



UFES

Centro de Ciências Exatas

Departamento de
Química



APOSTILA DE QUÍMICA GERAL

**Cursos: Ciências Biológicas, Engenharias, Farmácia,
Física e Oceanografia.**

Jane Schneider de Medeiros

Equipe de Revisão:

Prof. Dr Alexandre de Oliveira Legendre

Prof. Dr Lúcio Leonel Barbosa

Prof^a. Dr^a Rosangela Cristina Barthus

VITÓRIA - ES

2012

SUMÁRIO

INTRODUÇÃO.....	1
EXPERIMENTO 01.....	2
INTRODUÇÃO AO LABORATÓRIO	2
EXPERIMENTO 02.....	11
CONHECENDO MATERIAIS DE LABORATÓRIO.....	11
EXPERIMENTO 03.....	23
IDENTIFICAÇÃO DE ELEMENTOS QUÍMICOS PELO TESTE DA CHAMA E O USO DO BICO DE BUNSEN	23
EXPERIMENTO 04.....	28
PREPARO QUANTITATIVO DE SOLUÇÕES, PADRONIZAÇÃO E DETERMINAÇÃO DO TEOR DE UM ÁCIDO EM UMA AMOSTRA ESPECÍFICA.	28
EXPERIMENTO 05.....	34
OBTENÇÃO E PURIFICAÇÃO DE SUBSTÂNCIAS.....	34
EXPERIMENTO 06.....	37
DETERMINAÇÃO DO NÚMERO DE MOLS DE GÁS CARBÔNICO LIBERADO POR UM ANTIÁCIDO EFERVESCENTE E SEU EFEITO SOBRE O PH.	37
EXPERIMENTO 07.....	43
DETERMINAÇÃO DO CALOR DE REAÇÃO	43
EXPERIMENTO 08.....	50
CINÉTICA QUÍMICA	50
EXPERIMENTO 09.....	55
ESTUDO QUALITATIVO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO	55
EXPERIMENTO 10.....	59
VERIFICAÇÃO DA ESPONTANEIDADE DE UMA REAÇÃO DE ÓXIDO-REDUÇÃO	59

INTRODUÇÃO

A química é uma ciência experimental e se ocupa especialmente das transformações das substâncias, de sua composição e das relações entre estrutura e reatividade. Sua presença pode ser destacada por ser essencial em todos os assuntos do conhecimento humano e ter suas interfaces com outras ciências tais como a Biologia, Ciências Ambientais, Física, Ciências da Saúde, Engenharia, quanto por suas aplicações em Agronomia, Ciências dos Alimentos, Farmacologia, etc (LUZ JUNIOR et al., 2004).

Uma importante finalidade dos experimentos de química executados no laboratório é a do aluno adquirir um conhecimento básico sobre diversos métodos e técnicas experimentais que, posteriormente, serão necessários para dar seus primeiros passos no método científico de trabalho experimental (CONSTANTINO; SILVA; DONATE, 2004).

Devido a sua importância no processo de aprendizagem do aluno dos mais diversos cursos de graduação da Universidade Federal do Espírito Santos (UFES), foi produzido o presente material didático, na forma de apostila/caderno, contendo dez aulas experimentais, da área de química geral, com o objetivo de substituir o material didático atualmente utilizado, pelo fato deste apresentar uma série de deficiências em seus roteiros.

A idéia de produzir o novo material didático, na forma de apostila/caderno, para adoção nas aulas experimentais de química geral, vislumbrando os alunos não químicos da UFES, dos mais diversos cursos de graduação, tem a finalidade de: apresentar roteiros claros, objetivos e bem elaborados para facilitar a compreensão do aluno no momento de executar o experimento; orientações de segurança química no laboratório que devem ser adotados para cada experimento; cuidados na manipulação e correta utilização de vidrarias, reagentes puros e soluções preparadas; orientar a disposição adequada do resíduo químico gerado; reduzir o consumo excessivo de reagentes, com a utilização de uma quantidade menor de reagentes.

Para a elaboração dos roteiros experimentais, os conteúdos foram extraídos e adaptados de Almeida (2001, p. 7 a 35, 54 a 58, 63 a 69); Lenzi et al. (2004, p. 21 a 26); Bessler e Neder (2004, p. VI, VII, XI a XIX, 13 a 18, 30 a 33, 49 a 55), Luz Júnior et al. (2004, p. 167); Maia (2008, p. 9 a 15, 35 a 41, 87 a 93, 95 a 106, 117 a 127, 137 a 146), e das apostilas de química geral experimental I, química geral experimental II e da química geral – outros cursos de graduação, do Departamento de Química, da Universidade Federal do Espírito Santo.

No processo de elaboração dos roteiros experimentais procurou-se uniformizar as informações, sendo estas divididas em vários tópicos para facilitar o entendimento e a visualização dos assuntos: número e o título do experimento, com a finalidade de identificar qual é o experimento; objetivo do experimento, para que o aluno saiba o que o experimento propõe, na qual fornece informações sobre o que irá aprender, qual resultado espera encontrar, etc.; fundamentação teórica sobre o assunto do experimento e a leitura recomendada para aprofundar a informação; a parte experimental é dividida em vários itens com o objetivo de fornecer informações com mais detalhes, tais como: a descrição dos materiais e reagentes a serem utilizados no processo de execução do experimento; dicas de segurança no laboratório para que o aluno possa executar o experimento com mais segurança pessoal e material; o procedimento, com a descrição das etapas de execução de forma clara e coesa, indicando qual material e reagente deverá ser utilizado no processo e com orientações de esquema, quando for necessário e, orientações sobre a disposição adequada do resíduo químico gerado; por fim, uma lista de exercícios, que podem ser referente ao experimento e/ou como uma pesquisa complementar para aprofundar o assunto estudado.

Conclui-se que o emprego deste novo material didático irá permitir um melhor aprendizado de química e facilitará o processo de execução do experimento pelos alunos não químicos; e permitirá que o professor oriente melhor o aluno durante o processo; e para o técnico, este material irá facilitar a etapa de preparação das soluções, separação dos materiais de apoio e organização das bandejas com os materiais necessários para que a aula experimental aconteça. Além de possuir um procedimento mais detalhado, neste novo material didático, o aluno, também, irá receber informações sobre segurança no laboratório e a correta disposição do resíduo químico gerado, permitindo que o profissional egresso, independente de sua formação, adquira uma consciência ética em relação ao uso e descarte de produtos, visando à preservação ambiental, além de contribuir para diminuição de riscos e reduzir a insalubridade e periculosidade do local.

-
- ALMEIDA, P. G. V. de (organizador). *Química Geral: práticas fundamentais*. Viçosa, MG: UFV, **2001**. 112 p. Caderno didático 21.
- BESSLER, K. E.; NEDER, A. de V. F. *Química em tubos de ensaio: uma abordagem para principiantes*. São Paulo: Edgard Blücher, **2004**. 195 p.
- CONSTANTINO, M. G.; SILVA, G. V. J. da; DONATE, P. M. *Fundamentos de química experimental*. São Paulo: Edusp, **2004**. 272 p.
- LUZ JÚNIOR, G. E. da et al. *Química geral experimental: uma nova abordagem didática*. Química. Nova, Vol. 27, Nº. 1, 164-168, **2004**. Disponível em: <<http://quimicanova.sbq.org.br/qn/qnol/2004/vol27n1/27-ED02201.pdf>>. Acesso em: 01 jul. 2010.
- LENZI, E. et al. *Química geral experimental*. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, **2004**. 390 p.
- MAIA, Daltamir. *Práticas de química para engenharias*. Campinas, SP: Átomo, **2008**. 147 p.

EXPERIMENTO 01

INTRODUÇÃO AO LABORATÓRIO

Objetivos

- Mostrar ao aluno a estrutura de um laboratório (capelas, extintor, chuveiro, gases especiais, almoxarifado, portas de segurança, etc.);
- Conscientizar o aluno dos perigos que um laboratório pode apresentar e as respectivas normas de segurança;
- Como trabalhar em laboratório;
- Como registrar os dados;
- Como apresentar os resultados de forma técnica e científica.

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Introdução

No laboratório de química ou em qualquer laboratório onde se manipulam, transportam, ou estocam produtos químicos, deve-se ter em mente que há possibilidade de encontrar produtos inflamáveis, explosivos, corrosivos e tóxicos. Desta forma, existe a possibilidade de acontecer algum tipo de acidente com prejuízos leves, ou graves, para si mesmos ou para os colegas, à Instituição e/ou para o ambiente.

Portanto, antes de realizar qualquer atividade nesses ambientes, deve-se ter a devida informação sobre os cuidados a serem tomados e as normas a serem seguidas, para ter toda a segurança.

O usuário de laboratório deve receber prévia orientação sobre os cuidados e riscos do laboratório de química. Assim, cada aluno deverá seguir todas as recomendações para preservar sua integridade e saúde, mediante este princípio:

“O maior bem material que um ser humano pode ter é a saúde. Infelizmente, só se acredita nisto depois de perdê-la.”

Os principais acidentes em laboratórios de química devem-se a ferimentos causados pela quebra de peças de vidro ou por contato com substâncias cáusticas, incêndios com líquidos inflamáveis, ou, eventualmente, explosões.

Nesse contexto, regras elementares de segurança e conduta devem ser observadas no trabalho de laboratório, a fim de preservar a saúde ocupacional e ambiental, e reduzir os riscos de acidentes. Em suma, a segurança na condução de trabalhos de laboratório pode ser descrita pela seguinte expressão:



Segurança em laboratório

Ao iniciar o trabalho em um laboratório químico, é fundamental que você conheça os procedimentos de segurança que irão permitir sua atuação com um mínimo de riscos. Em caso de dúvidas, pergunte, pesquise, consulte.

A segurança no laboratório é assunto de interesse de todos que freqüentam o mesmo, não apenas do professor, ou do técnico responsável. Acidentes vão ocorrer, na maioria dos casos, por falta de cuidado, negligência ou de reflexão antes de realizar qualquer procedimento laboratorial.

O trabalho em laboratório exige concentração. Não converse desnecessariamente nem distraia seus colegas. Calma e cautela em situações de emergência. Evite atos de heroísmo.

A seguir, são apresentadas as normas gerais de segurança e conduta no laboratório químico que o bom-senso recomenda:

- A pontualidade é um requisito fundamental para a organização. O aluno deve estar no laboratório no horário combinado com os roteiros de aulas práticas, material para fazer anotações e com os equipamentos de proteção individual (EPI's) necessários. Qualquer outro material deve ser guardado do lado de fora do laboratório ou outro local específico, indicado pelo professor ou pelo responsável pelo laboratório.
- Não colocar sobre a bancada de trabalho ou bancos bolsas, agasalhos, livro, sacolas, ferramentas ou qualquer material estranho ao trabalho que estiver realizando.
- Sempre que necessário, proteger o seu corpo com os seguintes EPI's básicos: jaleco de algodão com mangas compridas e comprimento até abaixo dos joelhos e óculos de segurança, luvas para as mãos. O calçado deve ser fechado e, preferencialmente, de couro. Não é permitido uso de saia ou bermudas ou shorts ou sandálias.
- Ao entrar no laboratório deverão ser retiradas as pulseiras, anéis, brincos, etc.
- O planejamento do trabalho num laboratório é extremamente importante para que os resultados obtidos sejam os melhores possíveis e com a maior segurança, por isso as atividades devem ser planejadas com cuidado.
- Uma parte importante deste planejamento consiste em ouvir as orientações iniciais dadas pelo professor ou pelo responsável pelo laboratório. O aluno deve ouvir com atenção e esclarecer as dúvidas que surgirem.
- Ler com atenção os roteiros das aulas ou atividades práticas. Em caso de dúvida pergunte ao professor ou ao responsável pelo laboratório. Não continue uma atividade antes de ter certeza do que deve fazer.
- Adotar estratégia de grupo, isto é, as tarefas deverão ser divididas e executadas somente depois que cada componente do grupo tenha conhecimento de todo o trabalho a ser desenvolvido.
- Não improvisar, use o equipamento adequado.
- Caso esteja usando um aparelho ou equipamento pela primeira vez, ler sempre o manual de instruções antes.

- Não brincar e nem correr no laboratório. O trabalho deverá ser feito com concentração, dedicação e paciência. Um laboratório não é local para brincadeiras. Os excessos sofrerão a punição disciplinar cabível.
- Não é permitido comer e nem beber no laboratório.
- Nunca experimentar qualquer reagente.
- Muito cuidado ao cheirar qualquer substância no laboratório.
- Não fumar no laboratório.
- Não levar a mão à boca ou aos olhos quando estiver manuseando produtos químicos.
- Não se devem usar lentes de contato no laboratório, pois as mesmas podem absorver substâncias químicas e causar lesões nos olhos.
- Caso tenha cabelos longos, mantenha-os presos durante a realização dos experimentos.
- Ler com atenção todos os rótulos dos frascos que forem utilizados, caso tenha dúvida sobre alguma informação perguntar ao professor ou ao responsável pelo laboratório.
- Prestar atenção aos avisos de alerta existentes no laboratório.
- Em caso de acidente, comunicar imediatamente ao professor ou ao responsável pelo laboratório, mesmo que não haja danos pessoais ou materiais. Deve ser feita uma ocorrência relatando o acidente no Livro de Ocorrências existente no laboratório. Lembrar que sua omissão pode afetar outras pessoas.
- Em caso de incêndio, comunicar imediatamente ao professor ou ao responsável pelo laboratório, acionar a brigada de incêndio e dirigir-se à saída mais próxima.
- Conhecer e saber a localização e de como utilizar os equipamentos de emergência tais como: alarmes, extintores de incêndio, lava-olhos, chuveiros de emergência, etc.
- Manter os extintores de incêndio em condições de uso e livre de qualquer objeto que atrapalhe a sua utilização.
- Manter o local sempre limpo e organizado.
- Ao sair do laboratório lavar cuidadosamente com água e sabão as mãos, os braços até o cotovelo, o rosto e o pescoço.

Além das normas citadas anteriormente, os laboratórios de química possuem regras específicas de procedimento de segurança e higiene do trabalho que devem ser respeitadas, observadas e adotadas por todos, tais como:

- Seguir rigorosamente as instruções fornecidas pelo professor ou pelo responsável do laboratório.
- Consultar o professor antes de fazer qualquer modificação no andamento da experiência e na quantidade de reagentes a serem usados.
- Não pipetar com a boca. Usar um pipetador (pêra de borracha ou pipetador automático).
- Executar os experimentos em capela limpa, com exaustão e iluminação adequadas.
- Utilizar a capela sempre que for manipular substâncias voláteis, tóxicas ou quando for realizar experiências perigosas.
- Certificar-se que todos os reagentes necessários para realizar a experiência estejam à mão.
- Utilizar sempre as menores quantidades possíveis de reagentes para realizar um experimento. Isto significa economia de material, diminuição do potencial de risco e menor impacto ambiental.

- Nunca aquecer um tubo de ensaio, apontando sua extremidade aberta para um colega ou para si mesmo.
- Todas as experiências que envolvem liberação de gases e/ou vapores tóxicos devem ser realizadas na capela de exaustão.
- Nunca aquecer reagentes de qualquer espécie em sistemas fechados. Deve-se ter certeza que o sistema está aberto para o meio externo antes de iniciar o aquecimento. Quando trabalhar com reações que produzam gases e necessitem de aquecimento, certifique-se que há um regulador de pressão ou válvula de segurança.
- Nunca aquecer líquidos inflamáveis diretamente na chama. Use o banho-maria ou um aquecedor elétrico.
- Nunca deixar frascos contendo líquidos inflamáveis (acetona, álcool, éter, por exemplo) próximos à chama.
- Nunca deixar frascos contendo líquidos inflamáveis exposto ao sol.
- Ao preparar soluções aquosas diluídas de um ácido, nunca adicionar água no ácido. O correto é adicionar o ácido na água.
- Nunca adicionar sólido (pedrinhas de ebulição, carvão, etc.) em um líquido aquecido. Isso pode resultar em uma ebulição violenta se o líquido estiver superaquecido.
- Dedicar especial atenção a qualquer operação que necessitar aquecimento prolongado ou que liberar grande quantidade de energia.
- Apagar e fechar a rede de gás sempre que os bicos de gás não estiverem em uso.
- Cuidado ao aquecer vidro em chama: o vidro quente tem a mesma aparência do frio. Quando estiver trabalhando com vidro aquecido, ficar no local até que o vidro esfrie ou sinalizar o local, informando que o material está quente.
- Não usar vidrarias quebradas ou trincadas.
- Verificar se as conexões e ligações estão seguras antes de iniciar uma reação química.
- Lubrificar tubos de vidro, termômetros, etc., antes de inseri-los em rolhas e proteger sempre as mãos com um pano.
- Antes de usar qualquer reagente, ler cuidadosamente o rótulo do frasco para ter certeza de que aquele é o reagente desejado.
- Ler com atenção as informações dos frascos dos reagentes. Nos rótulos há símbolos que identificam o grau de periculosidade das substâncias.
- Encarar todos os produtos químicos como venenos em potencial, enquanto não verificar sua inocuidade, consultando a literatura especializada.
- Disponibilizar para consulta as fichas de informação de segurança relativas aos produtos químicos utilizados no laboratório (ácidos, bases, solventes orgânicos)
- Etiquetar de modo correto os frascos que contenham reagentes. Os reagentes devem estar claramente identificados com data de recebimento, data em que foi aberto e nome do usuário.
- Os rótulos das soluções devem conter, além do nome, fórmula e concentração do soluto, a data de preparo, a validade e o nome do responsável pela preparação.
- Não misturar espátulas, bastões de vidro, pipetas, conta-gotas, etc. O material utilizado para manipular um determinado reagente deve ficar sempre à direita do mesmo e com a parte utilizada apontando para dentro da bancada.
- As tampas dos frascos devem ser colocadas sobre a bancada com a parte interna voltada para cima.

- Não deixar os frascos de reagentes destampados.
- Não colocar frascos abertos contendo reagentes químicos no refrigerador ou locais não ventilados. Não guardar material tóxico volátil em refrigerador ou local não ventilado, mesmo que o frasco esteja tampado.
- Nunca tornar a colocar no frasco original, o reagente químico retirado em excesso e não usado. Ele pode ter sido contaminado.
- Caso algum produto químico entre em contato com a pele, informar imediatamente ao professor ou ao responsável pelo laboratório que tomará as atitudes adequadas. As substâncias potencialmente perigosas têm uma ficha de emergência que indica o que fazer nesses casos.
- Evitar contato de qualquer substância com a pele.
- Caso os produtos químicos entrem em contato com olhos, boca ou pele, lavar abundantemente com água. A seguir, procurar o tratamento específico.
- Se algum ácido ou produto químico for derramado, lavar o local imediatamente.
- Nunca testar um produto químico pelo sabor.
- Não é aconselhável testar produto químico pelo odor, porém caso seja necessário, não colocar o frasco sob o nariz. Deslocar com a mão, para a sua direção, os vapores que se desprendem do frasco.
- Nenhum produto químico deve ser jogado diretamente no lixo. Consultar o manual de descarte existente no laboratório.
- Não jogar nenhum material sólido dentro da pia ou nos ralos.
- Não jogar resíduos de solventes na pia ou ralo. Descartar em recipientes apropriados para isso.
- Não jogar vidro quebrado ou lixo de qualquer espécie nas caixas de areia. Também não jogar vidro quebrado no lixo comum. Descartar em recipiente apropriado para fragmentos de vidro.
- Manter os acessos desimpedidos, como os corredores entre as bancadas, a saída de emergência, o chuveiro de emergência e o lava-olhos, a porta de entrada e saída do laboratório, as pias; extintores de incêndio, etc.
- Fechar as gavetas e armários logo após o uso.
- Ao se retirar do laboratório, verificar se não há torneiras abertas. Desligar todos os aparelhos, deixar todos os equipamentos, vidrarias utilizadas e a bancada de trabalho limpos ao final dos trabalhos e, lavar as mãos cuidadosamente com bastante água e sabão.

Trabalhando no laboratório

A seguir serão apresentadas algumas regras, baseadas no bom-senso, para se obter o melhor rendimento do trabalho realizado em laboratório:

- Manter sempre uma atitude (comportamento) sadia e eficaz. Brincadeiras grosseiras e outras atitudes descuidadas são proibidas.
- Visitas de amigos (ou amigos convidados) no laboratório são proibidas. Para sua segurança é preciso sua concentração total no experimento. Pode trocar idéias com os colegas no laboratório, mas, não pode ser uma algazarra. Deve haver uma atmosfera de aprendizagem.
- Preparar cada experimento estudando o roteiro da prática antes mesmo de ir ao laboratório. Uma preparação prévia não o faz perder tempo, reduz as chances de prejuízos possíveis, danificação de instrumentos e obter-se-á mais proveito do experimento.

- Se há a necessidade de cálculos antes de começar os experimentos, completar estes antes de começar qualquer atividade prática.
- Ter o cuidado ao estudar o experimento, tentando sempre compreender as razões de cada etapa e por que está fazendo aquilo.
- Observar se falta algum material no kit do grupo e informar ao responsável pelo laboratório, no caso o professor ou técnico.
- Rever os questionamentos antes e ao longo do experimento. Estes são colocados com o objetivo de o aluno entender os princípios químicos da atividade.
- Aprende-se muito discutindo com outras pessoas, principalmente se for com o professor.
- A organização dos alunos será em grupos, na qual deverão sempre ocupar o mesmo lugar na bancada de trabalho. Cada grupo deve compor de 4 a 5 alunos.
- À falta a algum experimento impossibilita o aluno a participar da confecção e avaliação do relatório correspondente.
- Cada área correspondente a um grupo, na bancada de trabalho, será equipada com o material necessário à execução do experimento programado.
- Em dia e horário destinado aos trabalhos práticos os alunos terão à disposição professores encarregados de orientá-los na execução e interpretação dos exercícios de laboratórios.
- Quando for utilizar algum equipamento no experimento, o aluno deve pedir e ser instruído pelo professor da disciplina ou pelo responsável pelo laboratório, de como utilizá-lo, evitando-se assim danos irreversíveis.

Material do aluno e os cuidados

- Cada aluno deverá trazer para a execução dos experimentos os seguintes itens: jaleco com manga comprida, óculos de segurança, luvas descartáveis (látex), estar com calçado fechado, lápis, caneta, borracha, caderno de anotações, régua, tabela periódica, caneta de retroprojeter e o roteiro do experimento.
- Cada grupo receberá o material necessário à execução de cada experimento, conforme relacionado no roteiro.
- O aluno não deverá retirar o material de outro grupo mesmo quando os mesmos estiverem ausentes.
- Será exigido dos alunos o máximo cuidado com o seu lugar e respectivo material. Em caso de quebra ou o não funcionamento de algum material recebido, o estudante deverá dar conhecimento ao professor responsável pela aula a fim de se providenciar a sua substituição.
- No caso dos reagentes, haverá nas bandejas, à disposição dos alunos, os reagentes relacionados no roteiro. Após o uso, cada frasco de reagente deverá ficar no lugar onde foi encontrado no início da aula. Cuidado, não trocar as rolhas ou tampas dos frascos de reagentes.
- Terminados os trabalhos, o aluno deverá proceder à limpeza de sua bancada e da vidraria usada, uma vez que os mesmos serão utilizados por outra turma logo a seguir.

Coletando dados

O registro de dados teóricos, experimentais e deduzidos de experimentos deverá obedecer a alguns princípios. Seguem algumas orientações neste sentido:

- Registrar todos os dados e medidas, que estão sendo objeto do experimento, em material apropriado, exemplo, o caderno de laboratório. Usar um caderno de capa dura (encadernado e não em formato de espiral); Usar uma nova página para cada experimento;
- Registrar os dados de forma permanente (com tinta) à medida que for executando o experimento. Se cometer um erro ao registrar os dados, faça um risco por cima (uma linha), não apaga-lo. E, ao lado, ou abaixo, registrar o valor correto.
- Fazer a anotação dos dados medidos com o número real de algarismos significativos.
- Acreditar nos seus dados. O maior e inestimável patrimônio de um cientista é a sua integridade (sua honestidade). Por isso é um cientista. Uma resposta incorreta resultante de dados sérios, de um trabalho honesto é infinitamente melhor do que uma resposta correta obtida de um trabalho fraudado (desonroso).

Apresentação dos resultados

Para efeito de avaliação do rendimento escolar e tendo como objetivo a introdução do aluno ao futuro da produção científica e correspondente publicação de pesquisa, exigir-se-á um Relatório do Experimento.

A elaboração do Relatório deve conter sempre as seguintes partes: introdução, desenvolvimento e conclusão. Tratando-se de um relatório de uma disciplina experimental aconselhamos a seguinte sequência:

Página de Rosto:

- IDENTIFICAÇÃO: Nome da universidade, Nome do departamento, Nome da disciplina.
- TÍTULO: Frase sucinta que indica o principal objetivo da experiência. Deve traduzir a idéia do que foi feito. Deve ser curto e exato.
- Data e local.

Páginas seguintes:

- INTRODUÇÃO: Apresentar os pontos básicos do estudo ou atividades desenvolvidas, especificando as principais aquisições teórico-metodológicas, referentes às técnicas empregadas. Neste item é dado um embasamento teórico do experimento descrito. A literatura é consultada, apresentando uma descrição de toda teoria necessária ao entendimento da prática e da discussão dos resultados. Deve ser uma síntese própria dos vários livros consultados. O objetivo do trabalho deverá aparecer no último parágrafo da introdução, podendo ficar separado desta para maior destaque. Colocar as referências, no texto.
- PARTE EXPERIMENTAL: Descrição detalhada do experimento realizado, dos métodos analíticos e técnicas empregadas, bem como descrição dos instrumentos utilizados. Não é um receituário. Este item precisa conter elementos suficientes para que qualquer pessoa possa ler

e reproduzir o experimento no laboratório. Devem ser utilizados desenhos e diagramas para esclarecer sobre a montagem de aparelhagem. Não se deve incluir a discussão de resultados.

- **RESULTADOS:** Consiste na apresentação de todos os dados colhidos em laboratório ou dos calculados decorrentes dos dados. Os resultados devem ser apresentados na forma de tabelas, quadros, gráficos, etc, de modo a permitir de maneira clara a visualização e interpretação da informação a ser passada ao leitor.
- **DISCUSSÃO:** Discutir os dados obtidos à luz da teoria exposta e comparar com os dados da literatura. Analisar as fontes de erros, a exatidão e precisão da análise e, sempre que possível, comparar com a literatura ou com informações sobre a amostra. A discussão é a parte do relatório que exige maior maturidade do aluno.

Observação: As duas últimas partes devem ser agrupados em um único item: **RESULTADOS E DISCUSSÃO**.

- **CONCLUSÃO:** Síntese pessoal sobre as conclusões alcançadas com o seu trabalho. Enumere os resultados mais significativos do trabalho. Não deve apresentar nenhuma conclusão que não seja fruto da discussão.
- **REFERÊNCIAS:** Livros e artigos usados para escrever o relatório. Devem ser indicados cada vez que forem utilizados. Recomenda-se a formatação do relatório e das referências segundo norma da Associação Brasileira de Normas Técnicas (ABNT). A biblioteca da UFES fornece dois cadernos de normalização: normalização de referências bibliográficas e normalização e apresentação de trabalhos científicos e acadêmicos.

Disposição dos resíduos químicos

Embora as quantidades dos resíduos potencialmente perigosos produzidos nos experimentos não possam criar maiores danos ao meio ambiente, julga-se oportuno incluir informações sobre a disposição dos resíduos químicos gerados, o tratamento adotado, a desativação, a coleta, a remoção e o destino final ou a reciclagem, a reutilização ou a redução no consumo de reagentes em todos os roteiros, contribuindo dessa maneira para o processo educativo de conscientização ambiental.

No laboratório serão disponibilizados recipientes adequados e devidamente rotulados para a coleta dos seguintes tipos de resíduos químicos:

- Soluções inorgânicas;
- Sólidos inorgânicos;
- Solventes orgânicos, contendo apenas C, H e O;
- Solventes orgânicos clorados (tetracloreto de carbono, diclorometano, etc.).

Em alguns roteiros há orientação no sentido de que os resíduos gerados durante o experimento possam ser aproveitados e reutilizados e outros serem descartados na pia, após abundante diluição. A recomendação de descarte na pia é feita nos casos em que as características toxicológicas dos resíduos não representem risco ambiental apreciável, caso ao contrário, deverão ser acondicionados em recipiente apropriado, conforme a orientação existente no roteiro. Veja o manual de descarte de resíduos químicos disponível no Laboratório.

Leitura recomendada

Laboratório químico, segurança no laboratório, gestão de resíduos químicos.

PARTE EXPERIMENTAL

Nesta aula o aluno tomará conhecimento do laboratório e seus acessórios “in loco”.

- O laboratório – saída de emergência, tomadas elétricas, sistema de gás, água, bancadas, etc.
- A segurança – noções de segurança no ambiente de trabalho, localização dos equipamentos de proteção coletiva (funcionamento e importância) e também do uso dos equipamentos de proteção individual.
- As obras de consulta – apresentar e mostrar como consultá-las.
- Resíduo químico – onde descartar os resíduos químicos gerados durante o experimento.

EXERCÍCIOS

- 1) É apropriado trabalhar no laboratório com cabelos longos e soltos? Justifique.
- 2) Por que não se deve trabalhar em um laboratório químico usando pulseiras ou anéis?
- 3) Enrolar as mangas longas do jaleco (ou avental) geralmente facilita o movimento dos braços. Este é um procedimento conveniente quando se trabalha em laboratório? Por quê?
- 4) Pesquise os símbolos que identifica o grau de periculosidade das substâncias químicas.
- 5) Porque o correto é adicionar o ácido na água?
- 6) Porque é necessário o uso de equipamentos de proteção individual e coletiva durante o experimento?
- 7) Todos os produtos químicos utilizados no laboratório devem estar devidamente rotulados. Quais as três informações mais importantes que devem existir nestes rótulos?
- 8) O que é FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) sendo chamada em alguns países de *Material Safety Data Sheet* – MSDS, e qual é a sua importância de conhecê-la?
- 9) Suponha que se declarava um incêndio num armário onde estava arrecadado álcool etílico.
 - a) De que classe de incêndio se trataria. Justifique.
 - b) Poderia utilizar água para combater este incêndio? Justifique a sua resposta.
- 10) Suponha que se declarava um incêndio num recipiente contendo o metal magnésio em pó.
 - a) Qual seria a classe deste incêndio? Justifique.
 - b) Indique um meio de extinção adequado para este tipo de incêndio.
 - c) Indique um meio de extinção inadequado para este tipo de incêndio. Justifique.
 - d) Explique a seguinte frase: “O metal magnésio em pó é incompatível com o ar”.

EXPERIMENTO 02

CONHECENDO MATERIAIS DE LABORATÓRIO

Objetivos

- Associar o nome de cada material/equipamento com seu uso específico;
- Reconhecer os diversos materiais de um laboratório;
- Aplicar corretamente a técnica de utilização de cada material.

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Introdução

A execução de qualquer tarefa em um Laboratório de Química envolve geralmente uma variedade de equipamentos que, devem ser empregados de modo adequado, para evitar danos materiais e pessoais. A escolha de um determinado aparelho, vidraria ou material depende dos objetivos e das condições em que o experimento será executado. Entretanto, na maioria dos casos, o experimentador deve fazer a associação entre equipamento e finalidade.

Nos trabalhos de laboratório, as medidas de volume aproximadas são efetuadas rotineiramente em provetas graduadas e de um modo mais grosseiro, em béqueres. As medidas volumétricas de precisão são realizadas utilizando aparelhos volumétricos precisos (balão volumétrico, pipetas volumétricas e graduadas e buretas). A prática de análise volumétrica requer a medida de volumes líquidos com elevada precisão. Para efetuar tais medidas são empregados vários aparelhos, que são classificados em duas categorias:

Categoria 1: aparelhos calibrados para dar escoamento (*to deliver*) a determinados volumes, por exemplo: pipetas e buretas. As pipetas são de dois tipos: volumétricas ou de transferência, são um tubo de vidro com um bulbo na parte central com um traço de aferição na parte superior. As pipetas graduadas, como o próprio nome diz, são um tubo de vidro com graduação de acordo com o volume que pode medir. Em geral, apresentam menor precisão que as pipetas volumétricas.

As buretas servem para medir volumes variáveis de líquidos. São constituídas de um tubo de vidro calibrado e graduado. Possuem uma torneira para permitir o controle do escoamento.

Para encher uma pipeta, coloca-se a ponta da pipeta no líquido que se quer medir e faz-se a sucção com uma pêra de borracha, mantendo sempre a ponta abaixo do nível do líquido, caso contrário ao se fazer a sucção o líquido alcança a pêra. A sucção deve trazer o líquido um pouco acima do traço de aferição e escoá-lo lentamente até o menisco (zero). Para escoar o líquido, deve-se colocar a pipeta na posição vertical com a ponta encostada na parede do recipiente, deixa-se escorrer o líquido e espera-se de 15 a 20 segundos e então retira-se a gota aderida a ponta da pipeta. Não se deve soprar uma pipeta.

Para utilizar corretamente uma bureta devem ser seguidas as seguintes recomendações:

- Fixar a bureta limpa, seca e vazia em um suporte universal.

- Lavar duas a três vezes a bureta com 05 mL do reagente que será medido. Este é adicionado na bureta por meio de um funil (se a bureta já tiver um funil próprio não é necessário usar um externo) e cada porção deve ser escoada totalmente antes de uma nova adição.
- Enche-se a bureta até um pouco acima do zero da escala, abre-se a torneira para encher a ponta e expulsar o ar. Deixa-se escoar o líquido até ajustar o menisco na escala. Quando se calibra uma bureta, deve-se tomar o cuidado de eliminar todas as bolhas de ar existentes no interior do instrumento.

Categoria 2: Aparelhos calibrados para conter (*to contain*) determinados volumes, por exemplo: balões volumétricos. Os balões volumétricos são balões de vidro de fundo chato e gargalo longo, providos de rolhas de vidro esmerilhadas ou de plástico (polietileno). O traço de referência marcando o volume pelo qual o balão foi calibrado é gravado sobre o gargalo. Assim quando for fazer a medida, a parte inferior do menisco tem que coincidir com o plano do círculo de referência, Figura 1. Os balões volumétricos são usados principalmente na preparação de soluções de concentração conhecida.

As medidas de volume de líquidos usando qualquer um destes aparelhos podem ter erros devido a:

- Ação da tensão superficial sobre a superfície dos líquidos;
- Dilatação e contração provocadas pela variação de temperatura;
- Calibração imperfeita do aparelho;
- Erros de paralaxe;

Dentre todos os erros descritos, os erros de paralaxe são os mais comuns, que é na verdade a leitura errada do volume do líquido. Para evitar cometer este tipo de erro, a leitura de um determinado volume de líquido deve ser feita na altura dos olhos, sempre pela parte inferior do menisco.

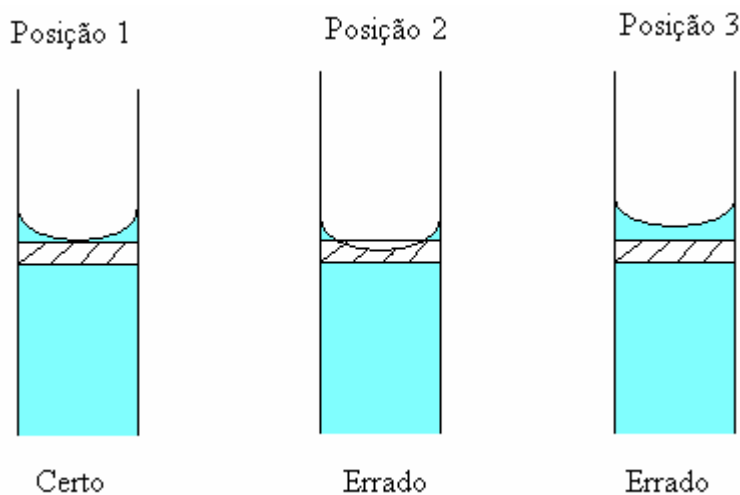


Figura 1 Procedimento correto para leitura de volume nos equipamentos.

Utensílios de vidro

Antes de utilizar qualquer material de vidro verificar se o mesmo não está quebrado ou se não possui trincas. Vidros quebrados podem causar cortes profundos e frascos trincados, quando aquecidos, podem quebrar, com consequências imprevisíveis. Todo o material de vidro quebrado deve ser descartado em local apropriado ou entregue ao responsável pelo laboratório, pois uma parte pode ser recuperada.

Limpeza e secagem de material de vidro

O procedimento mais comum recomendado para a limpeza de materiais de vidro é o de lavar o objeto cuidadosamente com uma escova e detergente, enxaguá-lo várias vezes com água de torneira e depois com jatos de água deionizada ou destilada (utilizar a pisseta). Verifica-se a limpeza, deixando escoar a água, isto é, se a película líquida inicialmente formada nas paredes escorre uniformemente, sem deixar gotículas presas, a superfície está limpa.

Caso seja necessária uma limpeza mais rigorosa, existem soluções especiais para esse objetivo. No caso da Química Geral, a lavagem com detergente é suficiente.

Os materiais volumétricos devem estar perfeitamente limpos, para que os resultados das medidas possam ser os mais confiáveis.

Após a lavagem, deixe a água escorrer colocando o objeto com a boca voltada para baixo ou seque-o em uma estufa. Quando for necessária a utilização imediata do material, enxágüe-o de duas a três vezes com pequenas porções da solução a ser utilizada.

Para secagem do material, pode-se utilizar:

- Secagem comum – por evaporação à temperatura ambiente.
- Secagem rápida – pode ser obtida, após enxaguar o material, com álcool ou acetona.
- Secagem em corrente de ar – ar aspirado por meio de uma bomba de vácuo ou trompa d'água.
- Estufa – aquecimento em estufa em temperatura um pouco superior a 100 °C.

No caso da estufa, não devem ser secos materiais volumétricos (buretas, pipetas, balão e provetas), pois os mesmos nunca devem ser aquecidos, por que isto pode comprometer a calibração feita em sua confecção. Caso não se disponha de tempo para secar estes materiais, deve-se enxaguá-las repetidas vezes com pequenas porções do líquido que será usado para enchê-las (este processo recebe o nome de rinsagem).

Balanças analíticas e semi-analíticas.

Quando há a necessidade de uma pesagem com alta precisão, o que ocorre em muitos experimentos de laboratório deve-se usar as balanças analíticas. Os modelos de balanças analíticas que existem são inúmeros, mas, o que as caracteriza é o fato de permitirem a determinação de massas com um erro absoluto de $\pm 0,1$ mg. Outras balanças analíticas são ainda mais sensíveis, pois permitem determinar massas com erro absoluto de $\pm 0,01$ mg. Já as chamadas balanças semi-analíticas são menos sensíveis e permitem que a pesagem seja realizada com erro absoluto de ± 1 mg.

As balanças são instrumentos caros e delicados e seu manejo envolve cuidados especiais, como aqui destacados:

- Nunca pegar diretamente com os dedos o objeto que se vai pesar. Conforme o caso, usar uma pinça ou uma tira de papel impermeável;
- As mãos do operador devem estar limpas e secas;
- Durante as pesagens, as portas laterais devem ser mantidas fechadas;
- Nunca colocar ou retirar massas do prato sem antes ter travado a balança; retornar os pesos a zero e descarregar imediatamente a balança após a pesagem;
- Para sucessivas pesagens, no decorrer de uma análise, usar sempre a mesma balança;
- O recipiente e/ou as substâncias que vão ser pesadas devem estar em equilíbrio térmico com o ambiente.

Leitura recomendada

Vidro e sua constituição, aferição menisco, calibração de vidrarias, técnicas de pesagem, uso e cuidados de balanças eletrônicas.

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- 1 Béquer de 25 (P), 50 e 100 mL, com escala
- 1 Erlenmeyer de 125 mL, com escala
- 1 Proveta de 25 e 50 mL, com escala
- 1 Pipeta graduada de 5 mL
- 1 Pipeta volumétrica de 10 (P) e 25 mL
- 1 Pipetador (pêra) de borracha (P)
- 1 Bureta de 50 ou 25 mL
- Suporte universal com pinça dupla tipo Castelo para bureta
- 1 Balão volumétrico de 50 (P) e 100 mL (P)
- 6 Tubos de ensaio P
- 1 Pisseta (P)
- 1 Espátula (P)
- 1 Bastão de vidro (P)
- 1 Funil de vidro com haste curta (P)
- (1) Balança semi-analítica ou analítica (P)

Outros materiais: Balão volumétrico de 100 mL, 250 mL e de 50 mL; Bastão com fio de platina ou cromo-níquel; Bastão de vidro; Béquer de 25 mL (com escala); Béquer forma baixa de 1000 mL ou cuba; Caixa de fósforos ou isqueiro; Chapa aquecedora; Conta-gotas; Cronômetro ou relógio; Erlenmeyer de 250 mL; Fonte de chama (ideal: bico de Bunsen); Frasco para reativos; Garra com mufa; Kitassato de 250 mL; Mangueira de borracha ou silicone; Pipeta graduada de 10 mL; Pipeta volumétrica de 10 mL; Proveta de 10 mL e de 100 mL (com escala); Rolha de borracha; Suporte universal; Termômetro (faixa de -10 até 100°C); Tubo de ensaio M ou G.

Reagentes

- (G) Água destilada
- (1) Cloreto de sódio, NaCl, P.A. (P)

A representação (P) indica preparar uma bandeja, com os materiais específicos para o professor fazer a demonstração.

O número quando entre parênteses indica que é de uso geral da turma e não do grupo, devendo ser colocado em uma bandeja em separado, próximo do equipamento que irá utilizar ou outro local apropriado, quando o caso. Exemplo: balança, capela.

A letra G entre parênteses indica produto de uso geral em todos os experimentos.

Dicas de segurança no laboratório


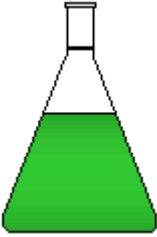
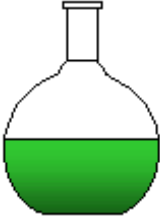
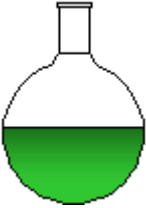
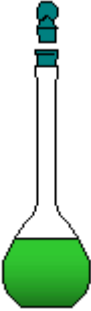
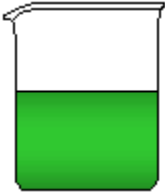

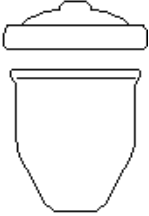
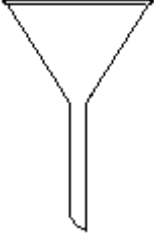



Inserir a pêra na pipeta com cuidado. Pedir orientação do responsável pela aula de como realizá-la.

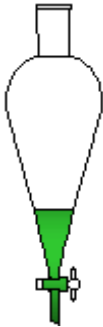
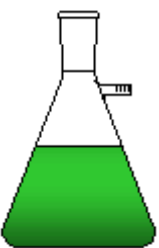


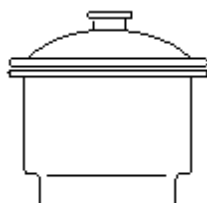

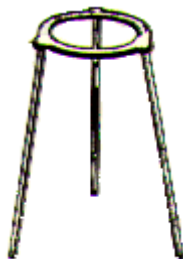



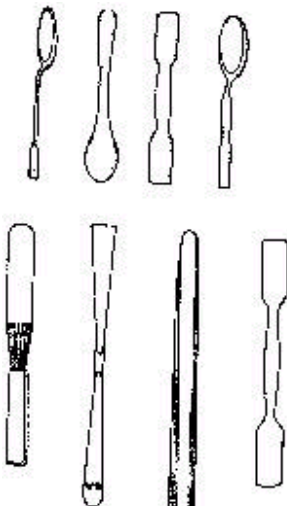
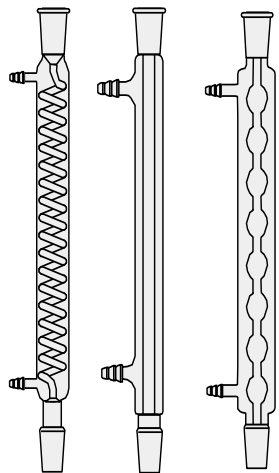
Manipular as substâncias com cuidado. Evite que derrame na mão e na bancada de trabalho. Consulte a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) para obter mais informações sobre o transporte, manuseio, armazenamento e descarte de produtos químicos, considerando os aspectos de segurança, saúde e meio ambiente.

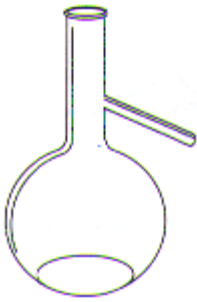
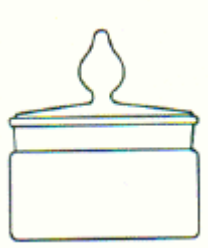


Utilizar sempre óculos de segurança, calça e jaleco com manga comprida e calçado fechado.

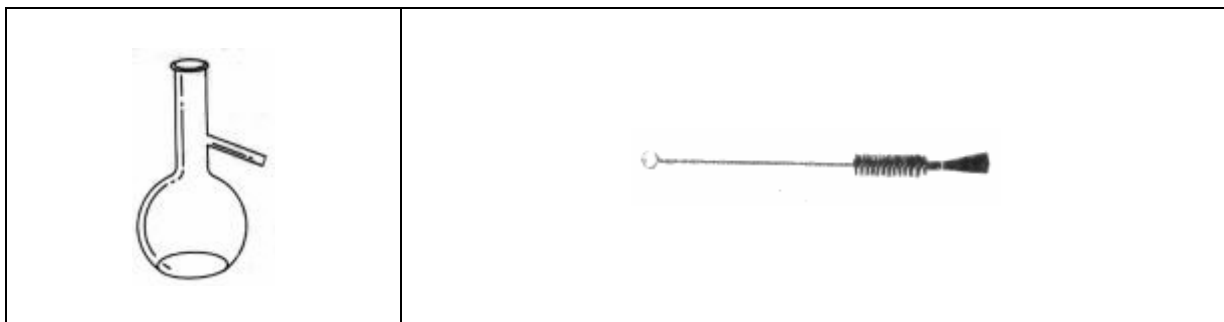
Procedimento

- a) Observe em sua bandeja (ou kit) ou na bancada as vidrarias e os materiais que serão utilizados nos experimentos desta disciplina, durante o semestre letivo, neste Laboratório de Química e identifique se há algum destes que se relacione com as figuras existentes neste roteiro. Anote-os em seu caderno de laboratório. Em seguida, enumere cada ilustração de acordo com a especificação dos materiais citados abaixo.



1. **Tubo de ensaio** – utilizado principalmente para efetuar reações químicas em pequena escala.
2. **Béquer ou Becker** – recipiente com ou sem graduação, utilizado para aquecimento de líquidos, recristalizações, etc.
3. **Erlenmeyer** – frasco utilizado para aquecer líquidos ou soluções e, principalmente, para efetuar um tipo de análise química denominada titulação.
4. **Kitassato ou Kitasato** – frasco de paredes espessas, munido de saída lateral e usado em filtrações sob sucção.
5. **Balão de fundo chato ou de Florence** – frasco destinado a armazenar líquidos e soluções.
6. **Balão volumétrico** – recipiente calibrado, de exatidão, fechado através de rolha esmerilhada, destinado a conter um determinado volume de solução, a uma dada temperatura. É utilizado no preparo de soluções de concentrações bem definidas.
7. **Proveta** – frasco com graduações, destinado a medidas aproximadas de um líquido ou solução.
8. **Cilindro graduado** – frasco com graduações, semelhante à proveta, mas que possui rolha esmerilhada permitindo assim que, além de ser usado para efetuar medidas, possa também ser utilizado no preparo de soluções, desde que não haja um grande rigor no que se refere à concentração da mesma.
9. **Bureta** – equipamento calibrado para medida exata de volume de líquidos e soluções. Permite o escoamento do líquido ou solução através de uma torneira esmerilhada ou de teflon e é utilizada em um tipo de análise química denominada titulação.
10. **Pipeta** – equipamento calibrado para medida exata de volume de líquidos e soluções. Diferentemente da proveta, que conterá o volume desejado, na pipeta deixamos escoar o volume necessário à nossa experiência. Existem dois tipos de pipetas: pipeta graduada pipeta volumétrica. A primeira é usada para escoar volumes variáveis enquanto a segunda é usada para escoar volumes fixos de líquidos ou soluções. Em termos de exatidão de medida, a pipeta graduada possui uma exatidão menor que a volumétrica.
11. **Funil** – utilizado na transferência de líquidos ou soluções de um frasco para outro e para efetuar filtrações simples. Existem funis que possuem haste curta e de grande diâmetro, adequados para transferência de sólidos secos de um recipiente para outro.
12. **Vidro de relógio** – usado geralmente para cobrir béquer contendo soluções, em pesagens, etc.
13. **Dessecador** – utilizado no armazenamento de substâncias, quando se necessita de uma atmosfera com baixo teor de umidade. Também pode ser usado para manter substâncias sob pressão reduzida.
14. **Pesa-filtro** – recipiente destinado à pesagem de substâncias que sofrem alteração em contato com o meio ambiente (absorção de umidade, de gás carbônico; volatilização; etc.).

15. **Bastão de vidro** – usado na agitação e transferência de líquidos e soluções. Quando envolvidos em uma de suas extremidades por um tubo de látex é chamado “policial” e é empregado na remoção quantitativa de precipitados.
16. **Funil ou ampola de separação** (também chamado de decantação) – equipamento usado para separar líquidos imiscíveis (mistura heterogênea de líquidos).
17. **Condensador** – equipamento destinado à condensação de vapores, em destilações ou aquecimento a refluxo.
18. **Balão de destilação** – recipiente, também de vidro, que possui uma saída lateral na qual o condensador estará acoplado e que é utilizado caso de destilações simples.
19. **Balão de fundo redondo** – é o recipiente acoplado ao condensador no caso do aquecimento a refluxo ou destilação fracionada, quando estará acoplado à uma coluna de fracionamento.
20. **Funil de Büchner** – utilizado em filtrações por sucção, devendo ser acoplado a um kitassato.
21. **Cápsula** – usada para efetuar evaporação de líquidos.
22. **Cadinho** – usado para a calcinação de substâncias.
23. **Almofariz (ou gral) e pistilo** – destinado à pulverização de sólidos. Além de porcelana, podem ser feitos de ágata, vidro ou metal.
24. **Suporte universal, mufa e garra** – peças metálicas usadas para montar aparelhagens em geral.
25. **Pinças** – peças de vários tipos, como Mohr e Hofmann, cujas finalidades são impedir ou reduzir o fluxo de líquidos ou gases através de tubos flexíveis. Existe outro tipo de pinça usado para segurar objetos aquecidos.
26. **Bico de Bunsen** – bico de gás, usado como principal fonte de aquecimento de materiais não inflamáveis.
27. **Tela de amianto** – tela metálica, contendo amianto, utilizada para distribuir uniformemente o calor, durante o aquecimento de recipientes de vidro à chama de um bico de gás.
28. **Triângulo de ferro com porcelana** – usado principalmente como suporte em aquecimento de cadinhos.
29. **Tripé** – usado como suporte, principalmente de telas e triângulos.
30. **Banho de água ou banho-maria** – utilizado para aquecimento indireto até 100 °C.
31. **Argola** – usada principalmente como suporte para funil de vidro.
32. **Espátula** – usada para transferência de substâncias sólidas.
33. **Estante para tubo de ensaio** – é usada como suporte de tubos de ensaio.
34. **Pinça de madeira** – utilizada para segurar tubos de ensaio.
35. **Pisete ou Pisseta** – frasco, geralmente plástico, contendo água destilada, álcool ou outros solventes, usado para efetuar a lavagem de recipientes ou materiais com jatos de líquido nele contido.
36. **Estufa** – equipamento empregado na secagem de materiais, por aquecimento, em geral até 200 °C.
37. **Mufla ou forno** – utilizado na calcinação de substâncias, por aquecimento em altas temperaturas (até 1000 ou 1500 °C).
38. **Chapa elétrica ou placa aquecedora** – utilizada no aquecimento de líquidos ou substâncias contidos em recipiente apropriado.

39. **Centrífuga** – instrumento que serve para acelerar a sedimentação de sólidos em suspensão em líquidos.
40. **Balança** – instrumento para determinação de massa.
41. **Escovas** – usadas para limpeza de tubos de ensaio e outros materiais.
- b) Procedimento de como devem ser utilizadas as vidrarias de medição de volumes precisos como provetas, balões volumétricos, buretas, pipetas graduadas e pipetas volumétricas, e como se deve aferir o menisco.
- I. Medir 50 mL de água em um béquer de 100 mL e transferir para a proveta de 50 mL. Verificar medida na escala;
 - II. Medir 50 mL de água em um erlenmeyer de 125 mL e transferir para a proveta de 50 mL. Verificar medida na escala;
 - III. Em seguida encher uma bureta de 50 ou 25 mL com água (acertando o menisco e verificando se não há bolhas de ar no interior do instrumento). Transferir gota a gota o volume da bureta para um béquer de 100 ou 50 mL e a seguir para uma proveta de 50 ou 25 mL. Comparar as escalas.
 - IV. Pipetar 25 mL de água usando a pipeta volumétrica. Transferir para a proveta de 25 mL. Comparar a precisão na escala.
 - V. Pipetar, com uma pipeta graduada de 5 mL, 1 mL, 2 mL, 5 mL, 1,5 mL, 2,7 mL, 3,8 mL e transferir os volumes para diferentes tubos de ensaio. Esta prática visa o treinamento no controle do instrumento e o uso de pipetador.
- c) Procedimento de como utilizar a balança semi-analítica ou analítica digital. Observe como o responsável pela aula utiliza a balança e como irá preparar a solução e fazer a diluição e anote todos os dados e as etapas envolvidas para elaborar o procedimento. E ao final, calcule a concentração em $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ da solução preparada, de acordo com valor da massa pesada de NaCl e a concentração da solução diluída.
- I. Preparar uma solução pesando 0,15 g (gramas) de NaCl (cloreto de sódio) em 100 mL (mililitros) de água destilada;
 - II. Preparar uma diluição da solução, anteriormente preparada, retirando 10 mL da mesma e transferindo-o para outro balão volumétrico de 50 mL. Em seguida complete até o seu menisco.

Disposição dos resíduos químicos

A solução de cloreto de sódio será aproveitada em outro experimento. Acondicioná-la no recipiente identificado. Acondicioná-lo no frasco identificado como: Resíduo Químico Contendo Soluções Inorgânicas: Cloreto de Sódio (NaCl) 0,15 g·100mL⁻¹ e 10 mL/50 mL – reuso.

EXERCÍCIOS

- 1) Quais vidrarias e materiais foram apresentados nesta aula prática?
- 2) Como é o procedimento para utilização de uma pipeta, levando em consideração tanto o pipetador (pêra) como também a aferição do menisco? Descreva-o?
- 3) Descreva como é o procedimento para utilização da balança semi-analítica ou analítica digital? E quais os cuidados necessários que devemos ter ao usar o equipamento?
- 4) Defina vidraria “TC” e vidraria “TD”. Em que situações se aplicam cada uma delas?
- 5) Quais são os erros mais comuns cometidos durante a medida de volumes usando vidraria graduada? Como evitá-los?
- 6) Qual das vidrarias de medida de volume é a mais adequada para preparar soluções: béquer, proveta ou balão volumétrico? Por quê?
- 7) É conveniente submeter à vidraria de medidas precisas a variações de temperatura? Por quê?
- 8) Você necessita de mais ou menos 100 mL de água para adicionar a um sistema em que está ocorrendo uma reação. Esse volume aproximado de água servirá apenas para diluir a mistura reacional. Qual frasco você usaria para acomodar e transferir essa quantidade de água?.
- 9) Descreva, claro e sucintamente, os procedimentos para preparar 200 mL de uma solução 2,0 mol·L⁻¹ de NaOH. Mostre os cálculos quando forem necessários.
- 10) Você precisa preparar 200 mL de uma solução de HCl 0,5 mol·L⁻¹. Sabendo que o reagente encontra-se num frasco P.A à concentração de 12 mol·L⁻¹, como você prepararia essa solução? Mostre os cálculos quando forem necessários.

EXPERIMENTO 03

IDENTIFICAÇÃO DE ELEMENTOS QUÍMICOS PELO TESTE DA CHAMA E O USO DO BICO DE BUNSEN

Objetivos

- Observar a cor da chama associada à presença de elementos químicos metálicos presentes em sais;
- Identificar, por meio da cor produzida na chama, alguns elementos químicos metálicos;
- Observar o fenômeno de emissão luminosa por excitação e correlacionar com o modelo atômico de Bohr;
- Conhecer regiões do espectro eletromagnético;
- Utilizar corretamente o bico de Bunsen;
- Identificar e caracterizar as zonas da chama.

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Uma das mais importantes propriedades dos elétrons é que suas energias são "quantizadas", isto é, um elétron ocupa sempre um nível energético bem definido e não um valor qualquer de energia. Se, no entanto um elétron receber energia adequada (calor, luz, etc.), pode sofrer uma mudança de um nível mais baixo para outro de energia mais alto (excitação). O estado excitado é um estado meta-estável (de curtíssima duração) e, portanto, o elétron retorna imediatamente ao seu estado fundamental. A energia ganha durante a excitação é, então, emitida na forma de radiação do espectro eletromagnético, sendo que algumas dessas emissões ocorrem em frequências que o olho humano é capaz de detectar. Como o elemento emite uma radiação característica, ela pode ser usada como método analítico. Na Figura 1, tem-se o espectro eletromagnético.

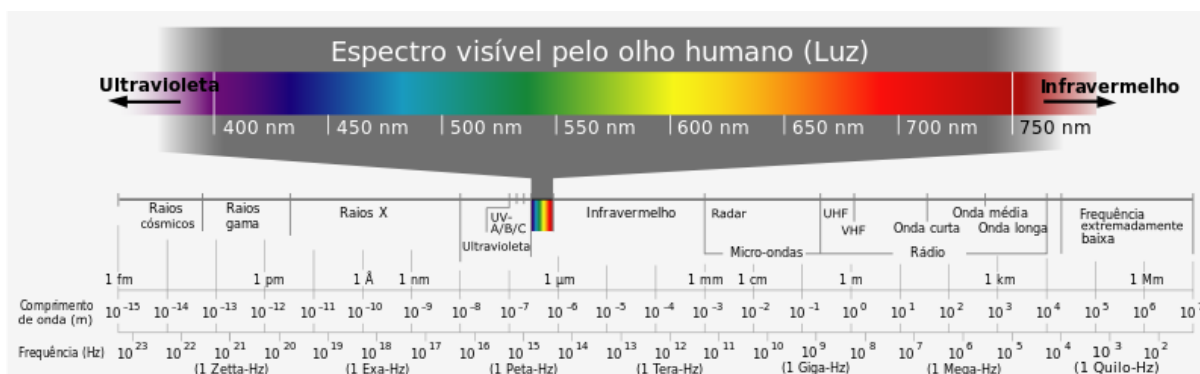


Figura 1 Espectro eletromagnético com destaque para região visível.

Em geral, os metais, sobretudo os alcalinos e alcalinos terrosos são os elementos cujos elétrons exigem menor energia para serem excitados, por isso foram escolhidos seis de vários destes elementos para a realização deste experimento.

Leitura recomendada

Estrutura e modelos atômicos, tabela periódica, espectro eletromagnético, distribuição dos elétrons.

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- 1 Bastão com fio de platina ou níquel-cromo
- 1 Fonte de chama (ideal: bico de Bunsen)
- 2 Tubo de ensaio P
- (1) Caixa de fósforos ou isqueiro
- Pisete

Reagentes

- 1 Cloreto de cálcio, CaCl_2 , P.A.
- 1 Cloreto de bário, BaCl_2 , P.A.
- 1 Cloreto de estrôncio, SrCl_2 , P.A.
- 1 Cloreto de sódio, NaCl , P.A.
- 1 Cloreto de potássio, KCl , P.A.
- (1) Solução de Ácido clorídrico, HCl $6,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- (G) Água destilada

O número entre parênteses indica que é de uso geral da turma e não do grupo, devendo ser colocado em uma bandeja em separado, próximo do equipamento que irá utilizar ou outro local apropriado, quando o caso. Exemplo: balança, capela.

A letra G entre parênteses indica produto de uso geral em todos os experimentos.

Dicas de segurança no laboratório

Manipular as substâncias com cuidado. Evite que derrame na mão e na bancada de trabalho. Consulte a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) para obter mais informações sobre o transporte, manuseio, armazenamento e descarte de produtos químicos, considerando os aspectos de segurança, saúde e meio ambiente.

O ácido clorídrico provoca queimadura. É irritante para as vias respiratórias.

O cloreto de sódio, cloreto de potássio e o cloreto de cálcio são produtos não perigosos. O cloreto de bário é nocivo por inalação, tóxico por ingestão. O cloreto de estrôncio, nocivo por ingestão.

Utilizar sempre óculos de segurança, calça e jaleco com manga comprida e calçado fechado.

Procedimento

- a) Uso do bico de Bunsen (seguir orientações abaixo). Observar a cor da chama (azul clara, quase transparente). A zona oxidante apresenta cor violeta-pálido, quase invisível, e nela os gases sofrem combustão completa. Na zona redutora, que é a região mais luminosa, ocorre a combustão incompleta dos gases. Na zona neutra, encontram-se os gases ainda não queimados. Uma representação mostrando as partes que compõem um bico de Bunsen e as regiões e características da chama pode ser vista na Figura 2.

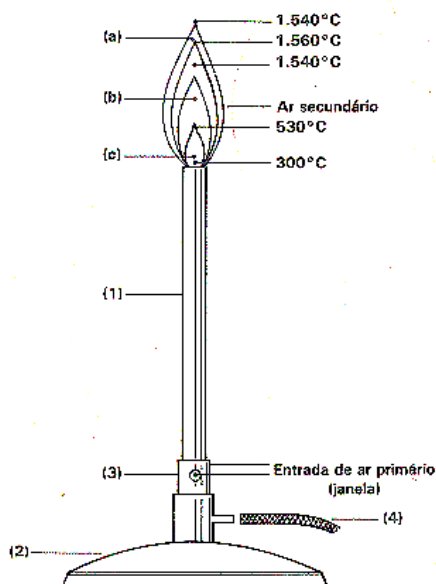


Figura 2 Esquema do bico de Bunsen: (1) tubo; (2) base; (3) anel de regulagem do ar primário (ou janela); (4) mangueira do gás; (a) zona oxidante; (b) zona redutora; (c) zona de gases ainda não queimados.

- Acendendo o bico de Bunsen
 - Verificar se a válvula de controle de cada bico de Bunsen está aberta, se estiver feche-a.
 - Verificar se o registro da válvula da canalização está aberto. Se estiver fechado abra-a.
 - Fechar a entrada de ar do bico de Bunsen.
 - Acender o palito de fósforo ou isqueiro próximo ao tubo de saída do bico de Bunsen e abrir, cuidadosamente, a válvula de controle de gás do bico. Ocasionalmente o gás apagará o fósforo. Se o palito for apagado feche a válvula de controle do bico de Bunsen enquanto um novo palito é aceso.

- Ajustando o bico de Bunsen
 - I. Ajustar a altura da chama abrindo ou fechando a válvula de controle de gás. A chama apropriada será a menor chama necessária para executar a tarefa. Uma chama que tem em torno de 5 a 8 cm de altura é suficiente para a maioria das tarefas no laboratório.
Ajustar o controle de ar até que a chama do bico esteja azul e contenha dois ou mais cones distintos. Chamas amarelas são resultados de pouco oxigênio na mistura gasosa. O fluxo de oxigênio pode ser incrementado (ou reduzido) na mistura do gás ajustando o controlador da entrada de ar.
 - II. Nota: quando ajustar a entrada de ar, tomar cuidado para não extinguir a chama ou desrosquear completamente o tubo do bico.
 - III. Girar o anel inferior para um lado e para o outro. Observar a chama com o anel. Com o anel fechado a chama se assemelha com uma lamparina, já com o anel aberto se parece com a chama de um fogão a gás.
 - Apagando a Chama
 - I. Quando terminar de usar o bico de Bunsen, feche a entrada de ar. Em seguida, feche o registro da válvula da canalização.
 - II. Quando a chama apagar, feche a válvula de controle do bico de Bunsen.
 - III. Certifique-se de fechar completamente o sistema de gás para prevenir o acúmulo de butano/propano ou metano no laboratório – uma faísca e há uma explosão perigosa.
- b) Limpeza do fio: em um tubo de ensaio pequeno, colocar um pouco da solução de HCl 6,0 mol·L⁻¹ e, então, colocar a argola do fio de platina ou níquel-cromo na solução de HCl. Em seguida, aquecer a argola metálica do fio na chama oxidante do bico de Bunsen. Se apresentar coloração é porque a argola está suja. Se isso ocorrer coloque-a na solução de HCl, e leve-a de novo à chama. Havendo necessidade, repetir este procedimento até não haver coloração.
- c) Colocar a argola na solução de HCl limpa, do outro tubo de ensaio.
- d) Colocar a argola em contato com um dos sais, pegando dessa forma um pouco do material a ser analisado.
- e) Levar a argola à chama, observar e registrar a cor.
- f) Proceder como em (b), (c), (d) e (e) para as demais substâncias.
- g) Preencher o quadro a seguir:

Amostra	Cor da chama	Elemento metálico
Cloreto de bário		
Cloreto de cálcio		
Cloreto de estrôncio		
Cloreto de potássio		
Cloreto de sódio		

Disposição dos resíduos químicos

Não há geração de resíduo químico neste experimento. Irá ocorrer a geração do resíduo, se o ácido clorídrico estiver contaminado na qual será aproveitado para limpeza de vidrarias no final do semestre letivo. Comunicar ao responsável se o ácido clorídrico estiver contaminado ou com impurezas, para que seja realizada a substituição. Acondicioná-lo no recipiente identificado como: Resíduo Químico Contendo Soluções Inorgânicas: Ácido Clorídrico (HCl) impuro: reutilizar para limpeza de vidraria.

EXERCÍCIOS

- 1) Em que se fundamenta o teste da chama?
- 2) O teste da chama pode ser aplicado a todos os metais? Por quê?
- 3) Por que o sódio interfere na visualização do espectro do potássio? Que tipo de filtro deve ser utilizado para auxiliar na visualização?
- 4) Qual a diferença entre "espectro eletromagnético" e "espectro atômico"?
- 5) Que tipo de energia é fornecido ao composto? Explique o que acontece com o elétron ao receber esta energia?
- 6) Que tipo de energia é liberada? Explique o que acontece com o elétron ao liberar esta energia? Especifique sua observação para cada espécie testada.
- 7) Utilizando seus conhecimentos sobre o modelo de Rutherford-Bohr explique o que ocorre no teste de chama
- 8) Ao acionar a chama do bico de Bunsen pode se obter chama característica de combustão completa ou incompleta. Especifique as características de cada tipo de combustão (quantidade de comburente, cor da chama, produtos da combustão).
- 9) Qual a função do anel? Em que situação o combustível é queimado totalmente?
- 10) Qual a equação da combustão completa do butano? E do propano?
- 11) Quais são as zonas da chama? Faça um desenho identificando cada uma.
- 12) O que deve ser feito em questão de segurança, se ao entrar no laboratório, você sentir cheiro de gás?

EXPERIMENTO 04

PREPARO QUANTITATIVO DE SOLUÇÕES, PADRONIZAÇÃO E DETERMINAÇÃO DO TEOR DE UM ÁCIDO EM UMA AMOSTRA ESPECÍFICA.

Objetivos

- Determinar a concentração molar de uma solução de NaOH por meio de um padrão primário, e utilizar a mesma para titulação de ácido presente em uma amostra específica.
- Tomar contato com a técnica de titulação e o indicador;
- Aprender a técnica de preparação e diluição de soluções;
- Efetuar operações de medidas com balança, pipetas e balão volumétrico.

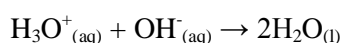
FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Este experimento ilustra um tipo de análise química conhecida como volumetria ou técnicas volumétricas. As técnicas volumétricas estão baseadas na determinação do volume de uma solução de concentração perfeitamente conhecida (chamada solução padrão), necessário para reagir quantitativamente com uma espécie de interesse que está em solução. A concentração da espécie a ser determinada pode ser calculada a partir do volume de solução padrão gasto no processo, da sua concentração e da estequiometria da reação envolvida. Neste processo, o reagente de concentração conhecida é denominado de titulante, a amostra contendo a espécie de interesse recebe o nome de titulado, enquanto que a operação de adição de titulante, até que a reação seja completa, corresponde à titulação.

A determinação quantitativa da espécie de interesse só será possível se conseguirmos determinar exatamente o ponto em que a reação entre titulante e titulado se completa. Para tanto, este ponto, denominado de ponto final que deve ser o mais próximo do ponto de equivalência (determinado a partir da estequiometria da reação) deve provocar uma modificação física que possa ser visualizada pelo analista. Esta modificação (mudança ou aparecimento de cor, precipitação ou turvação) pode ser provocada pelo próprio excesso de titulante ou, mais usualmente, pela adição de um reagente auxiliar denominado indicador. O indicador tem a função de alertar ao analista que a reação se completou, normalmente através de uma mudança de cor.

Em um procedimento volumétrico, deve-se garantir que a solução padrão tenha concentração exatamente conhecida, e que os volumes de cada solução sejam determinados com bastante exatidão.

Neste experimento, os principais conceitos de uma análise volumétrica serão abordados: preparo de soluções, padronização de solução a partir de padrões primários, determinação de volumes de soluções, determinação da acidez de amostras a partir da reação com solução de hidróxido de sódio, realização de cálculos de concentrações e cálculos estequiométricos. Para tal, será utilizada a forma mais simples de uma análise volumétrica, chamada de volumetria de neutralização, que se baseia na reação entre íons H_3O^+ e OH^- :



Leitura recomendada

Mols, fórmulas e equações químicas, solução, solução-padrão, reação de neutralização, volumetria, titulação ácido-base, indicadores ácido-base.

PARTE EXPERIMENTAL

Observação: São propostos três diferentes tipos de amostras (vinagre, aspirina comercial ou ácido clorídrico). O professor ou o responsável pela disciplina deverá escolher entre as amostras, qual o tipo mais conveniente a ser utilizado em sua aula experimental.

Materiais

- 1 Pipeta volumétrica de 10 e de 25 mL
- 1 Bureta de 50 ou 25 mL
- 3 Erlenmeyer de 250 mL
- 1 Balão volumétrico de 100 e de 250 mL
- 1 Béquer de 50 e de 100 mL
- 1 Suporte universal com pinça dupla tipo Casteloy para bureta
- (2) Espátula
- 1 Bastão de vidro
- 1 Funil de vidro haste curta
- (1) Balança semi-analítica ou analítica
- 1 Pisseta

Reagentes

- (1) Hidróxido de sódio, NaOH, P.A.
- (1) Biftalato de potássio P.A. (previamente seco a 110°C, por 1-2 horas)
- 1 Solução de fenolftaleína 1% (em álcool etílico)
- (1) Vinagre (cor clara) ou (1) Aspirina comercial ou (3) Solução diluída de ácido clorídrico com diferentes concentrações preparadas pelo técnico ou monitor.
- (G) Água destilada

O número quando entre parênteses indica que é de uso geral da turma e não do grupo, devendo ser colocado em uma bandeja em separado, próximo do equipamento que irá utilizar ou outro local apropriado, quando o caso. Exemplo: balança, capela.

A letra G entre parênteses indica produto de uso geral em todos os experimentos.

Dicas de segurança no laboratório

Manipular as substâncias com cuidado. Evite contato com olhos e pele e que derramem na bancada de trabalho. Consulte a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) para obter mais informações sobre o transporte, manuseio, armazenamento e descarte de produtos químicos, considerando os aspectos de segurança, saúde e meio ambiente.

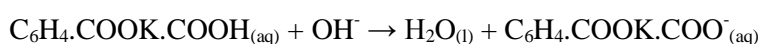
O hidróxido de sódio provoca queimaduras graves. O biftalato de potássio e a fenolftaleína são produtos não perigosos. O álcool etílico (etanol) é facilmente inflamável. O ácido clorídrico é uma solução aquosa, fortemente ácida e extremamente corrosiva, devendo ser manuseado apenas com as devidas precauções. Este provoca queimadura e é irritante para as vias respiratórias

Utilize sempre óculos de segurança, calça e jaleco com manga comprida e calçado fechado.

Procedimento

- a) Tarefa Pré-laboratório.
 - I. Fazer todos os cálculos necessários para a preparação de todas as soluções. Deixar indicado todo o cálculo em seu Caderno de Laboratório. Se a concentração da solução de NaOH for $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a bureta utilizada deve ser de 50 mL. Se neste experimento for utilizada a bureta de 25 mL, a concentração de NaOH deve ser de $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- b) Preparo de uma solução de NaOH $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - II. Pesar em um béquer de 100 mL a massa de NaOH calculada;
 - III. Dissolver o NaOH com aproximadamente 40 mL de água destilada com auxílio de um bastão de vidro;
 - IV. Transferir a solução para o balão volumétrico de 250 mL, usando o funil e o bastão de vidro. Lavar o béquer várias vezes com pequenas porções de água destilada, transferindo as lavagens para o balão. Completar o balão com água destilada até o menisco;
 - V. Fechar o balão, homogeneizar a solução e rotular.
- c) Padronização da solução de NaOH $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pelo biftalato de potássio.

O hidróxido de sódio (ou qualquer hidróxido alcalino) não pode ser utilizado como padrão primário, uma vez que este é um sólido altamente higroscópico e instável (o que significa que a massa de NaOH sólido que foi determinada para preparar a solução anteriormente descrita não é composta somente de NaOH, mas também de água adsorvida, e carbonatos. Desta forma, soluções de NaOH devem ser padronizadas, sendo que para tal recomenda-se a utilização de biftalato de potássio, que é um padrão primário, e reage com uma solução de NaOH de acordo com a seguinte reação:



- I. Pesar aproximadamente 0,60 g de biftalato de potássio em um béquer de 50 mL, previamente seco em estufa, anotando o valor da massa até a quarta casa decimal ou terceira casa decimal;
- II. Transferir para um erlenmeyer de 250 mL, e adicionar cerca de 100 mL de água destilada previamente aquecida, aproximadamente 60°C, e agitar até que todo o biftalato de potássio se dissolva completamente;
- III. Adicionar 3 gotas do indicador fenolftaleína;
- IV. Encher a bureta com a solução de NaOH a ser padronizada. Certificar-se de que a bureta esteja limpa e lavada com solução de NaOH antes de preenchê-la com a solução que será usada na titulação. Verifique se não há vazamento na bureta e se não há bolhas e por fim acerte o volume no zero;
- V. Colocar um fundo branco sob o erlenmeyer para facilitar a visualização da viragem do indicador;
- VI. Começar a adição da solução de NaOH ao erlenmeyer, sob agitação. Se ficar solução de NaOH nas paredes do erlenmeyer, lavar com água destilada e continuar a adição de NaOH até que a solução mude a coloração de incolor para levemente rosa. Essa leve coloração rosada na solução do erlenmeyer deverá persistir por 30 s o que indica o final da titulação;
- VII. Anotar o volume da solução de NaOH consumido, para o cálculo da concentração;
- VIII. Repetir este procedimento duas vezes.

Um esquema geral de como proceder a titulação pode ser visualizado na Figura 1.

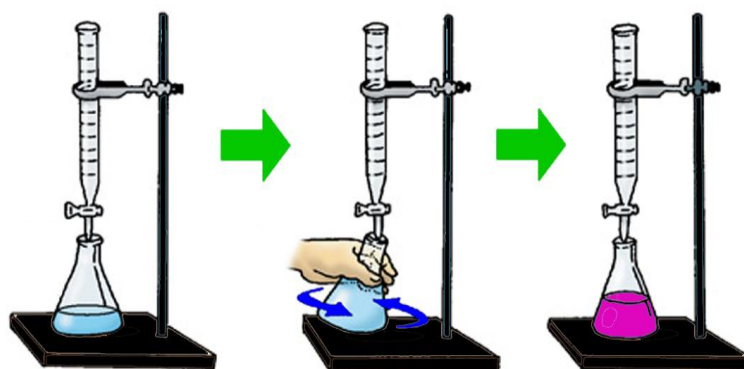


Figura 1 Representação esquemática de uma titulação.

d) Determinação do teor de ácido acético no vinagre.

- Preparação da solução de vinagre para ser titulada.
 - I. Retirar uma alíquota de 10 mL de vinagre com pipeta volumétrica. Transferir para um balão volumétrico de 100 mL e completar o volume com água destilada até o menisco. A solução deverá ser homogeneizada.
- Titulação da solução de vinagre com solução de NaOH 0,1 mol·L⁻¹ padronizada.
 - I. Retirar uma alíquota de 25 mL da solução do vinagre com pipeta volumétrica. Transferir para o erlenmeyer de 250 mL;

- II. Adicionar cerca de 50-100 mL de água destilada e 3 gotas de indicador fenolftaleína;
- III. Preencher a bureta com a solução de NaOH padronizada no item anterior (Observação: eliminar qualquer bolha presente);
- IV. Proceder à titulação até que a solução mude a coloração de incolor para levemente rosa;
- V. Anotar o volume de NaOH gasto na bureta;
- VI. Repetir este procedimento três vezes.

e) Determinação da concentração real da solução de HCl

- I. Colocar 20 mL da solução de HCl em um erlenmeyer. (Neste caso, soluções de diferentes concentrações de ácido clorídrico foram preparadas e serão fornecidas aos alunos pelo professor para que a concentração destas soluções sejam determinadas).
- II. Adicionar 2 gotas de fenolftaleína.
- III. Titular com a solução de NaOH padronizada, até que a solução adquira uma coloração rósea persistente por 30 segundos.

f) Análise de um ácido comercial.

- Determinar a pureza do ácido acetilsalicílico (aspirina), por titulação ácido-base, em comprimidos vendidos em farmácia.
 - I. Pesar em um béquer o comprimido de aspirina e pulverizá-lo com o auxílio do graal e do pistilo.
 - II. Em um erlenmeyer pesar 0,1 g da aspirina comercial e dissolver em aproximadamente 20 mL de água destilada medido com o auxílio da pipeta volumétrica. Adicionar três gotas de fenolftaleína.
 - III. Encher a bureta com a solução de titulante (NaOH $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$).
 - IV. Proceder a titulação de acordo com a orientação do professor e anotar o volume de solução de titulante utilizado.
 - V. Repetir mais duas vezes e observar a reprodução do resultado.

Tarefas pós-laboratório

- Ácido acético no vinagre:
 - I. Calcular o teor de ácido acético no vinagre, e expressar o resultado em concentração ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) e em porcentagem (massa/volume). Comparar com o valor do rótulo do vinagre.
 - II. Discutir, em seu relatório, o papel do indicador nos procedimentos realizados. Se ao invés de usar a fenolftaleína, você tivesse utilizado outro indicador, o resultado seria o mesmo? Comentar.
- Ácido clorídrico:
 - I. Calcular o teor de ácido clorídrico na amostra analisada. Expressar o resultado em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - II. Discutir, em seu relatório, o papel do indicador nos procedimentos realizados.

- Aspirina:
 - I. Determinar o percentual, em massa, do ácido comercial.
 - II. Calcular a massa total de aspirina no comprimido e comparar com a massa indicada pelo fabricante.

Disposição dos resíduos químicos

Os resíduos químicos gerados são as substâncias contidas no erlenmeyer e a sobra da solução de NaOH. As substâncias contidas no erlenmeyer podem ser descartadas na pia com a torneira de água aberta para diluir mais e limpar a pia. A solução de NaOH que sobrou na bureta e no balão volumétrico acondicionar no recipiente identificado como: Resíduo Químico Contendo Soluções Inorgânicas: Hidróxido de Sódio (NaOH) $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $2,0 \text{ g} \cdot 100 \text{ mL}^{-1}$ – reuso, pois será utilizado em outro experimento.

EXERCÍCIOS

- 1) O que é um indicador ácido-base?
- 2) Quais os tipos de indicadores utilizados em titulações de neutralização e quais as faixas de pH em que apresentam mudança de cor.
- 3) Quais fatores podem causar erros nas determinações baseadas nas técnicas volumétricas?
- 4) Defina ácido-base segundo os conceitos de Bronsted e Lowry. Quais os outros conceitos utilizados para esta definição.
- 5) O que significa transferir quantitativamente o soluto para o recipiente onde a solução será preparada?
- 6) Por que devemos colocar primeiro o soluto e só depois completar com água o balão volumétrico? E no caso de preparar uma solução de um ácido a partir de um ácido concentrado, como devemos proceder? E quais os cuidados devemos ter para não ocorrer um acidente?
- 7) Por que não se deve adicionar água ao ácido?
- 8) O que é uma dissolução exotérmica e uma endotérmica? O que ocorre com a temperatura da solução em cada caso?
- 9) Por que os frascos de soluções de NaOH devem permanecer o menor tempo possível abertos?
- 10) Por que é recomendável a conservação de soluções fortemente alcalinas em frascos de polietileno?

EXPERIMENTO 05

OBTENÇÃO E PURIFICAÇÃO DE SUBSTÂNCIAS

Objetivos

- Obter substâncias a partir de outras por meio de reações químicas;
- Balancear uma equação química;
- Produzir um agente coagulante (hidróxido férrico) e, a partir dele, um pigmento inorgânico (óxido férrico).

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Durante uma reação química, ocorrem modificações em que a substância ou substâncias envolvidas transformam-se em outra(s).

No entanto, para se obter a nova substância em forma realmente pura, é necessário misturar os reagentes em proporções exatas (proporções estequiométricas) ou eliminar, após reação, o(s) subproduto(s) e/ou o excesso de reagente(s). Se a reação for realizada em meio aquoso – o que é muito comum –, tem-se, ainda, que eliminar a água. Além disso, se resultar mais de uma substância numa reação, obter-se-à, na realidade, uma mistura, que deverá ser fracionada, separando-se as diferentes substâncias.

Leitura recomendada

Estequiometria, equações químicas, balanceamento de uma equação química, reagente em excesso e reagente limitante, rendimentos teóricos e percentuais de uma reação química.

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- 2 Béquer de 100 mL
- 5 Béqueres de 50 mL
- 1 Proveta de 50 mL, 25 mL
- 1 Bastão de vidro
- 1 Pipeta de Pasteur
- 4 Tubos de ensaio pequenos
- 1 Funil haste longa 75 mL

- 1 Suporte universal
- 1 Anel de metal com mufa.
- 1 Vidro de relógio
- 1 bastão com fio de platina ou níquel-cromo
- (2) Espátulas
- 1 Bico de Bunsen
- (1) Papel de filtro
- (1) Balança analítica

Reagentes

- (1) Cloreto de ferro (III) hexahidratado, $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
- (1) Óxido de cálcio, CaO (pode-se utilizar em substituição ao CaO, o sulfato de cálcio)
- 1 Solução de tiocianato de potássio, KSCN $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- (G) Água destilada.

O número quando entre parênteses indica que é de uso geral da turma e não do grupo, devendo ser colocado em uma bandeja em separado, próximo do equipamento que irá utilizar ou outro local apropriado, quando for o caso. Exemplo: balança, capela.

A letra G entre parênteses indica produto de uso geral em todos os experimentos.

Dicas de segurança no laboratório

Manipular as substâncias com cuidado. Evite contato com olhos e pele e que derramem na bancada de trabalho. Consulte a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) para obter mais informações sobre o transporte, manuseio, armazenamento e descarte de produtos químicos, considerando os aspectos de segurança, saúde e meio ambiente.

Utilize sempre óculos de segurança, calça e jaleco com manga comprida e calçado fechado.

Procedimento

- a) Pesar 1,352 g de $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ em um béquer de 100 mL e dissolver em 50 mL de água;
- b) Pesar 0,421 g de CaO (CaSO_4) em outro béquer ou um recipiente adequado e adicionar à solução preparada anteriormente e agitar vigorosamente, com o auxílio de um bastão de vidro, por cerca de 2 minutos;
- c) Aguardar cerca de 5 minutos até que o precipitado sedimente e retirar o sobrenadante, colocando-o em outro béquer, sem que o sólido no fundo seja arrastado. Se necessário, utilize uma pipeta de Pasteur;
- d) Adicionar 20 mL de água destilada para lavar o precipitado, adotando o mesmo procedimento descrito no item (c);
- e) Suspender o precipitado em 10 mL de água destilada e filtrar, coletando a solução;

- f) Lavar o precipitado com 10 mL de água destilada, coletando a água de lavagem em outro frasco;
- g) Secar o precipitado em estufa a 200 °C por 30 minutos e pesá-lo (aguardar resfriar);
- h) Realizar, com cada sobrenadante recolhido anteriormente, o teste de chama para identificação de cálcio (comece com as últimas soluções);
- i) Tomar alíquotas de 1 mL de cada sobrenadante separadamente em tubos de ensaio e colocar uma gota de solução de tiocianato de potássio 0,1 mol·L⁻¹ para identificar o cátion Fe³⁺.

Disposição dos resíduos químicos

Os resíduos químicos gerados não são tóxicos, portanto, os sólidos podem ser descartados no lixo comum e as soluções, na pia.

EXERCÍCIOS

- 1) Faça um fluxograma para a sequencia de operações realizadas durante a síntese do coagulante.
- 2) Qual a fórmula química do hidróxido férrico? Escreva a equação química que representa a reação ocorrida.
- 3) Calcule o rendimento da reação e explique eventuais desvios.
- 4) Defina precipitado.
- 5) Por que o precipitado foi aquecido a 200 °C? O produto seria o mesmo se ele fosse seco à temperatura ambiente, em um dessecador? Justifique.
- 6) Nas condições deste experimento, o subproduto da reação de obtenção do hidróxido férrico poderia precipitar junto deste último? Justifique.
- 7) As massas utilizadas correspondem à estequiometria da reação teórica? Para assegurar que o Fe₂O₃ obtido esteja puro, qual reagente deve ser colocado em excesso? Justifique.
- 8) No tratamento de água, é importante que o sobrenadante seja incolor e esteja isento de impurezas sólidas. Qual reagente poderia ser utilizado em excesso neste caso? Justifique.
- 9) Todos os testes de chama acusaram a presença de íons cálcio na amostra? Explique.
- 10) Todas as amostras testadas com tiocianato acusaram a presença de ferro (III)? Explique.

EXPERIMENTO 06

DETERMINAÇÃO DO NÚMERO DE MOLS DE GÁS CARBÔNICO LIBERADO POR UM ANTIÁCIDO EFERVESCENTE E SEU EFEITO SOBRE O pH.

Objetivos

- Interpretar as leis que regem o comportamento dos gases ideais.
- Determinar o teor de carbonato em uma amostra sólida;
- Medir o volume de um gás;
- Utilizar a pressão de vapor no cálculo da pressão de um gás coletado sobre a água.

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

A maioria dos gases reais, quando a pressão não é muito alta e a temperatura não é muito baixa, mostra um comportamento próximo ao de um gás ideal. Para uma amostra de um gás constituído de uma determinada quantidade de moléculas, há três grandezas mensuráveis – ou variáveis – que são matematicamente relacionadas entre si: pressão (P), volume (V) e temperatura (T).

Lei de Boyle: A variação da pressão sobre um gás mantido a uma mesma temperatura faz com que seu volume se altere de tal modo que o produto da pressão pelo volume seja constante.

$$P \cdot V = \text{constante} \quad \text{ou} \quad P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

Exemplo: se a pressão sobre um gás for dobrada, ele passará a ocupar metade do volume inicial.

Lei de Charles: Quando um gás é aquecido ou resfriado em um recipiente vedado e de volume fixo, a pressão exercida por esse gás varia proporcionalmente com a alteração da temperatura (em Kelvin).

$$P \propto T \quad \text{ou} \quad \frac{P}{T} = \text{constante} \quad \text{ou ainda} \quad \frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

Exemplo: um gás em botijão cuja pressão era 15 atm à temperatura de 27 °C (300 K), durante um incêndio teve sua temperatura elevada a 627 °C (900 K), fazendo com que a pressão exercida pelo gás sobre o recipiente triplique.

Lei de Gay-Lussac: Diferentemente das condições experimentais de Charles, Gay-Lussac demonstrou que quando uma quantidade de gás é aquecida ou resfriada em um recipiente com êmbolo, de forma

que a pressão seja mantida constante, o volume sofre uma variação proporcional à mudança de temperatura (em Kelvin).

$$V \propto T \quad \text{ou} \quad \frac{V}{T} = \text{constante} \quad \text{ou ainda} \quad \frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

Exemplo: em um motor que opera com metano, embora a composição química da mistura sofra variação durante a queima ($1 \text{ CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow 1 \text{ CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$), a quantidade de gases, em número de moléculas, é a mesma e, portanto, deve ocupar o mesmo volume inicial (ver pressões parciais); entretanto, como a reação é fortemente exotérmica, o aumento da temperatura leva à expansão dos gases, movendo o êmbolo para que a pressão permaneça igual à anterior.

Unindo essas três relações de proporcionalidade em apenas uma, tem-se:

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

O Princípio de Avogadro e a Equação de Clapeyron: em 1811, Avogadro sugeriu que volumes iguais de gases diferentes (à mesma temperatura e pressão) contêm a mesma quantidade de moléculas. Associando esta informação à equação anterior – de que a relação entre essas três grandezas é válida para uma quantidade invariável de gás – deduz-se que:

$$\frac{PV}{T} \propto n$$

Transforma-se a relação de proporcionalidade em uma igualdade inserindo-se uma constante:

$$\frac{PV}{T} = nR \quad \text{ou} \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Essa relação é chamada Equação de Clapeyron ou Lei dos Gases Ideais e a R é a constante universal dos gases, cujo valor é $0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Lei de Dalton ou Lei das Pressões Parciais: um dado recipiente contém uma mistura de dois gases. Ambos estão à mesma temperatura e cada um ocupa todo o volume deste recipiente. A Lei dos Gases Ideais deve permanecer válida para ambos os gases individualmente e para a mistura. Assim, tem-se que a pressão total no sistema é dada pela soma das pressões parciais de cada gás.

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Como:

$$P = \frac{nRT}{V},$$

Então:

$$P \cdot V = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \cdot R \cdot T$$

Ou seja, para um sistema contendo uma mistura de gases, deve-se considerar o número total de partículas (todos os gases).

Gases coletados sobre água: é comum, em laboratório, coletar alguns gases pelo deslocamento de água de uma vidraria graduada. Neste experimento, o gás carbônico será coletado de acordo com o aparato mostrado na Figura 1. Quando o nível da água dentro da proveta que coleta o gás é o mesmo que o nível do lado de fora, $P_{\text{proveta}} = P_{\text{atm}}$.

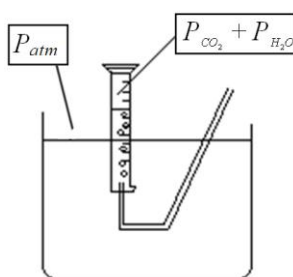


Figura 1 Esquema montagem coleta de gás sobre água para o experimento.

Pressão de vapor: A tendência das moléculas passarem da fase líquida para a gasosa é medida pela pressão de vapor da substância. Quando se eleva a temperatura de um líquido, tal tendência aumenta até o ponto em que ocorre a ebulição. A ebulição consiste na formação de bolhas gás no meio líquido. Essas bolhas podem se formar quando a pressão de vapor torna-se igual à pressão exercida sobre o líquido. Se a pressão exercida for 1 atm ou 760 mmHg, a água entrará em ebulição a 100°C. Porém a uma pressão menor, por exemplo, 355 mmHg, a água entrará em ebulição a 80°C, e a uma pressão de 1268 mmHg, a água só entrará em ebulição a 115°C.

Lei de Graham de difusão e efusão: Difusão é o termo dado a passagem de uma substância através de outro meio. Efusão de um gás é sua passagem através de uma abertura de um buraco de agulha ou orifício. Sintetizando estas duas leis, tem-se que “a velocidade de difusão e efusão de um gás são inversamente proporcionais à raiz quadrada de sua densidade ou de seu peso molecular”. Através das leis de Graham, é possível determinar experimentalmente a massa molar de uma substância gasosa quando os dados de outra são conhecidos.

$$\frac{v_a}{v_b} = \sqrt{\frac{d_b}{d_a}} \quad \text{ou} \quad \frac{v_a}{v_b} = \sqrt{\frac{M_b}{M_a}}$$

Leitura recomendada

História e aplicação de Lei dos Gases, pressão parcial e estequiometria de reações envolvendo gases.

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- 1 Kitassato de 250 mL
- 1 Rolha de borracha
- 1 Pinça de metal
- 1 Béquer (pequeno o bastante para ser introduzido no kitassato)
- 1 Mangueira de látex ou silicone (30 a 50 cm)
- 1 Proveta de 100 mL
- 1 Garra com mufa
- 1 Suporte universal
- 1 Cuba ou bacia de 1 L
- 1 Termômetro (faixa de -10 até 100°C)
- 1 Pisseta
- (1) Papel indicador universal

Reagentes

- (1) Antiácidos efervescentes
- 1 Solução de ácido clorídrico, $\text{HCl } 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- (G) Água destilada

Dicas de segurança no laboratório

Manipular as substâncias com cuidado. Evitar contato com olhos e pele e que derramem na bancada de trabalho. Consulte a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) para obter mais informações sobre o transporte, manuseio, armazenamento e descarte de produtos químicos, considerando os aspectos de segurança, saúde e meio ambiente.

Utilize sempre óculos de segurança, calça e jaleco com manga comprida e calçado fechado.

Procedimento

- a) Acoplar a mangueira ao kitassato, colocar 50 mL de solução aquosa de ácido clorídrico $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e tampar o frasco com uma rolha (certifique-se de que ela esteja vedando a boca);
- b) Montar um aparato com uma bacia com água e um suporte universal conforme a Figura 2;
- c) Colocar 1 mL de solução aquosa de ácido clorídrico $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ em uma proveta de 100 mL, completar totalmente o volume com água (não pode restar ar), tampar com um pedaço de filme plástico e emborcá-la na bacia;

- d) Posicionar a mangueira de borracha sob a boca da proveta (não levantar a proveta acima do nível d'água);
- e) Pesar cerca de 0,500 g de um antiácido efervescente em um pedaço de papel de pesagem e faça um embrulho (deve ser pequeno o bastante para entrar no kitassato);
- f) Introduzir o embrulho contendo o antiácido no erlenmeyer e, imediatamente, fechá-lo novamente com a rolha. Esta operação deve ser efetuada rapidamente e cuidadosamente para garantir que todo o gás despreendido pela reação seja coletado;
- g) Quando a reação terminar (fim da efervescência), meça o volume de gás recolhido e anote a temperatura da água;
- h) Destampar o kitassato e verificar o pH da solução após a adição do antiácido;
- i) Adicionar outra porção de 50 mL de solução aquosa de ácido clorídrico $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e verificar novamente o pH.

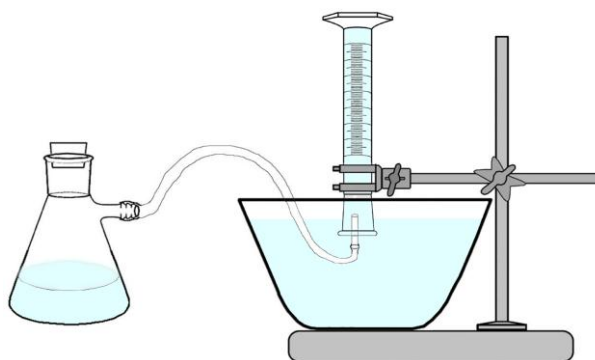


Figura 2 Montagem para realização do experimento.

Disposição dos resíduos químicos

O resíduo químico gerado é o produto da reação entre o antiácido e o ácido clorídrico, podendo ser descartado na pia.

EXERCÍCIOS

- 1) Como foi possível evidenciar que uma reação química ocorreu neste experimento? Dê exemplos de outras evidências de reações químicas.
- 2) Muitos materiais, como plásticos e alguns tipos de borracha, possuem pequenos orifícios que, embora invisíveis aos nossos olhos, podem possibilitar o escape dos gases. Se você encher duas bolas de borracha, uma com nitrogênio (N_2) e a outra com hélio (He), qual delas murchará mais rapidamente? Justifique.
- 3) Calcule o número de mols de dióxido de carbono despreendidos pelas reações por grama de antiácido. Compare o resultado com os de outros grupos.
- 4) Por que se adicionou HCl na proveta onde foi coletado o gás? Haveria alguma diferença se, ao invés de um ácido, fosse utilizada uma base?

- 5) Seria possível utilizar o mesmo aparato para coletar outros gases, por exemplo, H_2 , O_2 , NH_3 e SO_2 , sobre a água? Justifique suas respostas e, em caso negativo, o que deve ser mudado para que seja possível a coleta?
- 6) Discuta o efeito do antiácido com base nos valores de pH medidos nos três momentos do experimento.
- 7) De acordo com a quantidade de ácido neutralizada inicialmente pelo antiácido, o último pH medido estaria de acordo com o valor esperado pela concentração de HCl após a segunda adição? Calcule os valores para justificar sua resposta.
- 8) Leia a composição dos antiácidos e responda: há alguma incoerência no fato de haver outro(s) ácido(s) na fórmula? Justifique.
- 9) Aspectos cinéticos e termodinâmicos de reações químicas geralmente são tratados em termos de concentração de reagentes e produtos. No entanto, quando uma reação envolve gases, consideram-se suas pressões parciais ao invés de concentração. Sabendo também que o oxigênio é um forte agente oxidante, discuta a necessidade de mergulhadores diluírem o oxigênio com hélio quando descem a grandes profundidades.
- 10) Mesmo que um ambiente contenha a quantidade normal de oxigênio suficiente para respiração, um aumento excessivo na concentração de dióxido de carbono neste ambiente compromete a vida de quem estiver ali. Por quê?

EXPERIMENTO 07

DETERMINAÇÃO DO CALOR DE REAÇÃO

Objetivos

- Introduzir o conceito de entalpia.
- Determinar o calor de dissolução e reação;
- Verificar a Lei de Hess.

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Fundamentação Teórica

Termoquímica é ramo da termodinâmica que estuda as variações de calor associadas aos processos de absorção e liberação envolvidos em reações químicas. A quantidade de energia envolvida nas reações químicas é muito importante, pois determina quais reações podem ocorrer.

Calor pode ser definido como a transferência de energia térmica que ocorre devido à diferença de temperatura. Portanto, a energia flui como calor de uma região de alta temperatura para mais baixa temperatura. As unidades de medida são caloria e Joules ($1\text{cal} = 4,18\text{ J}$).

A entalpia depende da temperatura, bem como do estado físico, da forma alotrópica e da concentração dos reagentes e produtos envolvidos na reação química. Já a variação de entalpia (ΔH) da reação, isto é, quantidade de calor liberada ou absorvida numa reação após transformações químicas, depende apenas do estado inicial e final, como exemplificado na Figura 1.

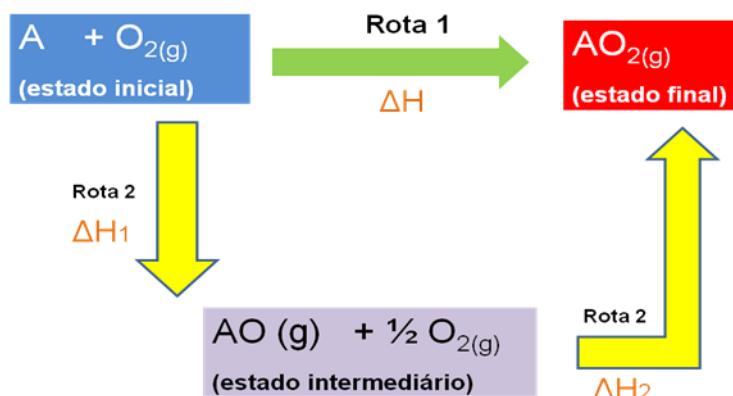


Figura 1 Etapas ou caminhos reacionais para formação de um produto.

Esta lei experimental é conhecida como **Lei de Hess**:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

O valor de ΔH pode ser determinado experimentalmente pela medida do fluxo de calor que acompanha uma reação a pressão constante. A medição do fluxo de calor é conhecida como *calorimetria*, a qual estuda trocas de energia entre corpos ou sistemas. Essas trocas de energia são quantificadas por meio da quantidade de liberada ou absorvida durante um fenômeno físico ou químico. A quantidade de calor envolvida em uma reação quando uma substância sofre variação de temperatura pode ser determinada pela seguinte expressão matemática:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Onde,

Q é quantidade de calor desprendido ou absorvido (J), m a massa da substância (g), c o calor específico ($J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$) e ΔT é a variação de temperatura.

O calorímetro é o aparato utilizado para medir o fluxo de calor. A Figura 2 apresenta os principais constituintes do equipamento.

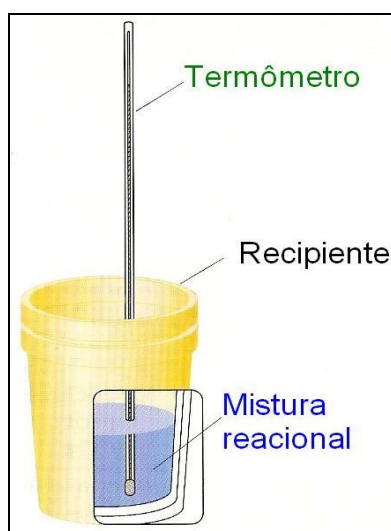


Figura 2 Calorímetro empregado para determinação da quantidade de calor de reação.

Leitura recomendada

Termoquímica: definições e unidades, energia, entalpia e entropia, calor de dissolução e calor de neutralização, Lei de Hess, calorimetria: capacidade calorífica e calorímetro.

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- 1 Erlenmeyer de 250 mL ou calorímetro
- 1 Béquer de 50 mL
- 1 Proveta de 100 mL e 50 mL
- 1 Bastão de vidro
- 1 Termômetro (faixa de -10 até 100°C)
- (1) Espátula
- (1) Balança semi-analítica ou analítica
- 1 Pissete

Reagentes

- 1 Solução de Ácido clorídrico, $\text{HCl } 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 1 Solução de Hidróxido de sódio, $\text{NaOH } 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- (1) Hidróxido de sódio, NaOH , P.A.
- (1) Nitrato de amônio, NH_4NO_3 , P.A.
- (G) Água destilada

O número entre parênteses indica que é de uso geral da turma e não do grupo, devendo ser colocado em uma bandeja em separado, próximo do equipamento que irá utilizar ou outro local apropriado, quando o caso. Exemplo: balança, capela.

A letra G entre parênteses indica produto de uso geral em todos os experimentos.

Dicas de segurança no laboratório

Manipular as substâncias com cuidado. Evite contato com olhos e pele e que derramem na bancada de trabalho. Consulte a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) para obter mais informações sobre o transporte, manuseio, armazenamento e descarte de produtos químicos, considerando os aspectos de segurança, saúde e meio ambiente.

Utilize sempre óculos de segurança, calça e jaleco com manga comprida e calçado fechado.

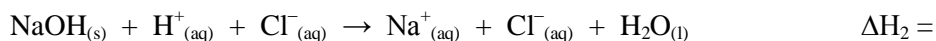
Procedimento

Neste experimento serão determinados os calores de reação correspondentes aos seguintes processos:

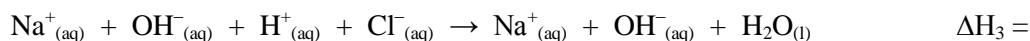
- I. Dissolução do hidróxido de sódio sólido em água.



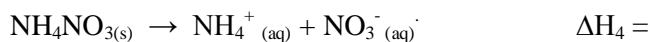
- II. Reação do hidróxido de sódio sólido com uma solução aquosa de ácido clorídrico.



- III. Reação entre uma solução de hidróxido de sódio e uma solução de ácido clorídrico.



- IV. Dissolução do nitrato de amônio em água.



Para calcular os calores de reação é necessário saber os valores dos calores específicos da água ($1,0 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$).

Calor da reação I: dissolução do hidróxido de sódio sólido em água:

- Se não houver calorímetro, utilizar um erlenmeyer. Pese um erlenmeyer de 250 mL, seco e limpo;
- Acrescente, com auxílio de uma proveta, 100 mL (± 1 mL) de água destilada ao erlenmeyer ou calorímetro e meça a temperatura, com um termômetro. Para calcular a massa de água, considere a densidade igual a 1,0 g/mL;
- Pese, em um béquer, cerca de 2 g de hidróxido de sódio (NaOH) sólido;
- Adicione o hidróxido de sódio à água do erlenmeyer ou do calorímetro e agite com bastão de vidro, até dissolvê-lo;
- Verifique, com um termômetro, a variação da temperatura da solução durante todo o processo de dissolução. Anote a temperatura máxima alcançada.
- Anote todos os dados no quadro abaixo:

Massa do erlenmeyer (g)	
Temperatura da água (°C)	
Massa de água (g)	
Massa de NaOH (g)	
Temperatura máxima medida (°C)	

Calor da reação II: reação do hidróxido de sódio sólido com uma solução aquosa de ácido clorídrico:

- Lave e enxugue o erlenmeyer de 250 mL ou o calorímetro utilizado na etapa anterior;
- Repita o procedimento dos itens (b), (c), e (d), substituindo a água do item (b) por 100 mL de solução aquosa de ácido clorídrico 0,5 mol.L⁻¹. Para calcular a massa da solução de ácido clorídrico, considere a densidade igual a 1,0 g/mL;
- Verifique, com um termômetro, a variação da temperatura da solução durante todo o processo de dissolução. Anote a temperatura máxima alcançada.
- Anote todos os dados no quadro abaixo:

Massa do erlenmeyer (g)	
Temperatura da solução de HCl (°C)	
Massa da solução de HCl (g)	
Massa de NaOH (g)	
Temperatura máxima medida (°C)	

Calor da reação III: reação entre uma solução de hidróxido de sódio e uma solução de ácido clorídrico:

- Lave e enxugue o erlenmeyer de 250 mL ou o calorímetro utilizado na etapa anterior;
- Coloque 50 mL de uma solução de hidróxido de sódio 0,5 mol.L⁻¹ em uma proveta e meça sua temperatura. Para calcular a massa da solução de hidróxido de sódio, considere a densidade igual a 1,0 g/mL;
- Coloque 50 mL de uma solução de ácido clorídrico 0,5 mol.L⁻¹ em uma proveta e meça sua temperatura. Para calcular a massa da solução de ácido clorídrico, considere a densidade igual a 1,0 g/mL;
- Coloque a solução de ácido clorídrico no erlenmeyer de 250 mL;
- Adicione a solução de hidróxido de sódio, à solução de ácido clorídrico, agitando com um bastão de vidro;
- Verifique, com um termômetro, a variação da temperatura da solução durante todo o processo da reação. Anote a temperatura máxima alcançada.
- Anote todos os dados no quadro abaixo:

Massa do erlenmeyer (g)	
Temperatura da solução de HCl (°C)	
Temperatura da solução de NaOH (°C)	
Massa da solução de HCl (g)	
Massa da solução de NaOH (g)	
Temperatura máxima medida (°C)	

Calor da reação IV: dissolução do nitrato de amônio (NH_4NO_3) em água.

- Lave e enxugue o erlenmeyer de 250 mL ou o calorímetro utilizado na etapa anterior;
- Acrescente, com auxílio de uma proveta, 100 mL (± 1 mL) de água destilada ao erlenmeyer ou calorímetro e meça a temperatura, com um termômetro. Para calcular a massa de água, considere a densidade igual a 1,0 g/mL;
- Em uma balança semi-analítica, pese em um béquer a massa do sal nitrato de amônio necessário para preparar 100 mL de solução $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Adicione o nitrato de amônio à água do erlenmeyer ou do calorímetro e agite com bastão de vidro, até dissolução completa do composto;
- Verifique, com um termômetro, a variação da temperatura da solução durante todo o processo de dissolução. Anote a temperatura máxima alcançada.
- Calcular a quantidade de calor da dissolução
- Anote todos os dados no quadro abaixo:

Massa do erlenmeyer (g)	
Temperatura da água (°C)	
Massa de água (g)	
Massa do NH_4NO_3 (g)	
Temperatura máxima medida (°C)	

Disposição dos resíduos químicos

A solução de hidróxido de sódio obtido na reação I deve ser acondicionada no recipiente identificado como: Resíduo Químico Contendo Soluções Inorgânicas: Hidróxido de Sódio (NaOH) $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $2,0 \text{ g} \cdot 100 \text{ mL}^{-1}$ - reuso, pois será utilizado em outra aula experimental. No entanto, os produtos obtidos das reações II, III e IV podem ser descartados na pia, pois não oferece risco significativo para o meio ambiente.

EXERCÍCIOS

- 1) Os processos investigados são endotérmicos ou exotérmicos? Explique.
- 2) Qual é a relação entre as seguintes unidades de energia: caloria e Joule?
- 3) Em cada reação, determine a quantidade de calor absorvida pela solução e pelo calorímetro.
- 4) Determine os calores (ΔH) das reações I, II e III, em calorias e em Joules.
- 5) Determine a quantidade, em moles, de hidróxido de sódio utilizado em cada reação.
- 6) Calcule as entalpias molares das reações I, II e III, em cal/mol e em J/mol de NaOH.?
- 7) Quantas calorias teriam sido liberadas da reação I se tivessem sido utilizados 4 g de hidróxido de sódio? Qual o efeito disto no valor da entalpia molar?
- 8) Discorra sobre a Lei de Hess.
- 9) Quais os principais tipos de calorímetros?
- 10) Defina o termo calorimetria e enumere algumas de suas principais aplicações.

EXPERIMENTO 08

CINÉTICA QUÍMICA

Objetivos

- Investigar o efeito de diferentes fatores que afetam a cinética de uma reação química.
- Determinar a constante de velocidade da reação.

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Cinética Química

A cinética química é um assunto de importância vasta. Cinética corresponde ao estudo da velocidade das reações químicas. A velocidade de uma reação química, isto é, a rapidez ou lentidão com que ela ocorre, é influenciada por alguns fatores. Os fatores mais relevantes são a natureza física e as concentrações dos reagentes, a temperatura e a presença de catalisadores.

O contato entre os reagentes é a condição inicial para que uma reação química ocorra. Dessa forma, alguns dos fatores mencionados acima estão relacionados com a facilidade ou não de propiciarem o aumento ou a diminuição do contato entre os reagentes, permitindo colisões entre suas partículas.

Como regra geral, quanto mais concentrada for os reagentes, mais suas partículas (átomos, moléculas ou íons) irão colidir e mais rapidamente a reação irá ocorrer. Geralmente, a frequência de colisão e, conseqüentemente, a velocidade da reação química aumenta com o aumento da temperatura. Isso ocorre porque, como regra geral, as partículas, quando aquecidas, movem-se mais rapidamente. Tem-se também a influencia da natureza física dos reagentes. Quanto mais homogêneos entre si forem os estados físicos dos reagentes, mais suas partículas se aproximam e colidem entre si.

A presença de um catalisador é também um grande efeito na questão da velocidade, pois, catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade de uma reação, sem sofrerem alterações químicas permanentes no processo, ou seja, não participam da formação dos produtos. Essas substâncias chamadas catalisadores, permitem que a reação tome um caminho alternativo, que exige menor energia de ativação, produzindo a mesma quantidade de produto em um tempo menor.

A velocidade de uma reação química é a variação na concentração dos reagentes ou produtos por unidade de tempo. Portanto, a unidade usada para determinação da velocidade de uma reação, geralmente é concentração em quantidade de matéria por segundo ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$).

Leitura recomendada

Cinética química, velocidade de reações químicas, concentração, temperatura e cinética, mecanismos de reação.

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- 2 Bastão de vidro
- 2 Balão volumétrico de 100 mL
- 2 Béquer de 50 mL
- 10 Tubos de ensaio M ou G
- 1 Termômetro (faixa de -10 até 100°C)
- 1 Funil de vidro com haste curta
- (1) Balança analítica ou semi-analítica
- 1 Cronômetro ou relógio
- 1 Proveta de 10 mL
- 2 Pipeta graduada de 10 mL
- 1 Pipetador (pêra) de borracha
- 1 Pissete
- 1 tripé
- 1 Bico de Bunsen
- 1 Tela de amianto.
- (2) Espátula

Reagentes

- (1) Iodato de potássio, KIO_3 , P.A.
- (1) Bissulfito de sódio, NaHSO_3 , P.A.
- 1 Solução de sulfato de manganês II, MnSO_4 0,05 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 1 Solução de ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,05 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 1 Solução de ácido sulfúrico, H_2SO_4 a 0,1 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 1 Solução de permanganato de potássio, KMnO_4 , 0,01 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 1 Solução de amido a 1%.
- (G) Água destilada

O número quando entre parênteses indica que é de uso geral da turma e não do grupo, devendo ser colocado em uma bandeja em separado, próximo do equipamento que irá utilizar ou outro local apropriado, quando o caso. Exemplo: balança, capela.

A letra G entre parênteses indica produto de uso geral em todos os experimentos.

Dicas de segurança no laboratório

Manipular as substâncias com cuidado. Evitar contato com olhos e pele e que derramem na bancada de trabalho. Consulte a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) para obter mais informações sobre o transporte, manuseio, armazenamento e descarte de produtos químicos, considerando os aspectos de segurança, saúde e meio ambiente.

Utilize sempre óculos de segurança, calça e jaleco com manga comprida e calçado fechado.

Procedimento

- **Influência da concentração dos reagentes:**

- a) Preparação de soluções:

- SOLUÇÃO A: pesar aproximadamente 0,5 g de bissulfito de sódio (NaHSO_3) em um béquer e dissolver com um pouco de água destilada e transferir, com auxílio de um funil, para um balão volumétrico de 100 mL, completar até o menisco e homogeneizar. Anotar o valor da massa pesada de bissulfito de sódio.
- SOLUÇÃO B: pesar aproximadamente 0,425 g de iodato de potássio (KIO_3) e dissolver com um pouco de solução de amido a 1%, que já está preparada, e transferir, com auxílio de um funil, para um balão volumétrico de 100 mL, completar até o menisco com a solução de amido e homogeneizar. Anotar o valor da massa pesada de iodato de potássio.

- b) Organizar duas séries de tubos de ensaio, série A e série B com 5 tubos em cada uma e identificá-los e numerá-los;

- c) Para a série A, com auxílio de uma pipeta, colocar no primeiro tubo, 10 mL da solução A (NaHSO_3), e nos demais completar com água destilada conforme quadro abaixo;

TUBO	Volume solução A (mL)	Volume água (mL)	Volume final (mL)	Tempo (s)
1	10	-	10	
2	8	2	10	
3	6	4	10	
4	4	6	10	
5	2	8	10	

- d) Preparar a série B adicionando a cada tubo, 10 mL da solução B (KIO_3 + amido 1%);

- e) Adicionar à solução A na solução B, e, no menor espaço de tempo possível, tampar a boca do tubo e virar o tubo para homogeneizar. Com um cronômetro, anotar o tempo desde o contato dos reagentes até o aparecimento da coloração azul;

- f) Repetir este procedimento para os demais pares de tubos, anotando o tempo transcorrido para a formação da coloração (em segundos);

- g) Com um termômetro, meça a temperatura das soluções.

- **Influência da temperatura e do catalisador**

- a) Adicionar 3 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ a um tubo de ensaio. A seguir, 2 mL de ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ e após 2 mL de permanganato de potássio (KMnO_4) $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Adicionar o permanganato no tempo mais rápido possível e iniciar imediatamente a cronometragem do tempo de reação. O final da reação é verificado quando a coloração violeta do permanganato desaparece. A solução final é incolor.
- b) A outros dois tubos adicionar 3 mL de solução de ácido sulfúrico $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ e 2 mL de solução de ácido oxálico $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$. Ao primeiro destes tubos adicionar 3 mL de solução de permanganato de potássio $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ e colocar em banho-maria a 40°C . Cronometrar o tempo de duração da reação e anotar. Ao segundo tubo adicionar 2 mL de solução de permanganato de potássio $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ e 2 mL de solução de sulfato de manganês $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$. Cronometrar o tempo de duração da reação e anotar.

Tarefa pós-laboratório

- 1) Calcule as concentrações iniciais de bissulfito (solução A) e de iodato (solução B) para o volume final de 20 mL.
- 2) Em um papel milimetrado ou usando recursos computacionais, plotar o período de indução (em segundos), ou seja, o tempo de aparecimento da coloração azul contra o inverso da concentração de bissulfito. Traçar a melhor reta entre os pontos experimentais, através de regressão linear ou inspeção visual, e obter a inclinação da reta. Calcular em seguida a constante da equação do período de indução para a temperatura experimental estudada. Comparar com o valor de 0,0037 a 23°C .
- 3) Balancear as equações químicas pelo método das semi-reações.
- 4) Com base em seus resultados, propor uma forma de determinar a ordem da reação com relação ao ânion bissulfito.

Disposição dos resíduos químicos

As soluções residuais contidas nos tubos de ensaio podem ser despejadas na pia. As soluções que sobraram no balão volumétrico podem, também, ser descartados na pia.

EXERCÍCIOS

- 1) Defina cinética química.
- 2) Quais os fatores que alteram a velocidade de uma reação química?
- 3) Defina lei de velocidade.
- 4) O que é catalisador?
- 5) Qual é a função do amido: catalisador, indicador, oxidante ou redutor?
- 6) Relate e justifique o efeito da variação da concentração dos reagentes sobre a velocidade da reação estudada.

- 7) O calcário em pedra deve reagir mais lentamente ou mais rapidamente com uma solução de H_2SO_4 que o calcário em pó? Explique
- 8) Por que em geral, um aumento de temperatura aumenta a velocidade de uma reação química?
- 9) Qual a razão da adição do ácido sulfúrico na experiência acima?
- 10) Qual o papel do sulfato de manganês na experiência acima?

EXPERIMENTO 09

ESTUDO QUALITATIVO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO

Objetivos

- Estudar o conceito de equilíbrio químico;
- Reconhecer alguns fatores que influenciam no equilíbrio químico;
- Estudar o equilíbrio de reações envolvendo o íon cromato e dicromato verificando o princípio de Le Chatelier.

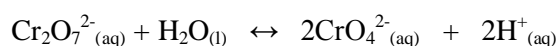
FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Na realidade, muitas reações não se completam, mas, em vez disso, aproximam-se de um estado de equilíbrio na qual tanto os reagentes como os produtos estão presentes. O equilíbrio ocorre quando as reações opostas acontecem em velocidades iguais. Ou seja, a primeira vista poder-se-ia ter a impressão de que o equilíbrio é estático, isto é, que a reação simplesmente parou em determinado ponto. No entanto, experiências (inclusive com radioisótopos) mostram que, o equilíbrio é dinâmico. Simultaneamente ocorrem duas reações uma formando os produtos e a outra, em sentido contrário, produzindo os reagentes a partir do produto formado.

No equilíbrio, as velocidades com que estas reações ocorrem são iguais, explicando-se desta maneira porque nada mais se modifica, sob o aspecto macroscópico.

Um exemplo, sobre o efeito da concentração de reagentes no equilíbrio, são os íons cromato (CrO_4^{2-}) que conferem uma coloração amarelada à solução aquosa, enquanto que os íons dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) conferem uma coloração alaranjada. Em solução, estes dois íons existem em equilíbrio.

Dependendo do pH da solução, este equilíbrio é deslocado para a direita, ou para a esquerda. Assim, em solução ácida (pH baixo), o equilíbrio é deslocado para a esquerda, formando mais íons dicromato. Em solução básica (pH alto), o equilíbrio é deslocado para a direita, formando mais íons cromato.



Leitura recomendada

Equilíbrios químicos homogêneos e heterogêneos em soluções aquosas, equilíbrio de dissociação e de precipitação, princípio de Le Chatelier, constantes de equilíbrios.

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- 12 Tubos de ensaio P
- 7 Conta-gotas
- 1 Pisseta

Reagentes

- 1 Solução de Dicromato de potássio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 1 Solução de Cromato de potássio, K_2CrO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 1 Solução de Ácido clorídrico, HCl $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 1 Solução de Hidróxido de sódio, NaOH $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 1 Solução de Cloreto de bário, BaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 1 Solução de Cloreto de cálcio, CaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 1 Solução de Cloreto de cobalto (II) CoCl_2 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- (1) Ácido clorídrico, HCl concentrado
- (G) Água destilada.

O número quando entre parênteses indica que é de uso geral da turma e não do grupo, devendo ser colocado em uma bandeja em separado, próximo do equipamento que irá utilizar ou outro local apropriado, quando o caso. Exemplo: balança, capela.

A letra G entre parênteses indica produto de uso geral em todos os experimentos.

Dicas de segurança no laboratório

Manipular as substâncias com cuidado. Evitar contato com olhos e pele e que derramem na bancada de trabalho. Consultar a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) para obter maiores informações sobre o transporte, manuseio, armazenamento e descarte de produtos químicos, considerando os aspectos de segurança, saúde e meio ambiente.

Utilizar sempre óculos de segurança, calça e jaleco com manga comprida e calçado fechado.

Procedimento

- a) Analisar o efeito da concentração de reagentes nos sistemas:
 - Enumerar e preparar uma bateria com 6 tubos de ensaio. Colocar em cada tubo 20 gotas da solução de K_2CrO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e logo após adicionar:

Tubo 1: 10 gotas de HCl $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Tubo 2: 10 gotas de NaOH $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Tubo 3: 4 gotas de BaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Tubo 4: 10 gotas de NaOH $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e 4 gotas de BaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Tubo 5: 10 gotas de HCl $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e 4 gotas de BaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Tubo 6: 4 gotas de CaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- Observar as alterações que ocorreram e analisar os resultados.
- Enumerar e preparar outra bateria com 6 tubos de ensaio. Colocar em cada tubo 20 gotas da solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e logo após adicionar:

Tubo 1: 10 gotas de HCl $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Tubo 2: 10 gotas de NaOH $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Tubo 3: 4 gotas de BaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Tubo 4: 10 gotas de NaOH $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e 4 gotas de BaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

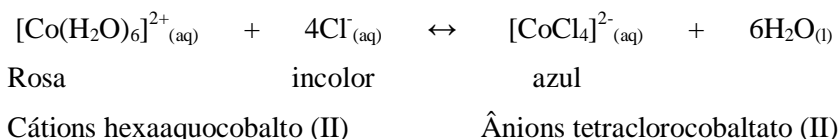
Tubo 5: 10 gotas de HCl $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e 4 gotas de BaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Tubo 6: 4 gotas de CaCl_2 $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- Observar as alterações que ocorreram e analisar os resultados.

b) Efeito da temperatura em um equilíbrio químico.

As espécies $\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}$ e $\text{CoCl}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ apresentam cores contrastantes, logo a intensidade das cores rosa e azul em solução são proporcionais à concentração molar de Co^{2+} e CoCl_4^{2-} . Então, quando o sistema for submetido a uma ação externa poder-se-á observar o deslocamento deste equilíbrio.



- Preparar 3 tubos de ensaio limpos e numerados e colocar em todos eles 10 gotas da solução aquosa de cloreto de cobalto $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Adicionar, com auxílio de um conta-gotas, HCl concentrado ao tubo número 2 e 3 até obter uma cor violeta (fazer a adição do ácido na capela).

Observação: o tubo 1 será usado como padrão de cor e, por isso, nada será adicionado a ele.

- Aquecer em banho-maria (béquer com água da torneira) o tubo 2.
- Colocar o tubo 3 em um banho de gelo (béquer com gelo).
- Inverter os procedimentos acima, isto é, resfriar o tubo 2 e aquecer o tubo 3.
- Comparar as cores da solução aquecida e resfriada com o padrão de comparação, isto é, com o tubo 1, e interpretar os resultados em termos de deslocamento de equilíbrio, registrando tudo no quadro abaixo.

Tubo	Padrão	Aquecido	Resfriado
Cor inicial			
Cor final			

- Registrar no quadro a seguir as alterações (diminuição ou aumento), que aconteceram com as concentrações de cada espécie envolvida no equilíbrio durante o aquecimento e o resfriamento.

Espécie	Aquecimento	Resfriamento
$[\text{Co}^{2+}]$		
$[\text{Cl}^-]$		
$[\text{CoCl}_4^{2-}]$		

Disposição dos resíduos químicos

As soluções residuais contendo os íons cromato, dicromato e cobalto devem ser acondicionadas no recipiente identificado como: Resíduo Químico Contendo Soluções Inorgânicas: Antimônio, Arsênio, Bário, Bismuto, Cádmio, Cobalto, Cobre, Chumbo, Cromo, Estanho, Mercúrio, Níquel e Prata.

EXERCÍCIOS

- 1) Defina equilíbrio químico.
- 2) Mencione todos os fatores que podem alterar um estado de equilíbrio.
- 3) Explique as causas das mudanças de cor e o que ocorreu em cada tubo, justificando por que houve deslocamento de equilíbrio, no caso das reações dos íons cromato e dicromato.
- 4) Explique a importância de não descartar os resíduos desta experiência na pia.
- 5) Qual a influência da concentração de $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ e $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ sobre o seguinte equilíbrio:

$$\text{CrO}_4^{2-}_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}$$
- 6) Discutir as observações experimentais quando os íons cromato ou dicromato encontra-se em presença de íons bário.
- 7) Discutir as observações experimentais quando os íons cromato ou dicromato encontra-se em presença de íons bário, em meio ácido e básico.
- 8) A seguinte afirmação está correta: “no equilíbrio, as concentrações de todas as espécies reagentes e produtos tornam-se iguais”. Justifique a sua resposta.
- 9) Discuta a seguinte afirmação: um catalisador permite que uma reação ocorra por um caminho de menor energia de ativação.

EXPERIMENTO 10

VERIFICAÇÃO DA ESPONTANEIDADE DE UMA REAÇÃO DE ÓXIDO-REDUÇÃO

Objetivos

- Entender e aplicar os conceitos envolvidos nas reações de oxidação e redução.
- Observar a espontaneidade de reações de oxidação e redução.

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Oxidação é qualquer transformação química que envolve a perda de elétrons ou aumento do número de oxidação. Redução envolve ganho de elétrons ou diminuição do número de oxidação. Chamamos de agente oxidante a espécie que produz oxidação (logo ela se reduz), e de agente redutor a espécie que produz redução (logo ela se oxida). Em qualquer sistema, sempre que ocorre uma oxidação, ocorrerá também uma redução e vice-versa. Quando maior for a tendência de uma espécie se oxidar, mais forte ela atuará como agente redutor, e vice-versa.

Colocando-se uma lâmina de zinco metálico em uma solução de sulfato de cobre (azul), verifica-se que a lâmina de zinco fica recoberta por uma camada de um metal vermelho (o cobre), e que a solução se torna incolor (solução de sulfato de zinco). Então, o zinco é mais reativo que o cobre, pois o deslocou do seu composto. Quando um metal é mais reativo que outro, diz-se que ele é menos nobre que o segundo. O cobre é, portanto, mais nobre que zinco.

Reações deste tipo permitem classificar os metais em ordem crescente de nobreza, e, portanto, em ordem decrescente de atividade, ou reatividade química. Organiza-se assim a série de atividade química dos metais ou série eletroquímica dos metais.

As reações de metais mais reativos frente a cátions de metais mais nobres são processos espontâneos de oxidação e redução, em que o fluxo de elétrons vai diretamente do agente redutor para o agente oxidante, sem realização de trabalho útil. Considerando que os agentes redutores e oxidantes estejam separados fisicamente em uma célula galvânica, então o fluxo de elétrons gerado no anodo vai para o catodo por meio de um fio condutor. Este processo produz uma corrente elétrica em uma reação espontânea ($\Delta G < 0$). Portanto, quando dois eletrodos são ligados entre si, verifica-se um fluxo espontâneo de elétrons, através do circuito externo, do eletrodo de zinco (onde ocorre oxidação, anodo) para o eletrodo de cobre (onde ocorre redução, catodo). Tais dispositivos recebem o nome de pilhas ou baterias. Por outro lado, a corrente elétrica pode ser usada para provocar reações de óxido-redução em processos não espontâneos (**eletrólise**). Uma célula típica para estudar processos eletroquímicos é apresentada na Figura 1.

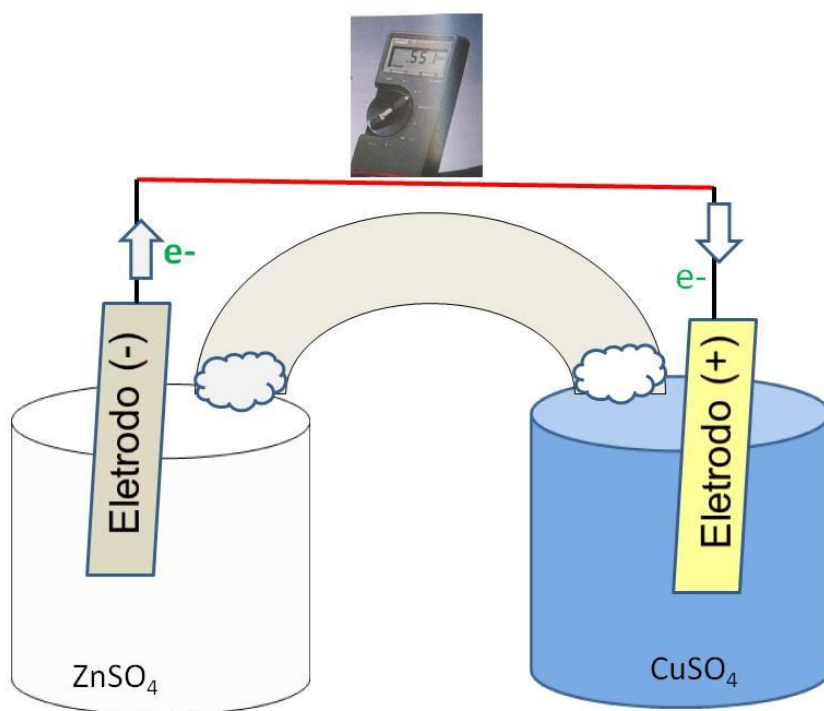


Figura 1 Pilha de Daniell.

Leitura recomendada

Eletroquímica, reações de oxidação e redução, números de oxidação, balanceamento de equações de oxidação-redução.

PARTE EXPERIMENTAL

Materiais

- 1 Multímetro ou Voltímetro
- 4 Tubos de ensaios P
- 2 Placas de cobre ($\pm 5 \text{ cm} \times 0,5 \text{ cm}$) ou fio de cobre ($\pm 5 \text{ cm} \times 0,5 \text{ cm } \emptyset$)
- 2 Placas de ferro ($\pm 5 \text{ cm} \times 0,5 \text{ cm}$) ou prego ($\pm 5 \text{ cm} \times 0,5 \text{ cm } \emptyset$)
- 2 Placas de zinco ($\pm 5 \text{ cm} \times 0,5 \text{ cm}$) ou fio de zinco ($\pm 5 \text{ cm} \times 0,5 \text{ cm } \emptyset$)
- 3 Béqueres de 100 mL
- 1 tubo em U, para ponte salina

(1) Esponja de aço

Reagentes

1 Solução de nitrato de prata, AgNO_3 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

1 Solução de sulfato de ferro II, FeSO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

1 Solução de sulfato de cobre II, CuSO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

1 Solução de sulfato de estanho II, SnSO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

1 Solução de sulfato de zinco, ZnSO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

(1) Acetona

(G) Água destilada

O número quando entre parênteses indica que é de uso geral da turma e não do grupo, devendo ser colocado em uma bandeja em separado, próximo do equipamento que irá utilizar ou outro local apropriado, quando o caso. Exemplo: balança, capela.

A letra G entre parênteses indica produto de uso geral em todos os experimentos.

Dicas de segurança no laboratório

Manipular as substâncias com cuidado. Evitar contato com olhos e pele e que derramem na bancada de trabalho. Consulte a FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico) para obter mais informações sobre o transporte, manuseio, armazenamento e descarte de produtos químicos, considerando os aspectos de segurança, saúde e meio ambiente.

Utilize sempre óculos de segurança, calça e jaleco com manga comprida e calçado fechado.

Procedimento experimental

- Parte I
 - a) Enumere quatro tubos de ensaio;
 - b) Colocar, com auxílio de uma proveta, 5 mL da solução de sulfato de cobre II (CuSO_4) no tubo de ensaio 1;
 - c) Em seguida, inserir um prego limpo ou placa de ferro (remover o óleo com acetona, e se houver oxidação, passar uma esponja de aço), fazendo com que parte do mesmo fique mergulhada na solução e outra parte fora da solução;

- d) Observar a condições iniciais de reação e registrar. Anotar alguma evidência de transformação com o passar do tempo;
- e) Colocar, com auxílio de uma proveta, 5 mL da solução de sulfato de ferro II (FeSO_4) no tubo de ensaio 2;
- f) Em seguida, inserir um pedaço de fio de cobre ou placa de cobre (remover o óleo com acetona, e se houver oxidação, passar uma esponja de aço), fazendo com que parte do mesmo fique mergulhada na solução e outra parte fora da solução;
- g) Observar a condições iniciais de reação e registrar. Anotar alguma evidência de transformação com o passar do tempo;
- h) Colocar no terceiro tubo de ensaio, com auxílio de uma proveta, 5 mL da solução de nitrato de prata (AgNO_3);
- i) Em seguida, inserir um pedaço de fio de cobre ou placa de cobre (remover o óleo com acetona, e se houver oxidação, passar uma esponja de aço), fazendo com que parte do mesmo fique mergulhada na solução e outra parte fora da solução;
- j) Observar a condições iniciais de reação e registrar. Anotar alguma evidência de transformação com o passar do tempo;
- k) Colocar no quarto tubo de ensaio, com auxílio de uma proveta, 5 mL da solução de sulfato de estanho (SnSO_4);
- l) Em seguida, inserir um prego limpo ou placa de ferro (remover o óleo com acetona, e se houver oxidação, passar uma esponja de aço), fazendo com que parte do mesmo fique mergulhada na solução e outra parte fora da solução;
- m) Observar a condições iniciais de reação e registrar. Anotar alguma evidência de transformação com o passar do tempo;
- n) Após observar atentamente o estado inicial dos reagentes e os estados após dar início a reação, anote todas nas observações.

- Parte II

- a) Realize a montagem da célula galvânica (siga as orientações do professor).
- b) Coloque 50 mL de solução de CuSO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ em um béquer e 50mL de ZnSO_4 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ em outro. Insira um fio (ou placa) de zinco na solução de ZnSO_4 e um fio (placa) de cobre na solução de CuSO_4 .
- c) Realize a medida da diferença de potencial (ddp) por meio do voltímetro.

Disposição dos resíduos químicos

As soluções residuais contidas nos tubos de ensaios devem ser descartadas no recipiente apropriado identificado como: Resíduo Químico Contendo Soluções Inorgânicas: Antimônio, Arsênio, Bário, Bismuto, Cádmio, Cobalto, Cobre, Chumbo, Cromo, Estanho, Mercúrio, Níquel e Prata. O prego e o fio de cobre podem ser jogados na lixeira, se não tiverem condições de reuso.

EXERCÍCIOS

- 1) O que são processos de oxidação-redução?
- 2) Identifique os elementos que mudam seu estado de oxidação nas reações observadas, definindo os números de oxidação desses átomos?
- 3) Sugira os respectivos produtos de reação que ocorreram nos tubos de ensaio?
- 4) Identifique as espécies oxidantes e redutoras nos casos em que foi observada a ocorrência da reação?
- 5) Explique o que ocorre na reação entre o ferro e a solução de sulfato de cobre e escreva as reações envolvidas. Faça o mesmo para o sulfato de ferro II e o cobre e o nitrato de prata com o cobre?
- 6) Defina pilha de Daniell e identifique os constituintes do dispositivo, bem como suas funções.
- 7) Em termos termodinâmicos pode se dizer que a reação eletroquímica produzida é espontânea ou não-espontânea?
- 8) Descreva as principais diferenças entre uma célula galvânica e eletrolítica.
- 9) Quais as principais aplicações das pilhas em nosso cotidiano?
- 10) Comente as principais diferenças entre a pilha de Daniell e as pilhas comerciais.