

**UNIVERSIDADE TECNOLÓGICA FEDERAL DO PARANÁ
COORDENAÇÃO DE QUÍMICA
CURSO DE BACHARELADO E LICENCIATURA EM QUÍMICA**

ESTELA IARA BANDEIRA

**ELABORAÇÃO DE APOSTILA PARA AS AULAS PRÁTICAS DA
DISCIPLINA DE QUÍMICA INORGÂNICA II**

TRABALHO DE CONCLUSÃO DE CURSO

PATO BRANCO

2012

ESTELA IARA BANDEIRA

**ELABORAÇÃO DE APOSTILA PARA AS AULAS PRÁTICAS DA DISCIPLINA DE
QUÍMICA INORGÂNICA II**

Trabalho de conclusão de curso, apresentado à Comissão de Diplomação do Curso de Bacharelado em Química da Universidade Tecnológica Federal do Paraná (UTFPR), Campus Pato Branco, como requisito parcial para obtenção do título de Bacharel em Química – com habilitação em Licenciatura em Química.

Orientadora: Profa. Dra. Cristiane Regina Budziak Fukamachi.

Co-Orientadora: Profa. Dra. Elidia Aparecida Vetter Ferri.

TERMO DE APROVAÇÃO

O trabalho de diplomação intitulado **Elaboração de apostila para as aulas práticas da disciplina de Química Inorgânica II** foi considerado APROVADO de acordo com a ata da banca examinadora N° **027L2** de 2012.

Fizeram parte da banca os professores:

Prof. Dra. Cristiane Regina Budziak Fukamachi

Prof. Dra. Elidia Aparecida Vetter Ferri

Prof. Dra. Tatiane Luiza Cadorin Oldoni

À minha família.

AGRADECIMENTOS

Expresso meus sinceros agradecimentos à orientadora desse trabalho, Professora Dra. Cristiane Regina Budziak Fukamachi e à co-orientadora Professora Dra. Elidia Aparecida Vetter Ferri, pela disponibilidade, orientação contínua e incansável, e por dividirem comigo parte de seus conhecimentos. Também agradeço a todos os professores do curso de Química da UTFPR, por colaborarem na minha formação acadêmica.

Agradeço ao companheirismo de meus colegas de laboratório: Elizangela, Simone, André, Hugo. Às minhas amigas, Bruna e Aline, pela amizade e incentivo nos momentos mais difíceis (não só deste trabalho).

Agradeço em especial aos meus filhos, Eduardo e Heloisa, e ao meu esposo, Paulo, pelo amor, paciência e compreensão. À minha mãe, pela ajuda sempre presente e a todos os demais que, mesmo não sendo citados aqui, corroboraram para que esse trabalho chegasse aos seus objetivos.

RESUMO

BANDEIRA, Estela I. Elaboração de apostila para as aulas práticas da disciplina de Química Inorgânica II. 2012. 80 f. Trabalho de conclusão de curso (Licenciatura em Química), Universidade Tecnológica Federal do Paraná. Pato Branco, 2012.

O presente trabalho objetivou a preparação de uma apostila que possa servir de apoio a professores e estudantes durante as aulas práticas da disciplina de Química Inorgânica II, facilitando o trabalho de montagem dessas aulas e apresentando o conteúdo de forma didática e organizada, além de oferecer metodologia de tratamento dos resíduos gerados, que, no caso específico dessa disciplina, muitas vezes compreendem metais pesados e demais poluentes em potencial. O trabalho foi desenvolvido em uma primeira etapa de pesquisa e organização de roteiros de aulas práticas disponíveis em livros, internet, e apostilas já utilizadas pela professora da disciplina. Posterior a isso, foram selecionados roteiros que melhor se adequavam ao objetivo do trabalho, coerentes com os seguintes critérios: facilidade de execução da atividade prática; possibilidade de execução em duas aulas (cem minutos); disponibilidade dos reagentes nos laboratórios da Instituição; geração de resíduos cujo tratamento seja mais fácil e de menor custo; e, por fim, mas não menos importante, a correlação com o conteúdo da Ementa e possibilidade de aprendizagem. As práticas diferentes daquelas que a professora utiliza em suas aulas foram testadas, adequadamente redimensionadas com o objetivo de menor geração de resíduos e adaptadas à realidade dos laboratórios da UTFPR. A apostila foi, ainda, disposta com uma introdução ressaltando algumas aplicações de complexos, normas de segurança e uso de EPIs. Ao final do trabalho, houve uma discussão dos conteúdos abordados em cada atividade experimental.

Palavras-chave: Atividade experimental. Roteiro. Inorgânica. Tratamento de resíduos. Metais pesados.

ABSTRACTS

BANDEIRA, Estela I. Preparation of book for the practical classes in the discipline of Inorganic Chemistry II. 2012. 80 f. Trabalho de conclusão de curso (Licenciatura em Química), Universidade Tecnológica Federal do Paraná. Pato Branco, 2012.

This study aimed to prepare a book that can serve as support to teachers and students during school discipline practices of Inorganic Chemistry II, facilitating the work of assembling these classes and presenting content in a didactic and organized, and provides methodology treatment of waste generated, which in the specific case of this subject, often comprise heavy metals and other polluting potential. The work was developed in the first stage of researching and organizing tours of practical classes available in books, internet, and handouts already used by the teacher of the discipline. Subsequent to this, we selected itineraries that best suited the purpose of this study, consistent with the following criteria: ease of implementation of practical activity; possibility of running into two classes (100 minutes); availability of reagents in the laboratories of the institution; generating waste whose treatment is easier and less costly, and, last but not least, correlated with the contents of the menu and the possibility of learning. Practices, different from those that the teacher uses in his classes, were tested, properly scaled in order to lower waste generation and adapted to the reality of the laboratories of the UTFPR. A booklet was also prepared with an introduction highlighting some complex applications, safety standards and use of PPE. At the end of the work, there was a discussion of the content covered in each experimental activity.

Keywords: Experimental activity. Screenplay. Inorganic. Waste treatment. Heavy metals.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1. Exemplo de composto de coordenação $[\text{HgCl}_2(\text{OH}_2)_4]$	18
Figura 2. Cristais de Trioxalatoferato (III) de Potássio.	33
Figura 3. Cristais de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}]$	34
Figura 4. Soluções de NiCl_2 + en nas proporções da esquerda para a direita: 1:1, 1:2 e 1:3, e bem a direita um tubo com a solução inicial para fins de comparação da cor.	36
Figura 5. Espectro obtido para as três soluções geradas no roteiro 3.9: linha rosa proporção 1 NiCl_2 : 1 en, vermelha 1 NiCl_2 : 2 en, azul 1 NiCl_2 : 3 en.....	36
Figura 6. Zoom no espectro mostrando as absorvâncias máximas em comprimentos de onda de 355 nm (azul), 344,5 nm (vermelha) e 344 nm (rosa) – deslocamento do comprimento de onda máximo devido à substituição dos ligantes.....	37

LISTA DE TABELAS

Tabela 1 – Elementos presentes em sistemas biológicos	22
Tabela 2 – Resíduos armazenados na Central de Laboratórios de Química da UTFPR, Campus Pato Branco.	25
Tabela 3 – Modelo do roteiro de atividade prática	30

LISTA DE SÍMBOLOS

[HgCl₂(OH₂)₄] – Tetraaquodictloromercúrio (II)

K_f – Constante de formação

H – Hidrogênio

C – Carbono

N – Nitrogênio

O – Oxigênio

P – Fósforo

Na – Sódio

Mg – Magnésio

K – Potássio

Ca – Cálcio

S – Enxofre

Cl – Cloro

V – Vanádio

Cr – Cromo

Mo – Molibdênio

Mn – Manganês

Fe – Ferro

Co – Cobalto

Ni – Níquel

Cu – Cobre

Zn – Zinco

I – Iodo

SH – Grupo sulfidríla

L – Litro

Cu(NH₃)₄SO₄.H₂O – Sulfato de tetramincobre II Hidratado

NiCl₂ – Cloreto de níquel (II)

En – Etilenodiamina

nm - nanômetro

LISTA DE ACRÔNIMOS

EPIs – Equipamentos de proteção individual

CLOA – Combinação Linear dos Orbitais Atômicos

UV-vis – Ultravioleta visível

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO	14
2 OBJETIVOS	16
2.1 OBJETIVO GERAL	16
2.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS	16
3 REFERENCIAL TEÓRICO	17
3.1 CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS DA DISCIPLINA DE QUÍMICA INORGÂNICA II	17
3.1.1 Estrutura e reatividade dos compostos de metais de transição	17
3.1.2 Química de Coordenação.....	18
3.1.3 Simetria Molecular.....	19
3.1.4 Teoria dos Orbitais Moleculares.....	19
3.1.5 Teoria do Campo Cristalino e do Campo Ligante.....	20
3.1.6 Mecanismos de Reações Inorgânicas.....	20
3.1.7 Química Bioinorgânica	21
3.2 POLUENTES INORGÂNICOS	22
3.3 QUÍMICA AMBIENTAL.....	23
3.3.1 Gestão e tratamento de resíduos.....	24
3.4 O ENSINO DA QUÍMICA E AS ATIVIDADES EXPERIMENTAIS	25
3.4.1 Segurança em Laboratório	27
4 METODOLOGIA	29
5 RESULTADOS E DISCUSSÃO	32
5.1 PRODUÇÃO DE ALÚMEN.....	32
5.2 SÍNTESE DO TRIOXALATOFERRATO (III).....	33
5.3 PREPARAÇÃO E CRESCIMENTO DE CRISTAIS	33
5.4 SÍNTESE INORGÂNICA – DO COBRE AO COBRE	34
5.5 SÍNTESE DE UM ISÔMERO TRANS E SUA CONVERSÃO NA FORMA CIS ...	34
5.6 SÍNTESE DO SULFATO DE TETRAMINCOBRE II HIDRATADO	34
5.7 REATIVIDADE DOS SAIS DE COBRE E COBALTO FRENTE À AMÔNIA.....	35
5.8 RECUPERAÇÃO DOS COMPOSTOS DE COBRE E CRISTALIZAÇÃO DO SULFATO DE COBRE	35
5.9 EFEITO DO NÚMERO DE LIGANTES SOBRE A COR DOS COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO.....	35

5.10 CARACTERIZAÇÃO DOS COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO: ESPECTROS ELETRÔNICOS.....	36
5.11 COMPLEXOS DE COBRE	37
5.12 SÍNTESE DE COMPOSTOS DE COBRE E COBALTO COM SACARINA	38
CONCLUSÕES	39
REFERÊNCIAS.....	40
APÊNDICES	43
APÊNDICE A – PLANO DE ENSINO DA DISCIPLINA DE QUÍMICA INORGÂNICA II	43
APÊNDICE B – APOSTILA PARA AS AULAS PRÁTICAS DE QUÍMICA INORGÂNICA II.....	45

1 INTRODUÇÃO

Segundo a Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional, a Educação Superior deve formar pessoas reflexivas, aptas para inserir-se em diferentes setores profissionais e para contribuir com o desenvolvimento da sociedade brasileira (GIBIN; FERREIRA, 2010).

A Química é a ciência que se ocupa do estudo da estrutura e composição de tudo que faz parte do universo. Grande parte das descobertas na área da química, assim como as teorias e leis que regem processos e reações, foi determinada a partir da observação experimental, caracterizando dessa forma, essa ciência como de caráter necessariamente prático.

Dessa forma, fica evidenciada a enorme importância de se privilegiar a vivência em laboratório na formação do profissional da Química. É imprescindível que o aluno desse curso aprenda a manipular corretamente vidrarias e reagentes e também a se comportar adequadamente em laboratórios, de forma a garantir que o profissional torne-se realmente habilitado ao que a instituição divulga:

- Orientar, dirigir, supervisionar, programar, coordenar e conduzir os diferentes processos inerentes às indústrias químicas;
- Gerenciar atividades de produção, buscando a inovação por meio do desenvolvimento de novos produtos, processos e tecnologias, com ética e responsabilidade social e ambiental;
- Atividades de ensino nos diferentes campos da química;
- Pesquisas em química (UTFPR, 2011).

Como é possível observar, todos os itens remetem de alguma forma a atividades que exigem experiência em laboratórios, por isso quando não se observa um equilíbrio entre as aulas práticas e as teóricas, o estudo não alcançará seus objetivos, isto é, não permitirá ao aluno agregar o conhecimento que lhe será solicitado quando estiver exercendo sua profissão.

De maneira geral, há grande dificuldade em encontrar material para servir de apoio à organização de aulas experimentais. A disciplina de Química Inorgânica II encontra dificuldade ainda maior, pois muitos dos compostos de coordenação estudados contêm metais pesados como componentes e, de acordo com a responsabilidade social e ambiental do profissional da Química, é preciso promover

um tratamento de resíduos adequado para evitar o descarte de contaminantes no ambiente.

2 OBJETIVOS

2.1 OBJETIVO GERAL

Elaborar uma apostila para uso nas aulas práticas da disciplina de Química Inorgânica II.

2.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Vincular cada tópico da Ementa da disciplina de Química Inorgânica II a um procedimento experimental;
- Priorizar procedimentos experimentais que gerem menor quantidade de resíduo;
- Sugerir metodologias de tratamento dos resíduos gerados durante as aulas experimentais;
- Permitir que, com o tempo, o aluno adquira experiência suficiente para desenvolver seus próprios experimentos com base nos princípios básicos adquiridos.

3 REFERENCIAL TEÓRICO

3.1 CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS DA DISCIPLINA DE QUÍMICA INORGÂNICA II

A Química Inorgânica II objetiva o estudo de Compostos de Coordenação, a identificação e conceitos que envolvem a sua formação para um posterior estudo dos mecanismos que regem suas reações. De acordo com o plano de ensino, (vide APÊNDICE A) essa disciplina tem sete subdivisões que serão abordadas sucintamente a seguir.

3.1.1 Estrutura e reatividade dos compostos de metais de transição

Um composto de coordenação consiste em um átomo central rodeado por determinado número de outros átomos que doam elétrons ao central e são chamados de ligantes. Quando em solução aquosa, esses compostos não se dissolvem nos íons simples que os compõe mantendo sua integridade (LEE, 1999).

A formação de um complexo, então, requer dois tipos de espécies: uma delas contendo no mínimo um par de elétrons disponíveis para formar uma ligação covalente e a outra cuja deficiência de elétrons permita que exista atração suficientemente forte para formar a ligação covalente coordenada.

Segundo Farias (2005), a aparente não obediência dos compostos de coordenação às regras de valência tornava-os, antigamente, desafiadores para os químicos, tanto do ponto de vista experimental quanto teórico. A teoria de Werner, lançada em 1893 tornou-se um instrumento importante no estudo desses compostos, pois ela propõe basicamente que a maioria dos elementos possui além da valência primária associada ao estado de oxidação, uma valência secundária, relacionada ao seu número de coordenação, chegando dessa forma a uma explicação coerente para o comportamento dos complexos.

Os complexos podem ter número de coordenação baixo (dois e mais raramente três), intermediário (quatro, cinco e seis) e alto (acima de sete, comuns para átomos e íons grandes). O número de coordenação depende basicamente do tamanho do átomo ou íon central, das interações espaciais entre os ligantes e das interações eletrônicas entre o átomo ou íon central e seus ligantes (SHRIVER; ATKINS, 2008).

Um complexo pode apresentar mais de um átomo metálico em sua constituição, sendo nessa situação denominado complexo polimetálico. Os átomos metálicos podem estar unidos através de ligantes em ponte ou mesmo diretamente, chamado então de cluster metálico (SHRIVER; ATKINS, 2008).

3.1.2 Química de Coordenação

Um grande número de moléculas e íons pode se comportar como ligantes, e um grande número de íons metálicos forma complexos. Alguns dos ligantes que têm apenas um par de elétrons doador, ou seja, apenas um ponto de ligação com o metal, são chamados de monodentados. Ligantes que têm dois pontos de ligação são conhecidos como bidentados. Os ambidentados são aqueles que têm mais de um átomo doador, então eles podem se ligar ao metal de mais de uma forma. Ligantes polidentados podem produzir um complexo denominado quelato, onde há formação de um anel com o átomo metálico central (SHRIVER; ATKINS, 2008).

Os complexos têm sua fórmula representada entre colchetes, dentro dos quais primeiro referencia-se o íon metálico central através de seu símbolo e depois os seus ligantes (na seguinte ordem: negativos, neutros e, por último, positivos caso existam), como na Figura 1.

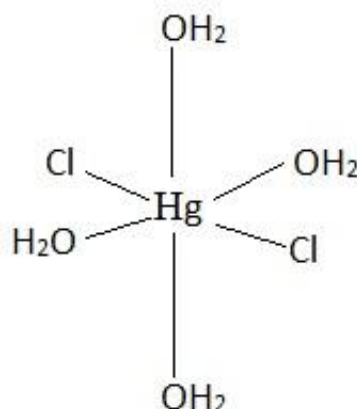


Figura 1. Exemplo de composto de coordenação $[\text{HgCl}_2(\text{OH}_2)_4]$.
Fonte: LEE, 1999.

Segundo Shriver e Atkins (2008), a nomenclatura em se tratando de compostos com um ou mais íons segue a ordem: primeiro nomeia o ânion e depois o cátion; íons complexos são nomeados com seus ligantes em ordem alfabética; os

nomes dos ligantes são seguidos pelo nome do metal com o seu número de oxidação entre parênteses.

3.1.3 Simetria Molecular

As propriedades físicas e espectroscópicas das moléculas, bem como a indicação de quais reações que podem ocorrer são ditadas pela simetria das moléculas. A partir da análise da simetria das moléculas pode-se especificar e descrever sua estrutura e algumas de suas propriedades.

Segundo Shriver e Atkins (2008), as operações de simetria são ações que mantêm a molécula inalterada, como, por exemplo, a rotação dela por um determinado ângulo. Associada a cada operação de simetria há um elemento de simetria, que é um ponto, linha ou plano em relação ao qual a operação de simetria é executada, mantendo uma parte da molécula imóvel.

O estudo da simetria molecular permite a construção e classificação dos orbitais moleculares, a interpretação dos dados espectroscópicos usados na determinação das estruturas, a definição da polaridade e quiralidade de uma molécula, etc.

3.1.4 Teoria dos Orbitais Moleculares

A teoria dos Orbitais Moleculares descreve os orbitais moleculares a partir de orbitais atômicos dos átomos, onde os elétrons se espalham sobre todos os átomos de uma molécula e se ligam a todos eles (SHRIVER; ATKINS, 2008).

Segundo essa teoria, um elétron tem maior probabilidade de ser encontrado onde o orbital tem grande amplitude, não sendo encontrado em qualquer um de seus nós. A sobreposição dos orbitais atômicos da camada de valência é chamada CLOA (Combinação Linear dos orbitais atômicos) e pode ser utilizada para descrever a função de onda da molécula. Da sobreposição de dois orbitais atômicos pode-se construir dois orbitais moleculares (FARIAS, 2005).

A interferência entre orbitais atômicos vizinhos pode originar orbitais ligantes ou antiligantes. Orbitais ligantes são aqueles que se originam da interferência construtiva de orbitais atômicos vizinhos. Quando esses orbitais são ocupados por elétrons, a energia da molécula será menor do que a energia dos átomos separados. Um orbital antiligante quando ocupado, acarretará em maior energia da molécula do que para os átomos separados (menor estabilidade). É originário a partir da

interferência destrutiva de orbitais atômicos vizinhos gerando um nó entre os átomos (SHRIVER; ATKINS, 2008).

Após o término do estudo do item “Orbital molecular” é trabalhada a teoria do campo cristalino, que utiliza os conceitos referentes à orbital molecular, para estudar os orbitais de estruturas octaédricas, quadrado planares e tetraédricas.

3.1.5 Teoria do Campo Cristalino e do Campo Ligante

Segundo Shriver e Atkins (2008), a Teoria do Campo Cristalino baseia-se no desdobramento dos orbitais d em grupos com energias distintas. Nessa teoria, o par isolado de elétrons do ligante é considerado um ponto de carga negativa que repele os elétrons dos orbitais d do íon metálico central, supondo então que a ligação entre o íon central e seus ligantes é essencialmente eletrostática.

Em se tratando de um complexo octaédrico, o desdobramento do campo ligante dá origem a um nível de energia menor triplamente degenerado e um conjunto com nível de energia maior, duplamente degenerado. A separação desses dois conjuntos de orbitais é chamado de Parâmetro de Desdobramento do campo ligante. Esse parâmetro varia de acordo com a identidade do ligante através da série espectroquímica de R. Tsuchida (MAHAN, 1991).

Quando se tem uma configuração d^8 em campo forte, a formação favorecida energeticamente é a quadrática plana, encontrada para os complexos $4d^8$ e $5d^8$ de ródio (I), irídio (I), platina (II), paládio (II) e ouro (III) (SHRIVER; ATKINS, 2008). Complexos não lineares, de geometria instável, d^9 de cobre e alguns d^4 de spin alto podem sofrer um efeito chamado Jahn-Teller, que consiste em uma distorção, removendo a degenerescência e alcançando uma energia menor.

A teoria do campo cristalino está relacionada com os mecanismos de reações químicas, pois, dependendo da espécie iônica e dos ligantes, observam-se mudanças significativas na geometria dos complexos. Estas mudanças são observadas através das técnicas espectroscópicas como UV-vis, e da mudança de cor nos complexos.

3.1.6 Mecanismos de Reações Inorgânicas

A principal reação que pode ocorrer em um complexo é a de substituição dos ligantes, onde uma base de Lewis desloca um ácido de Lewis. Para avaliar se uma reação é possível é preciso atentar para a constante de formação (K_f) do ligante em

relação à força das moléculas do solvente. Se o K_f for grande, o ligante de entrada se liga mais fortemente do que o solvente (na maioria das vezes, a água).

Para avaliar a possibilidade de ocorrência de uma reação também é importante observar se envolve um quelato, que é mais estável do que um complexo contendo número equivalente de ligantes monodentados; a formação de um quelato é nitidamente mais favorável energeticamente. O efeito estérico também é um importante tópico a ser observado no estudo de reações de complexos, pois a forma geométrica do complexo pode dificultar a ocorrência de uma reação (BUFFON, 2002).

O mecanismo das reações é a sequência de etapas elementares pela qual a reação acontece. Ele divide-se em: associativo (onde há formação de um intermediário com número de coordenação mais alto do que no complexo original), dissociativo (formação de intermediário com número de coordenação reduzido pela perda do grupo de saída) e de troca (onde não há formação de um intermediário, acontecendo em uma única etapa) (SHRIVER; ATKINS, 2008).

Estas reações são muito importantes nos sistemas biológicos, pois os íons metálicos tem grande importância para os seres vivos. O ferro, por exemplo, forma quelatos de grande importância para a hemoglobina e para a mioglobina, estes mecanismos de reações são estudados na química bioinorgânica.

3.1.7 Química Bioinorgânica

Segundo Shriver e Atkins (2008), a Química Bioinorgânica corresponde ao estudo dos elementos inorgânicos quando eles são utilizados em biologia, principalmente em referência aos íons metálicos, sua interação com os ligantes e as propriedades químicas que eles são capazes de exibir, em um sistema biológico.

As funções biológicas desempenhadas por elementos e compostos inorgânicos são as mais diversas, englobando: estruturação, sinalização, transporte de elétrons e oxigênio, catalisação em reações de óxido-redução e ácido/base, etc. E os elementos essenciais aos organismos, independente de suas concentrações em relação à biomassa, são inúmeros e essa lista pode ainda ser estendida com o avanço de técnicas que permitam a detecção de elementos traço (FARIAS, 2005). A Tabela 1 apresenta alguns desses elementos e suas respectivas faixas de concentração.

Tabela 1 – Elementos presentes em sistemas biológicos

Elementos encontrados em sistemas biológicos	Concentração
H, C, N, O, P	1 a 60% da biomassa
Na, Mg, K, Ca, S, Cl	0,05 a 1% da biomassa
V, Cr, Mo, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, I	Menos de 0,05% da biomassa

FONTE: Farias, 2005

O conhecimento gerado pelo estudo das estruturas produzidas pelos organismos vivos está levando a novas direções em nanotecnologia, farmacologia, produção de energia e até mesmo na síntese verde. É de enorme importância o estudo da Química Bioinorgânica devido aos muitos aspectos em que ela atua, tais como medicina e combustíveis (SHRIVER; ATKINS, 2008).

Além do estudo dos itens da ementa é necessário verificar o destino final dos reagentes, e para isto, faz-se necessário conhecer quais íons são poluentes, e como eles podem ser tratados ou descartados.

3.2 POLUENTES INORGÂNICOS

Os principais poluentes inorgânicos são os metais pesados. Através da ação antrópica, esses metais antes imobilizados em depósitos naturais estão ficando livres no ambiente e isso perturba profundamente o ciclo geoquímico do ecossistema (PAULA, 2006).

A denominação “metais pesados” deve-se ao fato desses metais apresentarem elevado peso atômico. Sua definição depende da área de estudo: em se tratando de toxicologia, por exemplo, serão considerados os metais tóxicos aos mamíferos superiores; em agronomia, os metais tóxicos às culturas vegetais; porém, na grande maioria das vezes, os metais pesados estão relacionados à poluição do ambiente e toxicidade aos seres vivos (PAULA, 2006).

De maneira geral os metais dividem-se em:

- Elementos essenciais: inclui sódio, potássio, cálcio, ferro, zinco, cobre, níquel e magnésio;
- Microcontaminantes ambientais: arsênio, chumbo, cádmio, mercúrio, alumínio, titânio, estanho e tungstênio;
- Elementos essenciais e simultaneamente microcontaminantes: cromo, zinco, ferro, cobalto, manganês e níquel (PAULA, 2006).

Alguns dos metais necessários para o desenvolvimento pleno de determinados organismos tornam-se tóxicos a eles se sua concentração ultrapassar um limite específico. Há metais que não são biodegradáveis e tem meia-vida longa, o que dificulta sua eliminação depois de ele ter entrado na cadeia alimentar (eles se acumulam nos tecidos gordurosos) (EVANGELISTA, 2007).

Os efeitos tóxicos estão relacionados à dose e tempo de exposição, mas a grande maioria são eventos de curto prazo, agudos e evidentes (PAULA, 2006). De acordo com Baird (2002), o mecanismo de sua ação tóxica deriva da forte afinidade dos cátions pelo enxofre. Assim, os grupos sulfidrila, -SH, que ocorrem comumente nas enzimas que controlam a velocidade de reações metabólicas de importância crítica no corpo humano, ligam-se rapidamente aos cátions de metais pesados ingeridos ou a moléculas contendo tais metais. Pelo fato dessa ligação afetar a enzima como um todo, ela não pode atuar com normalidade, e, em consequência, a saúde humana vê-se afetada de maneira desfavorável, às vezes fatal.

Exposição prolongada a chumbo, por exemplo, pode ser associada a doenças degenerativas dos ossos, problemas nos rins, fígado, sistema nervoso e outros órgãos. Em se tratando do mercúrio, o problema é ainda maior, pois ele promove bioacumulação ao longo da cadeia alimentar, podendo até mesmo passar de mãe para filho durante a gestação; entre os problemas que pode causar está principalmente retardo mental, paralisia cerebral e ataques apopléticos (NAKAMURA, 2002).

3.3 QUÍMICA AMBIENTAL

O conhecimento técnico-científico alcançado devido à contribuição da Química é utilizado tanto para poupar ou substituir recursos naturais, quanto para maximizar a extração e transformação dos mesmos em prol de uma sociedade guiada pelo consumismo mercadológico capitalista. A discussão sobre conservação ambiental deve ser significativa para a formação dos profissionais da Química, pois esses atuam, em grande parte, direta ou indiretamente em intervenções que modificam o planeta em micro ou macroescala (FREITAS et al., 2010).

A química ambiental envolve o estudo de um grande número de diferentes agentes químicos, processos e procedimentos de remediação. O controle ambiental é o ato de influenciar as atividades humanas que afetem a qualidade do meio físico

do homem, especialmente o ar, a água e características terrestres. A influência pode ir desde a afetação indireta do comportamento pela alteração de incentivos econômicos, tais como as tarifas de eletricidade, até a proibição direta de certas atividades, como a descarga de substâncias químicas tóxicas em um rio (SEWELL, 1978).

3.3.1 Gestão e tratamento de resíduos

A gestão inadequada de resíduos pode levar seus responsáveis ao pagamento de multas e a sanções penais e administrativas. Além disso, o dano causado ao meio ambiente, como poluição de corpos hídricos, contaminação de lençol freático e danos à saúde, devem ser reparados pelos responsáveis pelos resíduos. A reparação do dano, na maioria dos casos, é muito mais complicada tecnicamente, e envolve muito mais recursos financeiros do que a prevenção, isto é, do que os investimentos técnico-financeiros na gestão adequada de resíduos (MONTEIRO et. al., 2001).

Os resíduos são classificados em perigosos e não perigosos, esses últimos subdividem-se em inertes e não inertes. Os perigosos são aqueles cujas propriedades físicas ou químicas podem acarretar em riscos à saúde pública e/ou riscos ao meio ambiente, quando o resíduo for gerenciado de forma inadequada. Devem apresentar uma ou mais das seguintes características: inflamabilidade, corrosividade, reatividade, toxicidade e patogenicidade (MAROUN, 2006).

Os resíduos não perigosos e inertes são aqueles que não têm seus constituintes solubilizados a concentrações superiores aos padrões de potabilidade de água. Os não perigosos e não inertes são aqueles que não se enquadram nas outras duas descrições e podem apresentar biodegradabilidade, combustibilidade ou ainda solubilidade em água (MAROUN, 2006).

É de fundamental importância desenvolver e implantar um Plano de Gerenciamento de Resíduos seja em uma empresa, indústria ou mesmo em uma instituição de ensino. Para tal devem se seguir algumas etapas: Planejamento, Implementação e Operação, e Verificação e Ações corretivas. Segundo Maroun (2006), o planejamento do Plano de Gerenciamento de resíduos deve ser feito de forma a definir em que processo é produzido o resíduo, em que classificação ele se enquadra e quanto dele é gerado em um intervalo determinado de tempo. Entre os

objetivos e metas de um plano de gerenciamento devem estar: a redução da geração de resíduos na fonte, a reutilização deles e por último, sua reciclagem.

Ainda segundo Maroun, o segundo passo que é a implementação, é o mais difícil e demorado de todos, pois engloba desde o treinamento dos profissionais envolvidos com os resíduos, até o manuseio e acondicionamento deles para um posterior tratamento. O último passo, o da verificação, orienta que sejam feitas avaliações do correto andamento do planejamento feito (através de indicadores e monitoramento), de forma que o gerenciamento de resíduos seja efetivo.

Em se tratando de laboratórios de instituições de ensino, os resíduos gerados durante as aulas experimentais devem ser classificados, armazenados e tratados, de acordo com a responsabilidade social e ambiental da instituição, professores e alunos. A Central dos Laboratórios de Química da UTFPR – Campus Pato Branco, solicita aos professores quando da organização de suas aulas práticas, que indiquem possíveis metodologias de tratamento dos resíduos gerados, o que muitas vezes não acontece, e os resíduos gerados durante a aula, acabam tendo que ser armazenados para serem tratados posteriormente. A Tabela 2 relaciona os dois maiores volumes de resíduos inorgânicos armazenados na Central.

Tabela 2 – Resíduos armazenados na Central de Laboratórios de Química da UTFPR, Campus Pato Branco.

Resíduos contendo	Volume
Cu	30 L
Ni	10 L

Fonte: Própria.

A importância de se desenvolver e utilizar metodologias de tratamento para os resíduos formados está justamente no fato de não precisar manter esses resíduos armazenados, não utilizando espaço, prevenindo acidentes (derramamento), e por fim, promove a conscientização de professores e alunos.

3.4 O ENSINO DA QUÍMICA E AS ATIVIDADES EXPERIMENTAIS

O ensino da Química deve estar organizado de maneira que o professor possa ensinar com relativa facilidade e o aluno absorver tudo o que lhe é repassado. Para isso, é preciso laboratórios equipados, alguns recursos audiovisuais e um

programa bem estruturado das disciplinas, cujos tópicos devem ser organizados com coerência, obedecendo aos pré-requisitos e a uma lógica (BELTRAN; CISCATO, 1991).

Considerando que a química é uma ciência experimental, segundo Beltran e Ciscato (1991) não se pode aprendê-la sem a realização de atividades práticas. Essas podem ser: demonstrações feitas pelo professor, experimentos para confirmar dados já conhecidos; experimentos que levem a elaboração de conceitos. As várias técnicas de ensino possíveis na química devem ser utilizadas em conjunto para assegurar o alcance efetivo dos objetivos das aulas.

O trabalho em laboratório é um excelente motivador de aprendizagem; escolhendo corretamente as atividades, o professor consegue maior interesse por parte da classe, mesmo em diferentes níveis de escolarização. Segundo relatos de professores, “a experimentação aumenta a capacidade de aprendizado, pois funciona como meio de envolver o aluno nos temas em pauta” (GIORDAN, 1999).

Sem a experimentação, a ciência se torna estática e o ensino da química, comprometido e sem atrativos. Porém as aulas teóricas também têm sua importância e devem ser integradas às atividades experimentais. Para Beltran e Ciscato (1991), inclusive, as observações feitas no decorrer das atividades experimentais devem ser cobradas nas avaliações, de maneira a dar pesos semelhantes às aulas teóricas e práticas.

Quando não há relação entre o que o aluno já sabe e aquilo que ele está aprendendo, a aprendizagem não é significativa. O processo de assimilação modifica os conceitos anteriores, transformando-os em conceitos mais gerais. Deve-se levar em consideração que toda observação deve ser feita a partir de conceitos, informados pelos professores e que servem para nortear os estudantes, de forma que o resultado das investigações no laboratório encaixe-se de forma coerente no todo (GUIMARÃES, 2009).

O ensino experimental, muito embora considerado um recurso útil para promover a aprendizagem da Química, muitas vezes é prejudicado pela visão simplista da experimentação por parte dos professores, que o utilizam para comprovar a teoria já vista se tornando dessa forma uma mera coleta de dados, desconsiderando a importância da interpretação dos resultados e não apresentando características investigativas. As atividades experimentais devem ser algo fora do

convencional, mas também não ser encaradas como extraordinárias (LIMA; MARCONDES, 2005).

Segundo pesquisa feita com um grupo de professores e alunos e relatada por Galiazzi et al. (2001), a atividade experimental deve ser considerada um dos instrumentos possíveis de serem utilizados para a aprendizagem das ciências como um todo, mas não o único. Há a manutenção de crenças irrefletidas sobre a importância do ensino experimental. Para mudar a realidade das atividades experimentais, é preciso antes de tudo superar reducionismos e deformações sobre seus objetivos, sobre a natureza da ciência química e sobre o cientista.

3.4.1 Segurança em Laboratório

A palavra laboratório tem como elemento de composição o prefixo labor, que significa essencialmente realizar atividades à custa de esforço ou trabalho ou ainda trabalhar com cuidado. Porém, a atividade laboratorial implica não apenas fazer com as mãos, sentir e manipular reagentes e vidrarias, mas também analisar criteriosamente as atividades executadas e perceber as relações entre os conhecimentos vistos na teoria com os resultados obtidos na prática (PARANÁ, 2008).

Quando de uma atividade experimental em laboratório, a responsabilidade sobre os alunos é do professor que os orienta, sendo que no início das aulas é muito importante que o professor discuta algumas precauções que devem ser tomadas no ambiente laboratorial para evitar acidentes e prejuízos durante a atividade prática. Tais como:

- Usar sempre um guarda-pó de algodão, com mangas compridas, na altura dos joelhos e fechado;
- Não usar relógios, pulseiras, anéis ou quaisquer outros ornamentos;
- Não beber nem comer nas dependências do laboratório;
- Não fumar no laboratório;
- Caminhar com atenção e nunca correr;
- Nunca testar amostras ou reagentes pelo sabor e os odores devem ser verificados com cautela;
- Não levar a mão à boca ou olhos enquanto estiver manuseando produtos químicos;

- Usar a capela sempre que for trabalhar com solventes voláteis, tóxicos ou reações perigosas, explosivas ou tóxicas;
- Manipular substâncias inflamáveis longe de fontes de aquecimento;
- Utilizar pipetadores;
- Não utilizar lentes de contato em laboratórios; utilizar óculos protetores de segurança;
- Resíduos não devem ser descartados em pias ou lixeiros, mas sim em frascos próprios e identificados;
- Vidrarias trincadas ou quebradas devem ser descartadas e o responsável pelo laboratório, avisado;
- Antes de manipular qualquer reagente, deve-se ter conhecimento de suas características (toxicidade, inflamabilidade, explosividade, etc);
- Seguir corretamente o roteiro de aula e não improvisar, usar materiais e equipamentos adequados (UNESP, 2011).

Sendo cautelosos, professores, alunos e demais profissionais, a atividade prática pode ser feita com tranquilidade, certa de que não haverá maiores transtornos.

4 METODOLOGIA

Em um primeiro momento, foram pesquisados roteiros de práticas laboratoriais referentes a todos os itens da Ementa da disciplina de Química Inorgânica II nas mais diversas fontes bibliográficas disponíveis. Em seguida, foi feita uma seleção das práticas que melhor se ajustaram aos objetivos desse trabalho. Os critérios de seleção dessas práticas foram:

- Facilidade de execução e possibilidade de execução em duas aulas (duração da aula prática);
- Disponibilidade dos reagentes nos laboratórios da Instituição;
- Geração de resíduos cujo tratamento seja mais fácil e de menor custo;
- Aprendizagem e correlação com o conteúdo.

Após selecionar as práticas, elas foram revisadas de forma a garantir que as quantidades de reagentes utilizados fossem as menores possíveis, objetivando um menor gasto e a geração de menor volume de resíduos.

Os roteiros foram testados e sua aplicação se dará em semestre posterior, na disciplina de Química Inorgânica II pelo próprio professor.

As metodologias de tratamento dos resíduos gerados para cada prática descrita foram também pesquisadas de forma a cumprir com a responsabilidade ambiental. Depois disso, as práticas foram organizadas em um modelo de forma a facilitar sua leitura e compreensão. A Tabela 3 apresenta o modelo.

Os itens constantes no modelo do roteiro são definidos e comentados abaixo:

Título: deve ser sucinto e que permita ao leitor saber prontamente do que trata a prática.

Grau de Dificuldade: avaliação considerando uso de equipamentos não rotineiros ou de uma metodologia que exige prática anterior (como, por exemplo, na síntese de cristais de complexos, onde é preciso seguir a metodologia atentamente para que os cristais cresçam, sem agitar demais a solução). Pode ser caracterizado como: fácil (grau de dificuldade na execução ou compreensão do que está acontecendo no decorrer da atividade é baixo, permitindo um entendimento integral do que está acontecendo), médio ou difícil.

Tabela 3 - Modelo do roteiro de atividade prática

Título	
Objetivo	Grau de Dificuldade
Item da ementa	
Correlação com a Teoria	
Material	Reagentes
Método	
Fixação dos conceitos	
Metodologia de tratamento dos resíduos	
Aplicações	

Item da Ementa: informação rápida que descreve qual item da ementa mais se encaixa ao conteúdo realizado na atividade experimental.

Correlação com a teoria: breve referencial para situar o aluno sobre os conceitos teóricos necessários à execução da prática.

Materiais: relação dos materiais de laboratório necessários para a execução da prática.

Reagentes: relação dos reagentes necessários, apresentação de suas fórmulas moleculares e da concentração das soluções.

Método: procedimento a ser seguido descrito em forma de passos.

Fixação dos conceitos: Questionário a ser respondido pelo aluno posteriormente a realização da atividade experimental. Com o intuito de fixar os conceitos trabalhados.

Metodologia de tratamento dos resíduos: breve descrição da metodologia a ser utilizada no tratamento dos resíduos gerados durante a atividade prática.

Aplicações: referência a possíveis aplicações do procedimento feito ou dos produtos utilizados.

Esses roteiros foram organizados em formato de apostila (APÊNDICE B), na mesma ordem dos respectivos itens da ementa. O início dessa apostila contém uma breve introdução sobre a química inorgânica, em especial, a química dos complexos, também consta algumas normas de segurança e informações gerais que são necessárias sobre equipamentos de proteção individual (EPIs). Ao final da apostila há uma relação de referências bibliográficas que podem ser consultadas em caso de dúvida na execução das atividades, no estudo pré ou posterior a elas.

5 RESULTADOS E DISCUSSÃO

De maneira geral há, em livros ou na internet, diversos roteiros de atividades experimentais relacionadas à química inorgânica, porém nem todos contemplam os itens da ementa da disciplina e menos ainda preenchem os requisitos levados em consideração neste trabalho. A maioria desses roteiros trabalha com grande volume de reagentes, o que gera grande volume de resíduo, além de, muitas vezes, utilizar reagentes de alto grau de contaminação, exigindo dessa forma um tratamento posterior mais difícil e de maior custo, e também um cuidado maior ainda durante a execução do procedimento.

Os roteiros foram redimensionados, sua metodologia adequada à realização nos laboratórios de química da instituição e, quando possível foi anexada uma proposta de metodologia de tratamento de resíduos. Alguns experimentos foram testados, enquanto outros não houve necessidade, considerando que as práticas já são realizadas na disciplina de Química Inorgânica II. A seguir foram discutidos o conteúdo didático e algumas particularidades de cada atividade experimental selecionada.

5.1 PRODUÇÃO DE ALÚMEN

Esse foi o roteiro escolhido para dar início às atividades experimentais da disciplina de Química Inorgânica II. É um roteiro simples, que não exige técnicas avançadas de laboratório, próprio para ser utilizado em disciplinas onde os alunos ainda não estão totalmente familiarizados com a rotina do laboratório (principalmente em início de semestre).

O professor deve fazer essa atividade depois de ter explanado sobre definição de complexos, nomenclatura e algumas reações. Nessa atividade experimental, o aluno vai produzir cristais de alúmen que, inclusive, podem ficar com o aluno, tornando-se assim uma motivação e incentivando-o a esforçar-se para alcançar os objetivos das aulas, possibilitando desta forma um aprendizado mais efetivo. Os cristais de alúmen não devem entrar em contato com olhos e pele, pois podem provocar irritações.

5.2 SÍNTESE DO TRIOXALATOFERRATO (III)

Para correto entendimento dessa prática, o professor já deve ter explanado o conteúdo de geometria de complexos, troca de ligantes, além de ter abordado tópicos tais como técnicas de crescimento de cristais, que também serão abordadas na prática seguinte.

Será necessária mais atenção na execução dessa atividade, pois será utilizado ácido sulfúrico (diluído), aquecimento, reagente com liberação de vapores tóxicos (amônia – deve ser utilizada a capela). Ao término, haverá a produção de belos cristais verdes, como é possível observar na Figura 2. Os cristais obtidos podem ser acondicionados em frascos escuros e os alunos podem ficar com eles, mas é importante ressaltar que durante o procedimento foi utilizado ácido e que não se deve ficar manuseando os mesmos.



Figura 2. Cristais de Trioxalatoferato (III) de Potássio.
Fonte: Própria

5.3 PREPARAÇÃO E CRESCIMENTO DE CRISTAIS

A Teoria do campo cristalino deve ter sido abordada antes da execução deste procedimento experimental, no qual o objetivo é a obtenção de três cristais, sendo que dois deles a partir de Sulfato de Cobre pentahidratado e o outro, de Tiosulfato de sódio pentahidratado. A geometria dos complexos formados será discutida pela diferença de energia (campo forte ou campo fraco) de ligantes em relação ao mesmo metal.

5.4 SÍNTESE INORGÂNICA – DO COBRE AO COBRE

Esse roteiro sugere que se parta do cobre sólido e ao final se produza novamente o cobre sólido, fazendo para isso uma série de reações que envolvem ácidos e temperatura alta, o que exige um cuidado muito grande para evitar acidentes. É uma prática cíclica, também conhecida como Ciclo do Cobre, e por isso muito interessante, podendo ao final ser proposta para outros metais.

5.5 SÍNTESE DE UM ISÔMERO TRANS E SUA CONVERSÃO NA FORMA CIS

Essa prática objetiva auxiliar o aluno na compreensão da isomeria geométrica dos complexos, primeiramente por intermédio da síntese de um complexo de cobalto na forma trans e posterior conversão dele para cis. A efetividade da reação pode ser julgada pela coloração dos compostos: trans é verde, enquanto que o cis é violeta.

5.6 SÍNTESE DO SULFATO DE TETRAMINCOBRE II HIDRATADO

Para a execução dessa prática, o aluno já precisa ter aprendido sobre a distorção de Jahn-Teller a fim de compreender o comportamento do cobre nessa atividade experimental. Será abordada a troca de um ligante campo fraco para um campo forte e o efeito dessa troca. Essa prática tem caráter fortemente didático, pois pode se valer da mudança de coloração das soluções para atestar efetivamente a eficiência da reação, o cobre com a amônia em excesso dá origem a uma solução azul escura e os cristais do sulfato podem ser observados na Figura 3.



Figura 3. Cristais de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}]$
Fonte: REYMÃO, 2012.

5.7 REATIVIDADE DOS SAIS DE COBRE E COBALTO FRENTE À AMÔNIA

Esta é uma atividade experimental bastante simples, mas muito didática, onde também foi abordada a série espectroquímica através da modificação da coloração das soluções originais. Muita atenção deve ser tomada para a manipulação do Hidróxido de amônio, que deve ser feita na capela. As soluções de cobre e cobalto em água são de coloração azul clara e rosa, respectivamente. Posterior à adição da amônia, passam a ser azul intenso e verde.

5.8 RECUPERAÇÃO DOS COMPOSTOS DE COBRE E CRISTALIZAÇÃO DO SULFATO DE COBRE

Essa prática propôs uma metodologia de tratamento para todos os resíduos de cobre gerados até o momento e a cristalização deles sob forma de sulfato de cobre para uso no semestre seguinte. O tratamento dos resíduos gerados em aula deveria ser feito, em uma situação exemplar, pelos próprios alunos geradores do resíduo, a fim de continuamente chamá-los à sua obrigação para com o meio ambiente, porém como o número de aulas práticas é sempre inferior ao necessário, muitos dos tratamentos de resíduo ficam a cargo dos estagiários do almoxarifado.

5.9 EFEITO DO NÚMERO DE LIGANTES SOBRE A COR DOS COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO

Esta é outra prática bastante simples de executar, de grande importância no estudo da Química dos complexos, mas que exige cuidado na manipulação dos reagentes (etilenodiamina e ácido clorídrico devem ser manipulados na capela). Utiliza-se uma solução aquosa de cloreto de níquel para discutir o comportamento do ligante bidentado etilenodiamina em diferentes proporções com essa solução, gerando dessa forma soluções de colorações diferenciadas, pelo número de águas deslocadas pelas etilenodiaminas (en), como se pode atestar na Figura 4.



Figura 4. Soluções de NiCl_2 + em nas proporções da esquerda para a direita: 1:1, 1:2 e 1:3, e bem a direita um tubo com a solução inicial para fins de comparação da cor.
Fonte: Própria

5.10 CARACTERIZAÇÃO DOS COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO: ESPECTROS ELETRÔNICOS

A proposta desse roteiro é a de gerar espectros eletrônicos das soluções preparadas no roteiro anterior (roteiro 3.9 – Efeito do número de ligantes sobre a cor dos compostos de coordenação) a fim de tornar mais efetivo o aprendizado do conteúdo. Para tal, é preciso utilizar um espectrofotômetro de varredura que possibilite a geração do espectro (gráfico).

Os gráficos obtidos serão semelhantes aos das Figuras 5 e 6, gerados no equipamento Shimadzu, modelo UV1800.

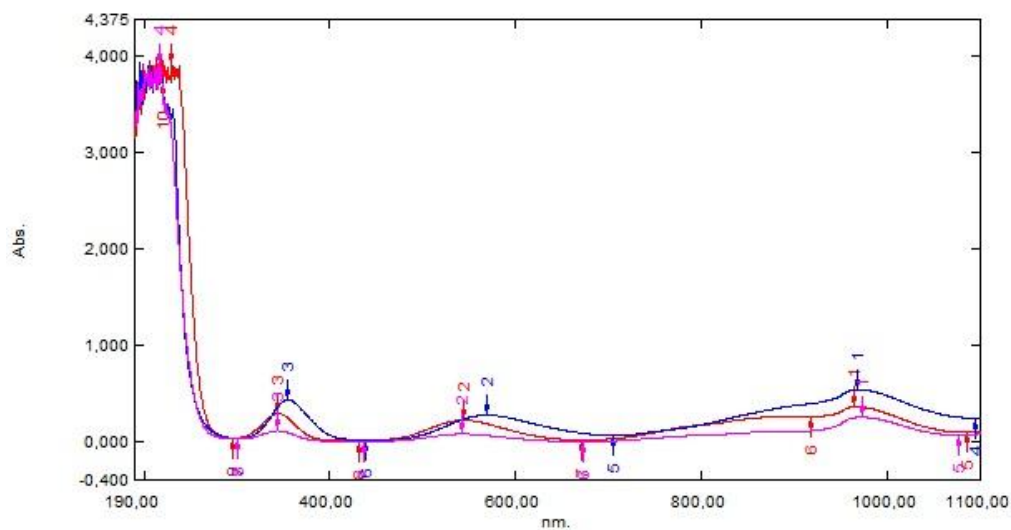


Figura 5. Espectro obtido para as três soluções geradas no roteiro 3.9: linha rosa proporção 1 NiCl_2 : 1 en, vermelha 1 NiCl_2 : 2 en, azul 1 NiCl_2 : 3 en.
Fonte: Própria.

Tais espectros permitem que o professor correlacione o conteúdo de transferência de carga, transições permitidas e proibidas por spin e deslocamento do comprimento de onda máximo devido à substituição de ligantes. Comporta, ainda, observações a cerca da concentração das soluções utilizadas, como na relação 1:1 a intensidade da absorbância é a menor (em rosa), e aparece a transição em comprimento de onda de 344 nm, já a relação de 1:3 tem a maior absorbância, e ocorre um deslocamento da banda para comprimento de onda de 355 nm. Isso pode ser mais bem observado na Figura 6, onde foi feito um zoom na região das maiores absorbâncias.

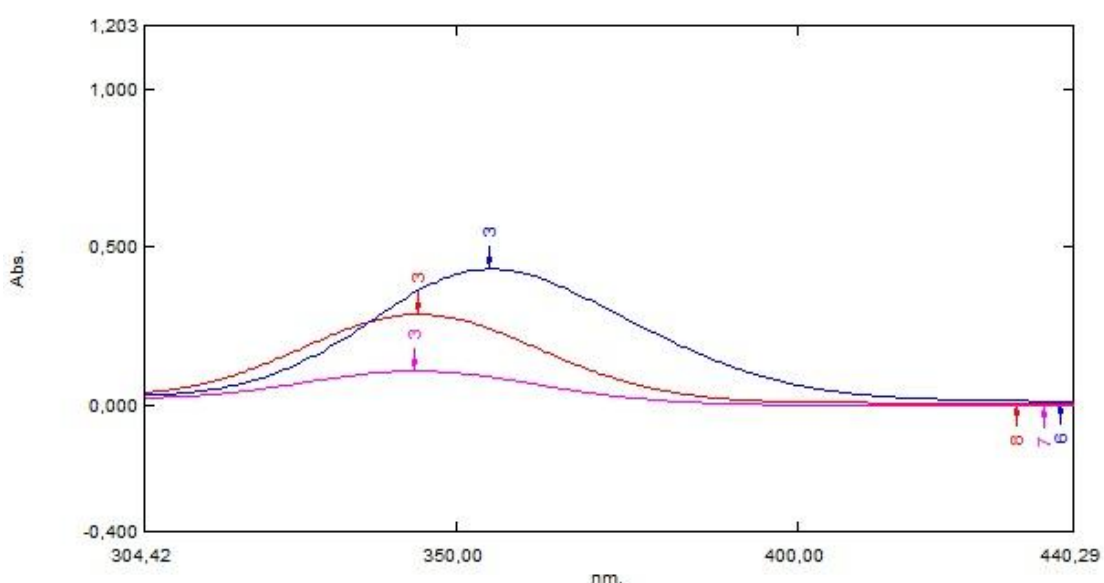


Figura 6. Zoom no espectro mostrando as absorbâncias máximas em comprimentos de onda de 355 nm (azul), 344,5 nm (vermelha) e 344 nm (rosa) – deslocamento do comprimento de onda máximo devido à substituição dos ligantes.

Fonte: Própria.

5.11 COMPLEXOS DE COBRE

Nesta prática novamente se atesta a versatilidade de complexos de cobre, pois eles podem apresentar estruturas octaédricas distorcidas e também quadrado planares dependendo dos ligantes e do campo que esses apresentam. A mudança de geometria é muitas vezes observada pela mudança de coloração dos complexos, e também pode ser conferida por análises de ultravioleta na região do visível. Haverá formação de complexos com água, amônia, acetato, glutamato, cloro e ao final pode-se comparar a força de cada ligante.

5.12 SÍNTESE DE COMPOSTOS DE COBRE E COBALTO COM SACARINA

Esta prática possibilita a produção de complexos de cobre e cobalto com a sacarina sódica e a comparação das colorações obtidas utilizando-se ambos os metais. O comportamento do cobre e cobalto é diferenciado no sentido de que o cobre pode formar complexos octaédricos distorcidos ou quadrado planares enquanto que o cobalto forma apenas estruturas octaédricas, pois o Co (II) é d^5 , nesse caso diferentes ligantes apenas indicam mudanças de campo, não de geometria.

CONCLUSÕES

Foi possível elaborar um material didático para ser utilizado nas aulas práticas da disciplina de Química Inorgânica II. A elaboração deste material deve servir de apoio aos professores da disciplina na organização das aulas experimentais, ficando, dessa forma, evidenciada a importância do respaldo experimental na ciência como um todo, fortalecendo a aprendizagem e incitando descobertas.

A princípio houve dificuldade em se encontrar roteiros que preenchessem os requisitos desse trabalho e contemplassem todos os itens da ementa da disciplina. Porém, após algumas pesquisas já era possível delimitar roteiros que fossem interessantes, eles foram então testados e redimensionados promovendo dessa forma a menor geração de resíduos possível. Infelizmente não há tempo disponível para tratar todos os resíduos gerados nas aulas, mas é sempre muito importante que o aluno seja chamado à sua responsabilidade com o ambiente, para que em sua atuação profissional ele já esteja habituado a considerar esse parâmetro.

Aos alunos, a execução de uma atividade experimental, parece ser uma tarefa simples. Mas, a organização de um roteiro exige muito trabalho e pesquisa para que ele realmente seja útil e alcance seus objetivos didáticos.

Alguns dos roteiros anexados à apostila não puderam ter seus autores corretamente referenciados por se tratar de roteiros há muitos anos utilizados pelos professores da disciplina em apostilas por eles organizadas, mas cuja origem não constava.

REFERÊNCIAS

BAIRD, Colin. **Química Ambiental**. Trad. de Maria Angeles Lobo Recio e Luis Carlos Marques Carrera. 2. ed. Porto Alegre: Bookman, 2002.

BELTRAN, Nelson O.; CISCATO, Carlos A. M. **Química**. São Paulo: Cortez, 1991.

BUFFON, Regina. Catálise por Compostos de coordenação. **Chemkeys – Liberdade para aprender**. Campinas, 2002. Disponível em: <<http://chemkeys.com/br/wp-content/themes/chemkeysbr/article1.php?u=Y2F0YWxpc2UtcG9yLWNvbXBvc3Rvcy1kZS1jb29yZGVuYWVhbnw==>> Acesso em: 14 out. 2011.

EVANGELISTA, Eduardo. Como funcionam as substâncias tóxicas. **HowStuffWorks**. 2007. Disponível em: <www.ambiente.hsw.uol.com.br/substancias-toxias4.htm> Acesso em: 15 out. 2011.

FARIAS, Robson F. de. org. **Química de Coordenação – fundamentos e atualidades**. Campinas: Átomo, 2005.

FREITAS, Mirlaine R.; MACEDO, Renato L.G.; FERREIRA, Eric B.; FREITAS, Matheus P. Em busca da conservação ambiental: a contribuição da percepção ambiental para a formação e atuação dos profissionais da química. **Química Nova**, v. 33, n. 8, p.988-993, 2010.

GALIAZZI, Maria do C.; ROCHA, Jusseli M. de B; SCHMITZ, Luiz C.; SOUZA, Moacir L. de; GUESTA, Sérgio; GONÇALVES, Fábio P. Objetivos das atividades experimentais no ensino médio: a pesquisa coletivas no modo de formação de professores de ciências. **Ciência e educação**, v.7, n.2, p 249-263, 2001.

GIBIN, Gustavo B.; FERREIRA, Luiz H. A formação inicial em química baseada em conceitos representados por meio de modelos mentais. **Química Nova**, v. 33, n. 8, p. 1809-1814, 2010.

GIORDAN, Marcelo. O papel da experimentação no ensino de ciências. **Química nova na escola**, n. 10, nov. 1999.

GUIMARÃES, Cleidson C. Experimentação no ensino de química: caminhos e descaminhos rumo à aprendizagem significativa. **Química nova na escola**, v. 31, n. 3, ago. 2009.

LEE, John D. **Química Inorgânica não tão concisa**. Trad. de Henrique E. Toma, Koiti Araki e Reginaldo C. Rocha. 5. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1999.

LIMA, Viviani A. de; MARCONDES, Maria E.R. Atividades experimentais no ensino de Química. Reflexões de um grupo de professores a partir do tema Eletroquímica. In: **ENSEÑANZA DE LAS CIÊNCIAS** – VII CONGRESSO, número extra. Barcelona, 2005.

MAHAN, Bruce H. **Química: um curso universitário**. 10. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1991.

MAROUN, Christianne A. **Manual de Gerenciamento de Resíduos: Guia de procedimento passo a passo**. Rio de Janeiro: GMA, 2006.

MONTEIRO, José H. P.; et. al. **Manual de gerenciamento integrado de resíduos sólidos**. Rio de Janeiro: IBAM, 2001.

NAKAMURA, Marcelo S. Intoxicação por Chumbo. **Revista de Oxidologia**. Jan/fev/mar. 2002. Disponível em: <<http://www.segurancaetrabalho.com.br/download/intoxicacao-sadao.pdf>> Acesso em: 16 out. 2011.

PAULA, Márcio de. Inimigo Invisível: Metais pesados e a saúde humana. **Periódico Tchê Química**. Porto Alegre, v. 3, n. 6, p. 37-44, 2006.

REYMÃO, Fátima. **Preparação de compostos de Coordenação**. Química Inorgânica experimental. Disponível em: <http://www2.ufpa.br/quimdist/livros_2/livro_quim_inorg_experimental/7a%20aula_comp_cood.pdf> Acesso em 29 jun. 2012.

PARANÁ, SECRETARIA DE ESTADO DA EDUCAÇÃO DO. **Diretrizes Curriculares da Educação Básica**. 2008. Disponível em: <<http://www.quimica.seed.pr.gov.br/arquivos/File/quimica.pdf>> Acesso em: 16 out. 2011.

SEWELL, Granville H. **Administração e controle da qualidade ambiental**. Trad. de Gildo M. dos Santos Filho. São Paulo: E.P.U, 1978.

SHRIVER Duward F.; ATKINS, Peter W. **Química Inorgânica**. 4. ed. Trad. de: Roberto B. Faria e Cristina M.P. dos Santos. Porto Alegre: Bookman, 2008.

UNESP. **Segurança no Laboratório**. Disponível em: <<http://www2.fc.unesp.br/lvq/seguranca.html>> Acesso em: 16 out. 2011.

UTFPR. **Química**. Disponível em: <<http://www.utfpr.edu.br/estrutura-universitaria/pro-reitorias/prograd/catalogo-de-cursos-da-utfpr/pato-branco/quimica>> Acesso em: 02 out. 2011.

APÊNDICES

APÊNDICE A – PLANO DE ENSINO DA DISCIPLINA DE QUÍMICA INORGÂNICA II

PLANO DE ENSINO

OBJETIVO

Descrever, identificar e explicar a formação de compostos de coordenação à luz da teoria de grupo e aplicar estes conceitos em mecanismos de reações.

EMENTA

Química de Coordenação. Teoria do Campo Cristalino e do Campo Ligante. Teoria dos orbitais Moleculares. Simetria molecular. Estruturas e reatividade dos compostos de metais de transição. Mecanismos de reações orgânicas. Química Bioinorgânica. Atividades de laboratório.

CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

ITEM	EMENTA	CONTEÚDO
1	Estruturas e reatividade dos compostos de metais de transição	1 – Constituição e geometria; 2 – Números de coordenação intermediários; Tetracoordenação, penta, hexa. 3 – Números de coordenação mais altos; 4 – Complexos polimetálicos.
2	Química de coordenação	1 – Números atômicos efetivos; 2 – Composição das espécies coordenadas; 3 – Ligações em complexos de metais de transição; 4 – Nomenclatura dos compostos de coordenação; 5 – Quelatos; 6 – Formas dos orbitais d; 7 – Estado de oxidação e hibridização.
3	Teoria dos orbitais moleculares	1 – Teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência; - Teoria da ligação de valência; 2 – Formas moleculares; - Moléculas diatômicas homo e heteronucleares; - Moléculas poliatômicas; 3 – Geometrias das moléculas (linear, tetraédrica, quadrado planar, octaédrica); 4 – Isomerias (Isomeria de polimerização, isomeria de ionização, isomeria de hidratação,

		isomeria de ligação, isomeria de coordenação, isomeria de posição de coordenação);
		5 – Isomeria Geométrica;
		6 – Isomeria Ótica;
4	Simetria molecular	1 – Elementos e operações de simetria;
		2 – Teoria de Grupos;
5	Teoria do campo cristalino e do campo ligante	1 – Complexos Octaédricos;
		Efeitos do desdobramento do campo cristalino.
		2 – Complexos tetraédricos;
		3 – Complexos quadrado planares;
		4 – Efeitos do desdobramento do campo cristalino;
		5 – Distorção tetragonal de complexos octaédricos;
		6 – Paramagnetismo;
6	Mecanismos de reações inorgânicas	1 – Reações de substituição de ligantes;
		2 – Substituição em complexos quadrado planares;
		3 – Substituição em complexos octaédricos;
		4 – Reações redox;
		5 – Reações Fotoquímicas;
7	Química Bioinorgânica	1 – Os elementos dos sistemas vivos;
		- As funções biológicas dos íons metálicos;
		2 – Enzimas que participam de catálise ácida;
		3 – Catálise redox;
		- Proteínas ferro-enxofre e ferro não heme;
		- Citocromos;
		- Enzimas;
		- Coenzima;
		- Fixação de nitrogênio;
		- Fotossíntese;
		4 – Aspectos toxicológicos dos metais;
		5 – Aspectos medicinais dos metais;

APÊNDICE B – APOSTILA PARA AS AULAS PRÁTICAS DE QUÍMICA
INORGÂNICA II

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
UNIVERSIDADE TECNOLÓGICA FEDERAL DO PARANA
CAMPUS PATO BRANCO
CURSO DE QUÍMICA BACHARELADO

ESTELA IARA BANDEIRA

QUÍMICA INORGÂNICA II – APOSTILA PARA AULAS EXPERIMENTAIS

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO	48
2 NORMAS DE SEGURANÇA	49
2.1 EQUIPAMENTOS DE PROTEÇÃO INDIVIDUAL	50
3 ROTEIROS	51
3.1 PRODUÇÃO DE ALÚMEN (SZPOGANICZ ET AL., 1998)	51
3.2 SÍNTESE DO TRIOXALATOFERRATO (III) (GARBAYO ET AL., 2012).....	54
3.3 PREPARAÇÃO E CRESCIMENTO DE CRISTAIS (AUTOR DESCONHECIDO)	57
3.4 SÍNTESE INORGÂNICA – DO COBRE AO COBRE (FARIAS, 2010)	59
3.5 SÍNTESE DE UM ISÔMERO TRANS E SUA CONVERSÃO NA FORMA CIS (AUTOR DESCONHECIDO)	61
3.6 SÍNTESE DO SULFATO DE TETRAMINCOBRE II HIDRATADO (GARBAYO ET AL., 2012).....	63
3.7 REATIVIDADE DOS SAIS DE COBRE E COBALTO FRENTE À AMÔNIA (FARIAS, 2010)	65
3.8 RECUPERAÇÃO DE COMPOSTO DE COBRE E CRISTALIZAÇÃO DO SULFATO DE COBRE (GARBAYO ET AL., 2012)	67
3.9 EFEITO DO NÚMERO DE LIGANTES SOBRE A COR DOS COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO (FARIAS, 2010).....	69
3.10 CARACTERIZAÇÃO DOS COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO: ESPECTROS ELETRÔNICOS (PRÓPRIO).....	71
3.11 COMPLEXOS DE COBRE (AUTOR DESCONHECIDO)	73
3.12 SÍNTESE DE COMPOSTOS DE COBRE E COBALTO COM SACARINA (AUTOR DESCONHECIDO)	75
REFERÊNCIAS	77

1 INTRODUÇÃO

Os elementos de transição, mais corretamente chamados elementos do bloco d, são o objeto de estudo da química inorgânica II. Os metais desse grupo podem formar compostos complexos, que são assim conhecidos devido a não obediência da saturação das valências (do metal e do composto molecular). Alfred Werner recebeu um prêmio Nobel em 1913 ao utilizar o conceito de valências primárias e secundárias para explicar o comportamento dos metais desse bloco (JONES, 2002).

A disciplina de Química Inorgânica II objetiva o estudo, a identificação, o entendimento e a síntese propriamente dita desses compostos de coordenação. Para alcançar tais objetivos o estudo das teorias de grupos (Campo Cristalino, Campo Ligante e Orbitais Moleculares) é de suma importância e possibilita o posterior entendimento dos mecanismos das reações de complexos.

Os elementos de transição são explorados em uma grande gama de aplicações, dentre elas: pilhas secas (com manganês, zinco, prata, cádmio, mercúrio), gravação magnética em disquetes, disco rígidos, fitas magnéticas (com óxido de cromo II ou óxido de ferro III), construção de motores elétricos, contraste das imagens obtidas por ressonância magnética (gadolínio), pigmentos (violeta-manganês, azul-cobalto, amarelo-cádmio, azul-da-prússia, óxido de titânio), em televisores em cores (lantanídeos devido à luminescência), catalisador heterogêneo no escapamento dos carros (platina e ródio), na síntese orgânica, tratamento de doenças causadas pela deficiência desses metais (ferro, cobalto, cobre, etc.), remoção de excesso de íons metálicos do corpo humano (com agentes sequestrantes), tratamento de câncer (platina), e de artrite reumatoide (ouro), além de muitas outras aplicações em diversos campos que estão constantemente em evolução (JONES, 2002).

Considerando, então, a complexidade da ementa da disciplina e o grande potencial de aplicação dos elementos a ser estudados, é de grande relevância que os conteúdos abordados sejam adequadamente vistos em atividades experimentais, e nesse sentido é que essa apostila se apresenta no intuito de orientar e delimitar o estudo prático da Química Inorgânica II através de instruções básicas sobre a atividade prática, lembrando sempre que os roteiros devem ser lidos previamente e que informações sobre toxidez e características específicas dos reagentes a ser utilizados nas atividades devem ser pesquisadas sempre antes das aulas.

2 NORMAS DE SEGURANÇA

É importante seguir algumas normas para garantir que o trabalho no laboratório ocorra de forma segura e alcance os objetivos didáticos:

- Usar sempre um guarda-pó de algodão, com mangas compridas, na altura dos joelhos e fechado;
- Não usar relógios, pulseiras, anéis ou quaisquer outros ornamentos;
- Não beber nem comer nas dependências do laboratório;
- Não fumar no laboratório;
- Caminhar com atenção e nunca correr;
- Nunca testar amostras ou reagentes pelo sabor e os odores devem ser verificados com cautela;
- Não levar a mão à boca ou olhos enquanto estiver manuseando produtos químicos;
- Usar a capela sempre que for trabalhar com solventes voláteis, tóxicos ou reações perigosas, explosivas ou tóxicas;
- Manipular substâncias inflamáveis longe de fontes de aquecimento;
- Utilizar pipetadores;
- Não utilizar lentes de contato em laboratórios; utilizar óculos protetores de segurança;
- Resíduos não devem ser descartados em pias ou lixeiros, mas sim em frascos próprios e identificados;
- Vidrarias trincadas ou quebradas devem ser descartadas e o responsável pelo laboratório, avisado;
- Antes de manipular qualquer reagente, deve-se ter conhecimento de suas características (toxicidade, inflamabilidade, explosividade, etc);
- Seguir corretamente o roteiro de aula e não improvisar, usar materiais e equipamentos adequados.
- Evitar o contato de qualquer substância com a pele;
- Ao realizar a diluição de um ácido concentrado, adicione-o lentamente e com agitação sobre a água, não o contrário;
- Ao aquecer um tubo de ensaio, não voltar à extremidade aberta para si ou para uma pessoa próxima;
- Não utilizar reagentes não rotulados;

- Ao destilar ou aquecer solventes inflamáveis com ponto de ebulição inferior a 100°C, utilizar banho-maria, nunca o bico de Bunsen;
- Ao se retirar do laboratório, verificar se não há torneiras de água ou gás abertas. Desligar todos os aparelhos, deixar vidrarias e equipamentos limpos e lavar bem as mãos (FARIAS, 2010; UNESP, 2011).

2.1 EQUIPAMENTOS DE PROTEÇÃO INDIVIDUAL

Os Equipamentos de Proteção Individual (EPIs) são equipamentos destinados à proteção do usuário de laboratório em situações que envolvam, por exemplo, risco de explosão ou quebra de vidrarias. Engloba:

- Óculos de segurança: imprescindível em operações que envolvam emanção de vapores, fumos ou respingos de produtos químicos;
- Máscara com filtro adequado: em situações de exalação de produtos, mesmo que a operação seja efetuada em capela;
- Luvas: quando se está trabalhando com produtos que podem ser absorvidos ou que podem causar lesões na pele, como por exemplo, no caso de ácidos.
- Jalecos de manga-longa: esses aventais devem ter comprimento na altura dos joelhos, confeccionados em tecido de algodão (CONSELHO..., 2007).

Os EPIs devem ser utilizados para a finalidade a que se destinam e sempre, a fim de não colocar em risco a saúde do laboratorista.

3 ROTEIROS

3.1 PRODUÇÃO DE ALÚMEN (SZPOGANICZ ET AL., 1998)

Objetivos	Grau de Dificuldade
Efetuar cálculos de rendimento de processo químico; Obter cristais de Alúmen.	Fácil

Itens da Ementa

Nomenclatura, Ligações em complexos, Rendimento de reações.

Correlação com a Teoria

O alumínio tem sua superfície protegida por uma camada muito fina de óxido de alumínio, o que dificulta o ataque por soluções ácidas diluídas. Entretanto, soluções alcalinas dissolvem essa camada de óxido e atacam o metal, formando o ânion tetraidroxialuminato $[Al(OH_4)]^-$. Depois de esse ânion estar solubilizado, quando é feita a adição de ácido, uma de suas hidroxilas é neutralizada formando um precipitado floculento de $Al(OH)_3$. Em excesso de ácido, esse precipitado se dissolve. Os cristais de alúmen têm forma de octaedros e são muito puros, o que é importante em muitas de suas aplicações.

O cálculo do rendimento de uma reação faz-se necessário, pois em muitas reações químicas os reagentes não são completamente convertidos em produtos e até mesmo pode haver a produção de substâncias além das de interesse. Esse cálculo deve ser feito sabendo o valor de rendimento teórico da reação e tendo em mãos o valor obtido na prática.

Material

- Banho de gelo;
- Béquer de 150 mL e 250 mL;
- Chapa de aquecimento;
- Funil de Buchner;
- Kitasato;
- Lata de refrigerante limpa e cortada;
- Palha de aço;
- Papel filtro;
- Proveta de 100 mL;

Reagentes

- Água destilada;
- Etanol;
- Solução de Hidróxido de Potássio (KOH) 1,5 mol/L;
- Solução de Ácido Sulfúrico (H_2SO_4) 9 mol/L.

- Vidro de relógio.

Método

1. Cortar a lata de forma a obter um retângulo de 6 x 7cm retirando o topo e o fundo. Remover com palha de aço a tinta da lata.
2. Medir a massa do retângulo de alumínio e depois cortá-lo em pequenos pedaços. Colocar esses pedaços em um béquer de 150 mL e adicionar 30mL de KOH. Observar.
3. Colocar o béquer sobre a chapa de aquecimento para aumentar a velocidade da reação. Observar a mudança na coloração da solução. A reação estará completa quando parar de borbulhar. Desligar a chapa aquecedora.
4. Filtrar a solução ainda quente (todo o resíduo escuro deve ficar retido no papel filtro). Transferir o filtrado incolor para um béquer de 250 mL e se ainda estiver quente, resfriá-lo em banho de gelo;
5. Sob agitação, adicionar 15 mL de H_2SO_4 à solução. De início haverá formação de precipitado que desaparecerá à medida que for adicionando mais ácido. Observe a variação de temperatura da solução.
6. Se permanecer algum sólido na solução, filtre-a. O filtrado deve ser colocado no banho de gelo em caso de se desejar formação de cristais pequenos, ou diretamente sobre a bancada, se quiser cristais maiores. A solução deve ficar em repouso por uma semana em frasco fechado.
7. Na semana seguinte, montar o aparato de filtração a vácuo: fixar o kitassato, colocar o funil de Buchner na boca do kitassato e o papel filtro no funil. Filtrar os cristais, transferindo-os para o funil. Aqueles que ficarem no frasco devem ser transferidos com uma solução de etanol/água 50% v/v e essa solução deverá ser utilizada para enxaguar o béquer ao menos duas vezes.
8. Espalhar os cristais sobre o papel filtro e deixar sob sucção por 5 minutos. Transferir os cristais para um vidro de relógio anteriormente pesado. Medir a massa dos cristais.

Fixação dos Conceitos

1. Calcule o rendimento do processo químico da produção do Alúmen.
2. Equacione as reações ocorridas nas etapas da produção do Alúmen e

identifique os compostos formados.

Metodologia de tratamento dos resíduos

Os cristais podem ser guardados e a solução restante, neutralizada com base e descartada na pia.

Aplicações

O alúmen de potássio ou sulfato duplo de alumínio e potássio é o principal constituinte da pedra-ume. Pode ser usado para purificação de água (agente floculante), curtimento de couro, endurecedor de gelatinas e emulsões, cosméticos, mordente para tingimento, etc.

3.2 SÍNTESE DO TRIOXALATOFERRATO (III) (GARBAYO ET AL., 2012)

Objetivo	Grau de Dificuldade	Médio
Obter o complexo de trioxalatoferrato (III) a partir de ferro metálico.		

Item da Ementa

Nomenclatura; Geometria; Troca de ligantes (relacionados à cor); Ligações em complexos; Crescimento de cristais.

Correlação com a Teoria

Ferro forma majoritariamente complexos octaédricos e tem grande afinidade com ligantes com átomos doadores de oxigênio. O íon oxalato pode atuar como ligante bidentado, coordenando-se ao átomo central através de dois átomos doadores de oxigênio formando complexos estáveis com estrutura cíclica, chamados de quelatos.

Material

- Balança Analítica;
- Banho-maria;
- Béqueres de 50 e 100 mL;
- Funil de vidro;
- Provetas de 25 mL;
- Papel filtro;
- Pipetas de 5 e 10 mL.

Reagentes

- Ácido Sulfúrico Diluído (1:20) (H_2SO_4);
- Ácido Oxálico Dihidratado ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$);
- Água Destilada;
- Etanol;
- Gelo;
- Oxalato de potássio monohidratado ($\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$);
- Solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2);
- Solução diluída de amônia (1:5) (NH_3);
- Palha de Aço.

Método

1. Pesar aproximadamente 0,3 g de palha de aço ou limalha de ferro em um béquer de 50 mL;
 2. Adicionar 10 mL da solução de H_2SO_4 e colocar o béquer sobre um banho-
-

-
- maria até dissolução completa do ferro (cerca de 15 minutos);
3. Diluir a solução obtida com água até um volume de 30 mL.
 4. Adicionar lentamente e sob agitação, uma solução de 0,9 g de $K_2C_2O_4 \cdot 1H_2O$ em 10 mL de água;
 5. Adicionar lentamente e sob agitação a solução diluída de NH_3 (cerca de 10 mL), até o aparecimento de uma coloração verde;
 6. Acrescentar, lentamente e sob agitação, algumas pitadinhas de $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$, até que o precipitado formado apresente uma coloração amarelo-clara (oxalato de ferro: FeC_2O_4).;
 7. Filtrar o produto obtido usando papel-filtro.
 8. Lavar o resíduo sobre o filtro com 10 mL de água.
 9. Descartar o filtrado e transferir o resíduo sólido do filtro para um béquer de 50 mL com um jato de água, de tal maneira que o volume de água não ultrapasse 25 mL.
 10. Aquecer a suspensão amarela sobre um banho-maria a $40-50\ ^\circ C$ e adicionar, em pequenas porções e sob agitação, 1,4 g de $K_2C_2O_4 \cdot 1H_2O$ e 0,3 g de $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$. Finalmente, acrescentar, sob agitação, 1 mL da solução de H_2O_2 . Deve resultar, após alguns instantes, uma solução verde-clara e transparente de trioxalatoferrato de potássio.
 11. Em caso de formação de um precipitado marrom, acrescentar sob agitação algumas pitadinhas de $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$, até que resulte uma solução transparente.
 12. Para obter o produto em forma cristalizada, têm-se três opções:
 - a) Acrescentar, sob agitação, 10 mL de etanol e deixar em repouso. Após alguns minutos forma-se uma massa sólida composta por pequenos cristais verdes. Filtrar os cristais e secá-los entre folhas de papel.
 - b) Colocar a solução obtida sobre gelo. Após 15-20 minutos obtêm-se cristais verdes de tamanho milimétrico. Filtrar os cristais e secá-los entre folhas de papel.
 - c) Guardar a solução em recipiente aberto e protegido da luz durante alguns dias (até a próxima aula). Pela evaporação lenta da água, o oxalatoferrato de potássio é obtido em forma de cristais grandes monoclinicos de cor verde-esmeralda. Descartar o sobrenadante, separar os cristais e secá-los sobre papel.

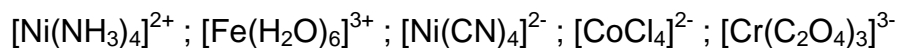
Fixação dos Conceitos

1. Tente desenhar a estrutura tridimensional do ânion trioxalatoferrato $[Fe(C_2O_4)_3]^{3-}$
-

(complexo octaédrico).

2. Desenhe a estrutura tridimensional de um complexo octaédrico de composição $ML_4(\text{glic})$, onde L é um ligante monodentado e “glic” é o ânion glicinato.

3. Escreva os nomes dos seguintes complexos:



Metodologia de tratamento dos resíduos

As sobras de solução devem ser diluídas com bastante água e despejadas na pia.

Os cristais obtidos podem ser guardados em recipiente escuro, ou dissolvidos em água e despejados na pia.

Aplicações

Complexos, de maneira geral, tem inúmeras aplicações na metalurgia, medicina, conservação de alimentos, confecção de materiais de limpeza, indústria de tintas.

3.3 PREPARAÇÃO E CRESCIMENTO DE CRISTAIS (AUTOR DESCONHECIDO)

Objetivos	Grau de Dificuldade	Médio
Preparar vários sais e desenvolver técnicas de crescimento de cristais; Distinguir sal duplo de sal complexo.		

Item da Ementa

Crescimento de cristais; Formação de sais e complexos; Geometria; Teoria do Campo Cristalino.

Correlação com a Teoria

O Crescimento de cristais se dá em um processo chamado de nucleação, que começa com a formação de um padrão ordenado de partículas. Podendo ser de forma natural, onde as partículas colidem com orientação apropriada e baixa energia cinética, ou ainda através do acréscimo de algum material estranho à solução, que fornecerá a superfície para o início do crescimento do cristal.

Material

- Balança Analítica;
- Béqueres de 50 e 100 mL;
- Funil de vidro;
- Papel filtro;
- Tubos de ensaio.

Reagentes

- Etanol (C_2H_6O)
- Sulfato de amônio ($(NH_4)_2SO_4$)
- Sulfato de cobre pentahidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$);
- Tiosulfato de Sódio pentahidratado ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$).

Método

Parte A: Obtenção de sal duplo $CuSO_4(NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$

1. Dissolver 1 g de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ na menor quantidade possível de água à temperatura ambiente. Em um béquer a parte, dissolver 1 g de $(NH_4)_2SO_4$ em pequena quantidade de água. Misturar as duas soluções e deixá-las descansar por horas.

2. A formação de cristais pode ser verificada e apresentará cor azul-pálida. Posteriormente serão separados da solução-mãe por decantação ou filtração.

Parte B: Obtenção de cristais de $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$

1. Medir a massa de 1 g de $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ e colocá-la em um tubo de ensaio.

Adicionar 2 mL de água destilada e aquecer, sem deixar ferver e sob agitação até a completa dissolução do sólido.

2. Resfriar em água corrente sem agitar. Se houver cristalização, aquecer novamente até a dissolução completa e esfriar novamente.
3. Colocar no tubo de ensaio um cristal grande e observar a formação dos cristais ao redor desse gérmen. Verificar se há variação na temperatura.

Parte C: Obtenção de um sal complexo de Cobre II

1. Dissolver 1 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ em pequena quantidade de água. Adicionar NH_4OH lentamente até a dissolução do precipitado azul formado anteriormente.
2. Lentamente adicionar à solução um mesmo volume de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ e deixar a solução em repouso por, aproximadamente, uma hora. Separar os cristais através de filtração, lavando o filtrado com pequena quantidade de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Fixação dos Conceitos

1. Que massa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ seria necessária para a síntese de 30 g do complexo de cobre com NH_3 (tetraaminocobre (II))?
2. Por que o complexo de tetraaminocobre (II) tem quatro ligantes e não seis?
3. Qual a geometria do complexo tetraaminocobre (II)?
4. Qual o comportamento dos sais do item B e C frente à dissolução em água?

Metodologia de tratamento dos resíduos

Resíduos de cobre ver roteiro 3.8. Outros resíduos podem ser descartados na pia com água corrente.

Aplicações

O sulfato de cobre é utilizado na agricultura como fungicida, algicida, bactericida e herbicida; aditivo em alimentos e fertilizantes; mordente em banhos fotográficos; na preservação de madeiras; composição de pigmentos de tintas. O sal complexo Sulfato de tetraaminocobre (II) já foi muito utilizado na produção de seda artificial e atualmente, é usado na estampa têxtil e como fungicida.

3.4 SÍNTESE INORGÂNICA – DO COBRE AO COBRE (FARIAS, 2010)

Objetivos	Grau de Dificuldade	Médio
Sintetizar compostos de cobre; Começar e terminar a prática com Cobre metálico.		

Item da Ementa

Ligações de complexos; Nomenclatura de complexos; Balanceamento de reações; Troca de ligantes; Geometria; Teoria do Campo Cristalino.

Correlação com a Teoria

Em complexos do íon $\text{Cu}^{2+} d^9$ é encontrada uma distorção na estrutura octaédrica resultado do preenchimento assimétrico dos orbitais e_g , o que produz uma distorção tetragonal (alongamento ou compressão do octaedro) a fim de remover a degenerescência e alcançar um estado de menor energia.

Material

- Balança Analítica;
- Béquer de 50 mL;
- Bico de Bunsen;
- Conta-gotas;
- Erlenmeyer de 50 mL;
- Funil de vidro;
- Provetas de 25 mL;
- Papel filtro;
- Pipetas de 5 e 10mL;
- Termômetro;
- Tripé com tela de amianto;
- Suporte com argola.

Reagentes

- Cobre metálico;
- Solução de Ácido Nítrico (HNO_3) 3 mol/L;
- Solução de Ácido Sulfúrico (H_2SO_4) 3 mol/L;
- Solução de Hidróxido de Sódio (NaOH) 6 mol/L;
- Papel indicador universal;
- Zinco em pó.

Método

1. Pesar aproximadamente 0,05 g de cobre em um Erlenmeyer de 50 mL. Ao metal, adicionar 4 mL da solução de HNO_3 . Aquecer levemente e adicionar um maior volume da solução de ácido, caso o metal não tenha sido todo consumido;
 2. Adicionar gota a gota a solução de NaOH até que seja constatado, através do uso do papel indicador, que a solução tenha se tornado básica. Haverá formação
-

de precipitado;

3. Aquecer a solução anterior a 120°C. Haverá formação de um precipitado de cor escura. Filtrar o precipitado, descartar o filtrado e lavá-lo com 1 mL de água.

4. Em um béquer, adicionar 3 mL da solução de H₂SO₄, e em seguida, acrescentar o precipitado filtrado anteriormente. Agitar até que todo o sólido tenha se dissolvido (em caso de não dissolver, adicionar um pouco mais da solução do ácido).

5. À solução obtida no item 4, adicionar 0,04 g de Zinco em pó. Agitar e observar.

Fixação dos Conceitos

1. Equacione todas as reações ocorridas e nomeie os compostos de Cobre formados.

2. Proponha uma sequência de etapas de síntese semelhante a esta, utilizando outros dois metais.

Metodologia de tratamento dos resíduos

Esse procedimento inicia e termina com Cobre metálico, não havendo necessidade de tratamento. As sobras das soluções dos processos de filtração podem ser neutralizadas e descartadas na pia.

Aplicações

O Cobre é utilizado como catalisador, agente dessulfurizante, mordente em tinturaria têxtil, fungicida, inseticida, aditivo nos solos, cunhagem de moedas, fabrico de tubos de canalização, peças decorativas, cabos elétricos, medalhas, caldeiras, etc.

3.5 SÍNTESE DE UM ISÔMERO TRANS E SUA CONVERSÃO NA FORMA CIS (AUTOR DESCONHECIDO)

Objetivos	Grau de Dificuldade	Médio
Realizar a síntese do isômero de cobalto e sua conversão na forma cis.		

Item da Ementa

Isomeria, Geometria das moléculas.

Correlação com a Teoria

Devido às geometrias e estruturas bastante complicadas de alguns complexos, as possibilidades de isomeria são grandes e podem se dividir em: isomeria de polimerização, de ionização, de hidratação, de ligação, de coordenação, de posição de coordenação, geométrica e óptica.

Em complexos dissustituídos, os grupos vizinhos podem estar em posições adjacentes ou opostas, dando origem à isomeria geométrica (isômeros cis e trans, respectivamente).

Material

- Banho de gelo;
- Banho-maria;
- Béqueres;
- Capela de exaustão;
- Funil de vidro;
- Papel filtro;
- Pipetas graduadas.

Reagentes

- Ácido clorídrico concentrado (HCl);
- Água destilada;
- Cloreto de Cobalto II Hexahidratado ($\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$);
- Etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$);
- Éter etílico ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$);
- Peróxido de Hidrogênio 10% (H_2O_2);
- Solução de Etilenodiamina ($\text{C}_2\text{H}_4(\text{NH}_2)_2$) 10%.

Método

1. Dissolver em 2,5mL de água 1g de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. A essa solução acrescentar (em capela) 3,3mL da solução de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{NH}_2)_2$. Promover a mistura completa das duas soluções.
2. Adicionar à mistura anterior 0,66mL de H_2O_2 em pequenas porções e sob suave agitação, durante um período de 15 minutos (evitar a adição vigorosa, pois esta facilita a decomposição do H_2O_2 e atrapalha o processo de oxidação).

3. Deixar a solução em repouso por 10 minutos após adicionar todo o H_2O_2 . Aquecer em banho-maria com agitação até cessar o borbulhamento.
4. Na capela, adicionar à solução 2,3mL de HCl. Deixar a solução em repouso em banho-maria até que se verifique a formação de uma crosta na superfície do líquido. Aquecer por mais 5 minutos e depois resfriar a temperatura ambiente. Depois de frio, colocar em banho de gelo para acelerar a precipitação.
5. Filtrar a solução separando o precipitado verde da solução violeta. Lavar com pequenas porções de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ e depois com $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$. O produto é o isômero trans.
6. Dissolver metade da massa do precipitado trans obtida anteriormente em quantidade mínima de água destilada e evaporar até quase secura em banho-maria; repetir esse procedimento mais uma vez. Será observada, com o aquecimento, a formação de uma solução pastosa violeta (isômero cis). Resfriá-la em banho de gelo e lavá-la com $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ e depois com $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

Fixação dos Conceitos

1. Escreva as reações que descrevem a reação de complexação dessa prática.
2. Qual o rendimento teórico da reação?
3. Desenhe a estrutura dos íons complexos sintetizados.
4. Porque a adição de água oxigenada deve ser feita lentamente?
5. Qual a finalidade da água oxigenada nesta síntese?

Metodologia de tratamento dos resíduos

Resíduos de Cobalto conforme tratamento sugerido no item 3.8.

Aplicações

O Cobalto é empregado na indústria como catalisador, na indústria de cerâmica, vidraria, esmaltes, em ligas, na preparação de sais para agricultura, no fabrico de uma "tinta simpática" constituída por uma solução de cloreto cobaltoso (rosa claro), que por aquecimento se torna azul, ficando a escrita visível; em higrômetros visuais (a umidade atmosférica muda a cor do sal de azul para rosa).

3.6 SÍNTESE DO SULFATO DE TETRAMINCOBRE II HIDRATADO (GARBAYO ET AL., 2012)

Objetivo	Grau de Dificuldade	Médio
Obter o complexo de tetramincobre II Hidratado.		

Item da Ementa

Teoria do Campo Cristalino; Distorção Jahn-Teller;

Correlação com a Teoria

O complexo de sulfato de cobre diluído em água forma complexos octaédricos. Como o cobre (II) é um complexo com distorção Jahn-Teller ele será Octaédrico na presença de ligante campo fraco, e ao trocar o ligante água pelo ligante amônia (campo forte), ocorre uma mudança de geometria, ou seja, ocorre o rompimento das duas ligações axiais e a formação de um complexo quadrado planar, caracterizando a distorção.

Material

- Agitador magnético e barra;
- Béqueres de 150 mL e 250 mL;
- Dessecador;
- Funil de Buchner;
- Kitasato;
- Provetas.

Reagentes

- Água destilada;
- Etanol (C₂H₆O);
- Éter Etílico (C₄H₁₀O);
- Solução concentrada de amônia (NH₃);
- Sulfato de cobre pentahidratado (CuSO₄.5H₂O).

Método

1. Em um béquer de 250 mL dissolver, sob agitação, 3 g de CuSO₄.5H₂O finamente pulverizado em 5 mL de NH₃ concentrada (isso deve ser feito na capela). Observar a mudança de tonalidade da cor da solução.
2. Acrescentar 3 mL de água. Observar que, após a adição inicial de NH₃ haverá formação de um precipitado de cor azul pálido, que se dissolve a medida que se adiciona NH₃ em excesso.
3. Adicionar gradualmente 5 mL de C₂H₆O. Deixar em repouso a frio durante 20 minutos. Filtrar a vácuo em frasco de Kitasato e funil de Buchner.

4. Lavar o filtrado três vezes: a primeira delas com uma solução 1:1 de C_2H_6O e NH_3 , a segunda apenas C_2H_6O e a terceira contendo apenas $C_4H_{10}O$.
5. Acondicionar o material em frasco limpo e deixá-lo no dessecador por dois ou três dias para secar.

Fixação dos Conceitos

1. Escreva as equações que representam as reações ocorridas.
2. Que quantidade de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ seria necessária para a síntese de 30 g do complexo?
3. Que quantidade de NH_3 5 mol/L seria necessária para reagir com $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ e formar 2 g do complexo?

Metodologia de tratamento dos resíduos

Os resíduos com Cobre, tratamento conforme roteiro 3.8.

Aplicações

Antigamente o Sulfato de Tetraminocobre (II) era muito utilizado no processo de produção da seda artificial (Raiom). Hoje em dia, seu uso maior é como fungicida e na indústria têxtil (estamparia).

3.7 REATIVIDADE DOS SAIS DE COBRE E COBALTO FRENTE À AMÔNIA (FARIAS, 2010)

Objetivo	Grau de Dificuldade	Fácil
Observar a afinidade dos íons Cobre e Cobalto pelos ligantes água e amônia.		

Item da Ementa

Teoria do Campo Cristalino; Série espectroquímica.

Correlação com a Teoria

A série espectroquímica proposta por Tsuchida permite comparar a energia absorvida por dois ou mais ligantes em um mesmo metal, ou seja, permite avaliar a capacidade do ligante de causar desdobramento em orbitais d. Para o ligante ser considerado de Campo Forte, ele precisa dar origem a uma transição de elevada energia. Já um ligante que acarreta uma transição de baixa energia, é chamado de ligante de Campo Fraco.

Material

- Balança analítica;
- Peras;
- Pipetas de 1 mL e de 5 mL;
- Tubos de ensaio;

Reagentes

- Água destilada;
- Cloreto, nitrato ou sulfato de cobre (CuCl₂, Cu(NO₃)₂, CuSO₄);
- Cloreto, nitrato ou sulfato de cobalto (CoCl₂, CuNO₃, ou CoSO₄);
- Hidróxido de amônio (NH₄OH).

Método

1. Pesar duas porções de 0,15 g de CuCl₂, Cu(NO₃)₂ ou CuSO₄ e colocar em dois tubos de ensaio. Adicionar 3 mL de água destilada a um dos tubos e agitá-lo até dissolver completamente o material. Esta é a solução de cobre. O outro tubo reservar.
2. Pesar duas porções de 0,15 g de CoCl₂, Co(NO₃)₂, ou CoSO₄ e 1 g de CuSO₄ e colocar em dois tubos de ensaio. Adicionar 3 mL de água destilada a um deles e agitá-lo até dissolver completamente o material. Esta é a solução de cobalto. O tubo restante reservar.
3. Use a solução de cobre e a solução de cobalto para comparar suas colorações

com as que serão produzidas pelos complexos formados após a adição da amônia.

4. Aos tubos reservados contendo cobre e cobalto, adicionar NH_4OH concentrado até que possa ser observada mudança de coloração (atenção: o volume a ser adicionado é pequeno; procedimento deve ser feito na capela). Compare as soluções obtidas.

Fixação dos Conceitos

1. Equacione as reações ocorridas.
2. Quais conclusões podem ser tiradas com relação às afinidades dos íons cobre e cobalto pelos ligantes H_2O e NH_3 ?

Metodologia de tratamento dos resíduos

Os resíduos de Cobre e de Cobalto devem ser tratados conforme roteiro 3.8.

Aplicações

O Cloreto de cobalto (II) é utilizado juntamente com a sílica gel, embora classificado como tóxico pelas diretrizes européias. O cloreto anidro é azul, enquanto que o hidratado é rosa claro. Em substituição a esse, pode ser utilizado o cloreto de cobre (II).

3.8 RECUPERAÇÃO DE COMPOSTO DE COBRE E CRISTALIZAÇÃO DO SULFATO DE COBRE (GARBAYO ET AL., 2012)

Objetivos	Grau de Dificuldade	Médio
Realizar o tratamento e recuperação do cobre na forma de sulfato de cobre pentahidratado.		

Item da Ementa

Geometria molecular; Teoria do campo cristalino, Série Espectroquímica, Teoria do Campo Cristalino.

Correlação com a Teoria

Compostos de cobre reações de recuperação do composto a partir de metodologia simples envolvendo ácido sulfúrico e hidróxido de sódio.

Material

- Balança Analítica;
- Banho Maria;
- Bastão de vidro;
- Béquer de 100 mL;
- Capela;
- Chapa aquecedora;
- Funil de buchner;
- Funil de vidro;
- Kitasato;
- Papel filtro;
- Proveta de 100 mL;
- Vidro de relógio.

Reagentes

- Ácido sulfúrico (H_2SO_4);
- Água destilada;
- Hidróxido de sódio 3 mol/L (NaOH);
- Resíduo de cobre.

Método

1. Tratar o resíduo de cobre com NaOH até pH 7 (obtenção de Hidróxido de Cobre);
 2. Precipitar o Hidróxido obtido através de aquecimento, para que toda água presente na solução evapore;
 3. Dissolver o hidróxido com H_2SO_4 , utilizando o banho-maria, a fim de formar o
-

sulfato de cobre;

4. Concentrar a solução e cristalizá-la, deixando resfriar lentamente em frasco de vidro, com um vidro de relógio tampando o frasco;

5. Filtrar, secar e macerar os cristais. Armazenar para uso posterior.

Fixação dos Conceitos

1. Que outros elementos poderiam passar por tratamento semelhante ao descrito nessa prática? Equacione as reações ocorridas e nomeie o produto formado.

Metodologia de tratamento dos resíduos

Não há, pois o resíduo será reutilizado em aulas do próximo semestre.

Aplicações

A metodologia sugerida nessa prática pode ser utilizada com grande êxito no tratamento de resíduos de diversos metais que são utilizados na Química dos Complexos.

3.9 EFEITO DO NÚMERO DE LIGANTES SOBRE A COR DOS COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO (FARIAS, 2010)

Objetivo	Grau de Dificuldade	Médio
Observar o comportamento de soluções aquosas contendo níquel em diferentes proporções com o ligante etilenodiamina.		

Item da Ementa

Número de coordenação; Reações de complexos (estabilidade de complexos com ligantes bidentados), Ligações de complexos; Nomenclatura de complexos; Balanceamento de reações; Troca de ligantes; Geometria; Teoria do Campo Cristalino.

Correlação com a Teoria

A etilenodiamina é um produto inflamável e deve-se ter muito cuidado na sua manipulação, pois pode provocar queimaduras em contato com a pele e forte irritação em caso de inalação.

Etilenodiamina é um ligante bidentado que forma um anel de cinco membros (quelato), através da ligação dos átomos de nitrogênio ao mesmo átomo metálico.

Níquel 2+ forma compostos com número de coordenação 6

Íons em estado de oxidação inferior a +5 são coloridos, pois possuem um nível eletrônico d não preenchido completamente, o que possibilita a ocorrência de transições d-d.

Material

- Balança Analítica;
- Béqueres;
- Espátula;
- Proveta;
- Tubos de ensaio (6).

Reagentes

- Ácido clorídrico concentrado (HCl);
- Água destilada;
- Cloreto de níquel (NiCl₂);
- Etilenodiamina (C₂H₄(NH₂)₂).

Método

1. Pesar aproximadamente 0,22 g de NiCl₂ e dissolver em 8,0 mL de água destilada, preparando dessa forma uma solução 0,21 mol/L. Colocar essa solução em quatro tubos de ensaio (2 mL por tubo);

2. Pesar 0,19 g de C₂H₄(NH₂)₂ e dissolver em 15 mL de água destilada,

preparando dessa forma uma solução 0,2 mol/L;

3. Ao primeiro tubo preparado no item 1 adicionar 2,5 mL da solução feita no item 2. Ao segundo, 5 mL e ao terceiro 7,5 mL da mesma solução. O quarto tubo deve ser mantido reservado para comparação de cor.
4. Anotar as cores observadas.
5. Repassar metade de cada uma das soluções geradas no item 3 para outros tubos de ensaio e acrescentar, gota a gota, HCl até que a cor original de NiCl_2 seja restabelecida. Contar quantas gotas foi necessário.

Fixação dos Conceitos

1. Em qual caso foi preciso adicionar mais ácido? Por quê?
2. A quais conclusões pode-se chegar com base nesses dados experimentais?

Metodologia de tratamento dos resíduos

As soluções preparadas nesse item devem ser etiquetadas e armazenadas, pois serão reutilizadas em aula posterior (roteiro 3.10).

Aplicações

É de grande benefício utilizar a coloração de soluções para se discutir sobre a força dos campos dos ligantes, e posteriormente pode-se utilizar a espectrofotometria no UV-Vis para confirmar as hipóteses formadas. Isso será feito no roteiro 3.10.

3.10 CARACTERIZAÇÃO DOS COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO: ESPECTROS ELETRÔNICOS (PRÓPRIO)

Objetivos	Grau de Dificuldade	Médio
Obter espectros de varredura de compostos obtidos no roteiro 3.9; compreender as transições eletrônicas que acontecem nos complexos.		

Item da Ementa

Teoria do Campo Cristalino; Teoria do Campo Ligante; Efeitos do desdobramento do campo cristalino; Espectroscopia de complexos, transições moleculares, diagramas de Tanabe-Sugano.

Correlação com a Teoria

A energia e a intensidade das transições que ocorrem quando da excitação das espécies para níveis de energia mais altos fornecem informações sobre sua estrutura eletrônica. Uma transferência de carga (TC) é uma transição de alta intensidade, onde um elétron desloca-se de um orbital que tem caráter de ligante para outro orbital, com caráter de metal.

A água é um ligante de campo mais fraco do que a etilenodiamina.

Material

- Cubeta de quartzo;
- Espectrofotômetro de varredura;
- Papel.

Reagentes

- Soluções preparadas no roteiro 3.9

Método

1. Lavar as cubetas de quartzo com água destilada; em uma das cubetas acrescentar água destilada, limpar adequadamente as faces transparentes da cubeta e proceder à leitura, este será o branco.

2. Acrescentar à outra cubeta uma das soluções preparadas no roteiro 3.9 item 3 e proceder à varredura e geração de espectro. Reler o branco e posteriormente fazer as leituras para as demais soluções, sempre intercalando com uma leitura de branco.

Fixação dos Conceitos

1. Justificar o espectro obtido com base no número de ligantes do composto.
2. Correlacionar o espectro obtido com as transições permitidas e proibidas por spin, e banda de transferência de carga. E fornecer as transições eletrônicas utilizando o diagrama de Tanabe -Sugano.

Metodologia de tratamento dos resíduos

O níquel pode ser tratado segundo metodologia proposta para o Cobre (item 3.8), porém deve-se confirmar a eficiência da precipitação do níquel utilizando solução de 1% de dimetilglioxima em propanol (LASSALI, 2012) antes de descartar o filtrado na pia.

Aplicações

A Espectroscopia UV-VIS é uma técnica muito utilizada em vários tipos de determinações analíticas, principalmente quando é necessário identificar grupos funcionais na molécula. Pode ser utilizada para compostos orgânicos ou inorgânicos, em análises quali ou quantitativas.

3.11 COMPLEXOS DE COBRE (AUTOR DESCONHECIDO)

Objetivo	Grau de Dificuldade	Fácil
Obter complexos de Cobre II com os compostos nitrogenados bicarbonato de amônio e glutamato monossódico.		

Item da Ementa

Bioinorgânica; Reações de complexos; Nomenclatura.

Correlação com a Teoria

O íon Cu^{2+} tem configuração eletrônica d^9 , ou seja, tem um elétron desemparelhado. Compostos com esse íon são coloridos devido às transições d-d e podem apresentar geometria octaédrica distorcida ou quadrado planar, conforme os ligantes associados.

Material

- Balança analítica;
- Bastão de vidro;
- Béquer de 50 mL;
- Conta-gotas;
- Peras;
- Pipetas de 1 mL e de 5mL;
- Tubos de ensaio.

Reagentes

- Aji-no-moto (glutamato monossódico);
- Água destilada;
- Bicarbonato de amônio (NH_4HCO_3);
- Hidróxido de Sódio (NaOH);
- Solução de Ácido Clorídrico (HCl) 6mol/L;
- Sulfato de cobre (CuSO_4);
- Vinagre.

Método

1. Pesar 1,0 g de CuSO_4 e colocar em um tubo de ensaio. Adicionar 3 mL de água destilada e agitar até dissolver completamente o material. Esta é a solução de cobre.

2. Pesar 1,0 g de NH_4HCO_3 e adicionar a um tubo de ensaio, acrescentar 4 mL de água e misturar com o bastão de vidro até dissolver tudo. Adicionar 0,3 mL da solução de cobre (item 1), agitar e observar durante 5 minutos. Comparar a cor da solução obtida com a cor da solução de cobre pura.

3. Na solução obtida no item 2, gotejar vinagre até observar uma mudança de

coloração. Comparar essa cor com a cor da solução de cobre pura.

4. Em um tubo de ensaio limpo, colocar 0,4 g de aji-no-moto e adicionar 2 mL de água destilada. Agitar até dissolver tudo e acrescentar 0,5 mL da solução de cobre do item 1. Agitar durante 5 minutos. Comparar a cor da solução obtida com a cor da solução de cobre pura.

5. Colocar em um tubo de ensaio limpo, 2 mL de água destilada e 0,5 mL da solução de cobre. Misturar bem e gotejar HCl até observar uma mudança definitiva na coloração da solução.

6. Em um outro tubo de ensaio adicionar 0,5 g de NaOH e 1,5 mL de água destilada. Promover homogeneização completa. Esta é a solução de soda cáustica.

7. A um tubo de ensaio adicionar 0,5 g de uréia e 1 mL de água destilada. Agitar até dissolver todo o sólido e gotejar 3 gotas da solução de cobre (do item 1). Misturar bem e adicionar 0,5 mL da solução de soda cáustica. Agitar. Comparar a cor obtida com a da solução de cobre pura.

Fixação dos Conceitos

1. Justifique as observações feitas durante o experimento, principalmente no que se refere a mudanças de coloração das soluções.
2. Desenhe as estruturas dos complexos e escreva seus nomes.
3. Coloque os ligantes em ordem de força do campo.

Metodologia de tratamento dos resíduos

Os resíduos de cobre podem ser tratados segundo metodologia do roteiro 3.8.

Aplicações

O aji-no-moto, composto por glutamato monossódico, é um realçador do sabor dos alimentos, e cada grama sua contém cerca de 120mg de sódio. É utilizado largamente nas cozinhas sendo por isso considerado um reagente bastante comum.

O bicarbonato de amônio, ou hidrogeno carbonato de amônio, é um sal derivado do ácido carbônico. É o principal fermento químico utilizado na indústria de panificação, também na de plásticos, cerâmica, têxtil e química. Em presença de água reage liberando dióxido de carbono e amônia, o que faz com que a massa de bolos, biscoitos, etc, cresça e fique macia.

3.12 SÍNTESE DE COMPOSTOS DE COBRE E COBALTO COM SACARINA (AUTOR DESCONHECIDO)

Objetivo	Grau de Dificuldade
Realizar a síntese de compostos de cobre e cobalto com sacarina.	Fácil

Item da Ementa

Bioinorgânica; nomenclatura, geometria molecular, teoria de campo cristalino; reações de complexos.

Correlação com a Teoria

O ânion da Sacarina é um potencial doador de elétrons: o Nitrogênio do grupo amino, a carbonila, e dois oxigênios do grupo sulfonila, que podem ser utilizados na formação de complexos com diferentes metais.

Material

- Bastão de vidro;
- Béquer de 50 mL;
- Béquer de 500 mL;
- Bico de Bunsen;
- Garra;
- Suporte universal;
- Tela de amianto;
- Termômetro;
- Tripé;
- Tubo de ensaio.

Reagentes

- Água destilada;
- Azeite;
- Sulfato de Cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$);
- Cloreto de Cobalto hexahidratado ($\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$);
- Sacarina sódica hidratada ($\text{C}_7\text{H}_4\text{NNaO}_3\text{S} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

Método

1. Pesar 0,026 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ e 0,050 g de sacarina sódica e colocar em um béquer. Acrescentar 3 mL de água destilada. Mexer bem até que a dissolução aconteça e se necessário, aquecer um pouco. Depois de homogênea a solução, transferir para um tubo de ensaio limpo.
2. Em um béquer adicionar cerca de 100 mL de azeite, colocá-lo sobre a tela de amianto e o tripé. Montar o suporte universal com a garra, de forma que ele possa segurar o tubo de ensaio dentro do azeite. Aquecer o azeite até 140°C , ou até que o volume da solução contida no tubo de ensaio se reduza à metade.

3. Depois de chegar a essa condição, desligar o aquecimento e levantar levemente o tubo de ensaio para que ele se resfrie até a temperatura ambiente. Observar a formação de cristais azuis.

4. Para preparar o composto com cobalto proceder de forma idêntica, usar 0,024 g de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, 0,005 g de sacarina sódica e os mesmos 3 mL de água.

Fixação dos Conceitos

1. Quais são os dois produtos obtidos nessa prática? Desenhe suas estruturas tridimensionais e nomeie-as corretamente.

Metodologia de tratamento dos resíduos

Resíduos com cobre e cobalto ver metodologia do roteiro 3.8;

Aplicações

Sacarina sódica é um adoçante sintético não calórico, obtido a partir do tolueno. É utilizada, também, na indústria farmacêutica como veículo de suspensão de medicamentos. Antigamente seu uso em excesso dizia-se estar ligado a casos de câncer e a sua ingestão era contraindicada para mulheres grávidas, depois de inúmeras pesquisas atualmente sabe-se que se podem consumir até 5mg/kg de peso corporal sem qualquer efeito danoso à saúde.

REFERÊNCIAS

CONSELHO REGIONAL DE QUÍMICA – IV REGIÃO. **Guia de laboratório para o ensino de química**: Instalação, montagem e manutenção. São Paulo: ago. 2007. Disponível em: <<http://www.iqm.unicamp.br/csea/docs/guiamontagemdelaboratorios.pdf>> Acessado em 19 jun. 2012.

FARIAS, Robson F. de. **Práticas de Química Inorgânica**. 3. ed. Campinas: Átomo, 2010.

GARBAYO, Eduardo J. F.; FERNÁNDEZ, José M. L. de L.; PÉREZ, Maria E. O.; MARTÍNEZ, Maria T. P. **Introducción a La Experimentación en Química Inorgánica**. Disponível em: <http://www.unirioja.es/dptos/dq/docencia/material/ieqi/IEQI_archivos/Guiones.IEQI2.pdf> Acessado em 15 set. 2012.

JONES, Chris J. **A Química dos Elementos dos Blocos d e f**. trad. Maria Domingues Vargas. Porto Alegre: Bookman, 2002.

LASSALI, Tânia A. F. **Gerenciamento de resíduos químicos** – Normas e procedimentos gerais. Disponível em: <http://www.ccrp.usp.br/pages/lrq/pdf/normas_gerenciamento.pdf> Acessado em 19 set. 2012.

LEE, J.D. **Química Inorgânica não tão concisa**. Trad. de Henrique E. Toma, Koiti Araki e Reginaldo C. Rocha. 5ª Edição Inglesa. São Paulo: Edgard Blücher, 1999.

NAUTILUS. **Aplicações**. Disponível em: <<http://nautilus.fis.uc.pt/st2.5/scenes-p/elem/e02930.html>> Acessado em 10 jun. 2012.

QUIMESP, **Alúmen de Potássio**. Disponível em: <http://www.quimesp.com/index.php?page=shop.product_details&flypage=flypage.tpl&product_id=44&category_id=6&option=com_virtuemart&Itemid=54>

SANTOS, Daniel N. dos; NEVES, Gilmar N.; BRANCO, Raimunda N. C. e; **Espectroscopia da região do ultravioleta/visível**. Belém, 2010. Disponível em: <http://pt.scribd.com/doc/53575282/Espectroscopia-na-Regiao-do-UV-VIS#outer_page_18> Acessado em 05 jun. 2012.

SHRIVER Duward F.; ATKINS, Peter W. **Química Inorgânica**. 4. ed. Trad. de: Roberto B. Faria e Cristina M.P. dos Santos. Porto Alegre: Bookman, 2008.

SZPOGANICZ, Bruno; DEBACHER, Nito A.; STADLER, Eduardo. **Experiências de Química Geral**. Santa Catarina: Fundação do Ensino da Engenharia em Santa Catarina, 1998.

THE COCA-COLA COMPANY. **Sacarina**. Disponível em: <http://www.beverageinstitute.org/pt_BR/pages/article-saccharin.html> Acessado em 22 jun. 2012.

UNESP. **Segurança no Laboratório**. Disponível em: <<http://www2.fc.unesp.br/lvq/seguranca.html>> Acesso em: 16 out. 2011.