Tome una muestra y observe las sustancias cristalizadas al microscopio.
- Añada aproximadamente 2 ml de agua y compruebe solubilidad de los mismos.
- Tome nuevas muestras y repita las acciones a y b, pero, añadiendo cromato de sodio diluido.

Experimento 8 "Identificación":

A la llama:

- Tome muestras de sales de los elementos del grupo.
- Tome un alambre de nicromio limpio. (Para lavarlo utilice ácido clorhídrico y posteriormente agua hasta que no de coloración a la llama).
- Introduzca el alambre de nicromio en una muestra de las sales y después en la zona oxidante de la llama de un bunsen. Puede utilizarse una lamparilla de alcohol sin desnaturalizar.
- Repita las operaciones con las demás sales de los otros elementos.

Reacción micro cristaloscópica.

- Tome en un portaobjeto una gota de disolución de una sal de magnesio y añádale una gota de disolución de hidróxido de amonio concentrado, una gota de disolución saturada de cloruro de amonio y un cristal de dihidrógenoftato de sodio. Observe los cristales al microscopio. (100 aumentos).

Experimento 9: "Otras reacciones de identificación conjunta de los iones calcio y el magnesio. Dureza del agua".

- Vierta 20 ml de agua de acueducto en un vaso de precipitados de 100 ml e hierva durante 5 min. Enfíe y filtre.
- Prepare tres tubos de ensayos y añada al primero 3 ml del agua de acueducto, al segundo 3 ml del agua de acueducto hervida y filtrada y al tercero 3 ml de agua destilada.
- Añada un fragmento de jabón a cada tubo de ensayos, cuide que sean aproximadamente parecidos. Agite cada tubo durante un minuto. ¿Qué observó?
- Añada unas gotas de cloruro de calcio (del obtenido en un tubo de ensayos que

contenga agua destilada (2 ml).

e. Introdúzcale un fragmento de jabón (parecido a los anteriores). Agite durante un minuto. ¿Qué observó? ¿Cuáles son sus conclusiones?

Experimento 10: "Formación de complejos. Método de eliminación de la dureza del agua".

- a. Añada agua a los recipientes utilizados y tome muestras de las sales de calcio y magnesio de los experimentos 1f y 1g.
- b. Añada 1 ml aproximadamente de disolución de EDTA sal disódica al 5 %.
- c. Añada una bolita de jabón como en el caso anterior.
- d. Agite.

PREGUNTAS FINALES

1. ¿Cuál de las sustancias simples utilizadas en esta práctica de laboratorio es el mejor reductor? Fundamente su respuesta.
2. ¿Qué sustancia simple reaccionó mejor con el dioxígeno y con el dicloro? Analice su respuesta sobre la base de las condiciones en que se realiza cada una.
3. ¿Cuál es la evidencia fundamental en la que se puede basar para afirmar que el magnesio en forma de cinta reacciona con el agua?
4. ¿Qué método usted aplicaría para eliminar la dureza del agua que usted obtiene en el laboratorio?
5. Se tienen cuatro muestras de sales de los elementos del grupo IIA, compruebe; si son carbonatos, sulfatos o cloruros y a que elemento pertenece cada una.
6. Compare los elementos magnesio, calcio y boro en cuanto a:
 - ❖ las propiedades químicas de las sustancias simples.
 - ❖ solubilidad y basicidad de sus hidróxidos.
 - ❖ formación de hidroxocomplejos.
- 7.-¿Qué conclusión se obtiene en cuanto a las velocidades de las reacciones y las redox y de neutralización realizadas en el experimento 6c?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°11

TÍTULO: Sistémica de los elementos del grupo IA

INTRODUCCIÓN

En la práctica de laboratorio de hoy el tratamiento sistémico se agudiza aún más, pues las sustancias compuestas de estos elementos son las que generalmente se toman comprobar los elementos del sistema de prácticas de laboratorio, por ejemplo; las reacciones de formación de hidróxidos y la comprobación de sus propiedades ácido - base. También, las reacciones de identificación son muy difíciles por tener muy pocos compuestos insolubles o coloreados. Además, se dificulta la formación de las relaciones genéticas, debido a que las sustancias simples son muy reactivas y escasas. Pero, se deben tratar de resolver estas dificultades y de un modo u otro ver todos sus elementos.

Es muy necesario trabajar con **sumo cuidado y con las masas de sustancias indicadas** por la elevada reactividad de las sustancias simples que pueden llegar a **ser explosivas** y lo cáustico de algunos de sus compuestos, fundamentalmente sus hidróxidos, hacen de ellas sustancias peligrosas.

Al preparar la amalgama de sodio se debe añadir poco a poco y utilizarla en las reacciones que se realizan en medio acuoso, excepto con el ácido nítrico.

TAREAS A REALIZAR.

1. Obtener el hidróxido de sodio.
2. Comprobar las propiedades de la sustancia simple sodio y sus compuestos.
3. Identificar los iones de elementos alcalinos.

PREGUNTAS INICIALES

1. ¿Por qué se debe utilizar una pequeña porción de sodio metálico al comprobar sus propiedades reductoras?
2. ¿Por qué la mayoría de los compuestos de los elementos del grupo IA son solubles?
3. ¿Qué tipo de hidrólisis generalmente presentan las sales de los elementos del grupo IA?
4. ¿Cómo se identifican los iones de los elementos del grupo IA?
5. ¿Por qué para hacer reaccionar al sodio con las disoluciones se hace con la amalgama? ¿Por qué no se hace en el caso de la reacción con los ácidos oxidantes? ¿Cómo se sabe que el mercurio ha reaccionado o no?
6. Calcule la masa de hidróxido de calcio para hacerla reaccionar con el carbonato de sodio obtenido por usted en la "Sistémica del grupo IVA" y que quede 3 % en exceso.

Preparación inorgánica.

- Tome la masa de carbonato de sodio obtenido en la "Sistémica del grupo IVA.
- Disuélvalo en 50 ml de agua.
- Trasvase a un balón.
- Póngalo a hervir.
- Añada hidróxido de calcio hasta exceso, según los cálculos realizados por usted en la pregunta inicial 6.
- Mantenga la mezcla de reacción en ebullición durante 30 min o una.
- Compruebe cada cierto tiempo la existencia de carbonato en disolución y determine el final de la reacción.
- Filtrar con papel plegado y lavar el precipitado con porciones pequeñas.
- Cristalizar por evaporación o valorar con un ácido estandarizado.
- Calcule el rendimiento y el gasto de reactivos.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS SIMPLES.

Experimento 1: "Formación de la amalgama de sodio".

- Tome una pizca de sodio del tamaño de un grano de arroz. Séquelo con papel toalla.
- Colóquelo en una cápsula de porcelana limpia. Añada una gota de mercurio.
- Mézclelo con un agitador de vidrio. ¡Cuidado puede hacer una chispa!. Guarde el producto.

Experimento 2: "Reacción con los ácidos no oxidantes".

- Tome una pizca de la amalgama.
- Añada unas gotas de ácido clorhídrico diluido.
- Recupere el mercurio.

Experimento 3: "Reacción con los álcalis".

- Tome una muestra de la amalgama.
- Añada una gota de disolución concentrada de un álcali. Aplique calor suavemente.

Experimento 4: "Poder reductor".

- Coloque una pizca de sodio en un tubo de ensayos plástico.
- Agregue 5 ml de agua. Ver COMPROBACIÓN Na propiedades /sodio agua
- Guarde el producto.
- Tome otra muestra de sodio y agréguele un ml de alcohol etílico.

Experimento 5: "Reacción con las sustancias simples".

- Tome una pizca de sodio metálico. Introdúzcalo en atmósfera de dicloro.
- Tome otra muestra de sodio metálico y añada una micro espátula de octazufre. Calientelo suavemente. Compruebe la formación del producto.
- Reacción redox. Tome una muestra de sal de cobre, llévela a medio ácido. Tome una muestra de la amalgama de sodio y añádale la disolución de la sal de cobre anteriormente preparada.

Ver COMPROBACIÓN Na propiedades/sodio propredox

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS

Experimento 6: "Propiedades ácido - básicas de su hidróxido"

- Compruebe las propiedades ácido - básicas con un indicador. Ver COMPROBACIÓN Na propiedades /ácido base/ sosa base2
- Reacciones de neutralización. Tome tres muestras de producto de la reacción 4c y añada respectivamente a cada una disolución diluida de: ácido clorhídrico diluido, ácido fosfórico y ácido oxálico hasta coloración rosado tenue.

Experimento 7: "Reacciones de identificación de los iones".

- Tome una muestra de disolución de sal litio y añada disolución saturada de: carbonato de sodio y/o fluoruro de sodio. Si es necesario agite.
- Coloque una gota de disolución de sal de sodio sobre un portaobjeto. Agregue una gota de sal de sodio. Agitar y observar al microscopio.
- Tome una muestra de sal de potasio y añada una gota de cobaltinitrito de sodio recién preparada.
- A la llama. Tome un alambre de nicromio. Prepárelo para identificación de iones a la llama. Compruebe la coloración de la llama con disoluciones de sal de potasio, después en rubidio, litio y sodio.

PREGUNTAS FINALES

- ¿Por qué la pizca de sodio que usted toma para hacerla reaccionar con el agua toma la forma de una esfera?
- ¿Qué importancia tiene para la disciplina Química Orgánica la reacción del sodio con los alcoholes?
- Se tienen frascos con disoluciones de las sales de los alcalinos. ¿Cómo usted las identificaría?
- ¿Si se analiza a la llama una disolución que contiene sodio tendrá la misma intensidad la coloración si está diluida que cuando está concentrada?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N° 12

TÍTULO: Resolución de problemas experimentales (II)

Objetivo

Resolver problemas químicos experimentales cualitativos y cuantitativos.

TAREAS A REALIZAR

1. Obtener sustancias inorgánicas.
2. Comprobar las propiedades químicas de las sustancias sobre la base de los elementos del sistema de conocimientos.
3. Comparar sustancias inorgánicas según sus propiedades químicas.
4. Identificar sustancias inorgánicas.
5. Relacionar genéticamente las sustancias inorgánicas.
6. Separar sustancias inorgánicas.

Los estudiantes y las estudiantes resolverán los siguientes problemas:

1.- Make a genetic relation of:

- a.- Sn.
- b.- Pb.

Calculate the genetic relation index.

2.- Make a genetic relation with the following chemicals:

- a.- Sn, SnCl_2 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, SnCl_4 , $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$.
- b.- Al, AlCl_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, Laca roja.

Calculate the genetic relation index.

3.- Obtain:

- a.- $\text{CO}(\text{g})$ from the $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (oxalic acid).
- b.- CaCl_2 from CaCO_3 .
- c.- $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ from CaC_2 .
- d.- $\text{MgSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ from MgO .
- e.- PbO
- f.- $\text{SnO} \cdot n\text{H}_2\text{O}$

4.- Make a comparison of chemical properties of:

- a.- Tin and lead.
- b.- Lead and magnesium.
- c.- Sodium and calcium.
- d.- Sodium hydroxide and calcium hydroxide.

e.- Al and Pb.

5.- We have three flasks with:

a.- Sodium carbonate; lead nitrate; and tin chloride.

b.- Aluminum chloride; magnesium chloride; calcium chloride.

c.- Strontium chloride; barium chloride; tin chloride.

Identify each one.

6.- At the same flask there are the following chemicals:

a.- Pb y Sn.

b.- Al y Mg

c.- Mg y Na

d.- NaCl y LiCl.

e.- NaCl y Sn Cl₂.

f.- K₂CO₃ y Pb (NO₃)₂.

g.- MgCl₂ y Al₂(SO₄)₃.

h.- BaCl₂, MgCl₂ y NaCl.

i.- Pb (NO₃)₂, KNO₃ y NaCl.

j.- NaCl, AlCl₃ y BaCl₂.

- Make isolation and check any contamination.

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°13

TÍTULO: Sistemática de los complejos

INTRODUCCIÓN.

En la práctica de laboratorio de hoy se realizan varios experimentos con la finalidad de comprobar algunas de las propiedades de los complejos, y con ello continuar profundizando en la relación estructura - propiedades. Se hará la obtención "in situ" de un compuesto de coordinación y se le comprobará su espectro de absorción para calcular su energía de desdoblamiento, cuestión sumamente importante que nos permitirá relacionar nuestra disciplina con la Computación, la Química - Física y el Análisis Instrumental. Para realizar esta práctica es necesaria la utilización de un espectrofotómetro o colorímetro y que los estudiantes tengan un entrenamiento previo en su manipulación.

En la teoría del campo cristalino uno de los parámetros fundamentales es la energía de desdoblamiento el cual depende de la naturaleza de los ligandos. Con el siguiente experimento se realiza su cálculo por espectrofotometría a la vez que se podrán comparar la fortaleza de los ligandos acuo y ammin . Se realizará la obtención de los respectivos iones complejos y la obtención de los espectros por parte de los diferentes estudiantes y después en una sola gráfica, unir todos los resultados para ser discutidos en forma colectiva. Esto disminuirá el tiempo necesario para la práctica, a la vez que permite el vínculo de los resultados individuales con los del colectivo.

Se continuará comprobando las diferencias que existen entre los compuestos de adición: las sales dobles y los complejos en la cual los estudiantes y las estudiantes deben utilizar el método de análisis cualitativo, sabiendo de antemano que no es completamente eficaz, pues la frontera entre los complejos y las sales dobles no está bien definida. En este experimento los estudiantes y las estudiantes deben buscar diferentes vías para realizar la comprobación se le dará la evaluación de acuerdo con aquella que resulte más económica y que evidencie mayor dominio de los conceptos.

La clasificación de los complejos se realizará sobre la base de las normas dadas por la I.U.P.A.C., además, se aprovechará la oportunidad para consolidar la propia de cada uno de ellos.

También se realizarán algunos ensayos, no suficientes, para comprobar algunos de los factores que influyen en la estabilidad de los complejos utilizando los productos de reacciones anteriores lo cual exige de los estudiantes trabajar con sumo cuidado y cumplir estrictamente las indicaciones de la técnica de la práctica de laboratorio.

TAREAS A REALIZAR

1. Diferenciar experimentalmente una sal doble de un complejo estable.
2. Obtener disoluciones de los diferentes tipos de complejos atendiendo a las normas de la I.U.P.A.C.
3. Verificar experimentalmente algunos de los factores que influyen en la

estabilidad de los complejos.

4. Consolidar el Principio de Le'Chatelier - Braun.
5. Reconocer el fundamento de las titulaciones complejométricas.
6. Reconocer experimentalmente las reacciones más comunes de formación de complejos.

PREGUNTAS INICIALES.

1. ¿Cuál es la diferencia fundamental entre las sales dobles y los complejos? ¿Cómo usted la comprobará en esta práctica?
2. ¿Cómo se identifican los iones Al (III) y el Fe (III)?
3. ¿Se formarán complejos en el experimento 2c si en vez de añadir disolución de hidróxido de amonio se añade hidróxido de sodio?
4. ¿Cuáles son los factores que influyen en la estabilidad de los complejos? ¿Cuáles se comprobarán en esta práctica?
5. ¿Cómo se determina experimentalmente la energía de desdoblamiento de un complejo? ¿Por qué se determina la de un complejo hexa coordinado y no la de otro tetra coordinado?
6. ¿Por qué se utiliza el ácido nítrico para preparar la disolución de nitrato de cobre (II)?

Obtención inorgánica:

"Influencia del campo del ligando en las características espectrales de los complejos de cobre (II)".

Reactivos.

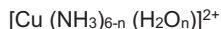
- ❖ nitrato de cobre (II).
- ❖ nitrato de amonio.
- ❖ hidróxido de amonio.

Procedimiento.

Preparar las siguientes disoluciones:

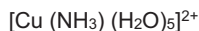
- A.- 25 ml de disolución de nitrato de cobre (II) trihidratado de concentración molar 1 mol/L en medio de ácido nítrico.
- B.- 25 ml de disolución de nitrato de amonio de concentración molar 2 mol/L.
- C.- 25 ml de disoluciones standard de hidróxido de amonio de concentraciones molares de 1,2 y 3 mol/L.

Utilizando las disoluciones obtenidas preparar disoluciones que contengan diferentes iones complejos de cobre (II):



donde n toma valores de 1 a 6.

Para obtener la disolución que contiene al ion:



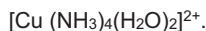
- a. Tome 1,75 ml de la disolución A.
- b. Añadir nitrato de amonio hasta la saturación.
- c. Añadir lentamente 1,75 ml de disolución de hidróxido de amonio de concentración molar 1 mol/L, si no se disuelve continuar añadiendo hasta disolución.
- d. Añadir nitrato de amonio sólido hasta saturación.
- e. Diluir 0,1 ml de la disolución obtenida hasta 10 ml utilizando la disolución de nitrato de amonio de concentración molar 2 mol/L. En caso de formarse un precipitado, filtrar y utilizar el filtrado. La disolución tiene que estar completamente transparente.

Para obtener las disoluciones que contienen los iones:



- f. Repetir las operaciones descritas en el inciso a.- al d.- utilizando, en el lugar de la disolución de hidróxido de amonio de concentración molar 1 mol/L a las disoluciones de concentraciones molares 2 y 3 mol/L. En caso de formarse un precipitado, filtrar y utilizar el filtrado. La disolución tiene que estar completamente transparente.

Para preparar la disolución donde estará presente el ion:



- g. Tome 1 ml de la disolución A.
- h. Diluir aproximadamente hasta 40 ml.
- i. Añadir 1 ml de disolución de hidróxido de amonio concentrado.
- j. Completar dilución hasta 50 ml.

Para preparar la disolución que tendrá el ion: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]^{2+}$

- k. Diluir 0,5 ml de la disolución A de cobre hasta 25 ml utilizando la disolución de hidróxido de amonio concentrado.

Para obtener la disolución que tendrá el ion: $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$:

- l. Diluir 0,5 ml de la disolución A de cobre hasta 25 ml utilizando agua.

Después de preparar las disoluciones que contiene los diferentes iones complejos de cobre, registrar los espectros de absorción en la región de 400 - 1000 nm.

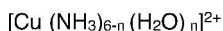
Análisis de los resultados obtenidos.

l. Determinar la posición de la longitud de onda máxima de cada disolución incluyendo el valor esperado para ion hexammincobre (II). El cual se hallará por extrapolación.

m. Calcular el valor de la energía de desdoblamiento para los iones hexacuocobre (II) y hexammincobre (II).

n. Compare los valores del parámetro, energía de desdoblamiento y llegue a las conclusiones sobre la fuerza del campo electrostático del ammin y del acuo, como ligandos.

o. Para determinar la longitud de onda máxima del ion hexammincobre (II), se puede extrapolar por una gráfica de valores obtenidos de longitudes de ondas máximas en función de la composición de los iones:



Para realizar los cálculos se utilizan las expresiones:

$$\Delta E = h\nu \quad C = \gamma\lambda \quad \gamma = \frac{c}{\lambda} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Experimento 1: "Diferencia fundamental entre complejos y sales dobles". Ver complejosaldoble

- Tome una muestra de sal de aluminio e identifique el ion aluminio (III).
- Tome una muestra de sal de hierro (III) y añada unas gotas de disolución de tiocianato de amonio.
- Tome una muestra de sulfato doble de aluminio y potasio al estado cristalino y otra de hexaciano ferrato (III) de potasio observe su aspecto externo. ¿Puede usted determinar cuál es la sal doble y cuál el complejo?
- Tome la muestra de sulfato doble de aluminio y de potasio (o cualquier otro alumbre), disuélvala en agua y realice el ensayo de identificación del aluminio como en el inciso a.
- Tome la muestra de hexaciano ferrato (III) de potasio. Disuélvala y trate de identificar el ion Fe (III).

Experimento 2: "Clasificación de los complejos". Ver Clasificación de los complejos

Complejos de anión complejo y de catión simple. Ver Clasificación de los complejos/anioncomcatsim

- Tome una muestra de nitrato de plata 0,1 mol/L.
- Añada unas gotas de disolución concentrada de yoduro de potasio.
- Continúe añadiendo hasta disolución de precipitado formado inicialmente.

Guarde el producto para el experimento 3a.

d. Repita el ensayo anterior para el cloruro de mercurio (II) 0,1 mol/L. Guarde los productos para el experimento 3a.

* Complejos de catión complejo anión simple.

a. Tome en sendos tubos de ensayos muestras de disoluciones de cinc y cadmio 0,1 mol/L.

b. Añada disolución de hidróxido de amonio concentrado hasta disolución de precipitado formado inicialmente. Guarde los productos para el experimento 3d.

Complejo de catión y anión complejo. Ver Clasificación de los complejos catmanicomos

c. Mezcle dos gotas de disolución de hexacianoferrato (II) de potasio de concentración molar 0,1 mol/L, con cuatro de sulfato de níquel 0,1 mol/L. Añada disolución de hidróxido de amonio concentrado hasta disolución de precipitado formado inicialmente.

Experimento 3: "Estabilidad de los complejos".

a. Tome los productos del experimento 2 y añada, gota a gota igual volumen de hidróxido de sodio concentrado. ¿Cuál es más estable? Ver estabilidad de complejos/ estabilidad Ag y Hg

b. Tome unos cristales de tiocianato de amonio y añada unas gotas de cloruro de cobalto (II) de c (CoCl₂) = 0,1 mol/L. Agregue unas gotas de agua hasta cambio de color.

c. Agregue unas gotas de alcohol etílico anhidro hasta que vuelva a cambiar.

d. Tome una muestra de sal de níquel (II) y añada disolución de hidróxido de amonio concentrado hasta disolución de precipitado formado inicialmente. Agregue disolución alcohólica de dimetilglioxima hasta formación de precipitado de color rojo escarlata. Ver estabilidad de complejos/ estabilidad Zn

e. Tome una muestra de sal de cinc.

f. Añada una pizca de ericromonegro "T".

g. Añada disolución de la sal etilendiamintetracetato de disodio hasta cambio de coloración. Ver estabilidad de complejos/ estabilidad Ni

Experimento 4: "Isomería de hidratación".

a. Tome con la punta de una espátula una muestra de cloruro de cromo (III) hexahidratado.

b. Añada 2 ml aproximadamente de agua destilada helada.

c. Agregue unas gotas de ácido nítrico. Note la coloración.

d. Divida en tres porciones iguales.

* A la 1ª: manténgala fría.

* A la 2ª: Aplique calor suavemente hasta que llegue a temperatura ambiente.

* A la 3ª: Aplique calor hasta ebullición. Note la coloración de las disoluciones.

e. Añada 1 ml de disolución de nitrato de plata 0,1 mol/L.

- f. Compare el volumen de precipitado formado.
- g. Fundamente su respuesta sobre la base de la posibilidad de reacción de los iones cloruros cuando están en la esfera de ionización.

PREGUNTAS FINALES.

- 1. Proponga otra forma experimental de diferenciar las sales dobles de los complejos.
- 2. Nombre cada uno de los complejos que han tomado parte de las reacciones tanto en los reaccionantes como en los productos.
- 3. ¿Cuál de los siguientes complejos debe ser más estable?:

El $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]$ o el $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$.

El $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ o el $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

El $[\text{HgI}_4]^{2-}$ o el $[\text{NiI}_4]^{3-}$.

- 4. ¿Qué tipo de isomería se puede decir que tienen los productos de las reacciones llevadas a cabo en el experimento 4? Proponga otra forma de comprobar estas propiedades de la sal de cromo.
- 5. ¿Qué ligando es más fuerte el ammin o el acuo? Fundamente.
- 6. ¿Puede identificarse una sustancia desconocida coloreada si se determina su espectro de absorción? ¿Qué sucede si la sustancia está mezclada con otra también coloreada?
- 7. ¿Existirá alguna relación entre la absorbancia y la concentración que tenga una sustancia en disolución? ¿Se podrá conocer la concentración de una sustancia si se conoce la absorbancia que tiene a una longitud de onda que corresponda con su máximo de absorción?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°14

TÍTULO: Sistémica del cinc, cadmio y mercurio

INTRODUCCIÓN

En la práctica se realiza la comprobación de las propiedades de las sustancias los elementos del grupo IIB o grupo del cinc, cadmio y mercurio. Se realizará la preparación de una de sus sustancias simples, el cadmio.

Estos elementos tienen pocos números de oxidación y por ello muestran poca riqueza en sus diagramas de potenciales de electrodos, prácticamente el único que tiene más de uno es el mercurio.

El cinc y el cadmio son buenos reductores a diferencia del mercurio cuyos compuestos se reducen con facilidad. El carácter tóxico de las sustancias simples y sus compuestos va aumentando, por lo cual, se hace necesario que los estudiantes y las estudiantes trabajen con sumo cuidado y en caso de envenenamiento con mercurio se debe avisar con rapidez al profesor para tomar las medidas pertinentes.

Se recuerda que se deben utilizar las mínimas cantidades de las sustancias posibles para ahorrar reactivos. Además, deben controlar muy bien el resultado de los experimentos, pues, en múltiples casos se utilizarán los productos de las reacciones como reactivos de otras. Por otro lado, no se deben verter los productos de cadmio y mercurio por los tragantes sino en los lugares que el técnico de laboratorio le indique. En caso de derrame verter rápidamente octazufre en polvo sobre él y evacuar el lugar.

PREGUNTAS INICIALES

- 1.-¿Qué masa de cinc debe reaccionar completamente con un volumen de 5 ml de ácido clorhídrico al 36,5 %? ¿Qué masa de cloruro de cinc se obtiene?
- 2.-Si se toma la mitad del volumen de la disolución obtenida anteriormente, se seca y se le añade ácido clorhídrico al 36,5 %. ¿Qué volumen de este ácido se le debe añadir para que quede en una relación de masas de cloruro de cinc: ácido clorhídrico de 1,238? Tal y como se efectúa en la preparación del reactivo de Lucas.
- 3.-¿Qué masa de cinc en polvo se debe utilizar para que reaccionen con 0,1 g de octazufre?
- 4.-¿Qué importancia tiene el uso de exceso o el defecto de mercurio en la obtención de las sales Hg(I) y de Hg(II) ?
- 5.-¿Qué peligro engendra el calentamiento del mercurio?
- 6.- ¿Qué medida de seguridad usted debe tomar si ocurren los siguientes accidentes:
 - * Se vierte mercurio en el puesto de trabajo.
 - * Traga un poco de sal de mercurio o cadmio.

Obtención del cadmio por electrólisis.

- a.- Prepare 100 ml de disolución concentrada de sulfato de cadmio en un vaso de precipitado (recipiente cilíndrico).
- b.- Añádale ácido sulfúrico hasta notar medio ácido.
- c.- Coloque los electrodos de platino, en forma de discos preferentemente, de 3,5 cm de diámetro, uno encima del otro de forma tal que el cátodo esté debajo separado a unos 5 cm de distancia. En caso de contar con electrodos con estas condiciones puede utilizar otros rectangulares como los que vienen con el voltámetro de Hoffman y en posición vertical o los electrodos de platino de los conductímetros.
- d.- Haga pasar corriente directa con una densidad de 0,2 - 0,3 A/dm².
- e.- Después de obtenido. Lávelo con agua caliente y séquelo con papel toalla. Deje que se termine de secar al aire.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS SIMPLES.

Experimento 1: "Reacción de las sustancias simples con los ácidos no oxidantes. Propiedades reductoras". Ver comprobación/Zn Ácidos NO oxidantes

- a. Tome la masa de cinc calculada en la pregunta inicial 1 y añada **gota a gota**, el volumen de disolución de ácido clorhídrico, también allí calculado. ¿Qué gas es el que se obtiene? Guarde los productos.
- b. Repita la reacción anterior, pero utilizando una gota de mercurio y una muestra de ácido clorhídrico. Eche los productos donde en profesor indique.
- c. Tome 0,05 de cadmio del obtenido por usted y compruebe su reactividad con el ácido clorhídrico en condiciones normales. Guarde los productos.
- d. Tome dos muestras de cinc; a una añádale unas gotas de ácido sulfúrico diluido y a el otro ácido acético al 50 %. Compare la velocidad de la reacción.

Experimento 2: "Reacción con los ácidos oxidantes".

- a. Tome una granalla de cinc y añada una gota de ácido nítrico muy concentrado. (Bajo campana).
- b. Tome la mínima gota de mercurio en un tubo de ensayos. Añada 1 ml de ácido nítrico concentrado. (Bajo campana).
- c. Cuando se disuelva añada 2 ml de agua.
- d. Aplique calor hasta que se elimine la coloración amarilla. Rotule como disolución de mercurio (II). Guárdela para 4 muestras.
- e. Tome aproximadamente 1 ml de mercurio.
- f. Añada aproximadamente 1 ml de ácido nítrico (1:1). (Bajo campana).
- g. Aplique calor hasta que se inicie la reacción.
- h. Cuando la reacción termine, añada 2 o 3 ml de agua destilada para disolver posibles cristales. Rotule como disolución de mercurio (I). Debe quedar mercurio metálico en exceso. Ver Zn Hg / Zn HNO₃: Hg HNO₃

Guarde el producto para 4 muestras.

- i. Tome una muestra de cadmio del obtenido por usted y compruebe su reactividad con el ácido nítrico en condiciones normales. Ver Zn Hg Cd HNO₃

Experimento 3: "Reacción con las sustancias simples".

Con el octazufre.

- Tome las masas de las sustancias reaccionantes calculadas en la pregunta inicial 3.
- Mézclelas.
- Aplique calor sobre una placa de amianto.
- Deje enfriar y compruebe el producto formado. Ver Zn S8
- En un mortero vierta una gota de mercurio.
- Añada octazufre hasta cubrirlo completamente.
- Agite suavemente con el pistilo. Ver Hg S

Experimento 4: "Reacción con los álcalis".

- Tome una pizca de cinc en polvo.
- Añada una gota de hidróxido de sodio concentrado.
- Aplique calor suavemente. ¿Qué gas es el que se desprende?
- Tome una gota de mercurio, la menor posible.
- Añada una gota de hidróxido de sodio concentrado.
- Aplique calor.
- Tome una muestra de cadmio y compruebe su reactividad con el hidróxido de sodio concentrado.

REACCIONES DE SUS COMPUESTOS.

Experimento 5: "Obtención de sus hidróxidos. Propiedades ácido - base **".

Del cinc (II):

- Tome los productos del experimento 1a, filtre o decante.
- Divídalo en dos porciones.
- De una de ellas, tome una muestra y añada un álcali fuerte y soluble.
- Lave el sólido.
- Tome dos porciones del sólido lavado.
 - * A la 1ª: añádale ácido clorhídrico hasta desaparición del precipitado.
 - * A la 2ª: añádale hidróxido de sodio concentrado hasta disolución del precipitado formado. Guarde los productos. Ver $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- Tome la mitad del volumen de la disolución obtenida en el experimento 1a.
- Evapore hasta casi sequedad.
- Añada el volumen de ácido clorhídrico al 36,5 % calculado en la pregunta inicial 2.
- Reacción de Lucas. Tome tres muestras de la mezcla preparada anteriormente.
- Añádale a cada una respectivamente 1 ml aproximadamente de alcohol primario, secundario y terciario. Compare la actividad de los alcoholes.

Del mercurio (II):

- k. Tome muestra de los productos del experimento 2d.
- l. Añada una disolución de un álcali fuerte y soluble.
- m. Lave el precipitado.
- n. Tome dos muestras y compruebe las propiedades ácido - base. Ver comprobar mercurio/ mercurio II

Del mercurio(I):

- ñ.- Tome muestra de los productos del experimento 2h. Repita los ensayos l - m. Ver comprobar mercurio/ mercurio I

Del cadmio (II):

- o. Tome de sal de cadmio (II) (Experimento 1c) y repita los ensayos necesarios para obtener su hidróxido y comprobar sus propiedades ácido - base. Ver $\text{Cd}(\text{OH})_2$

Experimento 6: "Reacciones redox **".

- a. Tome sendas muestras de sales de mercurio (I) y (II).
- b. Añada disolución de cloruro de estaño, hasta formación de precipitado blanco primero y gris después.
- c. Tome sendas muestras de sales de mercurio a sus números de oxidación en disolución.
- d. Añada una pizca de aluminio o cinc en polvo.

Experimento 7: "Formación del complejo".

Reacción que se identifica por su nombre. Tetrayodomercuriato(II). Reactivo de Nessler.

- a. Tome una muestra de sal de mercurio (II).
- b. Añada yoduro de potasio concentrado hasta disolución de precipitado rosado fosforescente formado inicialmente.
- c. Agregue 2 ml de hidróxido de potasio concentrado.
- d. Tome una muestra de sal de amonio y compruebe la efectividad del reactivo preparado para identificarla. Ver formación HgI_4

Experimento 8: "Otras reacciones de identificación **".

- a. Tome una muestra de la sal de cinc formada en el experimento 5e primera parte y añada una gota de reactivo de Montequí A.
- b. Agregue 4 gotas de Montequí B.
- c. Frote las paredes internas del tubo de ensayos. Ver identificación/ identificación montequí
- d. Tome sendas muestras de disoluciones de sales de mercurio(I) y (II) en sus respectivos tubos de ensayos. Añada disolución de carbonato de sodio de concentración 1 mol/L.
- e. Tome muestras de las sales de los iones de estos elementos y añada disolución de un sulfuro soluble.
- f. Formación de aminocomplejos: Tome muestras de las sales de los iones de los elementos del grupo IIB y añada disolución de hidróxido de amonio concentrado hasta formación de un precipitado que será soluble en un exceso

para el cinc y el cadmio. Ver identificación/ identificación Zn Hg Cd amonio

PREGUNTAS FINALES

1. Compare la reactividad química del mercurio, cadmio y la del cinc.
2. Compare las propiedades ácido - base de los hidróxidos de los elementos del grupo IIB.
3. Si en la mesa de laboratorio se tienen disoluciones de las sales solubles de los elementos del grupo IIB y no tienen rótulo ¿Qué haría usted para identificarlos?
4. Si usted tiene un sólido del cual se dice es una amalgama de cinc. ¿Qué haría para comprobarlo?
5. Si en un mismo frasco están mezcladas sales solubles de cinc, cadmio y mercurio (II) ¿Cómo usted los separa y los identifica?
6. ¿Qué función realiza el cloruro de cinc en el reactivo de Lucas?
7. Represente por ecuaciones químicas las transformaciones mínimas necesarias para obtener las sustancias que se indican a partir de las sustancias dadas:
 - ❖ sulfato de tetramincinc (II) a partir del cinc metálico.
 - ❖ sulfuro de cadmio a partir del hidróxido de cadmio.
 - ❖ cloruro de mercurio (II) a partir del mercurio metálico por vía acuosa.
 - ❖ cloruro de mercurio (I) a partir del mercurio metálico, por vía acuosa.

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°15

TÍTULO Sistémica del cromo

INTRODUCCIÓN

En la práctica de hoy se comprueban las propiedades químicas de la sustancia simple y los compuestos de uno de los elementos de transición más típico, el cromo. El cual como su nombre lo indica, tiene una gran cantidad de compuestos coloreados al igual que una gran variedad de números de oxidación propiedad fundamental que distingue a los metales de transición.

Se realizará la obtención de la sustancia simple mediante la reacción de la aluminotermia de Göldshmidt, y será utilizado directamente, para lo cual necesita de un breve proceso de purificación. A esta sustancia simple se le realizarán una serie de reacciones químicas. Además, se debe aprovechar para hacer todas las observaciones posibles de sus propiedades físicas ya que no es una sustancia simple común en los laboratorios de nuestros centros escolares.

La comprobación de las propiedades de las sustancias del cromo nos permitirá comprobar todos los elementos del sistema, aunque no necesariamente en los órdenes establecidos.

Realizarán un gran número de reacciones consecutivas, por tanto, deben extremar el cuidado con el uso de reactivos y la observación de la formación de los productos, lavar siempre que sea posible y utilizar la mínima cantidad de sustancias.

TAREAS A REALIZAR

1. Obtener el cromo y comprobar sus propiedades.
2. Comprobar los elementos del sistema de conocimientos para los compuestos del cromo.

PREGUNTAS INICIALES

1. Prepare una disolución de ácido clorhídrico $c(\text{HCl}) = 4 \text{ mol/L}$. El volumen le será dado por el técnico de laboratorio.
2. ¿Qué masa de cromo se necesita para que reaccionen con 2,2 ml de la disolución que usted debe preparar?
3. ¿Por qué para oxidar más fácilmente el Cr (III) a Cr (VI) se realiza en medio básico?
4. ¿Por qué en esta práctica para realizar la reacción de la sustancia simple cromo con los no metales se pide que las sustancias estén **secas**?
5. ¿Por qué el cromo se purifica con ácido nítrico? ¿Por qué no se realiza el elemento del sistema de prácticas; “¿Reacción con los ácidos oxidantes”, dentro del cuerpo de la práctica?
6. ¿Qué otras sustancias pueden utilizarse como oxidantes y fundentes en la reacción de fusión oxidativa? ¿Cuál es el objetivo fundamental de esta reacción?

Preparación inorgánica (Reacción con nombre).

"Obtención del cromo por la aluminotermia de Göldshmidt".

- a. Caliente 12,5 g de óxido de cromo (III) aproximadamente 110 °C durante 20 min. Puede ser en un quemador o lamparilla de alcohol lo que necesita más tiempo.
- b. Pese 3,25 g de dicromato de potasio.
- c. Fúndalo.
- d. Pulverízelo.
- e. Mezcle el dicromato con el óxido de cromo (III), con 6 g de aluminio en polvo y 1,25 g de peróxido de bario o nitrato de sodio o potasio. Esto constituye la mezcla A.
- f. Pese 6,5 g de la mezcla A.
- g. Agréguele 0,25 g de aluminio en polvo, 2,5 g de peróxido de bario o nitrato de sodio o potasio. Esta constituye la mezcla B.
- h. Mezcle 0,25 g de aluminio en polvo con 2,5 g de peróxido de bario o nitrato alcalino. Esta constituye la mezcla C.
- i. En caso de no tener crisol de arcilla o de chamota. Prepare un cucurucho de papel (del tamaño de un crisol mediano) e introdúzcalo en un baño de arena.
- j. Vierta lo que quedó de la mezcla A.
- k. Presione ligeramente con un tubo de ensayos para comprimir suavemente.
- l. Presione más intensamente sobre el centro y realice un orificio en el centro, a la vez que, con otro tubo presiona ligeramente por los costados.
- m. Extraiga el tubo de ensayos y vierta la mezcla B.
- n. Apisone ligeramente.
- o. Agregue la mezcla C.
- p. Introduzca una cinta de magnesio limpia de unos 10 cm de longitud hasta el fondo de la mezcla.
- q. Encienda la cinta y colóquese a uno 3 m de distancia como mínimo. La reacción debe realizarse en un lugar ventilado o al aire libre.
- r. Cuando el metal se enfríe, limpie el régulo y las otras partes que tengan aspecto metálico de la arena adherida que tenga.
- s. Coloque todas estas partes en un vaso de precipitado y agregue ácido nítrico al 10 % y aplique calor hasta llevarlo a ebullición.
- t. Extraiga porciones y cuando vea que ya tiene brillo metálico detenga el calentamiento.
- u. Lave con agua varias veces.
- v. Seque al aire y péselo.
- w. Guárdelo en un frasco.

PROPIEDADES DE LA SUSTANCIA SIMPLE.

Experimento 1: "Reacción con los álcalis".

- a. Pese la masa de cromo calculada en la pregunta inicial 2, añádale 1 ml de

hidróxido de sodio concentrado.

- b. Aplique calor hasta ebullición.
- c. Lave la muestra de cromo.

Experimento 2: "Reacción con los ácidos no oxidantes. Propiedades reductoras".

- a. Tome la muestra de cromo calculada en la pregunta inicial 2 y añádale 2,2 ml de ácido clorhídrico $c(\text{HCl}) = 4 \text{ mol/L}$.
- b. Caliente hasta que se inicie la reacción.
- c. Compruebe la naturaleza del gas desprendido.
- d. Guarde los productos para otras reacciones.

Experimento 3: "Reacción de la sustancia simple con los no metales".

- a.- Haga pasar corriente de dicloro a 0,1 g cromo en un tubo de ensayos termo resistente. El dicloro y el cromo **tienen** que estar secos.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COMPUESTAS.

Experimento 4: "Reacciones de redox".

Descomposición del dicromato de amonio. "El volcán".

- a. Pese 0,15 g de dicromato de amonio.
- b. Pulverícelo.
- c. Amontónelo sobre una placa de amianto.
- d. Introdúzcale un alambre calentado al rojo o aplique calor hasta que se inicie la reacción. Ver Comprobación/ redox

Experimento 5: Obtención del dicromato. "Fusión oxidativa".

- a. Mezcle dos porciones de carbonato de sodio y de hidróxido de sodio de una masa de 0,5 g aproximadamente en un crisol de hierro o preferentemente de níquel.
- b. Aplique calor hasta que estén fundidos.
- c. Añada el óxido de cromo obtenido en el inciso 4d previamente pulverizado.
- d. Agite con una varilla de hierro.
- e. Ponga a calentar, preferentemente en un horno mufla a 850-950 °C, durante 30 min, si no, realícelo en el crisol abierto y agite cada 5 min. Mientras continúe con los demás experimentos.
- f. Con la debida protección extraiga la mezcla en caliente y con sumo cuidado viértala en agua caliente.
- g. Agite y filtre.
- h. Añada ácido acético hasta cambio de coloración. Guarde los productos.

Experimento 6: * "Obtención y propiedades ácido - base del óxido de cromo (III) hidratado". "Identificación del Cr (III)".

- a. Tome los productos del experimento 2.
- b. Añada 2 o 3 ml de agua.
- c. Tome 1 ml aproximadamente y añada hidróxido de amonio concentrado hasta

formación de precipitado. Guarde una porción. Ver obtención óxido Cr^{+3}

d. Lave el resto.

e. Agregue 1 ml de agua.

f. Divida el producto en dos porciones:

* A la 1ª: * Compruébele las propiedades básicas con un reactivo químico. Agregue disolución de fluoruro soluble y aplique calor. (Identificación por formación de complejos).

* A la 2ª: Compruébele las propiedades ácidas. Guarde los productos.

g. Repita las acciones de la a "a" la "f" utilizando los productos del experimento 3.

Experimento 7: * " Otras reacciones de identificación del Cr (III) y del Cr (VI)".

Por reacción de redox:

Cr (III):

a. Tome los productos de la reacción del experimento 6f segunda parte y agregue 1 ml de peróxido de hidrógeno al 3 %, o una micro espátula de óxido de plomo (IV).

b. Aplique calor.

c. Introduzca una astilla de madera con su punta en estado de ignición. Hasta que compruebe que la reacción ha terminado, cuando la disolución tenga coloración amarilla y la astilla no se encienda.

d. Cuando se enfríe.

e. Tome una muestra de disolución de dicromato en medio ácido y añada disolución de sulfito de sodio hasta cambio de coloración.

Por precipitación

f. Tome dos porciones y adicione unas gotas de disoluciones de cloruro de bario y nitrato de plomo diluidos.

g. Añada a ambos disolución concentrada de ácido acético. Compare disolución.

Cr (VI):

h. Tome una muestra de los productos obtenidos en la reacción del experimento 5h, adiciónale unas gotas de etanol.

i. Aplique calor. ¿Qué sucedería si en vez de adicionar el alcohol se añade un aldehído?

j. Perciba el olor y note el cambio de coloración.

k. Tome otra muestra y añada unas gotas de un yoduro soluble.

l. Aplique calor.

m. Añada 1 ml aproximadamente de benceno y agite.

n. Observe la coloración de la capa orgánica.

o. Tome otra muestra del dicromato y añada una gota de difenilamina en ácido sulfúrico. Añada una gota de ácido fosfórico concentrado.

p. Agregue gota a gota disolución diluida de sal de Mohr hasta la formación de una sustancia violeta.

Por formación de amino complejos.

q. Tome una muestra del producto del experimento 5c y añada 0,1 ml

aproximadamente de hidróxido de amonio concentrado.

r. Aplique calor.

PREGUNTAS FINALES

1. ¿Podrá afirmarse que siempre que una sustancia tenga un bajo potencial de electrodo (con valores menores que cero), se oxidan rápidamente? Fundamente su respuesta sobre la base de los resultados obtenidos en el experimento 1.

2. ¿Por qué es necesario añadir agua a los productos obtenidos en el experimento 2 para poderlos utilizar como sal de Cr (III)?

3. ¿Por qué en la obtención del cromo por la aluminotermia de Göldshmidt se puede fundir el dicromato de potasio sin que ocurra descomposición, y, sin embargo, en la reacción de "El Volcán" se utiliza el dicromato de amonio?

4. ¿Qué ventajas y desventajas tiene el uso de la mezcla hidróxido - carbonato de sodio sobre las propuestas por usted en la pregunta inicial 6?

5. Si en el laboratorio se nos presentan las siguientes situaciones:

* primera: Dos frascos uno con disolución de sal de cromo (III) y otro con disolución de cinc.

* segunda: En un mismo frasco una mezcla de las sales de cinc y cromo (III).

¿Cómo usted podría afirmar que realmente tenía la situación planteada?

6. Si usted tiene una disolución de un compuesto de cromo de color amarilla desconocida. ¿Cómo puede usted reconocerla? Primero por vía química y segundo sin reactivos químicos.

7. Se quiere obtener el propanal a partir del propanol y el potencial es:



Proponga un método utilizando como reaccionantes alguno de los compuestos del cromo.

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°16

TÍTULO: Sistemática del manganeso

INTRODUCCIÓN

En la práctica de hoy se comprobarán algunas propiedades del manganeso y de sus compuestos, elemento que al igual que el cromo es un metal de transición típico, pero que, sus compuestos carecen una extraordinaria gama de colores, como en el caso del cromo.

Este metal también será obtenido previamente por el método electrolítico o por aluminotermia, pero por ambas vías se dificulta, ya sea por su reactividad o por las condiciones a las que hay que someterlo y el cuidado con que hay que trabajar. El óxido que se utiliza para la aluminotermia debe ser la mezcla II, III que tiene color rojo, si se efectúa con el (IV) que tiene mucho oxígeno, se desprende una enorme cantidad de calor y la llama es muy potente lo cual hace que prácticamente no se obtenga el metal.

El trabajo con la sustancia simple varía según el método con que haya sido obtenido, pues el electrolítico es muy reactivo, pero el aluminotérmico necesita de una buena purificación, proceso bastante difícil por lo cual se debe tener en consideración este aspecto y trabajar la sustancia simple sobre la base de una sustancia impura, pero que es factible. Además, ya los estudiantes y las estudiantes deben ser capaces de trabajar en estas condiciones.

Aquí tendrán la oportunidad de verificar todos los elementos del sistema a la vez que se transita por los números de oxidación más importantes del manganeso, lo que permitirá comprobar una propiedad muy importante que hasta el momento ha sido vista muy pocas veces, la dismutación.

Debido a la aplicación que tiene en la Química Física para la determinación de la velocidad media de una reacción, la realización de la reacción de obtención del complejo tri-bisoxalatomanganato (III) de potasio y su posterior descomposición toma una gran importancia, se hace necesaria una atención esmerada.

TAREAS A REALIZAR.

1. Obtener el manganeso y comprobar sus propiedades.
2. Comprobar los elementos del sistema de prácticas para el manganeso y sus compuestos más importantes.

Preparación inorgánica: "Obtención del manganeso electrolítico".

- a. Preparar un recipiente que se pueda dividir por un diafragma de o material cerámico.
- b. Preparar la disolución catódica la cual debe contener 300 g de sulfato de manganeso tetrahidratado más 100 g de sulfato de amonio por cada litro de disolución. La disolución anódica debe tener 100 g de sulfato de amonio por litro de disolución.
- c. El cátodo debe ser una lámina de acero limpio y brillante mientras el ánodo

debe ser de plomo. La superficie del ánodo debe ser la mitad de la del cátodo.

- d. Ajustar la densidad de corriente catódica entre 2-3 A/dm².
- e. Introducir el medio de reacción en un baño de agua para que no se caliente más de 28-30 °C.
- f. El espacio anódico libre para obtener el manganeso no debe sobre pasar el 5 %.
- g. El pH de la zona catódica debe ser de 6-8.
- h. Debe añadir regularmente disolución saturada de dióxido de azufre con una concentración de 0,1 g/L.
- i. El rendimiento de la corriente es de 50-70 %
- j. Debe separarse regularmente el manganeso obtenido el cual puede pulverizarse o depositarse en láminas.
- k. Debe pasivarse con disolución al 5 % de dicromato de sodio.
- l. Guardar en frasco bien tapado.

Reacción de obtención del manganeso por aluminotermia: "Reacción de Göldshmidt".

- a. La fuente de manganeso puede ser el óxido de manganeso (IV), los productos de descomposición del permanganato para obtener dioxígeno, o mejor los productos "negros" de las pilas secas previamente purificados y secos.
- b. Calentar hasta fusión para lograr la máxima descomposición en una mufla. El producto debe ser rojo.
- c. Pesar una masa determinada de la fuente de manganeso.
- d. Pesar la novena parte de la masa del aluminio necesario por estequiometría.
- e. Mezclarlos en un mortero. Esta constituye la mezcla A.
- f. Preparar una mezcla de nitrato de sodio y aluminio en polvo 3:1 según los gramos de la fuente de manganeso utilizada. Mezcla B
- g. Colocar la mezcla A en un crisol de cerámica o de chamota o en defecto en un cucurucho de papel de forma semejante a como se realiza con el cromo. Después la B en forma de lomita.
- h. Colocar una cinta de magnesio limpio de unos 10 cm de longitud que llegue ésta el fondo.
- i. Encender la cinta y colocarse a 3 m como mínimo. La reacción debe realizarse en un espacio libre donde corra el viento.

PREGUNTAS INICIALES

1. ¿Qué concentración molar tendrá la disolución formada cuando reaccionan 0,15 g de manganeso con 1 ml de ácido clorhídrico a concentración molar de 4 mol/L? El volumen de la disolución final se considerará el mismo del ácido.
2. ¿Cómo usted puede saber si el manganeso reacciona con los álcalis fuertes y solubles?
3. Se dice que; generalmente las sustancias simples metálicas muy buenas reductoras y que forman óxidos insolubles al interaccionar con el ácido nítrico concentrado se pasivan. ¿Sucede esto con el manganeso?
4. ¿Cómo usted puede comprobar que el manganeso reacciona con el octazufre? Proponga un método.

5. ¿Cómo usted sabrá que el todo el permanganato se ha descompuesto?
6. ¿Por qué es aconsejable que se extraigan los productos de la reacción de fusión oxidativa en caliente?
7. ¿Por qué se deben realizar las reacciones siguientes a la obtención del manganato a medida que se van obteniendo las respectivas porciones?
8. ¿Cuál es la aplicación fundamental se le da a la reacción de descomposición del permanganato de potasio?
9. ¿Cómo usted puede determinar que la sustancia obtenida en el experimento 8 es el trisoxalatomanganato (III) de potasio?
10. El potencial $Mn(IV)/Mn(III) = +0,95\text{ V}$ y el $Mn(III)/Mn(II) = +1,51\text{ V}$. ¿Cómo es su estabilidad termodinámica? ¿Por qué puede obtenerse el complejo trisoxalatomanganato (III) de potasio en medio ácido?

PROPIEDADES DE LA SUSTANCIA SIMPLE

Experimento 1: "Reacción con los ácidos no oxidantes. Propiedades reductoras".

- a. Tome una muestra de 0,15 g manganoso, si fue obtenido por aluminotermia, añada 1 ml de ácido clorhídrico $c(HCl) = 4\text{ mol/L}$, sino 1 mol/L.
- b. Aplique calor si es necesario a intervalos de 5 min. Guarde los productos.

Experimento 2: "Reacción con los álcalis".

- a. Tome una muestra de manganoso metálico.
- b. Añada una gota de hidróxido de sodio concentrado.
- c. Aplique calor suavemente. Guarde el producto.

Experimento 3: "Reacción con los ácidos oxidantes".

- a. Tome la muestra de manganoso del experimento anterior y lávela.
- b. Añada gota a gota ácido nítrico concentrado hasta obtener un ligero exceso del ácido. Guarde los productos.

Experimento 4: "Reacción con las sustancias simples".

- a. Pese la masa de azufre necesaria para que quede un exceso de 5 % sobre la que debe reaccionar con 0,15 g de manganoso en polvo.
- b. Mézclelos en un mortero.
- c. Colóquelos sobre una placa de amianto.
- d. Acérquelo a una llama con un soplete (llama por encima).
- e. Compruebe que se ha formado el sulfuro de manganoso.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COMPUESTAS.

Experimento 5: "Reacciones redox".

Descomposición térmica del permanganato de potasio.

- a. Tome una muestra de permanganato de potasio en un tubo de ensayos termo resistente.
- b. Introduzca una pequeña mota de lana de vidrio que le quede ajustada a la

mitad del tubo.

c. Aplique calor suavemente para evitar que se desprendan vapores de permanganato sumamente tóxicos.

d. Introduzca una astilla de madera en su punto de ignición.

e. Repita esta operación hasta que no se desprenda más gas.

f. Cuando se enfríe. Extraiga la mota.

g. Divida el producto en dos porciones:

A la primera:

h. Añada 3 o 4 ml de agua y filtre. Observe los colores de las sustancias obtenidas en el papel de filtro y en el filtrado.

i. Tome el filtrado y hágale pasar corriente de cloro hasta tomar color violeta. Guarde el producto (cuatro muestras).

* A la segunda:

j. Añada 1 ml de HCl concentrado.

k. Aplique calor suavemente.

j. Identifique el gas obtenido.

Reacciones de nombre:

"Fusión oxidativa".

k. Mezcle en un crisol de níquel o de hierro 0,5 g aproximadamente de carbonato e hidróxido de sodio o potasio.

l. Añada 0,1 g de óxido de manganeso (IV). * Puede ser una sal de Mn (II).

m. Aplique calor en un horno mufla entre 850-900 ° C durante 20 min o en crisol abierto agitando con una varilla de hierro durante 30 min.

n. Extraiga con sumo cuidado y usando los medios de protección la mezcla en caliente.

o. Viértala en agua caliente.

p. Filtre y realice el experimento 6.

"Lluvia de estrellas".

a. Tome aproximadamente 1,5 ml de ácido sulfúrico al 98 % en una probeta de 5 ml.

b. Añada aproximadamente 1,5 ml de etanol anhidro por las paredes de la probeta para que no se disuelvan.

c. Triture una microespátula de permanganato de potasio.

d. Añada unos granitos de permanganato en la superficie libre del alcohol.

e. Espere unos minutos hasta que la sustancia verde que se forma entre en contacto con el ácido.

"Reacción de identificación de enlaces insaturados en compuestos orgánicos. Reactivo de Baeyer".

f. Tome una muestra del permanganato obtenido.

g. Añádale unas gotas de álcali.

h. Agregue unas gotas de kerosene.

Experimento 6: * " Reacciones de identificación del Mn (VI), Mn (VII) y Mn (II).

- Para el Mn (VI):
 - a. Mezcla de una muestra de un sulfito diluido más ácido sulfúrico diluido.
 - b. Disolución de un sulfito diluido.
 - c. Sulfúrico diluido.
- Para el Mn (VII):
 - a. Tome tres muestras la disolución obtenida en el experimento 5h y repita los ensayos del inciso 6a, sustituyendo el reductor por etanol.
- Para el Mn (II):

- Redox:

- b. Tome los productos de la reacción del experimento 3b, añada una pizca de óxido de plomo (IV).
- c. Aplique calor suavemente pues puede saltar. (Óxido pulga).
- d. Deje enfriar note la coloración de la disolución sobrenadante.

Experimento 7: * "Obtención y propiedades ácido - básicas del hidróxido de manganeso".

- a. Tome los productos del experimento 1, obtenga la disolución sobrenadante. Si está turbio añada 1 o 2 ml de agua. Repita la acción.
- b. Obtenga el hidróxido de manganeso (II). No lave.
- c. Tome una muestra del precipitado y compruebe sus propiedades ácido - básicas.
- d. A la disolución de la sal binaria obtenida, agregue disolución de carbonato de sodio 1 mol/L.
- e. Al producto de la reacción de formación de hidroxocomplejo, note su coloración.
- f. Agite con fuerza. Note el ligero cambio de coloración.
- g. Hágale pasar corriente de dicloro.

Experimento 8: "Formación de complejos".

Formación y estabilidad del trisoxalatomanganato(III) de potasio.

- a. Tome una muestra de 0,5 ml de la sal de manganeso (II) obtenida en el experimento 1b.
- b. Viértalos en un tubo de ensayos.
- c. Añada 3,5 de disolución de ácido oxálico 0,1 mol/L.
- d. Añada 1 ml del producto obtenido en el experimento 5h.
- e. Observe el proceso de coloración - decoloración.

PREGUNTAS FINALES

1. ¿Por qué el manganeso electrolítico reacciona más rápidamente que el aluminotérmico?
2. ¿Puede usted decir que el manganeso reacciona con los álcalis fuertes?
3. ¿Cumple el manganeso con la regla de la pasivación?
4. ¿Se podrá precipitar el sulfuro de manganeso a partir de sus sales y el sulfuro

de hidrógeno en medio ácido?

5. ¿Qué importancia tiene la descomposición térmica del permanganato de potasio tanto para la Enseñanza Media como para la Química Inorgánica? ¿Qué aplicación dará a los productos de esta reacción?

6. ¿Por qué usted puede afirmar que el producto de la fusión oxidativa es el manganato?

7. Argumente la siguiente afirmación: "El permanganato es un oxidante fuerte".

8. Un estudiante de Química en el Instituto Superior Pedagógico "José de la Luz y Caballero" de Holguín, realizó la aluminotermia del manganeso por derivación de la técnica de obtención del cromo y cometió el error de añadir dicromato. Cuando hizo reacción de formación de la sal de manganeso (II) se pudo observar que el líquido sobrenadante era de color verde. El profesor al ver aquello le afirmó que había cometido el error antes mencionado, pero el estudiante no lo reconoció. Si usted fuera el profesor de Química Inorgánica; ¿qué haría para convencerlo? Explique. Fundamente su respuesta con ecuaciones químicas.

9. ¿Qué sucede con la coloración del tri-bisoxalatomanganato (III) de potasio? Proponga un método para medir la velocidad con que se descompone este complejo sobre la base de su decoloración.

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°17

TÍTULO: Sistémica del hierro, cobalto y níquel

Introducción.

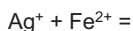
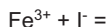
En esta práctica de laboratorio la ejecución de reacciones se complica, pues se deben hacer para tres elementos; hierro, cobalto y níquel. Pero, como en nuestros laboratorios generalmente no cuenta con la sustancia simple; cobalto, se proporciona su técnica de obtención a partir del carbonato básico (también puede ser a partir del hidróxido, acetato u oxalato), por lo cual se indican algunas de las reacciones fundamentales de las sustancias simples, y como son bastante semejantes en cuanto a sus propiedades más generales, se deberá prestar mucha atención para poder hacer las comparaciones y posteriormente la separación cuando están mezcladas. Es muy importante tener en cuenta el medio de realización de las reacciones para la comprobación de las propiedades de los compuestos de níquel y cobalto.

La ejecución de las mismas reacciones para sustancias semejantes de estos tres elementos, nos facilitará la comparación de las propiedades tanto de las sustancias simples como compuestas. En el caso de las reacciones de las sales de hierro hay que tener mucho cuidado por la existencia simultánea de sustancias con los dos números de oxidación más comunes del elemento. Para evitar esta situación, cuando se trabaja con la sal de hierro (II) debe reducirse la presente al número de oxidación (III) con una granalla de estaño.

Se deberá observar bien porque hay reacciones que se realizan de forma muy semejante a la que se llevan a efecto en la industria del níquel en de la provincia de Holguín.

PREGUNTAS INICIALES

1. Consulte los diagramas de potenciales de electrodo y diga si las reacciones que se indican a continuación pueden ocurrir de forma espontánea:



- ¿Qué masa de octazufre debe reaccionar con 0,1 g de hierro?
- ¿Qué masa de hierro debe reaccionar con 4 ml de ácido clorhídrico 4 mol/L para que de una disolución con el mismo volumen y una concentración molar de la sal de 1 mol/L?
- ¿Cómo usted puede comprobar si el hierro cuando está en polvo se pasiva con el ácido nítrico?
- ¿Qué sales se obtienen cuando el hierro reacciona con el cloro y con el ácido clorhídrico respectivamente?
- ¿Por qué cuando se va a realizar la comprobación de las propiedades ácido -

base del hidróxido de cobalto (II) con el álcali concentrado se indica: "No agitar"?

7. ¿Por qué la precipitación de los hidróxidos de hierro se realiza con hidróxido de amonio y los de cobalto y níquel no?

8. ¿Qué espera usted que ocurra cuando se le adicione disolución de álcali a la sal de cobalto? ¿Qué debe hacer para obtener el producto esperado?

9. ¿Cómo debe ser la reactividad de una granalla de níquel? ¿Qué concentración de los productos en sus reacciones obtendrá?

10. Calcule la masa necesaria de carbonato básico de cobalto necesaria para obtener 6 g de la mezcla de óxidos de cobalto (II) y (III).

11. ¿Por qué no se debe realizar la reducción del óxido de cobalto utilizando un sistema de reacción que la corriente de gas tienda a permanecer en la zona de reacción?

12. Si el óxido que se utilizará como reaccionante es de color negro y el cobalto producto también tiene ese color y los demás reaccionantes y productos son incoloros. ¿Cómo se determina que la reacción ha terminado?

Preparación inorgánica: "Obtención de cobalto por reducción gaseosa".

a. Pese la masa de carbonato de cobalto calculada en la pregunta inicial 10 en una cápsula de porcelana.

b. Ponga a descomponer la sustancia a 1000 °C durante 20 min, o sobre una plancha o quemador bunsen, hasta que esté completamente negro. Mientras realice las siguientes orientaciones.

c. Prepare un sistema de reacción para pasar una corriente de gas de entrada y salida en un mismo sentido.

d. Coloque el tubo de combustión en un horno tubular u garantice que el calentamiento sea superior a 600 °C.

e. Haga pasar corriente de dihidrógeno u otro gas reductor durante 20 min como mínimo y 6 horas como máximo.

f. Compruebe que la reacción ha llegado a su fin.

REACCIONES DE LAS SUSTANCIAS SIMPLES

Experimento 1: "Reacción con los ácidos no oxidantes. Propiedades reductoras".

a. Tome la masa de hierro en polvo calculada en la pregunta inicial 3 en un tubo de ensayos.

b. Añada el volumen del ácido indicado en dicha pregunta.

c. Aplique calor a intervalos evitando que la espuma. Guarde el producto.

d. Si dispone de níquel en polvo repita la operación. Si no, tome una granalla de níquel añada el ácido Aplique calor hasta sequedad. Cuando se enfríe. Añada agua y guarde el producto.

e. Tome una muestra de cobalto metálico a añada el ácido en las mismas condiciones del hierro, pero no de calor.

f. Rotule los productos como sales de Fe (II), Co (II) y de Ni (II). Guárdelos para otros experimentos. Ver triadaclorhídrico

Experimento 2: "Reacción con los ácidos oxidantes. Pasivación."

- a. Tome una muestra de hierro en polvo y añada 0,5 ml aproximadamente de ácido nítrico concentrado.
- b. Aplique calor a intervalos durante 5 min.
- c. Añada 2 ml de agua aproximadamente. Guarde el producto.
- d. Tome un clavo y realice la misma operación.
- e. Tome la granalla de níquel del experimento anterior. Lávela y realice la misma prueba.
- f. Aplique calor suavemente. Cuando comience la reacción detenga hasta que termine, después continúe hasta eliminar el ácido nítrico. Guarde el producto. Ver triada Nítrico

Experimento 3: "Reacción con los álcalis".

- a. Tome el clavo de hierro, lávelo y raspe su superficie.
- b. Introdúzcalo en un tubo de ensayos con una muestra de disolución de hidróxido de sodio concentrado.
- c. Aplique calor.
- d. Guárdelo para observarlo dentro de dos o tres días.
- e. Repita los incisos a-d con una granalla de níquel.
- f. Repita igualmente con una muestra de cobalto.

Experimento 4: "Reacción de las sustancias simples".

- a. Prepare un alambre de hierro o lana de acero para hacer la reacción con una atmósfera de un no metal.
- b. Calientelo hasta el rojo.
- c. Introdúzcalo en atmósfera de dicloro.
- d. Añada 2 o 3 ml de ácido clorhídrico diluido.
- e. Filtre. Guarde los productos.
- f. Tome un pequeño pedazo de lana de acero y quémelo al aire.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COMPUESTAS.

Experimento 5: * " Obtención y propiedades ácido - base de sus hidróxidos".

* Para el Fe (II) y Fe (III):

- a. Tome una muestra de los productos obtenidos en los experimentos 1c y 2c para el hierro.
- b. Obtenga la disolución. En el caso de la sal de hierro (II) purifíquela de la sal de hierro (III) por reducción con estaño.
- c. Añada disolución de hidróxido de amonio concentrado.
- d. Divida el producto sólido en dos porciones:

* A la primera: Compruebe sus propiedades básicas con ácido clorhídrico.

* A la segunda: Compruebe sus propiedades ácidas con dos o tres perlas de hidróxido de álcali fuerte y soluble. Agite y guarde los productos.

* Para el Co(II):

- e. Tome una muestra del complejo soluble de cobalto (II) experimento 1e. Añada

agua hasta que se torne rosado.

f. Adicione disolución concentrada de hidróxido de potasio o sodio. Observe el color.

g. Agite fuertemente hasta que se torne rosado.

h. Añada 2 o 3 ml de agua.

i. Compruebe sus propiedades ácido base y guarde los productos de las dos reacciones. No agite el producto de la reacción de comprobación de las propiedades ácidas. Ver comprobación/cobalto2hidroxido. Ver Identificación/ identificación Co II

* Para el Ni (II):

j. Repita los ensayos realizados para el cobalto (II) en los incisos del e al i teniendo en cuenta que los compuestos de níquel sólo tendrán una coloración, la verde manzana.

Ver comprobación/hidroxidoníquel

Experimento 6: * "Otras reacciones de identificación Fe (II), Fe (III) y Ni(II).

Para el Fe (II) y el Fe(III):

Tiocianocomplejos:

a. Tome una gota del producto formado en los experimentos; 1c para el Fe (II) y el 4e para el Fe (III).

b. Añada agua hasta la casi totalidad del tubo de ensayos.

c. Añada una gota de un tiocianato soluble 1 mol/L.

Cianocomplejos:

d. Tome una muestra de sal de hierro (II) y añada unas gotas de disolución diluida de hexacianoferrato (III).

e. Tome una muestra de sal de hierro (III) obtenida en el experimento 2c y añada dos o tres gotas de disolución diluida de hexacianoferrato (II). Ver Identificación Fe^{+2} Fe^{+3}

Formación de complejo coloreado.

f. Tome una muestra de disolución de hierro (II).

g. Llévela a pH 6 - 7.

h. Añada gota a gota disolución ortofenantrolina hasta coloración roja.

Formación de aminocomplejos:

i.- Tome una muestra de sal Ni (II), de la obtenida en el experimento 2f.

j.- Añada disolución de hidróxido de amonio concentrado hasta disolver el precipitado formado inicialmente. Guarde el producto.

k.- Repita el ensayo anterior para el caso de una disolución de cobalto (II) e Fe (II) y Fe (III). Aplique calor suavemente. Guarde los productos. Ver identificación Ni^{+2} . Ver comprobación/ iones de hierro y amonio

Reacción de nombre: Reacción de Shugaev.

l.- Tome el producto de la reacción 6j y 6k y añada disolución alcohólica de

dimetilglioxima hasta la formación de un precipitado rojo escarlata. Repita esta reacción con los productos de la reacción 1d. Ver identificación Ni^{+2} / dimetilglioxima

m.- Tome el producto de la reacción 6e y realice el mismo ensayo.

n.- Tome muestras de sales de hierro (II) y de hierro (III) y realice la misma reacción.

o.- Compare los resultados.

p.- Tome muestras de las sales de Fe (II), Fe(III), Ni(II) y Co(II), adicione igual volumen de disolución de carbonato de sodio de concentración molar 1 mol/L.

q.- Lave varias veces.

r.- Adicione ácido clorhídrico diluido.

s.- Verifique si hay desprendimiento gaseoso.

Experimento 7: "Reacciones de redox".

Para el hierro:

a. Tome una muestra de sal de hierro (II) añada 2 o 3 gotas de ácido nítrico concentrado.

b. Aplique calor suavemente.

c. Realice una de las reacciones de identificación del Fe (III).

d. Tome los productos del experimento 5d segunda parte y hágale pasar corriente de dicloro hasta que se observe el cambio de color.

e. Tome una muestra de sal de Fe (III) añada unas gotas de disolución diluida de un yoduro soluble. Adicione 1 ml de tolueno o benceno y agite. Note el color de la capa orgánica. Identifique la sustancia presente en ella.

f. Tome una muestra de almidón.

g. Añada unas gotas del producto que está en la capa orgánica. Ver comprobación/ redox

Para el cobalto:

h. Tome los productos del experimento 5i (el que no se agita) segunda parte y divídalo en dos porciones:

* A la primera: agréguele 0,5 ml aproximadamente de disolución concentrada de hidróxido de sodio o potasio. Aplique calor agitando.

* A la segunda: agréguele 0,5 ml aproximadamente de peróxido de hidrógeno al 3 %. Aplique calor suavemente y agitando.

PREGUNTAS FINALES.

1. ¿Por qué al reaccionar el hierro metálico con el ácido clorhídrico se obtiene la sal Fe (II) y cuando lo hace con el ácido nítrico el Fe (III)?

2. ¿Por qué no se deben pintar los latones y casas de madera que tengan clavos de hierro con lechada de cal?

3. ¿Por qué muchas de las cucharillas de espátulas de nuestro laboratorio tienen el rótulo: "Níquel puro"? ¿Por qué los crisoles que se utilizan para la fusión oxidativa se fabrican de hierro o mejor de níquel?

4. ¿Qué nombre se le da a las sustancias que se queman en el aire de forma espontánea?

5. ¿Por qué cuando se obtiene la sal de Fe (III) en el experimento 4d para obtener su disolución se indica añadir disolución de ácido clorhídrico y no agua pura?

6. ¿Por qué al adicionar el hidróxido de amonio a la disolución de hierro (II) formada en el experimento 1, primero no precipita y después sí? ¿Qué importancia analítica tiene esta reacción?

7. Si usted tiene disoluciones diluidas de Mn (II) en medio neutro, Co(II), Fe(II), Fe(III) y Ni(II), en frascos separados. ¿Qué haría usted para identificar en que frasco se encuentra cada uno, si estos no tienen rótulo?

8. Valore la siguiente afirmación:

"Siempre que un individuo no vea una de las manifestaciones de las reacciones químicas puede afirmar que no ha habido reacción".

Tome de referencia alguna de las reacciones realizadas por usted dentro de esta práctica.

9. Si usted tiene sendas aleaciones de hierro con cobalto y con níquel. ¿Qué haría usted para comprobar que tienen estos componentes?

10. Compare las sustancias simples hierro, cobalto y níquel, en cuanto a sus propiedades físicas y químicas.

11. Compare la formación y propiedades ácido - básicas de los hidróxidos de hierro (II) y (III), cobalto (II) y níquel (II).

12. ¿Qué haría usted para separar una mezcla de sulfatos de hierro (II), cobalto (II) y níquel (II)?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°18

TÍTULO: Sistémica del cobre y la plata

En la práctica de hoy se desarrollan interesantes reacciones de las sustancias del cobre y la plata con la particularidad que como siempre se parte de las sustancias simples, pero sólo del cobre, pues en nuestro laboratorio no se dispone de la sustancia simple plata por lo cual hay que obtenerla. Esta obtención se realiza a través de reacciones del sistema de prácticas con el orden afectado, pero afianzando que el esqueleto sostén no es rígido.

También, se desarrolla el vínculo con la disciplina Biorgánica, por la obtención y utilización de algunos reactivos identificadores muy usados en ella.

Se debe hacer énfasis en la recuperación de los productos de plata para lo cual se destinará un recipiente adecuado.

PREGUNTAS INICIALES

1. Prepare 25 ml de una disolución de glucosa al 5 %.
2. ¿Por qué el líquido sobrenadante del producto de la reacción de la glucosa con el reactivo de Tollens no se debe utilizar en la recuperación de plata?
3. ¿Qué coloración dan a la llama los iones Cu(I) y Cu(II) ?
4. ¿Qué importancia tienen para la Biorgánica los reactivos de Biuret y Tollens? ¿Cómo pueden obtenerse?
5. ¿Qué masa de cobre en polvo debe reaccionar con 0,5 g de octazufre y que quede un 2 % del no metal en exceso?
6. ¿Por qué el reactivo de Tollens es capaz de oxidar a la glucosa?

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS SIMPLES

Experimento 1: "Obtención del reactivo de Tollens (aminocomplejos) y de la plata metálica pura (obtención inorgánica)".

- a. Prepare un baño de María para un tubo de ensayos.
- b. Tome 2,5 ml de disolución de nitrato de plata de concentración molar 0,1 mol/L.
- c. Obtenga su óxido por precipitación.
- d. Obtenga el aminocomplejo.
- e. Añada igual volumen de disolución de glucosa al 5 %.
- f. Mezcle bien los reactivos.

Caliente en baño de María hasta la formación del espejo de plata. Ver obtención tollens.

Experimento 2: "Reacción con los ácidos oxidantes."

Del cobre:

Tome una muestra de cobre, aproximadamente 0,1 g.

Ejecute la reacción con ácido nítrico concentrado. Note la coloración del gas desprendido y de la disolución formada.

Añada agua hasta notar cambio de coloración de la disolución y del gas desprendido. Elimine el exceso de ácido nítrico. (Bajo campana). Ver cobre nítrico. Rotule y guarde los productos.

De la plata:

a. Tome los productos del experimento 1 y deseche la parte líquida.

b. Lave el espejo de plata con agua.

c. Guarde dos porciones, al resto añádale ácido nítrico concentrado hasta total disolución. Después que termine la reacción elimine el exceso de ácido nítrico. (Bajo campana).

d. Añada 2 ó 3 ml de agua. Guarde los productos.

Experimento 3: "Reacción con los ácidos no oxidantes. Propiedades reductoras".

Cu:

a. Tome una muestra de cobre. Compruebe sus propiedades reductoras.

b. Recupere el cobre. Guárdela para otra reacción.

Ag:

a. Tome una muestra de plata y compruebe sus propiedades reductoras. Recupere el producto.

Experimento 4: "Reacción con los álcalis".

Cu:

a. Tome la muestra de cobre del experimento anterior. Lávela.

b. Compruebe su reactividad con un álcali concentrado.

Ag:

a. Tome una de las muestras de plata y repita los ensayos anteriores.

Experimento 5: "Reacción con las sustancias simples".

a. Tome las masas de cobre y de octazufre calculadas en la pregunta inicial 5, mézclelos.

b. Amontónelos sobre una placa de amianto.

c. Acérquele una llama. Ver cobreazufre

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COMPUESTAS

Experimento 6: * "Obtención de los óxidos o hidróxidos. Propiedades ácido - base".

Cu (II):

- Tome una muestra de sal de cobre (II).
- Obtenga el hidróxido de cobre (II). Ver cobrehidroxidobiu/cobrehidroxido
- Compruebe sus propiedades ácido - básicas. Al producto complejo obtenido (El reactivo de Biuret). Añádale una pizca de albúmina. Agite. Ver cobrehidroxidobiu/biuret

Ag (I):

- Tome una muestra de sal soluble de plata.
 - Obtenga el óxido de plata. Ver oxidoplatá.
 - Compruebe las propiedades ácido básicas del precipitado formado.
- Ver obtención tollens

Experimento 7: * "Reacciones de redox".

Cu (II):

- Tome una granalla de cinc y añádale una muestra de la disolución de Cu (II) del experimento 2d. Ver redox/ obtencionCu.
- Agite.
- Tome dos muestras de disoluciones de cobre (II), sin la presencia de ácido nítrico:

* A la 1ª: añada una gota de disolución diluida de tiocianato soluble. Ver cobreticianato

* A la 2ª: añada unas gotas de disolución de un yoduro soluble. Observe la coloración de los precipitados formados.

Compare los colores de las sustancias obtenidas.

Ag (I):

- Tome una lámina de cobre limpia, mójela con una muestra de la sal de Ag(I) del experimento 2h.
- Aplique calor.
- Tome una muestra de disolución de sal de plata.
- Añada y gota de disolución de hierro (III).
- Agregue disolución de tiocianato soluble. Observe los cambios de colores.
- Tome 1 ml de disolución de peróxido de hidrógeno al 3 %.
- Añádale tres gotas de hidróxido de sodio 1 mol/L.
- Tome una muestra de sal soluble de plata obtenida en el experimento 2 h.
- Agregue gota a gota la mezcla anterior.
- Si no ocurre cambio caliente suavemente.

Experimento 8: * "Otras reacciones de identificación".

- d. Tome muestras de las sales de Cu (II) y Ag(I), agregue disolución de carbonato de sodio 1 mol/L.
- e. Lave los productos.
- f. Añada ácido clorhídrico, hasta disolver. Guarde los productos.
- g. Tome muestras de los productos del experimento anterior de sal de Ag (I) y de Cu (II), añada una muestra de disolución diluida de hexacianoferrato (III). Ver cobreplataciano
- h. Amino complejos. Tome muestra de disolución de Cu (II). Obtenga el amino complejo.
- i. Tome muestras de las sales de Cu (II) y de Ag (I), añada disolución de un yoduro soluble y diluido. Ver platayoduro. Ver cobreidentificacion/cobreyoduro
- j. Agrégueles disolución diluida de tiosulfato de sodio.
- k. Compare las reacciones realizadas.
- l. Tome sendas muestras de sales de cobre (II) y plata (I) y añada unas gotas de cromato soluble diluido. Ver cobreplatacromato

PREGUNTAS FINALES

1. ¿Por qué para preparar las sales de estos elementos se utilizó un ácido oxidante y no el clorhídrico, que es el más utilizado en las demás prácticas de laboratorio realizadas en el curso?
2. Compare las propiedades ácido - base de los óxidos o hidróxidos de plata y cobre. ¿Qué semejanza tienen con el cinc y el mercurio?
3. ¿Por qué los productos de la plata, que son tan valiosos, son fácilmente recuperables?
4. ¿Qué aplicación tiene en la práctica la reacción verificada en el experimento 8d y la 8h?
5. Una muestra de amalgama dental está formada además de mercurio por plata, cobre y estaño. ¿Qué haría usted para comprobar que realmente tiene estos elementos?
6. A una disolución incolora se le tomó una gota y con ella se mojó una placa de cobre. Esta se tornó oscura en la zona de contacto. Podía ser de plata(I) o de mercurio (II). ¿Qué haría usted para determinar cuál era el metal para dar la respuesta?

PRÁCTICA DE LABORATORIO N° 19

TÍTULO: Resolución de problemas experimentales (III)

Objetivo: Resolver problemas químicos experimentales cualitativos y cuantitativos.

TAREAS A REALIZAR

- 1.- Comparar sustancias químicas sobre la base de los elementos del sistema.
- 2.- Obtener una sustancia.
- 3.- Comprobar las propiedades de una sustancia sobre la base de los elementos del sistema.
- 4.- Separar hasta tres iones.
- 5.- Identificar iones y sustancias.
- 6.- Relacionar genéticamente las sustancias.

Los estudiantes resolverán al menos uno de los siguientes problemas, por cada tarea:

1.- Obtenga:

- 1.1 Disolución de dicromato de potasio a partir del cromo metálico.
- 1.2 El reactivo de Tollens a partir del nitrato de plata. Compruebe su eficacia.
- 1.3 Complejos que tengan los iones dimetilgloximaníquel(II) y el hexaminníquel (II). Compare sus estabilidades.
- 1.4 Los complejos $[\text{HgI}_4]^{2-}$ y $[\text{AgI}_2]^{-}$. Compárelos en cuanto a su estabilidad. Fundamente su respuesta.
- 1.5 El $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ a partir del cinc sólido.
- 1.6 Los complejos, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ Y el $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^{+}$. ¿Cuál es más estable? Fundamente su respuesta de forma práctica.
- 1.7 Cromato de potasio a partir del cromo.
- 1.8 El permanganato de potasio a partir del manganeso.
- 1.9 El óxido de manganeso (IV) a partir del manganeso.
- 1.10 El permanganato de potasio a partir del óxido de manganeso (IV).
- 1.11 El dicromato de potasio a partir del cromo.
- 1.12 El cromato de bario a partir del cromo.
- 1.13 El dicromato de sodio a partir del óxido de cromo (III) seco.
- 1.14 Los complejos $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ y el $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. ¿Cuál es más estable? Fundamente su respuesta sobre la base de la comprobación práctica.

2.- Identificar:

En los frascos que se le dan en el puesto de trabajo tiene disoluciones de:

- 2.1 1.- Sal de plata. 2.- Mercurio (II). 3.- Cobre (II). 4.- Calcio. 5.- Hierro (III).
- 2.2 1.- Hierro (II). 2.- Hierro (III). 3.- Cobalto (II). 4.- Níquel (II) 5.- Un nitrato.
- 2.3 1.- Cinc. 2.- Cromo (III). 3.- Cobre (II). 4.- Mercurio (II). 5.- Bario.
- 2.4 1.- Plata (I). 2.- Mercurio (II). 3.- Cobre (II) 4.- Calcio. 5.- Hierro (III).
- 2.5 1.- Hierro (II). 2.- Hierro (III). 3.- Cobalto (II). 4.- Níquel (II). 5.- Un nitrato.
- 2.6 1.- Hierro (II). 2.- Hierro (III). 3.- Sodio. 4.- Manganeso (II). 5.- Cadmio (II).
- 2.7 1.- Cromo (III). 2.- Aluminio. 3.- Cinc. 4.- Cadmio. 5.- Potasio.
- 2.8 1.- Cobalto (II). 2.- Níquel (II). 3.- Cobre (II). 4.- Mercurio (II). 5.- Estroncio.

2.9 1.- Cromo (III). 2.- Manganese (II). 3.- Cobre (II). 4.- Cobalto (II). 5.- Níquel (II).

2.10 1.- Plata (I). 2.- Cinc. 3.- Calcio. 4.- Cadmio (II). 5.- Bario.

3.- **Comprobar:**

3.1 Compruebe que una de las siguientes sustancias es una sal doble y la otra un complejo:

a.- $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$ y b.- $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

c.- $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$ y d.- $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

Compruebe las propiedades químicas del:

3.2 Cobre. 3.3 Cobalto. 3.4 Cromo. 3.5 Mercurio. 3.6 Cinc. 3.7 Cadmio. 3.8 Plata. 3.9 Manganese. 3.10 Hierro. 3.11 Níquel. 3.12 Las propiedades redox del permanganato en diferentes medios.

3.13 Que el $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ es una mezcla de isómeros de hidratación ionización.

3.14 Cinco propiedades generales de los metales de transición.

3.15 Que una mezcla de sólidos (dada) está formada por cromo y manganese metálicos.

4.- **Relacionar genéticamente:** Las siguientes sustancias. Formule las ecuaciones de las reacciones realizadas y explique las propiedades de las sustancias sobre la base de los elementos del sistema de prácticas. Calcule el índice de relación genética. Puede incorporar todas las reacciones que crea necesarias.

4.1 0,1 g de cinc, cloruro de cinc, hidróxido de cinc, cloruro de cinc, tetrahidroxocincato (II) de sodio y un precipitado pardo producto de la reacción de Montequí.

4.2 Hierro, cloruro de hierro (II), hidróxido de hierro (II), azul de Turnbull, nitrato de hierro (III), óxido de hierro (III) hidratado, nitrato de hierro (III) y azul Prusia.

4.3 Dicromato de amonio, óxido de cromo (III), cromato de potasio, dicromato de potasio, sulfato de cromo (III).

4.4 Manganese, más ácido clorhídrico da (A), que cuando reacciona con hidróxido de sodio se obtiene un sólido blanco (B), que al hacerle pasar una corriente de dicloro se obtiene un sólido pardo (C), si a este sólido se le añade ácido clorhídrico se obtiene de nuevo (A), que cuando se le agrega carbonato de sodio produce efervescencia y se obtiene un precipitado rosado (D).

4.5 Si al óxido de manganese (IV) se le realiza una fusión oxidativa se obtiene una sustancia verde (A), la cual después de lixiviar con agua se toman tres porciones:

* A la primera: se le añade disolución de sulfito y se formó un precipitado pardo (B).

* A la segunda: se le hizo pasar corriente de dicloro y se obtiene una disolución violeta de (C), a la cual al añadirle una mezcla de sulfito en medio ácido se decoloró por formación de la sustancia (D), a esta se le añadió disolución de

carbonato de sodio y se formó un precipitado de color rosado (E).

- * A la tercera: se le añadió ácido sulfúrico diluido y se formaron dos sustancias del elemento manganeso, una soluble de color violeta (C) y la parda (B).
- 4.6 Cobalto metálico, se le añade ácido clorhídrico y en dependencia de la concentración que tenga se pueden obtener dos sustancias (A) de color azul o (B) rosada. Independientemente de cuál sea la que se forme, si se le añade disolución diluida de hidróxido de sodio se obtiene un precipitado de color azul (C) que por agitación se transforma en (D) rosado, si este precipitado se divide en tres porciones:
- * A la primera: se le añade ácido clorhídrico diluido se obtiene (B).
 - * A la segunda: se añade disolución concentrada de hidróxido de sodio y dar (E) de color negro.
 - * A la tercera: se le añade peróxido de hidrógeno y se calienta y da igualmente (E).
- 4.7 Se toma una sustancia simple (A) de color blanco con ciertas tonalidades amarillas grisáceas que se utiliza para recubrir metales, por ejemplo, la llantas de las bicicletas "Bariay" que se construyen en la provincia Holguín donde hay grandes yacimientos de su mineral, se le añade ácido nítrico, se obtiene una disolución de color verde manzana (B), que al añadirle hidróxido de sodio se forma un precipitado (C) de igual color muy estable, el cual al dividirlo en dos porciones:
- * A la primera se le añade disolución de hidróxido de amonio en exceso se forma una sustancia de color azul (D), a la que se le agrega disolución de dimetilglioxima en medio alcohólico y se forma un precipitado de color rojo escarlata (E).
 - * A la segunda: se le agrega ácido clorhídrico y se forma una disolución verde (F), a la que se le agrega disolución de carbonato de sodio y se forma un precipitado verde (G). ¿Qué importancia económica tiene esta reacción para la economía cubana?
- 4.7 Una muestra de un metal líquido (A) en condiciones normales y muy venenoso, se hace reaccionar con un exceso de ácido nítrico y se obtiene una disolución con tonalidades amarilleases (B) la cual se purifica por ebullición y se desprende un gas pardo (C). La sal ya incolora se divide en tres porciones:
- * A la primera se le añade disolución de cloruro de estaño (II) y primero se forma un precipitado blanco (D), pero se le añade exceso de esta sal se forma un precipitado de color negro de (A).
 - * A la segunda: se le añade disolución de hidróxido de sodio y se forma un precipitado amarillo (E), básico.
 - * A la tercera: se le agregan unos cristales de yoduro de sodio y primero se forma un precipitado rosado fosforescente y después se disuelve en exceso de esta sustancia formando una disolución incolora de (F), que en medio básico sirve para identificar el amoníaco y las sales de amonio.
- 4.8 Un metal líquido en condiciones normales (A) muy tóxico se hace reaccionar en exceso con ácido nítrico y se forma una disolución (B), que después de

hervida, se torna incolora, de esta se toman tres porciones:

- * A la primera: se le añade disolución de amoníaco y se forma una sal blanca (C) mezclada con (A), que da color gris a negro.
 - * A la segunda: se le agrega disolución de cloruro de estaño y se obtiene un precipitado de una sal (D) y de nuevo (A).
 - * A la tercera: se le adiciona sólo cloruro de sodio y se obtiene (D).
- 4.9 Un metal blanco y blando (A), se hace reaccionar con ácido clorhídrico y se obtiene su sal (B), a la cual se le adiciona hidróxido de sodio y se forma un precipitado blanco (C), básico. Al añadirle ácido clorhídrico vuelve a formarse (B), la cual al añadirle un sulfuro se forma un precipitado amarillo (D), pero si se le añade disolución de hidróxido de amonio se forma un precipitado de (C) que se disuelve en exceso formando una disolución de (E).
- 4.10 Si se toma 0,5 g de permanganato de potasio y se le da calor hasta que no desprenda más un gas que enciende una astilla de madera en su punto de ignición, se forman dos productos (A) soluble de color verde y (B) insoluble pardo - negro. Si a esa mezcla se lixivia con agua y se filtra y el filtrado se divide en tres porciones:
- * A la primera: se le añade ácido clorhídrico se obtiene (B) y una disolución violeta de (C).
 - * A la segunda: se le agrega disolución de sulfito de sodio en medio ácido y se obtiene una disolución incolora de (D).
 - * A la tercera: se le hace pasar corriente de dicloro y se obtiene (C).
- Si la sustancia (B) se le hace la reacción de Sheele se obtiene (D) y se desprende un gas verde - amarillo (E).
- 4.10 Se tomó una disolución de nitrato de plata, y se le añadió disolución de hidróxido de sodio hasta medio básico y se obtuvo un precipitado de color negro - pardo (A), el cual se dividió en dos porciones:
- * A la primera: se le comprobaron sus propiedades ácido - básicas y dio que era base. El producto de la reacción que ocurrió se hizo interaccionar con sulfuro de sodio y dio negro (B).
 - * A la segunda: se le añadió hidróxido de amonio hasta formación de una disolución incolora de (C). A esta se le adicionó glucosa al 5 % y se le dio calor suavemente y se formó la sustancia simple (D), que reaccionó con ácido nítrico dando la sustancia inicial, a la que se le añadió carbonato de sodio formándose un precipitado de la sustancia (E).
- 4.11 De un metal de color rojo amarillento muy buen conductor de la corriente eléctrica, se obtiene su nitrato, y de él:
- Primero: un hidróxido insoluble en agua, pero soluble en hidróxido de amonio.
 - Segundo: se obtiene su hidróxido del que se toman dos porciones:
- * En la primera: se obtiene su cloruro soluble el que se hace interaccionar con tiocianato de amonio y se observa la formación de una sustancia verde.
 - * En la segunda: se obtiene un hidroxocomplejo que al adicionarle una proteína en polvo se forma una sustancia de color violeta.

5.- **Separar e identificar:** Separe e identifique los iones contenidos en las

siguientes mezclas:

- 5.1 Hierro (II), cinc y níquel (II).
- 5.2 Níquel, calcio y estroncio.
- 5.3 Cobalto (II), cobre y bario.
- 5.4 Plata(I), níquel y potasio.
- 5.5 Cobalto (II), calcio, y cinc.
- 5.6 Cobalto (II), amonio y manganeso (II).
- 5.7 Cadmio, cromo (III) y sodio.
- 5.8 Bario, magnesio y el hierro (III).
- 5.9 Potasio, plomo (II) y cobre (II).
- 5.10 Aluminio, sodio y níquel (II).

6.- Comparar las siguientes sustancias según sus propiedades químicas:

- 6.1 Del cinc y el cobre.
- 6.2 Del cinc y del hierro.
- 6.3 Del cobre y el hierro.
- 6.4 Del mercurio y el cinc.
- 6.5 Del cromo y el níquel.
- 6.6 Del cobre y del hierro.
- 6.7 Cromo y el cobre.
- 6.8 Hidróxido de cobre (II) y el hidróxido cadmio.
- 6.9 Las propiedades redox del dicromato de potasio y el permanganato de potasio.

More Books!



yes I want morebooks!

Buy your books fast and straightforward online - at one of the world's fastest growing online book stores! Environmentally sound due to Print-on-Demand technologies.

Buy your books online at
www.get-morebooks.com

¡Compre sus libros rápido y directo en internet, en una de las librerías en línea con mayor crecimiento en el mundo! Producción que protege el medio ambiente a través de las tecnologías de impresión bajo demanda.

Compre sus libros online en
www.morebooks.es

SIA OmniScriptum Publishing
Brivibas gatve 1 97
LV-103 9 Riga, Latvia
Telefax: +371 68620455

info@omniscryptum.com
www.omniscryptum.com

OMNISCRIPTUM



