

**ELABORACIÓN DEL MANUAL DE QUÍMICA INORGÁNICA Y GUIA DE
TRATAMIENTO DE RESIDUOS PELIGROSOS (RESPEL)
(Trabajo De Grado)**

**Por:
Luisa Fernanda Echeverry L
Francy Julieth Ramírez C**

**Programa De Química Industrial
Facultad De Tecnología
Universidad Tecnológica De Pereira
Pereira
2012**

**ELABORACIÓN DEL MANUAL DE QUÍMICA INORGÁNICA Y GUIA DE
TRATAMIENTO DE RESIDUOS PELIGROSOS (RESPEL)
(Trabajo De Grado)**

Por:

**Luisa Fernanda Echeverry L
Francy Julieth Ramírez C**

Director:

Nelson Contreras

Codirector:

Vladimir Arias Ramírez

**Programa De Química Industrial
Facultad De Tecnología
Universidad Tecnológica De Pereira
Pereira
2012**

Nota de aceptación

Presidente del jurado

Jurado

Jurado

AGRADECIMIENTOS

A Dios quien es el ser mas importante en nuestras vidas, a la Universidad Tecnológica De Pereira por su labor en nuestra formación académica, cultural y social.

DEDICATORIA

A nuestros padres, familiares, amigos y a todas aquellas personas que contribuyeron a la realización de este trabajo.

TABLA DE CONTENIDO

1. JUSTIFICACIÓN.....	9
2. OBJETIVOS.....	11
2.1 Objetivo general	11
2.2 Objetivos específicos.....	11
2. METODOLOGÍA.....	12
3. MARCO DE REFERENCIA	13
4.1 Historia.....	13
4.2 Residuos	15
4.3 Buenas Prácticas De Laboratorio (BPL)	16
5. RESULTADOS	17
INTRODUCCIÓN	20
NORMAS DE SEGURIDAD Y RECOMENDACIONES PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO.....	21
PRESENTACIÓN PRE-INFORMES E INFORMES DE LABORATORIO	25
Pre-informes:.....	25
Informes:	25
PRÁCTICA N° 1. ESTUDIO DE ALGUNOS ELEMENTOS QUIMICOS	28
Tratamiento de los residuos:	26
PRÁCTICA N° 2. REACCIONES PARA UN CICLO CON EL COBRE	28
Tratamiento de residuos:.....	33
PRÁCTICA N° 3. QUÍMICA DEL YODO	34
Tratamientos de residuos:.....	37
PRÁCTICA N° 4. PRÁCTICA SOBRE LA QUÍMICA DEL NITRÓGENO.....	38
Tratamiento de residuos:.....	41
PRÁCTICA N° 5. PREPARACIÓN DE SULFATO DE COBRE Y SULFITO DE SODIO ...	42
Tratamiento de residuos:.....	44
PRÁCTICA N° 6. ÁCIDOS Y BASES DUROS Y BLANDOS	46
Tratamiento de residuos:.....	49
PRÁCTICA N° 7. SÍNTESIS DE LOS IONES MANGANATO Y FERRATO.....	50

PRÁCTICA N° 8. MEDIDA DE LA RESISTENCIA DE LAS SOLUCIONES Y RECONOCIMIENTO DE ALGUNOS CATIONES Y ANIONES	53
Tratamiento de los residuos	57
PRÁCTICA N° 9. ESTADOS COMUNES DE OXIDACIÓN DEL HIERRO.....	58
PRÁCTICA N° 10. FORMACIÓN Y OBSERVACIÓN DE COMPLEJOS	61
PRÁCTICA N° 11. DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE COORDINACIÓN DE UN COMPLEJO.....	66
PRÁCTICA N° 12. CALOR DE REACCIÓN.....	69
PRÁCTICA N° 13. PREPARACIÓN DE LA SAL DE MOHR.....	73
ANEXO.....	77
PROCEDIMIENTOS DE LABORATORIO.....	77
DISCUSIÓN.....	80
6. CONCLUSIONES.....	81
7. RECOMENDACIONES.....	82
BIBLIOGRAFIA.....	83

TABLA DE GRÁFICOS

Figura 4.2 Gestión de residuos	13
Figura 1 Cobre	28
Figura 2 Yodo	32
Figura 3 Ion manganato	45
Figura 4 Ion ferrato	45
Figura 5 Solvatación	47
Figura 6 Calorímetro	61
Figura 7 Sal de Mohr	62
Figura 8 Decantación	64
Figura 9 Filtración por gravedad	64
Figura 10 Destilación simple	65
Figura 11 Valoración o titulación	65

• JUSTIFICACIÓN

La química cumple un papel importante en la vida del hombre a nivel personal e industrial por sus múltiples campos de acción tales como la orgánica, inorgánica, fisicoquímica, bioquímica y química analítica, el presente estudio se centrará en la química inorgánica la cual es la encargada de estudiar todos los elementos que se conocen excepto el carbono y sus derivados. Esta área es muy importante para tecnólogos químicos y químicos industriales pero su práctica genera residuos que dañan el ambiente, el mayor propósito es minimizar el impacto en la realización de las prácticas, proponiendo tratamientos a los residuos generados o la reutilización de estos en posteriores prácticas. Cabe resaltar que en la escuela de química no existe un manual como tal, lo que justifica la elaboración de esta tesis [2].

Las guías de laboratorio permiten afianzar los conocimientos teóricos desarrollados en la asignatura de química inorgánica, su experimentación sirve para desarrollar destrezas en las técnicas de laboratorio, desarrollar métodos de síntesis y conocimiento de la química descriptiva. El manual de laboratorio será la herramienta que complementa los conocimientos teóricos tales como, La Estructura Electrónica del Átomo, Perspectiva General de la Tabla Periódica; El Enlace Químico; Termodinámica Inorgánica; Ácidos y Bases; Oxidación y Reducción; Introducción a Los Complejos de los Metales de Transición. El manual consta de trece prácticas de las cuales diez estaban definidas y las tres restantes se definieron en el desarrollo de la tesis, previo concepto emitido por los docentes que orientan la asignatura.

Las prácticas establecidas son:

1. Estudio de elementos químicos (periodicidad)
2. Reacciones para el ciclo con el cobre
3. Química del yodo
4. Química del nitrógeno
5. Preparación de sulfato de cobre y sulfito de sodio
6. Ácidos y bases duros y blandos
7. Síntesis de los iones manganato y ferrato
8. Medida de la resistencia de las soluciones y reconocimientos de unos cationes y aniones
9. Estados comunes de oxidación del hierro
10. Formación y observación de complejos
11. Determinación del número de coordinación de un complejo
12. Calor de reacción
13. Preparación de la sal de Mohr

Para la realización del manual se considera los conocimientos previos del alumno, la teoría, sus habilidades, capacidades y destrezas, teniendo presente los

objetivos a cumplir, haciendo que el alumno lleve a la práctica la teoría vista en la clase [3].

Con el manual a realizar, se debe tener en cuenta los residuos contaminantes en cada práctica para su posterior disposición y reducción del impacto ambiental, ofreciendo unificar el aprendizaje de todos los grupos de alumnos de química inorgánica.

- **OBJETIVOS**

2.1 Objetivo general

- Diseñar y planificar el manual del laboratorio de química inorgánica, reduciendo las cantidades de los reactivos, haciéndole un tratamiento a los residuos para minimizar el impacto ambiental.

.2 Objetivos específicos

- Afianzar en el estudiante del laboratorio de química inorgánica los conocimientos teórico-prácticos e inculcarle cualidades tales como criterio del orden, limpieza, la técnica, la observación y el manejo de cantidades a nivel micro.
- Aplicar las buenas prácticas de laboratorio en los diferentes procesos con el fin de obtener resultados confiables.
- Dar a conocer al alumno la metodología del proceso desde el material inicial hasta el tratamiento de los residuos para minimizar el impacto ambiental que los productos y residuos generan.
- Lograr que el estudiante analice y exprese los resultados comparándolos con la parte teórica.
- Redactar el manual de laboratorio de química inorgánica de forma clara y concreta con el fin de que el estudiante comprenda de manera concisa el trabajo a realizar.
- Elaborar en forma de cartilla el manual de laboratorio para que sea utilizado como guía en la materia de química inorgánica.

- **METODOLOGÍA**

Este proyecto se llevara a cabo mediante consultas bibliográficas, charlas con profesores que orientan la materia química inorgánica y planificación del manual mediante el siguiente procedimiento:

1. Evaluación y estudio de prácticas existentes con el fin de reducir cantidades de reactivos utilizados, para disminuir los residuos generados, y evaluar si algunos residuos pueden usarse como reactivos en posteriores practicas.
2. Identificación de residuos peligrosos contaminantes considerando los limites de tolerancia en el ambiente y en el agua.
3. Elaboración de guías prácticas para ser verificadas realizando los respectivos ensayos de laboratorio, haciendo las pertinentes adaptaciones y correcciones.
4. Estructuración del manual de prácticas de química inorgánica incluyendo los pasos posteriores para tratamientos de los residuos generados, para que sea utilizado por los profesores y monitores encargados de la asignatura.
5. Diseño e impresión de la manual de laboratorio de química inorgánica.

- **MARCO DE REFERENCIA**

La asignatura química inorgánica es cursada por estudiantes que se encuentran en segundo y tercer semestre de tecnología química y química industrial respectivamente. El laboratorio de química inorgánica es la herramienta que permite poner en práctica los conocimientos teóricos, adquiridos en la asignatura y también aplicar los conocimientos adquiridos en la asignatura de química I y estequiometría además permite reafirmar las buenas practicas en el laboratorio (BPL).

La química en general es una **ciencia** natural basada en la observación y experimentación relacionado con los fenómenos que sufre la materia, de tal modo que de ella se estudie su composición, constitución, propiedades físicas y químicas, transformaciones y leyes que gobiernan dichos cambios en su estructura interna, así como la energía involucrada en el proceso.

Química Inorgánica: Estudia todas las sustancias inanimadas o del reino mineral. Se encarga del estudio integrado de la formación, composición, estructura y reacciones químicas de los elementos y compuestos inorgánicos (por ejemplo, ácido sulfúrico o carbonato cálcico); es decir, los que no poseen enlaces carbono-hidrógeno, porque éstos pertenecen al campo de la química orgánica. Dicha separación no es siempre clara, como por ejemplo en la química organometálica que es un punto de encuentro de ambas.

Los compuestos químicos inorgánicos, son aquellos los cuales están formados por otros elementos pero que su componente principal no es el carbono. Estos compuestos se clasifican en:

- Hidruros
- Óxidos
- Hidróxidos
- Acidos
- Sales

4.1 Historia

Antiguamente se definía como la química de la materia inorgánica, pero quedó obsoleta al desecharse la hipótesis de la fuerza vital, característica que se suponía propia de la materia viva que no podía ser creada y permitía la creación de las moléculas orgánicas. Se suele clasificar los compuestos inorgánicos según su función en ácidos, bases, óxidos, sales, los óxidos se les suele dividir en óxidos

metálicos (óxidos básicos o anhídridos básicos) y óxidos no metálicos (óxidos ácidos o anhídridos ácidos).

El término función se les da por que los miembros de cada grupo actúan de manera semejante.

El término anhídrido básico se refiere a que cuando un óxido metálico reacciona con agua generalmente forma una base, mientras que los anhídridos ácidos generalmente reaccionan con agua formando un ácido.

Al ver una fórmula, generalmente lo podemos ubicar en uno de estos grupos.

1. Ácidos cuando observamos el símbolo del hidrógeno al extremo izquierdo de la fórmula, como HCl (ácido clorhídrico).
2. Bases cuando observamos un metal al principio de la fórmula unido al anión hidróxilo (OH⁻) al final, como NaOH (hidróxido de sodio).
3. Óxidos a los compuestos BINARIOS del oxígeno, (ojo, debe ser binario contener sólo dos elementos en la fórmula, uno de ellos es el oxígeno que va escrito su símbolo al extremo derecho. Óxido metálico cuando es un metal el que se enlaza al oxígeno (óxidos metálicos binarios), como Fe₂O₃ (óxido férrico). Óxido no metálico cuando es un no-metal el enlazado al oxígeno, como CO (monóxido de carbono).
4. Sales son aquellas que están formadas por un metal y un anión que no es ni óxido ni hidróxido, como el NaCl (cloruro sódico). Como excepción está que el ion amonio (NH₄⁺) puede hacer la función de un metal en las sales, y también se encuentra en las disoluciones de amoníaco en agua, ya que no existe el compuesto hidróxido amónico, NH₄OH, ni ha sido detectado en ningún sistema mediante condiciones especiales.
5. Hidruros son compuestos binarios formados por átomos de hidrógeno y de oxígeno y de otro elemento químico, pudiendo ser este metal o no metal. Existen tres tipos de hidruros: los metálicos los no metálicos y los metaloides que se encuentran en la tabla periódica.

Hidruros no metálicos: Son compuestos formados por [hidrógeno líquido] y uno elemento no metálico. El no metal siempre actúa con cautela con su menor número de valencia, por lo cual cada uno de ellos forma un solo hidruro no metálico. Generalmente se encuentran en estado gaseoso a la temperatura ambiente. Algunos manifiestan propiedades ácidas, tales como los hidruros de los elementos flúor, cloro, bromo, yodo, azufre, selenio y telurio; mientras que otros no son ácidos, como el agua, amoníaco, metano, silanos, etc.

Hidruros metálicos: Son compuestos binarios constituidos por hidrógeno y un elemento metálico.

- Se formulan escribiendo primero el símbolo del elemento metálico.
- Se nombran con la palabra hidruro seguida del nombre del metal.

La química inorgánica tiene aplicaciones en la farmacia e industria, también tiene aplicación en la parte en la agricultura ejemplo: funguicidas, insecticidas y fertilizantes

4.2 Residuos

Los compuestos inorgánicos pueden ser beneficiosos para nosotros, como el NaCl el cual proporciona el Na elemento vital para nuestro organismo, aunque existen otros son grandes contaminantes cuando se encuentran en exceso en el medio, como el mercurio y algunos como los metales tardan mucho tiempo para degradarse; el propósito principal con este manual es tratar de minimizar el impacto de los residuos generados en las practicas y para ello se implemento el concepto de las 3R, las cuales se fundamentan en reducir, reutilizar y reciclar.

En términos generales la principal manera de prevenir la contaminación es tratar de reducir los residuos que se generan, la cual hace referencia (Ver Figura 4.2 Gestión de residuos) principalmente a la reducción de reactivos a utilizar, además que ciertos productos de los obtenidos se pueden reutilizar en posteriores practicas, dejando claro que se le realizaría su respectivo pre tratamiento (recolección y secado), para poder ser usado por los otros estudiantes que también están cursando la misma asignatura u otras con los respectivos laboratorios.

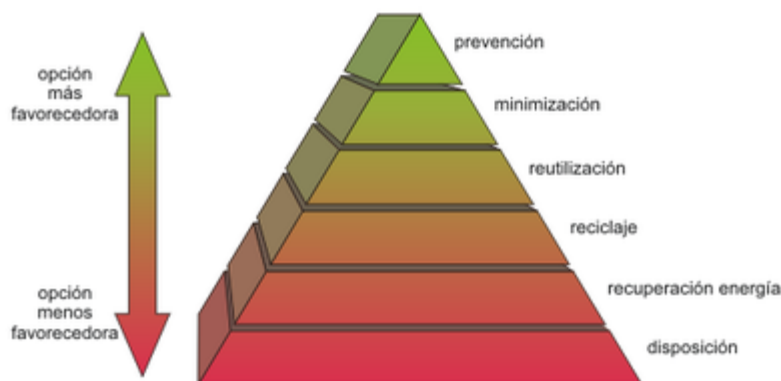


Figura 4.2 Gestión de residuos

Otra medida apta para minimizar el impacto que generan estos residuos es el tratamiento, el cual consiste de un conjunto de operaciones, procesos o técnicas las cuales permiten modificar las características de los residuos para disminuir los riesgos y la contaminación que se genera.

4.3 Buenas Prácticas De Laboratorio (BPL)

Durante la realización del trabajo práctico de la asignatura Química Inorgánica, es importante inculcarle al estudiante el criterio de orden y limpieza, además de darles a conocer el concepto de las buenas prácticas de laboratorio (BPL), las cuales constan de un conjunto de reglas y procedimientos que tienen como finalidad garantizar el buen trabajo en el laboratorio y la obtención de buenos resultados, permitiendo obtener un trabajo óptimo y evitando la aparición de accidentes que pueden ocurrir.

Su objetivo es obtener datos sobre las propiedades tanto de las sustancias como de los productos químicos y garantizar la salud humana y del medio ambiente.

Para la obtención de buenos resultados en el trabajo práctico es importante que el estudiante comprenda de manera clara y concisa ciertos parámetros tales como:

Los hábitos del trabajo en el laboratorio:

- Mantener las mesas de trabajo limpias y sin productos, libros, cajas o accesorios innecesarios para el trabajo que se está realizando. Ejemplos: Celulares, cartucheras, calculadoras, computadores, maletines, cuadernos y hojas sueltas.
- Utilizar las campanas extractoras de gases cuando se realicen prácticas en las que se generen vapores tóxicos.
- Siempre usar los implementos mínimos de protección individual determinados (bata manga larga, gafas y zapato cerrado).
- No efectuar pipeteos con la boca, emplear siempre el pipeteador o la pera.
- Tener cuidado con el material de vidrio agrietado, esto aumenta el riesgo de accidente.
- Tomar el material de vidrio con pinzas o con un paño (nunca con las manos) pues el vidrio caliente no se diferencia del frío.
- Mantener las pipetas con la punta hacia afuera evitando que se contaminen y dañen los reactivos.
- Dejar siempre el material limpio y ordenado. Recoger los reactivos, equipos, etc al terminar el trabajo.

5. RESULTADOS

MANUAL DE QUÍMICA INORGÁNICA

TABLA PERIODICA DE ELEMENTOS

1	2	3	4	5	6	7
<p>1 1.00797 H HIDROGENO 1 1.00794</p>	<p>2 6.941 Li LITIO 1 6.941</p>	<p>3 9.01224 Be BERILIO 1 9.01224</p>	<p>4 9.01224 B BORO 3 10.811 10.811</p>	<p>5 10.811 C CARBONO 3 12.011 12.011</p>	<p>6 12.011 N NITROGENO 3 14.007 14.007</p>	<p>7 14.007 O OXIGENO 3 15.999 15.999</p>
<p>8 15.999 F FLUOR 1 18.998 18.998</p>	<p>9 18.998 Ne NEON 1 20.180 20.180</p>	<p>10 20.180 Na SODIO 1 22.989 22.989</p>	<p>11 22.989 Mg MAGNESIO 2 24.312 24.312</p>	<p>12 24.312 Al ALUMINIO 3 26.981 26.981</p>	<p>13 26.981 Si SILICIO 4 28.086 28.086</p>	<p>14 28.086 P FOSFORO 3 30.974 30.974</p>
<p>15 30.974 S AZUFRE 3 32.065 32.065</p>	<p>16 32.065 Cl CLORO 3 35.453 35.453</p>	<p>17 35.453 Ar ARGON 1 39.948 39.948</p>	<p>18 39.948 K POTASIO 1 39.098 39.098</p>	<p>19 39.098 Ca CALCIO 2 40.078 40.078</p>	<p>20 40.078 Sc ESCANDIO 3 44.956 44.956</p>	<p>21 44.956 Ti TITANIO 4 47.88 47.88</p>
<p>22 47.88 V VANADIO 3 50.942 50.942</p>	<p>23 50.942 Cr CROMIO 3 51.996 51.996</p>	<p>24 51.996 Mn MANGANESO 3 54.938 54.938</p>	<p>25 54.938 Fe HIERRO 3 55.845 55.845</p>	<p>26 55.845 Co COBALTO 3 58.933 58.933</p>	<p>27 58.933 Ni NIOBELIO 3 58.69 58.69</p>	<p>28 58.69 Cu COBRE 3 63.546 63.546</p>
<p>29 63.546 Zn ZINC 3 65.38 65.38</p>	<p>30 65.38 Ga GALIO 3 69.723 69.723</p>	<p>31 69.723 Ge GERMANIO 4 72.63 72.63</p>	<p>32 72.63 As ARSENICO 3 74.922 74.922</p>	<p>33 74.922 Se SELENIO 3 78.96 78.96</p>	<p>34 78.96 Br BROMO 3 79.904 79.904</p>	<p>35 79.904 Kr KRIPTON 1 83.80 83.80</p>
<p>36 83.80 Rb RUBIDIO 1 85.468 85.468</p>	<p>37 85.468 Sr ESTRONCIO 2 87.62 87.62</p>	<p>38 87.62 Y ITRIO 3 88.906 88.906</p>	<p>39 88.906 Zr ZIRCONIO 4 91.224 91.224</p>	<p>40 91.224 Nb NIOBIO 3 92.906 92.906</p>	<p>41 92.906 Mo MOLIBDENO 3 95.94 95.94</p>	<p>42 95.94 Tc TECNICIO 3 98.906 98.906</p>
<p>43 98.906 Ru RUTENIO 3 101.07 101.07</p>	<p>44 101.07 Rh RHOODIO 3 102.905 102.905</p>	<p>45 102.905 Pd PALADIO 3 106.367 106.367</p>	<p>46 106.367 Ag PLATA 3 107.868 107.868</p>	<p>47 107.868 Cd CADMIO 3 112.411 112.411</p>	<p>48 112.411 In INDIO 3 114.818 114.818</p>	<p>49 114.818 Sn ESTANIO 3 118.710 118.710</p>
<p>50 118.710 Sb ANTIMONIO 3 121.757 121.757</p>	<p>51 121.757 Te TELURO 3 127.60 127.60</p>	<p>52 127.60 I YODO 3 126.905 126.905</p>	<p>53 126.905 Xe XENON 1 131.29 131.29</p>	<p>54 131.29 Cs CESIO 1 132.905 132.905</p>	<p>55 132.905 Ba BARIO 2 137.327 137.327</p>	<p>56 137.327 La LANTANIO 3 138.905 138.905</p>
<p>57 138.905 Ce CERIO 3 140.12 140.12</p>	<p>58 140.12 Pr PRASEODIMIO 3 140.907 140.907</p>	<p>59 140.907 Nd NEODIMIO 3 144.24 144.24</p>	<p>60 144.24 Pm PROMETIO 3 144.912 144.912</p>	<p>61 144.912 Sm SAMARIO 3 150.36 150.36</p>	<p>62 150.36 Eu EUROPIO 3 151.964 151.964</p>	<p>63 151.964 Gd GADOLINIO 3 157.25 157.25</p>
<p>64 157.25 Tb TERBIO 3 158.925 158.925</p>	<p>65 158.925 Dy DISPROSIO 3 162.50 162.50</p>	<p>66 162.50 Ho HOLMIO 3 164.93 164.93</p>	<p>67 164.93 Er ERBIO 3 167.26 167.26</p>	<p>68 167.26 Tm TERBIO 3 168.934 168.934</p>	<p>69 168.934 Yb YTERBIO 3 173.047 173.047</p>	<p>70 173.047 Lu LUTECIO 3 174.967 174.967</p>
<p>71 174.967 Fr FRANCIO 1 223.018 223.018</p>	<p>72 223.018 Ra RADIO 2 226.025 226.025</p>	<p>73 226.025 Ac ACTINIO 3 227.028 227.028</p>	<p>74 227.028 Th TORIO 4 232.038 232.038</p>	<p>75 232.038 Pa PROACTINIO 3 231.036 231.036</p>	<p>76 231.036 U URANIO 4 238.029 238.029</p>	<p>77 238.029 Np NEPTUNIO 3 237.047 237.047</p>
<p>78 237.047 Pu PLUTONIO 3 244.041 244.041</p>	<p>79 244.041 Am AMERICIO 3 243.061 243.061</p>	<p>80 243.061 Cm CURIO 3 247.070 247.070</p>	<p>81 247.070 Bk BERKELIO 3 247.070 247.070</p>	<p>82 247.070 Cf CALIFORNIO 3 251.083 251.083</p>	<p>83 251.083 Es EINSTEINIO 3 252.083 252.083</p>	<p>84 252.083 Fm FERMIUM 3 257.103 257.103</p>
<p>85 257.103 Md MEINDELEYO 3 258.103 258.103</p>	<p>86 258.103 No NOBELIO 3 259.103 259.103</p>	<p>87 259.103 Lr LAWRENCIO 3 262.103 262.103</p>	<p>88 262.103 La LANTANIO 3 138.905 138.905</p>	<p>89 138.905 Ce CERIO 3 140.12 140.12</p>	<p>90 140.12 Pr PRASEODIMIO 3 140.907 140.907</p>	<p>91 140.907 Nd NEODIMIO 3 144.24 144.24</p>
<p>92 144.24 Pm PROMETIO 3 144.912 144.912</p>	<p>93 144.912 Sm SAMARIO 3 150.36 150.36</p>	<p>94 150.36 Eu EUROPIO 3 151.964 151.964</p>	<p>95 151.964 Gd GADOLINIO 3 157.25 157.25</p>	<p>96 157.25 Tb TERBIO 3 158.925 158.925</p>	<p>97 158.925 Dy DISPROSIO 3 162.50 162.50</p>	<p>98 162.50 Ho HOLMIO 3 164.93 164.93</p>
<p>99 164.93 Er ERBIO 3 167.26 167.26</p>	<p>100 167.26 Tm TERBIO 3 168.934 168.934</p>	<p>101 168.934 Yb YTERBIO 3 173.047 173.047</p>	<p>102 173.047 Lu LUTECIO 3 174.967 174.967</p>	<p>103 174.967 Fr FRANCIO 1 223.018 223.018</p>	<p>104 223.018 Ra RADIO 2 226.025 226.025</p>	<p>105 226.025 Ac ACTINIO 3 227.028 227.028</p>
<p>106 227.028 Th TORIO 4 232.038 232.038</p>	<p>107 232.038 Pa PROACTINIO 3 231.036 231.036</p>	<p>108 231.036 U URANIO 4 238.029 238.029</p>	<p>109 238.029 Np NEPTUNIO 3 237.047 237.047</p>	<p>110 237.047 Pu PLUTONIO 3 244.041 244.041</p>	<p>111 244.041 Am AMERICIO 3 243.061 243.061</p>	<p>112 243.061 Cm CURIO 3 247.070 247.070</p>
<p>113 247.070 Bk BERKELIO 3 247.070 247.070</p>	<p>114 247.070 Cf CALIFORNIO 3 251.083 251.083</p>	<p>115 251.083 Es EINSTEINIO 3 252.083 252.083</p>	<p>116 252.083 Fm FERMIUM 3 257.103 257.103</p>	<p>117 257.103 Md MEINDELEYO 3 258.103 258.103</p>	<p>118 258.103 No NOBELIO 3 259.103 259.103</p>	<p>119 259.103 Lr LAWRENCIO 3 262.103 262.103</p>

LANTANIDOS

ACTINIDOS

INTRODUCCIÓN

Este manual ha sido elaborado, para complementar por medio de laboratorios los conocimientos teóricos vistos en la asignatura química inorgánica la cual es teórico practica, las practicas de laboratorio son realizadas de manera simultanea con la teoría, los laboratorios serán proporcionados a los estudiantes de segundo semestre de Tecnología Química y de tercer semestre de la carrera Química Industrial por la Escuela de Química de la Universidad Tecnológica de Pereira (UTP).

Con esta asignatura se pretende dar a conocer a los estudiantes de química 1 y 2, y química inorgánica las primeras bases del método científico, puesto que la química se basa en el; afianzar en el alumno el trabajo en equipo, criterio de orden y limpieza, las buenas practicas de laboratorio las cuales incluyen portar adecuadamente los implementos de seguridad (bata, gafas, guantes, ETC), conocer e interpretar las fichas de seguridad de los reactivos a trabajar ya que esto hace parte del trabajo en el laboratorio, y con su cumplimiento se logran mejores resultados y se previene de posibles accidentes al manipular sustancias químicas.

El trabajo práctico le permite al estudiante retroalimentar los principios básicos vistos en la asignatura teórica, este debe ingresar al laboratorio cuando tenga un conocimiento previo y una visión general del trabajo realizar.

Este manual comprende trece prácticas, las cuales se han ordenado según al plan de estudio y a la teoría vista en las clases, con la finalidad de que el estudiante comprenda los temas, y a su vez pueda aplicar y comprobar los conceptos fundamentales vistos. De esta forma el laboratorio hace parte del proceso de enseñanza y aprendizaje.

NORMAS DE SEGURIDAD Y RECOMENDACIONES PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO

El trabajo en el laboratorio requiere la implementación y cumplimiento de una serie de normas de seguridad que ayudan a prevenir posibles accidentes debido al desconocimiento de lo que se está haciendo o a una posible negligencia de estudiantes que estén trabajando en el laboratorio.

1. Portar correctamente los implementos de protección (gafas, guantes, bata manga larga, zapato cerrado).



Se debe hacer uso de pantalón largo (preferiblemente jeans), zapatos cerrados, no usar gorras, ni dispositivos electrónicos (como audífonos de música y celulares) que distraigan su atención y ocasionen errores; En el caso de las mujeres utilizar aretes cortos y el cabello recogido.



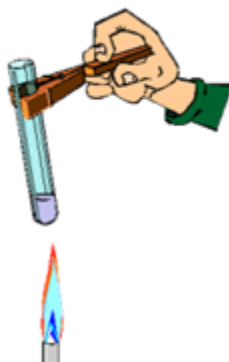
2. En el laboratorio Se prohíbe ingresar comidas ni bebidas, además No fumar.



3. Observe las etiquetas de los reactivos, consulte las fichas de seguridad teniendo en cuenta la peligrosidad de cada sustancia que aparece en la lista de reactivos de la guía de trabajo.



4. Al calentar los tubos de ensayo, cerciőrese de que el tubo este levemente inclinado para evitar accidentes, el calentamiento debe ser ligero y con mucha precauci3n, no dirigirlo a los compaňeros.



5. Evitar cualquier perturbación, vibraciones o golpes que conduzcan a un error en la medición en la balanza, calibrar la balanza al iniciar el laboratorio y cuando este termine apagarla, dejarla limpia, tratarla con delicadeza presione de forma mesurada los botones, es un instrumento de precisión y exige un trato especial.



PRESENTACIÓN PRE-INFORMES E INFORMES DE LABORATORIO

Con la elaboración del pre-informe e informe se busca preparar al estudiante para que en el ejercicio de su carrera profesional pueda presentar informes de actividades, elaborar propuestas, reportar y analizar resultados confiables. Además de esto, que llegue preparado para la realización de las practicas de laboratorio.

Pre-informes:

1. **Título**

Debe ser conciso, pero completo, que se entienda claramente el objeto del experimento.

2. **Objetivos**

Deben estar relacionados con el título de la práctica.

3. **Materiales y reactivos**

Se enumera los materiales y reactivos con sus respectivas fichas de seguridad.

4. **Marco teórico**

Se indica la finalidad de la practica se presenta un resumen de la teoría, se hace una descripción de la terminología asociada a la guía de trabajo.

5. **Parte experimental**

Resumen del trabajo a realizar.

6. **Fichas de seguridad**

7. **Bibliografía**

Informes:

1. **Título**

2. **Objetivos**

3. **Parte experimental**

Corresponde a lo que realmente se hizo en el laboratorio, evitando que sea una copia textual de la guía, las observaciones deben ser escritas de manera concisa, pero claras, redactarla de forma impersonal.

4. **Cálculos y resultados**

En esta parte se muestra las ecuaciones químicas, se describe lo observado en la práctica. Se pueden reportar en forma de grafico, tabla.

5. Discusión de resultados

La discusión de resultados son los argumentos teóricos comparados con los resultados y no la repetición de estos, se analiza las diferencias de los datos teóricos con los experimentales, indicando las posibles causas.

6. Conclusiones

Se presentan argumentando de forma resumida, los resultados del análisis efectuado, derivado del tratamiento de los datos y de las interrogantes planteadas.

7. Preguntas

8. Referencias bibliográficas

A continuación se muestran algunos ejemplos de como se debe reportar la bibliografía dependiendo de las fuentes mas comunes.

- **Libros**

Autor o editor, (año de publicación), *título*, (edición), lugar de publicación, casa editora.

Ejemplo: RAYNER - CANHAM, Geoff: Química Inorgánica descriptiva. Prentice Hall. Segunda Edición.

- **Revistas**

Autores, (fecha de publicación), título del artículo, *título de la revista*, *número del volumen* y del ejemplar, número de las páginas del artículo.

Ejemplo: Aguilar y Piñeda (2009), Cáñamo: una alternativa textil ecológica, Revista De Química Textil, N°195 / Noviembre-Diciembre 2009.

- **Bibliográficas de periódicos**

Autor, (fecha de publicación), título del artículo, *título del periódico*, números de páginas del artículo

Ejemplo: Ferrer, M. (2000, julio 14). Congreso Nacional de Química en Cartagena. *El San Juan Star*, p.24.

- **Medios electrónicos**

Autor, (fecha de publicación), *título*, identificación de la referencia para acceder a información (URLo DOI)

URL (UniformResourceLocator)

Dirección de internet

Ejemplo: <http://www.cmpr.edu/biblioteca/docs/resena.pdf>

DOI (Digital ObjectIdentifier)

Conjunto alfanumérico asignado por una agencia (International DOI Foundation) a artículos publicados electrónicamente.

Propósito: identificar y proveer enlace para su localización en Internet.

Artículos pueden ser localizados con el doi a través de CrossRef.org

Ejemplo: Strahan, M. (2009). *APA reference style guide*. Retrieved from <http://library.nmu.edu/guides/userguides/styleapa.htm>

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

ESTUDIO DE ALGUNOS ELEMENTOS QUIMICOS

Práctica N° 1

Introducción

La tabla periódica de los elementos clasifica, organiza y distribuye los distintos elementos químicos, conforme a sus propiedades y características; su función principal es establecer un orden específico agrupando elementos.

Las familias químicas se encuentran organizadas en forma vertical, en los llamados grupos. Si se conocen dos elementos de una familia, es posible obtener información cualitativa de todo el grupo.

Igualmente es posible distinguir los cambios del carácter metálico en un período o en un grupo, lo cual es observable por las propiedades físicas de los elementos y de propiedades químicas como la acidez o basicidad de los compuestos formados.

Objetivo

Observar e identificar los elementos químicos de algunas familias de la tabla periódica con base en las propiedades físicas y químicas

Materiales

12 tubos de ensayo con tapones
2 vasos de 50 mL
1 gradilla
1 espátula
1 pinzas para crisol
1 pinza para tubo de ensayo
1 vidrio de reloj
1 cuchara de combustión
1 varilla agitadora
1 mechero
Papel Universal

Reactivos

Sodio (Na)
Potasio (K)
Magnesio (Mg)
Calcio (Ca)
Fosforo (P)
Azufre (S)
Peroxido de hidrogeno (H_2O_2)
Oxido de Manganeso ($MnO_{2(s)}$)

Procedimiento

Nota:

Tenga en cuenta que usted puede manipular cualquier sustancia sin ningún peligro, siempre y cuando conserve las normas de seguridad apropiadas. Trabaje despacio y ordenadamente, sin afanes, pues este es causa de muchos accidentes en el laboratorio. Observe cuidadosamente y anote los resultados obtenidos y, en general, todo aquello que en la práctica le llame la atención.

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

1. Reactividad frente al agua

a) Observe detenidamente los frascos que contienen el **sodio** y el **potasio**. Tenga en cuenta los cuidados que debe tener al manipular estos elementos.

Aliste el vidrio de reloj y el vaso de precipitados. Agregue 10 mL de agua al vaso de precipitados. Introduzca un pedazo de papel indicador al agua.

Anote las observaciones realizadas.

Con la espátula limpia y seca extraiga una pequeña porción (previamente preparado por el monitor) de **sodio** y llévelo al vidrio de reloj, que debe estar completamente seco. Adiciónelo sobre el agua que hay en el vaso de precipitados. Observe y anote.

Tome el pH de la solución, tomando una pequeña cantidad con la punta de la varilla de agitación y probándolo en un vidrio reloj con el papel indicador universal. Anote.

- Proceda, en forma similar a lo anterior, pero ahora con el **potasio**.

Observe detenidamente los frascos que contienen el **magnesio** y el **calcio**. Tenga en cuenta los cuidados que debe tener al manipular estos elementos.

Adicione al vaso 10 mL de agua. Pruebe el agua con el papel indicador. Observe y anote.

Limpie con papel de lija la superficie de una lámina de **magnesio** e introdúzcala en el agua. Pruebe a solución con papel indicador. Observe y anote.

Si no observa alguna reacción entre el magnesio y el agua, retire el **Mg** y caliente el agua hasta ebullición. Después introduzca el magnesio. Pruebe la solución con papel indicador. Observe y anote.

- Proceda de igual manera pero ahora con el **calcio**.

c) Repase las fichas de seguridad en los frascos que contienen los elementos

fósforo, azufre. Observe y anote.

¡Realice estas actividades sólo si el profesor está presente y lo permite!

UNA OBSERVACIÓN ESPECIAL CON EL FÓSFORO

PRECAUCION: ¡No deje que entre en contacto con su piel!

Sobre un vidrio de reloj saque una pequeña porción de fósforo y observe lo que ocurre.

¡Cuide no respirar los vapores! Introdúzcalo en un tubo de ensayo con agua. Lleve el agua hasta ebullición. Observe y anote. Tape el tubo con un corcho cuando de este dejen de salir vapores y obsérvelo en un lugar oscuro.

En su cuaderno de laboratorio o de las notas del curso prediga las observaciones relacionadas con el estado en que se encuentran los elementos (sólido, líquido o gas), el incremento de la reactividad química, tipos de sustancias que se producen en la reacción, ampliando a todos los elementos de los grupos estudiados en esta parte. Consulte algunos textos y confronte sus ideas.

2. Reactividad frente al oxígeno

El aire contiene una proporción elevada de oxígeno (21% en volumen) en la práctica de laboratorio este volumen es suficiente para las pruebas que se llevarán a cabo a continuación. Lo ideal es trabajar en una atmósfera enriquecida de oxígeno.

Obtención de los óxidos metálicos

a) Tome una pequeña porción de sodio (**Na**) preparada previamente por el monitor, deposítelo en una cuchara de combustión y colóquelo en la llama del mechero. Quando observe la superficie metálica la formación del óxido sea con el oxígeno atmosférico (Contenido en uno de los tubos). Observe atentamente y anote lo observado.

Al compuesto formado sobre la cuchara de combustión disuélvalo en unas gotas de agua. Tome el pH de la solución, tomando una pequeña cantidad con la varilla de agitación y probándolo en un vidrio reloj con el papel indicador universal. Observe y anote.

b) De manera similar proceda para el potasio, **K**.

c) Para el magnesio, **Mg**, tome un pedazo de unos 2 cm con la pinza para crisol, quémela con ayuda del mechero **PRECAUCION**, la luz emitida es intensa!

Recolectar el producto de la combustión en un vaso de precipitados.

¿Qué ocurrió? ¿Se habrá formado un nuevo producto? ¿Cuál?

Agregar agua al producto y mezclar, con papel indicac universal observe el pH de la solución.

¿Se habrá formado un nuevo producto? ¿Cómo se llamaría?

Obtención del óxido no metálico

d) Tome una pequeña porción de fósforo (**P**), e introdúzcalo en un tubo con oxígeno sea el obtenido (Contenido en uno de los tubos) o el de la atmósfera y tápelos inmediatamente. Si no hay reacción quite el tapón y caliéntelo **con sumo cuidado**. Observe y anote.

Destape el tubo y adicione unas gotas de agua, tape y agite. Pruebe la solución con papel indicador universal.

e) Tomar un poco de azufre con la cuchara de combustión y poner la llama del mechero con mucho cuidado hasta que esta funda formando un líquido color pardo e introdúzcalo en un tubo con oxígeno sea el obtenido (Contenido En Uno De Los Tubos) o el de la atmósfera. Colocar inmediatamente el producto en un vaso de precipitados con 5 mL de agua, agite Tome el pH de la solución, tomando una pequeña cantidad con la varilla de agitación y probándolo en un vidrio reloj con el papel indicador universal. Anote.

¿Se habrá formado un nuevo compuesto al quemar el S?

Preguntas

1. ¿Sabe usted cómo se fabrican los llamados fósforos o cerillas caseras? Consulte.
2. ¿Qué es y en qué se diferencian la fosforescencia, la fluorescencia y la luminiscencia?
3. Describa las propiedades del fósforo blanco, rojo y negro.
4. Describa los métodos a nivel de laboratorio e industriales para obtener los elementos y sustancias que se trabajaron en esta sesión de laboratorio.

Tratamiento de los residuos:

- Los metales alcalinos como el sodio (Na) y potasio (K), así como los hidruros metálicos, se descomponen en agua, en unos casos explosivamente. Por eso lo adecuado es introducirlos con máxima precaución en isopropanol en campana

de extracción y pantalla protectora. Si la reacción se da lentamente se puede acelerar con la adición lenta con metanol. CUIDADO en sobrecalentar.

- Halogenuros inorgánicos: Se colocan en campana de extracción en un baño de hielo, durante un par de horas y luego se realiza neutralización con hidróxido de sodio.
- Fosforo: se recolecta todo el fosforo que queda como residuo después de realizar la practica en un vaso de precipitado de 250 mL, deberá secarse para posteriormente reutilizarse.
- Magnesio: el magnesio que no reaccione recolectarse en un recipiente para ser reutilizado en posteriores practicas.

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

REACCIONES PARA UN CICLO CON EL COBRE

Práctica N° 2

Introducción:

El cobre (Ver Figura 1. Cobre) era conocido en la prehistoria y fue probablemente el primer metal utilizado para fabricar útiles y objetos decorativos.

Los objetos de cobre se han encontrado entre los restos de muchas civilizaciones antiguas, incluyendo las de Egipto, Asia Menor, China, sudeste de Europa, *Chipre* (palabra de la que se deriva su nombre), y Creta. Los nativos americanos también utilizaban el cobre desde el tercer milenio A.C. El análisis de los objetos de cobre y sus aleaciones, y el estudio de los minerales existentes en las regiones donde fueron encontrados inducen a pensar que ya en el año 6.000 A.C. el hombre desarrollaba procesos metalúrgicos.

Es un metal de color rojizo característico que cristaliza en el sistema cúbico centrado en las caras.

A causa de muchas propiedades deseables como su conductividad eléctrica y calorífica, su resistencia a la corrosión, su maleabilidad y ductilidad y su belleza, el cobre se usa en una amplia variedad de aplicaciones.

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

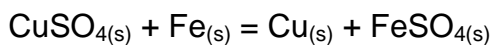
Su oxidación se favorece en medio ácido por lo que no es recomendable su uso en utensilios de cocina, ya que las sales que forma son eméticas (provocan vómitos).

Calentado al rojo se oxida y puede arder en el cloro y en el azufre. Sólo es atacado por los ácidos oxidantes y puede formar complejos con algunas sustancias como por ejemplo el amoníaco.

El cobre forma dos series de compuestos químicos: cuprosos, en los que el cobre tiene valencia +1, y cúpricos, en los que tiene valencia +2. Los compuestos cuprosos se oxidan fácilmente a cúpricos, en muchos casos por la sola exposición al aire y son de poca importancia industrial; los compuestos cúpricos son estables.

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

Si la mena consiste en óxido o carbonato de cobre, se tritura y se trata con ácido sulfúrico diluido para producir sulfato de cobre disuelto del que se obtiene el metal por electrólisis o, utilizando chatarra, por desplazamiento con el hierro:



Los óxidos y los carbonatos también se reducen con carbón cuando los minerales tienen bastante riqueza en cobre. Los minerales más importantes, los sulfuros, contienen entre el 1 y el 12% de cobre; estos se muelen y se concentran por flotación. Los concentrados se reducen en un horno, quedando cobre metálico crudo, llamado blíster, aproximadamente del 98% de pureza. El cobre crudo es posteriormente purificado por electrólisis, hasta una pureza superior al 99,9%.



Figura 1. Cobre

Objetivo

Observar las diferentes tipos de reacciones químicas, escribir sus ecuaciones y practicar algunas técnicas comunes de operación en el laboratorio.

Materiales

1 vaso de precipitados de 50 ml
 1 probeta de 25 mL
 1 gotero
 1 varilla de agitación
 1 mechero
 Cintas de papel indicador

Reactivos

Cloruro de cobre (II), CuCl_2 , sólido
 Ácido nítrico, (HNO_3), concentrado
 Ácido clorhídrico, (HCl), 6 mol/L
 Hidróxido de sodio, (NaOH), 6 mol/L
 Lámina de aluminio (Al)

Procedimiento

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

Parte I

a) Lave muy bien el vaso de precipitados, márkelo con sus iniciales y séquelo en la estufa a 110 °C. Retírelo de la estufa, deje enfriar y péselo. (Puede secar el vaso de precipitados a fuego directo con mechero en llama azul o en estufa sobre malla asbesto y dejarlo enfriar en un desecador). Cerciórese de que el vaso esté completamente seco.

Masa del beaker =

- b) Pese con precisión de $\pm 0,0001$ g cerca de 1,5 g de cloruro cúprico, CuCl_2 , o su equivalente en sal hidratada (observe muy bien la etiqueta y tenga en cuenta el porcentaje de pureza para cualquier cálculo inicial o posterior).

¿A cuántas moles equivale? Moles de CuCl_2 =

Observe el compuesto y descríballo.

- c) Disuelva el CuCl_2 en cerca de 10 mL de agua y agite con la varilla de vidrio adicione otro volumen como el anterior, agite hasta completa disolución de la sal. (Cambia de color verde claro a azul claro).

¿Por qué el color?

- d) Pese con precisión de $\pm 0,0001$ g entre 0,2 y 0,3 g de aluminio.

Masa de la aluminio =

¿Cuántas moles del metal existen?, ¿Cuántos átomos?

- e) Introduzca la lámina de aluminio en el vaso con la solución de cloruro cúprico. Déjela que reaccione y realice las observaciones pertinentes.

¿Qué ocurre en la interfase metal solución? ¿Encuentra alguna explicación para la reacción? ¿Podría hacer una representación simbólica de este proceso (ecuación química)?

¿Qué relación guarda con este proceso, el concepto de reactivo limitante?

¿Según la apariencia de la solución final, ha utilizado: exceso, lo estequiométrico, o fue insuficiente el Aluminio? ¿Podría hacer un estimativo del Al necesario? Realice los cálculos necesarios según las cantidades utilizadas en la práctica.

- f) **Separación del cobre formado de la solución, lavado y secado.**

¿Qué es la decantación? (Ver Figura 9)

El separar un líquido de un sólido formado, en un vaso, se llama decantación y consiste en deshacerse de la fase líquida cuidando que el sólido permanezca en el vaso de precipitados.

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

* ¿Si reúne estos lavados en un beaker, que cristales se pueden obtener?

Evaporar el líquido remanente con el mechero de gas, evitando un sobrecalentamiento, cerciórese de que todo el líquido ha sido evaporado.

- g) Si al finalizar la reacción sobra algo de aluminio lávelo muy bien, séquelo en la estufa 110 °C y péselo para calcular la cantidad de aluminio que reaccionó con el CuCl_2 .
- h) Pese el vaso de precipitados con el cobre y descunte el peso del vaso sólo (tomado al inicio de la práctica), para conocer la masa del cobre formado en la reacción. Que tan eficiente es el proceso de recuperación del cobre, compare lo teórico con lo obtenido experimentalmente y calcule el porcentaje rendimiento de recuperación.

Masa de cobre =

Masa de Al =

¿Cuántas moles de Cu se formaron?

Moles de Cu formadas =

¿Cuántas moles de Al reaccionaron?

Moles de Al que reaccionaron =

¿Está de acuerdo esta relación estequiometria experimental con la reacción propuesta en teoría? Explique

$$\frac{\text{Moles de Cu formados}}{\text{Moles de Al reaccionantes}} =$$

Parte II

Reacción del cobre con ácido nítrico.

Observe la etiqueta del frasco de HNO_3 y consulte sus propiedades, usos y cuidados en el MERCK INDEX o en la ficha de seguridad (FDS) respectiva.

- i) Dentro de una cabina extractora tome el vaso que contiene el cobre y adiciónale 7 mL de ácido nítrico HNO_3 en porciones de 2 -2 -2- 1 ml de ser necesario. Deje que éste reaccione en la cabina y observe el

desprendimiento de vapores rojizos que corresponden al dióxido de nitrógeno (IV), NO_2 . **Estos vapores afectan las vías respiratorias y son tóxicos.** La reacción debe verificarse hasta que todo el cobre haya reaccionado. (PUEDE NO NECESITAR TODO EL ACIDO MENCIONADO)

La reacción observada es:

- j) Retire el agua y el exceso de ácido nítrico mediante la técnica de evaporación. El sólido que formó se llama nitrato de cobre (II), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Tenga cuidado de retirar el Beaker del calentamiento cuando todo el líquido se haya evaporado, un sobrecalentamiento puede formar otros tipos de sustancias no deseadas. ¿Qué masa de nitrato de cobre debería obtenerse? Calcúlela, no es necesario que la pese.

Obtención del hidróxido de cobre (II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Disuelva los cristales del nitrato de cobre adicionando unos pocos mililitros de agua destilada. A la solución formada añada gota a gota de la solución 6 mol/L de NaOH. Agite después de cada adición. Repita este proceso hasta que el pH esté alrededor de 11, para lo cual usted usará papel indicador. El precipitado que observa es el hidróxido de cobre.

Observe el color y consulte las propiedades de este compuesto.

La reacción observada es:

- k) Lave el precipitado con pequeñas porciones de agua destilada fría y decante en cada ocasión. Para mejorar la separación puede emplear la centrifuga y los tubos respectivo

Caliente **suavemente** con el mechero para desecar completamente y formar el óxido de cobre (II), CuO . Examine la apariencia y consulte sus propiedades y usos. RECUERDE que los tubos de la centrifuga no se pueden calentar.

La reacción observada es:

- l) El óxido de cobre (II), CuO , puede convertirse al compuesto del inicio por la adición de HCl 6 mol/L gota a gota.

La reacción observada es:

Preguntas

1. Describa el proceso de obtención del cobre a nivel industrial.
2. Resalte la importancia del cobre en la industria y en la vida del hombre.

Tratamiento de residuos:

Se podría decir que esta es una práctica ideal, ya que con esta guía estamos fomentando la química verde, reduciendo los residuos, donde el producto final son los reactivos de partida. no se generan residuos se parte del CuCl_2 y se obtiene este mismo, se debe secar el sólido para usarlo para posteriores prácticas.

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

QUÍMICA DEL YODO

Práctica N° 3

Introducción:

El **yodo** (Ver Figura 2. Yodo) es el elemento químico de símbolo **I** y número atómico 53, perteneciente al grupo 17 o de los halógenos, en la tabla periódica. Es un elemento que podemos encontrar en su forma molecular. Es un oligoelemento y se utiliza en el campo de la medicina y la fotografía, así como también en algunos casos se usa como colorante. En el campo de la química, el yodo es el halógeno menos reactivo.



Figura 2. Yodo

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

La siguiente tabla contiene algunos de los compuestos conocidos de los halógenos en distintos estados de oxidación.

Número de oxidación	Flúor	Cloro	Bromo	Yodo
+7		HClO ₄ , ClO ₄ ⁻		HIO ₄ , IO ₄ ⁻
+5		HClO ₃ , ClO ₃ ⁻	HBrO ₃ , BrO ₃ ⁻	HIO ₃ , IO ₃ ⁻
+3		HClO ₂ , ClO ₂ ⁻		
+1		HClO, ClO ⁻	HBrO, BrO ⁻	HIO, IO ⁻
0	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
-1	HF, F ⁻	HCl, Cl ⁻	HBr, Br ⁻	HI, I ⁻

Su estado normal es el sólido, posee un punto de fusión de 82,8 °C, y de ebullición 475 °C. El yodo es un elemento corrosivo, por lo cual hay que tener cuidado con su manejo, y evitar contacto directo con la piel. También es irritante ocular cuando se trata con sus vapores, siendo igualmente peligroso para las mucosas nasales.

Se debe tener especial atención al mezclar yodo con amoníaco, pues dicha unión da lugar a la formación del triioduro de nitrógeno, el cual puede inesperadamente, explotar.

Objetivo:

Experimentar las diversas reacciones del yodo y sus compuestos y se observará la influencia de este en las reacciones de equilibrio. También se observará cómo el pH del medio determina el rumbo de una reacción.

Materiales

5 tubos de ensayo grande
Pinzas para tubo de ensayo
Espátula
Goteros
Varilla de agitación
Pipeta graduada de 10 mL
Papel tornasol
Mechero

Reactivos

Acido sulfúrico (H_2SO_4), 6 M
Hidróxido de sodio (KOH), 6 M
Yodato de potasio (KIO_3) sólido
Solución de almidón
Nitrato de plata (AgNO_3), 0,1 M
Yoduro de potasio (KI) 0,1 M
Solución comercial hipoclorito, (NaClO) 5%
Peróxido de hidrógeno (H_2O_2) 10%
Yodo (I) sólido
Metabisulfito de sodio (NaS_2O_5), sólido
Acido nítrico (HNO_3) 6 M
Solución saturada de (KIO_3)

Procedimiento

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

Experiencia preliminar - Ensayo del yodo con el almidón

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

Prepárese una solución diluida de yodo, añadiendo a 5 mL de agua del grifo, aproximadamente 0,02 g de los cristales pequeños de yodo. Caliéntese suavemente en baño maría o con el mechero evítese la ebullición, con el fin de disolver el yodo, deje enfriar y añádanse 3 o 4 gotas de la solución de almidón. **Esta es una reacción muy sensible para el yodo molecular.** Observe y anote.

1. Reacciones del ion yoduro

Tómense 3 tubos de ensayo y viértanse 2 mL de solución de yoduro de potasio (KI) 0,1 M. En cada uno de ellos.

- Al primer tubo añádase 2 mL de solución de nitrato de plata 0,1 M. Observe.
- Al segundo agréguele 5 mL de solución de almidón y luego añádase 2 gotas de hipoclorito comercial, NaClO. Continúese añadiendo hipoclorito hasta que tenga lugar un segundo cambio de color. ¿Cómo se explica?
- Al tercer tubo agréguele 5 mL de solución de almidón y luego añádase 5 gotas de peróxido de hidrógeno al 3%. Observe.

2. Reacciones del ion yodato, IO_3^-

- Tómense 2 tubos de ensayo y viértanse 5 mL de solución saturada de yodato de potasio en cada uno de ellos.
- Al primer tubo de ensayo añadir 3 mL de solución de KI 0,1 M y 2 mL de H_2SO_4 6 M. Decantar (Ver Figura 9) y filtrar (Ver Figura 10) si es necesario. Lávese el sólido con agua. ¿Es posible reconocer de qué sólido se trata? Hágase una prueba de identificación, de las que se han usado antes para así poder verificar la predicción.
- Al segundo tubo de ensayo añadir 3 mL de solución de yoduro de potasio 0,1 M y 2 mL de solución de KOH 6 M. ¿Qué efecto tiene el cambio de concentración de iones hidrógeno en la reacción entre los iones yoduro y yodato?
- Colóquese en un tubo de ensayo seco, yodato de potasio sólido (aproximadamente 0,05g) y el doble de metabisulfito sódico $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$. Ajustese el tubo formando un ángulo de aproximadamente 40° y caliéntese suavemente con una pequeña llama. **No calentar excesivamente.**

3. Reacción del I_2 en solución básica

- Añadir, con un gotero, 10 gotas de KOH 6 M a unos cristales pequeños de yodo sólido. Agítese suavemente el tubo hasta que desaparezca todo el yodo y la solución sea incolora. Es posible que sea necesario calentar la solución ligeramente y añadir unas cuantas gotas más de solución de KOH si la solución no es incolora. Los productos de esta reacción se identificarán en el apartado I).
- Enfriar la solución y acidificarla añadiendo la cantidad necesaria de solución de ácido nítrico, HNO_3 , 6 M (unas 10 gotas o algo más) para neutralizar la base añadida antes. Obsérvese el producto de esta reacción. ¿Qué puede ser?

- j) Alcalinizar la solución otra vez añadiendo unas cuantas gotas de solución de KOH 6 M. **CALIÉNTESE SUAVEMENTE** y añádanse unas cuantas gotas más de solución de KOH si es necesario, hasta que se observe un cambio de color. Después recolecte la solución.
- k) Repetir el proceso indicado en el apartado h. Enfríese con el agua del grifo hasta que cristalice un sólido de la solución. Separe por decantación y guárdese tanto el sólido como la parte líquida ya que se utilizarán a continuación.
- l) Secar el sólido blanco calentando suavemente el tubo. Déjese enfriar. Añadir al sólido blanco una pequeña cantidad (aproximadamente 0,2 g) de metabisulfito sódico sólido. Mezclar las soluciones con una varilla agitadora y calentar la mezcla con una pequeña llama. Observar los resultados y compararlos con los obtenidos en el apartado g. **¡No inhalar los vapores!**
- m) Añadir al líquido decantado, 5 a 10 gotas de solución de nitrato de plata 0,1 M. Agítese el tubo y obsérvese el resultado. Comparar el producto obtenido con el del apartado a.

Preguntas

1. Escribir las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones observadas en los apartados a, b, y c. Busque los potenciales estándar de las reacciones.
2. Que es la reacción de desproporción del yodo de ejemplos y escriba las reacciones de desproporción en medio ácido y básico para yodo.
3. Que importancia tiene el yodo en la medicina y en la vida cotidiana.

Tratamientos de residuos:

- Como el yodo o el bromo; es posible reducir su peligrosidad con tratamiento de una solución de tiosulfato de sodio.
- Yoduros de potasio: el conjunto debe acidificarse para obtener el yodo y después estos son muy solubles en agua, recuperarse y utilizarlos en química 1.
- Peróxido de hidrógeno: Al término de la práctica, todos los residuos de peróxido de hidrógeno que se hayan generado deben ser colectados en su contenedor correspondiente. El tratamiento se proporcionará diluyendo éstos residuos con agua de la llave, para después agregar óxido de manganeso sólido a la solución para acelerar la descomposición. Se deja estar una noche y luego se vierte en el alcantarillado.

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

PRÁCTICA SOBRE LA QUÍMICA DEL NITRÓGENO

Práctica No. 4

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

Los compuestos industriales más importantes del nitrógeno son el ácido nítrico, HNO_3 y el amoníaco, NH_3 (un gas y cuando se disuelve en agua se forman las soluciones de hidróxido de amonio, NH_4OH o más correctamente NH_3 (ac)). El amoníaco se obtiene haciendo reaccionar el nitrógeno del aire directamente con hidrógeno, método industrial denominado **proceso Haber**. El amoníaco se usa como materia prima para la producción industrial de ácido nítrico. A nivel de laboratorio el ácido nítrico se obtiene por destilación de la mezcla de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , con nitrato de sodio o de potasio (NaNO_3 o KNO_3).

Objetivo:

Obtención del ácido nítrico por destilación, calcular el rendimiento de la reacción y observar la química acuosa de este ácido. Además se van a observar las características oxidantes de los nitratos sólidos y el reconocimiento cualitativo de ellos.

Materiales

6 tubos de ensayo grandes
 1 vaso de 100 mL
 1 probeta de vidrio de 25 mL
 1 pipeta de 5 mL
 1 mortero
 1 espátula de porcelana o madera
 1 vidrio de reloj
 Equipo de micro destilación sencilla esmerilada (Ver Figura 11)

Reactivos

Astillas de madera
 Ácido sulfúrico (H_2SO_4), concentrado
 Ácido clorhídrico (HCl), concentrado
 Sulfato ferroso (FeSO_4) sólido
 Nitrato de potasio (KNO_3) sólido
 Pedazos de alambre de cobre Cu

NOTA: TRAER ALGODÓN Y UN PEDACITO DE MADERA!!!!

Procedimiento

¡USE GAFAS DE SEGURIDAD DURANTE TODA LA EXPERIENCIA!

¡Esquema del montaje de Destilación en el PREINFORME!

1. Preparación Del Ácido Nítrico

En el balón fondo redondo coloque 6.5 g de nitrato de potasio y 5 mL de ácido sulfúrico concentrado. Monte el equipo de destilación y agréguele perlas de ebullición, como le indique el profesor o el monitor.

Nota: Antes de empezar la destilación, verifique que no hayan fugas en los empates y este recirculando agua por el tubo refrigerante del condensador.

Caliente suavemente la mezcla del balón. Cuando el líquido comienza a hervir se desprenden unos vapores cafés y se inicia la destilación del ácido nítrico. Mantenga el mechero hasta que el líquido en el balón deje de hervir. Mida el volumen colectado y calcule el rendimiento de la reacción.

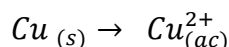
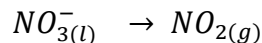
El ácido nítrico que acaba de obtener puede considerarlo concentrado, Consulte la ficha de seguridad antes de realizar el laboratorio.

2. Reacción Del Acido Nítrico Frente Al Cobre

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

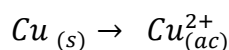
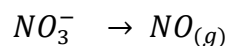
a) Reacción del ácido nítrico concentrado

Tome 1 mL de ácido nítrico concentrado en un tubo de ensayo. Agregue una lámina de cobre metálico. Observe y escriba la reacción. Complete las semirreacciones:



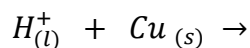
b) Reacción del ácido nítrico diluido

En un tubo de ensayo adicione 3 mL de agua y uno de ácido nítrico concentrado. Agregue un pedazo pequeño de cobre. Observe y escriba la reacción. Complete:



c) Reacción del ácido clorhídrico concentrado con cobre

En un tubo de ensayo coloque una pequeña cantidad de alambre de cobre y añada 1 mL de ácido clorhídrico. Compare con las reacciones anteriores y proponga una explicación.



3. Reacciones del Nitrato de Potasio

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

¡Mantenga siempre una distancia prudente!

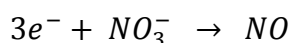
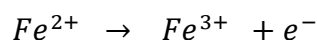
En un tubo de ensayo introduzca unos 5 g de KNO_3 y caliente en un mechero hasta que funda. Retire de la llama el tubo y arroje una astilla de madera sobre la sal fundida.

Observe y escriba las reacciones.

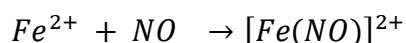
b) Prueba analítica para determinar la presencia de nitratos

En un vidrio de reloj coloque un cristal (grano de la sal) de $FeSO_4$ y otro de KNO_3 y disuélvalos en unas gotas de agua. Añada una gota de H_2SO_4 concentrado. **No agite y observe.** Esta es una prueba empleada en análisis cualitativo para definir si el ion nitrato está o no presente. La formación de un anillo pardo oscuro delata su presencia. Las reacciones que ocurren son (balacéelas por semirreacciones):

- una parte del hierro (II) es oxidado por el ion nitrato:



- El óxido nítrico, NO, que se formó se difunde y se “liga” con los iones ferrosos, formando el anillo pardo oscuro que es debido al compuesto de coordinación:



Preguntas

1. Consulte los principales usos industriales del ácido nítrico, amoníaco y nitrato de potasio.
2. ¿Qué es el agua regia?
3. Describa el proceso de obtención de ácido nítrico que realizan la industria de este.

Tratamiento de residuos:

- Acido nítrico: Recolectar el acido nítrico y reutilizar en practicas posteriores; O puede eliminarse neutralizándolo con agua y un producto alcalino como, cenizas de soda, cal apagada, etc.

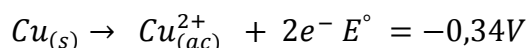
Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

PREPARACIÓN DE SULFATO DE COBRE Y SULFITO DE SODIO

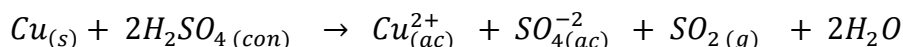
Práctica N°. 5

Introducción:

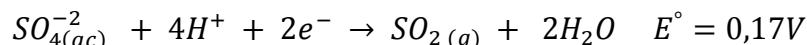
En prácticas anteriores se ha observado la reactividad de elementos como el cobre, el cual no es atacado por los ácidos corrientes. Es decir, el oxidante típico de los ácidos, el H^+ , no tiene la capacidad (el potencial adecuado) necesaria para oxidar el cobre. Se requiere de un oxácido de algún poder oxidante para lograr el objetivo de oxidar el cobre:



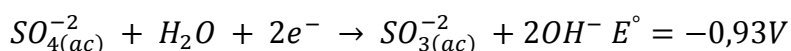
El ácido sulfúrico concentrado y caliente es un agente oxidante y, sólo en las condiciones anotadas, es capaz de oxidar al cobre:



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



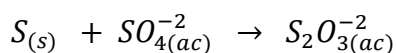
Su potencial disminuye con el pH, siendo en medio alcalino:



Fácilmente puede observarse cómo el ion sulfito en medio alcalino se hace un excelente reductor, mientras que el sulfato es cada vez más débil como oxidante.

El dióxido de azufre, SO_2 , forma con el agua soluciones ácidas que se suponen pertenecen al H_2SO_3 y que se comporta como un ácido débil ($K=1,3 \cdot 10^{-2}$). Este ácido no se ha podido aislar, pero si se conocen sus sales los sulfitos, SO_3^{-2} , y los bisulfitos, HSO_3^- .

Las soluciones del ion sulfito reaccionan con el azufre elemental para formar el ion tiosulfato, $S_2O_3^{-2}$, de acuerdo con:



Se llama ion tiosulfato porque el prefijo “**tio**” indica que en la especie madre, un átomo de oxígeno ha sido sustituido por uno de azufre.

El objetivo de esta práctica es la obtención de productos útiles a nivel industrial, utilizando métodos sencillos de laboratorio y con materiales baratos o de desecho, tratando que se asimilen los métodos químicos empleados en el laboratorio y se piense en los potenciales estándar como una herramienta valiosa para hacer, explicar y entender la química en soluciones acuosas.

Materiales

1 Equipo de microdestilación
 Perlas de ebullición
 2 vasos de precipitados 50 mL
 1 embudo de tallo cortó
 1 aro
 1 malla de asbesto
 1 probeta de 25 mL
 3 vasos de precipitados de 100 mL
 1 estufa
 1 varilla de agitadora
 Papel filtro

Reactivos

Ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4)
 Carbonato de sodio (CaCO_3)
 Amoníaco (NH_3)
 Chatarra de cobre (Cu)
 Alcohol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)
 Peróxido de hidrogeno (H_2O_2)
 Cloruro de bario (BaCl_2)

Procedimiento

¡Use por su seguridad las gafas de laboratorio!

1. Obtención de sulfato de cobre y sulfito de sodio.

En el balón de destilación coloque alrededor de 2,5 g de chatarra de cobre y cúbrala con 15 g de ácido sulfúrico (?mL) concentrado.

Nota: Antes de iniciar la practica, calcule a cuantos mL de acido sulfúrico al 98% de pureza y densidad 1.84 g/ mL, corresponden los 15 g requeridos.

En un vaso de precipitados de 50 mL coloque 7 g de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , y disuélvalos en 25 mL de agua.

Realice un montaje de destilación simple (como el realizado para la síntesis del ácido nítrico (Ver Figura 11) pero esta vez no haga circular agua por el tubo refrigerante. La alargadera del montaje de destilación debe ir hasta el fondo del vaso de precipitados, el cual tiene como objetivo conducir el SO_2 formado en la reacción para que interactúe con la solución de carbonato de sodio.

Una vez hechas las conexiones respectivas sin fugas de agua y empalmes bien ajustados, caliente suavemente el balón y mantenga la ebullición hasta que todo el cobre se haya disuelto y esté atento a que la solución de carbonato no ascienda por el tubo hacia el balón, ya sea disminuyendo el calor al balón. Si se disminuye el calor, la presión en el interior del balón, cae, e ingresa la solución, si se aumenta ocurre lo contrario, lo mejor es apagar y retirar el vaso de precipitados.

Terminada la disolución del cobre deje enfriar la mezcla (contenida en el balón), disuélvala en 40 mL de agua caliente y fíltrela para eliminar los residuos. **Concentre** el filtrado hasta la mitad del volumen (evaporación con perlas de ebullición o suavemente en una hornilla con malla de asbesto), enfríe lentamente y filtre los cristales formados.

El contenido del vaso de precipitados viértalo en otro vaso de 100 mL lave el vaso de precipitados con 25 mL de agua destilada y adiciónelo al vaso de 100 mL. La solución allí depositada es de sulfito de sodio, Na_2SO_3 , rotúlela. Con ella se realizará una prueba posteriormente.

2. Observación del comportamiento químico de las sustancias obtenidas.

a) Tome unos pocos cristales de sulfato de cobre y disuélvalos en 5 mL de agua. Agregue amoníaco poco a poco hasta que la solución resultante sea translúcida. Añada alcohol en porciones de 5 mL hasta que se obtenga un precipitado sólido azul. Fíltrelo y separe los cristales; compárelos con los del sulfato de cobre.

Nota: translucido no es incoloro.

b) A 12 mL de la solución de sulfito de sodio añada 10 mL de peróxido de hidrógeno. Agite. Adicione solución de cloruro de bario gota a gota hasta la formación de un precipitado. Observe y explique lo ocurrido.

Tratamiento de datos:

1. Escriba las ecuaciones para todas las reacciones logradas en la práctica, especificando claramente si corresponde a medio ácido o alcalino.
2. Describa el proceso mediante el cual se extrae el cobre.
3. Mencione los principales usos industriales de los compuestos preparados por usted en esta práctica.

Tratamiento de residuos:

- Residuos de ácido sulfúrico: Una vez colectados los residuos, se procederá a diluir éstos con agua de la llave. Se puede iniciar haciendo pruebas con una muestra pura y diluirla con agua. Por lo mínimo, esta dilución deberá hacerse con relación de 1:100 de agua. Una vez diluido, se neutralizará con hidróxido

de sodio (NaOH) al 10% en peso, hasta alcanzar un pH entre 5 y 7. Con esto, estará listo para verter en la alcantarilla. Peligro: Calor y vapores son generados durante este procedimiento. Realizar este procedimiento en una campana de vapores con el apropiado equipo de protección personal. Varias quemaduras podrían resultar si se utiliza inapropiadamente el equipo de protección personal.

- Recolectar los cristales de sulfato de cobre para su posterior utilización en la práctica calor de reacción.

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

ÁCIDOS Y BASES DUROS Y BLANDOS

Práctica Nº 6

El principio de *Ácidos y bases duros y blandos* (ABDB) es de origen puramente empírico (Pearson, 1968); Se utilizan los conceptos de acidez y basicidad de Lewis, llamando “bases” a los donadores de carga electrónica y “ácidos” a los aceptores.

Analicemos algunas bases comunes, por ejemplo los halogenuros: fluoruro (F^-), cloruro (Cl^-), bromuro (Br^-) y yoduro (I^-). Si los consideramos esferas de carga negativa con un mismo valor de carga total (-1), y recordamos que el tamaño de estas especies debe aumentar considerablemente al descender en la tabla periódica, llegaremos a la conclusión de que en el F^- , la carga está mucho más fuertemente atraída al núcleo que en el I^- . Esta situación hace que la nube electrónica del I^- sea mucho más fácil de deformarse ante la cercanía de otra carga: a esta deformación se le conoce como *polarización*. Decimos entonces que el I^- es una especie *muy polarizable*. En el F^- en cambio, debido a la mayor fuerza con la que el núcleo sujeta a la nube electrónica, no sufre fácilmente polarización al acercársele alguna carga de signo opuesto: es *poco polarizable*.

Esta propiedad de polarizabilidad ha sido asociada con la idea mecánica de la tendencia o resistencia a la deformación, es decir a la dureza (o blandura). Así, al fluoruro se le ha llamado una base “*dura*”, mientras que al yoduro se le ha llamado una base “*blanda*”.

Si de las millones de posibles combinaciones entre ácidos y bases de las que hablamos al principio nos limitamos a las que forman los cationes metálicos con estas dos bases con propiedades tan distintas, encontraremos que en los mismos yacimientos minerales ya se percibe una cierta “preferencia”. El fluoruro se encuentra combinado en los minerales con cationes con los que el yoduro jamás se encuentra y, por el contrario, el yoduro forma minerales con cationes con los que nunca hayamos combinado al fluoruro. Como consecuencia de esta marcada “preferencia”, se decidió llamar “duros” a los ácidos que se combinan preferentemente con las bases duras y “blandos” a los que prefieren combinarse con las bases blandas.

Puede fácilmente observarse que los ácidos duros y los ácidos blandos ocupan distintas zonas de la tabla periódica. Sin embargo, hay un número importante de cationes metálicos que se resisten a ser catalogados en sólo una de estas dos categorías, ya que fácilmente pueden combinarse con ambos tipos de bases. Es

interesante notar que también estos ácidos, de naturaleza “intermedia” se encuentran cercanos entre sí en la tabla periódica.

Objetivo:

Conocer y experimentar el principio de ácidos y bases duros y blandos, desarrollado a finales de los años 60 por Pearson.

Materiales

18 tubos de ensayo
Pipetas de 1 mL
1 Gradilla

Reactivos

Litio (Li^+), 1 M
Estroncio (Sr^{+2}), 1 M
Plata (Ag^+), 1 M
Niquel (Ni^{+2}), 10%
Plomo (Pb^{+2}), 1 M
Mercurio (Hg^{+2}), 10 %
Magnesio (Mg^{+2}), 1M
Bario (Ba^{2+}), 1M
Yoduro de sodio (NaI), 5 %
Fluoruro de sodio (NaF), 10 %
Hidróxido de sodio (NaOH), 0.15 %
Cloruro de sodio (NaCl), 0,1 M
Sulfuro de sodio (NaS), 10 %

Procedimiento:

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

- Agregar 1 mL de cada una de las disoluciones de los cationes de prueba (ver tabla 1) en un tubo de ensayo, y a cada uno, añádale 1 mL de la disolución de F^- . Anote sus observaciones
- Repita el punto anterior, pero en esta ocasión añada la solución de ion I^- , observe.
- Con este sencillo experimento, clasifique estos ocho ácidos como duros, blandos o intermedios, de acuerdo a lo observado en la tabla 1.

	Li^+	Mg^{+2}	Sr^{+2}	Ba^{2+}	Ni^{+2}	Pb^{+2}	Ag^+	Hg^{+2}
Rxn con F^-								
Rxn con I^-								
Clasificación								

Tabla 1

- Ahora vamos a corroborar el comportamiento de estos ácidos frente a otra base: el S^{2-} . ¿Es el sulfuro una base muy polarizable? ¿Será una base dura o blanda?
- d) A los siguientes cationes, añada ahora 1 mL de sulfuro de sodio y anote sus observaciones:

	Mg^{+2}	Ni^{+2}	Pb^{+2}	Ag^+	Hg^{+2}
Rxn con S^{2-}					

Tabla 2

Con ayuda de papel indicador mida el pH de la solución de sulfuro de sodio _____, químicamente se puede predecir este valor de pH?, o explique por medio de ecuaciones por qué este valor?

- e) A la misma serie de cationes de prueba, añada ahora NaOH

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

Tabla 3

Preguntas:

1. ¿Qué es un súper ácido?
2. ¿Que ácidos inorgánicos y orgánicos están involucrados en la biología humana en tejidos como, sanguíneo, muscular, y aparatos como el digestivo?
3. ¿Qué otra base se encuentra presente en la disolución de S?; Comparada con el S²⁻, ¿esta base es más o menos polarizable? , Basándose en su polarizabilidad, ¿esta base es dura o blanda?

Tratamiento de residuos:

- Los residuos de halogenuros inorgánicos líquidos y reactivos sensibles a la hidrólisis se agitan siempre campana de extracción en agua de hielo y se deja en reposo durante una noche y luego se neutraliza con solución de hidróxido de sodio. O estas soluciones pueden utilizarse como fuentes de cationes para marchas analíticas en la asignatura Química Analítica.
- Bases (Hidróxidos): Al término de la práctica, todos los residuos que sean hidróxidos que se hayan generado deben ser colectados en su contenedor correspondiente. El tratamiento se proporcionará diluyendo éstos residuos con agua de la llave, para después neutralizar con ácido sulfúrico 10% en peso hasta alcanzar un pH entre 5 y 7. Con esto está listo para verter en la alcantarilla. Peligro: Calor y vapores son generados durante este procedimiento. Realizar este procedimiento en una campana de vapores con el apropiado equipo de protección personal. Varias quemaduras podrían resultar si se utiliza inapropiadamente el equipo de protección personal.

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

SÍNTESIS DE LOS IONES MANGANATO Y FERRATO

Práctica N.º 7

Introducción

El manganato de potasio es un compuesto químico de estructura cristalina rómbico, además es higroscópico, corrosivo y estable en condiciones ambientales secas, su fórmula es K_2MnO_4 . Esta sal de color verde oscuro casi negro (Ver Figura 3. Ion manganato) es un intermedio en la síntesis industrial del permanganato de potasio, un producto químico común. Tiene su principal uso en la industria textil así como en el tratamiento de aguas residuales y el control de olores y bacterias.

Los permanganatos son las sales del ácido permangánico o permanganésico, de fórmula $HMnO_4$. Se trata de sustancias de un intenso color violeta y alto poder oxidante que contienen el anión MnO_4^- y por lo tanto el manganeso en su mayor estado de oxidación, 7+. Calentando permanganato en disolución alcalina se libera oxígeno elemental y se forma el anión manganato, MnO_4^{2-} , de color verde.

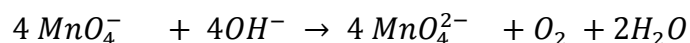


Figura 3. Ion manganato

Ion ferrato (Ver figura 4. Ion ferrato) es una especie altamente oxidativa, a pesar de su alto poder oxidante, su aplicación ha estado limitada por su alto costo. Tiene excelentes propiedades desinfectantes, tiene una ventaja adicional de eliminar metales pesados, virus y fosfatos.

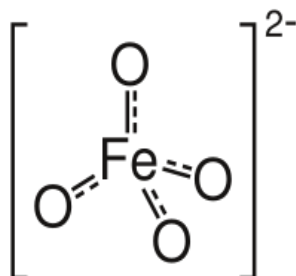


Figura 4. Ion ferrato

Objetivo

Obtener los compuestos que contienen los iones manganato, MnO_4^{2-} y el ion ferrato, FeO_4^{2-} , los que solo se pueden obtener en condiciones fuertemente alcalinas. Se examinará por tanto la estabilidad de estos iones en condiciones de pH neutro y ácido.

Materiales

6 tubos de ensayo grande
 2 vasos de precipitados de 100 ml
 Vidrio de reloj
 Pipeta graduada de 1 y 2 ml
 Goteros
 Mechero
 Papel tornasol
 Espátulas
 Etiquetas o cinta para rotular

Reactivos

Permanganato de potasio (KMnO_4),
 0,1 M
 Hipoclorito de sodio (NaClO), 0,7 M
 (límpido)
 Cloruro de hierro (III) (FeCl_3) 0,3 M
 Sulfato de hierro (II) (FeSO_4),
 Hidróxido de sodio sólido (NaOH)
 óxido de manganeso comercial
 (MnO_2)
 Clorato de potasio (KClO_3) o nitrato
 de potasio (KNO_3) (sol.)
 Acido sulfúrico concentrado (H_2SO_4)

Procedimiento

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

1. Obtención del Manganato de Sodio, Na_2MnO_4

- a) Deposite en un tubo de ensayo grande 1 mL de permanganato de potasio al 0,1 M y 2 g de NaOH , agite suavemente hasta que la solución se torne verde puro. Suministre calentamiento con ayuda Del baño maría, teniendo

precaución de sobre calentamiento, cuando la solución tome una coloración verde oscuro y sea estable.

- b) En un tubo de ensayo deposite un poco del producto obtenido y disuélvalo en 3º 4 gotas de agua del grifo. Observe el color de la solución. Adicione más agua, observe.
- c) Con precaución añada gota a gota una solución de ácido sulfúrico concentrado al tubo de ensayo y observe lo que ocurre. Después de cada adición agite muy bien el tubo de ensayo. Compruebe el pH del medio con papel indicador.

2. Obtención del compuesto Ferrato de Sodio, Na_2FeO_4 .

- a) Coloque en la gradilla en forma consecutiva tres tubos de ensayo grande y Rotule el primero como Fe^{2+} , el segundo como Fe^{3+} y el tercero como FeO_4^{2-} .
- b) Adicione al primer tubo un poco de la solución de sulfato ferroso; al segundo un poco de la solución de cloruro férrico, FeCl_3 .
- c) Al tercer tubo de ensayo agregue 5 mL de la solución de hipoclorito de sodio y 2,0 g de NaOH sólido. Disuelva muy bien: Luego añada unas 4 o 5 gotas de la solución de cloruro férrico, FeCl_3 . Observe muy bien lo ocurrido cuando adiciona el Ion férrico y después de varios segundos. Un color rojo púrpura indica que se ha formado el ion ferrato.
- d) Retire con un gotero un poco de la solución y agréguela en un tubo de ensayo. Acidule con el Ácido sulfúrico, adicionando gota a gota. Observe.
- e) Proceda igual que en el paso anterior pero en vez del ácido adicione gota a gota solución del ion ferroso, Fe^{2+} .

Preguntas:

1. Escriba las reacciones que se llevaron a cabo en la práctica
2. Investigue los principales usos del Manganeseo y su obtención a nivel industrial.
3. Describa los usos industriales de los iones manganato y ferrato.

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

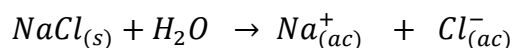
**MEDIDA DE LA RESISTENCIA DE LAS SOLUCIONES Y RECONOCIMIENTO
DE ALGUNOS CATIONES Y ANIONES**

Práctica N° 8

Introducción:

Un electrólito es cualquier sustancia que contiene iones libres, los que se comportan como un medio conductor eléctrico. Debido a que generalmente consisten en iones en solución, los electrólitos también son conocidos como soluciones iónicas, pero también son posibles electrolitos fundidos y electrolitos sólidos.

Comúnmente, los electrolitos existen como soluciones de ácidos, bases o sales. Más aún, algunos gases pueden comportarse como electrolitos bajo condiciones de alta temperatura o baja presión. Las soluciones de electrolitos pueden resultar de la disolución de algunos polímeros biológicos (por ejemplo, ADN, polipéptidos) o sintéticos (por ejemplo, poliestirensulfonato, en cuyo caso se denominan polielectrolito) y contienen múltiples centros cargados. Las soluciones de electrolitos se forman normalmente cuando una sal se coloca en un solvente tal como el agua, y los componentes individuales se disocian debido a las interacciones entre las moléculas del solvente y el soluto, en un proceso denominado solvatación (Ver Figura 5. Solvatación). Por ejemplo, cuando la sal común, NaCl se coloca en agua, sucede la siguiente reacción:



También es posible que las sustancias reaccionen con el agua cuando se les agrega a ella, produciendo iones. Por ejemplo, el dióxido de carbono reacciona con agua para producir una solución que contiene iones hidronio, bicarbonato y carbonato.

En términos simples, el electrolito es un material que se disuelve completa o parcialmente en agua para producir una solución que conduce una corriente eléctrica.

Las sales fundidas también pueden ser electrólitos. Por ejemplo, cuando el cloruro de sodio se funde, el líquido conduce la electricidad.

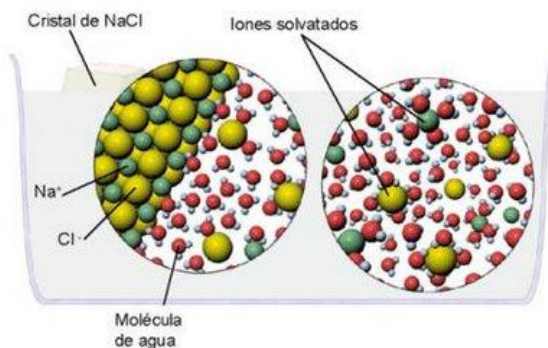


Figura 5. Solvatación

Objetivo:

Clasificar las soluciones de acuerdo a la resistencia que cada una ofrezca al paso de la corriente eléctrica, lo que permitirá clasificar en electrolitos fuerte, moderados, débiles, muy débiles, etc.

Estudio cualitativo de aniones y cationes.

Materiales Y Equipos

Multímetro
 Circuito de conductividad
 4 Vaso precipitados 250 mL
 6 Tubos Ensayo grandes
 1 Pipeta 5 mL
 1 Espatula
 1 Gradilla
 Papel tornasol

Reactivos

Soluciones de nitratos
 Ag^+ , Pb^{+2} , Zn^{+2} , Al^{+3} , Mg^{+2} , y Cd^{+2}
 Tioacetamida
 Acido clorhídrico (HCl), 0,1 M Y 3 M
 Hidróxido de sodio (NaOH), 0,1M, 2M, 10M
 Acido acético (CH_3COOH) 0,1M
 Acido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$), 0,1 M
 Amoníaco (NH_3) 0,1 M
 Cloruro de sodio (NaCl), solido 1 M
 0,1 M
 Sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), 0,1 M
 Fenol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$), 0,1 M
 Acido fosfórico (H_3PO_4), 0,1 M
 Acido bórico (H_3BO_3), 0,1 M
 Acido nítrico (HNO_3), 2 M
 Cromato de potasio (K_2CrO_4), 1M
 Bifosfato sódico (NaHPO_4), 1M

Procedimiento

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

1. Estudio de la conductividad de las soluciones

a. Inserte los electrodos de grafito en la solución que se encuentra en el vaso de 250mL donde se han depositado unos 200 mL de la solución a ensayar.

Nota 1: debe tener en cuenta las siguientes precauciones.

- Tenga cuidado y no se exponga a un choque eléctrico.
- Sumerja siempre los electrodos hasta la misma parte.
- La distancia entre los electrodos debe ser siempre la misma.

b. Recoja la información que se solicita en la tabla 8.1.

El tipo de electrolito lo va a clasificar en forma cualitativa, con palabras como: fuertes, intermedios, débiles, muy débiles según lo observado.

Nota 2: La resistencia se va a calcular, en todos los casos, según la ley de Ohm que se expresa en la siguiente forma:

$V(\text{voltios}) = I(\text{Amperios}) \times R(\text{ohmios})$; por lo tanto $R = V/I$ y la Conductividad es el inverso de la resistencia, y su unidad es S, llamada Siemens.

Solución [0,1 M]	Orden de la K_{eq}	Tipo de Electrolito	Resistencia (Ω)	Conductancia (S)	Fórmula del compuesto
Acido Clorhídrico	Infinita				
Hidróxido de Sodio	Infinita				
Acido Cítrico	10^{-3}				
Acido Acético	10^{-5}				
Fenol	10^{-10}				
Agua	10^{-14}				
Amoniaco	10^{-5}				
Acido Fosfórico	10^{-2}				
Sacarosa	?				
Acido Bórico	5.9×10^{-10}				
Cloruro de Sodio	Infinita				

Tabla 8.1

2. Análisis Cualitativo de Algunos Iones. (Se recomienda consultar libros y manuales de análisis cualitativo).

- a. A 2 mL de Ag^+ agregue 2 gotas de solución NaCl 1 M. Observe el color del precipitado formado que corresponde a la sal azul. Adicione 2 mL de solución de amoníaco a este precipitado. Observe y registre de forma escrita lo ocurrido. Añada 5 mL de HNO_3 2M. Observe y registre de forma escrita lo observado nuevamente. Escriba las reacciones.
- b. A 5 mL de solución de Pb^{+2} agregue 1 mL de HCl 3M. Decante, es decir, separe el precipitado eliminando el líquido sobrenadante. Adicione 10 mL de agua caliente al precipitado y, a la solución formada agregue 2 mL de K_2CrO_4 . El precipitado es de cromato de plomo. ¿que indica este ensayo acerca de la solubilidad del cloruro de plomo? Escriba las reacciones correspondientes.
- c. A 2 mL de las soluciones Zn^{+2} , Al^{+3} , Mg^{+2} y Cd^{+2} colocadas en tubos de ensayo separados agregue algunas gotas de NaOH 2 M. Observe y registre de forma escrita lo ocurrido. Adicione 2 mL de NaOH 10 M a cada uno de los precipitados. ¿Cuál de estos hidróxidos es anfótero? Escriba las reacciones.
- d. A 2 mL de cada una de las siguientes soluciones Zn^{+2} , Al^{+3} , Mg^{+2} y Cd^{+2} colocadas en tubos de ensayo separados agregue 1 gota de solución acuosa de amoníaco (1:1). Observe y registre de forma escrita lo ocurrido. Añada 5 mL de la misma solución amoniacal a cada precipitado. ¿Cuál de estos iones forma complejos con el amoníaco? Escriba las reacciones.
- e. A 5 mL de Mg^{+2} agregue 2 mL de HCl 3M. Adicione solución acuosa de amoníaco (1:1) hasta que la solución resultante sea básica al papel tornasol. Agregue 2 mL de NaHPO_4 . El precipitado cristalino blanco es MgNH_4PO_4 . escriba las reacciones ocurridas que dan origen a los iones NH_4^{+} y PO_4^{-3} .
- f. Agregue 5 mL de H_2S a 5 mL de Zn^{+2} y Cd^{+2} en tubos de ensayo separados. Adicione el equivalente a una sexta parte de una cucharadita de NaCl sólido a cada tubo y caliente ligeramente. Los precipitados corresponden al sulfuro del correspondiente metal. Los sulfuros de metal tienden a formar coloides; explique el propósito de emplear NaCl . Escriba las reacciones.
- g. Repita la parte anterior con la siguiente modificación: agregue 1 mL de HCl 3M antes de la adición de H_2S . ¿Cual es el efecto de la acidez en la precipitación de estos sulfuros? Escriba las reacciones ocurridas. [$K_{ps}(\text{ZnS}) = 1,2 \times 10^{-23}$ y $K_{ps}(\text{CdS}) = 3,6 \times 10^{-29}$].

- h. Las soluciones estudiadas son nitratos (NO_3^-), ¿Cómo se puede verificar a nivel del laboratorio la presencia de estos iones? Consulte la prueba de forma cualitativa y realícela en el laboratorio.
- i. ¿Cómo puede comprobarse la presencia de Cl^- cloruros, OH^- hidróxidos, y PO_4^{3-} fosfatos? Escriba las reacciones asociadas a dicho proceso de identificación.

Preguntas:

1. ¿Como se hace para identificar cualitativamente aniones y cationes?
2. ¿Que aplicación tiene los iones?, ¿Qué importancia tiene para nuestro cuerpo?
3. A que se refiere la carga nuclear efectiva.

Tratamiento de los residuos

Evitar la contaminación de las sustancias utilizadas para ser reutilizadas en prácticas posteriores.

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

ESTADOS COMUNES DE OXIDACIÓN DEL HIERRO

Práctica N° 9

e

Introducción

El **hierro** o **fierro** (Ver Figura 6. Hierro) es un elemento químico de número atómico 26 situado en el grupo 8, periodo 4 de la tabla periódica de los elementos. Su símbolo es **Fe** (del latín *fĕrrum*) y tiene una masa atómica de 55,6 u.m.a.s

Este metal de transición es el cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre, representando un 5% y, entre los metales, sólo el aluminio es más abundante. El núcleo de la Tierra está formado principalmente por hierro y níquel, generando al moverse un campo magnético. Ha sido históricamente muy importante, y un período de la historia recibe el nombre de Edad de Hierro. En cosmología, es un metal muy especial, pues es el metal más pesado que puede producir la fusión en el núcleo de estrellas masivas.

Los estados de oxidación más comunes son +2 y +3. Los óxidos de hierro más conocidos son el óxido de hierro (II) (FeO), el óxido de hierro (III), Fe₂O₃, y el óxido mixto Fe₃O₄. Forma asimismo numerosas sales y complejos en estos estados de oxidación. El hexacianoferrato (II) de hierro (III), usado en pinturas, se ha denominado *azul de Prusia* o *azul de Turnbull*; se pensaba que eran sustancias diferentes. Se conocen compuestos en el estado de oxidación +4, +5 y +6, pero son poco comunes, y en el caso del +5, no está bien caracterizado. El ferrato de potasio (K₂FeO₄), en el que el hierro está en estado de oxidación +6, se emplea como oxidante. El estado de oxidación +4 se encuentra en unos pocos compuestos y también en algunos procesos enzimáticos.



Figura 6. Hierro

Objetivo:

Preparar las soluciones a emplear en la práctica y observar las reacciones químicas del hierro y sus estados de oxidación.

Materiales

2 vasos de precipitados de 50 mL
12 tubos de ensayo grandes
Embudo pequeño
5 goteros
Esponja de brillo

Reactivos

Lana de acero (Bombril) Traerlo, por favor
Solución de ferrocianuro de potasio, ($K_4[Fe(CN)_6]$)
Solución de ferricianuro de potasio, ($K_3[Fe(CN)_6]$)
Solución de sulfocianuro de potasio, (KSCN) (o Tiocianato de potasio)
Agua amoniacal 10%
Soln de peróxido de hidrógeno, (H_2O_2), 10%
Acido sulfúrico (H_2SO_4), 3 M
Hidróxido de sodio (NaOH), 2 M

Procedimiento

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

1. Preparar los iones Fe^{2+} y Fe^{3+}

- Introducir en el fondo de un tubo de ensayo, uno o dos hilos esponja de brillo de lana de acero y adicionarle 3 mL de ácido sulfúrico.
- Filtrar la solución con el embudo. Observe el color de la solución. Esta solución contiene Fe^{2+} .
- Agregar 20 mL de agua y agitar. Dividir el contenido en partes iguales en dos tubos de ensayo.
- A uno de los tubos anteriores agregar 2 o 3 gotas de peróxido de hidrógeno. Observe lo que ocurre y el nuevo color de la solución. Esta solución contiene Fe^{3+} .
- Reparta las soluciones de cada tubo, en 5 tubos de ensayo aproximadamente con 2 mL rotúlelos.

2. Reacciones de los iones de Fe^{2+} y Fe^{3+} . (Realice las pruebas con un tubo de Fe^{2+} y con uno de Fe^{3+} , diferentes tubos para cada caso)

- Agregar a cada uno de los tubos 2 gotas de solución de NaOH y observe el color. Luego agregue 2 más.
- A otros 2 tubos agregar 2 gotas de agua amoniacal y observe el color. Luego agregue de 5 a 10 gotas.
- A otros 2 tubos adicione 2 gotas de ferrocianuro de potasio, $K_4[Fe(CN)_6]$.
- A otros 2 tubos adicione 2 gotas de ferricianuro de potasio, $K_3[Fe(CN)_6]$.
- A los últimos 2 adicione 2 gotas de tiocianato de potasio, KSCN.

Preguntas:

1. Escriba las ecuaciones de todas las reacciones, sus observaciones y conclusiones.
2. investigue los usos industriales del Hierro.
3. ¿Como se da la extracción de hierro, donde son los principales yacimientos en Colombia y en el mundo?

Tratamientos de residuos:

Óxidos de hierro: recolectar los óxidos de hierro, adicionar ácido cítrico y bicarbonato de sodio para neutralizar.

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

FORMACIÓN Y OBSERVACIÓN DE COMPLEJOS

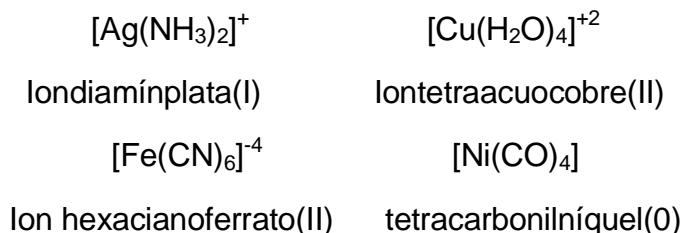
Práctica N° 10

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

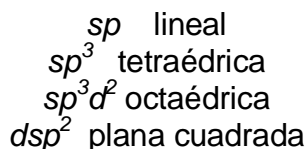
Por otro lado se han conocido desde hace unos tres siglos un grupo de compuestos, muchos de ellos coloreados y principalmente de los metales de transición, que se forman a partir de moléculas preformadas. Debido a su dificultad para explicarlos se les dio el nombre de *complejos*. Sólo a finales del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

Siguiendo los lineamientos de la Teoría de Enlace de Valencia estos compuestos se explican por moléculas que tienen pares electrónicos (bases de Lewis), que coordinan con orbitales vacíos existentes en los elementos metálicos (ácidos de Lewis).

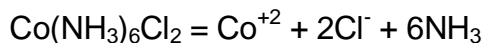
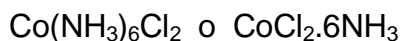
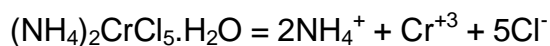
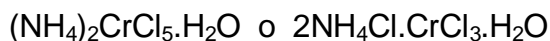
La mayoría de los iones de los átomos metálicos aceptan entre 2 y 12 especies ricas en electrones, que se van a denominar **ligandos**. El número de especies que el ion metálico acepta se denomina **número de coordinación** y los más comunes son 2, 4 y 6. Ejemplos:



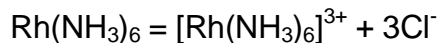
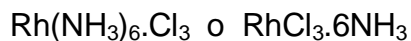
Estos compuestos presentan propiedades de isomería, lo cual tiene una estrecha relación con su disposición espacial, siendo las geometrías más comunes las lineales, tetraédricas, planas cuadradas y octaédricas. La teoría de enlace de valencia explica la geometría a través del concepto de hibridación, así:



Es necesario comprender dos conceptos muy ligados como son las llamadas *sales dobles* o complejos normales o de coordinación externa y los *complejos de penetración*. Los primeros se caracterizan porque al ser disueltos en un solvente apropiado, presentan las propiedades físicas y químicas de cada componente, ion o molécula, combinados. Por ejemplo:



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



En este laboratorio vamos a estudiar algunos complejos y observar fundamentalmente su color, que es muy útil para su identificación en la química analítica cualitativa.

Materiales

10 tubos de ensayo pequeños
 2 vasos de precipitados de 100 mL
 2 pipetas graduadas de 5 mL

Solución de nitrato de los cationes empleados en análisis cualitativo (hierro (II), cobalto (II), níquel (II), cromo (III), cobre (II), cinc (II), aluminio (III)).

Acido clorhídrico (HCl) 2 M

Ferrocianuro de potasio ($\text{C}_6\text{FeK}_4\text{N}_6 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$)

Peróxido de hidrógeno (H_2O_2)

Sulfocianuro de potasio (KSCN)

Tiocianato de potasio o de amonio saturado Alcohol amílico

Amoniaco (NH_3)

Hidróxido de sodio (NaOH)

Solución amoniacal de la dimetilglioxima

Reactivos**Procedimiento**

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

1. En uno de los tubos de ensayo deposite 1 mL de la solución de hierro, en otro 1 mL de la solución de cobalto, en otro cromo, de la misma manera proceda con el cobre, cinc y el aluminio. Obsérvelas y anote sus colores.

Escriba la configuración electrónica de cada elemento teniendo en cuenta sus estados de oxidación:

Fe:

Co:

Ni:

Cr:

Zn:

Cu:

Al:

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

2. Pruebas para el hierro:

a) En un tubo vacío deposite de 1 a 2 mL poco de la solución de hierro (II) y adiciónale 5 gotas de HCl 2 M y otras de ferrocianuro de potasio.

Reacción:

b) En otro tubo con nueva solución agregue 5 gotas de HCl 2 M y otras de peróxido de hidrógeno y luego un poco de sulfocianuro de potasio o de amonio.

Reacción:

c) Proceda de manera similar a la anterior pero en vez de sulfocianuro agregue ferrocianuro de potasio.

Reacción:

3. Pruebas para el cobalto:

a) Moje un pedazo de algodón con la solución de cobalto, observar un cambio en el color del algodón e introdúzcala en la estufa y caliente hasta 110 °C.

Reacción:

b) Deposite en un tubo 0,5 mL de la solución de cobalto y agregue 5 gotas tiocianato de potasio o de amonio saturado y 1 mL de alcohol amílico.

Reacción:

c) A un mL de la solución adicione 3 gotas de amoniac. Observe.

Reacción:

Al mismo tubo agregue más amoniac hasta que todo el precipitado disuelva.

Reacción:

En un vaso de precipitados deposite la solución y déjela expuesta al aire durante 10 minutos.

Reacción:

4. Pruebas para el zinc: a un tubo de ensayo deposite 2 mL de la solución y adicione gota a gota NaOH. Observe si hay formación de precipitado. Adicione más NaOH y observe lo que ocurre con el precipitado.

5. Pruebas para el aluminio: Proceda en forma similar al procedimiento hecho para el Zn.

6. Pruebas para el níquel:

a) Tome 5 gotas de la solución de níquel y agréguele 2 o 3 gotas de la solución amoniacal de la dimetilglioxima.

Reacción:

b) A un poco de la solución de níquel agregue gota a gota solución de amoniaco y observe el precipitado.

Reacción:

Adicione más amoniaco hasta que disuelva el precipitado.

Reacción:

7. Pruebas para el cromo:

Adicione un mL de la solución de cromo y adiciónale 5 gotas de la solución de amoniaco.

Reacción:

8. Pruebas para el cobre

A un mL de la solución de cobre adiciónale 5 gotas de amoniaco. Observe los cambios de color.

Reacción:

Preguntas

1. Investigue los usos de los agentes quelantes. Cuales son los más importantes.
2. realice todas las reacciones químicas correspondientes.

NOTA: Para entender la química de los elementos y las reacciones solicitadas puede consultar cualquier texto de análisis químico cualitativo.

Tratamiento de Residuos

En esta práctica se manejan cantidades pequeñas por lo que para el vertimiento los residuos se diluyen en agua.

Universidad Tecnológica de Pereira
Programa de Tecnología Química
Química Inorgánica

**DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE COORDINACIÓN DE UN
COMPLEJO**

Práctica No. 11

En una práctica anterior se observó la formación y las características de los compuestos de coordinación. Se ha venido insistiendo en los números de coordinación más usuales: 2, 4 y 6. El objetivo que se persigue en esta práctica es determinar el número de coordinación del complejo amoniacal del cobre y el empleo de una técnica importante para el análisis químico cuando las sustancias son coloreadas, como en este caso.

Materiales

Espectrofotómetro visible con dos celdas
2 vasos de 250 mL
1 pipeta volumétrica de 10 mL
1 bureta de 25 mL
1 pinza para bureta
1 soporte
1 varilla agitadora

Reactivos

Solución de sulfato de cobre (CuSO_4), 0,1 M de
Nitrato de amonio sólido (NH_4NO_3)
Solución de amoníaco (NH_3) 0,1 M de amoníaco

Actividades Preliminares

Encienda el espectrofotómetro y déjelo calentar por lo menos 5 minutos.

En un vaso disuelva 10 gramos de nitrato de amonio, NH_4NO_3 , en 75 mL de agua. Haga el respectivo montaje de titulación (Ver Figura 12. Titulación). Llene la bureta hasta la marca con la solución de amoníaco 0,1 M.

Estandarización del equipo

1. Con el control de longitud de onda coloque 600 nm.
2. Con el portacelda vacío y cerrado, usando el dispositivo adecuado, lleve la transmitancia a cero.

3. En un tubo o celda del equipo coloque unos pocos mililitros de solución de nitrato de amonio e inserte el tubo en el portacelda, ciérrelo y con el botón adecuado llévelo a una lectura de 100% de transmitancia. Devuelva la solución al vaso.

Procedimiento:

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

- a) Añada al vaso con la solución de NH_4NO_3 10 mL de solución 0,1 M de CuSO_4 , agite, tome una muestra y mida su transmitancia y anótela.
- b) Añada con la bureta 4 mL de amoniaco, agite. Mida la transmitancia y anótela. Repita el procedimiento hasta que la bureta marque 36 mL.
- c) Llegado a este punto comience a añadir porciones de 2 mL, midiendo después de cada adición y hacerlo hasta que ocurran 3 medidas iguales.
- d) Terminada la titulación lave bien las celdas, limpie el instrumento y apáguelo.

%T	V (mL) NH_3	%T	V (mL) NH_3

Realice un gráfico de %T (eje Y) contra V de NH_3 (eje X).
 Determine el volumen de amoniaco en el punto de inflexión de la gráfica.
 (Emplee en lo posible un programa graficador).

Preguntas

1. Encuentre la relación: $\text{moles } \text{NH}_3 / \text{moles de } \text{Cu}^{2+}$, a partir de los datos obtenidos en las mediciones realizadas.
2. Explique la geometría que puede esperar para este complejo.
3. Si se formara un complejo de $\text{Cu}^+ / \text{NH}_3$, ¿qué número de coordinación esperaría usted en él y cuál sería su geometría?
 Sería este complejo coloreado?

4. ¿Cuál es la función del NaNO_3 en la preparación del complejo?
5. Averigüe qué establece la ley de Beer en espectrofotometría.
(Este experimento es una aplicación de dicha ley).

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

CALOR DE REACCIÓN

Práctica N° 12

Introducción

Para que una reacción se verifique espontáneamente, la energía de los productos debe ser menor que la de los reactantes; es decir, la *variación* de la energía de la reacción debe ser negativa. A esta energía, llamada energía libre de Gibbs, se le asigna el símbolo G. La variación de energía se representa con el símbolo ΔG , este depende de dos factores: el calor desprendido o absorbido y el aumento o disminución del grado de desorden que implica la transformación de los reactantes en productos. La variación de calor se llama *variación de entalpía* y se le asigna el símbolo ΔH y la variación de desorden corresponde a la *variación de entropía*, cuyo símbolo es ΔS . La relación matemática de estas variables es:

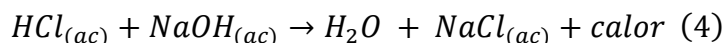
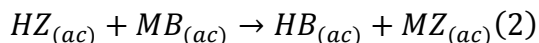
$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \quad (1)$$

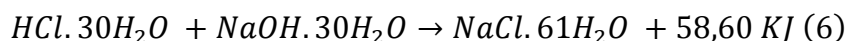
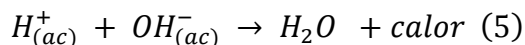
Donde T es la temperatura absoluta o Kelvin.

En esta práctica se medirá la variación de entalpía, ΔH , en dos tipos de reacciones: la neutralización de un ácido con una base y la disolución de una sal.

Neutralización.

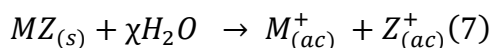
Varias ecuaciones pueden describir el proceso de neutralización. La Ec. (2) es la expresión general de un ácido (HZ), donador de protones (concepto de Brønsted) que reacciona con la porción básica (B) de una molécula MB, para producir HB y la sal MZ. La forma iónica neta de esta reacción, en el caso en el cual tanto el ácido como la base sean fuertes, corresponde a la Ec.(3). Las ecuaciones (4) y (5) son casos específicos para la neutralización de HCl con NaOH. Si se conocen las concentraciones del ácido y de la base, se puede escribir una expresión todavía más específica, que es la Ec. (6). la notación HCL.30H2O significa que una mol de HCl disuelta en 30 moles de agua, que equivale a una concentración de 1.8 moles de HCl por litro de solución.





Calor de disolución

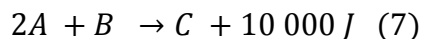
Cuándo un sólido iónico se disuelve en agua, Ec. (7), no se verifica una reacción, es decir, los iones no se transforman en otros. Sin embargo, si se produce un cambio, pues los iones del cristal se separan y son atraídos por las moléculas de agua por medio de atracciones ion-dipolo, enlaces puentes de hidrógeno y otras fuerzas.



Muchas sales tienen un calor de disolución positivo; es decir el sistema absorbe calor y la solución se enfría al disolverse la sal. Son también espontáneas, por lo que ΔG debe ser negativa. En la Ec (1) se puede ver que, si ΔH es positivo, ΔS debe tener un valor positivo relativamente alto para que ΔG sea negativa. El valor positivo de ΔH indica que se debe suministrar más calor para separar los iones, que el que se desprende cuando dichos iones se hidratan.

La cantidad de calor desprendido por una reacción depende de la cantidad de reactantes presentes; por consiguiente se trata de una propiedad extensiva. Es conveniente convertirla en una propiedad intensiva, para lo cual se debe expresar como cantidad de calor por mol de reactante. Una propiedad intensiva es aquella que no depende de la cantidad total de reactantes presentes.

Ejemplo: Supóngase que dos moles de A reaccionan con 1 mol de B para formar 1 mol de C y 10.000 julios, de acuerdo con



Para esta reacción exotérmica, $\Delta H = -10.000 \text{ J}$. Expresado como julios por mol de reactante,

$$\Delta H = \frac{-10\,000 \text{ J}}{2} = -5000 \frac{\text{J}}{\text{mol}} A \quad 2 \text{ moles } A$$

$$H = \frac{-10\,000 \text{ J}}{1} = -10\,000 \frac{\text{J}}{\text{mol}} B \quad 1 \text{ mol } B$$

Materiales

2 probetas 50 mL
Vidrio reloj
3 vasos de 50 mL
1 espátula
1 termómetro 100 MI

Reactivos

Acido clorhídrico (HCl), 1,8M
Hidróxido de sodio (NaOH), 1,8M
Cloruro de calcio (CaCl_2) (solido)
Sulfato de cobre (CuSO_4) (solido)
Cloruro de amonio (NH_4Cl) ó cloruro de sodio (NaCl) (solido)
Acetato de sodio (CH_3COONa) (solido)

Traer el material para la construcción del calorímetro:
2 vaso con tapa de icopor

Procedimiento

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

Constrúyase el calorímetro tal como se muestra en la figura 7.

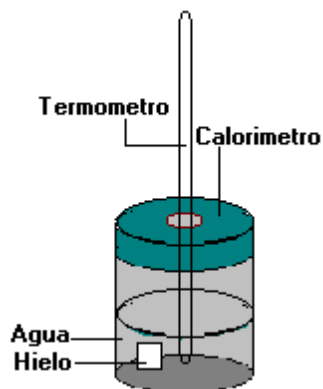


Figura 7. Calorímetro

- a) Introdúzcanse exactamente 30 mL de HCl 1,8M en el calorímetro, lea y registre la temperatura; en otro recipiente la misma cantidad 30 mL de NaOH 1,8 M y lea y registre la temperatura después agregue todo el NaOH al calorímetro el cual contiene el HCl, mezcle ambas reactivos por medio de agitación con el termómetro; observe detenidamente el ascenso de la temperatura y registre esta temperatura máxima.

- b) Este procedimiento se debe realizar por separada para cada uno de los sólidos propuestos. Tome aproximadamente 30 mL de agua destilada, la cual debe encontrarse a temperatura ambiente e introduzca dentro del calorímetro, recuerde que este debe estar completamente limpio y seco y mida y registre la temperatura del agua; pese 3 g del sólido a trabajar y añádalo al agua destilada lo más rápido posible teniendo cuidado de no perder sólido, recuerde que la solución debe quedar al 10 %; agitar vigorosamente para lograr que este se disuelva en el menor tiempo posible registre la temperatura máxima (exotérmico) o mínima (endotérmico) alcanzada durante el proceso de disolución.

Repetir el mismo procedimiento para cada uno de los sólidos que se proponen en los reactivos de la práctica

Preguntas

1. Calcule el calor de reacción para el proceso o neutralización ácido base (HCl/NaOH).
2. Calcule el calor de disolución para cada uno de los sólidos utilizados, utilice las tablas termodinámicas de entalpías, entropías y de energía libre de los compuestos que se trabajaron en la práctica para calcular estos calores.
3. Por regla general, los calores de disolución se reportan en la unidad de energía usada por **mol**. Si el calor de disolución del Li_2O es 4,31KJ/g y el del NdCl_3 es 0,144 Kcal/g, calcúlese los respectivos calores de disolución Kcal/mol y en KJ/mol. Esquematice el proceso con las respectivas ecuaciones.

Universidad Tecnológica de Pereira
Escuela de Química
Química Inorgánica

PREPARACIÓN DE LA SAL DE MOHR

Práctica N° 13

Introducción

La **sal de Mohr** o también llamada sulfato ferroso amónico o sulfato de hierro (II) y amonio hexahidratado es una sal doble que se sintetiza a partir del sulfato de hierro (II) heptahidratado ($\text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) y sulfato de amonio en partes equivalentes. El rendimiento de esta reacción suele ser de un 90%. Es muy estable frente al oxígeno atmosférico y cristaliza en forma hexahidratada en monoclinico. Sólo existe en estado sólido y se forma por cristalización de la mezcla de los sulfatos correspondientes debido a que esta es más insoluble que los sulfatos por separado (Ver Figura 8.Sal de Mohr).

Es muy útil en la preparación de patrones para medidas de ferromagnetismo y también para valorante en análisis de suelos y agua en la agricultura.

El sulfato ferroso amónico se presenta en forma de cristales monoclinicos de color verdoso, cuya densidad es de 1.813 g/mL.

Este compuesto es un tipo característico de Eschonitas, un tipo de sulfato doble formado por $[\text{M}']_2 [\text{M}''](\text{SO}_4)_2$, donde M' es un metal monovalente y M'' es un metal divalente.

Su síntesis se realiza en medio ácido, de lo contrario el hierro se oxida a Fe^{3+} con el oxígeno del aire. Además se le añade un clavo para así estabilizar la especie Fe (II).



Figura 7. Sal de Mohr

Objetivo:

Preparar la sal de Mohr y analizar su contenido de hierro por valoración.

Materiales

3 Erlenmeyer de 125 mL
 1 Probeta
 2 Embudos de tallo largo
 3 Beaker de 100 mL
 2 Aros
 2 Varillas agitadoras
 Espátula
 Cristalizador
 1 bureta 25 mL
 Papel filtro

Reactivos

Acido sulfúrico (H_2SO_4) [concentrado]
 Acido sulfúrico (H_2SO_4), 1 M
 Hierro metálico (clips)
 Carbonato de amonio ($(NH_4)_2CO_3$)
 Permanganato de potasio ($KMnO_4$),
 0,020 M

Procedimiento

¡Póngase las gafas de seguridad y úselas durante toda la práctica!

1. Preparación de la sal de Mohr:

- a) Mezcle en un Erlenmeyer 50 mL de agua y 10 mL de ácido sulfúrico concentrado. Adicione sobre el agua poco a poco, resbalando por las paredes y agitando. Enfríe con agua el Erlenmeyer.
- b) Divida la mezcla anterior en dos partes:
 - Una se coloca en un Erlenmeyer de 125 mL con 2,5 g de hierro metálico (clips) hasta que cese el desprendimiento de hidrógeno (calentando suavemente si es necesario).
 - La otra parte se neutraliza en caliente en un Erlenmeyer añadiéndole lentamente 6 g de carbonato de amonio pulverizado.
- c) Filtre ambas soluciones por separado, con previa adición de ácido sulfúrico 1 M a través del papel filtro. Para humectar.
- d) Mezcle inmediatamente y agite hasta que se enfríe.
- e) Concentre hasta unos 30 mL y deje cristalizar enfriando en hielo.
- f) Filtre por gravedad y lave los cristales con un poco de agua
- g) Seque los cristales obtenidos en papel filtro.

2. Valoración del hierro en la sal de Mohr (Ver Figura 12.):

- a) Tome 1,0 g de la sal de Mohr, disuélvala en 10 ml de agua y 10 ml de ácido sulfúrico 1,0 M.
- b) Valore en caliente con permanganato potásico 0,020 M hasta que una gota de coloración violeta persistente, sin que desaparezca al agitar.
- c) Mida el volumen gastado de permanganato potásico.

Preguntas

1. ¿Cual será el rendimiento en la síntesis de la sal de Mohr?
2. Escriba la ecuación química del proceso de valoración.
3. ¿Cuál es el producto de reducción del KMnO_4 ?

Tratamientos de Residuos

Recolectar la sal de Morh, ya que se puede utilizar para valoración de hierro por fotometría en la asignatura de Análisis Instrumental I.

ANEXO PROCEDIMIENTOS DE LABORATORIO

Figura 9 Decantación:

Es un método mecánico de separación de mezclas heterogéneas, estas pueden estar formadas por un líquido y un sólido, o por dos líquidos.

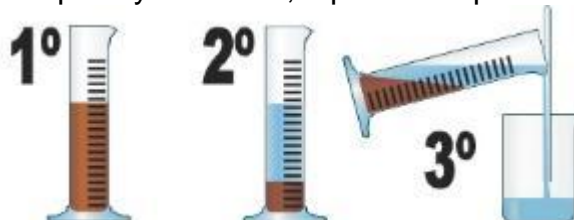


Figura 9. Decantación

Figura 10 Filtración por gravedad:

Se denomina filtración al proceso de separación de sólidos en suspensión en un líquido mediante un medio poroso, que retiene los sólidos y permite el pasaje del líquido.

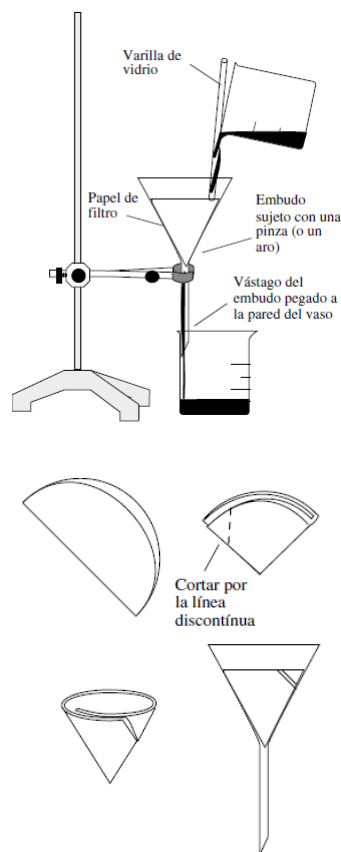


Figura 10. Filtración por gravedad

Figura 11 Destilación simple:

Es un tipo de destilación donde los vapores producidos son inmediatamente canalizados hacia un condensador, el cual los refresca y condensa de modo que el destilado no resulta puro. Su composición será idéntica a la composición de los vapores a la presión y temperatura dados.

La destilación sencilla se usa para separar aquellos líquidos cuyos puntos de ebullición difieren extraordinariamente (en más de 80°C aproximadamente) o para separar líquidos de sólidos no volátiles.

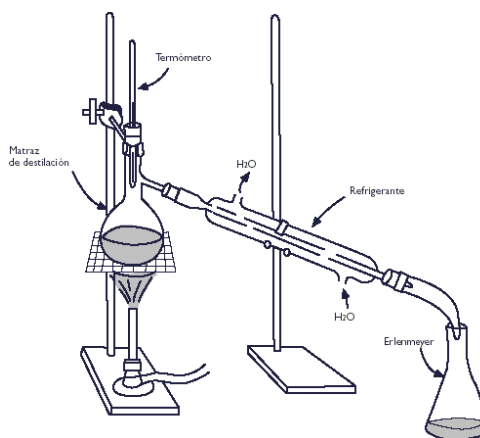


Figura 11. Montaje de destilación

Figura 12 Valoración o Titulación:

La titulación es un método para determinar la cantidad de una sustancia presente en solución. Una solución de concentración conocida, llamada solución valorada, se agrega con una bureta a la solución que se analiza. En el caso ideal, la adición se detiene cuando se ha agregado la cantidad de reactivo determinada en función de un cambio de coloración en el caso de utilizar en el caso de utilizar un indicador interno.

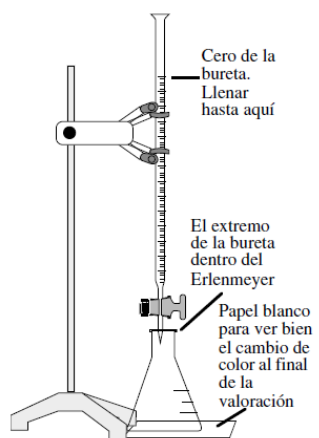


Figura 12. Montaje de titulación

DISCUSIÓN

En el presente trabajo de grado se estructuró el manual de química inorgánica buscando nuevas alternativas para que el estudiante comprenda con mayor coherencia y capacidad explicativa e interpretativa los conocimientos teóricos adquiridos.

El manual debe entenderse como un cambio actitudinal y metodológico tanto por parte del profesor como del estudiante que va a realizar el trabajo. Propone que el estudiante como investigador este en capacidad de lograr aprendizajes significativos, coherentes con el conocimiento científico. En un trabajo de investigación y experimentación es muy importante que el estudiante trabaje en equipo ya que puede ser útil para el intercambio del conocimiento, por lo cual el trabajo en el laboratorio se realiza en subgrupos de dos personas.

Adicional a esto se busca crear una conciencia ecológica desde los primeros semestres para que como químicos ayudemos a reducir el impacto ambiental que se genera en el aprendizaje de la química; evitando, en lo posible, la generación de productos peligrosos y reutilizándolos ; así conservamos el medio ambiente ya que es primordial para garantizar el equilibrio natural y por ende la supervivencia y calidad de vida de los seres que habitamos el planeta, de ahí la importancia de dar un buen manejo a los recursos naturales con los que contamos y de optimizar su uso buscando su conservación.

6. CONCLUSIONES

- Se lograron acoplar las prácticas para la realización del manual teniendo en cuenta el tiempo que se tenía para la experimentación, la reducción de reactivos y la disposición de los residuos.
- Es de gran importancia que el estudiante asuma responsabilidad como generador de residuos químicos, y se cree conciencia de como podemos contribuir a la minimización del impacto ambiental.
- En un principio se establecieron 15 practicas, de las cuales 13 presentaron buenos resultados después de ser evaluadas, estructuradas y experimentadas con el propósito de ser incluidas en el manual.
- Es necesario fomentar a los estudiantes desde los primeros semestres los principios que reducen o eliminan el uso o generación de sustancias peligrosas o contaminantes (para los materiales, las personas y el medio ambiente).

7. RECOMENDACIONES

1. Para la buena realización del trabajo práctico se debe tener en cuenta lo siguiente:
 - El estudiante debe tener conocimientos previos sobre la guía a realizar.
 - El profesor debe hacer cumplir las buenas prácticas de laboratorio durante la realización de las prácticas guías.
 - Deben utilizar material de vidrio adecuado.
 - Economizar reactivos haciendo un buen uso de estos.
 - Tener conocimientos acerca de la peligrosidad de los reactivos, para evitar accidentes por desconocimiento.
2. Que el manual sea utilizado como complemento del aprendizaje en la asignatura de química inorgánica con el fin de afianzar los conocimientos teóricos- prácticos.

BIBLIOGRAFIA

- [1] Manual de gestión de residuos peligrosos; universidad de salamanca, descripción contaminantes de, fecha de la visita: 31 de enero de 2012; <http://www.manceras.com.co/artquimicos.pdf>
- [2] Definición de química inorgánica, Enviado por Germán el Mar, 10/20/2009 , fecha de la visita: 2 de febrero de 2012, www.quimicafisica.com/definicion-quimica-inorganica.html
- [3] Manual De Laboratorio De Química Medica, Gerardo Bautista Ardila, Universidad Industrial De Santander, Facultad De Ciencias, Escuela De Química.
- [4] Química fácil; Compuestos Inorgánicos y la contaminación, publicación 6 de diciembre de 2007, visita: 1 de octubre de 2012 <http://cienquimica.blogspot.com/2007/12/elementos-inorganicos-y-la.html>
- [5] Gestión De Residuos, modificada por última vez el 1 oct 2012, visita: 2 de octubre de 2012 http://es.wikipedia.org/wiki/Gesti%C3%B3n_de_residuos
- [7] Residuos Solidos, Alcaldía De Medellín; Visita: 2 de octubre de 2012 http://www.fcodesarrollo.org/2010/descarga/Taller_3.pdf
- [8] Buenas Prácticas De Laboratorios, visita: 1 de octubre de 2012 <http://usuarios.multimania.es/analaplicada/elena/portada.htm>
- [9] Introducción a la química ambiental, (Stanley E. Manahan), Ion ferrato, pag 243. [http://books.google.com.co/books?id=5NR8DIk1n68C&pg=PA243&lpg=PA243&dq=ion+ferrato&source=bl&ots=k4igE7tbHe&sig=hvsfHV9Bv8b7-Zyv48B1_VZVjuw&hl=es&sa=X&ei=b_unUMrcPJSI8QT_uYHgCw&ved=0CEkQ6AEwCA#v=onepage&q=ion%20ferrato&f=false](http://books.google.com.co/books?id=5NR8DIk1n68C&pg=PA243&lpg=PA243&dq=ion+ferrato&source=bl&ots=k4igE7tbHe&sig=hvsfHV9Bv8b7-Zyv48B1_VZVjuw&hl=es&sa=X&ei=b_unUMrcPJSI8QT_uYHgCw&ved=0CEkQ6AEwCA#v=onepage&q=ion%20ferrato&f=falsehttp://books.google.com.co/books?id=5NR8DIk1n68C&pg=PA243&lpg=PA243&dq=ion+ferrato&source=bl&ots=k4igE7tbHe&sig=hvsfHV9Bv8b7-Zyv48B1_VZVjuw&hl=es&sa=X&ei=b_unUMrcPJSI8QT_uYHgCw&ved=0CEkQ6AEwCA#v=onepage&q=ion%20ferrato&f=false)
- [10] buscador google, imágenes de Tabla periódica, <http://fotos.starmedia.com/imagenes/2012/05/tabla-periodica.jpg>