

UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO GRANDE DO NORTE
CENTRO DE CIÊNCIAS EXATAS E DA TERRA
INSTITUTO DE QUÍMICA

QUI 0133 (0615) – QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL II

ROTEIRO DAS PRÁTICAS

ALUNO (A): _____

PROFESSORES ORGANIZADORES:

ADEMIR OLIVEIRA DA SILVA
ANA CRISTINA FACUNDO DE BRITO
DANIEL DE LIMA PONTES
FERNANDO JOSÉ VOLPI EUSÉBIO DE OLIVEIRA
FRANCISCO ORDELEI NASCIMENTO DA SILVA
MIGUEL ANGELO FONSECA DE SOUZA
OTOM ANSELMO DE OLIVEIRA

NATAL, RN

Sumário

INTRODUÇÃO	03
DINÂMICA E CONTEÚDO DAS AULAS PRÁTICAS.....	03
RECOMENDAÇÕES AOS ALUNOS	04
NORMAS DE SEGURANÇA	04
MODELO DE RELATÓRIO	05
EXPERIMENTOS.....	07
EXPERIMENTO I – Reações envolvendo Compostos de Coordenação.....	08
EXPERIMENTO II – Influência do centro metálico e dos ligantes nas reações envolvendo metais de transição.....	12
EXPERIMENTO III – Sínteses de compostos de coordenação.....	16
EXPERIMENTO IV – Caracterização de complexos.....	21
EXPERIMENTO V- Síntese e reatividade fotoquímica de complexo de ferro com oxalato.....	25

Informações Gerais

INTRODUÇÃO

A disciplina de Química Inorgânica Experimental visa proporcionar ao aluno a oportunidade de desenvolver suas habilidades práticas através do manuseio de reagentes e equipamentos, estimular o desenvolvimento do raciocínio lógico, integrando os conteúdos abordados em sala de aula com os desenvolvidos no laboratório.

O desenvolvimento de atividades de caráter experimental é importante para o desenvolvimento de profissionais de qualquer área de estudo, pois é neste ambiente que são observados na prática os conhecimentos teóricos estudados.

Observação: A realização dos experimentos aqui indicados não deve ser entendida como um trabalho mecânico. O aproveitamento para efeito de aprendizagem será consequência da interpretação dos fatos observados.

DINÂMICA E CONTEÚDO DAS AULAS PRÁTICAS

O desenvolvimento das aulas práticas será em grupos e cabe ao professor limitar o número de alunos por grupo e supervisionar os alunos durante a realização das aulas práticas, o qual pode contar com o auxílio de monitores. O aluno terá tolerância de 10 minutos do horário marcado para o início da aula. Passado este tempo ele não mais poderá ingressar no laboratório. A data, aplicação e o tipo de avaliação são determinados pelo professor ministrante da disciplina. A utilização de bata ou jaleco, óculos de segurança e o manual das aulas práticas são pré-requisitos para o ingresso dos alunos nos laboratórios em que serão ministradas as aulas.

Observação: O uso de luvas ficará a critério dos alunos.

a) Dinâmica das Aulas Práticas

- Leitura com antecedência, pelos alunos, do assunto a ser abordado durante a aula experimental;
- Resolução do Pré-laboratório;
- Discussão inicial, com o professor, dos aspectos teóricos e práticos relevantes;
- Execução dos experimentos pelos alunos conforme descrito no manual das aulas práticas;
- Interpretação e discussão dos resultados juntamente com o professor;
- Apresentação dos resultados de cada experimento em relatório (segundo orientações do professor).

RECOMENDAÇÕES AOS ALUNOS

1. O uso do manual de prática da disciplina é imprescindível a partir da primeira aula experimental.
2. O aluno deverá tomar conhecimento, a partir da primeira aula, das instalações do laboratório, bem como de suas normas de funcionamento.
3. É obrigatório, por razões de segurança, o uso de jaleco e tênis, durante as aulas.
4. Ao entrar no laboratório guardar mochilas, livros e pastas em armários ou bancadas específicos para este fim, conforme orientação do professor.
5. O material do laboratório deve ser utilizado sempre de maneira adequada e somente aqueles reagentes e soluções especificadas para a aula experimental.
6. Todo o material usado deve ser lavado no início e ao final de cada aula e organizado no local apropriado (mesas, bancadas ou armários).
7. A bancada de trabalho deve ser limpa.
8. Após o uso deixar os reagentes utilizados nos devidos lugares.
9. Devem ser evitadas conversas em voz alta, e sobre assuntos alheios à aula.
10. As normas de segurança relacionadas no texto "Segurança no Laboratório" devem ser lidas atentamente.

NORMAS DE SEGURANÇA

É muito importante que todas as pessoas que desenvolvem atividades em laboratório tenham uma noção bastante clara dos riscos existentes e de como diminuí-los. Nunca é demais lembrar que o melhor combate aos acidentes é a sua prevenção e que o descuido de uma única pessoa pode colocar em risco todos que estão no laboratório. Por esta razão, é necessário o conhecimento e o cumprimento destas normas de segurança. É importante ressaltar que o laboratório não é o local para brincadeiras, pois estas podem causar graves prejuízos à saúde de todos. Segue abaixo algumas normas que serão rigorosamente seguidas:

1. Será exigido de todos os estudantes e professores o uso de bata ou jaleco no laboratório. A não observância desta norma pode acarretar em danos as roupas provocadas por agentes corrosivos, além de queimaduras, etc.
2. Os alunos não devem realizar reações químicas que não sejam especificadas pelo professor. Reações desconhecidas podem causar resultados indesejados.
3. É terminantemente proibido fumar em qualquer laboratório.
4. É proibido trazer comida ou bebida para o laboratório, por razões óbvias. Da mesma forma, não se deve ingerir qualquer substância do laboratório, mesmo que inofensiva.
5. Não se deve cheirar um reagente químico diretamente.
6. Não usar sandálias no laboratório. Usar sempre algum tipo de calçado que cubra todo o pé.
7. Nunca acender um bico de gás quando alguém no laboratório estiver usando algum solvente orgânico. Os vapores de solventes voláteis, como éter etílico, podem se deslocar através de longas distâncias e se inflamar facilmente.
8. Não deixar nas bancadas livros, blusas e outros objetos desnecessários à aula prática.

9. Nunca despejar água em um ácido, mas sim o ácido sobre a água. Além disso, o ácido deve ser adicionado lentamente, com agitação constante.
10. Aprender a localização e a utilização do extintor de incêndio existente no laboratório ou corredor.
11. Não descartar absolutamente nada nas pias do laboratório.
12. Cabelo comprido deve ser preso atrás da nuca para evitar acidentes.
13. Evitar utilizar lentes de contato, mesmo com os óculos de segurança, pois a existência de vapores de solventes e ácidos pode danificar a lente.
14. Procure identificar os frascos para descarte dos reagentes utilizados na prática.
15. Finalmente, lembrar que a atenção adequada ao trabalho evita a grande maioria dos acidentes. É muito importante ter a certeza de que se sabe perfeitamente bem o que se está fazendo.
16. Produtos voláteis e/ ou tóxicos devem sempre ser manipulados na capela e em casos especiais, com máscaras de proteção adequadas a cada caso.
17. **Comunicar imediatamente ao professor qualquer acidente ou imprevisto ocorrido.**

MODELO DE RELATÓRIO

Os relatórios devem ser redigidos pelos alunos considerando que outras pessoas, além do professor, possam estar interessadas em obter informações sobre os fatos observados durante o experimento. Por isso sua elaboração deve apresentar uma linguagem clara, objetiva e devem apresentar bons argumentos sobre a validade das conclusões tiradas. O relatório deverá ser entregue obrigatoriamente no prazo estipulado pelo professor. Em caso de atraso poderá acarretar perda de pontuação ou da nota do relatório.

O relatório deve apresentar os seguintes itens:

a) Capa.

Deve conter a identificação do(s) aluno(s) e o título da aula experimental.

b) Introdução.

Deve conter a apresentação do assunto de forma clara, abordando a fundamentação teórica necessária para o entendimento do assunto a ser discutido no relatório, bem com sua importância e possíveis aplicações. Não deve ser copiada do manual, assim como não deve ser copiado integralmente de livros e páginas da internet.

c) Objetivo.

Descrição sucinta dos objetivos centrais do experimento. (Não deve ser copiado do manual)

d) Parte Experimental.

Nesta etapa, devem ser descritos os reagentes e materiais utilizados na aula prática, bem como os procedimentos experimentais. Portanto, deve conter dois subitens, sendo o primeiro deles referente à *Reagentes e Materiais*, onde devem ser listados todos os materiais (reagentes, vidrarias, etc.) necessários para a execução do experimento e *Procedimento Experimental*, onde os procedimentos experimentais devem ser descritos de forma sucinta.

e) Resultados e Discussão.

Apresentação dos resultados obtidos nas etapas do experimento com a devida discussão dos mesmos, baseando-se na fundamentação teórica e apresentando as equações químicas devidamente balanceadas para todas as reações realizadas.

f) Conclusão geral.

Deverá expressar a conclusão do experimento e apresentar relação direta com os objetivos.

g) Referências Bibliográficas

Relação de todas as fontes (artigos, livros, apostilas, páginas na internet) consultadas para elaboração do relatório.

Experimento I:
Reações envolvendo
Compostos de coordenação

EXPERIMENTO I: Reações envolvendo Compostos de coordenação.

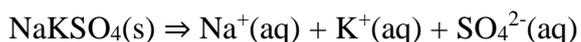
I – Objetivos

- Observar reações que envolvem a formação de compostos de coordenação;
- Saber diferenciar entre sais duplos e sais complexos

II - Introdução

O desenvolvimento da teoria da química dos compostos de coordenação remonta ao final do século XIX e início do século XX com os trabalhos Alfred Werner e Sophus Mads Jørgensen. A motivação que tiveram estes pesquisadores deveu-se ao fato de ter-se detectado naquela época compostos que formalmente tinham características dos então conhecidos sais duplos. Ao serem analisadas, porém, algumas propriedades bem simples, como a solubilidade, apresentavam propriedades diferentes. Vejamos o comportamento de ambos os sais duplos e os compostos de coordenação quanto à solubilidade.

Sal duplo



Composto de Coordenação



Podemos observar que, em solução, todos os íons do sal duplo dissociam-se enquanto que, nos compostos de coordenação, algumas moléculas neutras ou mesmo ânions permanecem ligados, ou seja, temos menos espécies em solução. Outras características, tais como condutividade, cor, compostos com a mesma composição molecular, mas com cor e momento de dipolo diferentes foram observadas nesta nova classe de compostos. Dentre as divergências encontradas, destaca-se o fato de que as regras de valência não eram respeitadas.

Por todos os motivos citados, estes compostos foram chamados de complexos. Atualmente, muitas vezes nos referimos a eles como complexos, mas é melhor denominá-los de compostos de coordenação.

Um composto de coordenação consiste, sobretudo, em um átomo central, rodeado por certo número de outros átomos, íons ou moléculas, que têm a propriedade de doar elétrons ao átomo central, e são chamados de ligantes. O número de átomos doadores é denominado número de coordenação (NC). A fórmula de um complexo é representada considerando o centro metálico e os ligantes escritos entre colchetes. O balanço de carga é escrito fora dos colchetes. Por exemplo:



O íon Cu^{2+} age como um ácido de Lewis, aceitando 1 par de elétrons de cada molécula de NH_3 , o qual atua como base de Lewis. Em outro exemplo, o íon Ag^+ tem seus dois orbitais preenchidos com o Cl^- .



A seguir são listadas algumas definições de termos usados na química de composto de coordenação:

Espécie Central – átomo ou íon (cátion ou ânion) ao qual estão ligados por covalência às outras espécies que compõem o composto de coordenação, como, por exemplo, Co(III) , Fe(II) , V(0) ; V(-1) .

Ligantes – moléculas, íon simples ou compostos que estão ligados por covalência dativa à espécie central, como, por exemplo, NH_3 , H_2O , Cl^- , CN^- . Para que uma destas espécies seja um ligante, ela tem que ter pelo menos um par de elétrons para doar ao metal.

Coordenação de um ligante - quando um ligante se liga à espécie central, usamos a expressão – o ligante coordenou-se à espécie central.

Átomo doador – átomo pertencente a uma molécula ou íon composto que doa um par de elétrons, como, por exemplo, na amônia NH_3 , o átomo doador é o nitrogênio; na água, é o oxigênio; no cianeto, tanto o carbono quanto o nitrogênio podem ser o átomo doador, pois possuem um par de elétrons livres para serem doados ao metal. No íon cloreto, ele é o próprio átomo doador.

Complexo e íon complexo – o conjunto formado pela espécie central e os ligantes, podendo ser uma molécula neutra, um cátion ou um ânion, por exemplo: $[\text{V}(\text{CO})_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{CoF}_6]^{3-}$.

Contra-íon – cátion ou ânion usado para possibilitar a neutralização de um íon complexo formando um sal, como, por exemplo, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{Na}_3[\text{CoF}_6]$, onde o Cl^- e o Na^+ são os contra – íons.

Carga do íon complexo – o resultado da soma das cargas negativas e positivas oriunda dos ligantes e da espécie central $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. Neste complexo é $3+$, pois a amônia tem carga neutra e, portanto, a carga do íon complexo fica igual à da espécie central Co^{3+} . Para o $[\text{CoF}_6]^{3-}$, a carga do íon complexo é -3 porque temos 6 F^- , logo os ligantes dando uma contribuição de -6 e o cobalto uma carga $+3$, a soma será $(-6) + (+3) = (-3)$.

Escrevendo a fórmula molecular – sempre a fórmula do íon complexo deve ser escrita entre colchetes $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{CoF}_6]^{3-}$; os ligantes quando são íons compostos e moléculas são escritas entre parênteses $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

Nos próximos experimentos iremos observar algumas das propriedades dos compostos de coordenação, bastando que utilize atentamente sua capacidade de interpretação dos fatos observados. Condições básicas para um bom aproveitamento.

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL II

Antes da realização dos experimentos, estude todas as reações que irá realizar. Procure conhecer as características de cada reagente e dos produtos que deverão se formar durante as reações a serem realizadas. Equacione as reações previstas para acontecer bem como os processos de dissociação dos reagentes quando dissolvidos em água.

Durante os trabalhos de laboratório, descreva completamente tudo que for observado, e nunca passe de um item para outro antes de interpretar as transformações verificadas em cada reação.

III – Pré-laboratório

1 - Em que os sais duplos se diferenciam dos sais complexos?

2 – O que são complexos de Coordenação?

IV – Procedimento Experimental

Etapa I: Íons em solução de um sal duplo

1.1 - Tome 3 tubos de ensaio e, em cada um, coloque 2,0 ml de solução de $KAl(SO_4)_2$.

1.2 - Ao Primeiro adicione algumas gotas de solução de NaOH.

1.3 - Ao segundo junte 0,5 ml de solução de $BaCl_2$.

1.4 Ao terceiro tubo adicione 2,0 ml de solução de Ácido tartárico

Etapa II: Íons em solução de sal simples e de sal complexo

2.1 - Tome 2 tubos de ensaio e, cada um coloque 1,0 ml de solução de $FeCl_3$. Ao primeiro junte solução de NH_4OH e, ao segundo, adicione solução de KSCN.

2.2 - Em cada um de outros dois tubos, coloque 1,0 ml de $K_3[Fe(CN)_6]$ e, em seguida, procure promover reações análogas às do item 2.1.

Etapa III: Íons complexos aniônicos

a) 3.1 - Em um tubo de ensaio, adicione 4 gotas de solução de $AgNO_3$. Em seguida, adicione solução concentrada de KI, até que o precipitado formado inicialmente seja dissolvido.

b) 3.2 - Em um tubo de ensaio adicione 1 mL de solução de $ZnCl_2$. Em seguida, junte solução de NaOH até observar a formação de um precipitado branco, continue adicionando até notar nova modificação.

Etapa IV: Íons complexos catiônicos

- a) 4.1- Em um tubo de ensaio, coloque 0,5 mL de solução de AgNO_3 e 1 mL de solução de NaCl . Deixe em repouso e, em seguida, decante a fase líquida e adicione solução de NH_4OH ao precipitado até dissolvê-lo completamente.
- b) 4.2- Em outro tubo de ensaio coloque 0,5 mL de solução de CuSO_4 e 0,5 mL de solução de NH_4OH . Deixe em repouso, decante a fase líquida (se possível) e continue a adicionar solução de NH_4OH ao sólido até observar nova modificação.

Etapa V: Reações de oxi-redução envolvendo complexos

- 5.1 - Num tubo de ensaio coloque 1,0 ml de solução de H_2O_2 , 1,0 ml de solução de KOH e 1,0 ml de solução de $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
- 5.2 - Em um tubo de ensaio coloque 1,0 ml de solução de $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ e em outro 1,0 ml de solução de $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. A cada tubo adicione 0,5 ml de solução de FeSO_4 recém-preparado.
- 5.3 - Em um tubo de ensaio coloque 0,5 ml de solução de $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ e 1,0 ml de FeSO_4 . Em seguida junte gotas de solução de HCl .

V – Pós-Laboratório

- 1 - Qual a razão de uma solução de CdCl_2 reagir com uma solução diluída de KOH formando um precipitado de $\text{Cd}(\text{OH})_2$, enquanto que com uma solução de $\text{Cd}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2$ essa reação não acontece?

- 2 - Escreva as equações para as reações ocorridas durante a realização da prática, discutindo os resultados obtidos.

V-Bibliografia

- [1] COTTON, S. A. & Wilkinson, G., Química Inorgânica, 1ª edição, livros técnicos e científicos. Editora S. A.
- [2] Vogel, A.; Química analítica qualitativa; Editora Mestre Jou, São Paulo-SP, 1981
- [3] Laboratory Exercises in General Chemistry- V. SEMISHIN
- [4] Introdução a Química Experimental- R.R.SILVA, N. BOCCHI e R. C. R. FILHO.
- [6] Laboratory Manual – Inorganic Chemistry CM 2006
- [7] Modern Inorganic Chemistry – An Intermediate text – ed. Butterworth & Co Ltd – London.

Experimento II:
Influência do centro metálico e
dos ligantes nas reações
envolvendo metais de transição

EXPERIMENTO II: Influência do centro metálico e dos ligantes nas reações envolvendo metais de transição

I - Objetivo:

- Observar a complexação de um mesmo metal de transição com vários ligantes.
- Estudar reações envolvendo compostos de coordenação.

II – Considerações Gerais

Muitos dos metais utilizados pela indústria moderna são metais de transição. A localização dos metais de transição na tabela periódica está determinada pela ocupação das subníveis de energia “d” e “f”. Os elementos que possuem subnível “d” incompletos são chamados de metais de transição interna, já os com subnível “f” incompletos de transição externa. Os metais de transição como o ferro ($Z = 26$) possui a seguinte configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Ao ser oxidado os metais de transição interna perderão elétrons do seu subnível eletrônico mais externo, “s”, antes de perderem elétrons do orbital “d”, como observado para o Fe^{2+} . Para a formação do íon Fe^{3+} ocorre a perda de um elétron 3d, ficando com a seguinte configuração: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$. A maioria dos íons de metais de transição possuem subníveis “d” parcialmente ocupados e por conta disto observam-se algumas características:

- Existência de mais de um estado de oxidação estável;
- A maioria dos compostos formados por estes metais são coloridos;
- Apresentam propriedades magnéticas.

Devido à característica dos metais de transição em apresentar cor, alguns deles são utilizados como componentes de pigmentos de tintas, ou contribuindo na coloração de vidros e a pedras preciosas.

A formação de um complexo pode ser vista, em muitos casos, como uma reação ácido/base de Lewis, em que os ligantes são doadores de pares de elétrons e o centro metálico é a receptora de elétrons. Desta forma, os ligantes são bases de Lewis e a espécie central um ácido.

O parâmetro de desdobramento de campo ligante varia sistematicamente de acordo com a identidade do ligante. A evidência empírica para esta tendência foi observação, pelo o químico japonês R. Tsuchida, que há certas regularidades no espectro de absorção à medida que os ligantes de um complexo são variados. Por exemplo, nas séries de complexos $[CoX(NH_3)_5]^{n+}$ com $X = I^-$, Br^- , Cl^- , H_2O e NH_3 , as cores mudam de púrpura intenso (para $X = I^-$) para rosa (para Cl^-) e para amarelo (com NH_3). Esta observação indica que há um aumento na energia da transição eletrônica (e deste modo em

Δ_o) à medida que os ligantes variam ao longo da série. Entretanto, esta observação é bastante geral, sendo seguida para a mesma ordem de ligantes indiferentemente da identidade do íon metálico.

Baseado nestas observações, Tsuchida propôs que os ligantes poderiam ser arranjados em uma *série espectroquímica*, onde os membros estão organizados em ordem crescente de energia das transições que ocorrem quando eles estão presentes no complexo:

$I^- < Br^- < SCN^- < Cl^- < NO_3^- < F^- < OH^- < O_x^{2-} < H_2O < NCS^- < CH_3CN < NH_3 < en < bpy < phen < NO_2^- < CN^- < CO$.

III – Pré-laboratório

1. Pesquise na literatura sobre a absorção de cores por complexos de metais de transição.

2. O que é a série espectroquímica? Explique.

IV - Procedimento Experimental

1ª Etapa: Complexação do metal de transição com vários ligantes

- 1.1 Coloque 1,0 mL de uma solução aquosa de $NiSO_4$ 0,1 Mol/L em quatro tubos de ensaio.
- 1.2 Ao primeiro tubo de ensaio adicione 1,0 mL de NH_3 6 Mol/L, agite e anote a coloração.
- 1.3 Ao segundo adicione 1,0 mL de etilenodiamina (en) 0,3 Mol/L, agite e anote a coloração.
- 1.4 Ao terceiro adicione 1,0 mL de fenantrolina (phen) 0,1 Mol/L, agite e anote a coloração.
- 1.5 O quarto tubo serve como comparação da coloração inicial.
- 1.6 Arrume os complexos na seqüência: verde, azul claro, azul escuro, violeta, vermelho, laranja e amarelo. Faça a relação entre a cor observada e o ligante usado.

Observações: _____

2ª Etapa: Reatividade de metais de transição

2.1. Coloque 1,0 mL de uma solução de CoCl_2 0,1 Mol/L em um tubo de ensaio e anote suas características.

2.2. Adicione gota a gota 2,0 mL de HCl concentrado. Observe a cor e anote.

2.3. Adicione agora ao mesmo tubo de ensaio 2,0 mL de água destilada observe e anote.

Observações: _____

2.4. Coloque 1,0 mL de KMnO_4 0,01 Mol/L em um tubo de ensaio e anote a coloração.

2.5. Adicione 1,0 mL de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,1 Mol/L e 1,0 mL H_2SO_4 3 Mol/L ao tubo de ensaio e observe.

Observações: _____

Questões

1. Justifique a seqüência de cores observadas na primeira etapa.
2. Ordene os ligantes estudados de acordo com a série espectroquímica e justifique essa ordem.
3. Escreva as equações da segunda etapa e explique.

VI - Bibliografia

- [1] Lee, J. D., "Química Inorgânica", Edgar Blucher, São Paulo, SP, 1980.
- [2] Cotton, F. A e Wilkin Son, G., Química Inorgânica Concisa, Editora Livros Técnicos e Científicos, São Paulo, 1996.
- [3] Huhey, J. E., "Inorganic Chemistry", Harper & Row, New York, NY, Si Unite Edition, 1965.

Experimento III:
Sínteses de composto de
coordenação.

EXPERIMENTO III: Sínteses de composto de coordenação

I - Objetivo:

- Realizar sínteses de complexos de coordenação com dois tipos de metais.

II – Considerações Gerais

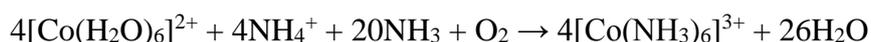
Compostos de cobalto têm sido usados há séculos, como pigmentos (azul cobalto) em vidro e porcelana (um silicato duplo de cobalto e potássio), o metal em si foi produzido em escala industrial somente no século XX. O cobalto é um metal duro, branco-azulado e dissolve-se em ácidos minerais diluídos. Os estados de oxidação mais importantes são +2 e +3.

O íon $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ é estável em solução, mas a adição de outros ligantes facilita a oxidação a Co^{3+} . Por outro lado, o íon $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ é um agente oxidante forte oxidando H_2O a oxigênio e sendo reduzido a Co^{2+} . Contudo, ligantes contendo átomos de nitrogênio (como NH_3 e etilenodiamina = $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$) estabilizam o estado de oxidação +3 em solução aquosa.

As reações de formação de complexos ocorrem pela substituição de moléculas de água por outros ligantes (moléculas neutras: NH_3 , etilenodiamina, etc. ou ânions: Cl^- , OH^- , etc.) presentes na solução, seguida geralmente pela oxidação do íon Co^{2+} . Há uma reação inicial de substituição das moléculas de água e a seguir, o complexo formado é oxidado pelo oxigênio do ar ou então pela ação da água oxigenada.

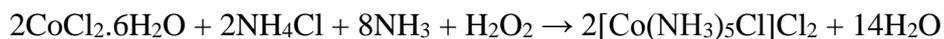
A reação do íon $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ com NH_3 em excesso, na presença de catalisador (carvão ativado) leva a formação de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ pela oxidação com o oxigênio do ar. Na ausência do catalisador e usando-se H_2O_2 , obtém-se $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]^{3+}$, que por tratamento com HCl concentrado dá o complexo $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}$.

Portanto, a reação de formação de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ resulta da troca de moléculas de água por moléculas de NH_3 no complexo octaédrico $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, com posterior oxidação a Co^{3+} na presença de catalisador, conforme a reação:



O complexo $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ é um composto cristalino, de cor violeta-avermelhado, com estrutura octaédrica, pouco solúvel em água fria, etanol e éter. Este composto decompõe-se acima de 150°C liberando $\text{NH}_{3(g)}$. A obtenção pode ser feita por diversos processos, partindo, por exemplo, de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, ou então dos complexos de Co^{3+} como $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{CO}_3]\text{NO}_3$.

A equação da reação a partir de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ pode ser escrita:



Um aspecto importante a ser considerado na preparação dos compostos de coordenação é a possibilidade de formação de isômeros. Compostos de coordenação podem apresentar vários tipos de isomeria: geométrica, óptica, de ligação, de ionização, etc. Assim, complexos octaédricos de Co^{3+} como os íons $[\text{Co}(\text{en})_2\text{Cl}_2]^+$ e $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$ apresentam isomeria geométrica enquanto que o íon $[\text{Co}(\text{en})_3]^{3+}$ apresenta isomeria óptica. Como exemplos de isômeros de ligação podem ser relacionados os complexos $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]^{2+}$ e $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]^{2+}$, onde o íon NO_2^- coordena-se, no primeiro caso, através do átomo de nitrogênio e no segundo, através do átomo de oxigênio.

IV - Procedimento Experimental

1ª Etapa: Síntese do complexo cloreto de pentaminclorocobalto (III)

- Dissolver 1,25 g de cloreto de amônio em 8 mL de hidróxido de amônio concentrado em um erlenmayer de 250 mL.
- Mexa vigorosamente a solução com um agitador magnético
- Adicione 2 g de cloreto de cobalto (II) hexa – hidratado em pequenas porções.
- Mantendo a agitação, adicionar 2,5 mL de peróxido de hidrogênio 30 %, lentamente, pelas paredes do recipiente, em pequenas porções. CUIDADO: o peróxido de hidrogênio nesta concentração produz queimaduras graves.
- Quando a reação parar, adicionar lentamente 8 mL ácido clorídrico concentrado.
- Resfrie a mistura em banho de gelo e filtre o precipitado $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$.
- Lave com 30 mL de etanol.
- Deixe em dessecador.
- Pese o papel de filtro. $M =$ _____
- Determine o rendimento teórico, real e percentual da reação.

2ª Etapa: Síntese do complexo cloreto de pentaminitritocobalto (III)

- Dissolva 1,0 g de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ em 3,8 mL de solução hidróxido de amônio concentrado com agitação e suave aquecimento.
- Adicione a solução é 1,25 g de nitrito de sódio seguido da adição de 2,0 ml de HCl 6 Mol/L.
- Resfrie a mistura em banho de gelo e filtre o precipitado $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Cl}_2$.
- Lave com 30 mL de etanol.
- Deixe em dessecador.

- f) Pese o papel de filtro. $M =$ _____
- g) Determine o rendimento teórico, real e percentual da reação.

3ª Etapa: Síntese do complexo cloreto de *tris*(etilenodiamino)cobalto (III)

- a) Colocar 3,5 mL de etilenodiamina, em um erlenmeyer, e depois adicionar 1,0 mL de água destilada.
- b) Adicionar 0,9 mL de HCl 6,0 mol/L na solução do item (a).
- c) Pesar 1,27 g de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, colocar em um béquer pequeno e adicionar água destilada gota a gota com agitação, em quantidade mínima, até dissolver todo o sal.
- d) Faça a mistura, colocando a solução do etilenodiamino sobre a solução do metal.
- e) Mantendo a agitação, adicionar 1,0 mL de peróxido de hidrogênio 30 %, lentamente, pelas paredes do recipiente, em pequenas porções. CUIDADO: o peróxido de hidrogênio nesta concentração produz queimaduras graves.
- f) Adicione 0,8 mL de HCl concentrado e 2,0 mL de álcool etílico.
- g) Resfrie a mistura em banho de gelo e filtre o precipitado $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$.
- h) Filtrar os cristais obtidos utilizando filtração a vácuo, seguida de pequenas porções de álcool.
- i) Deixe em dessecador.
- j) Pese o papel de filtro. $M =$ _____
- k) Determine o rendimento teórico, real e percentual da reação.

V – Questionário

1. Desenhe as estruturas dos complexos.

2. Considerando que o $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ utilizado na reação de obtenção continha 15 % de impurezas, qual a massa de $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ que poderia ser obtido ?

3. Escrever todas as equações das reações: obtenção do $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ e $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Cl}_2$;

4. Considerando que o $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ utilizado na reação de obtenção continha 10 % de impurezas, qual o peso máximo do $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ que poderá ser obtido ?

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL II

5. Quais as quantidades mínimas de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 100 % puro e NH_3 15 mol/L necessárias para se obter exatamente 20,0 g do composto?
-
-

6. Na obtenção do $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ o procedimento manda usar cloreto de cobalto(II) e NH_3 conc. Os frascos disponíveis estavam rotulados: cloreto cobaltoso hexaidratado e hidróxido de amônio concentrado. Os conteúdos destes frascos servem para esta reação? Em caso afirmativo, escrever a equação correspondente.
-
-

VI – Referências Bibliográficas

- [1] Laboratory Manual – Inorganic Chemistry CM 2006
[2] Modern Inorganic Chemistry – An Intermediate text – ed. Butterworth & Co Ltd – London.

Experimento IV:
Caracterização de compostos
de coordenação

EXPERIMENTO IV: Caracterização de complexos de coordenação.

I - Objetivos

Analisar algumas propriedades dos complexos de coordenação formados e aprender a utilizar o equipamento de UV-Visível.

II – Considerações Gerais

Existem vários métodos de caracterização de uma substância. Eles se complementam de forma que se deve fazer uso do maior número possível de técnicas para se obter uma caracterização adequada. Entre esses métodos podem ser citadas as diversas técnicas de análise elementar e as espectroscopias: eletrônica, de ressonância magnética nuclear, Mössbauer, vibracional, dentre outras.

A Espectroscopia na Região do Visível e Ultravioleta é uma das técnicas mais difundidas e utilizadas na caracterização de composto de coordenação. Os elétrons nos átomos e moléculas estão distribuídos em níveis de energia. No estado fundamental são ocupados os níveis de energias mais baixos possíveis. As radiações nas regiões do visível ou do ultravioleta incidindo sobre átomos ou moléculas podem ser absorvidas, provocando a promoção dos elétrons de um estado de energia mais baixo para outros de maior energia. Os níveis de energia dos elétrons, nos átomos e moléculas, são quantizados e, portanto, também a energia absorvida, isto é, apenas certos valores de energia radiante, característicos para cada átomo ou molécula, são capazes de provocar transições eletrônicas.

A energia (E), o comprimento de onda (λ) e a frequência (ν) da radiação são relacionados pela equação:

$$E = hc/\lambda = h\nu$$

onde h é a constante de Plank ($6,626 \times 10^{-34}$ J.s) e c é a velocidade da luz no vácuo ($2,998 \times 10^8$ m s⁻¹).

Pode-se concluir, então, que para um dado átomo ou uma dada molécula, apenas certos comprimentos de onda podem ser absorvidos provocando a excitação dos elétrons. Os espectrofotômetros visível e ultravioleta são aparelhos que medem a quantidade de luz absorvida por uma amostra do composto em estudo para cada comprimento de onda. O resultado é registrado em um papel móvel. Deste modo obtém-se um gráfico de absorção *versus* comprimento de onda que é o espectro na região do visível (ou do ultravioleta) da amostra. A maioria das aplicações da espectroscopia nas regiões do visível ou do ultravioleta é para fins quantitativos: na determinação da concentração de dada substância, em medidas de velocidade de reação, etc.

Contudo, a interpretação dos espectros visível de substâncias inorgânicas coloridas (a aplicação para substâncias orgânicas coloridas é mais limitada) fornece informações muito úteis sobre a estrutura destas substâncias. Já o estudo dos espectros na região do ultravioleta é mais usado na elucidação estrutural de compostos orgânicos.

Os complexos metálicos apresentam, em geral, quatro tipos característicos de bandas em seus espectros que são atribuídas às seguintes transições eletrônicas.

1. Transições de campo de ligante ($d \rightarrow d$) – Ocorrem entre os níveis de energia originados pelo desdobramento dos orbitais d dos íons metálicos, decorrentes das interações eletrostáticas com os ligantes.
2. Transições de transferência de carga ligante-metal (LMCT) – Ocorrem devido às transferências de densidade eletrônica dos orbitais dos ligantes para os orbitais de energias mais aproximadas ao metal.
3. Transições de transferências de carga metal-ligante (MLCT) – Ocorrem devido às transferências de densidade eletrônica dos orbitais d do metal para os orbitais de energias mais aproximadas ao metal.
4. Transições interna dos ligantes – São geralmente provenientes das transições $n \rightarrow \pi^*$ e $\pi \rightarrow \pi^*$ que os ligantes livres de coordenação apresentam em seus espectros eletrônicos.

Considere um íon Ti^{3+} , de configuração d^1 , no centro de um campo octaédrico, como, por exemplo, o $[Ti(H_2O)_6]^{3+}$. O elétron d ocupará um orbital t_{2g} . A irradiação com luz de frequência igual a $10Dq/h$, onde $10Dq$ é a diferença de energia entre t_{2g} e e_g e h é a constante de Planck, poderá provocar a absorção de um quantum de energia pelo íon e a conversão desta energia na transferência do elétron do orbital t_{2g} para um orbital e_g . A banda de absorção que resulta desse processo encontra-se na região visível do espectro do complexo $[Ti(H_2O)_6]^{3+}$ e é responsável pela sua coloração violeta. Duas são as características importantes desta banda: sua posição e sua intensidade.

III - Procedimento Experimental

1ª Etapa: Determinação da solubilidade dos complexos obtidos

- Cloreto de pentaminclorocobalto(III);

- a) Separe três tubos de ensaio e a cada um deles adicione pequenas porções do primeiro complexo obtido;
- b) Adicione no primeiro tubo 2 mL de metanol e agite um pouco.
- c) Ao segundo tubo de ensaio adicione 2 mL de dimetilsulfóxido e agite um pouco.
- d) No terceiro tubo 2 mL de água e agite um pouco.
- e) Observe e faça anotações sobre a solubilidade do complexo nestes solventes.

- Cloreto de pentaminitritocobalto(III)

a) Separe três tubos de ensaio e a cada um deles adicione pequenas porções dos complexos obtidos;

b) Adicione no primeiro tubo 2 mL de metanol e agite um pouco.

c) Ao segundo tubo de ensaio adicione 2 mL de dimetilsulfóxido e agite um pouco.

d) No terceiro tubo 2 mL de água e agite um pouco.

e) Observe e faça anotações sobre a solubilidade do complexo nestes solventes.

- tris(etilenodiamino)cobalto (III):

a) Separe três tubos de ensaio e a cada um deles adicione pequenas porções dos complexos obtidos;

b) Adicione no primeiro tubo 2 mL de metanol e agite um pouco.

c) Ao segundo tubo de ensaio adicione 2 mL de dimetilsulfóxido e agite um pouco.

d) No terceiro tubo 2 mL de água e agite um pouco.

e) Observe e faça anotações sobre a solubilidade do complexo nestes solventes.

2ª Etapa: Obtenção dos espectros eletrônicos dos complexos

a) Procure orientações do professor ou monitor sobre a utilização do equipamento;

b) Faça a leitura inicialmente da solução de complexo na região de 300 a 1000 nm, usando uma célula com um percurso óptico de 1 cm.(OBS: só é necessário um grupo realizar).

d) Trace os espectros eletrônicos, transformando-os em gráficos de absorvância.

e) Identifique todas as bandas relevantes para cada composto e calcule o coeficiente de absorvidade molar ϵ ($L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$) para cada banda, de acordo com a lei de Lamner-Beer:

$$A = \epsilon \cdot d \cdot c \quad (A=\text{absorvância}, d=\text{percurso óptico}, c = \text{concentração}).$$

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL II

Dados: Cloreto de pentaminclorocobalto(III);

Comprimento de onda (λ)	Absorbância	Comprimento de onda (λ)	Absorbância	Comprimento de onda (λ)	Absorbância

• Dados: Cloreto de pentaminitritocobalto(III)

Comprimento de onda (λ)	Absorbância	Comprimento de onda (λ)	Absorbância	Comprimento de onda (λ)	Absorbância

Dados: *tris*(etilenodiamino)cobalto (III)

Comprimento de onda (λ)	Absorbância	Comprimento de onda (λ)	Absorbância	Comprimento de onda (λ)	Absorbância

3ª Etapa: Obtenção dos espectros na região do Infravermelho

- a) Separe pequenas porções dos complexos formados, identifique-os e entregue ao professor para que o espectro na região do Infravermelho possa ser obtido.

IV - Questionário

1. Descreva algumas diferenças existentes entre o Cloreto de pentaminclorocobalto(III) e o Cloreto de hexaminíquel (II);
2. Faça uma breve análise sobre a solubilidade dos compostos.

V - Bibliografia

- [1] Shriver, D. F., Atkins, P. W. “Química Inorgânica”, 4a ed., Bookman, Porto Alegre, 2003.
- [2] Miessler G. L., Fischer P. J., Tarr D. A., “Química Inorgânica”, 5a ed., Pearson, 2014.
- [3] Huhey, J. E., “Inorganic Chemistry”, Harper & Row, New York, NY, Si Unite Edition, 1965.

Experimento V:
Síntese e reatividade
fotoquímica de complexo de
ferro com oxalato.

EXPERIMENTO V: Síntese e reatividade fotoquímica de complexo de ferro com oxalato

I - Objetivo:

- Síntese de complexo de ferro com oxalato.
- Observar a cinética da reação de oxidação e redução entre o íon Fe (III) e o íon oxalato.
- Estudar a cinética fotoquímica do complexo de $K_3[Fe(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$.

II – Considerações Gerais

O íon Fe^{3+} forma um grande número de complexos ligados a átomos de oxigênio como ligantes, formando complexos na sua grande maioria octaédricos. A dissolução de soluções de sais de ferro (III) em meio ácido produz $[Fe(OH_2)_6]^{3+}$ com uma coloração violeta, em soluções cujo $pH > 1$ aparecem espécies como $[Fe(OH)(OH_2)_5]^{2+}$ de cor amarelada devido a banda de transferência de carga. Neste experimento ocorre a formação do complexo octaédrico: $Fe(C_2O_4)_3^{3-}$, onde o íon oxalato atua como um ligante bidentado quelato, mostrado na figura abaixo

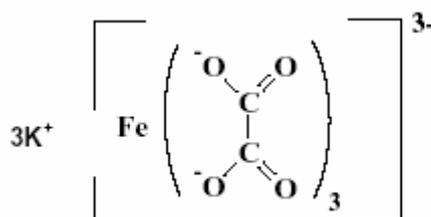


Figura 1 – Complexo de $K_3[Fe(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$

Um processo fotoquímico ocorre sob a influência da luz. Por luz entendemos a radiação essencialmente visível, o ultravioleta próximo e o infravermelho próximo. A limitação na faixa de comprimentos de onda é dada pelo tipo de excitação requerida para que ocorra uma reação. A excitação rotacional requer uma energia muito pequena, da ordem de 10^2 cm^{-1} , a excitação vibracional ocorrerá em energias maiores, da ordem de 10^3 cm^{-1} e na faixa de 10^4 a 10^5 cm^{-1} , a molécula será excitada eletronicamente. As reações fotoquímicas ocorrem nesta faixa de energia.

Para a fotoquímica a luz é considerada como sendo constituída de fótons individuais de energia, $E = h \cdot \nu$, onde h é a constante de Planck e ν é a frequência da luz. A excitação de uma molécula por um fóton pode ser esquematizada como:



Onde “A” representa a molécula no seu estado fundamental e “A*” no estado excitado e $h \cdot \nu$ o quantum de luz. A primeira lei da fotoquímica estabelece que somente a luz absorvida possa produzir um efeito fotoquímico. A segunda lei estabelece que cada fóton ou quantum absorvido ativa uma única

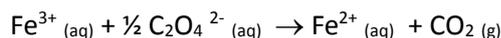
molécula no passo inicial de excitação de uma seqüência fotoquímica. Uma reação fotoquímica apresenta um rendimento quântico, que depende da energia do quanta de luz absorvido, que por sua vez depende do comprimento de onda.

O rendimento quântico será dado pela relação quantitativa entre o número de moléculas que reagiram ou que se formam em uma unidade de tempo e volume e o número de fótons absorvidos em uma unidade de tempo e volume, ou seja:

$$\phi = \text{número de moléculas reagentes (ou formadas)} / \text{número de fótons absorvidos.}$$

O número de moléculas que reagem ou que se formam por unidade de tempo e volume é medida por técnicas analíticas convencionais e o número de fótons absorvidos por unidade de tempo e volume pode ser medido por um sistema químico de contagem de fótons. Assim, se para cada fóton absorvido, apenas uma molécula sofre um processo fotoquímico, o rendimento fotoquímico, o rendimento quântico será no máximo igual a um.

Quando uma solução de trioxalato ferriato de potássio ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) é irradiada com luz, ocorre a redução do Fe^{3+} e uma oxidação do íon oxalato:



III – Pré-laboratório

1. Pesquise sobre as reações de redução de ferro (III) a ferro (II).

2. Escreva a reação que ocorre entre o Ferro (III) e o oxalato para a síntese do complexo. Qual a estequiometria da reação?

3. Que tipo de ligante é o oxalato? Localize-o na série espectroquímica.

IV - Procedimento Experimental

1ª Etapa: Síntese do Complexo de $K_3[Fe(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$

- a) Pese 3 g de oxalato de potássio e em dissolva-o em 5 mL de água morna.
- b) Adicione a solução de oxalato cerca de 2,5 mL de uma solução de Cloreto de ferro (III).
- c) Leve a mistura para resfriar em banho de gelo.
- d) Pese o papel de filtro. M = _____
- e) Determine o rendimento teórico, real e percentual da reação.

Observações: _____

2ª Etapa: Estudo da cinética fotoquímica

- a) Dissolva 5 mg do sólido obtido em 50 mL de uma solução de H_2SO_4 0,05 mol/L. Tenha o cuidado de proteger o balão da luz, cobrindo com papel alumínio.
- b) Reserve 6 tubos de ensaio (verifique o diâmetro), envoltos com papel alumínio e adicione a cada um 5 mL da solução preparada na segunda etapa item a.
- c) Exponha os tubos à luz ambiente, de maneira uniforme, a intervalos de tempo conhecidos: zero, 5 min, 10 min, 20 min, 30 min e 40 min.
- d) Envolve novamente cada um dos tubos com o papel alumínio, anotando o tempo de exposição a luz de cada um.
- e) Adicione 1 mL de solução tampão 2 mol/L de ácido acético/acetato (pH = 4,5) e 1 mL de solução de fenantrolina (1% m/v).
- f) Meça as absorvâncias de cada solução em 510 nm. Tenha cuidado para evitar ao máximo de exposição à luz. Retire a proteção somente no momento de cada medida.

Tempo	Absorbância (nm)	Tempo	Absorbância (nm)

3ª Etapa: Determinação quantitativa de ferro (II)

- a) Dissolva aproximadamente 5 mg do complexo em uma solução de ácido sulfúrico (0,05 mol/L) em um balão volumétrico de 50 mL.
- b) Deixe a solução exposta à luz por 40 minutos.
- c) Pegue a solução padrão de sulfato ferroso (0,001 mol/L), ferro II, em H₂SO₄ (0,05 mol/L) preparado pelo professor.
- d) Separe 5 balões volumétricos de 10 mL e adicione separadamente a cada um deles os volumes: 1,0, 2,0, 3,0 e 4,0 mL da solução do item “c”. Calcule a concentração em mol/L para cada solução.
- e) Adicione 1,0 mL da solução do tampão de concentração 2 mol/L de ácido acético/acetato de sódio (pH= 4,5) e depois 1,0 mL da solução de 1,10-fenantrolina.
- f) Depois complete o volume do balão com água até a marca de 10 mL.
- g) Em outro balão volumétrico de 10 mL, coloque 5,0 mL de água destilada, repita o procedimento descrito nos itens “e” e “f”. Esta solução será seu branco na medida de absorbância.
- h) Faça a medida de absorbância para todas as soluções no comprimento de onda de 510 nm.

Volume	Concentração (mol/L)	Absorbância (nm)
Amostra		

- g) Com os dados na tabela construa o gráfico de absorbância *versus* concentração. Com estes dados faça trace a equação da reta.
- h) Após a exposição à luz da solução por 1 hora e meia adicione 1 mL de solução tampão 2 mol/L de ácido acético/acetato (pH = 4,5) e 1 mL de solução de fenantrolina (1% m/v).
- i) Faça a leitura de absorbância em 510 nm.
- j) Com este valor utilize a equação da reta obtida da curva de calibração para obter a concentração de ferro II na amostra.

V – Pós-Laboratório:

1. Por que o complexo formado e suas soluções devem ser protegidos da luz.
2. Determine a concentração do complexo preparado no item a da segunda etapa.
3. Construa o gráfico com os resultados obtidos na segunda etapa e o que pode observar?
4. Faça o gráfico da terceira etapa e compare com o dos seus colegas.
5. Quais as diferenças observadas quando utilizado papel celofane de diferentes cores.

VI – Bibliografia

- [1] - De Paoli, M. A. e Jorge, R. A. Uma experiência de cinética fotoquímica para o aluno de Graduação: A fotobromação do ácido cinâmico; Química Nova, 38-41, Jan. 1980.
- [2] - Simoni, D. A., Andrade, J.C., Faigle, J.F.G., Simoni, J.A Um experimento com propostas múltiplas para um laboratório de química geral, Química Nova, Vol. 25, nº 6, 1034-1039, 2002.
- [3] - COTTON, F. A., WILKINSON G. e MURILO, C. A., Advanced Inorganic Chemistry, 6th Edition (Hardcover).