



EDUCAÇÃO A DISTÂNCIA

QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL

(EDITORAufmg)

QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL



UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS

Reitor: Ronaldo Tadêu Pena

Vice-Reitora: Heloisa Maria Murgel Starling

Pró-Reitoria de Graduação

Pró-Reitor: Mauro Braga

Pró-Reitora Adjunta: Carmela Maria Pólito Braga

Coordenadora do Núcleo de Apoio à Educação a Distância:

Maria do Carmo Vila

EDITORA UFMG

Diretor: Wander Melo Miranda

Vice-Diretora: Silvana Cóser

Conselho Editorial

Wander Melo Miranda (presidente)

Carlos Antônio Leite Brandão

Juarez Rocha Guimarães

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

Belo Horizonte
Editora UFMG
2007

© 2007, OS AUTORES

© 2007, Editora UFMG

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

Passos, Bernadette de Fátima Trigo

P289 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. I 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 M. Santos

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.: (31) 3409-4650 - Fax: (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.: (31) 3409-4054 - Fax: (31) 3409-4060

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

Os Cursos de Licenciatura em Ciências Biológicas e em Química da UFMG, modalidade a distância, foram concebidos tendo em vista dois princípios fundamentais. O primeiro deles se refere à democratização do acesso à educação superior; o segundo consiste na formação de professores de alto nível, comprometidos com a qualidade da educação no país.

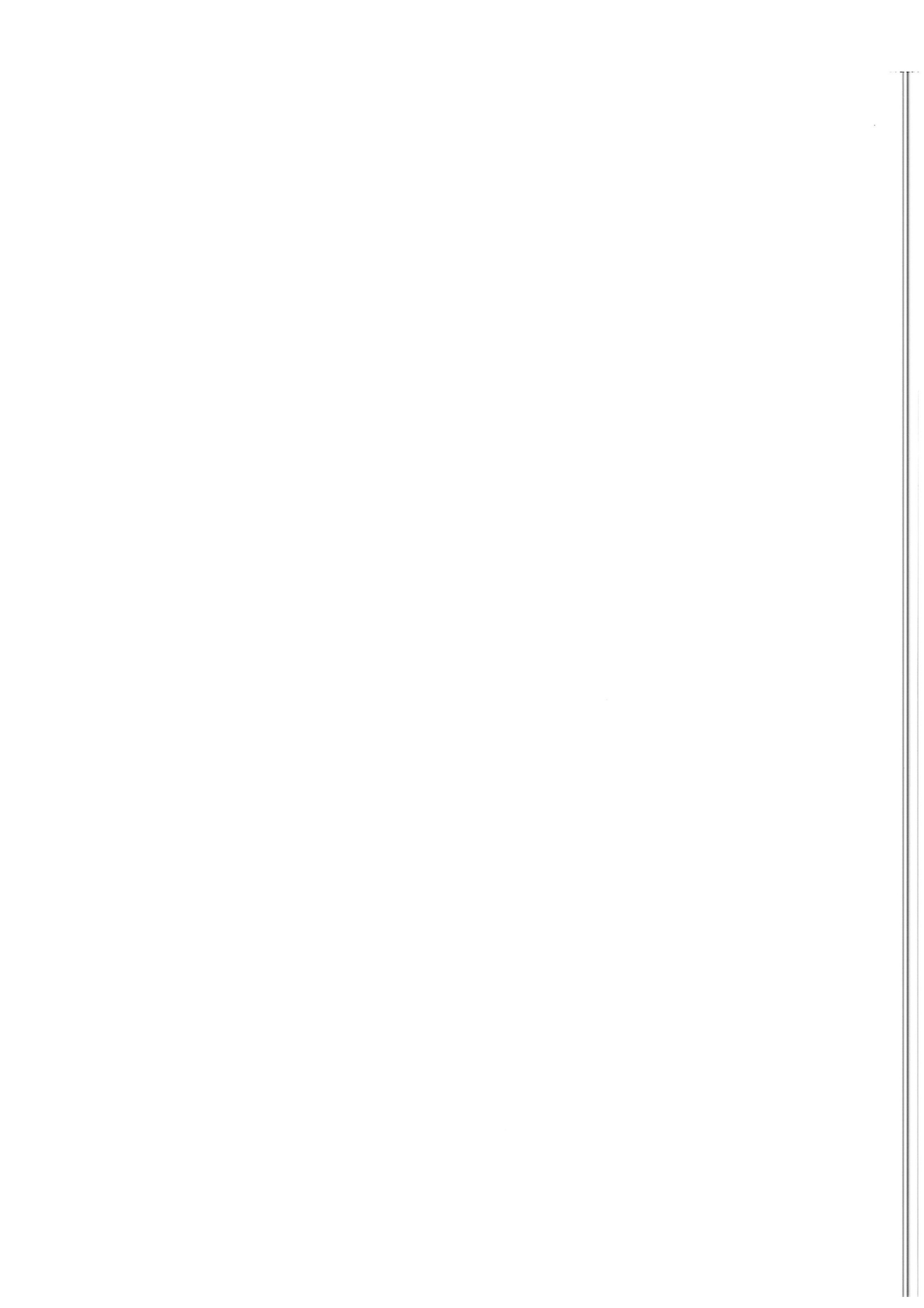
A coletânea da qual este volume faz parte visa dar suporte aos estudantes desses cursos. Cada volume está relacionado com um tema, eleito como estruturante na matriz curricular. Ele apresenta os conhecimentos mínimos que são considerados essenciais no estudo do tema. Isto não significa que o estudante deva se limitar somente ao estudo do volume. Ao contrário, ele é o ponto de partida na busca de um conhecimento mais amplo e aprofundado sobre o assunto. Nessa direção, cada volume apresenta uma bibliografia, com indicação de obras impressas e obras virtuais, que deverá ser consultada à medida que se fizer necessário.

Cada volume da coletânea está dividido em aulas, que consistem em unidades de estudo do tema tratado. Os objetivos, apresentados em cada início de aula, indicam as competências e habilidades que o estudante deve adquirir ao término de seu estudo. As aulas podem se constituir em apresentação, reflexões e indagações teóricas, em experimentos ou em orientações para atividades a serem realizadas pelos estudantes.

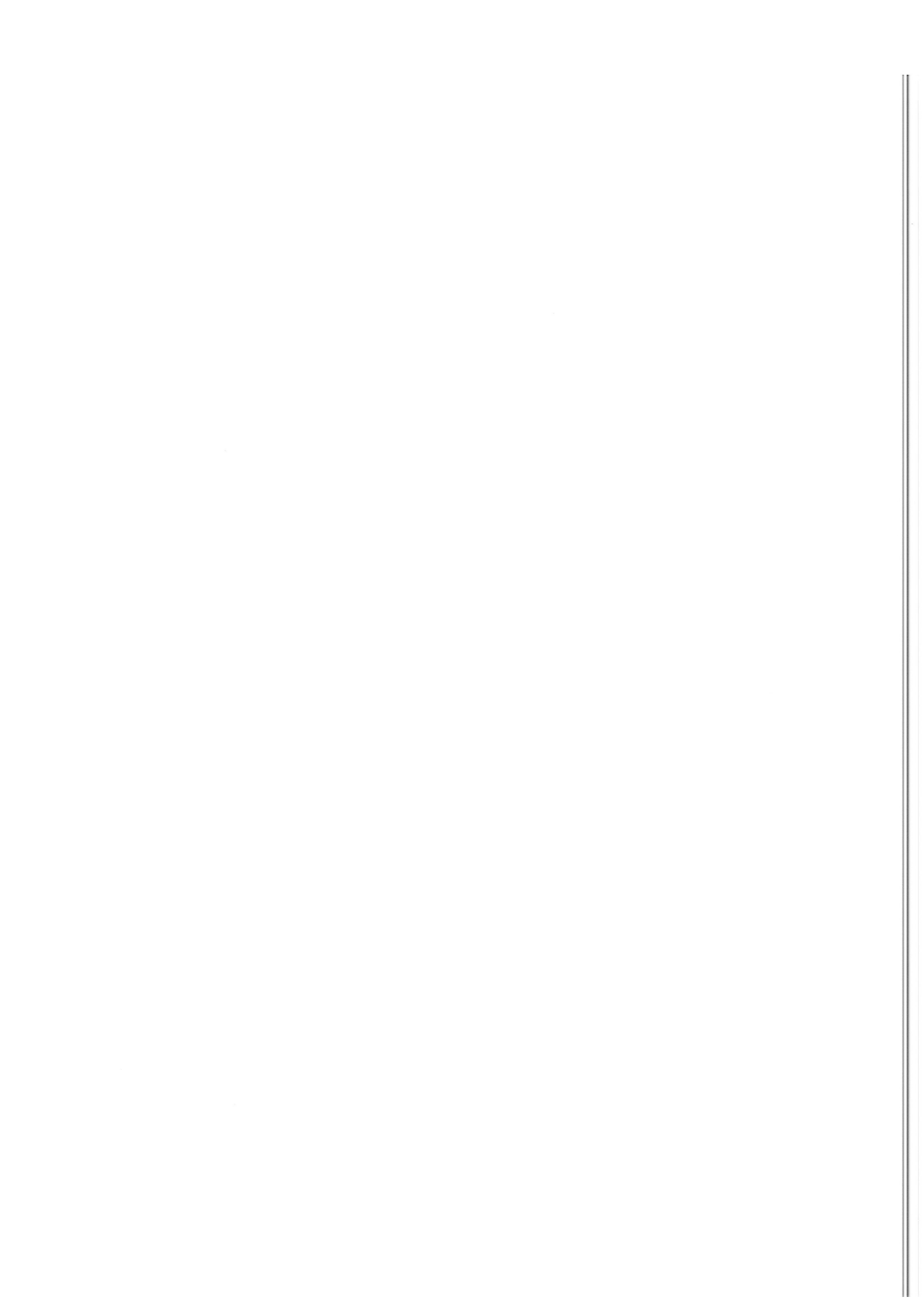
Para cada aula ou conjunto de aulas, foi elaborada uma auto-avaliação, com o objetivo de levar o estudante a avaliar o seu progresso e a desenvolver estratégias de metacognição ao se conscientizar dos diversos aspectos envolvidos em seus processos cognitivos. A auto-avaliação auxiliará o estudante a tornar-se mais autônomo, responsável, crítico, capaz de desenvolver sua independência intelectual. Caso ela mostre que as competências e habilidades indicadas nos objetivos não foram alcançadas, ele deverá estudar com mais afinco e atenção o tema proposto, reorientar seus estudos ou buscar ajuda dos tutores, professores especialistas e colegas.

Agradecemos a todas as instituições que colaboraram na produção desta coletânea. Em particular, agradecemos às pessoas (autores, coordenador da produção gráfica, coordenadores de redação, desenhistas, diagramadores, revisores) que dedicaram seu tempo e esforço na preparação desta obra que, temos certeza, em muito contribuirá para a educação brasileira.

Maria do Carmo Vila
Coordenadora do Núcleo de Educação a Distância
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

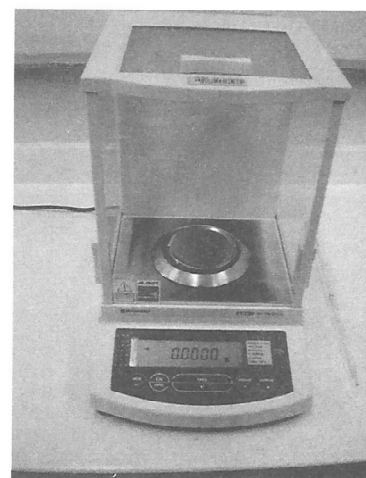
Nesta primeira aula será feita uma apresentação geral das principais vidrarias e equipamentos mais comumente utilizados em um laboratório de Química. Também serão mostrados os procedimentos corretos para o acondicionamento e manipulação de algumas substâncias encontradas em um laboratório de ensino de 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

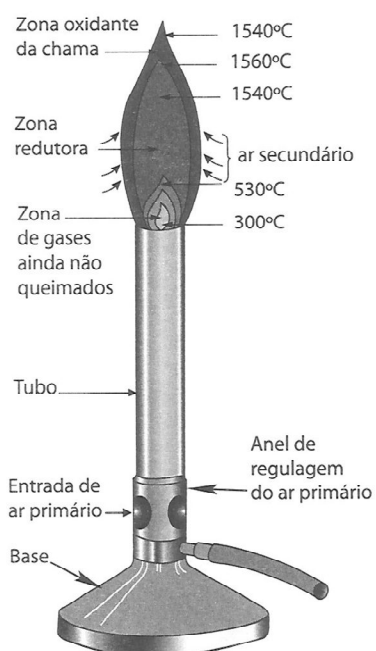
1 – Balança Analítica

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:

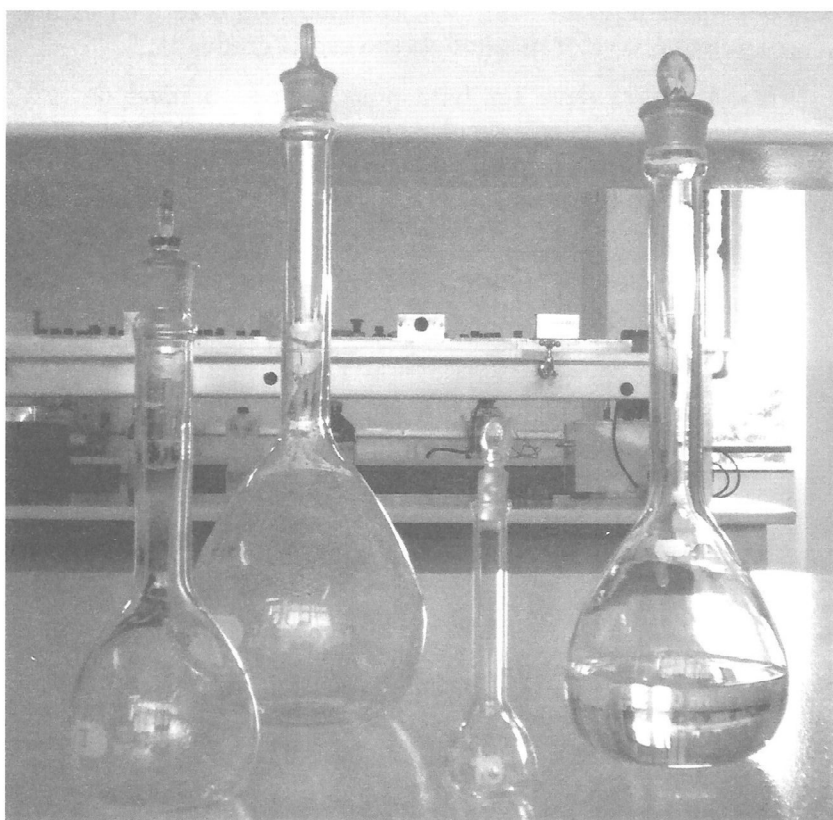
- Abra completamente a válvula do botijão de gás;
- regule o dispositivo de entrada de ar de forma que fique semi-aberto;
- acenda o fósforo;
- abra ligeiramente a torneira que permite a condução do gás ao queimador, aproximando o palito de fósforo aceso à extremidade deste;
- ajuste a altura da chama 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.

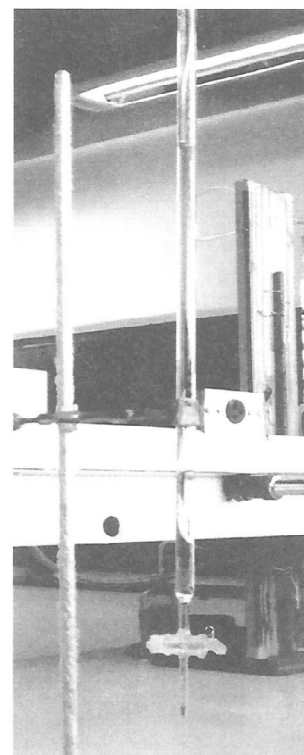
3 - Balão Volumétrico

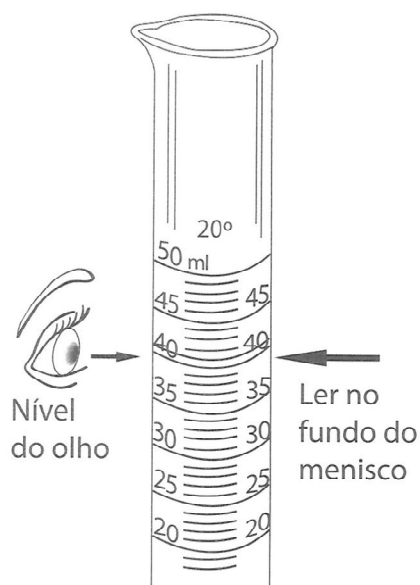
Um balão volumétrico é um recipiente calibrado, destinado a receber e medir com bastante exatidão um determinado volume de líquido a uma determinada temperatura, geralmente a 20°C. O balão volumétrico é utilizado no preparo de soluções de concentrações definidas. Pode medir somente um único valor de 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;
- encha 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:

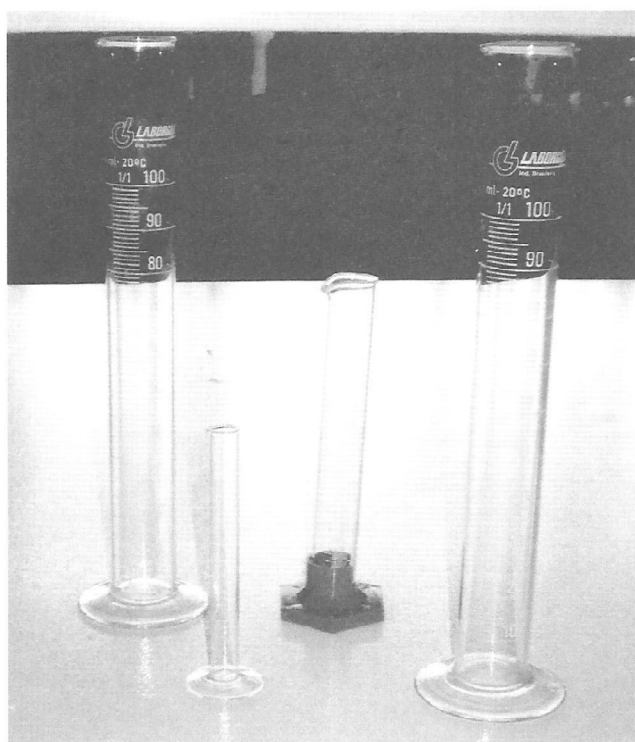
- Pipetas volumétricas – medem o volume de um líquido correspondente à sua capacidade única. Por exemplo, uma pipeta volumétrica de 20 mL pode ser utilizada para medir exatamente 20 mL de um líquido (por vez, naturalmente).
- Pipetas graduadas – podem medir frações do volume que corresponde à sua capacidade 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



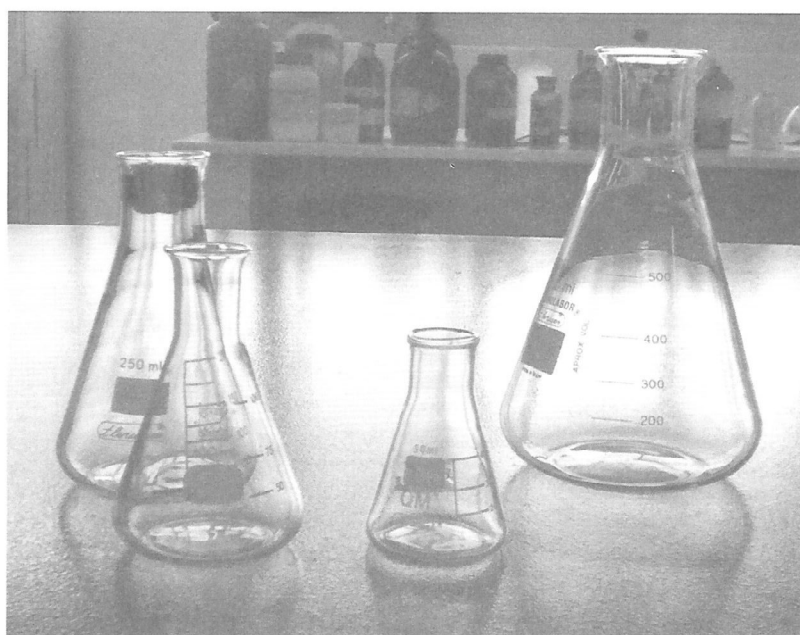
As provetas são vidrarias simples utilizadas para se medir volumes de líquidos quando não se necessita de uma precisão maior que 0,5% do seu valor nominal. Geralmente, por razões óbvias, recomenda-se que a capacidade de uma proveta usada não seja maior que dez vezes o volume a ser medido.

7 – Béquer



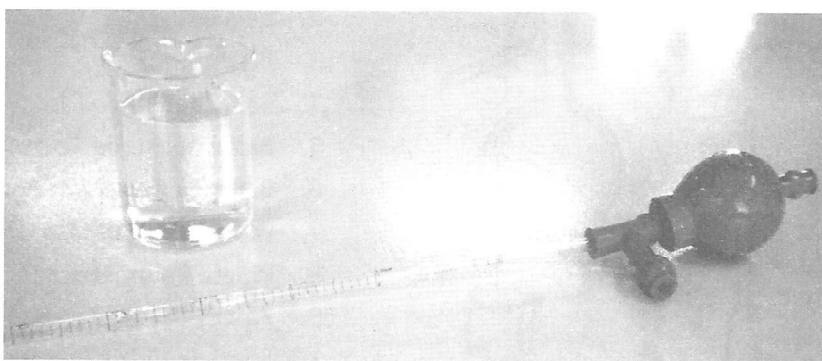
São recipientes muito utilizados para o preparo e aquecimento de soluções, para filtrações, pesagem de sólidos e líquidos. As reações químicas são também realizadas em um béquer.

8 – Erlenmeyer



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

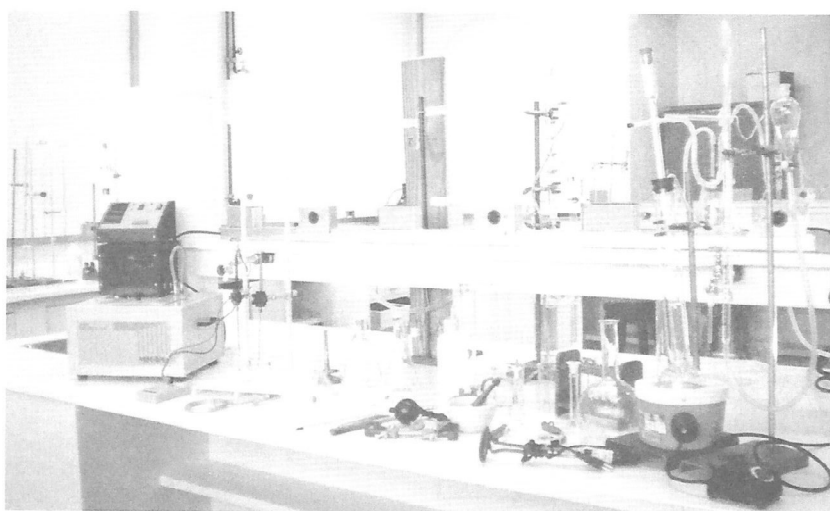
10 – Pêra de borracha



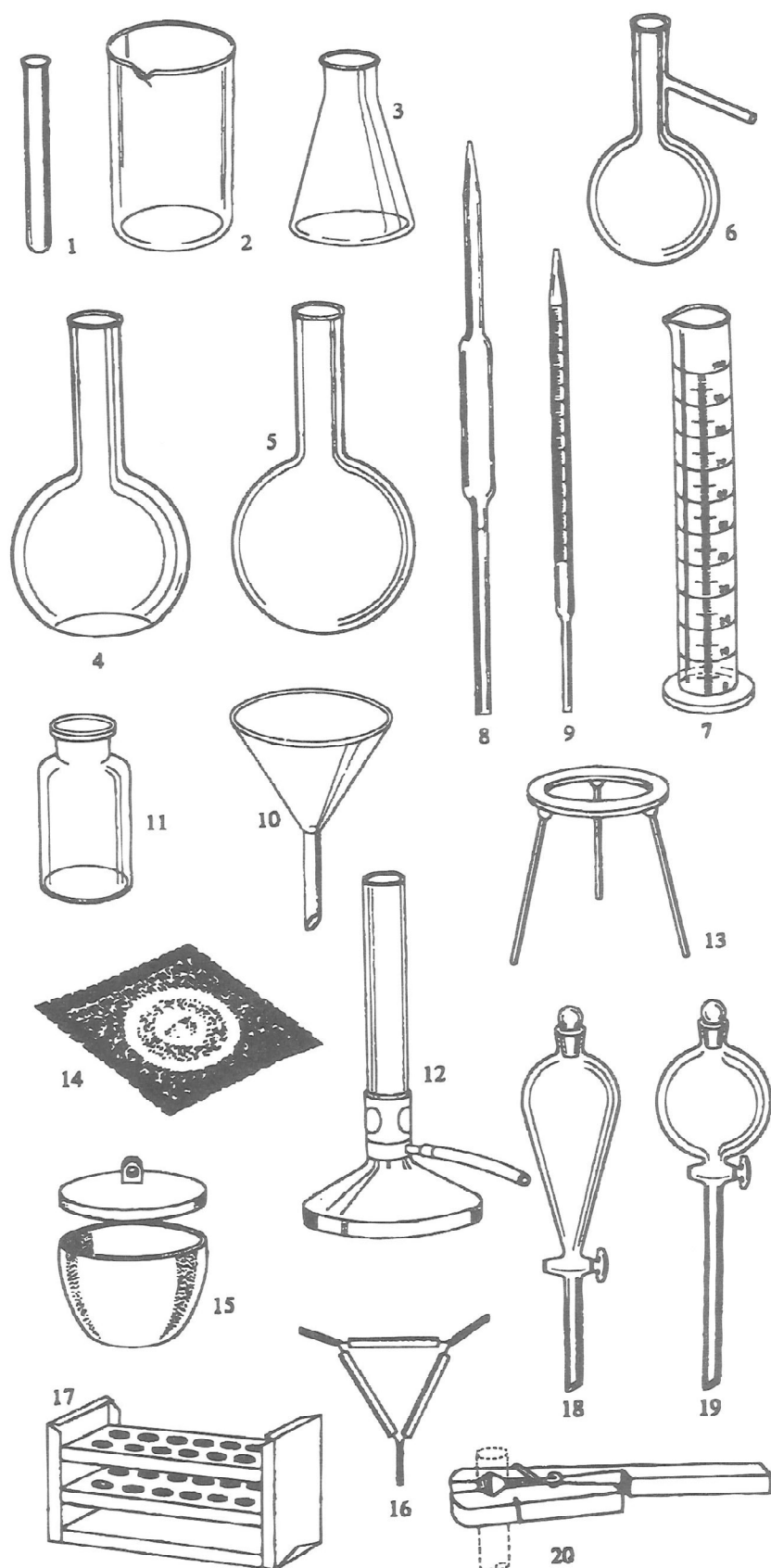
Objeto de borracha preta ou colorida usada para sugar com segurança um líquido para o interior de uma pipeta. Em uma pêra encontramos três botões com as letras: S, para sugar ou fazer um líquido subir pelo tubo de uma pipeta; E, para deixar o líquido escoar da pipeta; e A, para retirar o ar de dentro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

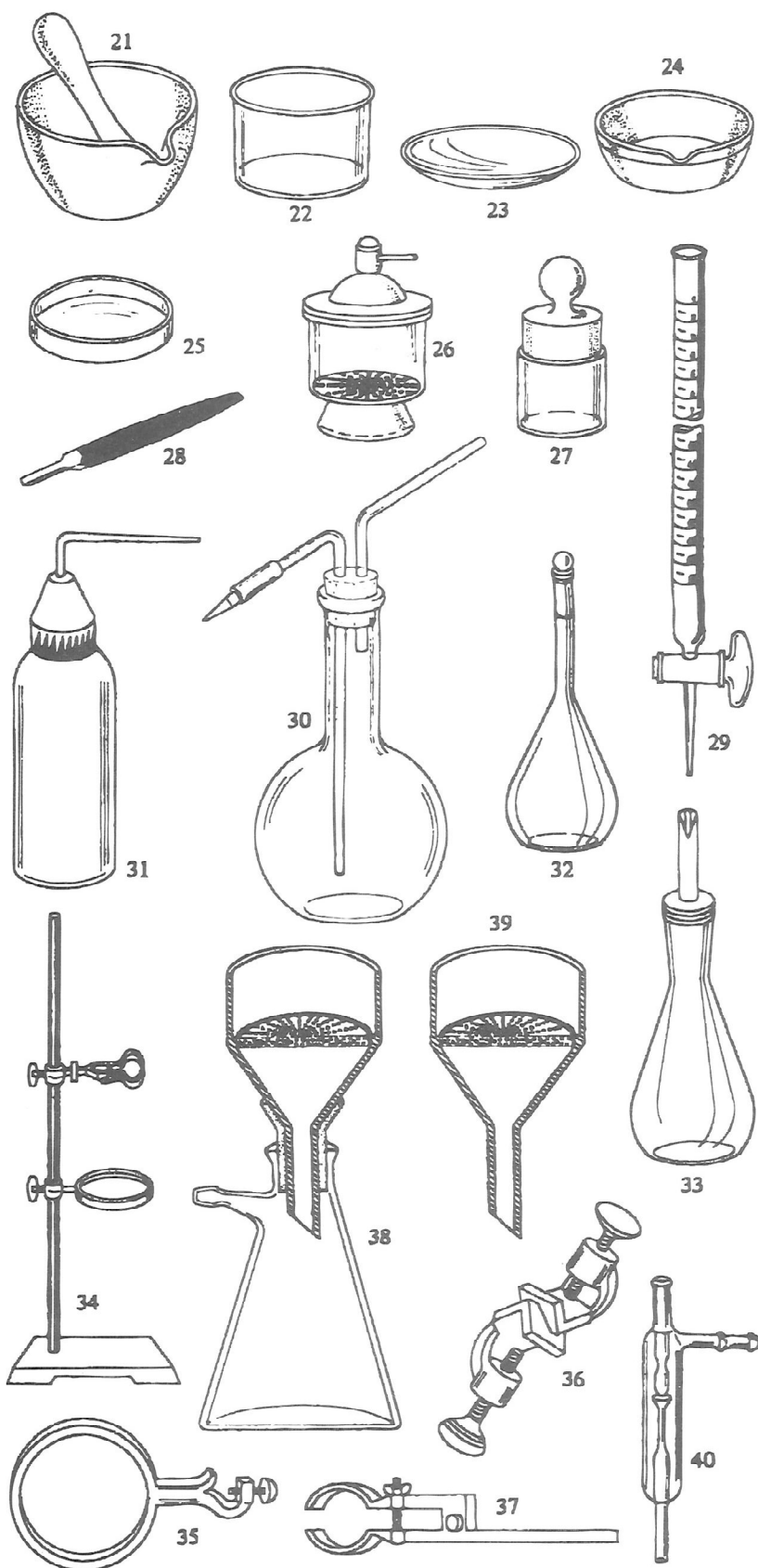
9 – Outras vidrarias e materiais de laboratório



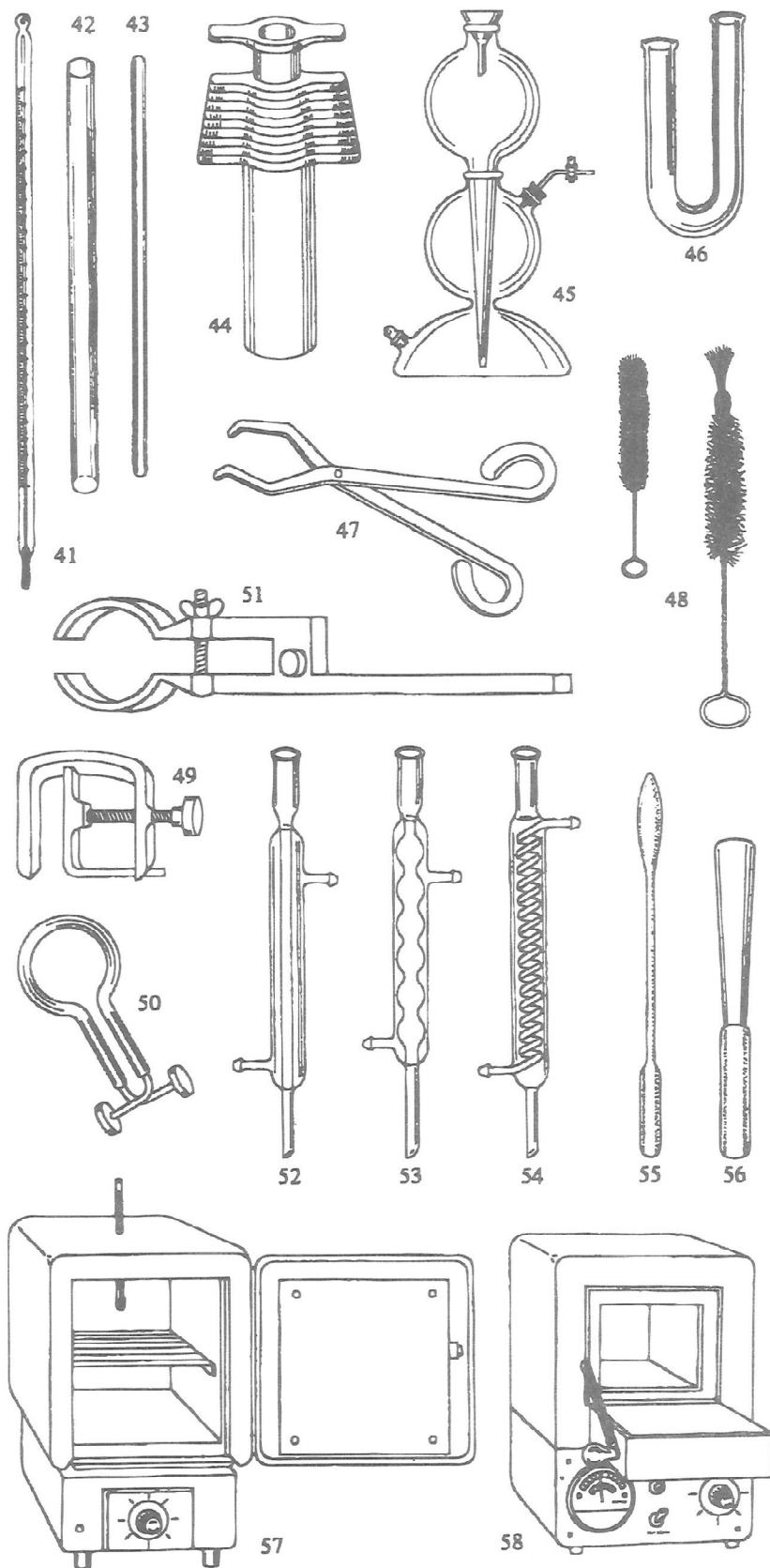
Alguns materiais de laboratório são nomeados e ilustrados nas listas e figuras agrupadas a seguir. Procure identificá-los na primeira visita que você fizer ao laboratório de Química.



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. Almojariz 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:**

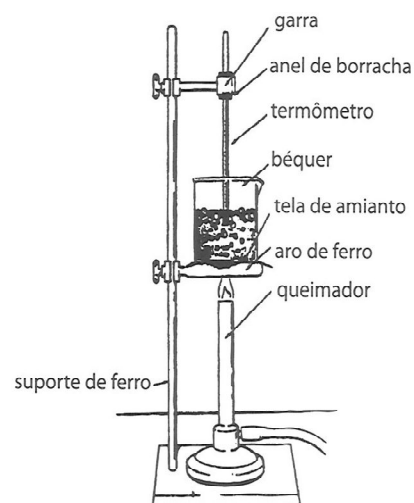
Acenda o bico de gás, seguindo as instruções apresentadas anteriormente. Com auxílio de uma pinça metálica, aproxime da chama um pedaço de fio de cobre. Localize as partes mais quentes e as partes mais frias da chama pela intensidade de luz emitida pelo cobre. Faça o diagrama chama, mostrando as suas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

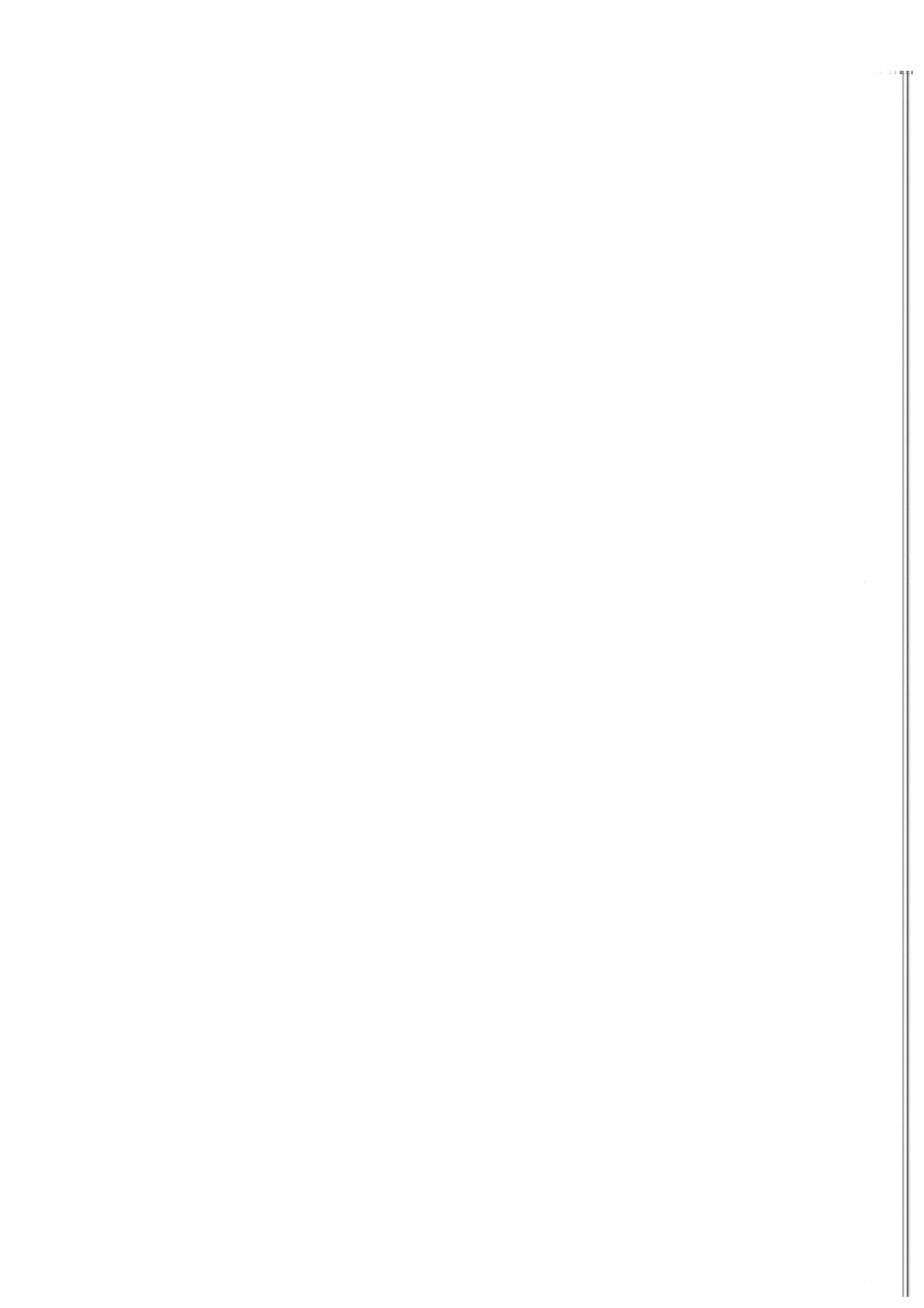
GIESBRECHT, E. *Experiências de Química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

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

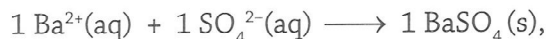
Familiarizar-se com os tipos mais comuns de reações químicas; verificar a ocorrência ou não de uma reação química, através da observação de alguma mudança macroscópica no sistema; representar uma reação química por meio de equações químicas.

INTRODUÇÃO

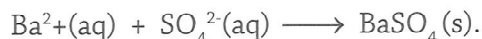
O fenômeno pelo qual uma ou mais substâncias são transformadas em outra(s) é chamado de reação química. Nessas reações, chamamos de *produtos* as substâncias que são produzidas a partir de uma ou mais substâncias iniciais, chamados de *reagentes*. Uma reação química pode ser expressa de uma forma analítica 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 frequentemente, 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_2 , 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:

- a) Quais são as espécies químicas presentes em:
 - i. uma solução aquosa de amônia?
 - ii. uma solução alcoólica de fenolftaleína?
 - iii. na solução obtida de acordo com as instruções acima?
- b) 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:

- a) O cloreto de amônio dissolvido em água forma uma solução ácida?
- b) 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.

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



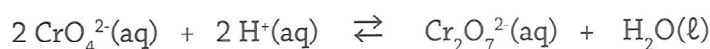
ANOTE !

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!

√^m 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.

√^m 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.

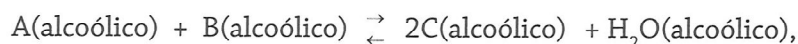
Bibliografia recomendada

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.

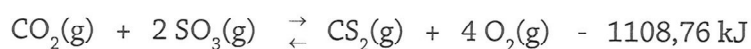
AUTO-AVALIAÇÃO

1. Considere um equilíbrio químico do tipo,

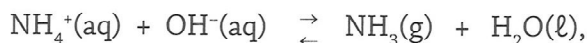


que tem a reação direta exotérmica. Como o sistema reagiria para restabelecer o equilíbrio se houvesse:

- 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