



EDUCAÇÃO A DISTÂNCIA

QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL

Bernadette de Fátima Trigo Passos
Helmuth Guido Luna Siebald

EDITORAufmg

QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL



UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS

Reitor: Clélio Campolina Diniz

Vice-Reitora: Rocksane de Carvalho Norton

Pró-Reitoria de Graduação

Pró-Reitora: Antônia Vitória Soares Aranha

Pró-Reitora Adjunta: Carmela Maria Pólito Braga

Coordenadora do Núcleo de Apoio à Educação a Distância:

Fernando Fidalgo

EDITORA UFMG

Diretor: Wander Melo Miranda

Vice-Diretora: Silvana Cóser

Conselho Editorial

Wander Melo Miranda (presidente)

Flávio de Lemos Carsalade

Heloisa Maria Murgel Starling

Márcio Gomes Soares

Maria das Graças Santa Bárbara

Maria Helena Damasceno e Silva Megale

Paulo Sérgio Lacerda Beirão

Silvana Cóser

BERNADETTE DE FÁTIMA TRIGO PASSOS
HELMUTH GUIDO LUNA SIEBALD

QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL

1ª reimpressão

Belo Horizonte
Editora UFMG
2007

© 2007, OS AUTORES

© 2007, Editora UFMG

2010, 1ª reimpressão

Este livro ou parte dele não pode ser reproduzido por qualquer meio sem autorização escrita do Editor.

P289 Passos, Bernadette de Fátima Trigo
Química geral experimental / Bernadette de Fátima Trigo Passos, Helmuth Guido Luna Siebald. – Belo Horizonte: Editora UFMG, 2007.

96 p. – il. (Educação a distância)

Inclui referências.

ISBN: 978-85-7041-637-7

1. Química. 2. Física. 3. Físico-química. 4. Educação.

I. Siebald, Helmuth Guido Luna. II. Título. III. 1 Série.

CDD: 541

CDU: 542

Ficha catalográfica elaborada pela CCQC - Central de Controle de Qualidade da Catalogação da Biblioteca Universitária da UFMG

Este livro recebeu o apoio financeiro da Secretaria de Educação a Distância do MEC.

COORDENAÇÃO DE PRODUÇÃO DE TEXTOS DE QUÍMICA: Amary César Ferreira

EDITORAÇÃO DE TEXTOS: Maria do Carmo Leite Ribeiro

REVISÃO E NORMALIZAÇÃO: Maria do Rosário A. Pereira

REVISÃO DE PROVAS: Maria do Rosário A. Pereira

PRODUÇÃO GRÁFICA: Warren Marilac

PROJETO GRÁFICO, CAPA e FORMATAÇÃO: Eduardo Ferreira

EDITORA UFMG

Av. Antônio Carlos, 6.627 - Ala direita da Biblioteca Central - Térreo

Campus Pampulha - 31270-901 - Belo Horizonte - MG

Tel.: + 55(31) 3409-4650 - Fax: + 55(31) 3409-4768

www.editora.ufmg.br - editora@ufmg.br

PRÓ-REITORIA DE GRADUAÇÃO

Av. Antônio Carlos, 6.627 - Reitoria - 6º andar

Campus Pampulha - 31270-901 - Belo Horizonte - MG

Tel.: + 55(31) 3409-4054 - Fax: + 55 (31) 3409-4060

www.ufmg.br - info@prograd.ufmg.br - educacaoadistancia@ufmg.br

A Educação a Distância (EAD) é uma modalidade de ensino que busca promover inserção social pela disseminação de meios e processos de democratização do conhecimento. A meta é elevar os índices de escolaridade e oferecer uma educação de qualidade, disponibilizando uma formação inicial e/ou continuada, em particular, a professores que não tiveram acesso a esse ensino.

Não se pode ignorar que é fundamental haver, sempre, plena conexão entre educação e aprendizagem. A modalidade a distância é um tipo de aprendizagem que, em especial na Universidade Federal de Minas Gerais (UFMG), já está concretizada como um ensino de qualidade. Hoje, a aprendizagem tornou-se, para todos os profissionais dessa universidade envolvidos no programa de Educação a Distância, sinônimo de esforço e dedicação de cada um.

Este livro visa desenvolver no curso a distância os mesmos conhecimentos proporcionados num curso presencial. Os alunos estudarão o material nele contido e muitos outros, que lhe serão sugeridos em bibliografia complementar. É importante ter em vista que essas leituras são de extrema importância para, com muita dedicação, avançarem em seus estudos.

Cada volume da coletânea está dividido em aulas e, em cada uma delas, trata-se de determinado tema, que é explorado de diferentes formas – textos, apresentações, reflexões e indagações teóricas, experimentações ou orientações para atividades a serem realizadas pelos alunos. Os objetivos propostos em cada uma das aulas indicam as competências e habilidades que os alunos, ao final da disciplina, devem ter adquirido.

Os exercícios indicados ao final de cada aula possibilitam aos alunos avaliarem sua aprendizagem e seu progresso em cada passo do curso. Espera-se que, assim, eles se tornem autônomos, responsáveis, críticos e decisivos, capazes, sobretudo, de desenvolver a própria capacidade intelectual. Os alunos não podem se esquecer de que toda a equipe de professores e tutores responsáveis pelo curso estará, a distância ou presente nos polos, pronta a ajudá-los. Além disso, o estudo em grupo, a discussão e a troca de conhecimentos com os colegas serão, nessa modalidade de ensino, de grande importância ao longo do curso.

Agradeço aos autores e à equipe de produção pela competência, pelo empenho e pelo tempo dedicado à preparação deste e dos demais livros dos cursos de EAD. Espero que cada um deles possa ser valioso para os alunos, pois tenho certeza de que vão contribuir muito para o sucesso profissional de todos eles, em seus respectivos cursos, na área da educação em geral do país.

Ione Maria Ferreira de Oliveira

Coordenadora do Sistema Universidade Aberta do Brasil
(UAB/UFMG)

Apresentação.....	9
Introdução	11
Aula 1 - No Laboratório de Química	15
Aula 2 - Reações Químicas	31
Aula 3 - Equilíbrio Químico	41
Aula 4 - Estequiometria	51
Aula 5 - Cinética Química	57
Aula 6 - Eletroquímica	65
Aula 7 - Corrosão	75
Aula 8 - Obtenção, Dosagem e Solubilidade do Iodo.....	87
Apêndice: Classificação Periódica dos Elementos.....	96

Apresentação

O livro que vocês têm em mãos contém aulas práticas que foram exaustivamente testadas durante vários anos nos laboratórios de ensino do Departamento de Química do ICEX da UFMG. Muitos alunos, não só do curso de Química, mas também aqueles matriculados para os cursos de Engenharia Química, Engenharia Metalúrgica, Engenharia de Minas, Geologia e Farmácia já realizaram as atividades ora propostas. Atualmente, as aulas aqui apresentadas continuam a fazer parte da disciplina de Química Geral oferecida pelo Departamento de Química da UFMG a esses vários cursos universitários.

Os autores deste texto selecionaram os trabalhos experimentais mais relevantes e sincronizados com conteúdo teórico da disciplina Química Geral, para adaptá-los ao programa de Ensino a Distância do curso de Licenciatura em Química. Nessa adaptação, foram mantidos rigorosamente o nível e o conteúdo exigido para as atividades programadas, mantendo-se, assim, uma equivalência absoluta entre as disciplinas de Química Geral Experimental do curso de Química nas modalidades de Ensino a Distância e o tradicional ensino presencial.

A elaboração dos roteiros originais das práticas em que se baseiam o conjunto de aulas deste livro teve a contribuição de muitos professores do Setor de Química Inorgânica do Departamento de Química da UFMG. Ao longo dos anos, vários outros professores, assim como diversos alunos do curso de Química da UFMG, se juntaram no esforço comum para darem as suas contribuições, em diferentes graus e ocasiões, nas diversas revisões, correções e adaptações que proporcionaram a melhoria dos textos originais. Estes mesmos professores e alunos contribuíram, também, para as modificações e adaptações impostas aos procedimentos experimentais originais, bem como na realização dos requeridos testes preliminares das tarefas práticas. Os autores não poderiam deixar de agradecer alguns dos muitos professores que participaram na cristalização da disciplina de práticas de Química Geral: Sandra Carvalho, Geraldo Francisco A. Reis, Ronaldo Lepesqueur Fabiano, Maria Eliza Moreira Daí de Carvalho, Ana Lúcia Americano Barcelos de Souza, Ruth Helena Ungaretti Borges, Eduardo Nicolau dos Santos e Cynthia Peres Demicheli. Agradecemos também às alunas do Projeto de Iniciação à Docência (PID), Jane Lacerda Bahia, Rachel Lima Marcelino Freire e Tatiana do Nascimento Parreiras.

Os roteiros das aulas práticas deste livro foram grandemente modificados para melhor se adaptarem a uma redação destinada a alunos de um curso na modalidade de Ensino a Distância. Nessa tarefa tivemos a contribuição do professor Amary César do setor de Físico-Química da UFMG. Para cada aula, foi incluído um texto introdutório e novas passagens explicativas foram introduzidas. As seções e subseções dos textos originais foram reorganizados para se ter uma melhor fluência e clareza na linguagem e instruções oferecidas aos alunos. Algumas figuras foram substituídas ou retiradas integralmente, sem que a qualidade das informações que elas continham fosse diminuída.

Finalmente, acreditamos e esperamos que as atividades experimentais aqui propostas sejam úteis para o seu aprendizado e deleite e, naturalmente, comentários, sugestões e críticas do nosso trabalho serão sempre bem-vindos.

Introdução

Agora você, aluno do Curso de Licenciatura em Química, modalidade a distância do Departamento de Química da UFMG, está começando a disciplina Química Geral Experimental. Este livro foi preparado especialmente para orientá-lo durante o decorrer do bimestre letivo. As atividades aqui propostas irão proporcionar-lhe a oportunidade de trabalhar com autonomia e segurança em um laboratório de Química. Procurar-se-á, para isso, não apenas desenvolver a habilidade no manuseio de reagentes e aparelhagens, mas também criar as condições necessárias para uma avaliação crítica dos resultados dos experimentos realizados.

DINÂMICA DAS AULAS PRÁTICAS

O melhor aproveitamento desta disciplina será obtido se as seguintes regras básicas forem seguidas e cumpridas:

- O uso deste livro é imprescindível a partir da primeira aula. Leia com antecedência o assunto a ser abordado na aula prevista.
- Discuta inicialmente, com o tutor da disciplina, os aspectos teóricos e práticos relevantes à aula que será realizada.
- Execute os experimentos seguindo adequadamente os roteiros de aula propostos.
- Interprete e discuta os resultados juntamente com o seu tutor.
- Apresente o desenvolvimento, os resultados e as discussões de cada experimento em um relatório.

Como trabalho complementar, você será solicitado a realizar uma auto-avaliação, ao final de cada trabalho prático. Esses exercícios de auto-avaliação irão ajudá-lo a sedimentar os conhecimentos adquiridos.

SEGURANÇA NO LABORATÓRIO

É muito importante que todas as pessoas que lidam com um laboratório tenham uma noção bastante clara dos riscos e acidentes a que estão expostas. É uma obrigação permanente que essas pessoas evitem que os acidentes ocorram, diminuindo os riscos latentes. Nunca é demais repetir que o melhor combate aos acidentes é a sua prevenção. O descuido de uma única pessoa pode pôr em risco todos os demais no laboratório. Por esta

razão, espera-se que todos tenham consciência da importância de se trabalhar em segurança o que, obviamente, só resultará em benefícios para o grupo. Leia atentamente as instruções a seguir e procure segui-las integralmente:

1. O aluno deverá ter conhecimento, a partir da primeira aula, das instalações do laboratório, bem como de suas normas de funcionamento.
2. É obrigatório o uso de avental (jaleco) durante as aulas.
3. Não é permitido fumar, comer ou beber nos laboratórios.
4. O material do laboratório deve ser usado sempre de maneira adequada. Utilize somente aqueles reagentes e soluções especificadas no roteiro de aulas práticas.
5. Após o uso, deixar os reagentes nos devidos lugares.
6. Todo o material usado deve ser lavado ao final de cada aula e organizado no local apropriado (mesas, bancadas ou armários) indicado pelo tutor.
7. A bancada de trabalho deve permanecer sempre limpa durante a execução dos experimentos e deixada igualmente limpa após cada aula.
8. Leia atentamente as normas de segurança constantes no fascículo *Técnicas básicas e segurança de laboratório*, a ser disponibilizado pelo seu tutor.



ATENÇÃO!

Siga corretamente as normas de segurança instituídas sempre que estiver em um laboratório de Química.

MODELO DE RELATÓRIO

Ao final de cada aula prática, um relatório deve ser redigido e entregue ao tutor. Como uma sugestão simples, apresentamos a seguir um modelo clássico de relatório. A partir desse modelo, novas estruturas com redação e compasso próprios podem (e devem) ser adaptadas para melhor atender as necessidades e características de cada aula prática que será relatada, assim como, naturalmente, para refletir o estilo da pessoa ou grupo de pessoas que está produzindo o texto.

RECOMENDAÇÕES GERAIS:

- a) Os relatórios devem ser redigidos lembrando que outras pessoas, além do professor, eventualmente estarão interessadas em obter informações sobre o trabalho desenvolvido no

- laboratório, sobre os fatos lá observados, os resultados obtidos e as interpretações oferecidas;
- b) em geral, os leitores não conhecem *a priori* o resultado previsto de cada experiência e precisam ser convencidos da validade das conclusões obtidas;
 - c) é importante que todas as etapas do experimento sejam descritas e discutidas, de modo claro e conciso;
 - d) deve-se descrever exatamente o que ocorreu e foi observado, e não o que deveria ocorrer ou o que se gostaria que fosse observado;
 - e) deve-se habituar a relatar todo procedimento técnico e nunca confiar na memória. As anotações devem ser feitas diretamente no caderno de anotações de laboratório;
 - f) as anotações feitas no caderno de laboratório devem ser completas, claras e exatas. Todos os cálculos devem ser indicados no caderno de anotações (mas não necessariamente compilados ou explicitamente apresentados no relatório final);
 - g) um bom relatório deve ser conciso, direto e não conter ambigüidades. Os fatos, idéias e discussões apresentados devem ser expressos de maneira clara e compacta, usando um bom estilo de linguagem.

Uma estrutura-modelo de um relatório científico contempla os tópicos apresentados abaixo, na seqüência indicada. Essas são recomendações gerais contendo, porém, itens que devem obrigatoriamente constar na redação final do relatório.

- **Título da experiência**
- **Identificação do aluno**
- **Introdução**

Apresentação do assunto a ser tratado, procurando demonstrar sua importância e interesse. Nesta seção são também incluídos os argumentos teóricos que justificam os procedimentos experimentais e, posteriormente, empregados como argumentos sólidos para as conclusões alcançadas.

- **Objetivo**

Descrição sucinta dos objetivos da experiência.

- **Parte experimental ou procedimentos**

Nesta seção, devem ser descritas as principais etapas da experiência, informando os detalhes do procedimento experimental tais como, por exemplo, as concentrações das soluções usadas, esquemas das montagens utilizadas e a seqüência das operações e manipulações seguidas.

- **Resultados e discussão**

Os resultados obtidos devem se apresentados na forma de um texto descritivo, em linguagem corrente, e, sempre que necessário ou conveniente, com auxílio de tabelas ou gráficos. As mudanças macroscópicas observadas (mudança de cor, evolução de gás e/ou formação de precipitado) devem ser relatadas. As reações químicas devem ser descritas na forma de equações químicas corretamente balanceadas, onde figurem os estados físicos dos reagentes e dos produtos. Os resultados quantitativos devem ser analisados tanto em relação à precisão quanto à exatidão (peculiaridades do sistema estudado, limitações do método empregado, erros operacionais, qualidade dos aparelhos de medida, concordância com os valores teóricos ou esperados etc.). Os resultados qualitativos devem ser explicados baseando-se nos conhecimentos teóricos (leis, propriedades físicas e químicas, equações químicas etc.). Os resultados dos cálculos feitos devem ser incluídos com a indicação das principais operações matemáticas realizadas e a apresentação das equações que definem as propriedades físicas ou químicas avaliadas. As unidades das quantidades relatadas devem ser explicitamente escritas.

- **Conclusões**

As conclusões devem retratar uma apreciação global dos experimentos realizados, analisando a qualidade dos resultados obtidos e avaliando, qualitativa e quantitativamente, se os objetivos propostos foram atingidos.

- **Referências bibliográficas**

Indique, de forma completa (autor, veículo de divulgação, ano), as referências bibliográficas que você consultou para obter os dados relevantes auxiliares, as teorias, metodologia alternativa etc., informações estas nas quais você se baseou para elaborar o relatório final.

No laboratório de Química

OBJETIVO

Familiarizar-se e reconhecer as vidrarias e os equipamentos utilizados usualmente no laboratório de Química e efetuar manipulações simples com esses objetos. Iniciar o aluno ao modo correto de se fazer uma leitura de medidas de quantidades físico-químicas e a maneira adequada de expressá-las cientificamente.

INTRODUÇÃO

Nesta primeira aula será feita uma apresentação geral das principais vidrarias e equipamentos mais comumente utilizados em um laboratório de Química. Também serão mostrados os procedimentos corretos para o acondicionamento e manipulação de algumas substâncias encontradas em um laboratório de ensino de Química. Na parte experimental você será convidado a realizar algumas manipulações simples com buretas e pipetas, assim como estudar as diferentes regiões de uma chama produzida em um bico de gás.

O objetivo desta disciplina não é o de explorar técnicas complicadas que envolvam aparelhos sofisticados; o sucesso acadêmico e a segurança do conjunto de experimentos a serem realizados no laboratório dependem essencialmente do emprego correto de determinados equipamentos e vidraria simples, de fácil manipulação.

PARTE I - APRESENTAÇÃO DE ALGUNS EQUIPAMENTOS E MATERIAIS DE LABORATÓRIO

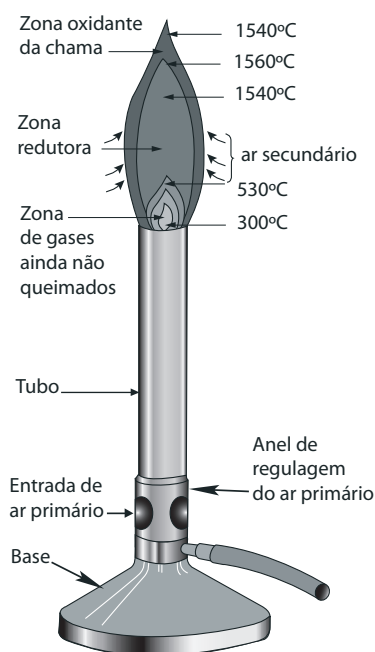
1 – Balança Analítica

As balanças analíticas são equipamentos utilizados para se determinar com uma boa precisão a massa (peso) de uma quantidade de substância sólida, líquida ou mesmo gasosa.



ATENÇÃO!

As substâncias químicas sólidas não devem ser pesadas diretamente sobre os pratos da balança. O procedimento correto é pesá-las sobre algum papel apropriado, ou melhor, num recipiente tal como um béquer ou um vidro relógio previamente pesados. Recipientes auxiliares são obrigatórios para se pesar substâncias líquidas e gasosas. Para líquidos voláteis e gases, esses recipientes devem ser adequadamente fechados.



2 - Bico de Bunsen

O bico de Bunsen, ou bico de gás, é uma fonte rápida de calor para ser utilizada no laboratório.

A figura ao lado representa um bico de gás típico, e a sua utilização implica a seguinte seqüência de operações:

- Abra completamente a válvula do botijão de gás;
- regule o dispositivo de entrada de ar de forma que fique semi-aberto;
- acenda o fósforo;
- abra ligeiramente a torneira que permite a condução do gás ao queimador, aproximando o palito de fósforo aceso à extremidade deste;
- ajuste a altura da chama regulando a entrada de gás;
- ajuste a cor da chama regulando a entrada de ar. Uma chama azul tendo um cone interno é a mais adequada.

ATENÇÃO!

Somente determinadas vidrarias podem ser aquecidas diretamente na sua chama, tais como tubos de ensaio e cadinhos de porcelana. Em alguns casos quando utilizamos um béquer, o aquecimento deve ser feito indiretamente, empregando-se um banho-maria ou uma tela de amianto. Provetas, balões volumétricos, pipetas e buretas nunca devem ser aquecidas para não serem danificadas e, assim, perderem a precisão requerida para a medida de um volume.

3 - Balão Volumétrico

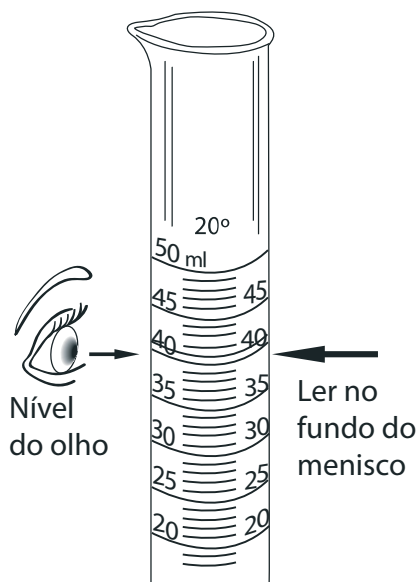
Um balão volumétrico é um recipiente calibrado, destinado a receber e medir com bastante exatidão um determinado volume de líquido a uma determinada temperatura, geralmente a 20°C. O balão volumétrico é utilizado no preparo de soluções de concentrações definidas. Pode medir somente um único valor de volume, por exemplo, 100 mL, e pode ser usado, sem erros apreciáveis no volume medido, entre as temperaturas de mais ou menos 8°C acima ou abaixo da temperatura indicada. Existem balões volumétricos destinados a medir uma série de volumes diferentes, pequenos tais como 5 mL, 10 mL ou 25 mL, a grandes como 1 L ou 2 L.



4 – Bureta

Buretas são vidrarias utilizadas para medidas bastante precisas de volume de um líquido, especialmente nos casos de titulação. As torneiras esmerilhadas das buretas devem ser cuidadosamente lubrificadas com silicone ou vaselina. Para medidas utilizando bases fortes, como o hidróxido de sódio, $\text{NaOH}_{(aq)}$, as buretas com torneiras de teflon são mais usadas que as esmerilhadas. Antes de serem usadas, as buretas devem ser lavadas com água destilada e, a seguir, com o líquido a ser medido. Esse processo é denominado de se “fazer ambiente” ou simplesmente a ambientação da vidraria. Uma bureta está limpa quando o líquido, ao escoar, não deixa gotas nas suas paredes internas.





A figura ao lado representa o detalhe de uma bureta, e o seguinte procedimento deve ser observado para utilizá-la:

- Fixe a bureta a um suporte, com auxílio de uma garra, de forma a mantê-la na posição vertical, com a torneira FECHADA;
- ench a bureta com o líquido a ser medido com o auxílio de um funil;
- deixe escoar, rapidamente, porções do líquido contido na bureta até expulsar o ar retido abaixo da torneira;
- zere a bureta. Esse procedimento consiste em deixar escoar o líquido até que a parte inferior do menisco (no caso de líquidos incolores) ou a parte superior do menisco (para líquidos coloridos) coincida com o zero da escala, isto é, o valor máximo da sua escala graduada;
- a leitura deve ser feita posicionando o nível de nossos olhos perpendicularmente ao ponto da escala onde se encontra o menisco correspondente ao líquido a ser medido (paralaxe).

5 – Pipetas



Pipetas são usadas para medidas precisas de volume de um líquido. Basicamente, existem dois tipos de pipetas:

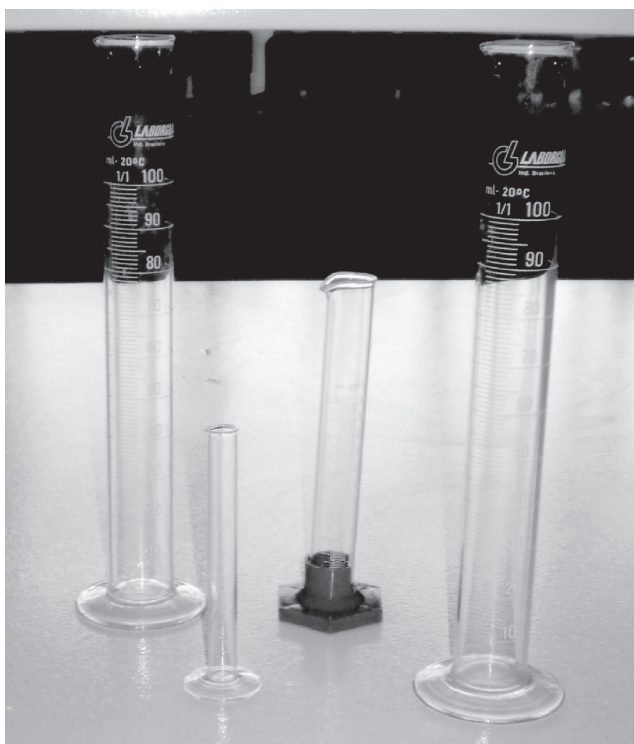
- Pipetas volumétricas – medem o volume de um líquido correspondente à sua capacidade única. Por exemplo, uma pipeta volumétrica de 20 mL pode ser utilizada para medir exatamente 20 mL de um líquido (por vez, naturalmente).
- Pipetas graduadas – podem medir frações do volume que corresponde à sua capacidade total. Por exemplo, com uma pipeta de 25 mL, com graduações de 5 mL, pode-se coletar 5 mL, 10 mL, 15 mL, 20 mL ou mesmo 25 mL de um líquido.

As pipetas são calibradas sempre a uma determinada tomando-se os mesmos cuidados descritos para a limpeza das buretas.

Para se encher uma pipeta, coloca-se a ponta no líquido e faz-se sucção com uma pêra de borracha. Deve-se ter o cuidado de manter a ponta da pipeta sempre abaixo do nível da solução ou líquido, caso contrário, ao se fazer a sucção, o líquido alcança a pêra de borracha. A sucção deve ser feita até o líquido ultrapassar a marca (traço) de referência. Feito isto, tampe a pipeta com o **dedo indicador** e deixe escoar o líquido lentamente até a marca (traço) de referência zero, no caso de uma pipeta volumétrica, ou na marca desejada, no caso de uma pipeta graduada.

Sempre o ajuste de volume deve ser feito de maneira a evitar erros de paralaxe. Para escoar o líquido, deve-se colocar a pipeta na posição vertical, com a ponta encostada na parede do recipiente que recebe o líquido; levanta-se o dedo indicador até que o líquido escoe totalmente, ou, no caso de uma pipeta graduada, até o traço de referência desejado.

6 - Proveta ou cilindro graduado



As provetas são vidrarias simples utilizadas para se medir volumes de líquidos quando não se necessita de uma precisão maior que 0,5% do seu valor nominal. Geralmente, por razões óbvias, recomenda-se que a capacidade de uma proveta usada não seja maior que dez vezes o volume a ser medido.

7 – Béquer



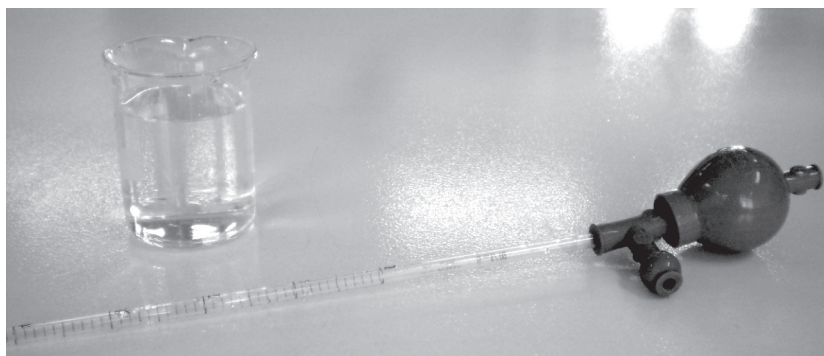
São recipientes muito utilizados para o preparo e aquecimento de soluções, para filtrações, pesagem de sólidos e líquidos. As reações químicas são também realizadas em um béquer.

8 – Erlenmeyer



Erlenmeyer são frascos de formato característicos, usados em laboratório para titulações e aquecimento de líquidos.

10 – Pêra de borracha



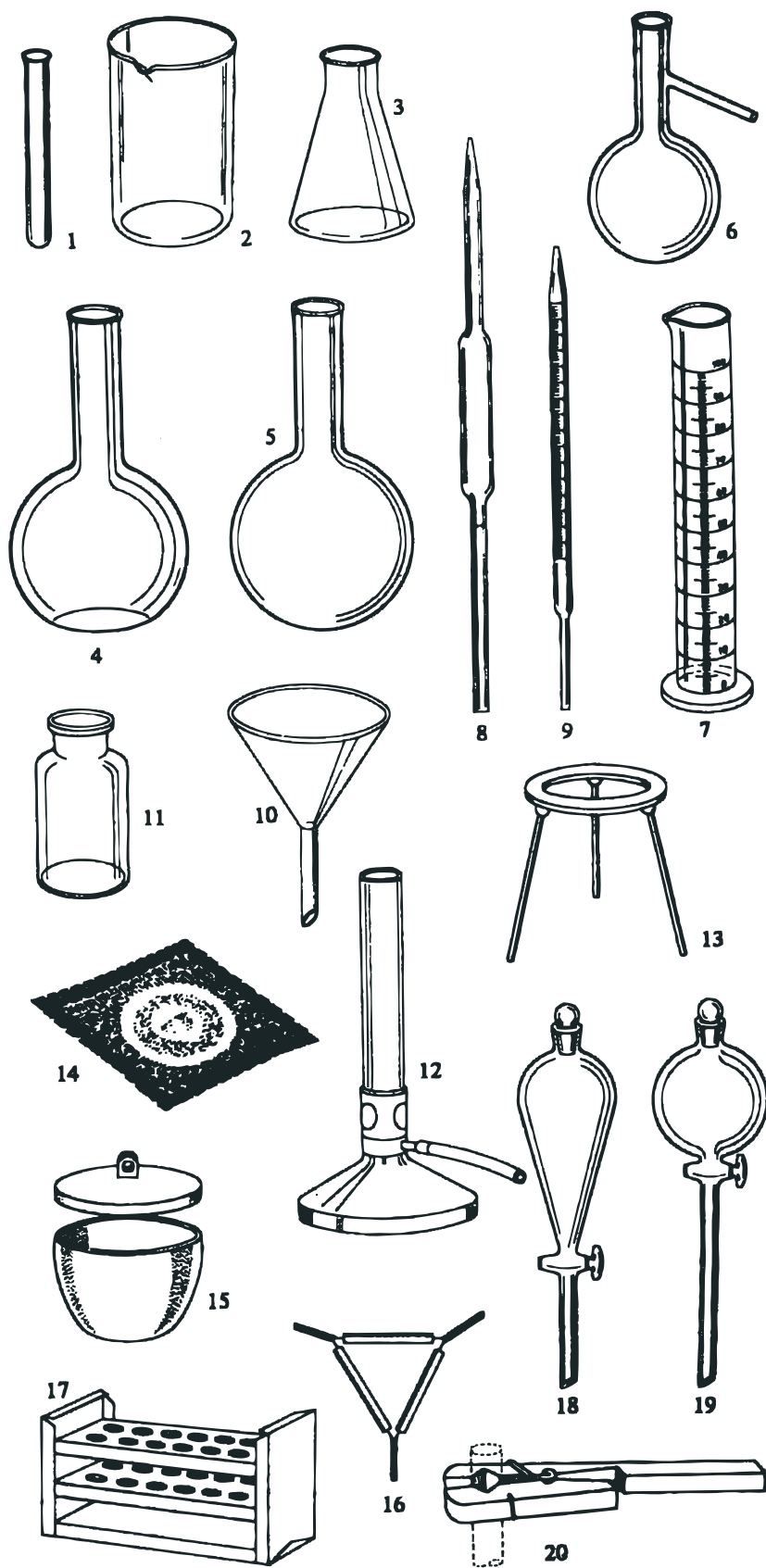
Objeto de borracha preta ou colorida usada para sugar com segurança um líquido para o interior de uma pipeta. Em uma pêra encontramos três botões com as letras: S, para sugar ou fazer um líquido subir pelo tubo de uma pipeta; E, para deixar o líquido escoar da pipeta; e A, para retirar o ar de dentro da pêra.

A operação de se introduzir uma pêra de borracha em uma pipeta é simples, mas requer cuidados para não quebrar a pipeta ou causar acidentes. O manuseio do sistema pêra/bureta se resume nos seguintes passos: primeiro com o auxílio das mãos pressionamos o botão com a letra A; a seguir, colocamos a pipeta a ser usada na pêra, já sem ar. Colocamos o líquido a ser pipetado em um béquer e colocamos o conjunto pipeta mais pêra no interior desse béquer. Para coletar o líquido, deve-se pressionar o botão com a letra S. Para deixar escoarmos o líquido basta, então, pressionar o botão com a letra E.

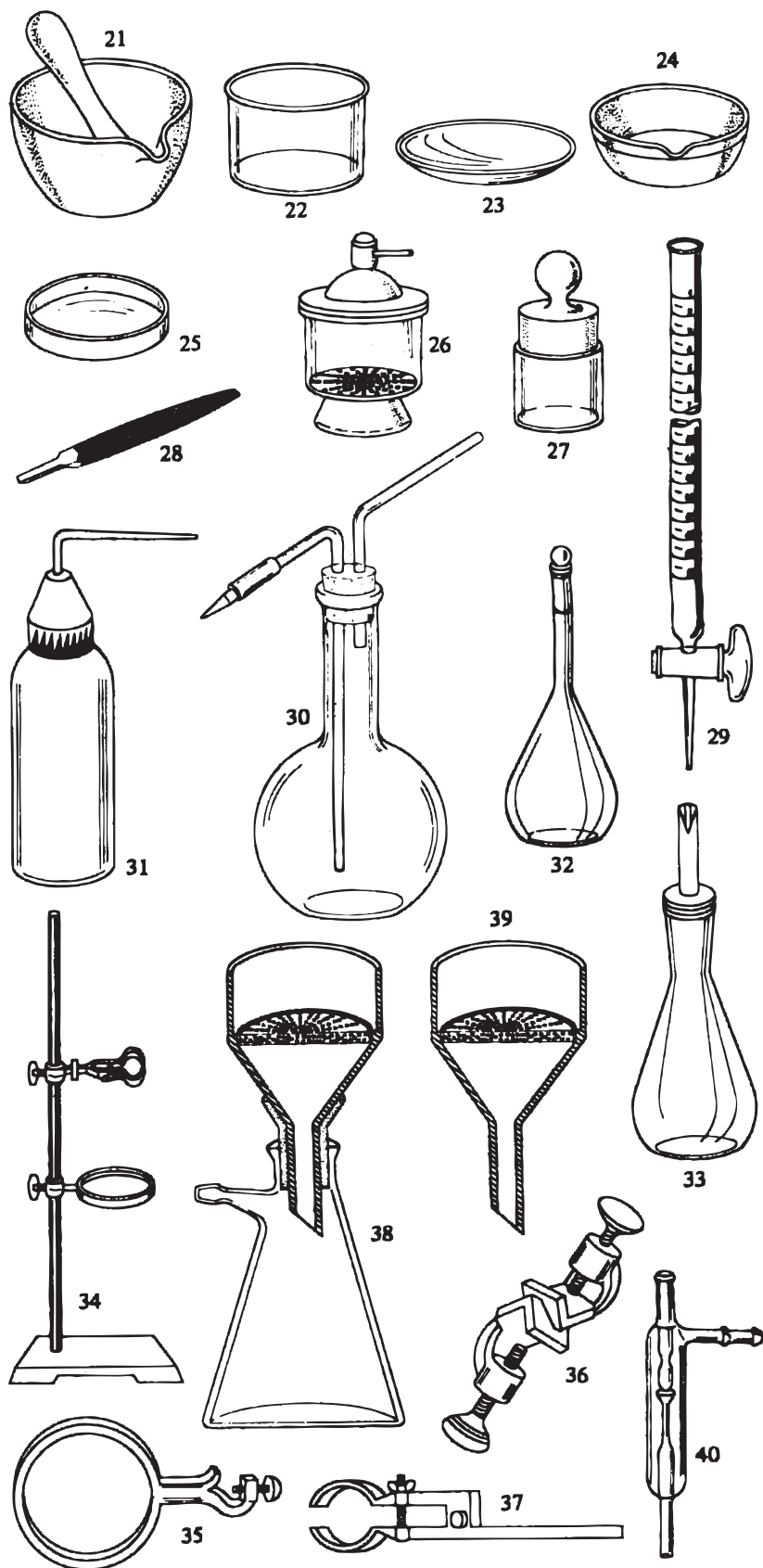
9 – Outras vidrarias e materiais de laboratório



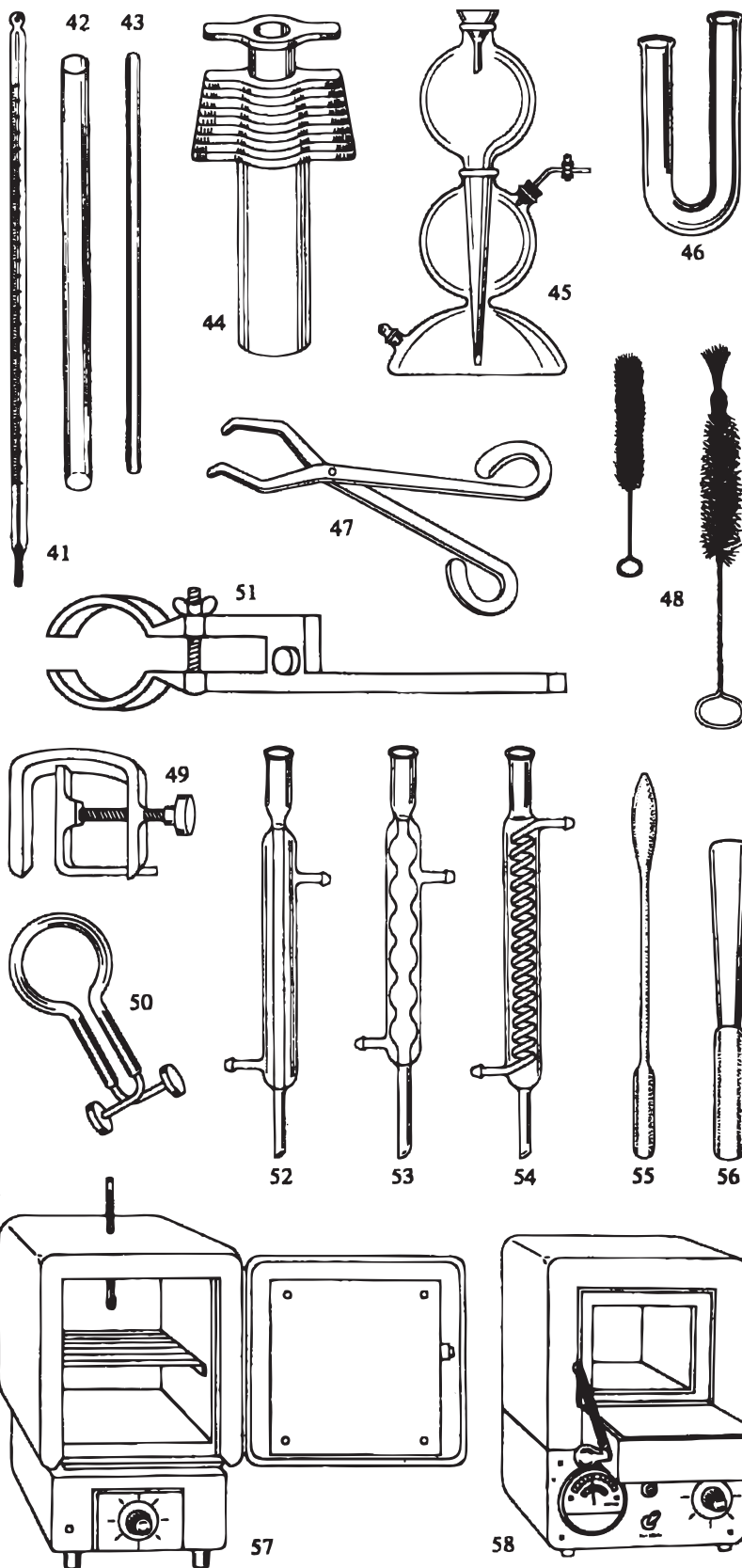
Alguns materiais de laboratório são nomeados e ilustrados nas listas e figuras agrupadas a seguir. Procure identificá-los na primeira visita que você fizer ao laboratório de Química.



1. Tubo de Ensaio
2. Béquer
3. Erlenmeyer
4. Balão de Fundo Chato
5. Balão de Fundo Redondo
6. Balão de Destilação
7. Proveta ou Cilindro Graduado
8. Pipeta Volumétrica
9. Pipeta Graduada
10. Funil de Vidro
11. Frasco para Reagentes
12. Bico de Bunsen
13. Tripé de Ferro
14. Tela de Amianto
15. Cadinho de Porcelana
16. Triângulo de Porcelana
17. Estante para Tubos de Ensaio
18. Funil de Decantação
19. Funil de Decantação
20. Pinça de Madeira



21. Almofariz e Pistilo
22. Cuba de Vidro
23. Vidro de Relógio
24. Cápsula de Porcelana
25. Placa de Petri
26. Dessecador
27. Pesa-filtro
28. Lima Triangular
29. Bureta
30. Frasco Lavador
31. Pisseta
32. Balão volumétrico
33. Picnômetro
34. Suporte Universal
35. Anel para Funil
36. Mufa
37. Garra Metálica
38. Kitassato com Funil de Büchner
39. Funil de Büchner
40. Trompa d'água



- 41. Termômetro
- 42. Vara de Vidro
- 43. Bagueta ou Bastão de Vidro
- 44. Furador de Rolhas
- 45. Kipp
- 46. Tubo em "U"
- 47. Pinça Metálica Casteloy
- 48. Escovas de Limpeza
- 49. Pinça de Hoffman
- 50. Pinça de Mohr
- 51. Garra para Condensador
- 52. Condensador Reto
- 53. Condensador de Bola
- 54. Condensador de Serpentina
- 55. Espátula de Porcelana
- 56. Espátula de Metal
- 57. Estufa
- 58. Mufla

PARTE II - ACONDICIONAMENTO DE REAGENTES QUÍMICOS

Será feita aqui apenas uma breve descrição da forma como os reagentes químicos devem ser acondicionados no laboratório. Uma apresentação mais detalhada deste assunto será tratada na disciplina “Técnicas básicas e segurança de laboratório”. A discussão ampla desse tópico pode ser lida no fascículo correspondente a essa disciplina. Observe e siga corretamente as normas lá descritas sempre que estiver em um laboratório de Química.

Os reagentes químicos são guardados normalmente em frascos de vidro ou de plástico tampados e devidamente rotulados. Quando qualquer frasco de reagente for aberto, deve-se colocar a sua tampa, virada para cima, sobre um papel toalha. Após o reagente ser usado, tampar novamente o frasco.

Uma porção qualquer de reagente retirada do frasco de estoque jamais deve retornar ao mesmo. O manipulador deve estimar previamente a quantidade que precisa, retirando dos frascos de reagente somente o necessário, evitando, assim, desperdícios.

No caso de reagentes sólidos deve-se utilizar uma espátula limpa para retirar o reagente de um frasco. A espátula só poderá ser usada para manipulação de outro reagente, após devidamente lavada e seca.

Para um reagente líquido, deve-se verter o volume a ser medido ou utilizado, em um pequeno béquer, limpo e seco. Esse líquido pode então ser transferido ou pipetado para outro recipiente.



ANOTE !

Não se deve introduzir pipetas ou conta-gotas nos frascos de estoque dos reagentes.



ATENÇÃO!

Para transferir um líquido para um recipiente qualquer, deve-se segurar o frasco de maneira que a mão tampe o rótulo e inclinar o frasco para o lado oposto ao do rótulo. Desse modo, se algum líquido escorrer pelas paredes externas do frasco, o rótulo não se estragará. Se tal fato, entretanto, ocorrer deve-se limpá-lo ou substituí-lo imediatamente. Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

PARTE III - TRABALHO EXPERIMENTAL

Neste momento da nossa primeira aula, você realizará alguns experimentos simples de observação de uma chama, medidas de temperaturas de um líquido aquecido e medidas de volume de uma quantidade de líquido. Realize esses experimentos tendo o cuidado de observar os detalhes envolvidos nos seus desenvolvimentos.

Materiais empregados

- Balança semi-analítica (1)
- Balão volumétrico de 25 mL (1) e de 250 mL (1)
- Béquer de 50 mL (2) e de 250 mL (1)
- Bico de gás (1)
- Bureta de 50 mL (1)
- Garra (1)
- Pérolas de vidro (3)
- Pinça metálica (1)
- Pipeta graduada de 10 mL (1)
- Pipeta volumétrica de 10 mL (1)
- Proveta de 10 mL (1), de 50 mL (1) e de 100 mL (1)
- Tela de amianto (1)
- Termômetro (0 a 100°C) (1)
- Tripé ou suporte de ferro (1)
- Tubo de ensaio (1)

Substâncias empregadas

- Água destilada
- Álcool etílico (Etanol) (10 mL)
- Fio de cobre

Procedimentos

EXPERIMENTO 1:

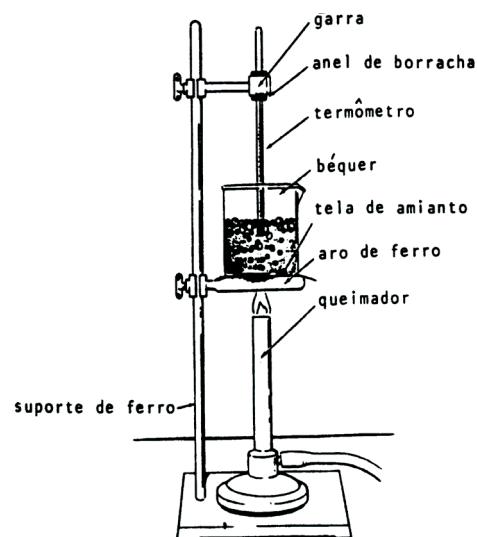
Acenda o bico de gás, seguindo as instruções apresentadas anteriormente. Com auxílio de uma pinça metálica, aproxime da chama um pedaço de fio de cobre. Localize as partes mais quentes e as partes mais frias da chama pela intensidade de luz emitida pelo cobre. Faça o diagrama chama, mostrando as suas regiões mais quentes e mais frias. Descreva como se deve regular os controles

do bico de gás para se obter uma chama mais quente e uma chama mais fria ou mais luminosa.

EXPERIMENTO 2:

Observe a figura ao lado. Ela representa a montagem de um sistema simples para o aquecimento de um líquido com o auxílio de um bico de Bunsen. Siga as instruções:

Coloque cerca de 50 mL de água destilada em um béquer de 250 mL com 3 pérolas de vidro e em seguida coloque o béquer sobre uma tela de amianto, suportada por um tripé. Aqueça o béquer com a chama forte de um bico de gás. Aguarde a ebulição da água e, com auxílio de um termômetro, leia e anote corretamente a temperatura de ebulição da água.



EXPERIMENTO 3:

Você recebeu do seu tutor uma bureta, uma proveta, uma pipeta graduada e um tubo de ensaio. Anote a capacidade volumétrica de cada uma das seguintes vidrarias.

Meça a quantidade máxima de água que o tubo de ensaio pode conter, usando uma proveta e uma bureta.

👉 Houve coincidência nos resultados obtidos? Você compreende a razão desse resultado?

EXPERIMENTO 4:

Meça 25 mL de água destilada em uma proveta e, a seguir, transfira-a totalmente para um balão volumétrico de 25 mL.

👉 Houve coincidência nos resultados obtidos? Poderia ser antecipada uma coincidência dos resultados?

EXPERIMENTO 5:

Meça a massa de dois béqueres de 50 mL. Numere e anote **corretamente** essas massas. Adicione a um deles 10,00 mL de um líquido desconhecido X medido com uma pipeta graduada. No outro béquer adicione 10 mL do mesmo líquido. Meça novamente a massa dos béqueres e determine a densidade do líquido X. Usando a tabela a seguir, tente identificar o líquido desconhecido com base na sua densidade. Sugira outras propriedades físicas que possam ser utilizadas na identificação do líquido.

Propriedades físicas de algumas substâncias

Substância	Ponto de Fusão (°C)	Ponto de Ebulição (°C)	Solubilidade em Água	Densidade (g/mL)
Acetona	-95,0	56,0	Solúvel	0,79
Benzeno	5,5	80,0	Insolúvel	0,88
Etanol	-112,0	78,0	Solúvel	0,79
Água	0,0	100,0	-----	1,00

Considerações finais

Ao final dessa atividade você deve ser capaz de:

- Identificar os materiais e equipamentos de laboratório mais usados em um laboratório de Química;
- conhecer e saber as principais normas básicas de segurança de laboratório de Química;
- manusear corretamente alguns equipamentos e vidrarias de laboratório;
- medir volumes de líquidos usando vidraria adequadamente graduada encontrada no laboratório;
- caracterizar uma chama e descrever suas regiões mais quentes e frias através da intensidade da luz emitida por um metal;
- identificar e medir com auxílio de um termômetro o ponto de ebulição de substâncias líquidas.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

GIESBRECHT, E. *Experiências de Química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

RUSSELL, J. B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

TRINDADE, D. F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

1. Por que para levar um líquido à ebulição é necessário colocar pérolas de vidro ou pequenos pedaços de porcelana no recipiente?
2. Para que serve a tela de amianto colocada abaixo do béquer, na montagem do experimento 1?
3. Pode-se aquecer um líquido inflamável com a mesma montagem empregada para aquecer água? Justifique a resposta.
4. De acordo com o descrito no texto, um béquer deve ser utilizado para se coletar um volume de líquido em medidas quantitativas? Justifique a resposta.
5. As vidrarias relacionadas a seguir têm, todas, uma capacidade de 25 mL: pipeta graduada com precisão de 0,1 mL; pipeta volumétrica; bureta cuja menor graduação é 0,1 mL; proveta cujo desvio avaliado é 0,5 mL e béquer cuja menor divisão é de 5 mL. Quais das vidrarias listadas são apropriadas para medir o volume de um líquido de:
 - a) 20,0 mL
 - b) 10,0 mL
 - c) 15,0 mL

Reações químicas

OBJETIVO

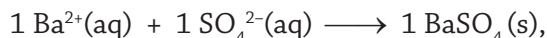
Familiarizar-se com os tipos mais comuns de reações químicas; verificar a ocorrência ou não de uma reação química, através da observação de alguma mudança macroscópica no sistema; representar uma reação química por meio de equações químicas.

INTRODUÇÃO

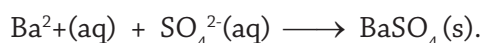
O fenômeno pelo qual uma ou mais substâncias são transformadas em outra(s) é chamado de reação química. Nessas reações, chamamos de *produtos* as substâncias que são produzidas a partir de uma ou mais substâncias iniciais, chamados de *reagentes*. Uma reação química pode ser expressa de uma forma analítica descritiva ou, mais compactamente, através de uma equação química. Uma equação química é uma representação gráfica abreviada, porém completa naquilo que se propõe a informar, de uma transformação geral ocorrida envolvendo substâncias que se transformam quimicamente. Uma equação química é expressa corretamente dispondo em uma única linha as fórmulas químicas dos reagentes e produtos envolvidos na transformação química, os coeficientes estequiométricos que informam como se dá a lei de conservação das massas no processo, os estados físicos de todas as espécies participantes e as condições externas de controle (temperatura, pressão, solventes, presença de luz ou não etc.) sob as quais a reação se processa. De forma mais ampliada, uma representação termoquímica de uma equação química também inclui o valor do calor absorvido ou desprendido (usualmente na forma de uma variação de entalpia ΔH) em uma reação química.

Cada reação química ocorre em condições próprias que precisam ser satisfeitas. Uma condição básica fundamental aplicável a todas as reações químicas é que, sendo uma transformação da matéria, os princípios da conservação das massas, da carga elétrica e da energia total devem ser rigorosamente satisfeitos. Por exemplo, em solução

aquosa (aq), a formação do sulfato de bário sólido $\text{BaSO}_4(\text{s})$ a partir de íons de bário (Ba^{2+}) e sulfato (SO_4^{2-}),



requer que *um* mol dos íons Ba^{+2} e SO_4^{2-} combinem completamente para que seja produzido *um* mol do produto sólido BaSO_4 . Também observe que, na equação acima, a carga total dos reagentes (+2-2 = 0), Ba^{+2} e SO_4^{2-} , é igual à carga 0 (zero) do produto final, BaSO_4 . Cabe destacar que, usualmente, não se escreve explicitamente o coeficiente estequiométrico em uma equação química se ele for numericamente igual a 1 (um). Assim, a reação química acima é normalmente escrita na forma



Há reações químicas que produzem efeitos macroscópicos como uma mudança de cor, formação de precipitado, evolução de gás, aumento ou diminuição da temperatura, facilmente detectáveis. Outras não mostram, entretanto, nenhum efeito macroscópico aparentemente. Quando alguns desses efeitos macroscópicos detectáveis se manifestam, é um forte indício de que ocorreu ou está ocorrendo uma reação química. Contudo, observe que a ocorrência de uma mudança macroscópica detectável em uma parte de matéria nem sempre pode ser categoricamente associada a uma transformação química: pode-se estar observando apenas uma transformação física, como uma mudança de forma estrutural microscópica em um sólido, sem, contudo, envolver uma transformação de uma substância em outra.

Nesta aula vamos realizar alguns experimentos simples para verificar a ocorrência de uma reação química. Entre outras, será investigada a ação do cloreto de sódio no nitrato de prata ou a mistura de um sal de cobre em uma solução de hidróxido de amônio, ou a mistura do peróxido de bário com ácido sulfúrico diluído; o resultado da mistura de um giz ou uma solução de fenolftaleína em água; o uso de indicadores; o resultado do contato de um pedaço de sódio metálico com água e a exposição de uma fita de magnésio sólido ao fogo. Os resultados desses experimentos serão analisados do ponto de vista macroscópico, por meio de observação (ou não) de evidências gerais que indiquem uma transformação química, e também do ponto de vista microscópico, quando as possíveis transformações elementares serão detalhadas.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Bastão de vidro (1)
- Béquer de 1L (1)
- Conta-gotas (1)
- Conjunto para aquecimento (tripé, bico de gás, tela de amianto, fósforos)
- Espátula de porcelana (1)
- Espátula metálica (1)
- Garra (1)
- Mufa (1)
- Pinça metálica (1)
- Pinça de madeira (1)
- Proveta de 10 mL (1)
- Suporte para tubos de ensaio (1)
- Tubo de ensaio (1)
- Tubo de vidro resistente (2 cm de diâmetro e 23 cm de comprimento, aproximadamente) (1)
- Vidros de relógio pequenos (2)

Reagentes e Indicadores

- Ácido sulfúrico, H_2SO_4 0,1 mol L^{-1} (2 mL)
- Álcool etílico (Etanol)
- Dióxido de manganês (0,2 g)
- Clorato de potássio (1 g)
- Fenolftaleína em pó, $\text{C}_2\text{OH}_{14}\text{O}_4$ (0,2 g)
- Lã de aço
- Magnésio em fita, Mg (0,03 g)
- Peróxido de bário, BaO_2 (0,5 g)
- Sódio metálico, Na (0,5 g)
- Solução alcoólica de fenolftaleína 1% m/v (1 mL)
- Solução de ácido clorídrico, HCl 0,1 mol L^{-1} (5 mL)
- Solução de hidróxido de amônio, NH_4OH 0,5 mol L^{-1} (2 mL)
- Solução de iodeto de potássio, KI 0,1 mol L^{-1} (5 mL)
- Solução de iodo em hexano 0,1% p/v (2 mL)


- Solução de nitrato de prata, AgNO_3 $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ (5 mL)
- Solução de permanganato de potássio, KMnO_4 $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ (2 mL)
- Solução de sulfato de cobre, CuSO_4 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
- Solução de permanganato de potássio, KMnO_4 $0,02 \text{ mol L}^{-1}$
- Solução de cloreto de sódio, NaCl $0,5 \text{ mol L}^{-1}$
- Solução de hidróxido de amônio, NH_4OH $0,5 \text{ mol L}^{-1}$
- Solução de hidróxido de sódio, NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
- Solução de Azul de metileno

PROCEDIMENTOS

PARTE A

Um experimento simples

Em um béquer de 100 mL adicione 25 mL de água. A seguir pulverize a metade de um giz para quadro-negro e misture à água do béquer. Observe e anote detalhadamente o que ocorreu.

 Pode-se dizer que houve uma reação química? Justifique sua resposta baseado exclusivamente nas evidências experimentais observadas.

PARTE B

Investigando a mistura de uma solução de nitrato de prata com uma solução de cloreto de sódio

Em um tubo de ensaio, adicione 2 mL de água, cinco gotas da solução de nitrato de prata $0,5 \text{ mol L}^{-1}$. Adicione cerca de 20 gotas (aproximadamente 1 mL) de uma solução de cloreto de sódio $0,5 \text{ mol L}^{-1}$, gota a gota, agite e observe a cada gota adicionada. Anote detalhadamente as suas observações e reflita. Se necessário, consulte as regras de solubilidades de sais em água, incluídas no final do texto correspondente a essa aula. Responda agora as questões:

- a) Pode-se afirmar que ocorreu uma reação química? Por quê?
- b) Escreva a equação química que representa a transformação observada.

PARTE C**Fenolftaleína e Azul de metileno: o uso de indicadores químicos**

1. Em um tubo de ensaio contendo cerca de 2 mL de água, adicione 5 gotas de uma solução alcoólica de fenolftaleína a 1%. Observe e anote detalhadamente o resultado da mistura.

👉 Ocorreu alguma reação química? Justifique sua resposta baseado em evidências experimentais.

2. Adicione uma ponta de espátula de fenolftaleína sólida em 2 mL de álcool etílico. Observe e anote os resultados.

3. Adicione uma ponta de espátula de fenolftaleína sólida em 2 mL de água. Observe e anote os resultados.

- 3.1. Neste mesmo tubo de ensaio, adicione cerca de 5 gotas da solução de hidróxido de sódio $0,05 \text{ mol L}^{-1}$. Observe detalhadamente e anote o resultado.

👉 Ocorreu alguma reação química? Justifique sua resposta baseado em evidências experimentais.

4. Ainda no mesmo tubo de ensaio do item anterior, adicione uma gota do corante Azul de metileno. Observe e anote as alterações ocorridas.

👉 Alguma evidência de uma reação química pode ser invocada? Justifique sua resposta baseado em fatos experimentais.

PARTE D**A mistura de uma solução de hidróxido de amônio a uma solução de sulfato de cobre****EXPERIMENTO 1:**

Em um tubo de ensaio, adicione 20 gotas da solução de sulfato de cobre $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Adicione, gota a gota, agitando e observando a cada gota adicionada cerca de 20 gotas de uma solução de amônia $0,5 \text{ mol L}^{-1}$. Observe e anote detalhadamente.

👉 1. Ocorreu alguma reação química? Justifique sua resposta baseado em evidências experimentais.

👉 2. As soluções aquosas do gás amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, também são conhecidas como soluções de hidróxido de amônio, $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$. Explique o porquê.

EXPERIMENTO 2:

Repita o procedimento do item C1, porém, em vez de se adicionar a solução de amônia, adicione gotas da solução de hidróxido de sódio $0,05 \text{ mol L}^{-1}$. Anote detalhadamente as suas observações.

Responda as questões abaixo, baseando-se nas observações feitas. Se necessário, consulte as regras de solubilidade de sais em água, incluídas no final do texto correspondente a essa aula.

- a. Em que o experimento C1 se parece e em que ele se difere do experimento C2?
- b. Quais são as espécies químicas principais presentes nas soluções aquosas de:
 - (i) Amônia
 - (ii) Sulfato de cobre
 - (iii) Hidróxido de sódio
- c. Por que o precipitado, inicialmente formado na parte C1, se dissolveu completamente resultando em uma solução azul de tonalidade diferente da coloração azul do precipitado original?
- d. Tente representar todas as reações que você julga que ocorreram nas partes C1 e C2 através de equações químicas.

PARTE E**Trabalhando com o sódio metálico**

Em um béquer de 1000 mL adicione 400 mL de água e 5 gotas da solução alcoólica de fenolftaleína. Prenda um tubo de vidro aberto nas duas extremidades (diâmetro 2,5 cm; altura 20 cm) com uma garra e um suporte de modo que o tubo fique imerso sem tocar no fundo do béquer. Adicione pela extremidade livre do tubo um pequeno pedaço de sódio metálico fornecido pelo professor. Aguarde cerca de 30 segundos e jogue no tubo um palito de fósforo aceso. Anote detalhadamente o observado.

- a. Qual ou quais reações químicas ocorreram nesse experimento?
- b. Escreva a equação química balanceada da reação do sódio com a água.

PARTE F

Magnésio metálico exposto a uma chama

1. Observe um pedaço de fita de magnésio de cerca de 2 cm de comprimento, fornecido pelo seu tutor, e anote suas características físicas.
2. Segure a fita de magnésio por uma das suas extremidades com auxílio de uma pinça metálica e aqueça a outra extremidade da fita na chama de um bico de gás. Assim que se observar o início de alguma transformação na fita de magnésio, remova o conjunto da chama. Retenha a fita ao ar **sobre** um vidro de relógio de modo a recolher o pó formado. Observe o ocorrido, anote e interprete os resultados.

👉 Baseado nas suas observações pode-se afirmar que ocorreu uma reação química? Justifique a resposta, e no caso positivo, escreva a equação química.

PARTE G

O uso do permanganato de potássio como indicador químico

1. Em um tubo de ensaio limpo coloque em torno de 0,5 g de peróxido de bário. Em seguida, adicione aproximadamente 2 mL da solução $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido sulfúrico diluído nesse tubo de ensaio. Observe o resultado e anote.
2. Finalizada a reação química, adicione algumas gotas da solução $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ de permanganato de potássio. Observe as modificações ocorridas e anote.

👉 Baseado nas suas observações pode-se afirmar que ocorreu uma reação química? Em caso positivo, escreva a equação química ocorrida, completa e balanceada.

Considerações finais

Ao final dessa atividade você deve ser capaz de:

- Reconhecer uma reação química por meio de algumas evidências experimentais baseadas em alterações físicas de uma substância ou de uma solução contendo substâncias diferentes;
- interpretar microscopicamente algumas reações químicas observadas macroscopicamente, descrevendo-as por meio de equações químicas apropriadas;
- proceder corretamente no manuseio de substâncias químicas ou soluções que serão utilizadas em testes químicos.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

BARROS, H. L. C. *Química geral* - forças intermoleculares, sólidos e soluções. Ouro Preto: Editora da Universidade Federal de Ouro Preto, 1993.

GIESBRECHT, E. *Experiências de Química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

TRINDADE, D. F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

1. Cite três exemplos de reações químicas que ocorrem freqüentemente no seu dia-a-dia.
2. Escreva algumas evidências macroscópicas que indicam a ocorrência dessas reações químicas.
3. O que é uma equação química e quais são as principais informações que ela nos fornece?
4. Balancear as seguintes equações químicas:
 - a) $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + \text{Br}^- (\text{aq}) + \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + \text{Br}_2 (\ell) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$
 - b) $\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{Sn}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{Sn}^{4+} (\text{aq})$
 - c) $\text{Cu} (\text{s}) + \text{HNO}_3 (\text{conc.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq}) + \text{NO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$
 - d) $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{KI} (\text{aq}) \rightarrow \text{KCl} (\text{aq}) + \text{I}_2 (\text{s})$
 - e) $\text{HgCl}_2 (\text{aq}) + \text{SnCl}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{SnCl}_4 (\text{aq}) + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 (\text{s})$
5. Que função tem o peróxido de bário, na reação de descolorimento do permanganato de potássio em meio ácido?
6. Qual a diferença entre uma reação química e uma equação química?

INFORMAÇÕES COMPLEMENTARES

Regras de solubilidade de sais em água:

- Sais de amônio (NH_4^+) e dos metais alcalinos (família 1 da Tabela Periódica) são solúveis.
- Nitratos (NO_3^-), cloratos (ClO_3^-), percloratos (ClO_4^-) e acetatos (CH_3COO^-) são solúveis.
- Cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-) são solúveis, exceto quando os cátions são Pb^{2+} , Hg_2^{2+} e Ag^+ .
- Sulfatos (SO_4^{2-}) são solúveis, exceto os de Ca^{2+} , Ag^+ (moderadamente solúveis), Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} (pouco solúveis).
- Sulfitos (SO_3^{2-}), carbonatos (CO_3^{2-}) e fosfatos (PO_4^{3-}) são pouco solúveis (exceto os do item 1).
- Sulfetos (S^{2-}) são pouco solúveis, exceto os previstos no item 1 e os dos metais alcalino-terrosos (Família 2 da Tabela Periódica).
- Hidróxidos (OH^-) são pouco solúveis (exceto os do item 1). São moderadamente solúveis os hidróxidos de Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} .

Fonte: adaptado de BARROS. *Química geral* - forças intermoleculares, sólidos e soluções, p. 106-108.

Equilíbrio químico

OBJETIVO

Analisar macroscopicamente uma reação química através de suas propriedades químicas ou físico-químicas e reconhecer o estabelecimento de um equilíbrio químico. Investigar qualitativamente a dependência da temperatura e pressão na constante de equilíbrio de uma reação química típica. Estudar a tendência qualitativa do deslocamento de um equilíbrio químico com uma variação nas concentrações das espécies químicas participantes.

INTRODUÇÃO

Uma característica importante dos fenômenos químicos é que eles podem ocorrer não só no sentido indicado do processo pretendido, quando dizemos que reagentes são transformados em produtos, mas também no sentido inverso, para os produtos sendo transformados de volta nos reagentes. Em geral, as velocidades para os processos direto (reagentes \rightarrow produtos) e inverso (produtos \rightarrow reagentes) não são iguais e, muito freqüentemente, a velocidade da reação direta é muito maior que a velocidade da reação inversa; nesses casos, é natural considerar apenas a reação direta.

A velocidade v de uma reação química depende de vários fatores externos como temperatura, pressão, presença ou não de luz, assim como a quantidade de matéria (usualmente expressas em termos de concentrações molares, ou pressões parciais, no caso de gases) das espécies participantes do conjunto reativo. Dizemos, assim, que a velocidade de uma reação química (para o processo direto ou inverso) é função das variáveis temperatura T , pressão p , concentração C_K , C_L etc., das substâncias K , L presentes em uma transformação química. Em notação matemática escrevemos $v=v(T,p,C_K,C_L,\dots)$.

Considere, por um momento, uma reação química *bimolecular* onde as espécies A e B formam uma nova substância C . A reação direta é representada pela equação química



e ocorre a uma velocidade $v_d(T, P, C_A, C_B)$. Por outro lado, uma vez formada, a substância C pode se fragmentar por meio de um processo *unimolecular* produzindo de volta as espécies A e B. Essa reação é representada pela equação química

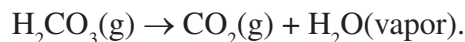


com a velocidade $v_i(T, p, C_c)$.

Um exemplo de uma reação bimolecular é a produção do ácido carbônico a partir do dióxido de carbono e água:



Essa reação é reversível, e do ácido carbônico pode-se produzir, via uma reação unimolecular, água e dióxido de carbono:



A presença de CO_2 e H_2O na atmosfera causa um ligeiro caráter ácido à água da chuva. Essa acidez não causa nenhum dano aos seres vivos por ser o ácido carbônico um ácido muito fraco. A situação pode ser drástica, entretanto, se, na atmosfera, o óxido sulfúrico SO_3 , proveniente de emissões poluentes, combina-se com a água. Nesse caso há a formação do ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{g})$, que é um ácido forte.

As velocidades v_d e v_i , como dito acima, não são iguais para quaisquer valores das variáveis T , p , C_A , C_B e C_C . Entretanto, dependendo da reação estudada, para valores fixos da pressão e temperatura, digamos (p_0, T_0) , é possível encontrar uma série de valores de concentrações $(^eC_A, ^eC_B, ^eC_C)$ tal que $v_d(T_0, P_0, ^eC_A, ^eC_B) = v_i(T_0, P_0, ^eC_A, ^eC_B)$. Dizemos que, nessas condições, um equilíbrio químico é estabelecido, e que esse equilíbrio é descrito por uma constante de equilíbrio $K_{\text{eq}} = K_{\text{eq}}(T_0, P_0, ^eC_A, ^eC_B, ^eC_C)$. No equilíbrio químico, microscopicamente, estabelece-se um sistema dinâmico elementar reversível que não causa qualquer alteração nas propriedades macroscópicas (cor, temperatura, cheiro, densidade, viscosidade etc.) do meio reacional.

Nesta aula você realizará alguns experimentos simples para investigar qualitativamente o estabelecimento de um equilíbrio químico. Também será estudado como um equilíbrio químico é modificado pelas alterações na temperatura e pressão externa, assim como ele é deslocado para uma ou outra direção em resposta a uma mudança introduzida na concentração de uma ou mais das espécies que

participam do equilíbrio previamente estabelecido. As mudanças de direções induzidas pelas alterações das variáveis externas e internas que definem uma constante de equilíbrio são descritas qualitativamente pelo chamado princípio de Le Châtelier.



ANOTE !

O princípio de Le Châtelier estabelece que *uma mudança em uma variável que determina o estado de equilíbrio de um sistema irá causar um deslocamento na posição do equilíbrio na direção contrária ao efeito imposto pela mudança especificada pela variável de estado do sistema químico*. De acordo com esse princípio, um aumento na temperatura irá alterar a relação entre as concentrações das espécies presentes em um sistema químico na direção de se compensar a absorção de calor, e um aumento na pressão favorece os participantes que ocupam um menor volume total. Outra maneira mais simplificada de enunciar o princípio é: “Quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma perturbação, o equilíbrio se desloca no sentido de contrabalançar esta perturbação.”

Uma seqüência de experimentos será realizada nesta aula para testar qualitativamente a validade da dependência de uma constante de equilíbrio K_{eq} nas variáveis temperatura, pressão e concentrações de reagentes, e, diretamente, verificar o princípio de Le Châtelier.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Suporte para tubos de ensaio (1)
- Tubos de ensaio (4)
- Pinça de madeira (1)
- Pipeta graduada de 10 mL (4)
- Proveta de 5 mL (1)
- Béquer de 50 mL (4), de 100 mL (1) e de 250 mL (1)
- Conjunto para aquecimento (tripé, bico de Bunsen, tela de amianto, fósforos) (1)
- Conta-gotas (1)
- Lenço de pano branco (1)

Reagentes e Indicadores

Soluções aquosas de:

- K_2CrO_4 0,05 mol L⁻¹ (2 mL)
- $K_2Cr_2O_7$ 0,05 mol L⁻¹ (8 mL)

- HCl 1,0 mol L⁻¹ (5 mL)
- HCl concentrado (2 mL)
- NaOH 1,0 mol L⁻¹ (10 mL)
- Ba(NO₃) 0,5 mol L⁻¹ (2 mL)
- Solução de amônia 0,5 mol L⁻¹ (2 mL)
- Solução alcoólica de fenolftaleína (1%)
- Papel de Tornassol Indicador azul e vermelho

Procedimentos

Siga o roteiro abaixo delineado, realizando as operações cuidadosamente. Concluído cada experimento, responda as questões propostas no texto. As equações químicas necessárias para responder as questões propostas se encontram no final desta aula na seção “Informações complementares”.

PARTE A

Estudo do equilíbrio químico em uma solução aquosa de amônia

EXPERIMENTO 1:

Em um tubo de ensaio adicione 2 mL de água destilada, uma gota da solução de amônia e uma gota de solução alcoólica de fenolftaleína (1%). Anote os resultados observados. Agora, responda:

- Quais são as espécies químicas presentes em:
 - uma solução aquosa de amônia?
 - uma solução alcoólica de fenolftaleína?
 - na solução obtida de acordo com as instruções acima?
- Com base nas respostas às questões acima, forneça uma explicação para as mudanças observadas neste experimento.

EXPERIMENTO 2:

Adicione agora, gota a gota, 15 gotas da solução de cloreto de amônio à solução formada no experimento 1. Anote os resultados observados. Reflita e responda as questões:

- O cloreto de amônio dissolvido em água forma uma solução ácida?
- O que você poderia sugerir para demonstrar experimentalmente essa sua hipótese? Desejando, consulte o seu tutor e veja se é possível realizar um experimento no seu laboratório de Química para demonstrar a sua hipótese.

- c) Utilizando o princípio de Le Châtelier, descreva os processos químicos que ocorreram neste segundo experimento e que justificam os resultados experimentais observados.

EXPERIMENTO 3:

Em um novo tubo de ensaio, adicione 2 mL de água, 3 gotas da solução de amônia e uma gota de solução de fenolftaleína (1%). Despeje esta solução sobre um pano branco e agite-o ao ar por cerca de cinco minutos. Observe os resultados e anote-os. Para sistematizar as observações feitas, utilize a seqüência de argumentos químicos sugeridos abaixo:

- Identifique as espécies químicas presentes na solução que foi despejada no pano branco, informando o estado físico (sólido, líquido ou gás) de cada uma delas.
- Tente agora explicar a mudança ocorrida no pano após os cinco minutos decorridos de observação, recorrendo ao princípio de Le Châtelier, se ele lhe for útil.
- Proponha experimentos que possam reforçar as suas hipóteses. Consulte o seu tutor sobre a possibilidade de realizá-los no seu laboratório de Química.


EXPERIMENTO 4:

- Em um béquer de 100 mL, adicione 50 mL de água destilada, duas gotas da solução alcoólica de fenolftaleína (1%) e gotas da solução de amônia de modo a obter uma solução rósea. Colete cerca de 2 mL desta solução em um tubo de ensaio e aqueça-o levemente à chama de um bico de gás.

Observe o efeito produzido pelo aquecimento na coloração original da solução. Anote os resultados observados.

- Esfrie agora a solução do tubo de ensaio em um banho de gelo.

Observe o efeito causado pelo resfriamento na coloração original da solução. Anote os resultados observados.

 Utilize o princípio de Le Châtelier e tente racionalizar o que ocorreu nas etapas de aquecimento e resfriamento deste experimento.

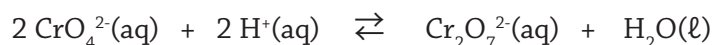
ANOTE !

A reação da amônia com a água é um processo *exotérmico* que produz os íons hidróxido e amônio. A reação inversa, íons hidróxido e amônio produzindo amônia e água é, portanto, um processo *endotérmico*. Com essas duas reações opostas, um equilíbrio químico é estabelecido.

PARTE B

Caracterização do estado de equilíbrio do sistema cromato-dicromato

Em uma solução aquosa, os íons cromato, $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$ são convertidos em íons dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$, na presença de excesso de prótons, $\text{H}^+(\text{aq})$, como ocorre em uma solução ácida. Essa transformação é reversível e, portanto, um equilíbrio químico é estabelecido. A equação química com a estequiometria correta, que descreve esse equilíbrio, é:



Este equilíbrio químico é facilmente observado pela diferença de cor do íon cromato (amarelo) e do íon dicromato (laranja). Observe que, mesmo predominando a cor amarela (devemos entender que o equilíbrio está deslocado favorecendo o íon cromato), existirá ainda uma pequena quantidade de íon dicromato na solução e vice-versa.

Vamos observar esse equilíbrio químico, fazendo alguns testes simples para diferentes condições controladas da concentração relativa dos íons cromato e dicromato. Para cada teste realizado, observe as variações macroscópicas ocorridas e anote adequadamente os resultados observados. Siga os procedimentos anotados a seguir.

EXPERIMENTO 5:

Em um suporte de tubos, colocar dois tubos de ensaio contendo, cada, 2 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (solução laranja) e um tubo de ensaio contendo 2 mL de K_2CrO_4 (solução amarela).

Teste a: No tubo de ensaio contendo íon dicromato, adicionar 0,5 mL (aproximadamente 10 gotas) da solução de hidróxido de sódio, NaOH. Comparar a cor da solução obtida com a dos outros tubos. Anote a variação observada.

Teste b: Adicionar, gota a gota, à mesma solução utilizada no teste a, 2,0 mL da solução de ácido clorídrico, HCl. Agite essa nova solução e compare a sua cor com as das soluções presentes nos outros tubos. Anote a nova situação observada.



ATENÇÃO!

No trabalho de comparação de cores, é importante levar em consideração a diluição feita na última solução!

☞ Estude a equação química que descreve o equilíbrio em solução aquosa entre os íons cromato e dicromato, e interprete os resultados dos testes **a** e **b** com auxílio do princípio de Le Châtelier.

EXPERIMENTO 6:

No tubo de ensaio contendo K_2CrO_4 (solução amarela), adicione 4 gotas de solução de $Ba(NO_3)_2$. Agite a solução formada e observe se há a formação de um precipitado. Anote todas as variações ocorridas que você consegue perceber.

Repita o mesmo procedimento acima, mas usando agora a solução do outro tubo de ensaio contendo $K_2Cr_2O_7$. Registre as observações feitas.

 **ANOTE !**

Em água, a solubilidade do $BaCrO_4$ é de $8,5 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$, enquanto $BaCr_2O_7$ é solúvel neste solvente.

☞ Escreva as equações químicas que descrevem os resultados deste experimento 6 e interprete-os com auxílio do princípio de Le Châtelier.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final dessa atividade você deve ser capaz de:

- Compreender o conceito de um equilíbrio químico;
- descrever as alterações que um equilíbrio químico sofre em resposta a modificações nas concentrações de uma ou mais espécies químicas presentes e com as variações na temperatura e pressão externa aplicadas ao sistema;
- descrever e utilizar o princípio de Le Châtelier.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

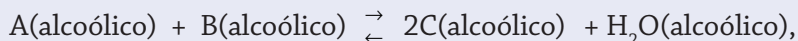
Bibliografia recomendada

GIESBRECHT, E. *Experiências de química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

TRINDADE, D. F. *et al.* *Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

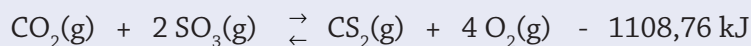
AUTO-AVALIAÇÃO

1. Considere um equilíbrio químico do tipo,

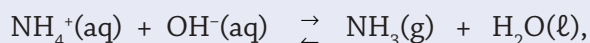


que tem a reação direta exotérmica. Como o sistema reagiria para restabelecer o equilíbrio se houvesse:

- um abaixamento da temperatura?
 - um aumento da pressão?
2. Qual deve ser a cor de uma solução contendo íons dicromato se aumentássemos o seu pH para aproximadamente 10? Justifique a sua resposta.
3. De que maneira poderá um aumento de temperatura afetar os seguintes equilíbrios químicos:



4. Considere o sistema químico



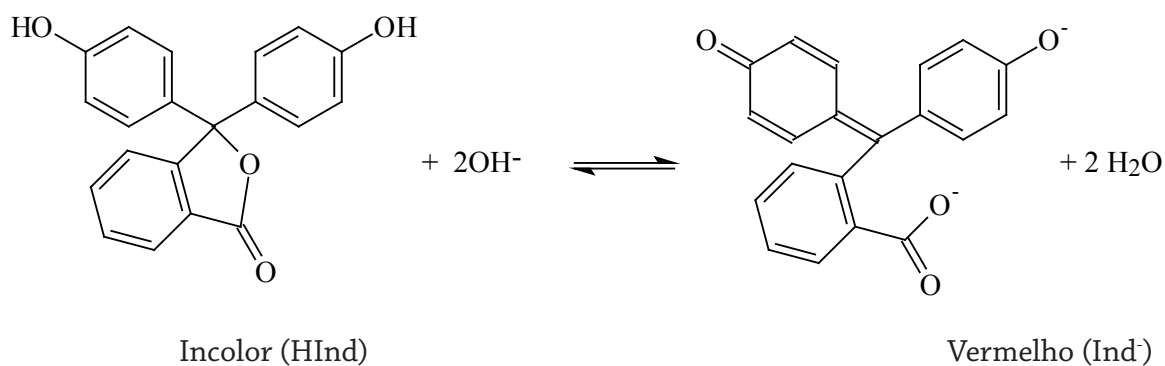
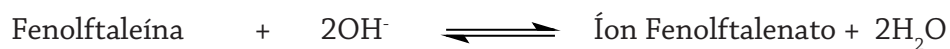
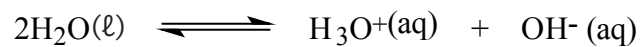
mantido em equilíbrio em um frasco fechado. Abrindo o frasco há o desprendimento do gás amônia. Fechando-o novamente os reagentes produzem mais amônia de tal forma a restabelecer o novo equilíbrio. Essa experiência comprova o princípio de Le Châtelier?

5. Qual é o efeito sobre a concentração de cada substância nos equilíbrios indicados a seguir, quando os reagentes indicados na última coluna são adicionados?

	Reação	Reagente adicionado
a)	$SO_2(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons NO(g) + SO_3(g)$	SO_2
b)	$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$	CO_2
c)	$H_2(g) + Br_2(\ell) \rightleftharpoons 2 HBr(\ell)$	H_2

INFORMAÇÕES COMPLEMENTARES

Algumas equações químicas de interesse desta aula:



Estequiometria

OBJETIVO

Familiarizar-se com o conceito de mol e massa atômica e molecular de uma substância. Compreender e determinar os coeficientes estequiométricos corretos de equações químicas simples. Verificar experimentalmente a lei de conservação de massa em uma reação química simples.

INTRODUÇÃO

Uma reação química não pode ocorrer se não satisfazer algumas leis básicas de conservação requeridas pela natureza. Entre elas estão a conservação da energia, da massa e da carga. Nesta aula estaremos interessados em explorar a conservação de massa em um processo químico. Como se sabe, a qualquer tempo, a massa total dos reagentes deve ser igual à massa total dos produtos em uma reação química qualquer. A maneira simples de se incluir a lei de conservação de massas em uma equação química é através dos chamados coeficientes estequiométricos.

Os coeficientes estequiométricos são números positivos, inteiros ou fracionários, que representam indiretamente a proporção relativa em massa das espécies que participam de uma reação química, de modo que a quantidade total em massa dos reagentes e produtos seja mantida fixa e invariante. Uma interpretação mais simples requer que saibamos calcular o número de partículas (átomos ou moléculas) presentes em uma quantidade de matéria especificada por sua massa total. A maneira como esses cálculos são realizados envolve o *mol*, que é a unidade de quantidade de matéria no sistema de medidas internacional (SI).

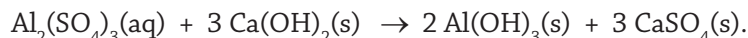
ANOTE !

Como proposto pela Agência Internacional de Pesos e Medidas, o *mol* é definido como a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares (átomos, moléculas, elétrons, núcleos atômicos, íons, partículas elementares, etc.) como existem em exatamente 0,012 kg de átomos do isótopo 12 de carbono. Este número é conhecido como o número de Avogadro e é aproximadamente igual a $6,022 \times 10^{23}$ partículas.

A massa de um mol de qualquer átomo, ou a sua massa atômica (MA), pode ser encontrada em alguma Tabela Periódica razoável. No caso de moléculas, sua massa molecular (MM) pode ser calculada pela soma simples das massas atômicas dos átomos presentes na sua fórmula molecular. Por exemplo, a massa molecular do ácido acético, cuja fórmula molecular é $C_2H_4O_2$, é: $MM(C_2H_4O_2) = 2 \times MA(C) + 4 \times MA(H) + 2 \times MA(O) = 2 \times 12,000 \text{ g} + 4 \times 1,008 \text{ g} + 2 \times 15,999 \text{ g} = 60,03 \text{ g}$, enquanto a massa molecular do fosfato duplo de amônio e magnésio, $MgNH_4PO_4$, é 137,35 g. Munidos com estes conceitos e resultados, podemos calcular imediatamente o número n de átomos, íons ou moléculas presentes em uma massa m da substância pela razão $n = m/MA$ ou $n = m/MM$. Reciprocamente, se temos n mols de certa molécula M de massa molecular MM, então $n \times MM$ nos dá o valor da massa total (em unidades de grama) da amostra da molécula M.

Os coeficientes estequiométricos incluídos em uma equação química expressam quantitativamente a relação exata entre os números de mols de cada espécie participante na transformação química. Transformado em massas dos reagentes e produtos, essa relação implica necessariamente a conservação de massa a ser rigorosamente obedecida pela reação química. Vamos analisar o seguinte exemplo.

Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão através do arraste por flóculos de hidróxido de alumínio. A reação que representa esse processo químico é:

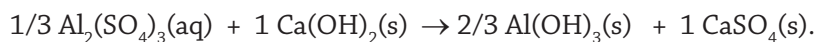


Os números 1 (não escrito explicitamente), 3, 2 e 3 à esquerda das fórmulas das moléculas do sulfato de alumínio, $Al_2(SO_4)_3$, hidróxido de cálcio $Ca(OH)_2$, hidróxido de alumínio, $Al(OH)_3$ e sulfato de cálcio, $CaSO_4$, representam a proporção relativa do número de partículas de reagentes ($Al_2(SO_4)_3$ e $Ca(OH)_2$) consumidos e de produtos ($Al(OH)_3$ e $CaSO_4$) formados. Sabemos, assim, que 1 mol de sulfato de alumínio reage com 3 mols de hidróxido de cálcio para formar 2 mols de hidróxido de alumínio e 3 mols de sulfato de cálcio.

As massas moleculares das espécies participantes no processo de floculação acima são 342 g ($Al_2(SO_4)_3$), 74 g ($Ca(OH)_2$), 78 g ($Al(OH)_3$) e 136 g ($CaSO_4$), respectivamente. Pela razão estequiométrica escrita na equação química acima, podemos calcular que uma massa total de 564 g ($= 1 \times 342 \text{ g} + 3 \times 74 \text{ g}$) dos reagentes produz iguais 564 g ($= 3 \times 78 \text{ g} + 3 \times 136 \text{ g}$) dos produtos.

Note, finalmente, que a divisão ou multiplicação dos coeficientes estequiométricos por um fator comum f não modifica as proporções relativas das massas indicadas pela equação química. Esse fator f , entretanto, altera o valor das massas totais dos

reagentes e produtos que se tornam, respectivamente, f vezes maior ou menor que o valor original. Por exemplo, dividindo por 3 as relações estequiométricas da equação química do processo de floculação, teremos:



A massa total dos reagentes consumidos nesse caso é de 188 g, que é exatamente igual à massa total dos produtos formados.

Nesta aula investigaremos a proporção estequiométrica correta da reação de formação do iodeto de chumbo (PbI_2) e nitrato de potássio (KNO_3) a partir do nitrato de chumbo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) e iodeto de potássio (KI). Para isso iremos combinar proporções relativas diferentes de massas (ou número de partículas) dos reagentes e determinar as quantidades dos produtos formados pela quantidade do PbI_2 sólido sedimentado em um tubo de ensaio.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Estante para tubos de ensaio (1)
- Papel milimetrado (1)
- Pipetas graduadas de 10 mL (2)
- Régua de 20 cm, graduada em milímetros (1)
- Tubos de Nessler 18 x 150 mm (6)
- Béquer de 50 mL (2)
- Bastão de vidro (1)
- Caneta hidrocor (1)

Reagentes

- Solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (30 mL)
- Solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de iodeto de potássio, KI (30 mL)

Procedimentos

Prepare um suporte com cinco tubos de ensaio (1,5 x 15) numerados de **1** a **5**. Com o auxílio de uma proveta, adicione em cada tubo 3,0 mL da solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.



ATENÇÃO!

O nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, tem alta toxicidade se ingerido.

Utilizando uma pipeta graduada adicione, tão simultaneamente quanto possível, as seguintes quantidades da solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de iodeto de potássio (KI): 1,5 mL ao primeiro tubo, 3,0 mL ao segundo tubo, 6,0 mL ao terceiro tubo, 9,0 mL ao quarto tubo e 12,0 mL ao quinto tubo.

Agite todos os tubos com um bastão de vidro, aguarde cerca de 20 minutos e meça com uma régua a altura do precipitado de cada tubo de ensaio.



ATENÇÃO!

Após o término dos experimentos, descarte as soluções em um recipiente apropriado indicado por seu tutor. NÃO faça o descarte na pia, esgoto ou terra bruta.

Para a análise dos resultados obtidos, siga os seguintes passos:

1. Com as quantidades iniciais dos reagentes, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e KI, e os resultados obtidos para as alturas dos precipitados formados, construa uma tabela contendo o volume total das soluções adicionadas em cada tubo e a respectiva altura do precipitado formado.
2. Construa um gráfico da variação da altura do precipitado em função do volume das soluções adicionadas.
3. Escreva a equação química correspondente à reação química observada. Se necessário, consulte a tabela de solubilidade que se encontra ao final do texto da Aula 2.
4. Preencha a tabela abaixo com as quantidades de matéria dos reagentes e produtos adicionados antes e obtidos depois da reação.

		$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2/\text{mol}$	KI/mol	PbI_2/mol	KNO_3/mol
Tubo 1	Antes				
	Depois				
Tubo 2	Antes				
	Depois				
Tubo 3	Antes				
	Depois				
Tubo 4	Antes				
	Depois				
Tubo 5	Antes				
	Depois				

5. Indique, para cada caso, se há excesso de reagentes e, no caso afirmativo, qual reagente se encontra em excesso.
6. Como você pode demonstrar experimentalmente as afirmações do item 5 acima? Consulte o seu tutor sobre a possibilidade de se realizar tal experiência.
7. Os resultados obtidos para as alturas dos precipitados estão coerentes com os previstos pelos cálculos teóricos? Caso contrário, quais são as razões para as eventuais discordâncias?

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final dessa atividade você deve ser capaz de:

- Compreender o conceito de número de mol e massa atômica ou molecular de uma substância;
- determinar os coeficientes estequiométricos de uma equação química;
- verificar experimentalmente a lei de conservação de massa em uma reação química simples.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

SEMICHIN, V. *Práticas de química geral e inorgânica*. Moscou: Mir, 1979.

AUTO-AVALIAÇÃO

1. Suponha que duas substâncias A e B cujas massa-fórmulas ou massa moleculares são iguais a 331 g.mol^{-1} e 166 g.mol^{-1} , respectivamente. A reage com B na proporção de 1:2. Qual a massa de B necessária para reagir quantitativamente com $1,0 \text{ mol}$ de A, se B apresenta 80% de pureza?
2. Em um recipiente foram adicionados $10,0 \text{ g}$ de NaOH e certa quantidade de HCl. Após a reação se completar, foi determinado um rendimento de 75% na formação dos produtos. Quantos gramas de cloreto de sódio foram obtidos?

Cinética química

OBJETIVO

Nesta aula serão estudados os efeitos da concentração e temperatura na velocidade de uma reação química.

INTRODUÇÃO

Da experiência acumulada das observações do dia-a-dia, sabemos que algumas reações químicas se passam rapidamente, enquanto outras se processam lentamente. Estamos familiarizados com o fato de que a queima de um papel seco, um processo de combustão, ocorre muito mais rápido do que a digestão dos alimentos que, por sua vez, ocorre mais rapidamente do que a formação de ferrugem em uma barra de ferro, um processo químico denominado de oxidação. De uma forma semiquantitativa, porém mais detalhada, experimentos simples de laboratório demonstram que a neutralização de um ácido forte por uma base forte se processa tão rapidamente quanto o tempo necessário para misturá-los. Do mesmo modo um precipitado de cloreto de prata, $\text{AgCl}(s)$, se forma de modo visível, imediatamente após a mistura de uma solução de $\text{Ag}^+(aq)$ com uma solução de $\text{Cl}^-(aq)$. Outras reações, tal como a combustão da gasolina, ocorrem rápida ou lentamente, dependendo do modo como os reagentes são postos em contato.

Macroscopicamente, a observação experimental mostra que a velocidade (ou a rapidez) de uma reação química é controlada por apenas alguns fatores externos e internos impostos ao sistema reativo. Entre esses fatores, os mais importantes são a temperatura (um fator externo), concentração de reagentes, superfície de contato entre os reagentes e a ação de catalisadores.

Do ponto de vista microscópico, aprendemos que, geralmente, os processos químicos que envolvem interações entre íons ocorrem de forma muito rápida. Quando íons de cargas opostas se aproximam, eles são capazes de se atraírem mutuamente e reagirem entre si, sem a necessidade de qualquer ação prévia. Por outro lado, as

espécies que formam materiais covalentes, na maioria das vezes, reagem de forma relativamente mais lenta. As principais razões que explicam essa observação são duas: (1) para que essas reações ocorram, pelo menos uma ligação química deve se romper e/ou ser formada, e (2) as moléculas envolvidas no processo reativo devem colidir com uma disposição espacial adequada de forma a se ter as ligações covalentes importantes para o(s) processo(s) de quebra e/ou formação de nova(s) ligação (ligações) químicas devidamente orientadas e direcionais para o centro reativo.

ANOTE !

Teorias de reações químicas foram desenvolvidas e têm sido constantemente revistas e atualizadas. Uma dessas teorias é a chamada Teoria de Colisão. Os resultados da Teoria de Colisão mostram que a velocidade de uma reação química é controlada por dois grandes fatores: (i) o número de moléculas (concentração) dos reagentes presentes em um volume especificado do sistema que irão colidir entre si por unidade de tempo, e (ii) a fração dessas colisões que efetivamente resulta na transformação química dos reagentes em produtos. O primeiro fator nos informa que quanto maior for a concentração de reagentes, maior será a probabilidade de ocorrer colisões entre as moléculas. Porém nem todas as colisões são eficientes para levar reagentes em produtos, pois as espécies devem colidir com uma energia mínima, denominada *energia de ativação*, e com uma orientação espacial adequada. A temperatura também influencia a fração de colisões que resultam no prosseguimento de uma reação química. Em geral, o aumento da temperatura aumenta o número de moléculas com energia igual ou maior que a energia de ativação e, assim, quanto mais elevada for a temperatura do sistema mais rápido deve ocorrer a reação.

Outros fatores que influenciam a velocidade de uma reação química são o uso de catalisadores e, é claro, a natureza dos reagentes. Os catalisadores atuam diminuindo a energia de ativação do sistema, ao passo que, em especial nas reações heterogêneas, a natureza física dos reagentes é particularmente importante devido à área de interface disponível entre as fases reagentes em contato.

Em geral, a lei de velocidade de uma reação química hipotética,

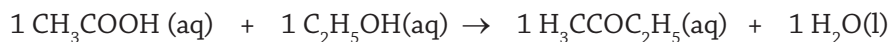


é especificada por

$$\text{velocidade} = k(T)[A]^x[B]^y[C]^z \dots,$$

onde x , y e z são números positivos (não necessariamente inteiros) obtidos do estudo experimental (ou através de alguma teoria adequada) do mecanismo da reação indicada. Os símbolos $[A]$, $[B]$

e $[C]$ representam as concentrações das espécies A, B e C, respectivamente, em um tempo t especificado, e $k(T)$, a constante de velocidade da reação, que depende implicitamente da temperatura T do sistema. Como uma boa aproximação, nas condições de trabalho da maioria dos casos de interesse, esses números coincidem, respectivamente, com os coeficientes estequiométricos, a , b e c , da equação química corretamente balanceada. Por exemplo, a reação de esterificação do ácido acético (CH_3COOH) e etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) em acetato de etila ($\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$) em solução aquosa,



é dada por

$$v_{\text{esterificação}} = k[\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})]^1[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{aq})]^1.$$

Por outro lado, também em solução aquosa, a produção da molécula do iodo (I_2) pela oxidação de íons iodeto (I^-) pelos íons de persulfato ($\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$),



é conseguida por uma reação que segue uma lei de velocidade determinada experimentalmente como

$$v_{\text{iodo}} = k'[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})]^1[\text{I}^-]^1.$$

Observe que no primeiro caso, na lei de velocidade da reação de esterificação, $v_{\text{esterificação}}$, os expoentes que aparecem no produto das concentrações (1 e 1) coincidem com os coeficientes estequiométricos da equação química do processo, enquanto que no segundo caso os expoentes definidos para o produto das concentrações (1 e 1) na lei de velocidade para a produção do iodo molecular não coincidem com os coeficientes estequiométricos (1 e 3) presentes na respectiva equação química.

ANOTE !

Os íons iodeto (I^-) têm uma grande tendência para interagir com uma ou mais moléculas de iodo I_2 e formar estruturas aniônicas complexas denominadas poliiodetos, I_n^{m-} . A menor dessas estruturas é o íon I_3^- que é o único formado em solução aquosa. Os ânions maiores são estabilizados em outros solventes não aquosos como metanol e acetonitrila.

Finalmente, note que as constantes de velocidade k variam com a temperatura, isto é, são funções da temperatura e, mais exatamente, devem ser escritas como $k(T)$. Para um intervalo de temperaturas pequeno, em torno da temperatura ambiente, 25°C , a constante de velocidade de muitas reações químicas pode ser parametrizada pela expressão

$$k(T) = Ae^{-E_a/RT},$$

conhecida como lei de Arrhenius. Na equação acima, E_a é a energia de ativação da reação, A é o chamado fator de frequência e está relacionado, de acordo com a teoria de colisões, com o número de colisões por unidade de tempo e por unidade de volume do sistema, e R , a constante universal dos gases ideais.

Nesta aula vamos estudar os efeitos da variação da concentração dos reagentes e também da temperatura na velocidade de uma reação química. Vamos nos ocupar com o estudo da cinética da reação de produção do iodo molecular pela redução de íons iodato IO_3^- pelo sal de sulfito de sódio, NaHSO_3 . Apenas estudos semiquantitativos serão feitos no momento. Mais tarde, na disciplina Cinética Química, os argumentos físico-químicos relativos a uma reação química serão melhor estabelecidos e devidamente fundamentados em termos de equações do cálculo diferencial. Com essas ferramentas de análise poderemos aprender muito mais a respeito dos detalhes dos processos microscópicos que governam as reações químicas.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Tubos de ensaio 18 x 150 mm (10)
- Tubos de ensaio 12 x 120 mm (3)
- Pipetas graduadas de 10 mL (2)
- Béquer de 250 mL (1)
- Pipetas conta-gotas (4)
- Suporte para tubos de ensaio (1)
- Termômetro (0°C a 100°C) (1)
- Cronômetro (1)
- Ebulidor (1)
- Conjunto para aquecimento (tripé, bico de gás, tela de amianto, fósforos) (1)

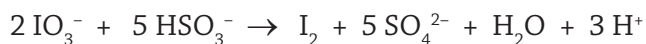
Reagentes

- Solução 0,01 mol L⁻¹ de KIO_3 (50 mL)
- Solução a 0,04% m/v de NaHSO_3 em dispersão de amido 0,2% (70 mL)
- Gelo

PROCEDIMENTOS

EXPERIMENTO 1:

Efeito da Concentração na Reação



Queremos determinar, neste experimento, como a velocidade de uma reação química varia com a concentração de um dos reagentes. Com essas informações, pode-se inferir a ordem da reação com relação ao reagente cuja concentração foi variada. Siga as instruções abaixo:


1. Em um suporte para tubos de ensaio, coloque cinco tubos de ensaio limpos de 18 x 150 mm. Numere-os de 1 a 5.
2. Ao tubo número **1** adicione 10 mL da solução 0,01 mol L⁻¹ de KIO₃. Prossiga, adicionando, aos demais tubos, 8 mL, 6 mL, 4 mL e 2 mL dessa solução, respectivamente na ordem crescente de suas numerações.
3. Em seguida, adicione 2 mL de água destilada ao tubo número **2**, 4 mL de água ao tubo **3**, 6 mL de água ao tubo **4** e, finalmente, o tubo de número **5** deve receber 8 mL de água destilada. Dessa forma, após todas as adições, todos os tubos de ensaio deverão conter 10 mL de solução.
4. Agite cada tubo para homogeneizar a solução.
5. Prepare um cronômetro e adicione rapidamente ao tubo número **1** 10 mL de solução a 0,04% m/v de NaHSO₃. Inicie o cronômetro, para a contagem do tempo de reação, no momento em que se inicia a adição da solução de NaHSO₃ e pare-o com o aparecimento de uma coloração azul tênue. Anote os resultados na tabela I.
6. Repita o procedimento acima para as soluções dos demais tubos de ensaio.

Tabela I

Tempo de reação em relação ao volume de solução adicionado

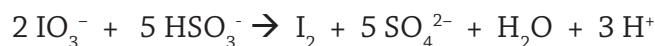
Tubo nº	KIO ₃ (mL)	H ₂ O destilada (mL)	NaHSO ₃ (mL)	Tempo Decorrido	
				t (s)	1/t (s ⁻¹)
1					
2					
3					
4					
5					

Para a análise dos resultados, construa, utilizando um papel milimetrado, um gráfico do volume da solução adicionada de KIO_3 (em mL) em função do inverso do tempo de reação, $1/t$ (em s^{-1} quantidade que é proporcional à velocidade da reação). Dê um título e legenda adequada para o gráfico construído.

 Qual o efeito do aumento da concentração de KIO_3 na velocidade da reação? Que se pode concluir do gráfico obtido?

Experimento 2:

Efeito da Temperatura na Reação



Queremos, agora, investigar o comportamento da velocidade de uma reação química com a variação da temperatura. Qualitativamente, a observação de vários fenômenos químicos do cotidiano nos ensina que, em geral, a velocidade de uma reação aumenta com a temperatura. Vamos verificar se a reação de nosso interesse nesta aula segue também essa tendência. Para isso, siga os procedimentos abaixo enumerados:

1. Coloque em um tubo de ensaio de 18 x 150 mm 5 mL de solução de KIO_3 . Em um segundo tubo de ensaio, com as mesmas dimensões, coloque 5 mL de solução de NaHSO_3 .
2. Esses dois tubos de ensaio deverão ser colocados em um béquer com água, mantida à temperatura ambiente, por aproximadamente 15 minutos. Após esse tempo, as soluções devem atingir a mesma temperatura do banho térmico.
3. Com auxílio de um termômetro, determine a temperatura do banho. Prepare o cronômetro.
4. Mantendo o tubo com a solução de KIO_3 sempre no banho térmico, adicione a solução de NaHSO_3 . Inicie a marcação do tempo de reação no momento em que se adicionar a primeira quantidade da solução de NaHSO_3 à solução de KIO_3 . Agite ligeiramente o tubo de ensaio para homogeneizar a solução final.
5. Ao aparecimento de uma coloração azul tênue, que sinaliza o final da reação química, pare o cronômetro. Anote o tempo necessário para que a reação se processe e anote-o na tabela II.
6. Repita o mesmo procedimento usando banhos de água mantidos a temperaturas diferentes. Escolha um conjunto de quatro (4) temperaturas diferentes entre aquelas dos banhos térmicos de água fria a 5°C, 15°C; água morna a 30°C, 40°C, 50°C, ou água quente a 60°C, 70°C ou 80°C. Por exemplo, escolha o conjunto de temperaturas C1 = (5°C, 15°C, 25°C, 35°C) ou C2 = (15°C, 25°C, 35°C, 45°C) ou C3 = (10°C, 20°C, 30°C, 40°C) ou C4 = (20°C, 30°C, 40°C, 50°C) ou qualquer outro conjunto equivalente de temperaturas.

Tabela II
Tempo de reação em função da temperatura

Tubo Número	Temperatura (°C)	Tempo Decorrido (s)
1		
2		
3		
4		

☞ Descreva o comportamento qualitativo da velocidade da reação estudada em função da temperatura. Como esse resultado pode ser justificado? O comportamento descrito está de acordo com a lei de Arrhenius?

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final dessa atividade você deve ser capaz de:

- Compreender o conceito de velocidade de uma reação química;
- conhecer os principais parâmetros, concentração dos reagentes e temperatura que controlam a velocidade de uma reação química;
- verificar experimentalmente a lei da velocidade que rege uma reação química.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

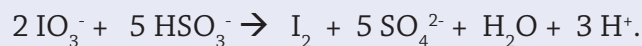
GIESBRECHT, E. *Experiências de química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

RUSSELL, J. B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

TRINDADE, D. F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

Considere a reação química de trabalho nesta aula:



1. Com relação aos reagentes KIO_3 e NaHSO_3 , qual espécie é o agente oxidante e o agente redutor?
 - a. Qual a variação do estado de oxidação do iodo presente no íon periodato e na molécula de iodo?
 - b. Qual a variação do estado de oxidação do enxofre presente no íon do reagente sulfito e do íon sulfato no lado dos produtos da reação química?
2. Qual a razão química do aparecimento da cor azul na reação de oxirredução estudada nesta aula?
3. O que significa *energia de ativação*? Comente o efeito que um *catalisador* pode causar na energia de ativação e na velocidade de uma reação química.

Eletroquímica

OBJETIVO

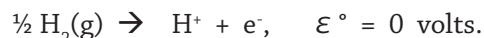
Nesta aula estudaremos os aspectos da espontaneidade de reações de oxirredução. Uma pilha de zinco e cobre (pilha de Daniell) será montada, e os produtos da reação de eletrólise serão analisados.

INTRODUÇÃO

A Eletroquímica estuda os fenômenos químicos e elétricos decorrentes de reações químicas espontâneas (em pilhas ou baterias) ou transformações químicas induzidas pela passagem de uma corrente elétrica a uma solução (eletrólise).

A transferência de elétrons de um agente redutor para um agente oxidante é a principal condição para a ocorrência de uma reação de *oxirredução*. Essa transferência de elétrons é regulada por uma diferença de potencial elétrico estabelecida entre os agentes oxidantes e redutores, com uma concentração do oxidante e do redutor medidas em um determinado tempo. Por razões práticas, é possível estabelecer um conjunto de potenciais elétricos, os chamados potenciais eletroquímicos, relativos para as semi-reações correspondentes aos processos teóricos individuais de oxidação e redução. Assim criados, esses potenciais de oxidação ou redução medem, relativo a um padrão predefinido, uma tendência quantitativa de uma espécie química (atômica ou molecular) a perder ou ganhar elétrons.

Não é possível medir o potencial eletroquímico absoluto de um elemento, pode-se medir, entretanto, o seu potencial relativo, tomando como padrão o eletrodo de hidrogênio, ao qual é atribuído arbitrariamente o potencial (exato) de 0 volts. A semi-reação para essa reação, que ocorre em um dos dois eletrodos de uma célula eletroquímica, é representada por



Às reações químicas que ocorrem no eletrodo que perde elétrons mais facilmente que o hidrogênio molecular são atribuídos potenciais eletroquímicos positivos (+), enquanto aqueles que ganham

elétrons mais facilmente que o hidrogênio molecular recebem potenciais de semi-reação com o sinal algébrico negativo (-). Uma tabela de potenciais padrão de oxidação é de grande valia para a previsão da espontaneidade de reações de oxirredução.

Qualitativamente, pode-se afirmar que a forma reduzida de cada espécie no estado padrão reduz qualquer forma oxidada listada na tabela a seguir. O potencial eletroquímico de uma célula galvânica (pilha) pode ser calculado pela soma simples dos potenciais das semicélulas da reação química completa. Se este potencial for positivo a reação será espontânea, podendo o sistema (célula galvânica ou pilha) produzir um trabalho elétrico útil nas vizinhanças. Caso contrário, com o potencial eletroquímico negativo, a reação será não espontânea, e o sistema (célula de condutividade ou eletrolítica) somente sofrerá a transformação indicada às custas de um investimento de trabalho elétrico fornecido pelas vizinhanças.

A espontaneidade natural de um processo físico, controlados os efeitos de temperatura e pressão, é ditada pelo sinal da variação da função termodinâmica energia livre de Gibbs, ΔG° , desse processo. Para os processos eletroquímicos, a variação de energia livre de Gibbs tem uma relação direta com a diferença do seu potencial eletroquímico ΔE° pela expressão

$$\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ \text{ (joules)}$$

ou

$$\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ/4186 \text{ (em kcal mol}^{-1}\text{)}.$$

Nas equações acima, temos n igual o número de mols de elétrons transferidos na reação de oxirredução, F o Faraday, que é igual a 96.500 Coulombs, a carga (aproximada) de um mol de elétrons, e ΔE° , o potencial padrão da pilha eletroquímica em unidades de volts. Evidentemente, para ΔG° menor que zero ($\Delta G^\circ < 0$) a reação é espontânea e, conseqüentemente, $\Delta E^\circ > 0$, como ditado acima. Caso contrário, para uma reação não espontânea no sentido indicado, temos ΔG° maior que zero ($\Delta G^\circ > 0$) e, portanto, $\Delta E^\circ < 0$. Para os processos eletroquímicos com $\Delta G^\circ > 0$, ou $\Delta E^\circ < 0$, a reação química escrita no sentido inverso ao indicado será o processo espontâneo. Finalmente, para $\Delta G^\circ = 0$, ou equivalentemente $\Delta E^\circ = 0$, o processo está em equilíbrio, e deve ser interpretado como as reações eletroquímicas dos processos direto e inverso ocorrendo com uma mesma taxa e de forma reversível.

ANOTE !

Os potenciais padrão de redução de um número grande de processos eletroquímicos elementares para átomos e moléculas, para diferentes condições de temperatura e pressão, podem ser encontrados em diversas tabelas e compêndios disponíveis na literatura.

Na tabela 1 são apresentados os potenciais padrão de redução, determinados à temperatura de 25°C e pressão de 1 atm, para algumas espécies químicas mais comuns. Para se ter uma tabela de potencial padrão de oxidação, invertem-se as semi-equações e os sinais.

Tabela 1
Potenciais padrão de redução de
algumas espécies simples, determinados a 25°C e 1 atm

SEMI-REAÇÃO	E°, Volts
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,36
$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,12
$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\frac{1}{2} \text{I}_2(\text{s}) + \text{e}^- \rightarrow \text{I}^-(\text{aq})$	+0,54
$\frac{1}{2} \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}(\text{l})$	+0,78
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,79
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}(\text{l})$	+0,85
$\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,23
$\frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,77
$\frac{1}{2} \text{F}_2(\text{g}) + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^-(\text{aq})$	+2,65

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Fontes de energia (1)
- Eletrodos de grafite (2)
- Eletrodos de cobre (1)
- Eletrodos de zinco (1)
- Béquer de 50 mL (2)
- Garra (1)
- Condutores metálicos (fios de cobre) (2)
- Terminais para condutores
- Tubo em U para a ponte salina (1)
- Tubo em U para eletrólise (1)

- Palha de aço
- Suporte de ferro (4)
- Pipetas graduadas de 10 mL (2)
- Multímetro (1)
- Caneta hidrocor (1)
- Lã de aço

Reagentes

- Soluções aquosa de: KI $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ (20 mL)
- Alcoólica de fenolftaleína (1 mL)
- Dispersão de amido (1 mL)
- Solução de ZnSO_4 $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ (30 mL)
- Solução de CuSO_4 $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ (30 mL)
- Solução saturada de KCl (30 mL)
- Pregos (1)
- Lâminas metálicas de cobre (2) e zinco (1). Se possível as lâminas deverão ter dimensões de 3 x 4 cm.

Procedimentos



ATENÇÃO!

Ao final da aula, não jogue os resíduos sólidos na pia. Peça instruções ao seu tutor para o local onde esses resíduos podem ser descartados.

EXPERIMENTO 1:

Tabela de potencial de redução e o caráter espontâneo de uma reação de oxirredução

Siga a seqüência de instruções a seguir e verifique que o caráter espontâneo ou não de uma reação eletroquímica pode ser previsto pelos valores dos potenciais de redução das suas semi-reações.

1. Coloque em um tubo de ensaio pequena quantidade da solução de cobre(II). Mergulhe nesta solução um prego, previamente limpo com lã de aço. Observe as condições iniciais da reação e anote alguma evidência de transformação.

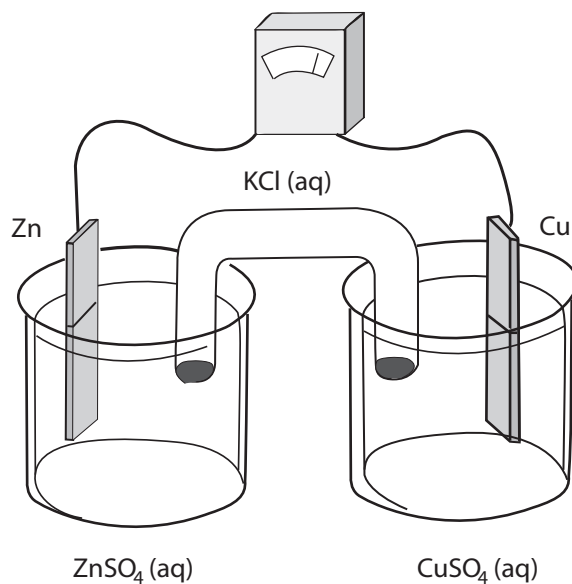
👉 Agora responda:

- Qual é o fenômeno que ocorreu na superfície do metal?
 - Escreva a equação que descreve a reação química observada.
 - Calcule o potencial eletroquímico da reação química deste experimento e verifique se a reação deve ser, de fato, espontânea.
- Coloque, a seguir, em um béquer a solução de Zn(II) e mergulhe uma lâmina de cobre.
 - Observe e anote os resultados. Calcule o potencial eletroquímico da reação de oxirredução do íon Zn(II) com cobre e verifique se essa reação é termodinamicamente espontânea.

EXPERIMENTO 2:

Montagem da pilha de cobre e zinco (Pilha de Daniell)

A pilha de Daniell é um dispositivo eletroquímico simples que é construído pela imersão de dois eletrodos interconectados, um de cobre e outro de zinco, em duas soluções aquosas de Cu(II) e Zn(II), respectivamente. Uma corrente de elétrons é gerada quando uma ponte salina é introduzida entre as soluções contendo os sais de cobre e zinco, fechando, assim, o circuito eletrônico. Para construir uma pilha ou célula de Daniell, faça uma montagem conforme o esquema 1 mostrado abaixo e siga as instruções que se seguem.



Esquema 1: Montagem simples de uma célula de Daniell

1. Coloque em um béquer 25 mL da solução de sulfato de cobre(II) e, no outro, 25 mL da solução de sulfato de zinco(II).
2. Encha o tubo em U com solução saturada de KCl e, em seguida, coloque um chumaço de algodão nas extremidades do tubo. Tome cuidado para não deixar entrar bolhas de ar nessa conexão. Esse procedimento é necessário para preparação da ponte salina.
3. Feche o circuito intercalando um voltímetro entre os eletrodos. Ligue o eletrodo de zinco ao terminal negativo, e o eletrodo de cobre, ao terminal positivo do voltímetro.
4. Leia a diferença de potencial no multímetro e a temperatura do experimento. Registre-as.

Após a leitura, desligue o multímetro e retire os eletrodos das soluções.

 Responda as questões propostas.

- a. Escreva as equações das semi-reações que ocorrem nos eletrodos (cátodo e ânodo) e a reação global.
- b. Com o auxílio da tabela de potencial padrão de redução, calcule a diferença de potencial ΔE° da pilha, a $25^\circ C$.
- c. Compare o valor experimental lido com auxílio do multímetro com o valor teórico calculado no item 2.



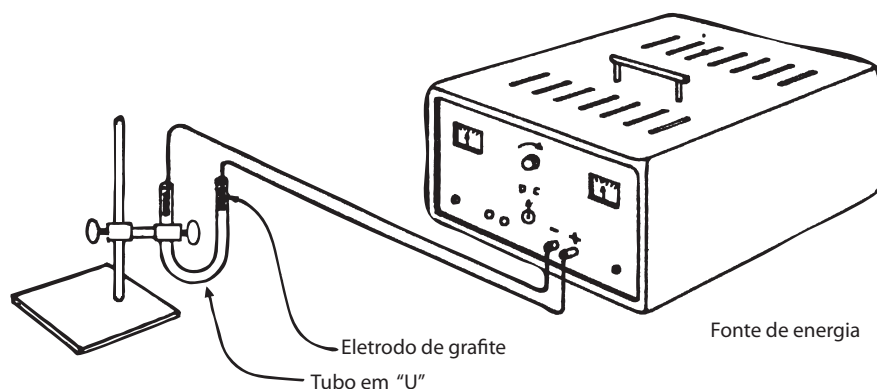
ATENÇÃO!

As soluções de sulfato de cobre(II) e de sulfato de zinco(II) deverão ser reaproveitadas. Instrua-se com o seu tutor sobre qual o recipiente correto para o recolhimento dessas soluções.

EXPERIMENTO 3:

Eletrólise

Na eletrólise, uma reação eletroquímica se dá pelo efeito de uma fonte externa de corrente elétrica. Na eletrólise uma reação química se processa de forma não espontânea, apresentando, portanto, uma variação de energia livre de Gibbs ΔG° positiva e, conseqüentemente, um potencial eletroquímico ΔE° negativo. A eletrólise é um caso inverso ao processo que ocorre em uma célula eletroquímica. Neste experimento vamos fazer a eletrólise da água na presença do sal iodeto de potássio. Para tal, faça uma montagem conforme o esquema 2 e siga os procedimentos ditados a seguir.



Esquema 2: Montagem simples para um experimento de eletrólise de substâncias em solução

1. Coloque no tubo em U a solução KI $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ até enchê-lo quase completamente.
2. Faça a ligação entre os pólos da fonte e os eletrodos de carbono (grafite) imersos em um tubo U.
3. Ligue a fonte de energia e deixe que a eletrólise se processe por 2 a 3 minutos.
4. Observe e anote as transformações que ocorrem no cátodo e no ânodo.
5. Retire os eletrodos de carbono do tubo em U.

A seguir faremos a identificação e caracterização dos produtos da eletrólise. Para isso, siga os passos abaixo indicados:

1. Retire, com auxílio de pipetas, aproximadamente 2 mL das soluções dos dois ramos do tubo em U. Coloque-as em dois tubos de ensaio diferentes. Com auxílio de uma caneta hidrocor, faça as devidas identificações das soluções coletadas do cátodo (C) e ânodo (A).
2. Adicione, então, uma gota de solução de fenolftaleína alcoólica 1% às soluções coletadas nos dois tubos de ensaio. Observe atentamente e anote os resultados. Seja cuidadoso em anotar os resultados observados para as soluções coletadas do ânodo e do cátodo.
3. Adicione uma gota de dispersão de amido nos dois tubos de ensaio. Observe cuidadosamente e anote o resultado. Esteja atento para anotar os resultados observados para as soluções coletadas do ânodo e do cátodo.
4. Interprete os resultados obtidos com auxílio da tabela de potenciais de redução apresentada na introdução desta aula.

 **ATENÇÃO!**

Ao lavar o material não jogue os resíduos na pia. Peça instruções ao seu tutor para o local onde esses resíduos podem ser coletados ou descartados.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final desta aula você deve ser capaz de:

- Compreender os conceitos de uma reação de oxirredução e as semi-reações de redução e oxidação delas definidas;
- determinar o potencial de uma reação eletroquímica com auxílio de uma tabela de potenciais de redução (ou de oxidação). Prever o caráter espontâneo ou não de uma reação eletroquímica pelo seu potencial eletroquímico;
- diferenciar uma célula eletroquímica (uma pilha eletroquímica) de um dispositivo de eletrólise;
- descrever e construir uma pilha simples de Daniell; montar e operar um dispositivo de eletrólise simples.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

GIESBRECHT, E. *Experiências de química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

HUNT, H.R.; BLOCK, T.F. *Laboratory Experiments for General Chemistry*. Orlando: Saunders College Publishing, 1994.

RUSSELL, J.B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

SEMICHIN, V. *Práticas de química geral e inorgânica*. Moscou: Mir, 1979.

TRINDADE, D.F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

- 1) Como é possível detectar o aparecimento de uma corrente elétrica durante o transcorrer da reação representada pela equação química: $\text{Fe(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$?
- 2) Esquematize uma célula ou pilha galvânica para a reação entre Fe(s) e $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.
- 3) Calcule a variação de energia livre (ΔG°) em kJ/mol de cada uma das reações onde Zn(s) participou.
- 4) Quando se dissolve KI(s) em água, quais são as espécies iônicas presentes na solução?
- 5) Como é o efeito da carga elétrica em uma solução?
- 6) Escreva as equações das semi-reações que ocorrem nos eletrodos (ânodo e cátodo) e a equação de eletrólise da solução de KI . Se usássemos KI fundido, qual seria o resultado da eletrólise?
- 7) Que indicaram os testes da solução de fenolftaleína e amido?

Corrosão

OBJETIVO

Realizar alguns experimentos simples para a observação dos processos de corrosão lenta e rápida de um metal. Serão explorados os efeitos na variação de algumas condições físicas e químicas para a ocorrência dessas reações químicas.

INTRODUÇÃO

O homem usa os metais há milhares de anos e a nossa tecnologia moderna é extensamente baseada no emprego dos metais e suas ligas. Os metais apresentam excelentes propriedades físicas e químicas (são maleáveis, dúcteis, conduzem bem o calor e a eletricidade, resistem bem aos diversos tipos de esforços mecânicos etc.). Por isso seu uso tem se desenvolvido constantemente, e só de aço (importante liga de ferro) são produzidos anualmente mais de setecentos milhões de toneladas.

Apesar de seu enorme emprego no dia-a-dia, muitos metais deterioram-se, atacados pela vizinhança química onde eles são utilizados. Um desses processos químicos nocivos a um metal é a sua oxidação pelo oxigênio presente no ar. A esse processo dá-se o nome de corrosão. A rigor, os metais formam um sistema termodinamicamente instável com o meio ambiente, a ponto de se poder afirmar (com base na termodinâmica) que “os metais não poderiam ser utilizados em uma atmosfera como a terrestre”. Porém, embora afirme que os metais devam reagir com a atmosfera que os envolve, a termodinâmica nada diz a respeito dos mecanismos que irão guiar essas transformações, bem como é incapaz de prever a velocidade com que essas reações irão se processar. De fato, não raramente, muitas reações químicas ocorrem de maneira lenta ou muito lenta, propriedade essa que, em particular, permite a estabilidade cinética e o conseqüente uso generalizado dos metais no nosso mundo.

Definindo mais amplamente o termo, dizemos que corrosão é o ataque (reação química) de um corpo sólido por meio de uma ação química ou eletroquímica, provocado pelo meio ambiente. Esta reação que geralmente ocorre na superfície do metal provoca seu

desgaste e finalmente a sua destruição, seja pela alteração na sua estrutura, na composição química ou no seu aspecto externo.

O conhecimento das causas e mecanismos da corrosão permite desenvolver processos de sua prevenção. Quando não é possível prevenir, usa-se a aplicação de revestimentos, como por exemplo as tintas que permitem o uso do metal mesmo em um meio corrosivo, com grande significado em sua durabilidade. Convenientemente protegidos, a estabilidade termodinâmica dos metais torna-se tecnicamente correta e, assim, consegue-se deles uma longa duração no tempo e, portanto, uma vida útil razoável na atmosfera. Por isso o estudo da corrosão tem inúmeras justificativas, tanto por razões técnicas quanto pelas econômicas, especialmente em uma época em que as condições do meio ambiente, poluído e corrosivo, estão se agravando em nosso planeta. No estudo da corrosão deve-se considerar a natureza e estrutura dos reagentes (entre eles os metais) que participam dessa reação, assim como as condições físicas (temperatura, pressão) e químicas (composição, concentração, pH etc.) que definem o meio corrosivo e que induzem diversos tipos de mecanismos de reação.

Nesta aula estudaremos o caso mais freqüente de um processo lento de corrosão, que é a corrosão úmida ou eletroquímica do ferro. Esse é o elemento químico base na formação de uma liga do aço e um dos materiais mais extensamente usados na prática.



ANOTE !

O ferro, quando exposto à atmosfera (oxigênio, umidade, chuva etc.), se enferruja, mudando o aspecto metálico (com brilho cinza) para se tornar um óxido de cor avermelhada, que, hidratado, torna-se inteiramente amarelo. Os compostos de ferro presentes na ferrugem têm geralmente nuances intermediárias entre o vermelho e o amarelo. Quimicamente, dizemos que o ferro se oxidou, e o seu estado de oxidação variou de zero no metal a +2 e/ou +3 nos óxidos formados. Nestas substâncias, as ligações químicas presentes variaram de metálica (no reagente, o metal ferro) para iônica (nos hidróxidos formados como produtos da reação química) e, por conseguinte, as características físicas (cor, condutividade elétrica, propriedades magnéticas, textura, propriedades mecânicas etc.) dos óxidos de ferro diferem do metal original. Em particular, a aderência da camada de óxido, que resulta do ataque sobre o metal, é reduzida e facilmente o óxido se destaca do metal, expondo a superfície a novo ataque.

Intrinsecamente relacionado a um dos mecanismos de ação do processo de corrosão, temos a formação de uma pilha eletrolítica na superfície de um metal. Uma solução eletrolítica em contato com a superfície de um metal forma uma pilha eletrolítica, onde algumas partes da superfície agem como ânodo, e outras partes

agem como cátodo. Uma solução eletrolítica é um sistema químico formado por íons atômicos ou moleculares dissolvidos em um ou mais solventes líquidos adequados. A água da chuva ou a água do mar são exemplos de soluções eletrolíticas.

ANOTE !

O funcionamento da pilha eletrolítica se deve a dois circuitos elétricos, um interno e outro externo: o circuito interno é puramente eletrônico, pois um metal é um bom condutor de elétrons, enquanto o circuito externo é de natureza iônica, com os íons presentes na solução eletrolítica movimentando-se duplamente os ânions, do cátodo para o ânodo, e os cátions, do ânodo para o cátodo.

Alguns exemplos de pilhas eletrolíticas formadas sobre o ferro pela adição de soluções ácidas ou alcalinas são:

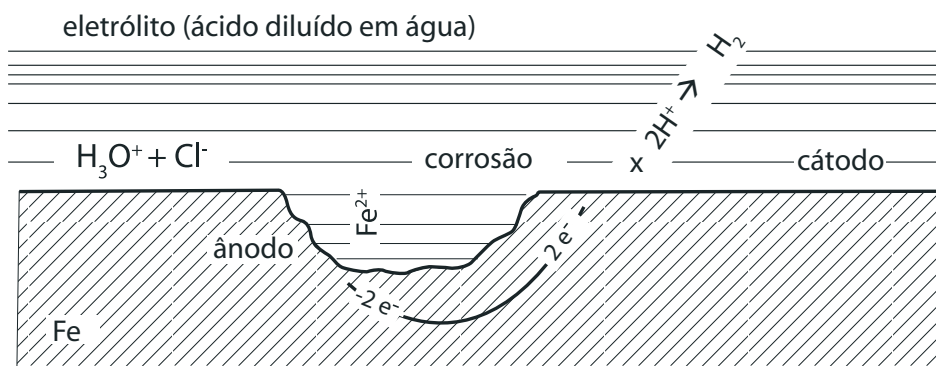
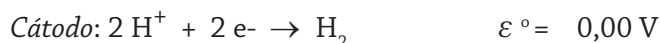
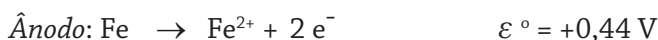


Figura 1 - Esquema do processo de corrosão da superfície do ferro metálico em contato com uma solução aquosa de ácido clorídrico

Meio ácido, pH = 0



Eletrólito (solução salina aquosa)

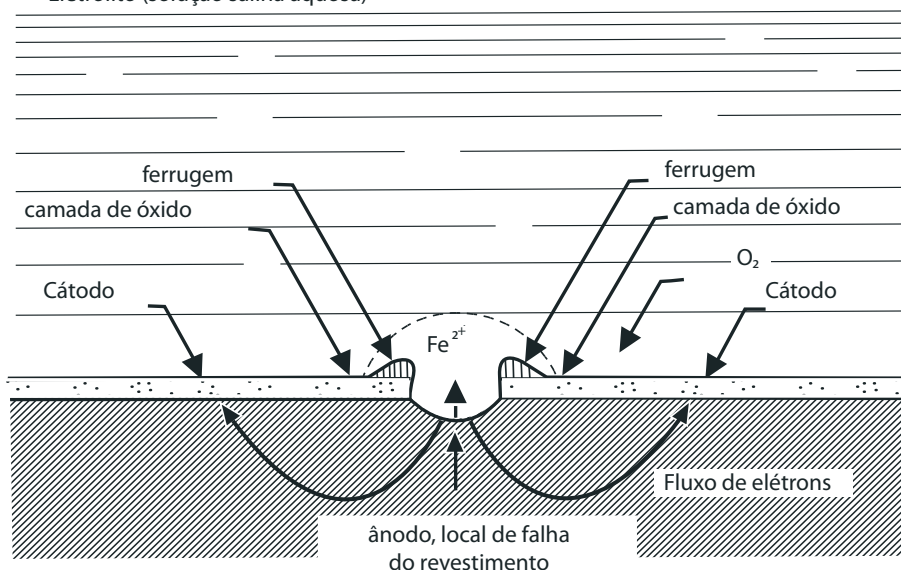
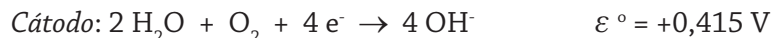
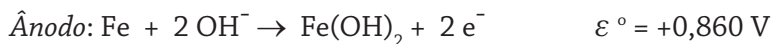


Figura 2 - Esquema do processo de corrosão da superfície do ferro metálico em contato com uma solução aquosa salina

Meio alcalino, pH = 14



Os respectivos potenciais eletroquímicos estão indicados. As ilustrações anteriores são esquemáticas, mas, deve-se notar, as áreas anódicas e catódicas lá representadas podem ser vistas, nos casos reais, afastadas entre si por uma distância muito pequena (menor que microns) ou até mesmo de vários metros.

Nesta aula iremos realizar um experimento de execução rápida para a observação das áreas anódicas e catódicas de uma pilha eletroquímica formada em uma placa de ferro e, finalmente, a observação de um processo de corrosão galvânica causada pela diferença de potencial eletroquímico dos pares de metais Fe:Cu e Fe:Zn.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Tubos de ensaio (15)
- Suporte para tubos de ensaio (2)
- Tubo de vidro de 40 cm graduado (1)
- Tubo de vidro grande e fino
- Rolha de cortiça (2)
- Vidro de relógio (12)
- Suporte com garra (1)
- Béquer de 100 mL (1)
- Béquer de 500 mL (1)
- Pinça metálica (1)

Reagentes

- H₂SO₄ concentrado (6 mL)
- Solução aquosa de HCl, 6 mol L⁻¹ (1:1) (6 mL)
- Solução aquosa de HCl, 3 mol L⁻¹ (12 mL)
- Solução aquosa de H₂SO₄, 3,5 mol L⁻¹ (6 mL)
- Solução aquosa de NaOH, 0,1 mol L⁻¹ (6 mL)
- Solução aquosa de NaCl a 5% (50 mL)
- Solução de NaCl contendo K₃[Fe(CN)₆]
- Solução alcoólica de fenolftaleína
- Lâminas de ferro
- Lâminas de ferro e cobre unidas por um fio de cobre

- Lâminas de ferro e zinco unidas por um fio de cobre
- Pregos de ferro de tamanho médio (11)
- Pregos de ferro de tamanho grande (2)
- Lã de aço

Procedimentos

As reações químicas envolvidas nos primeiros experimentos propostos para esta aula são lentas e demandam alguns dias para estarem convenientemente concluídas. Dessa maneira, os procedimentos relativos aos experimentos de número 1 a 4, dedicados aos processos de corrosão em via úmida sofridos por um metal, devem ser realizados com uma antecedência requerida. A nossa experiência mostra que um intervalo de uma semana (sete dias corridos) é um tempo hábil e suficiente para se conceder entre os preparativos e as observações dos efeitos a serem analisados para esses experimentos.

Os experimentos 5 e 6 que tratam de processos eletrolíticos na superfície de um metal são de execução rápida e devem ser realizados, sem dificuldades, na aula reservada para as observações finais dos resultados dos experimentos 1 a 5.

EXPERIMENTO 1:

Corrosão do ferro na atmosfera

Neste experimento simples, vamos investigar de forma qualitativa e semiquantitativa a formação de ferrugem em um pedaço de lã de aço. Certamente os resultados deste experimento já foram vistos por vocês anteriormente pelas observações dos processos de corrosão corriqueiros que ocorrem no cotidiano. Observe a figura e siga o procedimento.

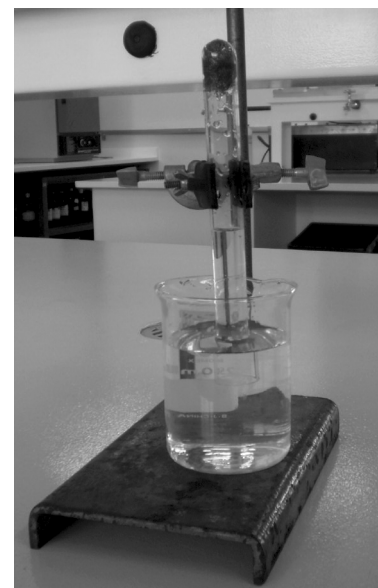


ATENÇÃO!

Solicite ajuda ou instruções do seu tutor para a escolha e indicação do local apropriado no laboratório para se guardar a montagem deste experimento.

Após uma semana transcorrida, recolha novamente a montagem e coloque-a em uma posição de observação. Analise os resultados:

- a. Pode-se observar que houve uma variação no nível de água colocada na proveta. Qual é o valor dessa variação, em cm?
- b. Também houve uma variação no volume de ar contido dentro do tubo de ensaio. Qual a relação entre os volumes de ar no início e final do experimento? Como isso pode ser explicado?



EXPERIMENTO 2:

Corrosão úmida do ferro

Faremos, a seguir, uma observação de um processo de corrosão em um metal em um ambiente úmido. Realize com cuidado os procedimentos dos experimentos indicados para evitar que contaminações ou imperfeições possam interferir nos resultados a serem investigados.

Para comparação da natureza do meio reacional, vamos utilizar diferentes reagentes em diferentes concentrações nos experimentos. Separe 7 tubos de ensaio contendo, cada, uma quantidade de líquido suficiente para mergulhar um prego de ferro. Coloque-os em um suporte. Colete oito pregos de ferro e limpe-os cuidadosamente. Sete desses pregos devem ser mergulhados totalmente, um em cada, nos líquidos contidos nos tubos de ensaio. Cada tubo de ensaio deve conter os seguintes líquidos:

- 1º. tubo de ensaio: água de torneira;
- 2º. tubo de ensaio: solução de HCl a 3 mol L^{-1} ;
- 3º. tubo de ensaio: solução de HCl a 6 mol L^{-1} ;
- 4º. tubo de ensaio: solução de NaOH a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$;
- 5º. tubo de ensaio: solução de H_2SO_4 a $3,5 \text{ mol L}^{-1}$;
- 6º. tubo de ensaio: solução de H_2SO_4 concentrado;
- 7º. tubo de ensaio: solução de NaCl a 5%.

O oitavo prego irá para um tubo de ensaio seco. Tampe os tubos de ensaio e recolha o conjunto para um lugar reservado do laboratório. Deixe-o lá por uma semana.

 Para cada tubo de ensaio, descreva o aspecto geral inicial do prego e da solução. Anote devidamente essas observações.

 **ATENÇÃO!**

Solicite ajuda ou instruções do seu tutor para a escolha e indicação do local apropriado no laboratório para se guardar a montagem deste experimento.

Após uma semana transcorrida, recolha novamente a montagem e coloque-a em uma posição de observação. Para cada tubo de ensaio,

descreva o aspecto geral do estado final do prego e da solução com a qual ele esteve em contato. Anote devidamente essas observações e compare-as com aquelas feitas no início do experimento. Analise os resultados obtidos. Para isso, siga o roteiro:

- a. Descreva as alterações observadas para as condições iniciais e finais dos pregos e as respectivas soluções presentes em cada um dos 8 tubos de ensaio. Formule algumas explicações adequadas que possam explicar os resultados observados.
- b. Retire os pregos dos tubos de ensaio e lave-os com água corrente de uma torneira. Qual a extensão do processo de corrosão ocorrida em um dos pregos? Anote as suas observações. Formule algumas explicações que possam descrever os resultados obtidos.

EXPERIMENTO 3:

Corrosão na linha d'água

Uma variante do segundo experimento é tratar o problema da corrosão de um mesmo metal mantido em dois meios diferentes. Realize com cuidado os procedimentos dos experimentos indicados para evitar que contaminações ou imperfeições possam interferir nos resultados a serem investigados. Siga os procedimentos:

1. Mergulhe parcialmente uma lâmina de ferro em um tubo contendo água de torneira. Em outro tubo de ensaio contendo uma solução 5% de NaCl mergulhe outra lâmina de ferro.
2. Tampe os tubos de ensaio e recolha-os para um lugar reservado do laboratório. Deixe-os lá por uma semana.



ATENÇÃO!

Solicite ajuda ou instruções do seu tutor para a escolha e indicação do local apropriado no laboratório para se guardar a montagem deste experimento.

Após uma semana, observe a corrosão formada nas lâminas de ferro nas partes superior e inferior à linha d'água. Também observe a evolução do processo de corrosão exatamente na altura da linha d'água. Descreva os resultados observados e anote-os devidamente. Formule algumas explicações que possam descrever os resultados obtidos.

EXPERIMENTO 4:

Corrosão sob tensão

Veremos, neste experimento, os efeitos de um meio químico mais hostil no processo de corrosão em um metal. Iremos fazer uma comparação qualitativa entre a proporção da corrosão ocorrida em uma barra de ferro imerso em uma solução relativamente concentrada de ácido clorídrico e em uma outra solução mais branda formada por sal de cozinha, o cloreto de sódio.

Coloque uma solução de NaCl a 5%, em aproximadamente 3/4 do volume de um tubo de ensaio. Coloque nesse tubo um prego de ferro grande. Tampe-o com uma rolha de cortiça. Repita o mesmo procedimento tendo, agora, a solução de HCl (1:1) adicionada a um outro tubo de ensaio. Recolha os tubos de ensaio para um lugar reservado do laboratório. Deixe-os lá por uma semana.

**ATENÇÃO!**

Solicite ajuda ou instruções do seu tutor para a escolha e indicação do local apropriado no laboratório para se guardar a montagem deste experimento.

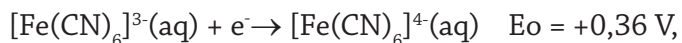
Completada uma semana do início do experimento, observe cuidadosamente as alterações ocorridas na parte superior (não imersa) e na parte inferior (imersa) do prego. Faça as anotações corretas das observações realizadas. Formule as explicações que convenientemente descrevam os resultados obtidos.

Para os experimentos 5 e 6, estaremos interessados na observação e caracterização de alguns aspectos de interesse de um processo eletrolítico que ocorre na superfície de um metal. No primeiro desses experimentos iremos identificar as regiões anódicas e catódicas que se formam em um processo eletroquímico interno. No experimento seguinte, iremos, então, explorar a possibilidade de se criar uma pilha galvânica interna entre dois pares de metais interconectados e adequadamente selecionados. Este sistema representa um modelo bem comportado de uma substância metálica real, portanto mais complexa, com regiões distintas contendo metais diferentes que, dependendo de seus potenciais de redução, podem formar uma pilha eletroquímica. Estes dois experimentos são de execução simples e rápida.

EXPERIMENTO 5:

Observação das áreas anódicas e catódicas na superfície de um metal que sofre um processo eletrolítico

O potencial de redução do íon ferricianato $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ em íons ferrocianato $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ em solução aquosa é +0,36 V,



enquanto o potencial de oxidação do ferro é +0,44 V,



A adição de uma solução aquosa contendo $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ em uma superfície contendo ferro metálico irá, portanto, provocar uma reação eletroquímica espontânea produzindo o íon $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$. Na presença de água um processo de hidrólise ocorre e há a formação do hidróxido ferroso, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

O cátodo e o ânodo desse processo eletrolítico têm uma identificação facilitada, pois os íons ferricianato podem ser facilmente identificados pela sua coloração azulada, enquanto a presença do hidróxido $\text{Fe}(\text{OH})_2$ pode ser indicada pela coloração avermelhada de uma solução de fenolftaleína. Vamos ao experimento:

Em uma placa de ferro limpa (previamente decapada com HCl , lavada e seca) coloque uma ou duas gotas de solução de NaCl contendo $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ e fenolftaleína. Espere alguns minutos e observe a placa de ferro. Vamos interpretar os resultados. Responda:

- Pode-se reconhecer as zonas vermelhas em torno da mancha azul inicial formada pela adição do sal de ferricianato?
- Faça um desenho representando fielmente a situação observada.
- Por que se observa que a mancha azul torna-se circunscrita pela região vermelha e não se vê a situação inversa?
- Descreva os resultados observados, incluindo as equações químicas das principais reações químicas envolvidas.

EXPERIMENTO 6:

Corrosão galvânica

Uma corrosão galvânica ocorre quando dois metais diferentes são justapostos e expostos a um meio corrosivo comum. Para melhor discernir experimentalmente esse processo, uma montagem será feita contendo um par de junções metálicas unidas por um fio condutor de cobre e as junções, mergulhadas em uma solução de NaCl a 5% (veja a figura 4 ao lado). Siga o procedimento para a realização do experimento:

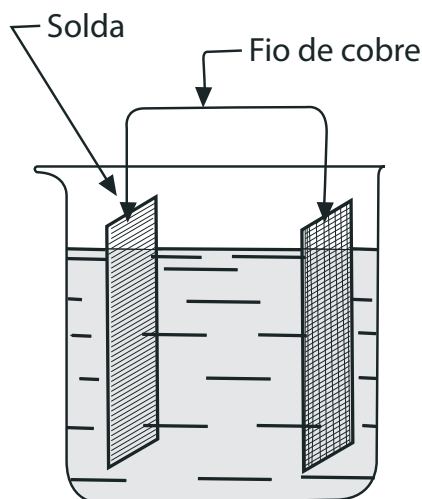


Figura 4

1. Faça uma montagem para um circuito eletroquímico utilizando os pares de placas de Fe:Cu, em um primeiro experimento, e Fe:Zn, em um outro experimento, imersos em um béquer contendo uma solução de NaCl a 5%. Inclua algumas gotas do indicador ferroxílico na solução do béquer. Em poucos minutos o avanço da reação química poderá ser observado.
2. Após um pequeno período de tempo decorrido, observe as cores em volta das placas metálicas. Anote as suas observações.

☞ Para cada experimento, interprete os resultados observados. Escreva as reações que ocorrem no ânodo e no cátodo.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final dessa atividade você deve ser capaz de:

- Compreender o processo de corrosão metálica;
- conhecer os principais mecanismos de corrosão que um metal pode sofrer;
- propor métodos químicos simples para evitar ou retardar um processo de corrosão metálica.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

GIESBRECHT, E. *Experiências de química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

HUNT, H.R.; BLOCK, T.F. *Laboratory Experiments for General Chemistry*. Orlando: Saunders College Publishing, 1994.

RUSSELL, J.B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

SEMICHIN, V. *Práticas de química geral e inorgânica*. Moscou: Mir, 1979.

TRINDADE, D.F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

- 1) Quais são as reações anódicas e catódicas quando se mergulha uma lâmina de Zn em uma solução aquosa de HCl 1 mol L^{-1} ?
- 2) Quais são as reações anódicas e catódicas que ocorrem dentro de uma caixa de água feita de chapa de ferro contendo água tratada de uma adutora? Em Belo Horizonte a água possui $\text{pH}=8,2$.
- 3) Cite alguns fatores ambientais que favorecem o fenômeno da corrosão.
- 4) Por que o ácido sulfúrico concentrado não ataca o ferro? O ácido sulfúrico concentrado é transportado em caminhões-tanque de ferro entre o centro distribuidor e a indústria onde será consumido.
- 5) Baseando-se nos potenciais de oxidação das semi-reações de interesse, explique a razão da estratégia de se conectar blocos de magnésio às tubulações subterrâneas de ferro ou aço.
- 6) Como você explica a maior reatividade observada em uma área tensionada, em relação a uma área não tensionada, de uma peça de um metal?
- 7) Encontre alguns exemplos práticos onde pode ocorrer a corrosão galvânica.
- 8) Sugira alguns modos eficientes de se proteger uma peça metálica contra o processo de corrosão.

Obtenção, dosagem e solubilidade do iodo

OBJETIVO

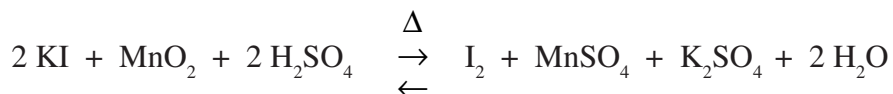
Nesta aula, iremos produzir o iodo molecular a partir da reação de íons I⁻ com MnO₂. Uma vez obtido, o iodo será então dosado, e o rendimento da reação de síntese, calculado. Testes físico-químicos serão feitos para o estudo qualitativo da solubilidade do iodo em diferentes solventes.

INTRODUÇÃO

O iodo é uma substância sólida de cor cinzenta e que sublima lentamente produzindo vapores violáceos (“iodo” é violeta em grego) à temperatura ambiente, 25°C. Entre várias aplicações do iodo, pode-se citar o seu uso na medicina como germicida e anti-séptico, e na indústria de couros, como corante e como matéria-prima na produção de derivados farmacêuticos.

Por ser uma molécula apolar, I₂, o iodo é praticamente insolúvel em água pura, mas solúvel em soluções contendo íons iodeto e, também, solúvel em diversos solventes orgânicos, como o éter e tetracloreto de carbono.

Embora se tenha descoberto iodo livre na água, ele é encontrado na natureza essencialmente na forma de compostos com outros elementos químicos, como iodetos e iodato de sódio. A obtenção industrial do iodo é feita a partir de iodato de sódio, contido no salitre do Chile. Ele pode ser ainda obtido a partir das cinzas de algas marinhas ricas em iodetos. No laboratório o iodo pode ser obtido pela reação entre o ácido sulfúrico, dióxido de manganês e iodeto de potássio:



Essa reação é reversível, e a formação dos produtos é favorecida com um aquecimento ligeiro dos reagentes; esse aquecimento é indicado pelo símbolo Δ (delta) incluído na equação química que representa o processo.

Esta aula é reservada para a obtenção no laboratório do iodo molecular, I_2 , a partir da oxidação de íons iodeto, I^- , pelo dióxido de manganês em meio ácido. O rendimento da reação da síntese iodo molecular será então determinado pela dosagem de I_2 presente em uma solução aquosa previamente preparada de iodo com íons iodetos. Nesta etapa será feita uma titulação auto-indicadora do iodo com uma solução padronizada de íons tiosulfato, $S_2O_3^{2-}$.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Balança analítica (1)
- Balão de destilação de 250 mL (1)
- Balão de 250 mL de fundo redondo (1)
- Balão volumétrico de 250 mL (1)
- Béquer de 100 mL (2)
- Béquer de 50 mL (1)
- Bureta de 25 mL (1)
- Conjunto de aquecimento: tripé, tela de amianto e bico de gás (1)
- Conjunto formado por suportes metálicos, anel e garras metálicas (1)
- Erlenmeyer de 250 mL (3)
- Funil comum de colo longo (1)
- Funil comum de colo curto (1)
- Funil de decantação de 250 mL (1)
- Gral com pistilo (3)
- Papel impermeável (2)
- Pipeta volumétrica de 20 mL (1)
- Proveta de 5 mL (1)
- Proveta de 100 mL (1)
- Rolha de borracha simples (1)
- Rolha de borracha furada (1)
- Tubo de borracha (2)
- Tubo de ensaio (4)

Reagentes e solventes

- Acetona (1 mL)
- Ácido sulfúrico concentrado (5 mL)

- Dióxido de manganês (0,7 g)
- Dispersão de amido (6 mL)
- Etanol (1 mL)
- Hexano (1 mL)
- Iodeto de potássio (3,5 g)
- Iodo metálico (0,1 g)
- Solução aquosa de KI 0,1 mol L⁻¹ (30 mL)
- Solução 0,100 mol L⁻¹ de Na₂S₂O₃ (padrão) (75 mL)

PROCEDIMENTOS

EXPERIMENTO 1:

Obtenção do Iodo

Observe o esquema da montagem da figura 1. Fixe um balão de destilação (A) a um suporte metálico e deixe-o apoiar sobre uma tela de amianto sustentada por um suporte metálico. Um bico de Bunsen servirá como fonte de calor para aquecer este sistema. A saída lateral do balão de destilação irá alimentar um balão de fundo redondo (B) que está apoiado em um funil de colo raso. Este funil está sustentado por um anel metálico devidamente fixo a um segundo suporte metálico. O balão B será continuamente resfriado por um fluxo de água corrente. Siga o roteiro:

1. Faça a montagem do sistema a ser utilizado para a obtenção do iodo, de acordo com a figura 1. Em caso de dúvidas, procure sempre a ajuda do tutor da disciplina.
2. Misturar e triturar, em um gral, 0,5 g de KI e 0,35 g de MnO₂.
3. Colocar a mistura triturada de KI e MnO₂ no balão de destilação **A**.
4. Em um béquer de 50 mL, preparar 5 mL de solução de H₂SO₄ 1:1. Prepare essa solução da seguinte forma: colete 2,5 mL de água destilada em uma proveta e despeje-a em um béquer de 50 mL. Meça, agora, 2,5 mL de ácido sulfúrico concentrado em uma proveta. Cuidadosa e lentamente, adicione o ácido sulfúrico sobre a água, mantendo um resfriamento contínuo. **Não inverta a ordem da adição**, pois isso poderá resultar em um acidente.
5. Adicione a solução de ácido sulfúrico 1:1 ao balão **A**. Arrolhe o balão **A** e certifique-se de que a sua conexão com o balão **B** esteja correta.
6. Inicie o processo de síntese do iodo com um aquecimento lento ao balão **A**. Decorrido algum tempo (alguns minutos) pode-se aumentar este aquecimento.
7. Enquanto o experimento prossegue, observe a presença do iodo sublimado pela cor desenvolvida pelo seu vapor; observe também a cor do iodo sólido retido no balão **B**.

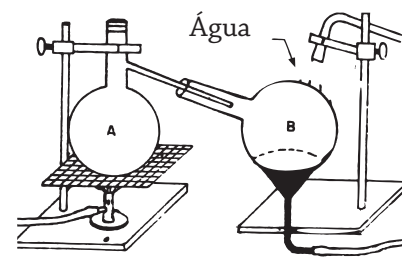


Figura 1

8. Ao cessar o desprendimento de vapores violáceos, retire o aquecimento apagando o bico de gás. Mantenha, entretanto, ativo o sistema de resfriamento ao balão **B**.
9. Após o resfriamento completo, desmonte o sistema de destilação.

ANOTE !

No preparo de uma solução diluída a partir de ácido sulfúrico concentrado, como o preparo descrito para a obtenção da solução de ácido sulfúrico 1:1 do item 4 anterior, é necessário que a ordem da manipulação seja respeitada rigorosamente: deve-se sempre verter o ácido sulfúrico concentrado na água, e não a operação com a ordem inversa. A razão para esta regra está na diferença entre as densidades da água e do ácido sulfúrico concentrado. A densidade do ácido sulfúrico é maior do que a da água.

Ao se misturar lentamente ácido sulfúrico em um volume de água contido em um recipiente (imediatamente antes que haja a mistura efetiva entre o ácido e a água), a porção do líquido contendo o ácido flui para o interior da camada de água, movendo-se no sentido de cima para baixo. Como a mistura do ácido sulfúrico com a água é um processo exotérmico, o calor desenvolvido é, neste caso, lentamente dissipado durante o fluxo laminar (lento) do ácido através do volume de água presente no sistema. Com este cuidado, os riscos de acidentes causados por um superaquecimento do sistema são evitados ou reduzidos. Ao contrário, se invertida a ordem da operação, a adição de água sobre o ácido sulfúrico implica a formação de uma camada de água sobre a superfície do ácido sulfúrico. Essa camada de água não irá difundir-se para o interior do volume de ácido sulfúrico presente, devido à relação das densidades desses dois líquidos. O calor da dissolução na superfície do ácido sulfúrico não será agora dissipado de forma eficiente e um (super) aquecimento rápido e indesejável ocorrerá resultando na ebulição da água. Esta água de superfície (na prática uma solução de água e ácido sulfúrico) então é projetada para fora do recipiente, o que pode causar grandes danos nas vizinhanças.

EXPERIMENTO 2:

Preparo da solução de iodo/iodeto

Com o iodo obtido vamos preparar uma solução aquosa contendo uma mistura do iodo molecular com íons iodeto. Para o preparo dessa solução aquosa, é necessário que tenhamos os íons iodeto, pois o iodo molecular é insolúvel em água.

Reveja o texto introdutório da Aula 5 (Cinética Química) que você compreenderá a razão do iodo molecular ser solúvel em uma solução aquosa contendo íons I^- , embora seja insolúvel em água pura.

O procedimento para o preparo da solução aquosa de iodo e iodeto de potássio é simples e requer apenas os cuidados usuais para que a solução a ser produzida não tenha contaminações de outras substâncias indesejáveis. Siga o roteiro:

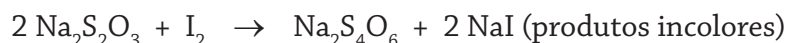
1. Adicione 50 mL de água ao balão **B** contendo o iodo molecular, I_2 . Faça as anotações cuidadosas dos resultados observados.
2. Adicione ao balão **B** 0,5 g de iodeto de potássio, KI, sólido. Agite a solução formada. Observe e anote os resultados.
3. Transfira a solução do balão **B** para um balão volumétrico de 250 mL. Lave o balão **B** e transfira a água de lavagem para o balão volumétrico.
4. Complete o volume do balão volumétrico com água destilada e homogeneíze a solução.

EXPERIMENTO 3:

Dosagem do iodo produzido

A próxima etapa nesta seqüência de experimentos é determinar o rendimento da produção do iodo pela reação química utilizada. Para isso, vamos dosar a quantidade de I_2 presente na solução de iodo e iodeto de potássio coletada no balão volumétrico de 250 mL. A dosagem do iodo será feita pela titulação de uma alíquota da solução de I_2/KI com um volume V (a ser determinado experimentalmente) de uma solução de íons tiosulfato $S_2O_3^{2-}$ padronizada a $0,0100 \text{ mol L}^{-1}$. Siga o roteiro:

1. Pipete 20 mL da solução de iodo/iodeto de potássio e leve-a para um erlenmeyer. A seguir, dilua essa solução com aproximadamente 30 mL de água destilada.
2. Titule a solução de iodo/iodeto de potássio com a solução padronizada de $Na_2S_2O_3$ a $0,0100 \text{ mol L}^{-1}$. A solução de $Na_2S_2O_3$ deve ser colocada em uma bureta de 25 mL, presa por meio de uma garra metálica a um suporte metálico.
3. A titulação deve ser efetuada com a adição lenta da solução de $Na_2S_2O_3$ à solução de iodo, até que uma coloração amarelo pálida seja obtida na solução do erlenmeyer. Neste momento, acrescente 2 mL de dispersão de amido à solução mantida no erlenmeyer. Continue, então, a adicionar a solução de $Na_2S_2O_3$ lentamente até ocorrer o descoramento total da solução do erlenmeyer. Anote o volume de $Na_2S_2O_3$ gasto nesta titulação, pela leitura da escala graduada da bureta. A equação química da reação de dosagem do iodo é expressa como:



Repita os procedimentos dos itens 1 a 3, por mais duas vezes. O volume gasto do titulante para os cálculos solicitados abaixo deve ser a média aritmética simples dos valores dos volumes obtidos nas 3 titulações efetuadas.

Para prosseguir, vamos determinar o valor numérico do rendimento da reação de produção de iodo. Para isso, faça as quatro operações propostas abaixo:

- Calcule a concentração em quantidade de matéria (mol L^{-1}) da solução de iodo preparada.
- Calcule a massa total de iodo obtido. Observe que a quantidade total de iodo obtido foi coletada em uma solução de iodo e iodeto de potássio e transferida para um balão volumétrico de 250 mL.
- Observe a equação química que representa a reação química utilizada para a produção do iodo molecular a partir dos íons iodeto. Estabeleça, então, a relação estequiométrica teórica correta entre o número de mols de íons iodeto gastos e o número de mols de iodo molecular que devem ser produzidos.
- Com o resultado do item b acima, sabendo também que foram utilizados inicialmente 0,5 g de KI, e utilizando a relação estequiométrica escrita no item c, calcule o rendimento da reação química realizada no experimento 1 desta aula.

Após executar as operações instruídas neste item, consulte o primeiro problema proposto na seção de auto-avaliação desta aula. Baseado no resultado deste problema, se necessário, reconsidere refazer os cálculos para o rendimento da produção de I_2 no experimento realizado.

EXPERIMENTO 4:

Ensaio de Solubilidade

Finalmente, iremos testar a solubilidade do iodo molecular para diferentes solventes. Vamos testar a solubilidade do iodo em um hidrocarboneto apolar, o hexano, assim como para os solventes polares acetona e etanol. Faça os ensaios cuidadosamente, observando e anotando os resultados macroscópicos observados.

Teste 1: solubilidade do I_2 presente em uma solução aquosa de iodo/iodeto de potássio em hexano.

- Transfira aproximadamente 2 mL da solução aquosa de iodo/iodeto de potássio reservada no balão volumétrico, para um tubo de ensaio.
- Adicione, nesse tubo, a mesma quantidade em volume de hexano. Observe e anote os resultados.

3. Tampe o tubo de ensaio com o polegar e o agite intensamente. Observe e anote os resultados. Houve a solubilização do I_2 em hexano? Você tem alguma explicação para justificar os resultados experimentais observados?

Teste 2: solubilidade do iodo sólido em hexano.

1. Coloque, em outro tubo de ensaio, um pequeno cristal de iodo e adicione aproximadamente 2 mL de hexano.
2. Agite o tubo de ensaio. Observe e anote os resultados obtidos. Compare esses novos resultados com aqueles obtidos no teste anterior.

👉 Você poderia dizer algumas palavras a respeito dos resultados observados para os testes 1 e 2, racionalizando os fatos experimentais com as idéias microscópicas desenvolvidas com o uso de forças ou interações intermoleculares?

Teste 3: solubilidade do iodo sólido em acetona e etanol.

Repita os procedimentos empregados para o teste 2 utilizando cristais de iodo colocados em dois tubos de ensaio e adicionando, respectivamente, acetona e etanol. Responda as perguntas propostas no teste 2 para esses dois novos casos.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final dessa atividade você realizou:

- Uma reação de síntese do iodo molecular I_2 a partir do íon iodeto I^- ;
- isolou e purificou o produto da síntese através da sublimação;
- caracterizou o produto através de testes de solubilidade e por meio de indicadores (solução de amido);
- determinou quantitativamente o rendimento prático da reação de síntese do I_2 .

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

ALEXEYEV, V. *Qualitative Analysis*. Moscou: Mir, 1970.

BASSETT, J. *Vogel - análise inorgânica quantitativa*. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1981.

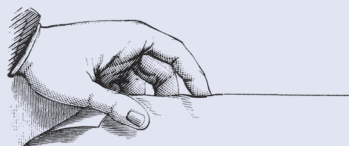
GIESBRECHT, E. *Experiências de química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

SEMICHIN, V. *Práticas de química geral e inorgânica*. Moscou: Mir, 1979.

TRINDADE, D.F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

- 1) Qual dos reagentes, KI ou MnO_2 , foi colocado em excesso na reação de obtenção do iodo?
- 2) Cite três medidas ou procedimentos que podem ser usados para melhorar o rendimento do I_2 produzido no experimento desta aula.
- 3) Por que o I_2 é pouco solúvel em água?
- 4) Quando a propriedade físico-química denominada sublimação de uma substância pode ser usada para se purificar um composto?
- 5) Na reação entre KI, MnO_2 e H_2SO_4 foram obtidos m gramas de I_2 . Com essa massa pode-se preparar 200 mL de solução de I_2 . Na titulação de 10 mL dessa solução, foram gastos 15 mL de solução $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ a $0,020 \text{ mol L}^{-1}$. Pergunta-se:
 - a) Qual a concentração em quantidade de matéria da solução de iodo inicial?
 - b) Qual o rendimento prático (em unidades por cem, %) da reação, sabendo que 0,6 g de KI foram usados inicialmente?
- 6) Qual deve ser a cor esperada da solução de I_2 em:
 - a) H_2O ;
 - b) solução aquosa contendo íons iodeto;
 - c) solução aquosa diluída de amido;
 - d) álcool etílico;
 - e) éter etílico;
 - f) benzeno;
 - g) tetracloreto de carbono;
 - h) dissulfeto de carbono.
- 7) Quais conclusões podem ser obtidas a partir das colorações esperadas das soluções de I_2 nos diferentes solventes propostos na questão 6 acima? Tente relacionar as suas respostas com as interações intermoleculares soluto-solvente presentes em uma solução.



Para obter mais
informações sobre
outros títulos da
EDITORA UFMG,
visite o site

www.editora.ufmg.br

A presente edição foi composta pela Editora UFMG, em caracteres Chaparral Pro e Optima Std, e impressa pela O Lutador, em sistema offset, papel offset 90g (miolo) e cartão supremo 250g (capa), em maio de 2010.

ISBN 978-85-7041-637-7



CENTRO DE APOIO
À EDUCAÇÃO A
DISTÂNCIA UFMG

PRÓ-REITORIA DE GRADUAÇÃO
UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS

Secretaria de Educação a Distância
Ministério da Educação

