

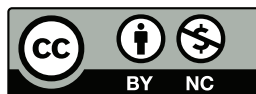


Química Geral Experimental I

Bacharelado e Licenciatura em Química

Professores responsáveis pela elaboração da apostila:

- Arnaldo César Pereira - DCNAT/UFSJ
- Honória de Fátima Gorgulho - DCNAT/UFSJ
- Keyller Bastos Borges - DCNAT/UFSJ
- Lucas Raposo Carvalho - DCNAT/UFSJ
- Luciana Guimarães - DCNAT/UFSJ
- Luiz Gustavo de Lima Guimarães - DCNAT/UFSJ
- Patrícia Benedini Martelli - DCNAT/UFSJ
- Valdir Mano - DCNAT/UFSJ



© 2026, Lucas Raposo Carvalho, Universidade Federal de São João del-Rei.

Este material está licenciado sob uma licença

Creative Commons Atribuição-NãoComercial 4.0 Internacional (CC BY-NC 4.0).

É permitida a reprodução e a divulgação integral deste documento, por meios convencionais ou eletrônicos, para fins de pesquisa ou estudo, desde que a fonte seja citada.

Baseado em material original de Arnaldo César Pereira, Honória de Fátima Gorgulho, Keyller Bastos Borges, Luciana Guimarães, Patrícia Benefini Martelli e Valdir Mano, reproduzido e adaptado com permissão.

Revisões e Edições

1. 2020.1: Atualização da apostila pelos professores Keyller Bastos Borges (DCNAT/UFSJ) e Patrícia Benedini Martelli (DCNAT/UFSJ);
2. 2023.1: Modificação feita pela professora Honória de Fátima Gorgulho no Experimento 03, substituindo o roteiro desse experimento pelo descrito na apostila do curso de *Química Experimental para Biologia*, preparada pelos professores Luiz Gustavo de Lima Guimarães (DCNAT/UFSJ) e Keyller Bastos Borges (DCNAT/UFSJ);
3. 2026.1: Modificações realizadas pelo professor Lucas Raposo Carvalho (DCNAT/UFSJ):
 - (a) Reedição do texto em \LaTeX ;
 - (b) Revisão de erros ortográficos;
 - (c) Reordenação de alguns experimentos pelo professor Lucas Raposo Carvalho (DCNAT/UFSJ) e pela professora Patrícia Benedini Martelli (DCNAT/UFSJ);
 - (d) Inclusão de itens importantes para a confecção dos relatórios;
 - (e) Exclusão da seção “4. Avaliações”, já que se entende que cada professor pode ter seu próprio estilo de avaliação;
 - (f) Maior detalhamento nos procedimentos experimentais das práticas;
 - (g) Atualização de todos os elementos gráficos (imagens e tabelas) usando o serviço **Chemix**, o pacote **pgfplots** e a própria ferramenta de construção de tabelas do \LaTeX (**tabular**).

Conteúdo

1	Considerações Iniciais	1
1.1	Objetivos da Disciplina	2
1.2	Caderno de Laboratório	2
1.3	Relatórios	3
1.3.1	Capa	4
1.3.2	Introdução	5
1.3.3	Objetivos	5
1.3.4	Parte Experimental	5
1.3.5	Resultados e Discussão	5
1.3.6	Conclusão	6
1.3.7	Bibliografia	6
1.4	Normas de Segurança no Laboratório	8
1.4.1	Acidentes Mais Comuns em Laboratório e Primeiros Socorros	9
1.4.2	Bibliografia sobre normas de segurança no laboratório	11
1.5	Normas e Procedimentos no Laboratório	11
1.6	Bibliografia	12
1	Materiais de Laboratório	15
1.1	Introdução	16
1.2	Objetivos da Aula	16
1.3	Procedimento Experimental	16
2	Medidas de Volume	23
2.1	Introdução	24
2.1.1	Medidas de Volume	24
2.2	Objetivos da Aula	27
2.3	Procedimento Experimental	27
2.3.1	Materiais e Vidrarias	27
2.3.2	Reagentes	28
2.4	Procedimento Experimental	28

2.5	Orientações para o relatório	28
3	Aferição e Densidade	31
3.1	Introdução	32
3.2	Objetivos da Aula	32
3.3	Procedimento Experimental	32
3.3.1	Materiais e Vidrarias	32
3.3.2	Reagentes	33
3.4	Procedimento Experimental	33
3.4.1	Aferição de Material Volumétrico	33
3.4.2	Medidas de Densidade	35
3.5	Orientações para o relatório	36
3.6	Apêndices	37
3.6.1	Apêndice 1 - Densidade da água e do diclorometano em diferentes temperaturas	37
4	Teste de Chama	39
4.1	Introdução	40
4.2	Objetivos da Aula	40
4.3	Procedimento Experimental	41
4.3.1	Materiais e Vidrarias	41
4.3.2	Reagentes	41
4.4	Procedimento Experimental	41
4.4.1	Limpeza do Fio de Níquel-Cromo	41
4.4.2	Teste da Chama	42
4.5	Orientações para o relatório	42
5	Evidências de Reações Químicas	43
5.1	Introdução	44
5.2	Objetivos da Aula	44
5.3	Procedimento Experimental	44
5.3.1	Materiais e Vidrarias	44
5.3.2	Reagentes	44
5.4	Procedimento Experimental	45
5.5	Orientações para o relatório	45
6	Ponto de Fusão do Naftaleno	47
6.1	Introdução	48
6.2	Objetivos da Aula	48

6.3	Procedimento Experimental	48
6.3.1	Materiais e Vidrarias	48
6.3.2	Reagentes	48
6.4	Procedimento Experimental	49
6.4.1	Primeira parte	49
6.4.2	Segunda parte	50
6.5	Orientações para o relatório	50
7	Determinação de Álcool	53
7.1	Introdução	54
7.2	Objetivos da Aula	54
7.3	Procedimento Experimental	54
7.3.1	Materiais e Vidrarias	54
7.3.2	Reagentes	55
7.4	Procedimento Experimental	55
7.4.1	Identificação das fases no sistema água-etanol-gasolina	55
7.4.2	Quantificação do etanol na gasolina	56
7.5	Orientações para o relatório	56
8	Separação de Misturas	59
8.1	Introdução	60
8.2	Objetivos da Aula	60
8.3	Procedimento Experimental	60
8.3.1	Materiais e Vidrarias	60
8.3.2	Reagentes	61
8.4	Procedimento Experimental	61
8.4.1	Destilação Fracionada	61
8.4.2	Centrifugação	61
8.4.3	Destilação Simples	62
8.4.4	Teste das Densidades das Frações	63
8.5	Orientações para o relatório	64
9	Síntese de um Sal Simples	65
9.1	Introdução	66
9.2	Objetivos da Aula	66
9.3	Procedimento Experimental	67
9.3.1	Materiais e Vidrarias	67
9.3.2	Reagentes	67

9.4	Procedimento Experimental	68
9.4.1	Síntese do sulfato de cobre pentaidratado	68
9.4.2	Caracterização do produto	69
9.5	Orientações para o relatório	69
10	Determinação da Fórmula	71
10.1	Introdução	72
10.2	Objetivos da Aula	72
10.3	Procedimento Experimental	72
10.3.1	Materiais e Vidrarias	72
10.3.2	Reagentes	72
10.4	Procedimento Experimental	73
10.5	Orientações para o relatório	73
	Referências	76

Considerações Iniciais

1.1 Objetivos da Disciplina

As disciplinas Química Geral Experimental I e II integram um conjunto básico dos cursos de Licenciatura e de Bacharelado em Química. Nestas disciplinas, o aluno deverá aprender as técnicas básicas de preparação, purificação e caracterização de diversas substâncias, aprender a manipular substâncias tóxicas e inflamáveis e a montar as aparelhagens necessárias para diversas finalidades das outras áreas da química, como orgânica, bioquímica, inorgânica, físico-química e analítica. Além desses aspectos, as disciplinas oferecem ao aluno condições de aprimorar e ampliar seus conhecimentos básicos de química, por meio da interação com as disciplinas teóricas de Química Geral (I e II) oferecidas paralelamente.

1.2 Caderno de Laboratório

Visando ao melhor aproveitamento da disciplina, cada aluno deverá ter um Caderno de Laboratório exclusivo para a disciplina, no qual constarão todas as informações necessárias para a execução e compreensão do experimento a ser realizado. Antes do dia do experimento, a sequência de atividades a serem desenvolvidas deverá ser elaborada e registrada pelo aluno no Caderno de Laboratório contendo:

1. Título, número do experimento e data;
2. Esquema do procedimento (por exemplo, em um diagrama de blocos) e da aparelhagem, se houver;
3. Propriedades físicas dos principais reagentes (ponto de ebulição, ponto de fusão, toxicidade etc.);
4. Equações das reações químicas;
5. Cálculos envolvidos no experimento (concentração, estequiometria etc.);
6. Observações e comentários; e
7. Bibliografia consultada.

Atenção

O caderno é uma exigência do curso e será cobrado semanalmente por amostragem. Os alunos que não apresentarem o caderno organizado em qualquer uma das experiências perderão 1,0 (um) ponto na nota do relatório.

1.3 Relatórios

O relatório é um relato detalhado do experimento científico, geralmente realizado em laboratório. Aprender a elaborar o relatório significa, antes de tudo, aprender a organizar dados, informações e resultados obtidos e a transmiti-los corretamente, segundo os critérios científicos aceitos no mundo todo. Assim, o relatório também faz parte do experimento.

O relatório tem como objetivo principal informar, com exatidão e clareza, como o experimento foi realizado. Desta forma, quem desejar repetir o experimento deve ser capaz de fazê-lo seguindo a descrição do seu relatório.

Devido à importância de saber redigir com qualidade dados científicos, o que também é de extrema importância para professores, após a realização de alguns experimentos deste curso, cada equipe de alunos elaborará um Relatório Científico. Este deverá ser entregue, impreterivelmente, uma semana após a execução do trabalho experimental. Nesse relatório deverão constar obrigatoriamente, e na sequência indicada abaixo, os seguintes itens:

1. Página de capa (contendo o nome e número do experimento);
2. Introdução;
3. Objetivos;
4. Parte Experimental;
 - (a) Materiais e reagentes; e
 - (b) Procedimentos.
5. Resultados e Discussão;
6. Conclusão; e
7. Bibliografia.

A seguir, são apresentados alguns esclarecimentos para a preparação de cada item.

1.3.1 Capa

A capa do relatório deverá conter: nome da instituição, nomes dos autores, título do experimento e local/data de realização do experimento. A **Figura 1.1** apresenta um modelo de capa em papel A4.

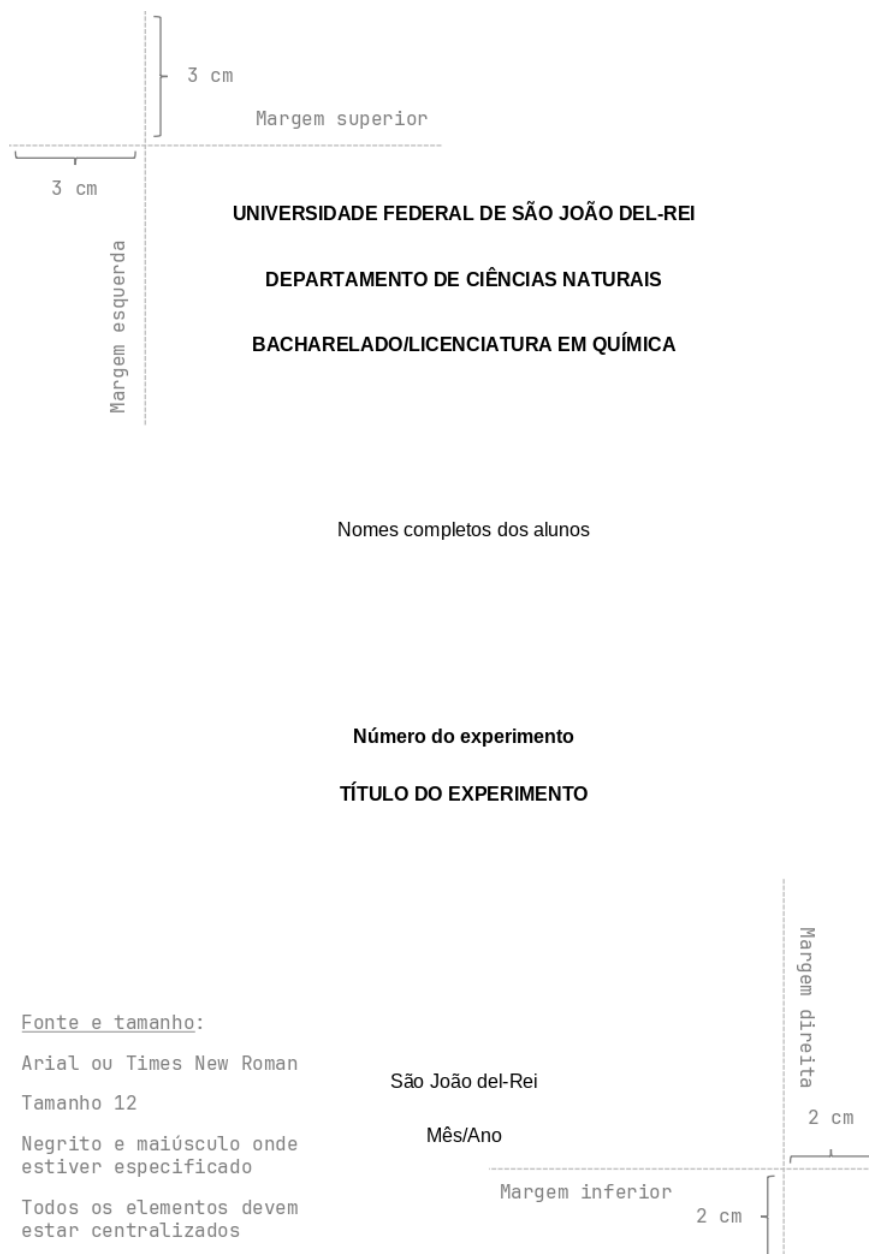


Figura 1.1: Modelo de capa para relatórios científicos em folha A4.

1.3.2 Introdução

Corresponde a uma breve descrição do assunto central do experimento, de modo a apresentá-lo ao leitor, ou seja, a informá-lo sobre o que será feito e o porquê da realização do experimento. Especificamente, ela deve abranger: (i) o problema abordado ou a ser resolvido pelo experimento; (ii) as resoluções ou propostas de resolução existentes na literatura; e (iii) como a abordagem do experimento complementa, confirma ou se diferencia do que já é relatado.

Uma introdução também pode conter uma descrição teórica do fenômeno em estudo, extraída de livros-texto relacionados ao tema. Entretanto, não pode ser uma cópia de um texto ou de qualquer outra referência pesquisada, mas sim uma redação que oriente o leitor sobre o problema estudado e sua importância. Nesta parte do texto, é importante citar referências sobre o assunto a ser abordado.

1.3.3 Objetivos

Nessa parte do relatório, apresentam-se os objetivos específicos do experimento, ou seja, o que se pretende observar. Este item pode ser incluído de forma separada ou juntamente com o último parágrafo da Introdução.

Recomenda-se construir uma seção de **Objetivo Geral** e outra de **Objetivos Específicos**. O objetivo geral do experimento deve constar, em uma ou duas frases, o objetivo principal do trabalho. Os objetivos específicos são as etapas individuais, também expostas de forma resumida, pelas quais se deve passar para atingir o objetivo geral.

1.3.4 Parte Experimental

Deve conter uma descrição precisa e detalhada dos procedimentos utilizados, incluindo eventuais modificações no roteiro, informando todos os dados importantes, como quantidades de reagentes e solventes, tempos e temperaturas das reações, métodos de análise, etc. Esse item é subdividido em “Materiais e reagentes” e “Procedimento experimental”. Para a redação do procedimento, deve-se usar a voz passiva no passado.

1.3.5 Resultados e Discussão

Esta seção é uma das mais importantes de um relatório.

Primeiramente, os resultados obtidos devem ser apresentados da forma mais clara e completa possível, com o uso de tabelas, gráficos, equações químicas, cálculos etc. O texto deve seguir uma sequência lógica e de fácil entendimento.

Em seguida, os resultados obtidos devem ser discutidos, ou seja, comentados pelos autores. Devem-se discutir possíveis fontes de erro, correlacioná-las com os dados obtidos e, sempre que possível, comparar os resultados com os da literatura. É importante a discussão dos resultados e não apenas a apresentação deles. Estes itens podem, opcionalmente, ser apresentados separadamente.

1.3.6 Conclusão

É uma análise crítica e resumida do trabalho todo, estreitamente relacionada aos objetivos propostos. Neste item, deve-se verificar se os objetivos específicos foram atingidos, podendo-se ainda fazer proposições que levem a melhores resultados.

1.3.7 Bibliografia

É a lista de obras de referência utilizadas na elaboração do relatório.

Importante

As referências devem sempre ser citadas no texto, usando números entre colchetes, superescritos ou ainda citando os nomes dos autores em maiúsculas.

As referências bibliográficas devem ser apresentadas conforme as normas da ABNT, como exemplificado abaixo.

Artigos Científicos

Padrão: [ÚLTIMO NOME do autor], [Inicial(is) do Primeiro Nome e Nome(s) do Meio do Autor]. [Título do artigo]. [**Nome da Revista**], [v. Volume], [p. Primeira Página-Última Página], [Ano], [DOI: DOI]

Exemplo: SILVA, C. R.; JARDIM, I. C. S. F.; COLLINS, C. H.; AIROLDI, C. Novas fases estacionárias à base de sílica para cromatografia líquida de alta eficiência. *Química Nova*, 27, 270-276, 2004. DOI: 10.1590/S0100-40422004000200017

Livros

Padrão: [ÚLTIMO NOME do autor], [Inicial(is) do Primeiro Nome e Nome(s) do Meio do Autor]. [Título do livro]. [Edição]. [Endereço: Nome da Editora], [Ano]. [Páginas Publicadas pp.]. [ISBN]

Exemplo: SKOOG, D. A.; HOLLER, F. J.; NIEMAN, T. A. **Princípios de Análise Instrumental**. 5^a ed., Bookman: São Paulo, 2002. 834 pp. ISBN 978-8448127756.

Tese de Doutorado

Padrão: [ÚLTIMO NOME do autor], [Inicial(is) do Primeiro Nome e Nome(s) do Meio do Autor]. [Título do Trabalho]. Tese (Doutorado) – [Universidade], [Cidade da Universidade], [Estado da Universidade], [País da Universidade], [Ano de Defesa]

Exemplo: BORGES, K. B. **Análise estereosseletiva de fármacos com aplicação em estudo de biotransformação empregando fungos**. Tese (Doutorado) – Faculdade de Ciências Farmacêuticas de Ribeirão Preto, USP, Ribeirão Preto, SP, Brasil, 2010

Dissertação de Mestrado

Padrão: [ÚLTIMO NOME do autor], [Inicial(is) do Primeiro Nome e Nome(s) do Meio do Autor]. [Título do Trabalho]. Dissertação (Mestrado) – [Universidade], [Cidade da Universidade], [Estado da Universidade], [País da Universidade], [Ano de Defesa]

Exemplo: CARVALHO, L. R. **Síntese e avaliação da atividade antiprotozoária de derivados de adutos de Morita-Baylis-Hillman e nitropirazóis..** Dissertação (Mestrado) – Universidade Federal de Itajubá (UNIFEI), Itajubá, MG, Brasil, 2018

Página da Internet

Padrão: [ÚLTIMO NOME do autor], [Inicial(is) do Primeiro Nome e Nome(s) do Meio do Autor]. [Título da Página]. Disponível em: [URL da página]. Acesso

em: [Data completa de acesso]

Exemplo: Taylor (<https://chemistry.stackexchange.com/users/9653/taylor>). **Electronegativity in krypton and xenon?**. Disponível em: <https://chemistry.stackexchange.com/q/19190>. Acesso em: 11/03/2026

1.4 Normas de Segurança no Laboratório

A ocorrência de acidentes em laboratórios, infelizmente, não é tão rara quanto possa parecer. Visando diminuir a ocorrência e a gravidade destes eventos, é absolutamente imprescindível que sejam observadas as normas de segurança, descritas abaixo, durante os trabalhos em laboratório.

1. Siga rigorosamente as instruções específicas do professor;
2. Localize os instrumentos anti-incêndio e familiarize-se com o seu uso;
3. Certifique-se do funcionamento dos chuveiros de emergência;
4. Nunca fume no laboratório;
5. Use sempre avental apropriado, luvas e óculos de segurança, sob pena de não poder assistir a aula prática e ainda sofrer as punições previstas pela ausência em cada disciplina;
6. Nunca deixe frascos abertos ou próximos de chama
7. Evite contato de qualquer substância com a pele. Seja extremamente cuidadoso ao manusear quaisquer substâncias;
8. Todas as experiências que envolvem liberação de gases ou vapores tóxicos devem ser realizadas na capela (câmara de exaustão);
9. Sempre que se proceder à diluição de um ácido ou hidróxido concentrado, adicione-o lentamente, sob agitação, sobre a água, e não o inverso;
10. Ao aquecer um tubo de ensaio contendo qualquer substância, não volte a extremidade aberta do tubo para si ou para outra pessoa próxima;
11. Não jogue nenhum material sólido dentro da pia ou nos ralos;

12. Ao introduzir rolhas em vidrarias, umedeça-as convenientemente e enrole a peça de vidro numa toalha para proteger as mãos;
13. Quando for testar um produto químico pelo odor, não coloque o frasco sob o nariz. Desloque, com a mão, os vapores que se desprendem do frasco para a sua direção;
14. Dedique especial atenção a qualquer operação que necessite de aquecimento prolongado ou que envolva grande quantidade de energia;
15. Ao se retirar do laboratório, verifique se não há torneiras (água ou gás) abertas;
16. Desligue todos os aparelhos, deixe todo o equipamento limpo e lave as mãos.

Em um laboratório químico, devemos observar alguns símbolos de advertência para o manuseio de reagentes e para a execução de procedimentos. Alguns desses símbolos são comuns em rótulos de reagentes e nas entradas de laboratórios. Assim, é importante conhecer seus significados para que sejam tomados os cuidados necessários. Os principais símbolos são apresentados na **Figura 1.2**.

1.4.1 Acidentes Mais Comuns em Laboratório e Primeiros Socorros

Atenção

Caso tenha dúvida sobre como proceder em caso de acidente com um determinado produto químico, leia a **FISPQ** (Ficha de Informações de Segurança de Produtos Químicos, ABNT NBR 14725) do produto e siga-a à risca.

Queimaduras

Queimaduras de diferentes tipos devem ser tratadas de modos distintos.

1. Queimaduras causadas por calor seco (chamas e objetos aquecidos):
 - No caso de queimaduras leves, aplicar vaselina líquida;
 - No caso de queimaduras graves, cobri-las com gaze esterilizada umedecida com solução aquosa de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) a 5 %;
 - Procurar um médico imediatamente.

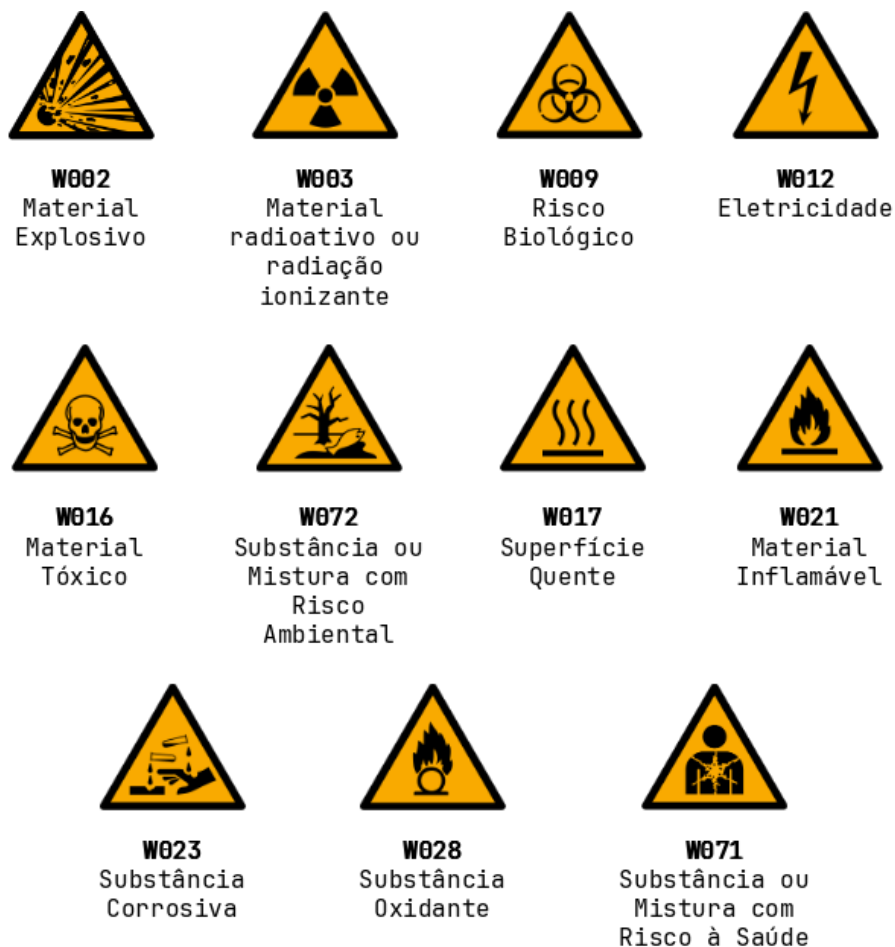


Figura 1.2: Símbolos de Perigo mais comuns em um laboratório de química de acordo com a [ISO 7010-2019](#).

2. Queimaduras por ácidos:

- Lave o local imediatamente com água em abundância por cerca de cinco minutos. A seguir, lave com solução saturada de bicarbonato de sódio e, em seguida, com água.

3. Queimaduras por álcalis (bases):

- Lave imediatamente o local atingido com bastante água durante cinco minutos. Trate com solução de ácido acético a 1 % e lave novamente com água.

Ácidos nos olhos

Nos laboratórios, há lavadores de olhos acoplados aos chuveiros de emergência. A lavagem deve ser feita por 15 minutos, após a qual se aplica solução de bicarbonato

de sódio (NaHCO_3) a 1 %.

Álcali nos olhos

Proceder como no item anterior, substituindo a solução de bicarbonato de sódio por uma solução de ácido bórico (H_3BO_3) a 1 %.

Intoxicação por gases

Remova a vítima para um ambiente arejado e deixe-a descansar.

Ingestão de substâncias tóxicas

Deve-se administrar uma colher de sopa de “antídoto universal”, composto por duas partes de carvão ativo, uma de óxido de magnésio (MgO) e uma de ácido tânico (vitamina do complexo B).

1.4.2 Bibliografia sobre normas de segurança no laboratório

- PAVIA, D.L., LAPMAN, G.M., KRIS, G.S. **Organic Laboratory Techniques**, 2^a ed., Filadélfia: Saunders C. Publishing, 1982. p. 4-13.
- NUIR, G.D. (ed.) **Hazards in the Chemical Laboratory**, 3^a ed., Londres: The Royal Chemical Society, 1988.
- BACCAN, N., BARATA, L.E.S. **Manual de segurança para o Laboratório Químico**, IQ - UNICAMP, 1982.
- CIENFUEGOS, F. **Segurança no laboratório**, Rio de Janeiro: Editora Interciência, 2001.

1.5 Normas e Procedimentos no Laboratório

1. O aluno deverá possuir a apostila contendo todos os roteiros das aulas práticas ministradas no corrente período letivo;
2. O aluno não poderá fazer a prática sem a apostila com o roteiro dela;
3. É obrigatório o uso de jaleco, calça comprida, sapato fechado, luvas e óculos de segurança em todas as aulas práticas;

4. É proibido fumar e comer nos laboratórios;
5. É proibido usar qualquer material do laboratório sem autorização do professor ou técnico responsável;
6. O laboratório não deverá ser usado como sala de estudo;
7. O aluno é responsável pelo material que será usado nas aulas práticas, portanto, deverá ter o cuidado de não o quebrar ou estragá-lo;
8. Secar em estufa apenas o material de vidro necessário;
9. Identificar sempre o material que for colocado em estufa;
10. O material específico recebido para determinado experimento deve ser devolvido limpo e em condições de uso;
11. Providenciar a limpeza do piso ou balcão no caso de queda de material (chamar o técnico responsável, se for necessário);
12. Avisar, imediatamente, os professores ou técnicos qualquer tipo de acidente;
13. Colocar todos os resíduos de reação em frascos apropriados indicados pelos professores ou técnicos responsáveis;
14. Usar balança analítica somente quando for estritamente necessário (existem balanças semi-analíticas à disposição);
15. Em caso de ligar algum equipamento elétrico, sempre checar a voltagem necessária;
16. Manter o local de trabalho limpo e organizado;
17. É proibida a entrada no laboratório de pessoas estranhas à aula;
18. O aluno não deverá deixar sobre as bancadas, em horas de aula, materiais como bolsas, paletós, cadernos, livros e outros. Só devem ficar sobre a bancada a apostila da prática, o caderno e a caneta.

1.6 Bibliografia

1. KOTZ, J.C.; TREICHEL JR., P. **Química Geral e Reações Químicas**, 4^a ed., Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 2002. v. I e II;

2. RUSSELL, J.B. **Química Geral**, 2^a ed., São Paulo: Makron Books, 1994. v. I e II;
3. MAHAN, B.M., MYERS, R.J. **Química - Um curso universitário**, Tradução da 4^a ed. americana, São Paulo: Editora Edgard Blücher, 1995;
4. ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química - Questionando a vida moderna e o meio ambiente**, Porto Alegre: Bookman, 2001;
5. BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. **Química Geral**, 2^a ed., Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1986.

Experimento 1

Materiais de Laboratório

1.1 Introdução

As atividades de laboratório exigem do aluno não apenas o conhecimento das peças e aparelhos utilizados, mas também o emprego adequado de cada um deles.

1.2 Objetivos da Aula

Identificar materiais de laboratório comuns e conhecer as normas de segurança em um laboratório de química.

1.3 Procedimento Experimental

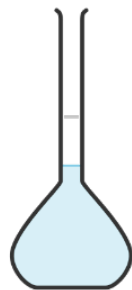
1. Exibir vídeo sobre segurança no laboratório;
2. Identificar, na bancada, cada um dos materiais abaixo:



Balão de fundo chato (em inglês, *boiling flask*). Nele, são aquecidos líquidos e realizadas reações que liberam gases. Para aquecê-lo, use o tripé com a proteção da tela de amianto.



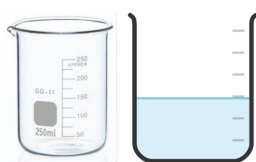
Balão de fundo redondo (em inglês, *round-bottom flask*). Nele, são aquecidos líquidos e realizadas reações que liberam gases.



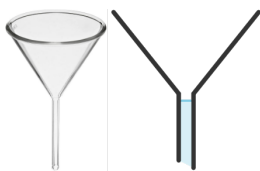
Balão volumétrico (em inglês, *volumetric flask*). É usado para preparar soluções com volumes exatos.



Frasco Erlenmeyer (em inglês, *Erlenmeyer flask* ou *conical flask*). Utilizado em titulações, aquecimento de líquidos, dissolução de substâncias e em reações. Ao aquecê-lo, empregue o tripé com a proteção da tela de amianto.



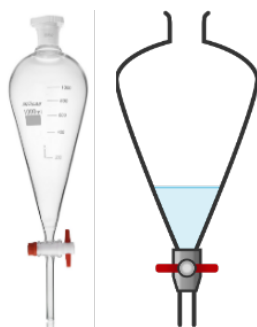
Béquer (em inglês, *beaker*). Adequado para reações, dissolução de substâncias, precipitações e aquecimento de líquidos. Ao aquecê-lo, empregue o tripé com a proteção da tela de amianto.



Funil (em inglês, *funnel*). O funil é utilizado para filtração. Para filtrações mais delicadas (geralmente em análises quantitativas), emprega-se o funil analítico, que apresenta diâmetro pequeno e haste longa.



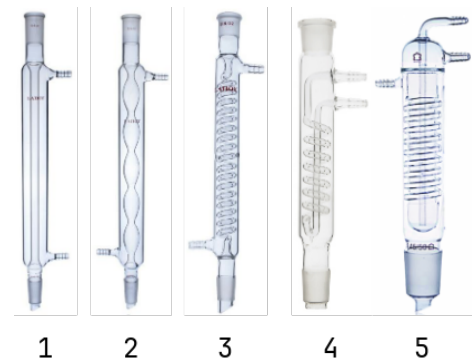
Funil de Büchner (em inglês, *Büchner funnel*). Adapta-se ao Kitassato, usando uma alonga de borracha, nas filtrações a vácuo.



Funil de decantação ou **funil de separação** (em inglês, *separatory funnel*). Utilizado na separação de misturas de líquidos imiscíveis e em processos de extração líquido-líquido.



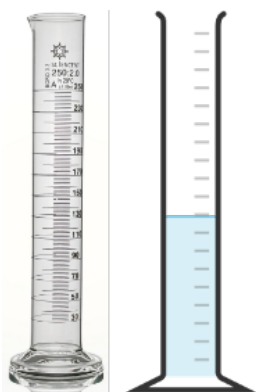
Tubo de ensaio (em inglês, *assay tube*). Empregado em reações em pequena escala, principalmente em testes de reação. Com cuidado e usando uma pinça de madeira, pode ser aquecido diretamente na chama do bico de Bunsen.



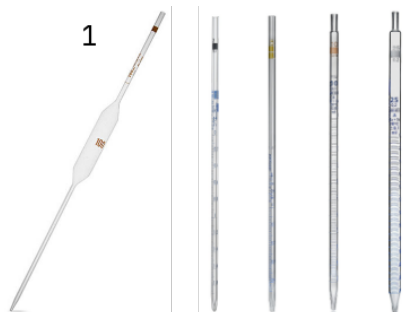
Condensador (em inglês, *condenser*). Dispositivo para liquefazer vapores e usado em reações sob refluxo. É utilizado na destilação. Diferentes tipos de condensadores (Liebig (1), Allihn (2), Graham (3), Dimroth (4) e Friedrichs (5)) têm propósitos distintos.



Bastão de vidro (em inglês, *glass rod*). Haste maciça de vidro, com a qual se agitam as misturas.



Proveta ou cilindro graduado (em inglês, *graduated cylinder*). Utilizada para transferir volumes de líquido. Não oferece grande precisão e nunca deve ser aquecida.



Pipeta. São utilizadas para medir com exatidão e transferir pequenos volumes de líquidos. Podem ser do tipo (1) volumétrica (em inglês, *volumetric pipette*) ou (2) graduada (em inglês, *graduated pipette*).



Bico de Bünser (em inglês, *Bünsen burner*). É a fonte de aquecimento mais empregada em laboratório.



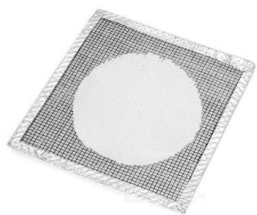
Cadinho (em inglês, *porcelain crucible*). Geralmente é feito de porcelana. Serve para calcinação (aquecimento a seco e em altas temperaturas) de substâncias. Pode ser colocado em contato direto com a chama do bico de Bunsen.



Suporte universal (em inglês, *retort stand*). É empregado em várias operações, sustentando peças como garras e mufas.



Tripé de ferro (em inglês, *tripod*). Sustentáculo utilizado com a tela de amianto para aquecimento de várias peças.



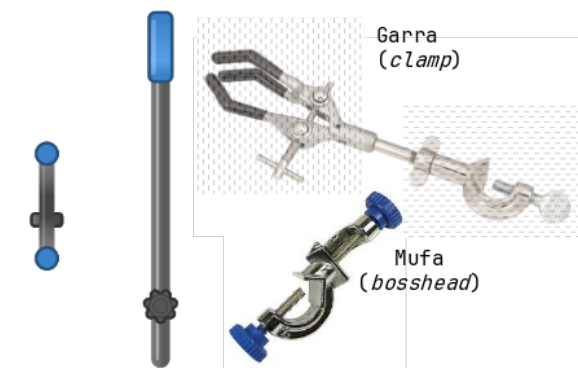
Tela de amianto (em inglês, *wire net with asbestos*). Protege peças submetidas a aquecimento. O amianto distribui o calor uniformemente.



Anel ou Argola (em inglês, *retort ring*). Preso à haste do suporte universal, sustenta o funil durante a filtração.



Pinça simples (em inglês, *tweezers*). Espécie de braçadeira para prender certas peças ao suporte universal.



Garra (em inglês, *retort clamp*). Espécie de braçadeira que prende o condensador (ou outras peças, como balões, Erlenmeyers etc.) à haste do suporte universal. Pode vir com uma mufa (em inglês, *bosshead*) acoplada.



Juntas de vidro (em inglês, *glass joint*). São usadas para conectar vidrarias sem rolhas. Podem ser expansivas (em inglês, *expansion adapter*), aumentando o calibre da vidraria, ou redutoras (em inglês, *reduction adapter*), diminuindo-o.



Estante de tubos de ensaio (em inglês, *test tube rack*). Serve para alojar tubos de ensaio.



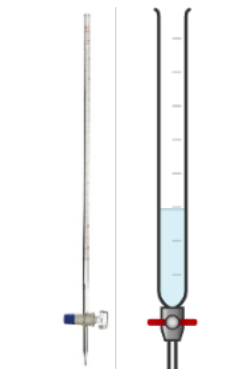
Pinça de madeira (em inglês, *wooden test tube clamp*). Utilizada para segurar tubos de ensaio em aquecimento, evitando queimaduras nos dedos.



Cápsula de porcelana (em inglês, *porcelain evaporating dish*). Recipiente para evaporar líquidos.



Vidro de relógio (em inglês, *watch glass*). Peça côncava para evaporação em análises de líquidos.



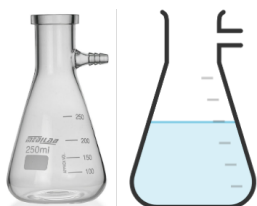
Bureta (em inglês, *burette*). Serve para medir volumes, principalmente em análises.



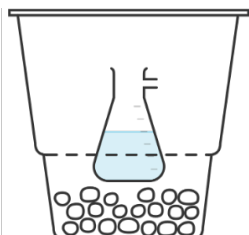
Triângulo de porcelana (em inglês, *clay triangle*). Suporte para cadinhos de porcelana, em contato direto com a chama do bico de Bunsen.



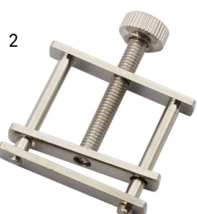
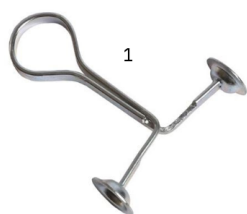
Almofariz e pistilo (em inglês, *mortar and pestle*). Empregados para triturar e pulverizar sólidos.



Kitassato (em inglês, *filter flask*). Compõe a aparelhagem de filtração a vácuo. Sua saída lateral é conectada a uma trompa de vácuo.



Dessecador (em inglês, *desiccator*). Nele guardam-se substâncias sólidas para secagem. Sua atmosfera interna deve apresentar baixo teor de umidade, controlado por pérolas de sílica secantes.



(1) **Pinça de Mohr** (em inglês, *Mohr's pinchcock*) e (2) **pinça de Hofmann** (em inglês, *Hofmann's pinchcock*). Servem para reduzir ou obstruir a passagem de gases ou líquidos por tubos flexíveis.



Pinça metálica ou **tenaz** (em inglês, *beaker clamp*). Serve para manipular objetos aquecidos.



Pisseta (em inglês, *wash bottle*). Frasco para lavagem de materiais e recipientes por meio de jatos de água, álcool e outros solventes.



Bomba de vácuo (em inglês, *vacuum pump*). Equipamento que realiza a sucção nas filtrações a vácuo. Substituiu a trompa de vácuo, adaptada a uma torneira.



Cabeça de destilação (em inglês, *distillation head*). Conector entre o frasco destilador (ou a coluna de fracionamento) e o condensador, num sistema de destilação. Além disso, permite a adaptação do termômetro no sistema de destilação.



Alonga (em inglês, *receiver adapter*). Conector entre o condensador e o frasco coletor em um sistema de destilação.

Experimento 2

Medidas de Volume

2.1 Introdução

Em laboratório, o aluno terá sempre de fazer uso de vários tipos de medidas, sendo de grande importância as que envolvem volume e massa. Torna-se necessário, portanto, que ele conheça corretamente as diversas grandezas de volume e a correspondência entre essas grandezas. Ele deve ser capaz de identificar e caracterizar os recipientes volumétricos. É necessário que esteja ciente dos erros que porventura possam ocorrer, evitando-os. A eficiência na manipulação dos recipientes volumétricos, bem como de qualquer aparelho ou peça de laboratório, também depende, fundamentalmente, dos procedimentos de limpeza.

2.1.1 Medidas de Volume

A seguir, são descritos alguns recipientes volumétricos e a técnica correta de utilizá-los.

Proveta: Recipiente de vidro ou de plástico para medidas aproximadas. As provetas possuem volumes totais variados, como 5 mL, 10 mL, 25 mL, 50 mL, 100 mL, 250 mL, 500 mL e 1000 mL. Deve ser usada na posição vertical e, para aferição, eleve o menisco até a altura dos olhos. Para esvaziar o líquido, entorne-a vagarosamente (pode-se usar um bastão de vidro para melhorar o escoamento, evitando respingos), mantendo-a inclinada até o escoamento completo.

Bureta: Destina-se especificamente a titulações. É um tubo cilíndrico, graduado em mL, com uma torneira controladora de vazão na extremidade inferior. Quando graduadas em 0,01 mL, chamam-se microburetas e são utilizadas para medir volumes com maior precisão. Há também as buretas automáticas com dispositivos que conduzem o líquido automaticamente para dentro delas, evitando a contaminação do líquido pelo gás carbônico (CO_2) do ar.

Balão volumétrico: Trata-se de um recipiente de vidro com o colo longo e fundo chato. Um traço de aferição no gargalo indica a capacidade volumétrica. Há balões de várias capacidades, utilizados no preparo de soluções. Ao trabalhar com um balão volumétrico, mantenha-o sempre na vertical. Para despejar um líquido dentro dele, use um funil. Essa operação se dá por etapas, homogeneizando (agitando o balão) a mistura que está sendo preparada com frequência. Para aferição, coloque o balão sobre a bancada e, na altura dos olhos, faça a leitura, sempre tomando como referência a parte inferior do menisco. Após isso, tampe e faça a homogeneização total com movimentos giratórios lentos.

Pipetas: São aparelhos de medição mais precisos. Existem dois tipos de pipeta: as volumétricas e as graduadas. A volumétrica tem apenas um traço de aferição na parte superior para indicar sua capacidade. Já a graduada possui uma escala que permite obter diversas medidas de volume. A pipetagem de uma solução deve ser realizada de forma metódica e cuidadosa. Os passos principais são:

1. Segure a pipeta pela extremidade superior (use o polegar, o indicador e o dedo médio);
2. Mergulhe a extremidade inferior da pipeta no líquido a ser retirado, tomando o cuidado de não a deixar bater contra o fundo do recipiente;
3. Succione com o pipetador na parte superior, até notar que o líquido subiu um pouco acima do traço de aferição. Puxar devagar, para que o líquido não chegue à boca do pipetador;
4. Elevar a pipeta até que o traço de aferição fique na altura dos olhos;
5. Com a outra mão, segure o recipiente do qual está sendo retirado o líquido. Posicione o recipiente de modo que a ponta da pipeta encoste na parede interna;
6. Ao conseguir aferição, feche o orifício com o dedo indicador;
7. Enxugue a superfície exterior da pipeta com papel poroso;
8. Leve a pipeta até o recipiente de destino, encoste a ponta na parede interna e deixe o líquido escorrer;
9. Após a vazão total do líquido, toque a parede interna do recipiente com a extremidade inferior da pipeta para escoar a última gota. Nunca assopre esse tipo de pipeta para esgotar o restante do líquido que sempre sobrar dentro dela;
10. Nas pipetas de escoamento total (cuja graduação vai até a ponta), sopre até esgotar o último mililitro. Somente esse tipo de pipeta deve ser soprado para que todo o líquido escoe.

Pipetador de borracha: No passado, a operação de pipetagem envolvia o enchimento da pipeta por sucção com a boca. Esse procedimento, entretanto, não é mais recomendado por ser perigoso e anti-higiênico, podendo causar acidentes graves, como intoxicações ou queimaduras por soluções ácidas ou alcalinas. Existem

diversas formas de evitar o uso da boca durante a operação de pipetagem. Todavia, a mais prática e versátil é a utilização de um pipetador de borracha (**Figura 2.1**), um bulbo de borracha no qual se pode criar vácuo.



Figura 2.1: Pipetador de borracha.

Esse aparelho tem três válvulas para passagem de ar: **A**, **S** e **E**. A válvula **A**, ao ser pressionada, abre-se, permitindo a retirada do ar do bulbo, isto é, a formação de vácuo; então, ao se pressionar a válvula **S**, consegue-se aspirar o volume desejado de líquido. Finalmente, esse volume de líquido pode ser transferido, isto é, a pipeta pode ser esvaziada, pressionando-se a válvula **E**.

Atenção

Para sua segurança e proteção, sempre utilize um pipetador de borracha para realizar pipetagem de qualquer tipo de líquido.

Dentre os erros mais comuns nas medidas volumétricas, destacam-se:

- Leitura da graduação volumétrica da parte **superior** do menisco;
- Medição de volume de **soluções quentes**;
- Uso de instrumento inadequado para medir volumes;
- Uso de instrumento molhado ou sujo;
- Formação de **bolhas** nos recipientes;
- Controle indevido da velocidade de escoamento.

De modo geral, para medidas aproximadas de volumes líquidos, usam-se provetas. Para medidas precisas, usam-se pipetas, buretas e balões volumétricos, que constituem o chamado material volumétrico. Aparelhos volumétricos são calibrados pelo fabricante e a temperatura padrão de calibração é de 20 °C.

A medida do volume do líquido é feita comparando o nível do líquido aos traços indicados na parede do recipiente. A leitura do nível para líquidos transparentes deve ser feita na parte inferior do menisco, com a linha de visão do operador perpendicular à escala graduada, para evitar o erro de paralaxe (**Figura 2.2**).

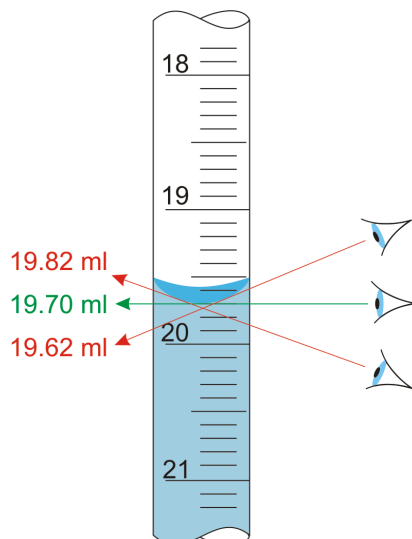


Figura 2.2: Esquema do erro de paralaxe. A imagem mostra que a leitura correta ocorre quando se alinha a parte inferior do menisco ao nível da visão do observador. Figura retirada de ([Generalic, 2022b](#)).

Com líquidos escuros, a leitura é feita na parte **superior** do menisco.

2.2 Objetivos da Aula

Familiarizar-se com medidas de volume.

2.3 Procedimento Experimental

2.3.1 Materiais e Vidrarias

- Bureta de 50 mL (1);
- Suporte universal (1);
- Pinça dupla para bureta (1);
- Pisseta (1);
- Pipeta volumétrica de 20 mL (1);

- Pipeta graduada de 20 mL (1);
- Béquer de 50 mL (3);
- Proveta de 25 mL (1);
- Pipetador de borracha.

2.3.2 Reagentes

- Água destilada.

2.4 Procedimento Experimental

1. Meça 20 mL de água com uma bureta e transfira esse volume para um béquer de 50 mL. Verifique o erro na escala;
2. Meça 20 mL de água com uma pipeta volumétrica e um pipetador de borracha e transfira esse volume para um béquer de 50 mL. Verifique o erro na escala;
3. Meça 20 mL de água com uma pipeta graduada e um pipetador de borracha e transfira esse volume para um béquer de 50 mL. Verifique o erro na escala;
4. Meça 25 mL de água com a pipeta volumétrica e transfira esse volume para uma proveta. Compare a precisão das escalas;
5. Meça 25 mL de água com um béquer e transfira esse volume para uma proveta. Verifique o erro na escala.

2.5 Orientações para o relatório

1. Explique, em cada caso, a que se devem as diferenças observadas nos volumes medidos;
2. Coloque os quatro aparelhos utilizados em ordem crescente de precisão;
3. Discuta quais vidrarias podem ser usadas e quais não devem ser usadas em medições precisas de volume. Faça o mesmo, considerando medidas aproximadas de volume;

4. Elabore um esquema de cada tipo de aparelho de medição volumétrica observado;
5. Discute as situações ideais de uso de uma pipeta volumétrica e de uma pipeta graduada.

Experimento 3

Aferição de Vidraria e Medidas de Densidade

3.1 Introdução

Os aparelhos volumétricos devem ser calibrados ou aferidos antes de serem utilizados, para verificar se os volumes indicados correspondem aos volumes reais ou se necessitam de correção na graduação.

A calibração ou aferição é realizada pela pesagem da quantidade de água nele contida a uma dada temperatura. Esse processo é feito medindo-se a massa de água destilada contida no aparelho volumétrico e, com base na equação de densidade, calculando-se o volume real de água no recipiente. Porém, devem-se tomar alguns cuidados quanto a essas medidas. Deve-se levar em conta a expansão térmica da água e da vidraria em função da temperatura do laboratório. Para isso, a densidade da água deve ser cuidadosamente escolhida para o cálculo do volume de acordo com a temperatura do procedimento.

A densidade (ρ) é a relação entre a massa (m) e o volume (V) de uma amostra a uma dada temperatura,

$$\rho = \frac{m}{V}, \quad (3.1)$$

e pode ser expressa mais comumente por g mL^{-1} ou g cm^{-3} . O instrumento mais importante e mais comumente utilizado em um laboratório químico para medições de massa é a balança. As balanças são usualmente classificadas de acordo com sua precisão, sendo os seguintes tipos mais comuns:

- Balança semi-analítica: precisão de 10 mg (0,01 g);
- Balança analítica: precisão de 0,1 mg (0,0001 g).

3.2 Objetivos da Aula

Aferir algumas vidrarias volumétricas e determinar a densidade de alguns sólidos e líquidos.

3.3 Procedimento Experimental

3.3.1 Materiais e Vidrarias

- Pipeta volumétrica de 10 mL (1);
- Pipeta volumétrica de 5 mL (1);
- Pipetador de borracha (1)
- Bureta de 25 mL (1);
- Suporte universal (1);
- Pinça dupla para bureta (1);
- Balão volumétrico de 25 mL (1);
- Erlenmeyer de 250 mL (2);
- Termômetro (1);
- Balança analítica (1);
- Proveta de 50 mL (1);
- Proveta de 25 mL (1);
- Béquer de 25 mL (1);
- Béquer de 50 mL (2);
- Pregos (1);
- Pedra (1);
- Pisseta (1);

3.3.2 Reagentes

- Água destilada;
- Diclorometano (CH_2Cl_2).

3.4 Procedimento Experimental

3.4.1 Aferição de Material Volumétrico

Aferição de um balão volumétrico de 25 mL

1. Utilizando um balão volumétrico de 25 mL seco, sem tocá-lo diretamente com as mãos, coloque-o sobre o prato de uma balança analítica e anote sua massa;
2. Retire o balão da balança e complete o volume do balão com água destilada;
3. Retorne o balão à balança e anote a massa do conjunto;
4. Faça a aferição da temperatura da água no balão volumétrico;
5. Com base na temperatura da água, na sua massa e na **Equação 3.1**, calcule o volume real da aferição da vidraria;
6. Descarte a água do balão e repita os passos anteriores duas vezes, obtendo um resultado em triplicata.

Aferição de uma pipeta volumétrica de 10 mL

1. Encha um béquer de 25 mL com água destilada;
2. Coloque um Erlenmeyer limpo e seco de 250 mL em uma balança analítica e anote sua massa;
3. Com o auxílio de um pipetador de borracha, aspire água destilada do béquer em uma pipeta volumétrica previamente limpa de 10 mL até acima da sua graduação e abaixo do nível do pipetador;
4. Retire a pipeta do béquer e seque sua parte externa com papel absorvente;
5. Esvazie o conteúdo da pipeta no béquer até acertar o menisco;
6. Verta a quantidade de água remanescente no Erlenmeyer previamente pesado;
7. Faça a aferição da temperatura da água no Erlenmeyer;
8. Pese o conjunto Erlenmeyer e água e anote sua massa;
9. Com base na temperatura da água, na sua massa e na **Equação 3.1**, calcule o volume real da aferição da vidraria;
10. Descarte a água do Erlenmeyer e repita os passos anteriores duas vezes, obtendo um resultado em triplicata.

Aferição de uma bureta de 25 mL

1. Coloque um Erlenmeyer limpo e seco de 250 mL em uma balança analítica e anote sua massa;
2. Complete o volume de uma bureta de 25 mL, devidamente fixada em um suporte universal com uma pinça dupla, até acima do traço correspondente ao zero;
3. Caso haja bolhas de ar no interior da bureta, elimine-as, escoando rapidamente parte do líquido contido na bureta ou batendo **levemente** nas laterais da bureta com o pipetador de borracha;
4. Se for necessário, complete novamente a bureta até acima do traço do zero e acerte o zero, abrindo **levemente** a torneira e escoando parte do líquido em um béquer de 25 mL;

5. Enxugue a extremidade externa da ponta da bureta com papel absorvente e tome cuidado para o papel não absorver água no interior da bureta;
6. Deixe escoar, lentamente e com exatidão, 5,0 mL de água no Erlenmeyer previamente pesado;
7. Pese o Erlenmeyer cheio, anote a massa do conjunto e faça a aferição da temperatura da água;
8. Com base na temperatura da água, na sua massa e na **Equação 3.1**, calcule o volume real da aferição da vidraria;
9. Deixe escoar, lentamente e com exatidão, 5,0 mL adicionais de água no Erlenmeyer, pese o conjunto cheio (agora com 10,0 mL de água), anote a massa, faça a aferição da temperatura e calcule o volume real da aferição da vidraria;
10. Repita a etapa de escoamento e pesagem até que os 25,0 mL da bureta tenham sido escoados;
11. Repita o procedimento mais duas vezes, obtendo um conjunto de resultados em triplicata.

3.4.2 Medidas de Densidade

Determinação da densidade de sólidos

1. Pese um prego seco e anote sua massa;
2. Adicione, exatamente, 20 mL de água a uma proveta de 25 mL limpa e seca;
3. Mergulhe, cuidadosamente, o prego previamente pesado na água da proveta;
4. Anote o volume de água resultante;
5. Com base na diferença dos volumes, calcule o volume do prego e anote-o na **Tabela 3.1**;
6. Repita esse procedimento, usando a pedra no lugar do prego e uma proveta de 50 mL, em vez de uma de 25 mL.

Tabela 3.1: Valores de massa (m , g), volume (V , mL), densidade (ρ , g/mL) e temperatura (T , °C) de alguns materiais e solventes.

Amostra	m (g)	V (mL)	ρ (g/mL)	T (°C)
Prego				-
Pedra				-
Água				
Diclorometano				

Determinação da densidade de líquidos

1. Coloque um béquer previamente limpo e seco de 25 mL em uma balança analítica e zere a balança;
2. Com auxílio de uma pipeta graduada de 5 mL e um pipetador de borracha, transfira 5 mL de água destilada para o béquer;
3. Pese o conjunto obtido e transfira os dados para a **Tabela 3.1**;
4. Retire o béquer da balança, faça a aferição da temperatura do líquido e transfira o dado para a **Tabela 3.1**;
5. Repita esse processo, utilizando diclorometano CH_2Cl_2 em vez de água.

3.5 Orientações para o relatório

1. Explique, em cada caso, a que se devem as diferenças observadas nos volumes medidos para aferição das vidrarias;
2. Coloque as três vidrarias utilizadas em ordem crescente de precisão;
3. Discuta quais vidrarias podem ser usadas e quais não devem ser usadas em medições precisas de volume (não apenas as que foram aferidas). Discuta o uso dessas vidrarias para medidas aproximadas de volume;
4. Discuta os dados apresentados na **Tabela 3.1**;
5. Compare os valores de densidade obtidos para H_2O e para o diclorometano com os valores tabelados na literatura, considerando as temperaturas aferidas.

3.6 Apêndices

3.6.1 Apêndice 1 - Densidade da água e do diclorometano em diferentes temperaturas

Tabela 3.2: Densidade (ρ , g/mL) da água (Jones; Harris, 1992) e do diclorometano (Boruń; Bald, 2016; Gonçalves *et al.*, 2011; Ivaniš *et al.*, 2015) em diferentes temperaturas (T , °C) e a 10^4 Pa.

T (°C)	ρ (g/mL)	
	Água	Diclorometano
15	0,99910	1,33467 ¹
16	0,99894	
17	0,99877	1,33185 ²
18	0,99859	
19	0,99840	
20	0,99820	1,32635 ²
21	0,99799	
22	0,99777	
23	0,99754	
24	0,99729	
25	0,99704	1,31678 ²
26	0,99678	
27	0,99651	1,30703 ¹
28	0,99623	
29	0,99594	
30	0,99564	1,3068 ³
31	0,99534	
32	0,99502	
33	0,99470	
34	0,99437	
35	0,99403	1,2974 ³

¹ (Boruń; Bald, 2016)

² (Gonçalves *et al.*, 2011)

³ (Ivaniš *et al.*, 2015)

Experimento 4

Teste de Chama

4.1 Introdução

A chama desempenha um papel muito importante na Química. A **Figura 4.1** ilustra um esquema de uma chama, mostrando as principais regiões e suas respectivas temperaturas aproximadas. O teste da chama baseia-se no fato de que o fornecimento de energia a um elemento faz com que elétrons da camada de valência absorvam esta energia, passando para um nível excitado. O retorno desses elétrons ao estado fundamental emite uma quantidade de energia com comprimento de onda característico do elemento e da mudança de nível eletrônico. Assim, a cor resultante da chama é utilizada para identificar o referido elemento.

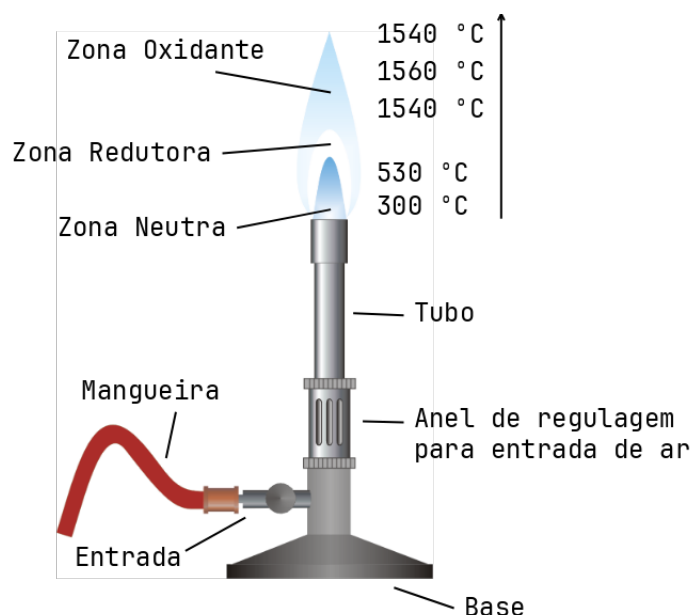


Figura 4.1: Imagem esquemática de um bico de Bunsen, mostrando as principais regiões do instrumento e da chama produzida. Imagem adaptada de (Generalic, 2022a).

4.2 Objetivos da Aula

Identificar metais pela coloração produzida em uma chama a alta temperatura e correlacionar este fenômeno com o modelo atômico de Bohr.

4.3 Procedimento Experimental

4.3.1 Materiais e Vidrarias

- Fio de níquel-cromo;
- Bico de Bunsen;
- Fósforo;
- Tubo de ensaio (6);
- Estante para tubos de ensaio;
- Conta-gotas (5).

4.3.2 Reagentes

- Solução 6 mol L⁻¹ de HCl (ácido clorídrico);
- Solução 0,2 mol L⁻¹ de CaCl₂ (cloreto de cálcio);
- Solução 0,2 mol L⁻¹ de BaCl₂ (cloreto de bário);
- Solução 0,2 mol L⁻¹ de SrCl₂ (cloreto de estrôncio);
- Solução 0,2 mol L⁻¹ de KCl (cloreto de potássio);
- Solução 0,2 mol L⁻¹ de NaCl (cloreto de sódio).

4.4 Procedimento Experimental

4.4.1 Limpeza do Fio de Níquel-Cromo

1. Aqueça o fio fornecido de níquel-cromo na chama do bico de Bunsen até que o fio adquira coloração rubra;
2. Mergulhe em uma solução aquecida de ácido clorídrico (HCl) 6 mol L⁻¹, contida em um tubo de ensaio;
3. Remova o fio da solução e aqueça-o novamente na chama do bico de Bunsen;
4. Repita o procedimento até que a chama não apresente coloração quando o fio for colocado nela.

4.4.2 Teste da Chama

1. Adicione 10 gotas de uma solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de CaCl_2 (cloreto de cálcio) a um tubo de ensaio;
2. Mergulhe a ponta do fio de níquel-cromo na solução, leve à zona oxidante da chama, observe a cor da chama e anote o resultado;
3. Limpe o fio de níquel-cromo de acordo com o procedimento anterior;
4. Repita o procedimento anterior com as soluções de BaCl_2 (cloretos de bário), SrCl_2 (cloreto de estrôncio), KCl (cloreto de potássio) e NaCl (cloreto de sódio). **IMPORTANTE:** Deixe a amostra de NaCl para ser analisada **por último**;
5. Anote todas as cores obtidas e organize-as em uma tabela.

4.5 Orientações para o relatório

1. Explique por que as diferentes substâncias apresentam cores diferentes ao serem aquecidas na chama;
2. Como o modelo atômico de Bohr pode ser usado para explicar esses resultados?
3. Discuta sobre a espécie química responsável pela emissão de luz;
4. Quais são as limitações do experimento na determinação das cores?
5. É possível relacionar este experimento ao fenômeno das cores em fogos de artifício? Como?

Experimento 5

Evidências de Reações Químicas

5.1 Introdução

Nem sempre uma reação química fornece informações visuais que permitam evidenciar a sua ocorrência. Entretanto, mesmo que nenhum fato seja registrado visualmente, outros indícios são úteis no acompanhamento de uma reação, tais como: (*i*) variação de temperatura, (*ii*) mudança nas propriedades organolépticas (cor, sabor, textura, odor e sons), (*iii*) formação de precipitado, (*iv*) liberação de gás, (*v*) aparecimento de odor característico etc. Quando juntamos duas ou mais substâncias e percebemos alguma dessas evidências, podemos afirmar com certeza que ocorreu uma reação. No entanto, se não percebemos um fato novo, isso não significa que não ocorreu reação – pode ter ocorrido ou não.

5.2 Objetivos da Aula

Verificar a ocorrência de reações químicas por meio de evidências experimentais, equacionar e balancear as reações observadas.

5.3 Procedimento Experimental

5.3.1 Materiais e Vidrarias

- Conta-gotas (13);
- Estante para tubos de ensaio;
- Tubo de ensaio (13);
- Pregos.

5.3.2 Reagentes

- Solução $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ de HCl (ácido clorídrico);
- Solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de K_2CrO_4 (cromato de potássio);
- Solução $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH (hidróxido de sódio);
- Zn (zinco) metálico;
- Cu (cobre) metálico;
- Solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de Na_2CO_3 (carbonato de sódio);
- Solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de BaCl_2 (cloreto de bário);

- Solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de Na_2SO_4 (sulfato de sódio);
- Solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de KNO_3 (nitrato de potássio);
- Solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de CuSO_4 (sulfato de cobre(II));
- Solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de NH_4OH (hidróxido de amônio);
- Solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de FeCl_3 (cloreto de ferro(III));
- Solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de KSCN (tiocianato de potássio);
- Solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de CaCl_2 (cloreto de cálcio).

5.4 Procedimento Experimental

1. Com o auxílio de conta-gotas, misture cerca de 1 mL das soluções aquosas dos reagentes necessários, dois a dois, em um tubo de ensaio conforme apresentado na **Tabela 5.1**. **IMPORTANTE:** Não utilize pipetas sujas para misturar as soluções, pois há risco de contaminação e de falsos positivos;
2. Na **Tabela 5.1**, anote, na coluna “Evidência de Reação Química”, as observações após cada mistura.

5.5 Orientações para o relatório

1. Diferencie uma equação química de uma reação química;
2. Faça uma tabela contendo todas as equações químicas balanceadas para cada reação que tenha ocorrido;
3. Discuta as características de cada um dos produtos formados nos 13 tubos de ensaio;
4. Em algumas misturas realizadas, não se observou evidência de reação. Qual a consequência disso?

Tabela 5.1: Misturas a serem realizadas e evidências de reação a serem anotadas.

Experimento	Soluções ou Sólidos Misturados	Evidência de Reação Química
1	HCl (1,0 mol L ⁻¹) e NaOH (1,0 mol L ⁻¹) ^a	
2	HCl (1,0 mol L ⁻¹) e Na ₂ CO ₃ (0,5 mol L ⁻¹)	
3	HCl (1,0 mol L ⁻¹) e K ₂ CrO ₄ (0,2 mol L ⁻¹)	
4	HCl (1,0 mol L ⁻¹) e Zn(s)	
5	HCl (1,0 mol L ⁻¹) e Cu(s)	
6	BaCl ₂ (0,2 mol L ⁻¹) e Na ₂ SO ₄ (0,2 mol L ⁻¹)	
7	BaCl ₂ (0,2 mol L ⁻¹) e KNO ₃ (0,2 mol L ⁻¹)	
8	BaCl ₂ (0,2 mol L ⁻¹) e K ₂ CrO ₄ (0,2 mol L ⁻¹)	
9.1 ^b	CuSO ₄ (0,2 mol L ⁻¹) e NH ₄ OH (0,5 mL, 0,2 mol L ⁻¹)	
9.2 ^b	NH ₄ OH em excesso (5 mL, 0,2 mol L ⁻¹)	
10	CuSO ₄ (0,2 mol L ⁻¹) e Fe(s) (prego)	
11	FeCl ₃ (0,2 mol L ⁻¹) e NaOH (0,2 mol L ⁻¹)	
12	FeCl ₃ (0,2 mol L ⁻¹) e KSCN (0,2 mol L ⁻¹)	
13	Na ₂ CO ₃ (0,5 mol L ⁻¹) e CaCl ₂ (0,2 mol L ⁻¹)	

^a Aferir a temperatura inicial de cada solução e, após a mistura, a da mistura final.

^b Usar o mesmo tubo de ensaio para 9.1 e 9.2.

Experimento 6

Determinação do Ponto de Fusão do Naftaleno

6.1 Introdução

No laboratório, o químico frequentemente precisa identificar materiais desconhecidos. Para isso, utiliza-se uma propriedade característica das substâncias, como a densidade. No entanto, uma propriedade, por si só, não é suficiente para caracterizar uma substância, uma vez que substâncias diferentes podem, por exemplo, ter densidades semelhantes. Duas outras propriedades importantes para a caracterização de uma substância pura são: (i) o ponto de fusão e (ii) o ponto de ebulição. Neste experimento, serão utilizadas duas formas distintas para determinar o ponto de fusão da naftalina.

6.2 Objetivos da Aula

Construir a curva de solidificação da naftalina e determinar seu ponto de fusão.

6.3 Procedimento Experimental

6.3.1 Materiais e Vidrarias

- Esfera de naftalina (1);
- Máscara (1);
- Almofariz (1);
- Pistilo (1);
- Papel de filtro (1);
- Tubo de ensaio (1);
- Estante de tubos de ensaio (1);
- Béquer de 250 mL (2);
- Pisseta com água destilada;
- Bico de Bunsen (1);
- Tripé de ferro (1);
- Tela de amianto (1);
- Termômetro (2);
- Suporte universal (2);
- Garra (2);
- Mufa (2);
- Anel de Borracha (2);
- Tubo capilar (1).

6.3.2 Reagentes

- Água destilada.

6.4 Procedimento Experimental

6.4.1 Primeira parte

1. Triture uma esfera de naftalina com o auxílio de um almofariz e de um pistilo.
IMPORTANTE: Faça esse procedimento usando máscara na capela e mantenha-se afastado do almofariz;
2. Dobre um papel de filtro no formato de um funil e use-o para transferir o conteúdo do almofariz para um tubo de ensaio;
3. Coloque água em um béquer de 250 mL até, aproximadamente, 1/3 de seu volume;
4. Coloque o tubo de ensaio com a naftalina no béquer e aqueça o conjunto utilizando um bico de Bunsen e uma tela de amianto como suporte, conforme a **Figura 6.1**;

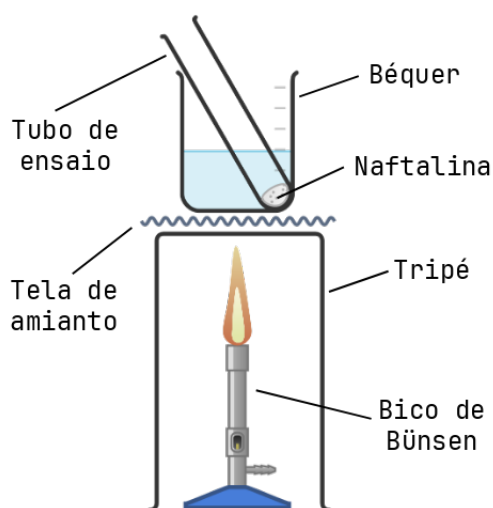


Figura 6.1: Aparato usado para aferir o ponto de fusão do naftaleno, que inclui um bico de Bunsen, um tripé de ferro, uma tela de amianto, um béquer com água e um tubo de ensaio contendo naftalina triturada.

5. Quando a naftalina estiver quase toda fundida, coloque o termômetro no tubo de ensaio, em contato com o sólido; observe a variação de temperatura até que toda a naftalina se funda e deixe em aquecimento até atingir 90 °C;

Atenção

Tome cuidado para não deixar a temperatura ultrapassar o limite máximo do termômetro.

6. Retire o tubo com o termômetro e prenda o sistema em um suporte universal;
7. Faça a aferição da temperatura a cada 15 s até que a naftalina se solidifique e anote os valores em uma tabela (o controle da temperatura pode ser interrompido por volta de 70 °C), dando atenção especial aos valores no início e no fim da solidificação;

Atenção

Aqueça novamente o tubo para fundir a naftalina e retirar o termômetro. Não tente retirá-lo com a naftalina ainda sólida, pois poderá quebrá-lo. Para a limpeza do tubo de ensaio, mergulhe-o em água fervente.

6.4.2 Segunda parte

1. Coloque água em um béquer de 250 mL até, aproximadamente, 1/3 de seu volume;
2. Feche a extremidade de um tubo capilar e coloque a naftalina triturada até, no máximo, 2 mm de altura do tubo capilar;
3. Com o auxílio de um anel de borracha, prenda o capilar ao termômetro, de modo que a amostra fique na altura do bulbo;
4. Prenda este conjunto em um suporte universal, mantendo-o mergulhado na água do béquer, conforme a **Figura 6.2**;
5. Inicie o aquecimento. A elevação de temperatura deve ser lenta para melhor observação do termômetro;
6. Anote as temperaturas inicial e final da mudança de estado da amostra.

6.5 Orientações para o relatório

1. Construa um gráfico tempo × temperatura do processo de resfriamento. Interprete esse gráfico e determine a temperatura de solidificação da naftalina;

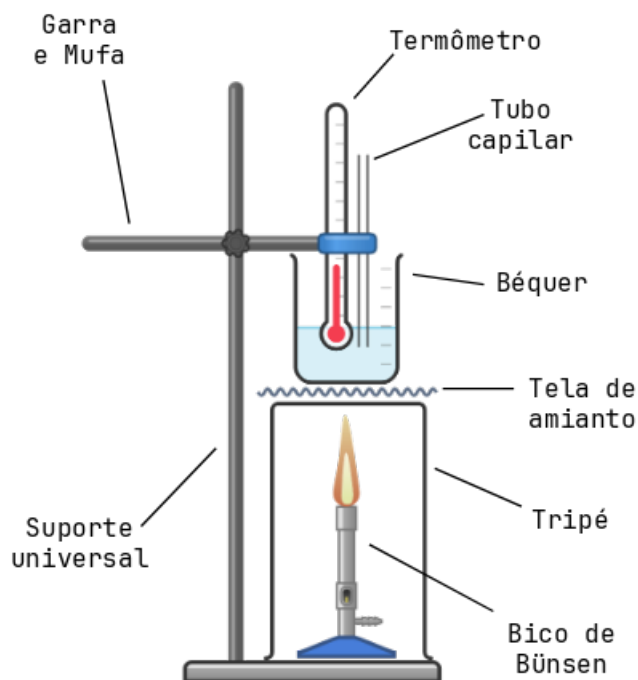


Figura 6.2: Aparato usado para aferir o ponto de fusão do naftaleno, que inclui um suporte universal, um bico de Bunsen, um tripé de ferro, uma tela de amianto, um béquer com água e um termômetro unido a um tubo capilar contendo a naftalina, ambos presos ao suporte universal por uma garra e uma mufa.

2. Verifique no Handbook ([Haynes; Lide; Bruno, 2015](#)) o valor do ponto de fusão do naftaleno e compare-o com os resultados obtidos;
3. A temperatura de solidificação depende da quantidade de naftalina? Por quê?
4. Você determinou a temperatura de solidificação da naftalina. Qual é a temperatura de fusão dela? Compare os dois valores e justifique possíveis diferenças;
5. Compare os valores obtidos para o ponto de fusão do naftaleno na primeira e na segunda parte do trabalho e discuta as diferenças com base na metodologia empregada.

Experimento 7

Determinação do Teor de Álcool na Gasolina

7.1 Introdução

A gasolina é um derivado combustível intermediário do petróleo, na faixa de hidrocarbonetos com 5 a 20 átomos de carbono. Uma das propriedades mais importantes da gasolina é a octanagem. A octanagem mede a capacidade da gasolina de resistir à detonação, ou seja, sua capacidade de resistir às exigências do motor sem entrar em autoignição antes do momento programado. A detonação (conhecida como “batida de pino”) leva à perda de potência e pode causar danos graves ao motor. Existe um índice mínimo permitido de octanagem para a gasolina comercializada no Brasil, que varia conforme o tipo. O álcool etílico, uma das substâncias adicionadas à gasolina, tem um papel vital na sua combustão, pois sua função é aumentar a octanagem em virtude do seu baixo poder calorífico. Além disso, sua presença na gasolina reduz a taxa de produção de CO (monóxido de carbono). A porcentagem de álcool na gasolina é regulamentada pela Lei 14.993/2024, que altera a Lei 8.723/1993, que estabelece um percentual fixo de 27 %, sendo passível de elevação até 35 % ou redução até 22 %. Apesar das vantagens da adição de álcool à gasolina, há também desvantagens, como maior propensão à corrosão, maior frequência de manutenções do carro, aumento do consumo e maior produção de óxidos de nitrogênio. Assim, o rigoroso controle da porcentagem de álcool na gasolina é importante para a frota automotiva brasileira e para o meio ambiente.

7.2 Objetivos da Aula

Determinar o teor de álcool na gasolina a partir da diferença de solubilidade do álcool e da polaridade das fases constituintes.

7.3 Procedimento Experimental

7.3.1 Materiais e Vidrarias

- Tubo de ensaio (9);
- Estante para tubos de ensaio (1);
- Espátula (2);
- (Conta gotas (2);
- Pisseta com água;

7.3.2 Reagentes

- Água destilada;
- Gasolina;
- Iodo molecular (I_2);
- Permanganato de potássio ($KMnO_4$);

7.4 Procedimento Experimental

7.4.1 Identificação das fases no sistema água-etanol-gasolina

1. Enumere nove tubos de ensaio de 1 a 9. Adicione as quantidades de água, gasolina, I_2 (iodo molecular) e $KMnO_4$ (permanganato de potássio) conforme indicado na Tabela 7.1;

Tabela 7.1: Volume de água (V_{H_2O} , mL), volume de gasolina ($V_{gasolina}$, mL), massa de iodo (m_{I_2} , g) e massa de permanganato de potássio (m_{KMnO_4} , g) utilizados nos testes de solubilidade.

Tubo	V_{H_2O} (mL)	$V_{gasolina}$ (mL)	m_{I_2} (g)	m_{KMnO_4} (g)
1	2	0	0	0
2	2	0	0,3	0
3	2	0	0	0,3
4	0	2	0	0
5	0	2	0,3	0
6	0	2	0	0,3
7	2	2	0	0
8	2	2	0,3	0
9	2	2	0	0,3

2. Anote as mudanças que ocorrem em cada tubo de ensaio, verificando qual sólido dissolve-se na fase aquosa e qual se dissolve na fase orgânica.

7.4.2 Quantificação do etanol na gasolina

Atenção: Cuidados especiais

Não acenda ou ligue nenhuma fonte de calor. **Sempre** use óculos de proteção e luvas. Realize o experimento na capela. Guarde a fase aquosa em um recipiente adequado e disponível no laboratório, para que o resíduo seja devidamente descartado.

1. Prepare 60 mL de uma solução saturada de NaCl (100 g L^{-1});
2. Meça 50 mL de gasolina comum usando uma proveta de 100 mL com tampa;
3. Meça 50 mL da solução de NaCl preparada usando uma proveta de 100 mL e transfira o conteúdo dessa para a proveta contendo a gasolina;
4. Agite a mistura resultante com bastão de vidro;
5. Mantenha o sistema em repouso até a separação das fases;
6. Leia o volume de ambas as fases;
7. Determine o novo volume da fase aquosa, $V'_{\text{H}_2\text{O}}$;
8. Subtraia 50 mL de $V'_{\text{H}_2\text{O}}$ e denomine este novo volume de $V_{\text{etanol/gasolina}}$, conforme a relação

$$V_{\text{etanol/gasolina}} = V'_{\text{H}_2\text{O}} - 50 \text{ mL}, \quad (7.1)$$

onde $V_{\text{etanol/gasolina}}$ é o volume de etanol na gasolina.

7.5 Orientações para o relatório

1. Calcule a porcentagem de álcool na gasolina e discuta o valor obtido com base na legislação vigente;
2. Determine a massa de gasolina e expresse o valor em fração mássica, w_{gasolina} , dada por

$$w_{\text{gasolina}} = \frac{m_{\text{gasolina}}}{m_{\text{total}}} \times 100 \% \quad (7.2)$$

3. O que são líquidos imiscíveis?

4. Por que foi necessário usar uma solução saturada de um sal para a partição do álcool?
5. Discuta a solubilidade do etanol em água e em gasolina. Use dados de solubilidade para embasar sua discussão. Quais tipos de ligações ele pode formar com ambas as substâncias?
6. Discuta sobre a polaridade das fases e solubilidade;
7. Explique por que o iodo se dissolveu em gasolina e não em água;
8. Explique por que o permanganato de potássio dissolveu-se em água e não em gasolina.

Experimento 8

Separação de Misturas

8.1 Introdução

Mistura é a associação de duas ou mais substâncias cujas estruturas permanecem inalteradas, ou seja, não ocorre reação entre elas. Misturas homogêneas são aquelas em que não é possível distinguir uma superfície de separação entre uma substância e outra; caso contrário, são ditas heterogêneas. Para a separação (purificação) de líquidos, a destilação é a técnica mais importante, sendo um dos processos mais comuns nas indústrias química e farmacêutica.

Destilação simples: é uma operação comumente utilizada na separação de um líquido de uma substância não volátil. Consiste na vaporização do líquido e na condensação do vapor resultante.

Destilação fracionada: é o processo empregado para separar misturas homogêneas de líquidos. Para purificar misturas deste tipo, é necessário separar as primeiras frações do destilado que são ricas no componente mais volátil. Estas frações devem ser destiladas novamente para purificar o componente.

Centrifugação: é o processo utilizado para acelerar a decantação, ou seja, a separação de fases.

8.2 Objetivos da Aula

Separar os componentes de diferentes tipos de misturas.

8.3 Procedimento Experimental

8.3.1 Materiais e Vidrarias

- Suporte universal (6);
- Garras e Mufas (6);
- Manta de aquecimento (2);
- Balão de fundo redondo de 250 mL (4);
- Coluna de Vigreux (1);
- Cabeça de destilação (2);
- Termômetro (2);
- Condensador de Liebig (2);
- Mangueiras de borracha (4);
- Alonga (2);
- Pérolas de vidro;
- Centrífuga;

- Tubo de ensaio (2);
- Pipeta graduada de 5 mL (2);
- Pipeta de Pasteur (1);
- Frasco Erlenmeyer de 100 mL (1);
- Proveta de 10 mL (1);
- Vinho;
- Pisseta com água;
- Leite;
- Suco artificial.

8.3.2 Reagentes

- Água destilada;
- Solução de ácido acético a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

8.4 Procedimento Experimental

8.4.1 Destilação Fracionada

1. Monta a aparelhagem de destilação conforme apresentado na **Figura 8.1**.
2. Adicione 100 mL de vinho (mistura de álcool, água e outros componentes em pequena quantidade) ao balão de destilação;
3. Acrescente 3 pérolas de vidro ao balão para prevenir o superaquecimento;
4. Ligue a manta aquecedora e inicie a destilação. Teste, por meio do cheiro, qual é a substância que está sendo destilada;
5. Anote a temperatura de ebulição do primeiro vapor coletado;
6. Quando a temperatura do vapor atingir 90°C , troque o recipiente de coleta da substância destilada.

8.4.2 Centrifugação

Atenção

Antes de usar a centrífuga, procure a ajuda do(a) professor(a) ou do(a) técnico(a) responsável.

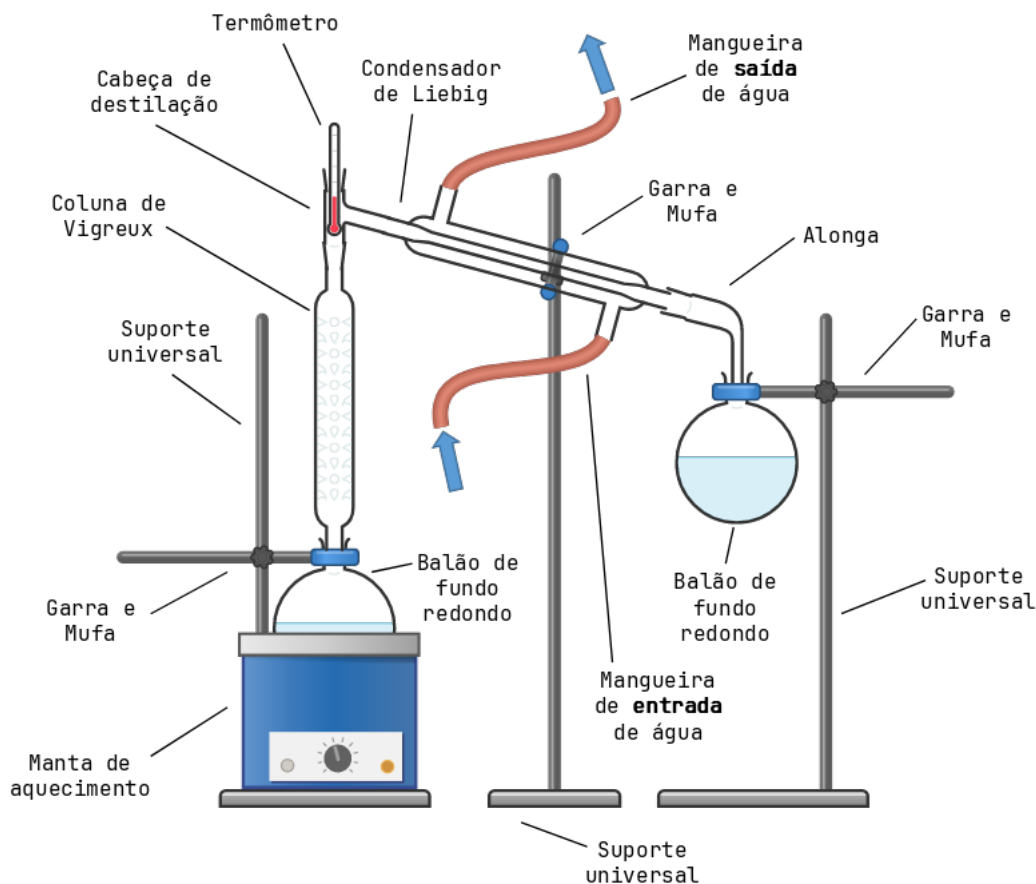


Figura 8.1: Aparato de destilação fracionada, mostrando um balão de fundo redondo, cujo líquido é aquecido por uma manta de aquecimento, conectado a uma coluna de Vigreux, cujo vapor passa por uma cabeça de destilação, é condensado em um condensador de Liebig e o líquido resultante passa por uma alonga e é recolhido em um balão de fundo redondo. Suportes universais, garras e mufas são usados para afixar vidrarias e peças importantes.

1. Em um tubo de ensaio, adicione 3 mL de leite, 3 mL de água e 10 gotas de ácido acético diluído. Observe a precipitação da caseína;
2. Coloque o tubo na centrífuga, equilibrando-o com outro tubo de ensaio contendo água com massa semelhante à do anterior. Centrifugue por três minutos. Observe.

8.4.3 Destilação Simples

1. Prepare uma solução de suco artificial;
2. Coloque 80 mL da solução de suco artificial em um balão de fundo redondo de 250 mL e acrescente três pérolas de vidro;

3. Monte um sistema de destilação simples conforme a **Figura 8.2**. Verifique se todas as conexões estão bem ajustadas e adapte um termômetro na parte superior da junta de vidro. Certifique-se de que um fluxo de água está passando lentamente pelo condensador;

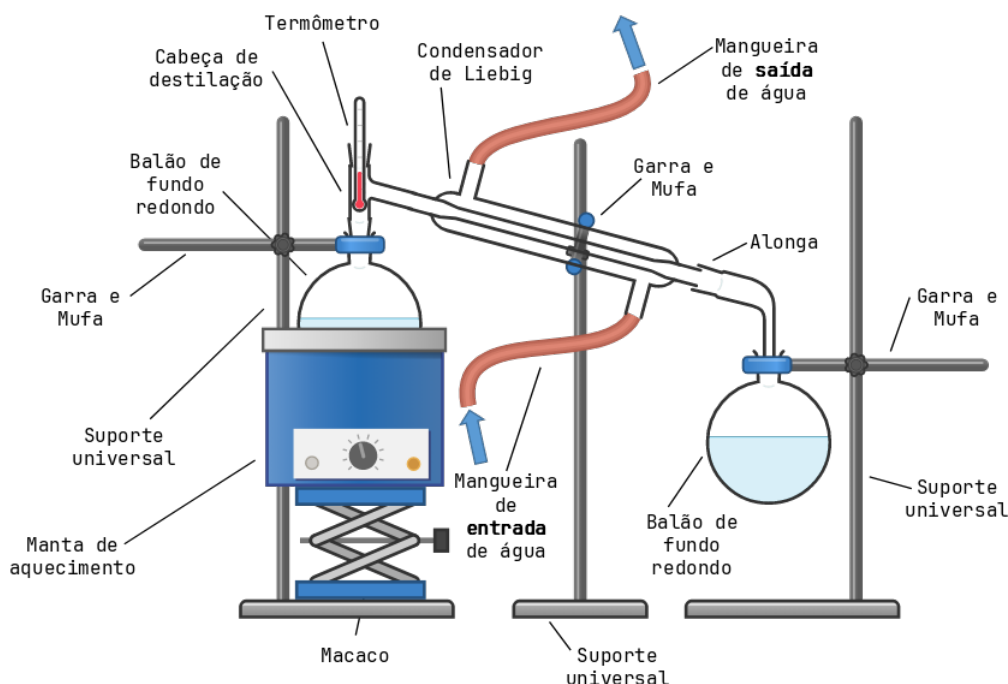


Figura 8.2: Aparato de destilação simples, mostrando um balão de fundo redondo, cujo líquido é aquecido por uma manta de aquecimento e cujo vapor passa por uma cabeça de destilação, é condensado em um condensador de Liebig e o líquido resultante é recolhido em um balão de fundo redondo. Suportes universais, garras e mufas são usados para afixar vidrarias e peças importantes.

4. Aqueça lentamente o balão;
5. Após a destilação iniciar, recolha o destilado na proveta de 10 mL;
6. Anote a temperatura do destilado recolhido, a cada 5 mL, até completar 60 mL. Então, desligue o aquecimento.

8.4.4 Teste das Densidades das Frações

1. Determine a massa de 10 mL de cada uma das duas frações coletadas e da mistura inicial de água e álcool utilizada para a destilação;
2. Determine a densidade dessas frações, ρ , em g mL^{-1} ;

3. Usando a densidade da mistura inicial e o gráfico apresentado na **Figura 8.3**, verifique a fração volumétrica de etanol, φ_{etanol} , dada por

$$\varphi_{\text{etanol}} = \frac{V_{\text{etanol}}}{V_{\text{total}}} \quad (8.1)$$

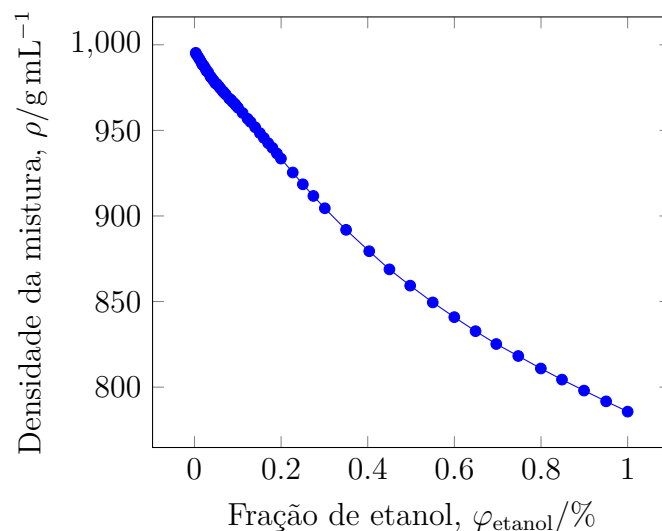


Figura 8.3: Valores de densidade, $\rho/\text{g mL}^{-1}$, de misturas etanol/água para diferentes frações volumétricas de etanol, $\varphi_{\text{etanol}}/\%$. Dados obtidos de (Pečar; Doleček, 2005).

8.5 Orientações para o relatório

1. Quais substâncias predominam em cada fração destilada?
2. Por que, em uma destilação, a água de resfriamento deve percorrer caminho inverso ao vapor a ser condensado?
3. Qual a finalidade de uma centrífuga?
4. Por que a destilação simples não pode ser usada para a separação de líquidos com pontos de ebulição próximos?
5. Qual a função das pérolas de vidro (ou pedaços de porcelana)?

Experimento 9

Síntese de um Sal Simples

9.1 Introdução

O sulfato de cobre pentaidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$), assim como outros sais, apresenta cristais em que moléculas de água estão efetivamente incorporadas. Os sais que cristalizam com uma ou mais moléculas de água são denominados hidratados, e a água aí presente recebe o nome de água de hidratação ou de água de cristalização. Na maioria desses sais, as moléculas de água estão ligadas ao cátion que compõe o sal por interações íon-dipolo. No caso do sulfato de cobre pentaidratado, quatro moléculas de água estão associadas ao íon de cobre(II), e a quinta está mais próxima do íon sulfato (Varghese; Maslen, 1985) (**Figura 9.1**).

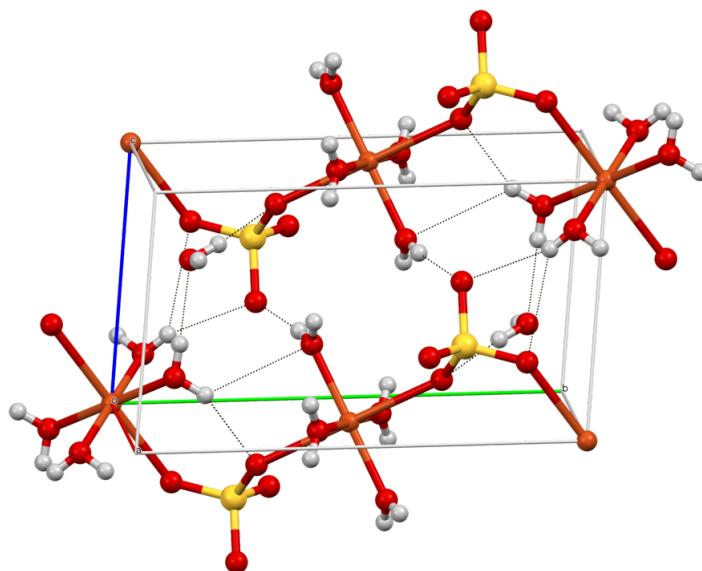


Figura 9.1: Modelo *ball-and-stick* de célula unitária do cristal de sulfato de cobre pentaidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (Varghese; Maslen, 1985). Os átomos de cobre são representados por esferas laranjas, os de oxigênio, por esferas vermelhas, os de hidrogênio, por esferas brancas e os de enxofre, por esferas amarelas. Ligações de hidrogênio são representadas por retas tracejadas. Os dados cristalográficos estão disponíveis no Cambridge Crystallographic Data Centre (CCDC), sob o número 1623803.

9.2 Objetivos da Aula

Sintetizar e caracterizar o sulfato de cobre pentaidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$) e determinar o rendimento percentual da reação.

9.3 Procedimento Experimental

9.3.1 Materiais e Vidrarias

- Balança analítica (1);
- Espátula (2);
- Béquer de 100 mL (1);
- Béquer de 50 mL (1);
- Pisseta com água destilada (1);
- Proveta de 10 mL (1);
- Pipeta graduada de 10 mL (1);
- Bastão de vidro (1);
- Bico de Bunsen (1);
- Tripé de ferro (1);
- Tela de amianto (1);
- Papel de filtro (2);
- Funil de colo curto (1);
- Suporte universal (2);
- Argola (1);
- Mufa (2);
- Béquer de 200 mL (1);
- Banho de gelo (1);
- Kitassato (1);
- Garra (1);
- Alonga de borracha (1);
- Funil de Büchner (1);
- Bomba de vácuo (1);
- Vidro de relógio (1);
- Tubo de ensaio (2);
- Estante para tubos de ensaio (1);
- Conta-gotas (3).

9.3.2 Reagentes

- Óxido de cobre(II) (CuO);
- Água destilada;
- Solução de ácido sulfúrico (H₂SO₄) a 6 mol L⁻¹;
- Etanol absoluto;
- Solução de hidróxido de sódio (NaOH) a 0,1 mol L⁻¹;
- Solução de cloreto de bário (BaCl₂) a 0,1 mol L⁻¹.

9.4 Procedimento Experimental

9.4.1 Síntese do sulfato de cobre pentaidratado

1. Com o auxílio de uma balança analítica, pese 1,0 g de óxido de cobre(II) (CuO) em um béquer de 100 mL e anote a massa obtida;
2. A um béquer de 50 mL, adicione 2,5 mL de água destilada e 5,0 mL de ácido sulfúrico (H₂SO₄) a 6 mol L⁻¹;

Cuidado!

A adição do ácido sulfúrico deve ser **lenta e mantida sob constante agitação**, com um bastão de vidro ou uma chapa de agitação e um agitador magnético, para evitar a elevação da temperatura da solução.

3. Adicione, **lentamente e sob agitação**, a solução ácida ao béquer contendo o óxido de cobre;
4. Aqueça a mistura resultante, com um bico de Bunsen até a completa dissolução do óxido de cobre. Permita uma pequena redução do volume do solvente, pois isso facilitará a precipitação. Registre todas as mudanças macroscópicas do processo;
5. Deixe a solução em repouso até que retorne à temperatura ambiente;
6. Adicione mais 5 mL de água destilada ao béquer e aqueça novamente até a ebulição;

Importante

As etapas 5 e 6 devem ser realizadas apenas se a solução não estiver límpida. Caso contrário, tal procedimento não é necessário.

7. Com o auxílio de um papel de filtro e um funil de colo curto, devidamente afixado em um suporte universal por uma argola e uma mufa, filtre a solução resultante a quente, utilizando a técnica de filtração por gravidade;
8. Após resfriamento da solução, mesmo já tendo aparecido os primeiros cristais, coloque o béquer em um banho de gelo para completar a cristalização;
9. Pese um papel de filtro limpo e seco e anote sua massa;

10. Com o auxílio de um Kitassado, devidamente afixado em um suporte universal por uma garra e uma mufa, uma alonga de borracha, um funil de Büchner e uma bomba de vácuo, filtre a mistura a vácuo, utilizando o papel previamente pesado;
11. Lave os cristais obtidos com etanol absoluto para eliminar o excesso de ácido;
12. Seque os cristais ao ar por 10 min;
13. Pese um vidro de relógio limpo e seco e anote sua massa;
14. Transfira o papel de filtro contendo os cristais de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ para o vidro de relógio;
15. Pese o conjunto e obtenha, por diferença, a massa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ sintetizado e calcule o rendimento percentual ($\eta\%$) da reação.

9.4.2 Caracterização do produto

1. Dissolva aproximadamente 0,5 g do produto obtido em 20 mL de água e transfira 1 mL dessa solução a dois tubos de ensaio;
2. No primeiro tubo de ensaio, goteje uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Observe e anote todas as evidências macroscópicas de reação;
3. No segundo tubo de ensaio, goteje uma solução de cloreto de bário (BaCl_2) a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Observe e anote todas as evidências macroscópicas de reação.

9.5 Orientações para o relatório

1. Escreva e discuta as equações químicas das reações envolvidas na síntese e nos testes de caracterização;
2. Calcule o rendimento percentual, $\eta\%$, da reação, dado por

$$\eta\% = \frac{\eta_{\text{experimental}}}{\eta_{\text{teórico}}}, \quad (9.1)$$

onde $\eta_{\text{experimental}}$ é o rendimento experimental e corresponde à massa obtida de produto e $\eta_{\text{teórico}}$ é o rendimento teórico e corresponde à massa calculada de produto, usando cálculos estequiométricos;

3. Discuta sobre substâncias eflorescentes, higroscópicas e deliquescentes.

Experimento 10

Determinação da Fórmula de um Sal Hidratado

10.1 Introdução

Algumas substâncias contêm determinada quantidade de água presa a cada uma de suas moléculas, sendo essa água de **crystalização**. Por exemplo, o sulfato de cobre(II) é um sal hidratado e pode ser representado pela fórmula $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Nos compostos hidratados, também chamados de **hidratos**, as moléculas de água estão dispostas de determinada forma na estrutura cristalina. Por aquecimento, esses compostos perdem água e se transformam em substâncias **anidras** (a palavra anidro vem do grego: *an* = “não” e *hydor* ou *hydros* = “água”). Por exemplo, quando hidratados, os sais de cobre têm coloração azul e, ao perderem a água de crystalização, ficam brancos. Ao se colocar água nos sais anidros, eles se reidratam, isto é, tornam-se hidratos, adquirindo sua coloração característica.

10.2 Objetivos da Aula

Determinar o número de águas de hidratação do sulfato de cobre(II) ($\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$).

10.3 Procedimento Experimental

10.3.1 Materiais e Vidrarias

- Balança analítica (1);
- Espátula (1);
- Almofariz (1);
- Pistilo (1);
- Cadinho de porcelana (1);
- Banho de areia;
- Bico de Bunsen (1);
- Tripé de ferro (1);
- Tela de amianto (1);
- Termômetro (1);
- Pinça metálica (1);
- Dessecador.

10.3.2 Reagentes

- Sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$).

10.4 Procedimento Experimental

1. Pese 5,0 g de sulfato de cobre(II) ($\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) e transfira a massa pesada em um almofariz e triture o sólido com o auxílio de um pistilo;
2. Pese um cadinho de porcelana em uma balança com sensibilidade de 0,01 g e anote a massa obtida, denominada m_0 ;
3. Dentro do cadinho, pese 2,0 g do ($\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) triturado e anote a massa do sistema, denominada $m_1 = m_{\text{cadinho}} + m_{\text{CuSO}_4}$;
4. Coloque o cadinho em um banho de areia, de modo que a parte do cadinho que contém o sal fique submersa;
5. Aqueça o sistema com um bico de Bunsen e controle a temperatura da areia, não deixando que ultrapasse 200°C ;
6. Quando todo o sólido estiver branco, pare o aquecimento;
7. Com uma pinça metálica, retire o cadinho da areia, coloque-o em um dessecador e espere que o sistema atinja a temperatura ambiente;
8. Pese o conjunto novamente e anote sua massa (m_2);
9. Retorne o cadinho ao banho de areia e aqueça-o, de acordo com as etapas 4 a 8;
10. Retire o cadinho do banho de areia, pese o conjunto e anote sua massa (m_3);
11. Calcule o número de moléculas de água, n , na amostra de $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ antes do aquecimento (ou seja, $m_4 = m_1 - m_2$ e $m'_4 = m_1 - m_3$).

10.5 Orientações para o relatório

1. Determine o número de moléculas de água ligadas ao sal
2. Explique por que o sistema deve ser resfriado no dessecador. Qual é o papel da sílica-gel?
3. Por que deve-se usar um banho de areia em vez de aquecer o sistema diretamente?
4. Quais são os possíveis erros na determinação do número de moléculas de água?

5. Por que, antes de fazer os cálculos, o cadinho com sulfato de cobre foi reaquecido e pesado novamente?
6. Forneça uma explicação para a recomendação de que a temperatura não ultrapasse 200 °C durante o aquecimento.

Referências

- BORUŃ, A.; BALD, A. Ionic association and conductance of ionic liquids in dichloromethane at temperatures from 278.15 to 303.15 K. **Ionics**, v. 22, p. 859–867, 2016. DOI: [10.1007/s11581-015-1613-x](https://doi.org/10.1007/s11581-015-1613-x). Citado na p. 37.
- GENERALIC, Eni. **Bunsen burner**. [*S. l.: s. n.*], jun. 2022. Croatian-English Chemistry Dictionary & Glossary. Disponível em: <https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=Bunsen+burner>. Acessado em: 16/03/2026. Citado na p. 40.
- GENERALIC, Eni. **Parallax**. [*S. l.: s. n.*], jun. 2022. Croatian-English Chemistry Dictionary & Glossary. Disponível em: <https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=parallax>. Acessado em: 12/03/2026. Citado na p. 27.
- GONÇALVES, F.A.M.M. *et al.* Dichloromethane: Revision and extension of $p\rho T$ relationships for the liquid. **The Journal of Chemical Thermodynamics**, v. 43, n. 2, p. 105–116, 2011. DOI: [10.1016/j.jct.2010.08.001](https://doi.org/10.1016/j.jct.2010.08.001). Citado na p. 37.
- HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. **CRC Handbook of Chemistry and Physics**. 95. ed. [*S. l.*]: CRC Press, 2015. p. 2666. ISBN 978-1482208672. Citado na p. 51.
- IVANIŠ, G. R. *et al.* Modeling of density and calculations of derived volumetric properties for *n*-hexane, toluene and dichloromethane at pressures 0.1-60 MPa and temperatures 288.15-413.15 K. **Journal of the Serbian Chemical Society**, v. 80, p. 1423–1433, 2015. DOI: [10.2298/JSC150318062I](https://doi.org/10.2298/JSC150318062I). Citado na p. 37.
- JONES, F. E.; HARRIS, G. L. ITS-90 Density of Water Formulation for Volumetric Standards Calibration. **Journal of Research of the National Institute of Standards and Technology**, v. 97, p. 335–340, 1992. DOI: [10.6028/jres.097.013](https://doi.org/10.6028/jres.097.013). Citado na p. 37.
- PEČAR, Darja; DOLEČEK, Valter. Volumetric properties of ethanol–water mixtures under high temperatures and pressures. **Fluid Phase Equilibria**, v. 230, n. 1, p. 36–44, 2005. DOI: [10.1016/j.fluid.2004.11.019](https://doi.org/10.1016/j.fluid.2004.11.019). Citado na p. 64.
- VARGHESE, J. N.; MASLEN, E. N. Electron density in non-ideal metal complexes. I. Copper sulphate pentahydrate. **Acta Crystallographica Section B**, v. 41, n. 3, p. 184–190, jun. 1985. DOI: [10.1107/S0108768185001914](https://doi.org/10.1107/S0108768185001914). Citado na p. 66.