

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

QUI 0131 (0613) – QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

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

Informações Gerais	3
INTRODUÇÃO	3
DINÂMICA E CONTEÚDO DAS AULAS PRÁTICAS	3
CRONOGRAMA	4
RECOMENDAÇÕES AOS ALUNOS	5
NORMAS DE SEGURANÇA	5
MODELO DE RELATÓRIO	6
Experimentos	8
EXPERIMENTO I: Espectroscopia eletrônica	8
EXPERIMENTO II: Reatividade Química dos metais	14
EXPERIMENTO III: Sistemas e Reações Químicas	21
EXPERIMENTO IV: Preparação e caracterização de uma base	28
EXPERIMENTO V: Obtenção e Caracterização do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	34

Informações Gerais

INTRODUÇÃO

A disciplina de Química Inorgânica Experimental I 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 laboratório 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).

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

CRONOGRAMA

Semana	Atividade
07/08/18	Apresentação do programa, cronograma e sistema de avaliação do curso
	1ª Unidade
__/__/__	Exp. I – Espectroscopia Eletrônica
__/__/__	Exp. II – Reatividade Química dos metais – Etapas 1 e 2.
__/__/__	Exp. II – Reatividade Química dos metais – Etapas 3 e 4.
__/__/__	Exp. III - Sistemas e reações Químicas– Etapas 1 e 2.
__/__/__	1ª Avaliação
	2ª Unidade
__/__/__	Exp. III- Sistemas e reações – Etapas 3 e 4.
__/__/__	Análise dos resultados
__/__/__	Exp. IV- Preparação e caracterização de uma base – Etapas 1 e 2.
__/__/__	Exp. IV- Preparação e caracterização de uma base – Etapas 3 e 4.
__/__/__	Análise dos resultados
__/__/__	2ª Avaliação
	3ª Unidade
__/__/__	Exp. V- Obtenção do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
__/__/__	Exp. V- Caracterização do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – Análise quantitativa Cu^{2+} e SO_4^{2-}
__/__/__	Exp. V- Caracterização do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ –Preparação e padronização das soluções
__/__/__	Exp. V- Caracterização do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ –Padronização de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ e análise quantitativa de Cu^{2+}
__/__/__	Exp. V- Caracterização do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – Obtenção e análise da curva termogravimétrica/Infravermelho
14/12	Final do Período letivo

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. Ao entrar no laboratório guardar mochilas, livros e pastas em armários ou bancadas específicas para este fim, conforme orientação do professor.
4. O material do laboratório deve ser utilizado sempre de maneira adequada e somente aqueles reagentes e soluções especificadas para a aula experimental.
5. Todo o material usado deve ser lavado no início e ao final de cada aula e organizado no local apropriado (mesas, bancadas ou armários).
6. A bancada de trabalho deve ser limpa.
7. Após o uso deixar os reagentes utilizados nos devidos lugares.
8. Devem ser evitadas conversas em voz alta, e sobre assuntos alheios à aula.
9. 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.

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

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.

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

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:
Espectroscopia Eletrônica

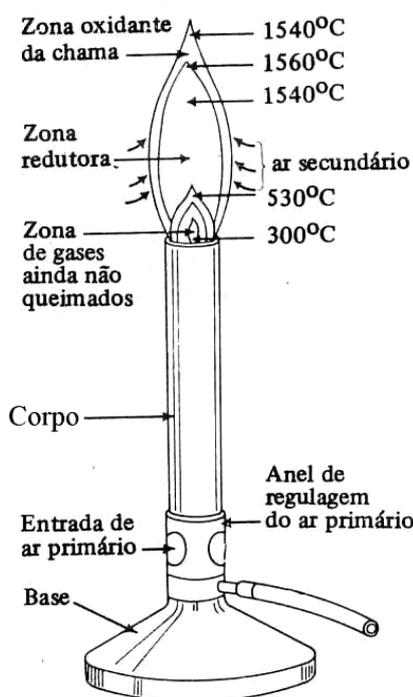
EXPERIMENTO I: Espectroscopia eletrônica

I - Objetivos

Identificar substâncias pelo teste da chama, que consiste em observar as cores da chama produzida pelo aquecimento da amostra.

II- Introdução

A fim de compreender as operações envolvidas nos ensaios de coloração da chama, é necessário ter algum conhecimento da estrutura da chama não luminosa do bico de Bunsen. Uma chama não luminosa de Bunsen consiste em três partes, ver figura abaixo:



- Zona Externa:** Violeta pálida, quase invisível, onde os gases fracamente expostos ao ar sofrem combustão completa, resultando CO_2 e H_2O . Esta zona é chamada de **zona oxidante**.
- Zona Intermediária:** Luminosa, caracterizada por combustão incompleta, por deficiência do suprimento de O_2 . O carbono forma CO o qual se decompõem pelo calor, resultando diminutas partículas de C que, incandescentes dão luminosidade à chama. Esta zona é chamada de **zona redutora**.
- Zona Interna:** Limitada por uma “casca” azulada, contendo os gases que ainda não sofreram combustão.

Em 1913 Neils Bohr incorporou aos estudos dos átomos a teoria quântica postulada e comprovada por Max Planck, em 1900. Bohr propôs a existência de uma eletrosfera atômica dividida em um conjunto de níveis de energia quantizada. Cada elétron possuiria uma determinada quantidade de energia, que variaria de acordo com a camada em que estivesse.

Quando se adiciona energia a um elétron, este a absorve e neste novo estado energético, o elétron é promovido a uma camada superior. Como o elétron deixou sua camada de origem desocupada, a sua tendência natural é retornar a esta camada de origem. Nesta situação, a energia absorvida pelo elétron é liberada e esta energia pode ser observada na forma de calor, luz ou algum outro tipo de radiação (UV, IV, etc.). Estas transições ocorrem com os elétrons mais externos (camada de valência). Uma vez que os átomos de cada elemento químico possuem distribuições eletrônicas particulares, estas energias liberadas pelos elétrons no seu retorno podem ser utilizadas para identificação de elementos presentes nos materiais. A técnica que utiliza este princípio é chamada de **Espectroscopia**, onde são medidos os comprimentos de onda que os elétrons liberam e convertidos a uma forma de interação.

Os elétrons também podem ser excitados facilmente a um nível energético mais elevado, por exemplo, no teste de chama. Para executar esse teste, uma amostra do cloreto do metal, ou de qualquer outro sal, é aquecido sobre um fio de platina ou de níquel-cromo na chama de um bico de Bunsen (ou outra fonte de aquecimento). O calor da chama excita um dos elétrons externos a um nível energético mais alto. Quando o elétron excitado retorna ao nível energético original, ele libera a energia adicional absorvida. Essa energia E se relaciona com o número de onda (frequência), ν , através da relação de Einstein:

$$E = h\nu \text{ (onde } h \text{ é constante da Planck)}$$

Para os metais a energia emitida aparece como luz visível, provocando a cor característica da chama. A cor surge, na realidade, de transições eletrônicas em espécies de vida curta que se formam momentaneamente na chama. A chama é rica em elétrons, e no caso do sódio os íons são temporariamente reduzidos a átomos.



A linha do sódio (que na realidade é um duplete com comprimentos de onda 589,0 nm; 589,6 nm) surge de uma transição eletrônica $3s^1 \longrightarrow 3p^1$ num *átomo de sódio* formado na chama. As cores de diferentes elementos não se devem todas à mesma transição, ou mesma espécie. A linha vermelha do lítio se deve à espécie LiOH de curta duração formada na chama. Essas diferentes colorações da chama dos *espectros de emissão* são utilizadas para a determinação analítica destes elementos pelo método da espectrometria de chama. Uma solução de um sal do Grupo 1 é aspirada para uma chama oxigênio-gás num fotômetro de chama. A energia da chama excita um elétron a um nível de energia mais alto, e, quando o elétron retorna ao nível de energia mais baixo, a energia adicional é emitida na forma de luz.

Os metais do Grupo 1 podem ser determinados alternativamente pela **espectroscopia de absorção atômica**. Usa-se aqui uma lâmpada que emite um comprimento de onda apropriado para uma determinada transição eletrônica, e que irradia a amostra na chama. Assim, uma lâmpada de sódio é usada para determinar sódio na amostra: outras lâmpadas são utilizadas na determinação de outros elementos. A quantidade de luz absorvida, neste caso pelos átomos no estado fundamental, pode ser medida e é proporcional à quantidade do elemento presente na amostra que está sendo testada.

A cor dos compostos surge porque a energia absorvida ou emitida nas transições eletrônicas corresponde aos comprimentos de onda da região da luz visível. Íons metálicos quando submetidos a um aquecimento, apresentam cores diferentes.

Veja a tabela com os diferentes sais e suas cores características:

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

Tabela 1 - Ocorrência das linhas no espectro

Elemento	Descrição da linha	Comprimento de onda (nm)
Na	Amarela - dupla	589,0 589,6
K	Vermelha - dupla	766,5 769,9
	Violeta - dupla	404,4 404,7
Li	Vermelha	670,8
	Laranja fraca	610,3
Ca	Faixa laranja	618,2 - 620,3
	Verde amarelada	555,4
	Violeta (fraca)	422,7
Sr	Faixa vermelha	674,4 - 662,8
	Laranja	606,0
	Azul	460,7
Ba	Faixa verde	553,6; 534,7; 524,3; 513,7
	Azul (fraca)	487,4

As diferentes cores são observadas quando os elétrons dos íons metálicos retornam para níveis menores de energia (mais internos), emitindo radiações com a coloração característica de cada “salto” energético (diferentes comprimentos de onda).

III- Materiais

- Alça de níquel-cromo ou platina;
- Lamparina a álcool;
- Sais ou soluções de alguns elementos químicos;
- Solução de HCl concentrado.

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

IV- Procedimento Experimental

- Limpar a alça de platina ou NiCr, mergulhando-a numa solução de ácido clorídrico concentrado e em seguida levando-a à chama da lamparina, na sua parte externa;
- Mergulhar a alça na amostra;
- Colocar a extremidade da alça com a amostra na chama;
- Observar e anotar a cor da chama;
- Após cada teste lavar a alça metálica com uma solução de HCl e levar a chama;
- Repetir o procedimento para as demais amostras;
- Anotar as observações e montar uma tabela de cores, comparando com os dados já informados.

Sal ou Solução	Cor da chama

V- Questionário

1. Quais são as cores observadas na chama para cada substância? Coloque sua resposta em forma de tabela.

2. Qual o motivo da lavagem da alça metálica com solução de HCl concentrado após cada teste?

3. Como você poderia explicar o aparecimento de cores diferentes, relacionando elétrons e níveis de energia?

4. Pesquisar algumas aplicações da espectroscopia eletrônica.

5. Em que se baseia a identificação de substâncias através do teste de chama?

6. Existe diferença, em termos do fenômeno, entre cores observadas por emissão e cores observadas por absorção? Justifique.

VI - Referências Bibliográficas

- [1] Brady, J. E. ; Humiston, G. E. ; Química Geral, 2ª edição, Livros Técnicos e Científicos Editora S. A.; 1992.
- [2] Mahan, B . M. ; Myers, R. J. ; Química um curso universitário; Editora Edgard Blucher Ltda, São Paulo - S.P.; 1993.
- [3] LEE, J. D. ; Química Inorgânica não tão concisa -5ª edição - Editora Edgard Blucher Ltda., São Paulo-SP,1996.
- [4] Vogel, A.; Química analítica qualitativa; Editora Mestre Jou, São Paulo-SP, 1981.
- [5] COTTON, S. A. & Wilkinson, G., Química Inorgânica, 1ª edição, livros técnicos e científicos. Editora S. A.
- [6] VOGEL, I. Análise Química Quantitativa. 5ed. Rio de Janeiro: LTC, 1992.

Experimento II:
Reatividade Química dos
metais

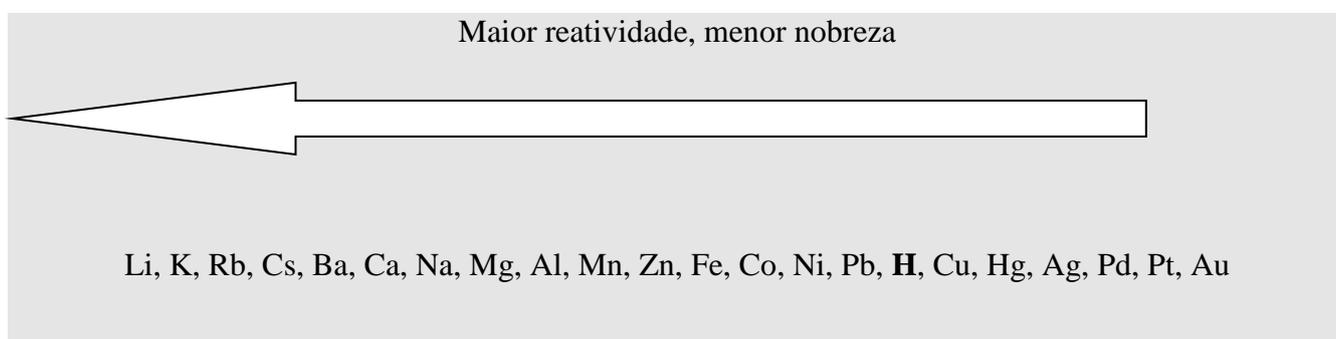
EXPERIMENTO II: Reatividade Química dos metais

I - Objetivos

Verificar experimentalmente que os metais menos nobres (mais reativos) deslocam os mais nobres (menos reativos) dos compostos em reações entre metais e soluções iônicas.

II - Introdução Teórica

Os metais que têm maior tendência de ceder elétrons são mais reativos e aparecem no início da fila de reatividade dos metais. Os metais menos reativos, com menor tendência de ceder, aparecem no final da fila. Os metais reativos doam elétrons para os menos reativos espontaneamente, estabelecendo assim, as reações espontâneas. Quando ocorre o inverso, ou seja, um metal menos reativo cede elétrons para um metal mais reativo, constitui-se uma reação não espontânea.



Escala de nobreza dos metais.

Os metais estão colocados em uma série de reatividade química, em ordem decrescente de ou em ordem crescente de nobreza.

Quanto maior for a reatividade (eletropositividade) de um metal, maior será a sua capacidade de doar elétrons.

A série eletroquímica é uma lista em ordem crescente de reatividade química de diversas espécies químicas, entre elas metais. Isto é, as séries eletroquímicas, organizadas com base nos potenciais padrões de redução, é uma listagem de espécies químicas ordenadas de acordo com uma tendência crescente a se oxidarem. No caso específico dos metais, no topo da lista estão os metais com menor tendência a se oxidar e na parte inferior a com maior tendência a se oxidar. A seguir, está um exemplo de fila eletroquímica de alguns metais mais comuns.

Série Eletroquímica: listagem de alguns metais em ordem crescente de suas tendências a se oxidarem (note que o hidrogênio também está incluído nesta listagem).

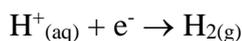
Ouro (não reativo) < Platina (menor tendência a se oxidar) < Prata < Mercúrio < Cobre < Hidrogênio < Chumbo < Estanho < Níquel < Cobalto < Ferro < Cromo < Zinco < Manganês < Alumínio < Magnésio < Sódio < Cálcio (grande tendência de se oxidar) < Potássio (reativo)

Na presença de uma solução aquosa, a reação de oxidação desses metais pode ser representada pela seguinte equação química:

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

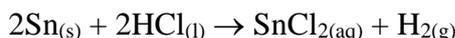


Os metais ao final da lista são extremamente reativos, ou seja, as reações de oxidação acima têm grande tendência a ocorrer. Já os metais no topo da lista não são reativos e os metais no meio da lista são moderadamente reativos. Portanto, os metais ao final da lista são fortes agentes redutores, pois têm grande tendência a se oxidar. O hidrogênio foi incluído nesta listagem, apesar de não ser um metal, pois sua posição na lista separa os metais que reagem com ácido liberando hidrogênio gasoso (metais abaixo do hidrogênio, na lista) daqueles que não reagem com ácido liberando hidrogênio (metais acima do hidrogênio, na lista):



Os vários metais que reagem com ácido (ou mesmo com água) para liberar hidrogênio gasoso apresentam diferentes velocidades de reação. Note que os metais listados na Tabela 1, abaixo do magnésio são tão reativos que eles reagem diretamente com água fria.

Os metais desde o ferro até o magnésio somente reagem com água em ebulição ou com vapor d'água, liberando hidrogênio gasoso. Os metais acima do ferro, mas abaixo do hidrogênio são menos reativos e liberam hidrogênio de ácidos, mas não de água; por exemplo:



Quando os metais utilizados neste experimento forem colocados em contato com o ácido clorídrico, diferenças marcantes poderão ser observadas nas suas reatividades.

O magnésio reagirá imediatamente e bastante vigorosamente, liberando hidrogênio e "desaparecendo" (os íons magnésio ficam dissolvidos, gerando uma solução de cloreto de magnésio). O zinco reagirá um pouco menos vigorosamente que o magnésio. O alumínio, que está entre o magnésio e o zinco na série eletroquímica, também reagirá vigorosamente, mas somente após um determinado tempo (o alumínio metálico está recoberto com um filme protetor de óxido de alumínio, resultante da reação do alumínio com o oxigênio do ar; a demora na reação do alumínio com o ácido deve-se ao tempo que leva para o ácido reagir com o filme de óxido, assim removendo-o). O ferro reagirá bem mais lentamente com o ácido clorídrico. Assim, somente depois de certo tempo é que algumas bolhas de hidrogênio se tornarão visíveis, juntamente com uma coloração amarela decorrente da formação do íon ferro (III), Fe^{3+} . No caso do estanho, qualquer reação será visível na forma de pequenas bolhas de hidrogênio na superfície do metal, mas somente depois de 10 minutos a 15 minutos.

Já o cobre não reagirá, embora uma leve coloração amarela possa ser observada no béquer em decorrência da formação do íon complexo $[\text{CuCl}_4]^{2-}$ (aq) resultante da reação do ácido com o fino filme de óxido que recobre o cobre. O comportamento do cobre pode ser previsto com base na fila eletroquímica apresentada na página anterior, pois ela indica que o hidrogênio tem maior tendência a se oxidar que o cobre. A série de atividade química é organizada por reações deste tipo. A tabela 1 mostra a série de atividade química para um bom número de metais.

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

Tabela 3 - Série de atividade química dos metais

	Potenciais de oxidação (E° _{ox}), em volt		Potenciais de redução (E° _{red}), em volt
↑ A U M E N T A O C A R Á T E R R E D U T O R ↓	+ 3,04	$\text{Li}^+ + 1e \rightleftharpoons \text{Li}^\circ$	-3,04
	+ 2,87	$\text{Ca}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ca}^\circ$	-2,87
	+ 2,71	$\text{Na}^+ + 1e \rightleftharpoons \text{Na}^\circ$	-2,71
	+ 2,36	$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mg}^\circ$	-2,36
	+ 1,66	$\text{Al}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Al}^\circ$	-1,66
	+ 0,76	$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}^\circ$	-0,76
	+ 0,44	$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Fe}^\circ$	-0,44
	+ 0,28	$\text{Co}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Co}^\circ$	-0,28
	+ 0,25	$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ni}^\circ$	-0,25
	+ 0,14	$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Sn}^\circ$	-0,14
	+ 0,13	$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pb}^\circ$	-0,13
	0,00	$2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00
	-0,34	$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}^\circ$	+0,34
	-0,40	$\text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2e \rightleftharpoons 2(\text{OH})^-$	+0,40
	-0,80	$\text{Ag}^+ + e \rightleftharpoons \text{Ag}^\circ$	+0,80
	-0,85	$\text{Hg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Hg}^\circ$	+0,85
	-1,07	$\text{Br}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,07
	-1,23	$2\text{H}^+ + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$	+1,23
-1,36	$\text{Cl}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36	
-1,50	$\text{Au}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Au}^\circ$	+1,50	
-2,87	$\text{F}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,87	

Do lado **esquerdo** a seta indica os metais com tendência crescente para atuar como **agente redutor**.

Do lado **direito** a seta indica os íons com tendência crescente para atuar como **agente oxidante**

III - Materiais e Reagentes:

- | | |
|---|--|
| <ul style="list-style-type: none"> - Tubos de ensaios; - Pinça madeira - Pipetas de 5 mL - Solução de sulfato de cobre 0,5 Mol/L - Solução de nitrato de prata a 2% - AgNO₃; - Solução de ácido clorídrico 6,0 Mol/L - HCl; - Solução de hidróxido de sódio 0,5 Mol/L - NaOH; | <ul style="list-style-type: none"> - Solução de cloreto de sódio 0,5 Mol/L - NaCl; - Ácido nítrico concentrado (1:1) - HNO₃; - Magnésio metálico em fita - Mg - Cobre metálico - Cu - Zinco metálico - Zn - Alumínio metálico - Al - Ferro metálico - Fe |
|---|--|

IV - Procedimento Experimental

Etapa I: Reações de metais com sais

- 1.1. Colocar uma lâmina de zinco em três tubos de ensaio.
- 1.2. Ao primeiro, adicionar 2 mL de solução de sulfato de cobre (0,5 mol/L) .
- 1.3. Ao segundo, adicionar 2 mL de solução de cloreto de sódio (0,5 mol/L).
- 1.4. Ao terceiro, adicionar 2 mL de solução de nitrato de prata (0,5 mol/L).
- 1.5. Aguardar 10 minutos.
- 1.6. Agitar e observar.

- Em quais tubos houve reação?
-

- Escrever as equações das reações ocorridas.
-

- Em que tubo de ensaio não houve reação?
-

- Justifique.
-

Etapa II: Reações de metais com ácidos

- 2.1. Numerar 5 tubos de ensaio;
- 2.2. Colocar 2 mL de HCl 6 M em cada um dos tubos numerados;
- 2.3. Adicionar a cada tubo aparas de metais, segundo a tabela abaixo;
- 2.4. Anotar o tempo que leva para ocorrer cada reação (aproximadamente);

Tubo	Metal	Observa-se	Conclui-se	Tempo
1	Mg			
2	Al			
3	Zn			
4	Fe			
5	Cu			

- Ordenar os metais em ordem crescente de reatividade de acordo com o tempo gasto na reação;
Ordem crescente de reatividade:
-

- 2.5. Colocar um pequeno pedaço de cobre em um tubo de ensaio;
- 2.6. Adicionar 2 mL de HNO_3 (1:1) (**Usar a capela**. Não aspirar os vapores, porque são tóxicos)

Observações:

- Escrever a equação da reação ocorrida:
-

Etapa III: Reações de metais com água

- 3.1. Colocar 4 mL de água em três tubos de ensaio.
- 3.2. Adicionar ao primeiro, um pequeno pedaço de alumínio.
- 3.3. Adicionar ao segundo, um pequeno pedaço de cobre.
- 3.4. Adicionar ao terceiro, um pequeno pedaço de ferro.
- 3.5. Aquecer cada tubo e observar.

Observações:

Etapa IV: Reações de metais com bases ou hidróxidos

- 4.1. Em quatro tubos de ensaio, colocar 3 mL de solução de NaOH.
- 4.2. Adicionar um pequeno pedaço de alumínio ao primeiro.
- 4.3. Adicionar um pequeno pedaço de cobre ao segundo.
- 4.4. Adicionar um pequeno pedaço de ferro ao terceiro.
- 4.5. Adicionar um pequeno pedaço de zinco ao quarto.
- 4.6. Aquecer e observar.

- Em quais tubos houve reação?
-

- Escrever as equações das reações ocorridas.
-

- Em que tubo de ensaio não houve reação?
-

- Justifique.
-
-

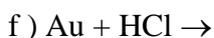
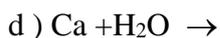
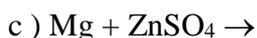
QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

V – Questionário:

1. Por quê o cobre reage com o ácido nítrico concentrado?

2. Qual é a equação química balanceada que representa a reação entre alumínio metálico e ácido clorídrico? E entre níquel metálico e ácido clorídrico?

3. Completar as equações abaixo em caso de ocorrência. **Caso a reação não ocorra justifique.**



VI- Referências Bibliográficas

- [1] Brady, J.E. e Huminston, G.E.; **Química Geral**, Livros Técnicos e Científicos, Editora S/A, Vol. 1 e 2, Rio de Janeiro, 1991.
- [2] Russel, J.B.; **Química Geral**, Vol.1 e 2, Mackron Books do Brasil, São Paulo, 1994.
- [3] Mahan, B.M. e E Myers, R.J.; **Química Um Curso Universitário**, Editora Bliicher Ltda, São Paulo, 1993.
- [4] Masterton, W. L.; Slowinski, E. J.; Stanitski, C. L.; **Princípios de Química**, Editora Guanabara Koogan S.A., Rio de Janeiro, 1990.
- [5] Quagliano, J. V.; Vallarino, L. M.; **Química**, Editora Guanabara Dois S. A. Rio de Janeiro, 1979.

Experimento III:
Sistemas e Reações Químicas

EXPERIMENTO III: Sistemas e Reações Químicas

I - Objetivos

- Estabelecer critérios que possam caracterizar a ocorrência de reações químicas.
- Reconhecer tipos de precipitados
- Classificar reação através de uma equação química

II - Introdução

O termo reação química, refere-se ao reagrupamento dos átomos entre as substâncias de um dado sistema. Ela é representada esquematicamente por uma reação química, que dá informações quantitativas e qualitativas. A equação escrita deve fornecer a descrição da reação que ocorre, quando os reagentes são misturados. Para escrever uma reação química é necessário conhecer as fórmulas dos reagentes (substâncias que estão à esquerda) e dos produtos (substâncias que estão à direita). Para se chegar a tal informação é preciso observar o curso da reação tentando a identificação do produto através de observação e/ou análise químico.

Em primeiro lugar deve-se deduzir se houve uma reação química ao colocar em contato duas ou mais substâncias. Obtêm-se evidência de reação química no laboratório quando aparecem diferenças perceptíveis e significativas entre o estado inicial e estado final, estados estes correspondem respectivamente aos reagentes antes de serem colocados em contato e o que resulta após. É possível utilizar-se critérios quantitativos e qualitativos para detectar esta mudança. Critérios qualitativos são baseados em observações macroscópicas utilizando os órgãos dos sentidos (exceto pelo paladar):

1. Formação de produtos gasosos - os produtos gasosos são identificados por um borbulhamento na solução;
2. Formação de precipitado - um produto sólido insolúvel que se forma quando a quantidade de um dos produtos formados durante a reação excede sua solubilidade no solvente. Um sal é considerado solúvel se sua solubilidade é maior que 1g/100 mL e insolúvel quando a solubilidade é menor que 0,1g/100 mL. Casos intermediários são considerados pouco solúveis;
3. Mudança de cor - aquelas não resultantes de diluição ou de simples combinação de cores, mas sim da formação de uma nova substância;
4. Mudança de odor - devido a formação de um produto ou consumo de um reagente que tenha odor característico;
5. Transferência de energia - muitas reações químicas vêm acompanhadas de mudança de temperatura. Se a temperatura da mistura de reação aumenta, calor está sendo liberado e a reação é dita exotérmica. Se a temperatura decresce durante a reação, calor está sendo absorvido e a reação é endotérmica.

Entre os efeitos que indicam claramente a ocorrência de uma reação química, um dos mais marcantes é o da formação de um precipitado. Reação de precipitação é um tipo comum de experimento envolvendo íons que reagem para formar sólidos poucos solúveis. Muitas substâncias químicas tipo sais, podem ser facilmente dissolvidos em água. Uma vez dissolvido, o sal está completamente ionizado. Exemplo:



QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

Em uma mesma solução, quando dois ou mais sais estão dissolvidos seus íons positivos e negativos estão livres para interagir. A interação eletrostaticamente mais favorável prevalece. Desta nova associação poderá surgir um precipitado. Exemplo:



A formação do precipitado de AgCl indicada pela seta implica, portanto, na retirada de íons Ag^+ e Cl^- da solução.

Os tipos de precipitado variam de acordo com o tamanho e forma das partículas produzidas. Existem os seguintes tipos de precipitado:

- Cristalino** - o precipitado cristalino é reconhecido pela presença de muitas partículas pequenas de formato regular tendo superfície lisa. Os cristais de um precipitado cristalino parecem-se com os cristais do sal de cozinha ou açúcar. É o mais desejável dos precipitados, uma vez que se sedimenta rapidamente e é fácil de filtrar, porém, de modo geral sua obtenção depende de condições ideais;
- Granular** - consiste em pequenos e discretos grãos que se sedimentam com facilidade. Um precipitado granular parece com café moído (não em pó). As pequenas partículas de forma irregular podem ser facilmente distinguidas ainda que não tenham a forma regular do precipitado cristalino;
- Finamente dividido** - formado por partículas extremamente pequenas. As partículas individuais são invisíveis a olho nu. A aparência de farinha de trigo é descritiva deste exemplo. Este precipitado é difícil de trabalhar, pois, devido ao tamanho das partículas, estas levam um tempo muito longo para sedimentar;
- Coloidal tipo gelatinoso** - é aquele que forma uma massa compacta com aspecto de gelatina. É difícil de trabalhar, pois na manipulação enclausura impurezas de forma a tornar sua lavagem impossível;
- Coloidal finamente dividido** - é o exemplo extremo de precipitado finamente dividido. As partículas são tão pequenas que dificilmente sedimentam e atravessam até os poros de um filtro.

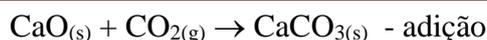
A constatação visual de um precipitado deve levar em conta os aspectos descritos acima. Há, portanto, precipitados que tornam a solução opaca sem que haja necessariamente depósitos de sólido no fundo do recipiente. A falta de transparência de uma solução tem duas origens principais: presença de partículas sólidas em suspensão que impedem a passagem da luz ou elevada concentração de substância de cor escura o que resulta na completa absorção da luz. Outro item a ser discutido com cuidado é aquele referente à mudança de cor.

Se a nova cor observada é resultado de uma combinação das cores dos reagentes, não podemos afirmar que houve uma reação química. O resultado aqui não é conclusivo. O teste só é conclusivo (na ausência de outros indícios, como formação de precipitado ou mudança de temperatura) quando a nova cor observada é inesperada, isto é, não pode resultar da combinação das cores dos reagentes. Uma vez estabelecido que houvesse reação química podemos partir para uma classificação baseada em características no transcurso:

- Reação de combinação** - é aquela que tem como produto uma substância mais complexa formada pela união de duas ou mais substâncias (simples ou composta). É também denominada de reação de síntese ou de adição quando pelo menos uma das substâncias reagentes é composta:



QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I



- b) **Reação de decomposição** - nessa reação um reagente dá origem a duas ou mais substâncias distintas, e pode ser chamada de reação de análise.



Algumas reações de análise recebem nomes específicos como:

- **Pirólise** - decomposição através do calor

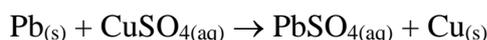


- **Eletrólise** - decomposição pela passagem de corrente elétrica

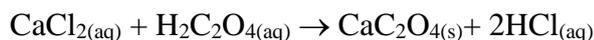


- c) **Reação de Deslocamento** - aqui ocorre uma substituição de átomo(s) entre as substâncias, é também chamada de reação de substituição ou troca:

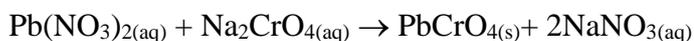
- **Simple troca** - quando um elemento constituinte de um composto é substituído por outro elemento.



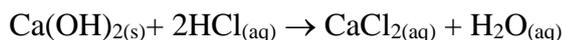
- **Dupla troca** - quando duas substâncias permutam entre si dois elementos.



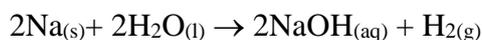
- **Reação de precipitação** - é aquela na qual realizada em presença de reagente líquido ou em solução, ocorre a formação de um material sólido insolúvel no meio.



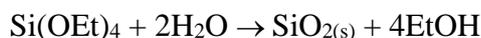
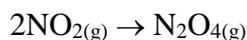
- **Reação de neutralização** - é aquela que ocorre entre um ácido e uma base, formando sal e água e é também uma reação de dupla troca.



- **Reação de óxido-redução** - quando ocorre uma variação no número de oxidação de alguns elementos que compõem os reagentes e produtos



- **Reação de polimerização** - consiste na transformação de uma dada substância (monômera) numa outra de massa molecular múltipla da primeira (polímero). Um polímero típico contém cadeias monoméricas de várias centenas de unidades moleculares.



QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

III - Procedimento Experimental

Este procedimento será dividido em duas etapas: Etapa I e II

- 3.1. Para a cada etapa será utilizado tubos de ensaio;
- 3.2. Cada tubo de ensaio será denominado por letras, que se referem aos reagentes denominados em cada um dos sistemas que se encontram, abaixo.
- 3.3. Colocar, somente, 1 mL do primeiro reagente e adicionar 0,5 mL do segundo reagente;
- 3.4. Fazer o mesmo procedimento do item acima para todos os sistemas;
- 3.5. Anotar a cor da solução de cada reagente e o tipo de precipitado;
- 3.6. Observar e anotar as reações ocorridas em cada sistema;

Etapa I:

Sistema A:

Solução	Representação	Cor da solução	Sistema	Observação
$K_4[Fe(CN)_6]$	A ₁		A ₁ + A ₈	
$K_2Cr_2O_7$	A ₂		A ₁ + A ₃	
$FeSO_4$	A ₃		A ₁ + A ₄	
$CuSO_4$	A ₄		A ₂ + A ₇	
$Na_2S_2O_3$	A ₅		A ₂ + A ₆	
$Pb(CH_3COO)_2$	A ₆		A ₂ + A ₈	
$BaCl_2$	A ₇		A ₃ + A ₉	
$AgNO_3$	A ₈		A ₅ + A ₇	
$NaOH$	A ₉		A ₅ + A ₆	

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

Etapa II:

Sistema B:

Solução	Representação	Cor da solução	Sistema	Observação
CuSO₄	B₁		B₁ + B₂	
KI	B₂		B₁ + B₃	
NH₄OH	B₃		B₁ + B₈	
AgNO₃	B₄		B₄ + B₈	
Ni(NO₃)₂	B₅		B₅ + B₃	
NaOH	B₆		B₅ + B₆ → X	
NaClO	B₇		X + B₇	
BaCl₂	B₈		B₉ + B₃	
CoCl₂	B₉		B₉ + B₆	

IV - Questionário

1. Diferencie mudança física de mudança química.

2. O que é um precipitado? Que observações indicam a formação de um precipitado?

3. Toda mudança de cor que ocorre quando duas substâncias são misturadas implica necessariamente em uma reação química?

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

4. Escreva as equações químicas correspondentes a cada sistema justificando as suas observações.

5. Cite três fatores que servem como indicativos da ocorrência de reação química.

6. Indique se encontrou alguma reação exotérmica ou endotérmica e diga como chegou a esta conclusão.

7. Baseado nas suas observações do estado inicial e final diga onde houve reação e qual observação utilizou para tirar esta conclusão.

VI – Referências Bibliográficas

- [1] Babor, J.A. e Ibarz, J., “Química General Moderna”, Editorial Marin, Barcelona, 7^o edição, 1963
- [2] Ohlweiler, O. A., “Química Inorgânica”, Edgar Blucher, São Paulo, SP, volume I, 1970.
- [3] Glinka, N., “Química Geral”, Editora Mir, Moscou, 2. ed. volumes I e II, 1988.
- [4] Ohlweiler, O. A., “Introdução à Química Geral”, Editora Globo, Porto Alegre, 1967.
- [5] Basset, J. et al., “Análise Inorgânica Quantitativa Vogel”, Guanabara Dois, Rio de Janeiro, RJ, 4. ed., 1981
- [6] Assumpção, R. M. V. e Morita, T., “Manual de Soluções, Reagentes e Solventes”, Edgar Blucher, São Paulo, SP., 1968.
- [7] Lee, J. D., “Química Inorgânica”, Edgar Blucher, São Paulo, SP, 1980.
- [8] Huhey, J. E., “Inorganic Chemistry”, Harper & Row, New York, NY, Si Unite Edition, 1965.

Experimento IV:
Preparação e Caracterização
de uma Base

EXPERIMENTO IV: Preparação e caracterização de uma base

I - Objetivos

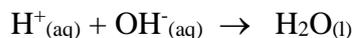
- Preparação das soluções necessárias às análises de caracterização de uma base.
- Obtenção de uma base.
- Análise qualitativa da base obtida.
- Análise quantitativa da base obtida.

II – Considerações Gerais

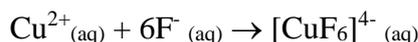
Os cientistas desde longa data vêm tentando reconhecer e identificar as propriedades das substâncias ácidas e básicas. Pensavam-se, inicialmente substâncias que apresentassem sabor azedo eram ácidas e aquelas que apresentassem um sabor adstringente básica. Em 1880, um químico chamado Svante Arrhenius associou o comportamento ácido a presença de íons H^+ e o comportamento de base a presença de íons OH^- em soluções aquosas. Entretanto sua teoria era limitada apenas para meio aquoso, em 1923 Bronsted e Lowry propuseram uma teoria mais ampla, válida para todos os meios (meio alcoólico, meio aquoso, etc.) no qual um ácido é definido com qualquer espécie química capaz de doar prótons e base como espécie química que aceita prótons. Desta forma temos:



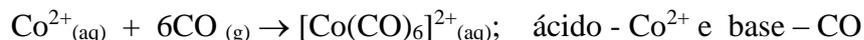
Neste mesmo ano G. N. Lewis, químico americano propõe uma definição ainda mais abrangente para ácidos e bases, a definição eletrônica. Lewis definiu um ácido, como uma espécie capaz de receber pares de elétrons e base, como uma espécie capaz de doar pares de elétrons, formando ligações químicas.



A definição de Lewis abrange todos os íons, sejam cátions (bons receptores de elétrons) e ânions (bons doadores de elétrons), ácidos e bases, respectivamente.



Não só íons podem ser ácidos ou bases de Lewis, compostos e elementos neutros, também podem.



A definição de Lewis abrange, ou seja, explica os casos das definições de Bronsted-Lowry e de Arrhenius, sendo, portanto, a mais aceita. Entretanto, as definições de Arrhenius e de Bronsted-Lowry também são utilizadas para explicar alguns casos.

É possível medir exatamente o pH de uma solução de duas formas. Na primeira, usamos compostos chamados de indicadores os quais são sensíveis ao pH. Estas substâncias possuem cor que mudam em uma faixa de pH (faixa de viragem) relativamente pequena e podem quando usadas convenientemente determinar o pH de uma solução. Um dos indicadores mais usados é a fenolftaleína que muda de incolor para vermelho quando o pH varia de 8 para 10. Um dado indicador é útil para determinar o pH somente na região em que muda de cor. Existem indicadores disponíveis para medidas de pH em todas as faixas de acidez e basicidade.

Na tabela 1 estão representados alguns dos indicadores de pH mais comuns num laboratório. Os indicadores normalmente exibem cores intermediárias a valores de pH dentro do intervalo de mudança.

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

Por exemplo, a fenoftaleína tem uma coloração rosada entre pH 8,2 e pH 10,0. O intervalo de mudança pode variar ligeiramente, dependendo da concentração do indicador e da temperatura a que é usado.

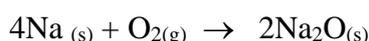
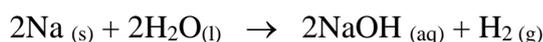
Tabela 4 – Faixas de viragem de alguns indicadores

Indicador	Faixa de viragem	Coloração
Vermelho de Metila	4,4-6,2	Vermelho-amarelo
Azul de bromotimol	6,0-7,6	Amarelo-azul
Fenoftaleína	8.2-10.0	Incolor-rosa

A titulação ácido-base é um procedimento comum do laboratório, de importância substancial e tem muitas aplicações em diversas áreas. Este processo consiste essencialmente em determinar o volume de solução (ácida ou básica) de concentração exatamente conhecida, requerida para reagir quantitativamente com um dado volume de uma amostra de solução (ácida ou básica) sob determinação. O ponto final ou ponto de equivalência é determinado pelo uso de indicadores que mudam de cor no ponto de apropriado ou no ponto de equivalência. A faixa de viragem do indicador deve corresponder ao pH da solução no ponto de equivalência o qual pode assumir diferentes valores, dependendo do produto formado, o sal, que pode ser ácido, básico ou neutro.

Os metais alcalinos são elementos bastante reativos e possuem este nome porque reagem muito facilmente com a água formando hidróxidos (substâncias alcalinas), liberando hidrogênio. Estes metais também reagem facilmente com o oxigênio produzindo óxidos.

A equação química de um metal alcalino com a água e com o oxigênio é mostrada a seguir.



II - Procedimento experimental

Etapa I: Obtenção de uma base

- 1.1. Com o uso de uma pinça retire um pedaço de sódio metálico, do recipiente em que se encontra. Com uma faca retire a crosta escura e corte um pedaço do tamanho aproximado de um grão de milho. Seque-o rapidamente com um papel absorvente e coloque-o em um tubo de ensaio contendo 10 mL de etanol absoluto.
- 1.2. Após o término da reação acima, coloque a solução obtida em um balão volumétrico de 50 mL. Lave o tubo de ensaio com pequenas porções de água destilada, adicionando esta água de lavagem no balão que contém a solução em estudo. Complete os 50 mL da solução final com água destilada. Tampe o balão e agite para homogeneizá-la e armazenar em recipiente plástico.

Etapa II: Análise qualitativa da base obtida

2.1. Tome duas alíquotas de 1,0 mL da solução preparada por você na etapa I e coloque-as em tubos de ensaio, para os testes de identificação do íon hidróxido (OH^-). Escreva para cada item a equação ocorrida.

- Adicione ao tubo **1** algumas gotas da solução de nitrato de prata (AgNO_3) até observar alguma modificação.
- Adicione ao tubo **2** algumas gotas da solução de sulfato de cobre (CuSO_4) até observar alguma modificação.

2.2. Tome duas alíquotas de 1,0 mL da solução preparada por você na etapa I e coloque-as em tubos de ensaio, para os testes de pH.

- Adicione ao tubo **1** três gotas do indicador fenolftaleína. Anote suas observações.
-

- Adicione ao tubo **2** três gotas do indicador azul de bromotimol. Anote suas observações.
-

2.3. Molhe a ponta de um bastão de vidro com solução preparada por você na etapa I e coloque em contato com papel indicador de pH. Anote o valor do pH.

Etapa III: Análise quantitativa da base obtida

- Encha uma bureta de 25 ml ou 50 ml com a solução de NaOH obtida em 1.2.
- Em um erlenmeyer de 250 ml, adicione 2 mL de solução de Hidrogenoftalato de potássio ou biftalato de potássio, cerca de 5 ml de água destilada e três gotas de fenolftaleína.
- Titule o ácido com a solução em estudo (na bureta), lentamente, gota a gota, sob agitação constante, até ocorrer uma mudança de coloração. Anote o volume gasto na titulação.
- Repita as operações “3.1” “3.2” e “3.3”, tomando nota do volume da solução em estudo, que foi gasto na titulação.

Volume 1: ____ mL; Volume 2: ____ mL; Volume 3: ____ mL; Volume 4: ____ mL

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

★ Conhecendo a concentração e o volume da solução de ácido utilizado na titulação, além do volume gasto da solução em estudo, determine a concentração da solução de NaOH obtida.

★ Pelo valor obtido na questão acima, determine a quantidade da base contida, inicialmente, no balão.

★ Calcular a quantidade de metal envolvida na preparação da quantidade de base produzida.

IV – Pós-laboratório

1. Quais são as principais características do sódio metálico? Qual o produto da reação do sódio metálico com a água e com etanol escreva as reações? Que cuidados devem ser tomados?

2. Quais os principais cuidados que se deve tomar quando se realiza uma titulação?

3. Pesquise a faixa de viragem do indicador fenolftaleína e a identifique como um indicador de ácido ou base.

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

4. Por quê o tubo de ensaio e o erlenmeyer foram lavados repetidas vezes e estas águas de lavagens foram adicionadas no balão?

5. Que tipo de solução é preparado com Hidrogenoftalato de potássio ou biftalato de potássio? Descreva a reação.

6. Escreva a equação da resultante da interação de sódio metálico com etanol.

7. Escreva a equação da reação, quando se adiciona água à solução alcoólica de sódio.

VI – Referências Bibliográficas

- [1] Babor, J.A. e Ibarz, J., “Química General Moderna”, Editorial Marin, Barcelona, 7^o edição, 1963
[2] Ohlweiler, O. A., “Química Inorgânica”, Edgar Blucher, São Paulo, SP, volume I, 1970.
[3] Glinka, N., “Química Geral”, Editora Mir, Moscou, 2. ed. volumes I e II, 1988.
[4] Ohlweiler, O. A., “Introdução `a Química Geral”, Editora Globo, Porto Alegre, 1967.
[5] Basset, J. et ali., “Análise Inorgânica Quantitativa Vogel”, Guanabara Dois, Rio de Janeiro, RJ, 4. ed., 1981
[6] Assumpção, R. M. V. e Morita, T., “Manual de Soluções, Reagentes e Solventes”, Edgar Blucher, São Paulo, SP., 1968.
[7] Lee, J. D., “Química Inorgânica”, Edgar Blucher, São Paulo, SP, 1980.
[8] Huhey, J. E., “Inorganic Chemistry”, Harper & Row, New York, NY, Si Unite Edition, 1965.
[9] Heslop, R. B. e Jones, H., “Química Inorgânica”, Fund. Calouste-Gulbenkian, Lisboa, 1987.

Experimento V:
Obtenção e Caracterização
do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

Contudo, exposto ao ar úmido, o **Cu** é oxidado lentamente na superfície, formando um revestimento verde de azinhavre. O azinhavre é carbonato básico de cobre, $\text{CuCO}_3\text{Cu}(\text{OH})_2$, e é familiar na coloração esverdeada dos telhados cobertos com chapas de cobre, e nas estátuas de cobre.

III – Procedimento experimental

Etapa I: Obtenção do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

- Em um erlenmeyer de 50 mL, coloque 10 mL de água destilada, 1,0 mL de H_2SO_4 concentrado e 1,5 mL de HNO_3 concentrado, agitando a cada adição para homogeneizar a mistura.
- Pese 0,4 gramas de cobre metálico e adicione à solução dos ácidos (use a capela).
- Espere até que a reação se complete sem nenhum resíduo.
- Transfira a mistura resultante para uma cápsula de porcelana e evapore a parte líquida para eliminar HNO_3 (utilize um banho-maria, na capela).
- Dissolva o resíduo resultante em 10 mL de água destilada e coloque a cápsula em um dessecador, até que ocorra a cristalização do produto.
- Recolha o sólido azul produzido; pese-o e calcule o rendimento da reação, equacionando todas as reações que ocorreram.

Massa total: _____ g; Massa do sólido azul obtido: _____ g

Etapa II: Caracterização do sal obtido

- Pese uma porção do sal produzido e dissolva em água destilada; transfira essa solução para um balão volumétrico de 25 mL e complete o volume.
- Tome 4 amostras de 1,0 mL dessa solução e coloque-as em tubos de ensaio para os testes de identificação dos íons Cu^{+2} e SO_4^{-2} , etapas a seguir.

Etapa III: Identificação do íon Cu^{+2}

- A um dos tubos de ensaio, adicione algumas gotas de solução de iodeto de potássio;
 - A outro tubo de ensaio, adicione algumas gotas de solução de $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
 - Para as duas situações acima anote suas observações e escreva as equações das reações que ocorreram.
-
-
-

Etapa IV: Caracterização do íon SO_4^{-2}

- Ao terceiro tubo de ensaio da etapa 2, adicione algumas gotas de cloreto de bário;

QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I

- b) Ao quarto tubo de ensaio, adicione algumas gotas de solução de nitrato de chumbo.
 - c) Anote suas observações e escreva as equações que ocorreram.
-
-
-

Etapa V: Determinação do teor de cobre no sal obtido

- a) Pipete 5 mL da solução de sulfato de cobre preparada recentemente e transfira para um erlenmeyer de 125 mL;
- b) Adicione ao erlenmeyer 2 mL de uma solução 10% de KI;
- c) Adicione $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1000 mol/L (solução padrão), em uma bureta e faça a titulação com a solução de sulfato de cobre, até a cor iniciar a esmaecer, adicione então 1mL de amido (recém preparado) e continue titulando até a cor azul desaparecer;
- d) Anote o volume gasto de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1000 mol/L
- e) Repita todo o procedimento mais uma vez.
- f) Faça o cálculo do teor de cobre no sal

Volume 1: _____ mL; Volume 2: _____ mL.

IV - Pós - laboratório:

1. Na obtenção do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ é necessária a utilização da capela ao adicionar o cobre metálico a solução dos ácidos. Por quê?
-
-

2. Relacione os principais usos e aplicações do Cobre.
-
-
-

3. O que é Latão? E o Bronze?
-
-
-

4. De que maneira pode-se provar a presença dos íons Cu^{2+} e SO_4^{2-} em solução?
-

5. Por que o CuSO_4 é usado como algicida ou fungicida? Dê as equações das reações que ocorrem.

6. Quais as principais fontes alimentares de fornecimento de Cobre ao organismo humano?

7. Por que os sais cuprosos são incolores?

8. Por que as operações de obtenção do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ são realizadas capela?

9. Por que na etapa de obtenção do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ são usados os ácidos sulfúrico e nítrico concentrados?

10. Dê as equações das reações do Cobre com o ácido nítrico concentrado e com o ácido nítrico diluído.

11. Qual a função do amido na titulação Iodométrica?

12. Determine o teor de cobre na amostra.

VI - Referências Bibliográficas

- [1] Babor, J.A. e Ibarz, J., “Química General Moderna”, Editorial Marin, Barcelona, 7^o edição, 1963
- [2] Ohlweiler, O. A., “Química Inorgânica”, Edgar Blucher, São Paulo, SP, volume I, 1970.
- [3] Glinka, N., “Química Geral”, Editora Mir, Moscou, 2. ed. volumes I e II, 1988.
- [4] Ohlweiler, O. A., “Introdução `a Química Geral”, Editora Globo, Porto Alegre, 1967.
- [5] Basset, J. et ali., “Análise Inorgânica Quantitativa Vogel”, Guanabara Dois, Rio de Janeiro, RJ, 4. ed., 1981
- [6] Assumpção, R. M. V. e Morita, T., “Manual de Soluções, Reagentes e Solventes”, Edgar Blucher, São Paulo, SP., 1968.
- [7] Lee, J. D., “Química Inorgânica”, Edgar Blucher, São Paulo, SP, 1980.
- [8] Huhey, J. E., “Inorganic Chemistry”, Harper & Row, New York, NY, Si Unite Edition, 1965.
- [9] Heslop, R. B. e Jones, H., “Química Inorgânica”, Fund. Calouste-Gulbenkian, Lisboa, 1987.