



rede
e-Tec
Brasil

Química II

Leonardo Lopes da Costa



INSTITUTO FEDERAL DE
EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA
GOIÁS
Campus Inhumas

Inhumas - GO
2012

Presidência da República Federativa do Brasil

Ministério da Educação

Secretaria de Educação Profissional e Tecnológica

© Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás
Este caderno foi elaborado em parceria entre o Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás/IFG-Inhumas e a Universidade Federal de Santa Maria para o Sistema Escola Técnica Aberta do Brasil – Rede e-Tec Brasil.

Equipe de Elaboração – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás/IFG-Inhumas

Reitor
Paulo César Pereira/IFG-Inhumas

Diretor Geral
Cleiton José da Silva/IFG-Inhumas

Coordenação Institucional
Daniel Aldo Soares/IFG-Inhumas

Professor-autor
Leonardo Lopes da Costa/IFG-Inhumas

Equipe Técnica
Renata Luiza da Costa/IFG-Inhumas
Rodrigo Cândido Borges/IFG-Inhumas
Shirley Carmem da Silva/IFG-Inhumas
Viviane Margarida Gomes/IFG-Inhumas

Comissão de Acompanhamento e Validação
Colégio Técnico Industrial de Santa Maria/CTISM

Coordenador Institucional
Paulo Roberto Colusso/CTISM

Coordenação Técnica
Iza Neuza Teixeira Bohrer/CTISM

Coordenação de Design
Erika Goellner/CTISM

Revisão Pedagógica
Andressa Rosemárie de Menezes Costa/CTISM
Francine Netto Martins Tadielo/CTISM
Marcia Migliore Freo/CTISM

Revisão Textual
Lourdes Maria Grotto de Moura/CTISM
Vera Maria Oliveira/CTISM

Revisão Técnica
Viviane Sebalhos Dalmolin/CTISM

Ilustração
Maíra Rodrigues/CTISM

Diagramação
Gustavo Schwendler/CTISM
Leandro Felipe Aguiar Freitas/CTISM
Máuren Fernandes Massia/CTISM

Ficha catalográfica elaborada por Maria Aparecida Rodrigues de Souza
CRB 1/1497 – bibliotecária – IFG Campus Inhumas

C837q Costa, Leonardo Lopes da
Química II / Leonardo Lopes da Costa. -- Inhumas: IFG; Santa Maria: Universidade Federal de Santa Maria, 2012.
78 p. : il.
Bibliografia.

Caderno elaborado em parceria entre o Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás/IFG-Inhumas e a Universidade Federal de Santa Maria para o Sistema Escola Técnica Aberta do Brasil – Rede e-Tec Brasil.

1. Química. 2. Laboratório Químico. 3. Produção de Açúcar.
4. Produção de Álcool . I. Título.

CDD 543.2

Apresentação e-Tec Brasil

Prezado estudante,

Bem-vindo ao e-Tec Brasil!

Você faz parte de uma rede nacional pública de ensino, a Escola Técnica Aberta do Brasil, instituída pelo Decreto nº 6.301, de 12 de dezembro 2007, com o objetivo de democratizar o acesso ao ensino técnico público, na modalidade a distância. O programa é resultado de uma parceria entre o Ministério da Educação, por meio das Secretarias de Educação a Distância (SEED) e de Educação Profissional e Tecnológica (SETEC), as universidades e escolas técnicas estaduais e federais.

A educação a distância no nosso país, de dimensões continentais e grande diversidade regional e cultural, longe de distanciar, aproxima as pessoas ao garantir acesso à educação de qualidade e ao promover o fortalecimento da formação de jovens moradores de regiões distantes dos grandes centros geograficamente ou economicamente.

O e-Tec Brasil leva os cursos técnicos a locais distantes das instituições de ensino e para a periferia das grandes cidades, incentivando os jovens a concluir o ensino médio. Os cursos são ofertados pelas instituições públicas de ensino, e o atendimento ao estudante é realizado em escolas-polo integrantes das redes públicas municipais e estaduais.

O Ministério da Educação, as instituições públicas de ensino técnico, seus servidores técnicos e professores acreditam que uma educação profissional qualificada – integradora do ensino médio e educação técnica, – é capaz de promover o cidadão com capacidades para produzir, mas também com autonomia diante das diferentes dimensões da realidade: cultural, social, familiar, esportiva, política e ética.

Nós acreditamos em você!

Desejamos sucesso na sua formação profissional!

Ministério da Educação
Janeiro de 2010

Nosso contato
etecbrasil@mec.gov.br



Indicação de ícones

Os ícones são elementos gráficos utilizados para ampliar as formas de linguagem e facilitar a organização e a leitura hipertextual.



Atenção: indica pontos de maior relevância no texto.



Saiba mais: oferece novas informações que enriquecem o assunto ou “curiosidades” e notícias recentes relacionadas ao tema estudado.



Glossário: indica a definição de um termo, palavra ou expressão utilizada no texto.



Mídias integradas: sempre que se desejar que os estudantes desenvolvam atividades empregando diferentes mídias: vídeos, filmes, jornais, ambiente AVEA e outras.



Atividades de aprendizagem: apresenta atividades em diferentes níveis de aprendizagem para que o estudante possa realizá-las e conferir o seu domínio do tema estudado.



Sumário

Palavra do professor-autor	9
Apresentação da disciplina	11
Projeto instrucional	13
Aula 1 – Segurança em laboratórios químicos	15
1.1 Importância do trabalho no laboratório.....	15
1.2 Riscos químicos.....	16
1.3 Normas gerais de segurança.....	17
1.4 Descarte de rejeitos (resíduos).....	19
Aula 2 – Alguns materiais utilizados no laboratório químico	23
2.1 Relação dos principais materiais utilizados no laboratório de química.....	23
Aula 3 – Técnicas básicas de laboratório	37
3.1 Técnicas de laboratório.....	37
3.2 Aquecimento.....	37
3.3 Técnicas de transferência de líquidos e sólidos e técnicas de pesagem.....	39
3.4 Técnicas de volumetria.....	41
3.5 Densidade.....	46
3.6 Alguns métodos de separação de misturas.....	47
Aula 4 – Soluções	53
4.1 As soluções no cotidiano.....	53
4.2 Preparando uma solução.....	56
Aula 5 – pH	59
5.1 Ácidos e bases.....	59
5.2 Medidor de pH.....	60

Aula 6 – Titulação	63
6.1 O que é uma titulação?.....	63
6.2 Titulação ácido-base.....	63
Aula 7 – Álcool e açúcar	69
7.1 Açúcar.....	69
7.2 Álcool.....	71
Referências	77
Currículo do professor-autor	78

Palavra do professor-autor

Este material de estudo foi elaborado com o intuito de levar a você, aluno, conhecimentos básicos sobre a disciplina de Química. Nele são apresentados conteúdos que serão utilizados ao longo do curso e em atividades relacionadas à produção de açúcar e de álcool. Conceitos de segurança em laboratório, materiais utilizados em laboratório, técnicas laboratoriais, medidas de pH e preparo de soluções são explicitados ao longo do material. É de fundamental importância que você, aluno, se dedique aos estudos para formar uma base sólida de grande importância no desenrolar do Curso Técnico de Açúcar e Álcool e na vida profissional. Caro estudante, desejo-lhe sucesso em sua caminhada ao longo dos próximos anos.

Um abraço,
Leonardo Lopes da Costa.



Apresentação da disciplina

Química é a ciência que estuda a composição, as propriedades das diferentes formas de matérias, suas transformações e variações de energia.

A Química é uma ciência que se relaciona com outras áreas da ciência como a Biologia, a Física, a Medicina e as Ciências Agrárias, estas podem ser utilizadas, por exemplo, para melhorar a acidez do solo.

Levando em conta o quanto a Química é útil pode-se afirmar que sem os seus conhecimentos e suas múltiplas aplicações seria impossível a vida que se tem hoje.

A disciplina de Química II tem por finalidade preparar alunos do Curso Técnico de Açúcar e Alcool para adquirirem conhecimentos que serão de fundamental importância para o desenvolvimento do curso e para sua vida profissional.

A disciplina é dividida em uma parte teórica desenvolvida tanto em ambiente virtual, presencial e uma parte prática em laboratórios.

No decorrer da disciplina estudaremos sobre segurança em laboratório, técnicas laboratoriais, preparo de soluções, medidas de pH, titulações e por fim será visto características gerais relacionadas ao álcool e ao açúcar.

Desejo a todos bons estudos.



Projeto instrucional

Disciplina: Química II (carga horária: 60h).

Ementa: Segurança em laboratórios químicos. Alguns materiais utilizados no laboratório químico. Técnicas básicas de laboratório. Soluções. pH. Titulação. Álcool e açúcar.

AULA	OBJETIVOS DE APRENDIZAGEM	MATERIAIS	CARGA HORÁRIA (horas)
1. Segurança em laboratórios químicos	Apresentar regras básicas para se trabalhar com segurança dentro de um laboratório químico.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> . Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	10
2. Alguns materiais utilizados no laboratório químico	Apresentar os principais equipamentos e vidrarias utilizados em um laboratório de química.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> . Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	10
3. Técnicas básicas de laboratório	Executar com precisão algumas técnicas usadas nos laboratórios de química.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> . Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	10
4. Soluções	Definir solução, prepará-la e desenvolver alguns cálculos envolvendo soluções.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> . Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	10
5. pH	Calcular o pH de uma solução e suas características para ser utilizado em laboratório.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> . Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	10
6. Titulação	Entender o que vem a ser uma titulação e seus princípios teóricos, apresentado os diversos tipos de titulação e os diversos materiais utilizados para realização da mesma.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> . Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	05
7. Álcool e açúcar	Mostrar o que é álcool e o que é açúcar, tendo como foco principal suas propriedades físico-químicas.	Ambiente virtual: plataforma <i>moodle</i> . Apostila didática. Recursos de apoio: <i>links</i> , exercícios.	05

Aula 1 – Segurança em laboratórios químicos

Objetivos

Apresentar regras básicas para se trabalhar com segurança dentro de um laboratório químico.

1.1 Importância do trabalho no laboratório

O trabalho em laboratório de química tem como principais objetivos a aquisição de conhecimentos fundamentais sobre as operações práticas e a relação das experiências com os conceitos teóricos. As experiências de laboratório, além de estimularem a curiosidade e desenvolverem as habilidades de observação, registro e interpretação de dados, oferecem a oportunidade de um bom treinamento na manipulação de diversos materiais e aparelhagens.

O sucesso de uma experiência está diretamente relacionado com o interesse, organização e cuidado na sua execução. Assim, o respeito às normas de segurança é fundamental para se evitarem acidentes que se devem aos riscos inerentes aos trabalhos desenvolvidos.

1.1.1 Riscos mais comuns

- Uso de substâncias tóxicas, corrosivas, inflamáveis, explosivas, voláteis, etc.
- Manuseio de material de vidro.
- Trabalho a temperaturas elevadas.
- Trabalho a diferentes pressões atmosféricas.
- Uso de fogo.
- Uso de eletricidade.

1.2 Riscos químicos

Os agentes químicos podem ser introduzidos no organismo humano por três vias: inalação, absorção cutânea e ingestão. Dentre elas, a inalação constitui a principal via de intoxicação pela facilidade de disseminação da substância dos pulmões para o sangue e daí para as diversas partes do corpo.

O dano causado por uma substância específica depende do tempo de exposição, da concentração, das características físico-químicas do composto e da suscetibilidade pessoal.

1.2.1 Utilização de substâncias corrosivas

Entre os principais agentes corrosivos encontrados nos laboratórios químicos destacamos os ácidos, as bases e os halogênios. Muitos deles provocam sérias queimaduras e devem ser manipulados cuidadosamente, evitando-se seu contato com a pele e com mucosas.

No caso de acidentes com esses produtos, deve-se conhecer a natureza química das substâncias para executar corretamente os primeiros socorros.

Como proceder no caso de acidentes com:

- a) **Ácidos** – (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , etc.) deve-se lavar imediatamente com muita água, depois neutralizar com solução alcalina diluída (geralmente solução aquosa de bicarbonato de sódio a 1%) e novamente com água.
- b) **Bases** – (NaOH , KOH , NH_4OH , etc.) deve-se lavar imediatamente com bastante água, neutralizar com solução ácida diluída (geralmente solução aquosa de ácido acético a 1%) e novamente com água.
- c) **Sódio** – (Na) deve-se remover qualquer resíduo de sódio e depois proceder como se o acidente fosse provocado por base.
- d) **Bromo** – (Br_2) o bromo é um líquido castanho-avermelhado muito volátil que produz vapores bastante tóxicos. No caso de acidente, deve-se lavar imediatamente com muita água, secar e aplicar glicerina.



Observação

Nos casos de queimaduras leves, após os procedimentos descritos, se necessário, aplicar pomada para queimadura. Em casos graves, procurar auxílio médico.

1.2.2 Utilização de substâncias inflamáveis

Uma das principais causas de incêndios nos laboratórios relaciona-se à manipulação incorreta de líquidos inflamáveis.

Os líquidos inflamáveis mais comuns em laboratórios de química são: acetato de etila, acetona, benzeno, ciclo-hexano, dissulfeto de carbono, etanol, éter de petróleo, éter etílico, hexano e metanol.

Esses reagentes devem ser manipulados e transferidos longe das chamas, devendo-se evitar que seus vapores sejam liberados para o ambiente do laboratório. Quando possível realizar essa operação dentro de uma capela.

Após retirar a quantidade necessária de solvente, fechar bem a garrafa de reserva e guardá-la em lugar adequado, fora da bancada de trabalho.

O aquecimento de solventes inflamáveis (em operações de refluxo, destilação, extração, evaporação, etc.) deve ser efetuado com dispositivos adequados, tais como banho de água ou banho de óleo, evitando o uso de fogo aberto ou chapa elétrica direta.

No caso de incêndios, a extinção pode ser feita colocando-se um pano molhado sobre a chama. Em casos mais graves, usar areia seca ou extintores de incêndio. Água não é recomendável para apagar incêndios com solventes. Dispositivos elétricos devem ser desligados acionando a chave do interruptor geral e fechando a torneira de abastecimento de gás. Se a roupa de alguma pessoa pegar fogo, deite-a no chão e apague as chamas cobrindo-a com um cobertor. Em caso de queimaduras, busque imediatamente atendimento médico. Não tente tratar queimaduras sem auxílio médico.

1.3 Normas gerais de segurança

O laboratório é um lugar de trabalho sério. Portanto, trabalhe com atenção, método e calma.

Prepare-se para realizar cada experiência, lendo antes o roteiro e os conceitos referentes ao respectivo experimento. Veja também as precauções a serem tomadas principalmente as referentes ao manuseio de produtos químicos.

Respeite rigorosamente as recomendações e consulte o seu professor cada vez que notar qualquer anormalidade ou imprevisto.

1.3.1 Regras gerais

- a) Não é permitido fumar, comer ou beber no laboratório.
- b) Usar jaleco (avental) abotoado, sapatos fechados, cabelos presos e óculos de proteção.
- c) Não usar lentes de contato.
- d) Manter a bancada de trabalho limpa e organizada.
- e) Não provar nem cheirar produtos químicos.
- f) Não levar as mãos à boca ou aos olhos quando estiver manuseando produtos químicos.
- g) Não usar reagentes sem rótulos.
- h) Ao manipular produtos químicos evite sua contaminação, utilizando material limpo e seco para retirá-lo dos recipientes.
- i) Antes de iniciar experimentos que envolvam produtos químicos verificar sua toxicidade e inflamabilidade, pois líquidos voláteis tóxicos ou corrosivos devem ser manipulados em capela.
- j) No preparo de soluções aquosas de ácidos e bases fortes, adicionar o ácido ou a base sobre a água lentamente, com agitação e resfriamento externos, por causa da liberação de calor.
- k) Evitar chama direta para aquecer líquidos inflamáveis, mas se não for possível, ao utilizá-la verificar se não há líquidos inflamáveis por perto.
- l) Não trabalhar com vidro trincado ou quebrado.
- m) Ao introduzir tubos de vidro ou termômetro em rolhas, lubrifique-os com vaselina, protegendo a mão com luvas grossas ou toalhas.
- n) Quando aquecer substâncias em tubo de ensaio nunca deixar sua boca voltada para si ou para os colegas.
- o) Evitar brincadeiras que possam comprometer a segurança dos colegas.

- p) Não executar experimentos por conta própria, pois as reações desconhecidas podem produzir resultados desagradáveis.
- q) Utilizar com cuidado os equipamentos elétricos: verificar a voltagem antes de conectá-los, familiarizando-se com os mecanismos de controle.
- r) Ao terminar um trabalho, verificar se a água e o gás estão fechados e a bancada limpa. Lavar bem as mãos e os braços após as aulas.
- s) Nunca jogar na pia papéis, palitos de fósforo ou outros materiais que possam causar entupimento.
- t) Intoxicações: procurar local com ar puro para respirar. Nas intoxicações com ácidos, beber leite de magnésia ou solução de bicarbonato de sódio.
- u) Se os olhos forem atingidos por qualquer substância, lavá-los com bastante água. Se derramar ácido ou base na roupa, lavar imediatamente no chuveiro de emergência a parte afetada.

1.4 Descarte de rejeitos (resíduos)

Há pouco tempo, os laboratórios de química descartavam seus resíduos sem nenhum tipo de cuidado especial: solventes voláteis eram evaporados (lançados para a atmosfera), sólidos eram descartados em lixo comum, líquidos e soluções descartados na pia do laboratório. Essas atitudes não são recomendadas e, atualmente, há uma preocupação maior para que isso não ocorra. Atualmente existem diversas regras estabelecidas para o descarte de rejeitos, especialmente os perigosos; no entanto, muitas vezes são difíceis e dispendiosas para serem implementadas. Na prática, procura-se, sempre que possível, minimizar a quantidade de resíduos perigosos gerados nos laboratórios de ensino de química.

Alguns procedimentos adotados nesse sentido:

- a) Redução da quantidade de substâncias químicas usadas nos experimentos.
- b) Substituição de reagentes perigosos por outros menos perigosos.
- c) Conversão dos resíduos para uma forma menos perigosa através de reação química, antes do descarte.

- d)** Redução dos volumes a serem descartados (concentrando as soluções ou separando os componentes perigosos por precipitação).
- e)** Recuperação dos reagentes para serem reutilizados.

Antes de cada experimento é interessante fornecer instruções em relação ao descarte dos resíduos. Quando os resíduos gerados na experiência não forem perigosos os mesmos poderão ser descartados na pia seguindo as seguintes instruções:

- a)** Soluções que podem ser descartadas na pia devem ser antes diluídas com água.
- b)** Sais solúveis podem ser descartados como no item anterior.
- c)** Pequenas quantidades de solventes orgânicos solúveis em água (ex.: metanol ou acetona) podem ser diluídas antes de serem jogados na pia. Grandes quantidades desses solventes ou outros que sejam voláteis, não devem ser descartadas dessa maneira. O ideal seria a sua recuperação.
- d)** Soluções ácidas e básicas devem ser ajustadas para que seu pH fique na faixa de 2 a 11 antes de descartá-las. Para pequenos volumes dessas soluções (por exemplo, 15 ml ou pouco mais), elas podem ser diluídas e descartadas.
- e)** Resíduos insolúveis não perigosos, como papel, cortiça, areia, podem ser descartados em cesto de lixo comum do laboratório. Alumina, sílica gel, sulfato de potássio, sulfato de magnésio e outros devem ser embalados para evitar a dispersão do pó e descartados em lixo comum. No caso destes, estarem contaminados com resíduos perigosos, deverão ser manuseados de outra maneira.
- f)** Sólidos solúveis não perigosos, como alguns compostos orgânicos (ex.: ácido benzóico) podem ser dissolvidos com bastante água e descarregados no esgoto. Podem também ser descartados com resíduos insolúveis não perigosos. Caso estejam contaminados com materiais mais perigosos deverão ser manuseados de outra forma.
- g)** Líquidos orgânicos solúveis não perigosos, podem ser solúveis em água e descartados no esgoto. Por exemplo, etanol pode ser descartado na pia

do laboratório; 1-butanol, éter etílico e a maioria dos solventes e compostos que não são miscíveis em água, não podem ser descartados dessa maneira. Líquidos não miscíveis com a água deverão ser colocados em recipientes apropriados para líquidos orgânicos, para posterior tratamento.

- h)** Substâncias como hexano, tolueno, aminas (anilina, trietilamina), amidas, ésteres, ácido clorídrico e outros. Deve-se ter especial atenção com as incompatibilidades, ou seja, algumas substâncias não podem ser colocadas juntas no mesmo recipiente devido à reação entre elas. Por exemplo, cloreto de acetila e dietilamina reagem vigorosamente; ambos são reagentes perigosos e seus rejeitos devem ser mantidos em recipientes separados. Compostos halogenados como 1-bromobutano, cloreto de t-butila e outros, também devem ser guardados em recipientes separados dos demais compostos.
- i)** Ácidos e bases inorgânicas fortes devem ser neutralizados, diluídos e então descartados.
- j)** Agentes oxidantes e redutores devem ser oxidados e reduzidos respectivamente antes de serem descartados.

Esses são alguns exemplos de procedimentos de descarte de rejeitos produzidos no laboratório químico. É prática comum, antes de iniciar um experimento, buscar na literatura especializada informações sobre os efeitos tóxicos das substâncias que serão utilizadas e os cuidados necessários para manuseio e descarte das mesmas.

Resumo

Nesta aula foram apresentadas as regras básicas de segurança que devem ser seguidas dentro de um laboratório, para que os trabalhos realizados ocorram na maior segurança possível.

Dentre essas regras, estudamos as maneiras corretas de manuseio de substâncias corrosivas e inflamáveis e o modo de fazer o descarte de diferentes resíduos químicos.

Além disso, foram demonstrados os riscos que são causados por um agente químico que pode ser introduzido no organismo humano por três vias: inalação, absorção cutânea e ingestão.



Atividades de aprendizagem

1. Cite os riscos que comumente ocorrem em um laboratório.
2. Quais os procedimentos básicos que se deve adotar, ao final de uma atividade em laboratório?
3. Quais são os principais riscos do descarte incorreto de resíduos químicos?
4. No preparo de soluções aquosas de ácidos e bases fortes, deve-se adicionar o ácido ou a base sobre a água. O que pode acontecer se for adicionada água sobre o ácido ou a base?
5. Durante o descarte de resíduos líquidos orgânicos considerados não perigosos, assinale as alternativas corretas.
 - a) Eles devem ser diluídos, não descartados.
 - b) Se deve ter atenção quanto à incompatibilidade desses resíduos, tomando cuidado para não colocar no mesmo local substâncias que podem reagir entre si.
 - c) As substâncias solúveis em água podem ser descartadas no esgoto, enquanto as não solúveis devem ser colocadas em recipientes apropriados.
 - d) Substâncias como o papel, a cortiça e a gasolina podem ser descartadas no lixo normalmente.

Aula 2 – Alguns materiais utilizados no laboratório químico

Objetivos

Apresentar os principais equipamentos e vidrarias utilizados em um laboratório de química.

2.1 Relação dos principais materiais utilizados no laboratório de química

Para realização dos trabalhos num laboratório químico são utilizados vários instrumentos que possibilitam execução e repetição de inúmeros experimentos. São materiais que facilitam o trabalho dentro do laboratório, uma vez que sem eles seria praticamente impossível chegar no patamar experimental da química atual.

A seguir serão apresentados alguns desses materiais básicos que se encontram em todos os laboratórios de química:

1. **Suporte universal** – utilizado para sustentar peças de fixação, como a bureta.



Figura 2.1: Suporte universal

Fonte: <http://www.deboni.he.com.br/materiais.pdf>

2. **Tripé de ferro** – utilizado como suporte durante aquecimento feito com a tela metálica de amianto ou triângulo de porcelana. Usado no aquecimento com o auxílio do bico de Bunsen.



Figura 2.2: Tripé de ferro

Fonte: <http://www.deboni.he.com.br/materiais.pdf>

3. **Bico de Bunsen** – queimador de gás utilizado como fonte de aquecimento de materiais não inflamáveis no laboratório. Sua utilização requer cuidados específicos pela grande temperatura que pode atingir.



Figura 2.3: Bico de Bunsen

Fonte: <http://www.deboni.he.com.br/materiais.pdf>

4. **Argola metálica** – utilizada para sustentar funil durante a filtração.

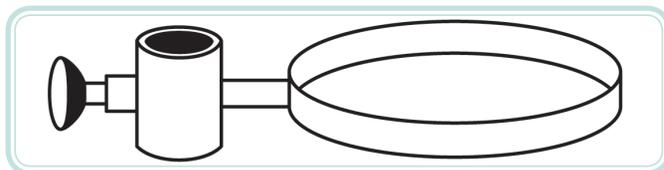


Figura 2.4: Argola metálica

Fonte: <http://www.mundoquimico.hpg.ig.com.br/vidrarias.htm>

5. **Triângulo** – suporte para cadinho de porcelana, quando utilizado diretamente na chama.

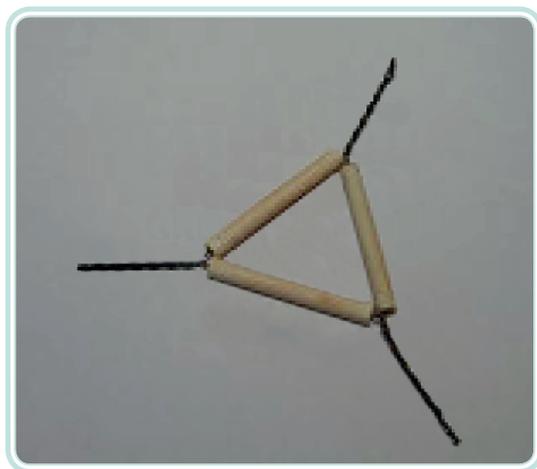


Figura 2.5: Triângulo

Fonte: <http://www.deboni.he.com.br/materiais.pdf>

6. **Béquer** – um dos materiais mais utilizados em um laboratório. Serve para dissolver substâncias, aquecer líquidos e outras coisas.



Figura 2.6: Béquer

Fonte: <http://www.fcf.usp.br/Departamentos/FBF/Disciplinas/Farmacotecnica/instrumentos/BEQUER1.HTM>

7. **Erlenmeyer** – é muito utilizado em laboratório. Serve para aquecer líquidos, em titulações e reações químicas.



Figura 2.7: Erlenmeyer

Fonte: <http://omarlopez-23.blogspot.com/2009/03/el-matraz-de-erlenmeyer-frasco-de.html>

8. **Kitassato** – serve para fazer filtração a vácuo e nas reações para a obtenção de gases.



Figura 2.8: Kitassato

Fonte: <http://www.cdcc.sc.usp.br/quimica/equipamentos/grupo1/kitassato.htm>

9. **Funil de separação, funil de bromo ou funil de decantação** – utilizado na separação de líquidos não miscíveis.



Figura 2.9: Funil de separação

Fonte: <http://www.deboni.he.com.br/materiais.pdf>

10. **Funil de vidro** – utilizado na filtragem para a retenção de partículas sólidas de sistemas heterogêneos.



Figura 2.10: Funil de vidro

Fonte: <http://www.fcf.usp.br/Departamentos/FBF/Disciplinas/Farmacotecnica/instrumentos/FUNIL1.HTM>

11. Funil de Buchner – utilizado em filtração a vácuo.



Figura 2.11: Funil de Buchner

Fonte: http://www.ra.didaxis.pt/nfq/lab/Material/funil_bu.htm

12. Proveta – utilizada para medir e transferir líquidos.



Figura 2.12: Proveta

Fonte: http://www.imaculadanet.com.br/images/lab_eq/Cilindro%20Graduado.jpg

13. Balão de destilação com haste lateral – empregado na ebulição de líquidos no processo de destilação simples. O braço lateral é ligado ao condensador.



Figura 2.13: Balão de destilação

Fonte: <http://www.likehouse.com.br/1590-balao-para-destilacao.html>

14. Bureta – muito utilizada no processo de titulação. Mede volumes variáveis e precisos de líquidos.



Figura 2.14: Bureta

Fonte: http://www.casaamericana.com.br/products_new.php?page=59&osCsid=et1teom7k3s5aa61ekv114ni77

15. Condensador – serve para condensar os vapores do líquido no processo de destilação.

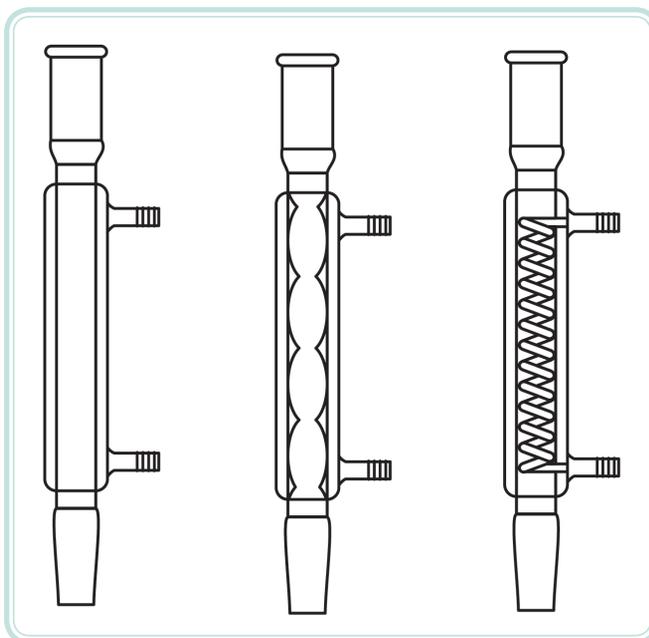


Figura 2.15: Condensador

Fonte: http://www.quiprocura.net/laboratorio/laboratorio_2.htm

16. Pipeta – serve para transferir pequenos volumes de líquidos. Suas medidas de volume são bastante precisas.



Figura 2.16: Pipeta

Fonte: <http://www.ra.didaxis.pt/nfq/lab/Material/pipetas.htm>

17. Vareta de vidro, bastão ou baqueta – serve para agitar e facilitar a dissolução de substâncias.



Figura 2.17: Vareta de vidro

Fonte: <http://www.deboni.he.com.br/materiais.pdf>

18. Tubo de ensaio – serve para efetuar testes de reações.

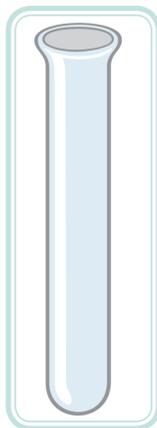


Figura 2.18: Tubo de ensaio

Fonte: CTISM

19. Pinça de ferro – serve para prender objetos aquecidos.

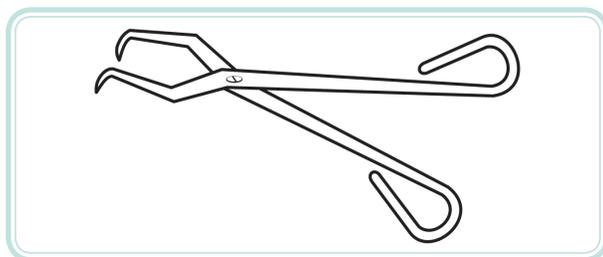


Figura 2.19: Pinça de ferro

Fonte: <http://www.mundodoquimico.hpg.ig.com.br/vidrarias.htm>

20. Balança – serve para pesar quantidades definidas de reagentes. Atualmente existem balanças muito precisas nos laboratórios de química.



Figura 2.20: Balança

Fonte: <http://www.agracadaquimica.com.br/quimica/arealegal/outros/12.pdf>

21. Almofariz e pistilo – servem para triturar e pulverizar sólidos.



Figura 2.21: Almofariz e pistilo

Fonte: <http://delirinaquimica.blogspot.com/2008/11/elementos-laboratoriais.html>

22. Cápsula de porcelana – serve para cristalizar minerais presentes numa solução pelo processo de evaporação rápida.



Figura 2.22: Cápsula de porcelana

Fonte: <http://www.deboni.he.com.br/materiais.pdf>

23. Tela metálica com amianto – serve para sustentar peças de vidro quando aquecidas. A função do amianto é a de distribuir o calor recebido, de maneira uniforme, sem danificar a vidraria.

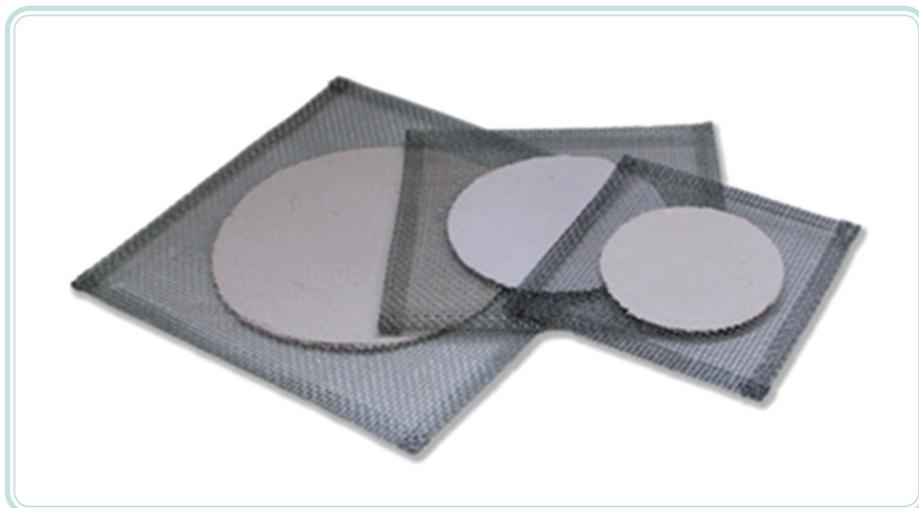


Figura 2.23: Tela metálica com amianto

Fonte: http://www.labotienda.com/es/catalogo/instrumental_labware_otros_Tela-metalica-c-fibre-12x12-cm.aspx

24. Trompa d'água – serve para provocar a sucção do ar e produzir o vácuo durante o processo de filtração a vácuo com o funil de Buchner e o Kitassato.



Figura 2.24: Trompa d'água

Fonte: <http://www.deboni.he.com.br/materiais.pdf>

25. Vidro de relógio – serve para evaporar lentamente líquidos das soluções.

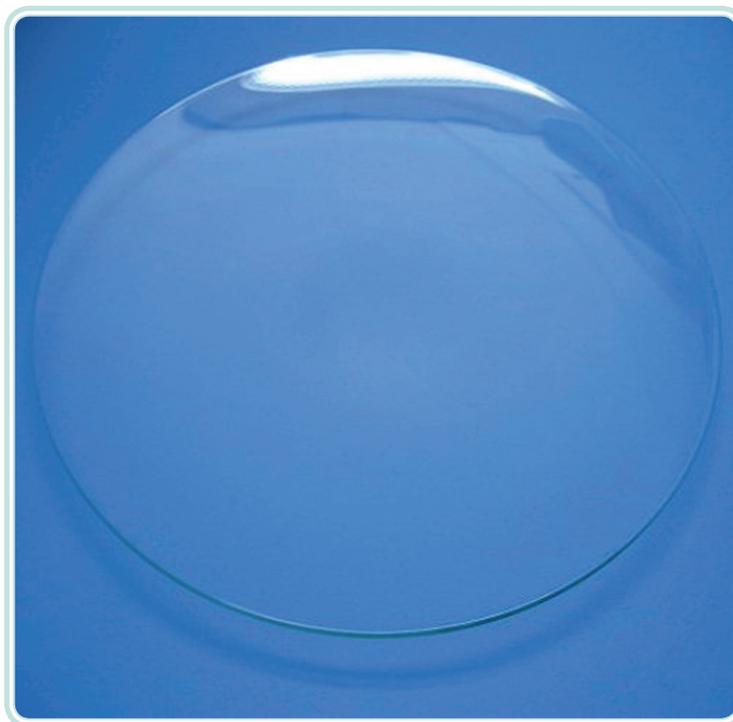


Figura 2.25: Vidro de relógio

Fonte: <http://portuguese.alibaba.com/product-free-img/quartz-watch-glass-labwares-281183213.html>

26. Pisseta ou frasco lavador – usada para lavagens de materiais ou recipientes através de jatos de água, álcool ou outros solventes.



Figura 2.26: Pisseta

Fonte: http://www.ciencia.ao.usp.br/dados/azed/_pissetadeplastico.zoom.jpg

27. Espátulas – empregadas para retirar substâncias sólidas dos frascos.



Figura 2.27: Espátulas

Fonte: <http://www.cap-lab.com.br/index.php?pg=detproduto&mn=2&dis=1&cd=1&pro=656>

Resumo

Nesta aula foram apresentados os principais materiais e vidrarias encontrados dentro de um laboratório químico e suas respectivas funções.



Atividades de aprendizagem

1. Durante um processo de filtração em vácuo, qual a melhor vidraria a ser utilizada?
2. A proveta é, sem dúvida, uma das vidrarias mais conhecidas e mais comuns de se encontrar num laboratório. Pode-se dizer que todo laboratório possui uma proveta. Qual a função dessa vidraria num laboratório químico?
3. Numa titulação direta entre um ácido e uma base, quais os principais materiais utilizados?
4. Quando o objetivo é encontrar um volume preciso, é correto utilizar um béquer para se fazer essa medida? Por quê?
5. Assinale a alternativa que apresenta a vidraria a ser utilizada para a separação de água e óleo.
 - a) Funil de decantação.
 - b) Condensador.
 - c) Tubos de ensaio.
 - d) Balão volumétrico.

Aula 3 – Técnicas básicas de laboratório

Objetivos

Executar com precisão algumas técnicas usadas nos laboratórios de química.

3.1 Técnicas de laboratório

Em um laboratório, realizam-se inúmeros procedimentos como a centrifugação, a filtração, etc. Para que isso se efetue com sucesso e precisão, necessita-se de metodologias específicas para cada técnica. Nessa aula iremos apresentar algumas dessas técnicas e suas metodologias.

3.2 Aquecimento

Em laboratório de química, antes do aquecimento de qualquer tipo de substância, é necessário conhecer suas principais características. Diversos acidentes graves ocorrem e podem até mesmo provocar cegueira, deformações da pele, etc., simplesmente por não observar essa regra básica.

Água e éter, por exemplo, são substâncias líquidas com propriedades diferentes e, por isso, elas devem ser aquecidas utilizando-se de metodologias diferentes.

No laboratório químico, o aquecimento pode ser feito com aquecedores elétricos (chapas, fornos, mantas elétricas), bico de gás, vapor d'água ou banho (de óleo, de água, de areia, etc.), lâmpadas incandescentes que emitem raios infravermelhos ou outros tipos.

O bico de gás é um dos aparelhos mais usados em laboratórios para aquecimento. Permite que se alcancem temperaturas da ordem de 1500°C. Seu uso restringe-se apenas ao aquecimento de sólidos e líquidos não inflamáveis em condições extremas de segurança. É proibido, por medidas de segurança, aquecer líquidos inflamáveis sobre bico de gás.

3.2.1 Bico de gás

O bico de gás é usado somente para aquecimento de porcelana, materiais resistentes e para evaporação de soluções aquosas. Quando se vai aquecer um líquido à ebulição, recomenda-se a colocação de algumas esferas de vidro, pedaços de algum material poroso (cerâmica, porcelana, carborundum, etc.), a fim de se evitar uma ebulição violenta, provocada pelo superaquecimento. Deve-se fazer isso antes de iniciar o aquecimento.

3.2.2 Banho-maria

Utilizado para aquecimento de substâncias inflamáveis e de baixo ponto de ebulição (inferior a 100°C). Os mais sofisticados banhos-maria são aquecidos eletricamente e permitem a estabilização de temperaturas através de termostatos. A forma mais simples de um banho-maria (banho de água) consiste num béquer com água aquecido através de uma chama. Esse processo pode ser usado somente para líquidos não inflamáveis. Para líquidos inflamáveis, deve-se usar um banho de água eletricamente aquecido, juntamente com um dispositivo para manter o nível de água.

3.2.3 Banhos líquidos de alta temperatura

São usados para aquecer substâncias de ponto de ebulição superior ao da água. Os líquidos mais comumente empregados são a glicerina (ponto de ebulição de 220°C) e os óleos minerais (ponto de ebulição variando entre 250 e 300°C). Os banhos de óleo são usados quando o aquecimento é feito até cerca de 220°C. A máxima temperatura alcançada para tais banhos irá depender do tipo de óleo usado. A parafina medicinal pode ser empregada para temperaturas de até 220°C. Para temperaturas até cerca de 250°C recomenda-se o óleo de semente de algodão que é claro e não é viscoso. Os fluidos de silicone são provavelmente os melhores líquidos para banhos de óleo, pois podem ser aquecidos até 250°C sem perda e escurecimento apreciáveis; são, no entanto, atualmente, muito caros para o uso geral. Os banhos de óleo devem, sempre que possível, ser realizados em capela. Deve-se colocar sempre um termômetro no banho para evitar aquecimento excessivo. Os banhos de óleo são aquecidos geralmente por um bico de gás ou uma resistência elétrica.

É importante salientar mais uma vez que o aquecimento de qualquer líquido acima de seu ponto de ebulição pode provocar superaquecimento e até explosão. Isso pode ser evitado adicionando-se ao líquido, pérolas de vidro (carboneto de silício ou carborundum), pedaços de porcelana ou de vidro poroso. Sob aquecimento, esses materiais perdem uma pequena quantidade de ar na forma de bolhas assegurando uma ebulição uniforme. Devem-se ser colocados em líquido ainda frio.

3.3 Técnicas de transferência de líquidos e sólidos e técnicas de pesagem

3.3.1 Retirada de líquidos de frascos

A Figura 3.1 exemplifica a maneira correta de se fazer a retirada de líquidos dos frascos. É importante relembrar que essa retirada deve sempre respeitar as normas de segurança do laboratório.

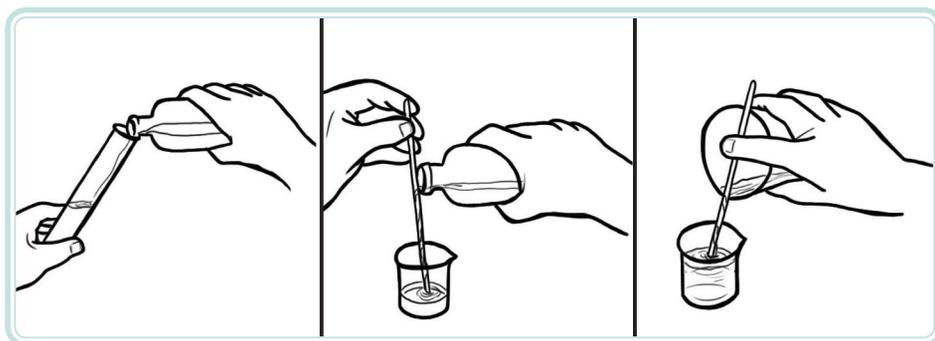


Figura 3.1: Métodos de transferência de líquidos

Fonte: CTISM

3.3.2 Retirada de sólidos de frascos

Para se fazer uma retirada segura de sólidos dos frascos em que estão guardados, deve-se sempre respeitar as normas de segurança do laboratório, a fim de evitar acidentes que comprometam a segurança. A seguir, a Figura 3.2 ilustra como se faz a retirada.

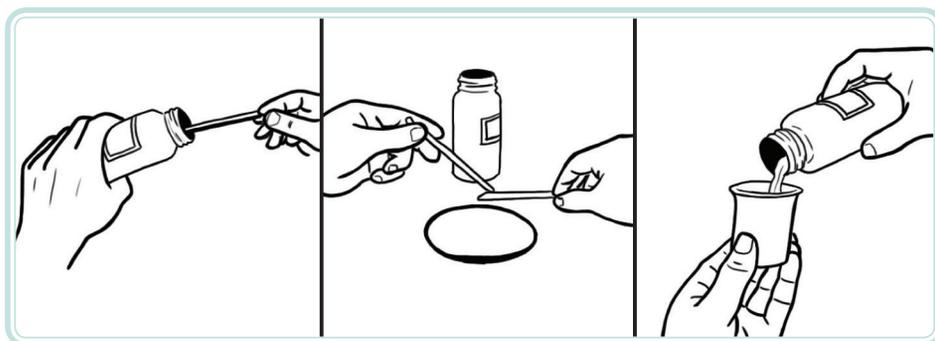


Figura 3.2: Maneiras corretas de retirar sólidos dos seus frascos

Fonte: CTISM

3.3.3 Pesagem

A pesagem é uma das técnicas mais importantes e comuns que se pode realizar num laboratório de química. Serve para determinar de maneira precisa a massa das substâncias que se vai trabalhar. Para isso utilizam-se balanças que, em geral, possuem grande precisão. A cada dia, as balanças estão

se modernizando, tornando-se mais exatas e de manejo mais simplificado. Atualmente, as balanças eletrônicas têm escala digital, fornecendo o peso instantaneamente, sem necessidade de se manipularem botões.



Figura 3.3: Balança digital

Fonte: <http://store-moriem.locasite.com.br/loja/imagem.php/plD/121>

3.3.3.1 Cuidados gerais com balanças de laboratórios

O manejo de qualquer balança requer cuidados especiais por ser um instrumento de alto custo e de grande sensibilidade.

- a) Não remova os pratos, nem os troque com os de outra balança. Não mova a balança. Mantenha-a no seu lugar.
- b) Não coloque na balança nenhuma substância que não esteja à temperatura ambiente.
- c) Mantenha a balança em local onde a vibração, mudanças bruscas de temperatura ou de umidade e movimento do ar sejam mínimos.
- d) Conserve a balança sempre limpa, retirando qualquer respingo, partícula ou poeira de seus pratos com uma escova especial.
- e) Não coloque nada diretamente sobre a balança. Líquidos e sólidos em pó ou granulados devem ser mantidos em algum recipiente seco, previamente pesado (tarado) e à temperatura ambiente. Se, durante a pesagem, o material for passível de interagir com a atmosfera (evaporação,

oxidação, absorção de umidade), o frasco deve ser fechado. Para sólidos que não requerem proteção da atmosfera e que sejam inertes, a pesagem é feita colocando-se sobre os pratos, uma folha de papel adequado.

- f) Faça toda transferência de substância e/ou de pesos somente quando os pratos estiverem travados.
- g) Execute todas as operações com movimentos suaves e cuidadosos.
- h) Use pinças e espátulas. Nunca use os dedos para manusear os objetos e substâncias que estão sendo pesados.
- i) Ao terminar o trabalho, remova todos os pesos e objetos da balança. Mantenha-a coberta ou fechada. No caso de balanças elétricas, tenha a certeza de que ela esteja desligada.

3.4 Técnicas de volumetria

3.4.1 Introdução à volumetria

Aparelhos como o béquer, proveta ou cilindros são usados para medidas de volume que sejam aproximadas da medida desejada. Porém, alguns experimentos exigem que se obtenha um volume muito preciso, ou seja, que haja a mínima diferença entre o volume teórico e o volume empírico. Para isso utilizam-se algumas vidrarias de maior precisão e alguns métodos para a aferição do volume. Essas vidrarias são calibradas a 20°C e a 1 atm no laboratório onde são produzidas.

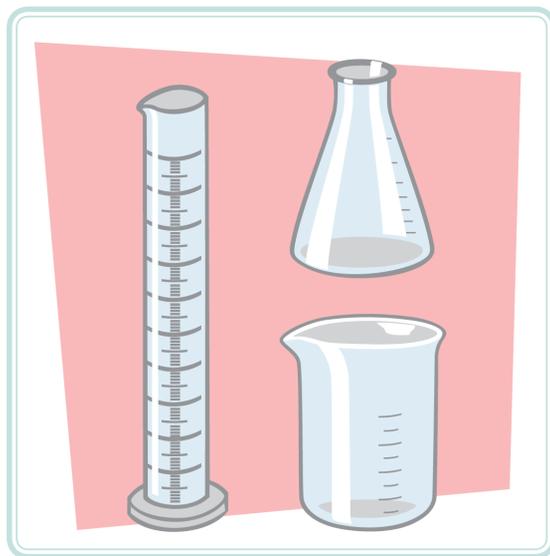


Figura 3.4: Aparelhos que realizam medidas aproximadas de volume

Fonte: CTISM

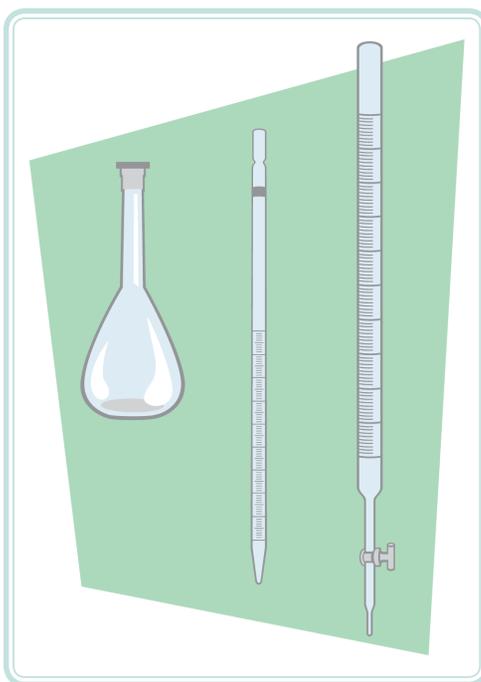


Figura 3.5: Aparelhos que realizam medidas precisas de volume

Fonte: CTISM

A prática de análise volumétrica requer a medida de volumes líquidos com elevada precisão. Para efetuar tais medidas são empregados vários tipos de aparelhos que podem ser classificados em duas categorias:

- a) Aparelhos calibrados para dar escoamento a determinados volumes (pipetas e buretas).
- b) Aparelhos calibrados para conter um volume líquido (balões volumétricos).

A medida de volumes líquidos com qualquer dos referidos aparelhos está sujeita a uma série de erros pelas seguintes causas:

- a) Ação da tensão superficial sobre as superfícies líquidas.
- b) Dilatações e contrações provocadas pelas variações de temperatura.
- c) Imperfeita calibração dos aparelhos volumétricos.
- d) Erros de paralaxe.

A leitura de volume de líquidos claros deve ser feita pela parte inferior e a de líquidos escuros pela parte superior, para que sejam evitados os erros de paralaxe.

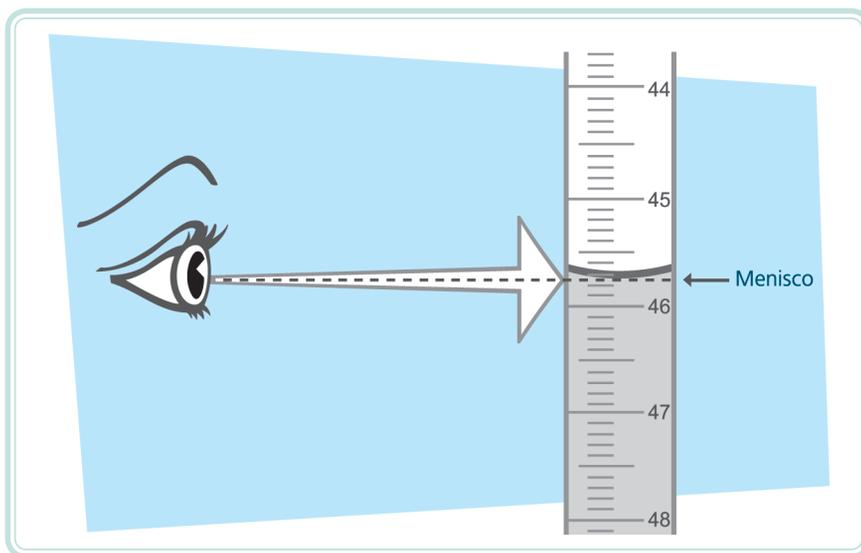


Figura 3.6: Maneira correta de se ler o menisco para evitar o erro de paralaxe

Fonte: CTISM

3.4.2 Utilização de aparelhos volumétricos de precisão

3.4.2.1 Balão volumétrico

O balão volumétrico é uma vidraria de grande precisão para volumes maiores que não podem ser medidos na pipeta ou na bureta. Possui a forma de uma pera, porém com fundo achatado. Possui um traço de referência que indica a calibração padronizada feita na fábrica. O uso de um balão volumétrico quase sempre envolve a medição de uma determinada quantidade de líquido, ou diluição de soluções com volumes precisos. Os balões volumétricos são feitas em diversos tamanhos, com volumes variados, de 5 ml a 10 L, porém os volumes mais comuns, especialmente em laboratórios são de 50, 100, 250, 500 e 1000 ml. São produzidos em vidro borossilicato e em polipropileno, estes mais utilizados em laboratórios.

Para se preparar uma solução em balão volumétrico, transfere-se a ele o soluto ou a solução a ser diluída. Adiciona-se, a seguir, solvente até cerca de 3/4 da capacidade total do balão. Misturam-se os componentes e deixa-se em repouso até atingir a temperatura ambiente, tendo-se o cuidado de não segurar o balão pelo bulbo. Adiciona-se solvente até “acertar o menisco”, isto é, até o nível do líquido coincidir com a marca no gargalo. As últimas porções do solvente devem ser adicionadas com um conta-gotas, lentamente. Não devem ficar gotas presas no gargalo. O ajustamento do menisco ao traço de referência deverá ser feito com a maior precisão possível. Fecha-se bem o balão e vira-se o mesmo de cabeça para baixo várias vezes, agitando-o para homogeneizar o seu conteúdo.



Figura 3.7: Diferentes balões volumétricos

Fonte: <http://www.infoescola.com/materiais-de-laboratorio/balao-volumetrico/>

3.4.2.2 Pipeta

A pipeta é um material muito utilizado em laboratório, para a medição precisa de volumes. Porém possui uma limitação, pois pode transferir pequenas quantidades de volume.

Existem diferentes tipos de pipetas. As mais comuns são:

- a) **Pipeta graduada** – consiste em um tubo de vidro estreito, geralmente graduado em 0,1 ml. É usada para medir pequenos volumes líquidos. Possui limitações para medir volumes líquidos com elevada precisão. Tem a vantagem de poder medir volumes variáveis.



Figura 3.8: Pipetas graduadas

Fonte: <http://catalogohospitalar.com.br/pipetas-sorologicas.html>

b) Pipeta volumétrica – é constituída por um tubo de vidro com um bulbo na parte central. O traço de referência é gravado na parte do tubo acima do bulbo. A extremidade inferior é afilada e o orifício deve ser ajustado de modo que o escoamento não se processe muito rapidamente, o que faria com que pequenas diferenças de tempo de escoamento ocasionassem erros apreciáveis.



Figura 3.9: Pipeta volumétrica

Fonte: <http://www.infoescola.com/materiais-de-laboratorio/pipeta/>

Para se encher uma pipeta, deve-se inserir sua ponta dentro da solução e, em seguida, usando uma pera de sucção, fazer o bombeamento da solução para dentro da vidraria. A sucção deve ser feita até ultrapassar a linha de referência. Assim, ainda usando a pera, libera-se o excesso de solução a fim de obter uma quantidade bastante precisa, evitando o erro de paralaxe.

3.4.2.3 Buretas

A bureta é outra vidraria de grande precisão na medição de volumes. Trata-se de um aparelho cilíndrico que possui uma escala graduada com os volumes calibrados. É colocada verticalmente com a ajuda de um suporte.

Para sua utilização, primeiramente deve-se colocar uma pequena quantidade de solução, a fim de “zerar” (retirar todo o ar aprisionado no interior do tubo) a bureta. Depois introduz-se a solução numa quantidade superior à desejada e, pacientemente, abre-se seu registro para liberar quantidade em excesso, obtendo um valor bastante preciso do volume da solução, evitando erros de medida, e erro de paralaxe.



Figura 3.10: Bureta suspensa pelo suporte universal

Fonte: http://www.tecnomec.com.br/?page_id=316

3.5 Densidade

A densidade indica o grau de compactação da matéria. Tudo o que tem massa e ocupa um lugar no espaço possui densidade. É uma grandeza a ser considerada em alguns cálculos feitos em laboratório, podendo ser medida a partir da seguinte relação:

$$d = \frac{m}{v}$$

onde: d = densidade da substância

m = massa da substância

v = volume que a substância ocupa

Veja a seguir a Figura 3.11 contendo a densidade de alguns materiais.

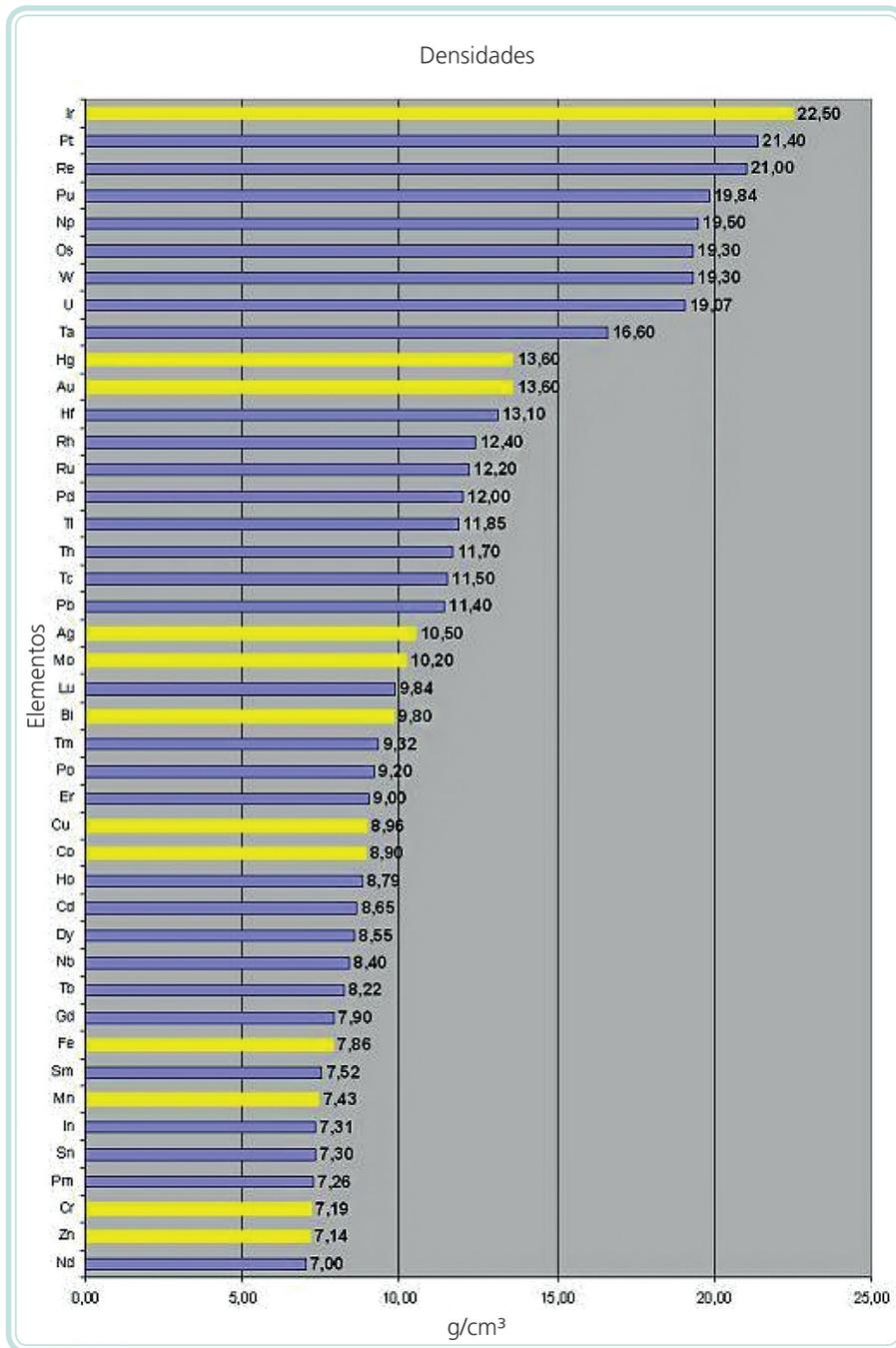


Tabela 3.11: Densidade de alguns elementos químicos

Fonte: <http://www.metalmundi.com/si/site/0203/idioma=portugues>

3.6 Alguns métodos de separação de misturas

Na prática laboratorial uma das medidas mais importantes no manuseio das misturas é o conhecimento prévio sobre como separá-las e sobre os métodos necessários para fazer essa separação. Dentre essas técnicas, as mais utilizadas são: destilação, sublimação, filtração e evaporação.

3.6.1 Destilação

Destilação é o processo de vaporizar o líquido para depois condensá-lo e recolhe-lo em outro recipiente. Os líquidos, ao serem aquecidos, têm a energia cinética de suas moléculas gradativamente aumentada, fazendo com que algumas alcancem energia suficiente para escapar da fase líquida e passar para a fase vapor. Veja na Figura 3.12.

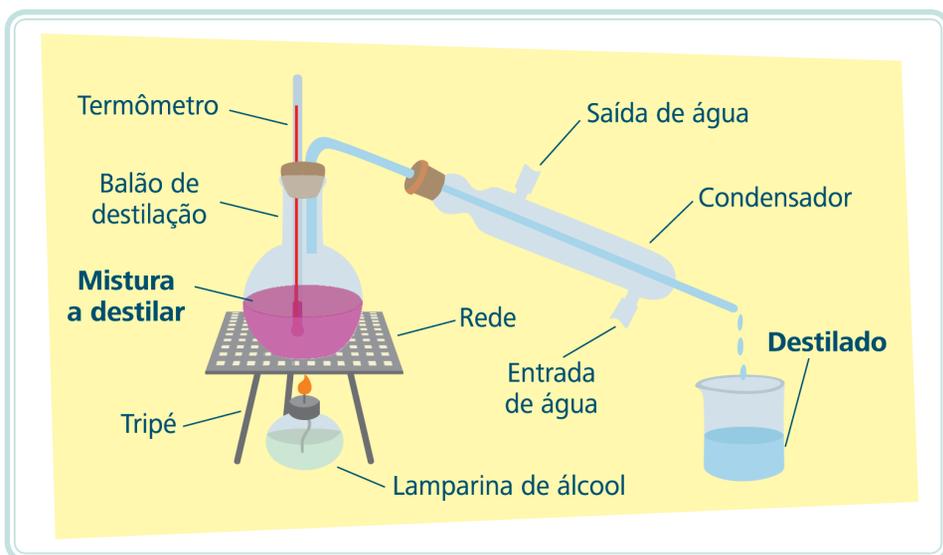


Figura 3.12: Processo de destilação simples

Fonte: CTISM, adaptado de <http://www.prof2000.pt/users/anitsirc/corpomisturashomogeneas.htm>

Existem diferentes processos de destilação: destilação simples, fracionada, por arraste a vapor, dentre outros.

3.6.2 Sublimação

A sublimação é um método no qual ocorre a passagem direta do estado sólido de uma substância para o estado gasoso. No cotidiano podemos perceber esse processo pela sublimação do naftaleno (bolinhas de naftalina) usado para matar insetos. Nos processos laboratoriais, usa-se um processo de sublimação diferente onde ocorre o aquecimento, em geral com altas temperaturas de algum sólido. Na Figura 3.13, observamos a sublimação do iodo.

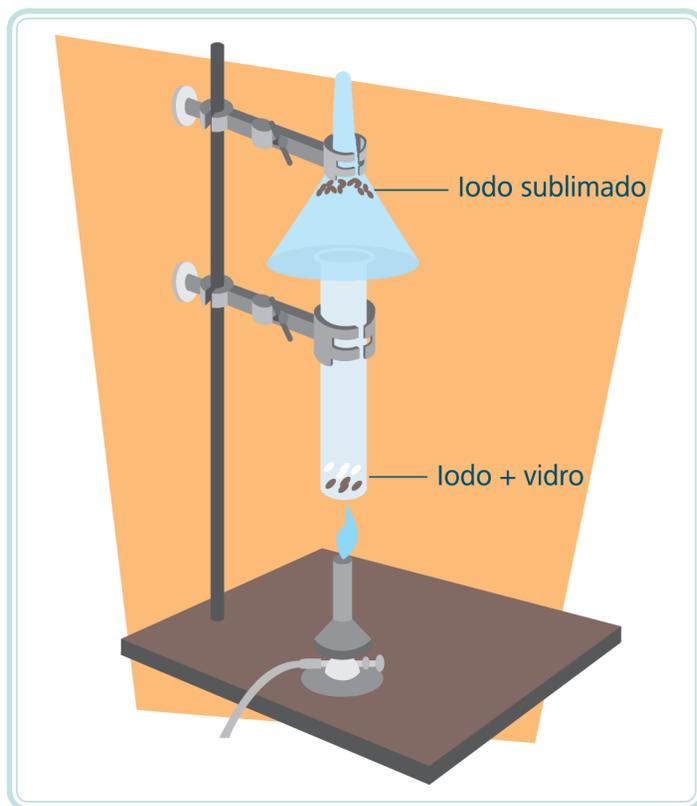


Figura 3.13: Processo de sublimação do iodo

Fonte: CTISM, adaptado de <http://www.prof2000.pt/users/anitsirc/Corpomisturas%20heterog%C3%A9neas.htm>

3.6.3 Filtração

Processo de separação entre um sólido e um líquido no qual são utilizados filtros (material poroso que pode ser papel, carvão, areia, etc.) que permitem que o líquido os atravessem separando os sólidos.



Figura 3.14: Processo de filtração

Fonte: CTISM

3.6.4 Evaporação

Processo pelo qual, uma mistura é aquecida e o componente mais volátil deixa a mistura e o componente menos volátil permanece no recipiente.



Figura 3.15: Ilustração de evaporação

Fonte: CTISM

Resumo

Esta aula teve como objetivo apresentar as técnicas básicas a serem realizadas num laboratório.

Dentre essas técnicas podemos destacar o manuseio das vidrarias, o aquecimento e as técnicas de transferência de sólidos e líquidos de um frasco para outros e a pesagem.

Apresentaram-se também técnicas de volumetria, ou seja, medidas de volume e as principais vidrarias usadas para essas medidas serem precisas: balão volumétrico, pipeta e bureta.

Demonstraram-se finalmente os métodos de separação de misturas mais realizados num laboratório: destilação, filtração, sublimação e evaporação.

Atividades de aprendizagem

1. Antes de se fazer um aquecimento em laboratório, quais são os principais cuidados que se deve ter?
2. Como se deve fazer a retirada de uma substância sólida do frasco em que ela estiver guardada?
3. O que se deve fazer para se evitar o erro de paralaxe?
4. Descreva a maneira correta de se manusearem as seguintes vidrarias: pipeta, bureta e balão volumétrico.
5. Por que é importante saber separar diferentes substâncias químicas dentro de um laboratório?



Aula 4 – Soluções

Objetivos

Definir solução, prepará-la e desenvolver alguns cálculos envolvendo soluções.

4.1 As soluções no cotidiano

Frequentemente as pessoas preparam soluções sem perceber. Uma doméstica, por exemplo, ao fazer um simples café com leite está preparando uma solução. O próprio soro caseiro é outro exemplo clássico de solução.

Ao misturar substâncias devemos ter cuidado para não exagerar em nenhum dos componentes, a fim de não alterar alguma propriedade, como o sabor. Se colocarmos muita água, o café ficará aguado; se colocarmos muito açúcar no doce ficará enjoativo. Para não errar, usamos critérios subjetivos e aproximados que dependem de experiências anteriores ou que nos foram transmitidos por outras pessoas.

Num laboratório químico, o preparo de soluções é feito de maneira análoga, porém não de forma empírica, mas sim de forma previamente estudada e calculada onde as quantidades das substâncias adicionadas de forma correta resultam no sucesso do experimento.

4.1.1 O que é uma solução?

A definição mais simples possível de solução é:

“Solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias dispostas sob a forma líquida.”

É importante enfatizar que essas misturas não podem ser separadas por filtro e não podem sedimentar se deixadas em repouso. Assim, pode-se concluir que, numa solução, as propriedades químicas e físicas são iguais em qualquer parte de sua extensão, ou seja, se for analisada uma amostra de qualquer ponto da solução, serão encontradas as mesmas características.

Uma solução pode ser preparada adicionando-se solvente a uma outra solução inicialmente mais concentrada. Esse processo é denominado diluição.

Adição de mais solvente provoca aumento no volume da solução; a quantidade de soluto, porém, permanece constante. Temos então que a quantidade inicial de soluto é igual à quantidade final de soluto: $C_1V_1 = C_2V_2$.

4.1.1.1 Componentes de uma solução

Os componentes de uma solução são chamados **soluto** e **solvente**:

- **Soluto** – é a substância dissolvida no solvente. Em geral, está em menor quantidade na solução.
- **Solvente** – é a substância que dissolve o soluto.

4.1.1.2 Classificação das soluções

De acordo com a quantidade de soluto dissolvido, podemos classificar as soluções em:

- **Saturadas** – contêm uma quantidade de soluto dissolvido igual à sua solubilidade naquela temperatura, isto é, excesso de soluto, em relação ao valor do “coeficiente de solubilidade” (C_s), não se dissolve, e constituirá o corpo de fundo.
- **Insaturadas** – contêm uma quantidade de soluto dissolvido menor que a sua solubilidade naquela temperatura.
- **Supersaturadas** – (instáveis) contêm uma quantidade de soluto dissolvido maior que a sua solubilidade naquela temperatura.

4.1.1.3 Unidades de concentração

Podemos estabelecer diferentes relações entre a quantidade de soluto, de solvente e de solução. Tais relações são denominadas genericamente de **concentrações**.

Usaremos o índice 1 para indicar soluto e o índice 2 para indicar solvente. As informações da solução não têm índice.

a) Concentração comum (C)

Também chamada concentração em g/L (grama por litro), relaciona a massa do soluto em gramas com o volume da solução em litros.

$$C = m_1/V$$

b) Concentração em quantidade de matéria (Cn)

Cientificamente, é mais usual esta concentração, que relaciona a quantidade de soluto (mol) com o volume da solução, geralmente em litros. Sua unidade é mol/L:

$$Cn = n_1/V$$

Existe uma fórmula que relaciona concentração comum com concentração em quantidade de matéria.

Veja:

$$Cn = n_1/V \text{ e } n_1 = m_1/M_1$$

Logo:

$$Cn = m_1/M_1 \cdot V$$

Como:

$$C = m_1/V$$

Temos

$$Cn = C/M_1 \text{ ou } C = Cn \cdot M_1$$

Podemos usar essa fórmula para transformar concentração em quantidade de matéria em concentração comum, ou vice-versa.

c) Título (T)

Pode relacionar a massa de soluto com a massa da solução ou o volume do soluto com o volume da solução.

$$T = m_1/m \text{ e } T = V_1/V$$

O título em massa não tem unidade, pois é uma divisão de dois valores de massa (massa do soluto pela massa da solução), e as unidades se "cancelam". Como a massa e o volume de soluto nunca poderão ser maiores que os da própria solução, o valor do título nunca será maior que 1.

Multiplicando o título por 100, teremos a **porcentagem em massa ou em volume de soluto na solução (P)**:

$$P = 100.T$$

d) Densidade da solução (d)

Relaciona a massa e o volume da solução:

$$d = m/V$$

Geralmente, as unidades usadas são g/ml ou g/cm³.

Cuidado para não confundir densidade com concentração comum, pois as duas relacionam massa com volume. Lembre-se de que na concentração comum se relaciona a massa de soluto com o volume da solução e, na densidade, a massa de solução com o volume da solução.

As diversas formas de expressar a concentração podem ser relacionadas:

$$C = 1000.d.T$$

4.2 Preparando uma solução

A preparação de soluções exige alguns cuidados, especialmente os que se ligam (a) à solubilidade das substâncias ser, em geral, limitada a certos valores; (b) com à mudança de volume que se produz quando se efetua a mistura e (c) com à alteração de temperatura que pode ocorrer.

- a) Quando se prepara uma solução deve-se atender aos limites de solubilidade do soluto no solvente que se está utilizando para evitar a obtenção de misturas com turvação ou com fases diferentes que, de fato, não são soluções verdadeiras.
- b) Quando se juntam duas substâncias para se obter uma solução, pode ocorrer variação do volume de tal modo que o volume final não é a soma dos volumes parciais. Por exemplo, se juntarmos 50 ml de etanol com 100 ml de água, verifica-se que o volume da mistura é inferior aos esperados 150 ml. A fim de evitar problemas como esse, em que a concentração obtida para a solução pode não ser igual à desejada, deve se evitar medir separadamente o solvente e o soluto. O melhor método de proceder é começar pela medição do soluto e juntar-lhe uma porção do solvente passando em seguida para dentro de um balão volumétrico onde se completa até o traço o volume com o solvente. Depois é só agitar para homogeneizar.
- c) Quando se misturam substâncias para obter soluções é frequente produzir-se uma variação da temperatura, na maioria das vezes, um aumento.

Em alguns casos, como quando se pretende fazer uma solução de ácido sulfúrico ou de hidróxido de sódio o aquecimento é tal, que chega a haver perigo de quebrar o recipiente ou dar origem a salpicos. Nessas condições o melhor procedimento consiste em adicionar vagarosamente, com agitação contínua o soluto sobre parte do solvente que vai ser utilizado e, depois de arrefecer, introduzir a mistura no balão volumétrico para se perfazer adequadamente o volume.

Ao se preparar uma solução, o soluto (sólido, líquido ou sua solução concentrada) deve ser inicialmente dissolvido em um béquer, utilizando-se um volume de solvente inferior ao volume final de solução a ser preparado. Em seguida, essa solução deve ser transferida para um balão volumétrico de volume de solução igual ao que se deseja preparar então, adiciona-se solvente até que o volume de solução atinja a marca indicativa no gargalo do balão. Preparada a solução, ela deve ser homogeneizada, invertendo-se o balão volumétrico (bem tapado) diversas vezes.



Figura 4.1: Representação de preparo de uma solução

Fonte: CTISM

O procedimento de, inicialmente, diluir o ácido (ou dissolver a base) em um béquer, ao invés de diretamente no balão volumétrico, tem uma forte justificativa: a diluição de soluções concentradas de ácidos ou bases (ou a dissolução de bases) é, em geral, acompanhada por um grande desprendimento de calor (reação exotérmica), o que eleva a temperatura da solução. Como o volume nominal dos balões volumétricos é geralmente calibrado a 20°C, não é recomendado colocar soluções aquecidas em balões, nem expor balões volumétricos a temperaturas elevadas (por isso, eles não devem ser secos em estufas). O desprendimento de calor ocasionado pela dissolução de soluções concentradas de ácidos é tão grande que somente se deve dissolvê-los em água, isto é, não se deve dissolver água neles, pois, nesse caso, a solução pode chegar a ferver no ponto em que

a água é adicionada, podendo espirrar. Portanto, jamais adicione água a uma solução concentrada de um ácido; sempre adicione o ácido concentrado em água.

Soluções podem ser preparadas, mais comumente, a partir de soluto sólido ou a partir de uma solução concentrada em estoque do soluto. Quando se prepara uma solução, sabe-se que se quer obter certo volume da solução a uma dada concentração. Assim, para preparar uma solução a partir de um soluto sólido, há necessidade de se saber o valor de massa do soluto que deve ser tomado; analogamente, no caso de soluto em solução estoque, há que se saber o volume da solução estoque que deve ser tomado.

Resumo

Esta aula forneceu basicamente, informações sobre soluções e como prepará-las dando um enfoque a algumas regras que se devem seguir, para que o experimento seja o mais seguro possível.



Atividades de aprendizagem

1. Defina solução e explique suas características básicas.
2. Quais os cuidados básicos que se deve ter ao se preparar uma solução?
3. Descreva o processo de diluição.
4. Explique a afirmativa: “Em uma solução as propriedades químicas e físicas são iguais em qualquer parte de sua extensão.”
5. A uma amostra de 100 ml de NaOH de concentração 20 g/L foi adicionada água suficiente para completar 500 ml. A concentração, em g/L, dessa solução é igual a:
 - a) Dois (2)
 - b) Três (3)
 - c) Quatro (4)
 - d) Cinco (5)
 - e) Oito (8)

Aula 5 – pH

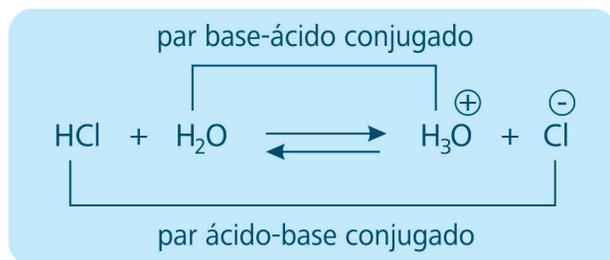
Objetivos

Calcular o pH de uma solução e suas características para ser utilizado em laboratório.

5.1 Ácidos e bases

Os ácidos e bases estão presentes na vida diária na forma de frutas, sucos, agentes domésticos de limpeza, etc. Ácidos são compostos que podem doar prótons (H^+), e bases são compostos que podem aceitar prótons. Essa classificação foi proposta simultaneamente por Johannes Brønsted e Thomas Lowry em 1923 e é conhecida como a Teoria de Brønsted-Lowry.

Na teoria de Brønsted-Lowry toda reação ácido-base dá origem ao par ácido-base conjugado. Na reação abaixo, HCl é um ácido e após perder H^+ , torna-se a base conjugada Cl⁻. Similarmente, H_2O é uma base e após aceitar H^+ , torna-se o ácido conjugado, H_3O^+ .



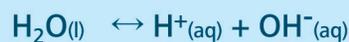
Para medir a força de um ácido em solução aquosa ácida ou básica, P. L. Sorensen introduziu a escala pH.

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Na água pura, $pH = -\log 1 \times 10^{-7}$, $pH = 7,0$. Como a água é composto anfótero, $pH = 7,0$ significa solução neutra. Para solução de HCl 0,01 M, $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2}$, portanto $pH = 2$. A escala de pH mostra que:

$[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$, pH = solução ácida
 $[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$, pH = solução básica
 $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$, pH = solução neutra

Considerando o equilíbrio iônico da água:



Sua constante de ionização corresponde ao K_w e é expressa por:

$$\begin{aligned}K_w &= [H^+] \cdot [OH^-] \text{ a } 25^\circ\text{C} \\K_w &= (10^{-7}) \cdot (10^{-7}) \\K_w &= 10^{-14}\end{aligned}$$

Da mesma maneira que calculamos o pH, podemos calcular o pOH (potencial hidroxiliônico) de uma solução:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Na água e nas soluções neutras, a 25°C temos que:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Então:

$$pH = pOH = 7 \text{ e } pH + pOH = 14$$

5.2 Medidor de pH

O pH de uma solução pode ser convenientemente medido por aparelhos chamados pHmetros, bastando introduzir os eletrodos do pHmetro na solução a ser analisada e fazer a leitura do pH.



Figura 5.1: Medidor de pH

Fonte: <http://www.phmetro.net.br/wp-content/uploads/2010/01/pHmetro.jpg>

O pH de uma solução também pode ser obtido de maneira menos precisa, usando-se papel indicador de pH. O papel indicador é impregnado de compostos orgânicos que mudam sua cor conforme o pH. A cor mostrada pelo papel indicador é, então, comparada com uma escala de cores fornecida pelo fabricante (vide cartela existente no laboratório). Reconhecem-se os ácidos e as bases por algumas propriedades simples. Os ácidos têm gosto azedo. As soluções das bases, por outro lado, têm gosto amargo e proporcionam sensação untuosa ao tato.

É evidente que não se deve jamais provar nenhum reagente de laboratório de química. Alguns exemplos de ácidos são o ácido acético, presente no vinagre, o ácido cítrico, constituinte do suco de limão, o ácido clorídrico, encontrado no suco digestivo do estômago, dentre outros. São exemplos de base: a solução aquosa de amônia encontrada em produtos de limpeza doméstica, o hidróxido de potássio presente na cinza, o hidróxido de magnésio presente em pastas de dente, leite de magnésia, dentre outros.

Resumo

Nesta aula caracterizaram-se os ácidos e as bases segundo a teoria de Brønsted-Lowry. Demonstrou-se que uma reação ácido-base dá origem ao par ácido-base conjugado.

Para medir a força de um ácido numa solução aquosa ácida ou básica utilizamos a escala de pH. O pH de uma solução pode ser medido por aparelhos que chamamos de pHmetros.



Atividades de aprendizagem

1. Explique a afirmação: "Na teoria de Brønsted-Lowry toda reação ácido-base dá origem ao par ácido-base conjugado."

2. Calcule o pH, $[H^+]$ e $[OH^-]$ de uma solução aquosa de $pOH = 6$.

3. Analise os itens abaixo e marque a alternativa correta:

I - Uma coca-cola tem pH igual a 3.

II - Um tablete de amoníaco dissolvido num copo de água tem $[OH^-] = 10^{-5}$ M.

III - Uma xícara de café tem $[H^+] = 10^{-5}$ M.

IV - Uma solução em que $[H^+] = [OH^-]$.

a) I básico, II básico, III ácido, IV neutro.

b) I ácido, II básico, III neutro, IV neutro.

c) I neutro, II ácido, III básico, IV ácido.

d) I ácido, II neutro, III básico, IV básico.

e) I ácido, II básico, III ácido, IV neutro.

4. Quais as maneiras para se medir o pH em uma solução?

5. Dada a afirmação: "A urina é uma solução que apresenta $pH = 5$." Podemos concluir que

a) a solução tem caráter básico.

b) a concentração hidrogeniônica é 10^{-5} mol/L.

c) a concentração hidroxiliônica é de 10^{-7} mol/L.

d) a urina é uma solução não eletrolítica.

Aula 6 – Titulação

Objetivos

Entender o que vem a ser uma titulação e seus princípios teóricos, apresentado os diversos tipos de titulação e os diversos materiais utilizados para realização da mesma.

6.1 O que é uma titulação?

Titulação é o processo empregado em química para se determinar a quantidade de substância de uma solução pelo confronto com outra espécie química, de concentração e de natureza conhecidas. A substância de interesse em qualquer determinação recebe o nome de analito. A espécie química com concentração definida recebe o nome de titulante, que é, em geral, uma solução obtida a partir de um padrão primário, podendo ser um sal ou uma substância gerada na solução que se deseja valorar. A solução cuja concentração será determinada recebe o nome de titulado.

Existem vários tipos de titulação, destacando-se a titulação ácido-base, titulação de oxidação-redução e titulação de complexação.

6.2 Titulação ácido-base

Neste processo faz-se reagir um ácido com uma base para que se atinja o ponto de equivalência. À medida que é adicionado o titulante ao titulado, o pH da solução (titulante+titulado) vai variar, sendo possível construir um gráfico dessa variação ao qual se dá o nome de curva de titulação. O ponto de equivalência pode variar dependendo da concentração inicial do titulante e do titulado.

Normalmente, para se fazer uma titulação, utiliza-se um frasco de Erlenmeyer (são postos o titulado, água e um indicador ácido/base) e uma bureta onde está contido o titulante.

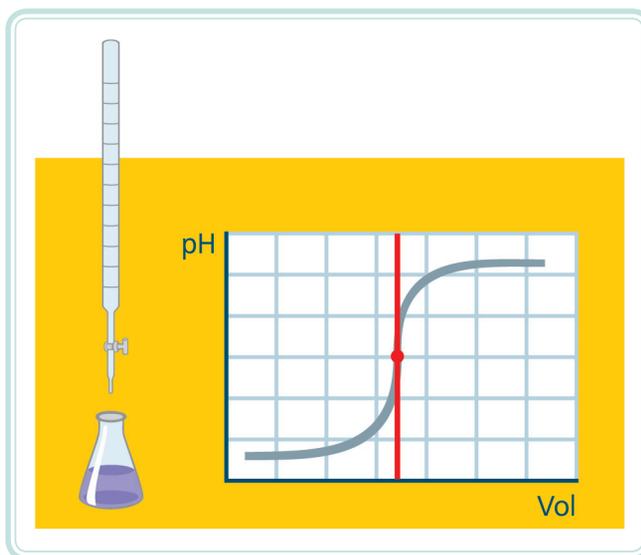
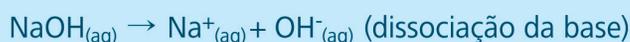


Figura 6.1: Gráfico obtido pela titulação de um ácido por uma base
 Fonte: CTISM

6.2.1 Titulação ácido forte/base forte

Nesse tipo de titulação, o ponto de equivalência se dá aproximadamente em pH 7, pois o ácido ioniza-se praticamente na totalidade, e a base se dissocia praticamente na totalidade. Quando os íons H_3O^+ e OH^- reagem, formam água. Um exemplo desse tipo de titulação é a titulação de uma solução de HCl com NaOH:



Na titulação de uma base forte com um ácido forte ocorre o mesmo tipo de reações, e o ponto de equivalência é o mesmo, tendo como diferença a forma da curva de titulação que, em vez de ser crescente é decrescente.

O Na^+ e Cl^- resultantes da reação entre o ácido forte HCl (ácido clorídrico) e a base forte (hidróxido de sódio) são considerados íons neutros em solução, pois não sofrem hidrólise ácida ou básica.



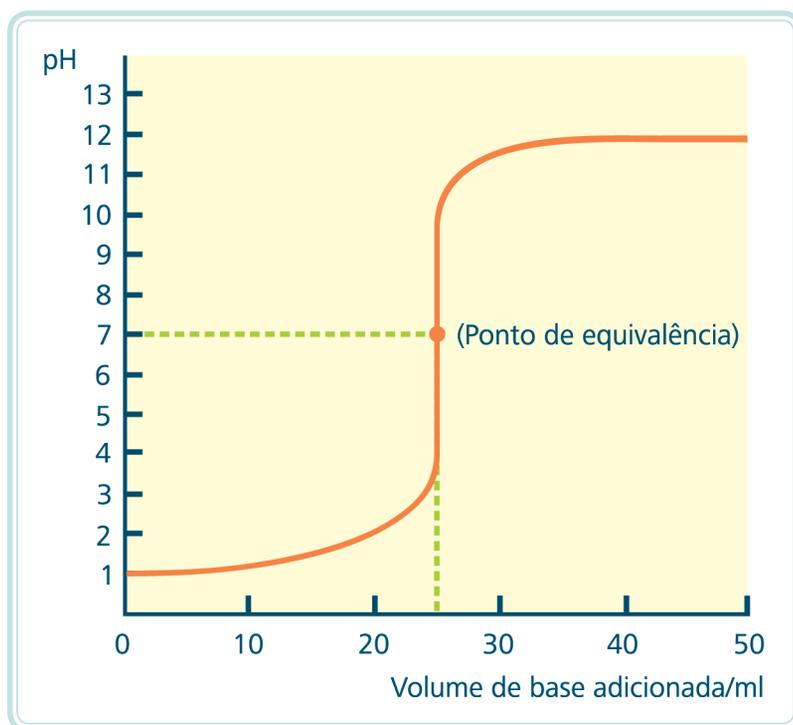


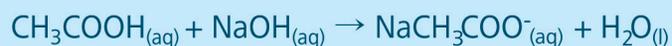
Figura 6.2: Curva de titulação: ácido forte/base forte

Fonte: http://quimicapiracuruca.blogspot.com/2010_07_01_archive.html

6.2.2 Titulação ácido fraco/base forte

Neste tipo de titulação, o ponto de equivalência se dá em um pH superior a 7, devido à hidrólise do ânion do ácido fraco, que é uma hidrólise que origina íons OH^- .

Ex.: Titulação do ácido acético com o hidróxido de sódio:



Como o Na^+ é uma partícula neutra do ponto de vista ácido-base (cátion de uma base forte não hidrolisa), apenas o CH_3COO^- (ânion de um ácido fraco) sofrerá hidrólise, como se demonstra a seguir:



Os íons OH^- aumentarão o pH da solução, pois irão reagir com H_3O^+ pela equação:

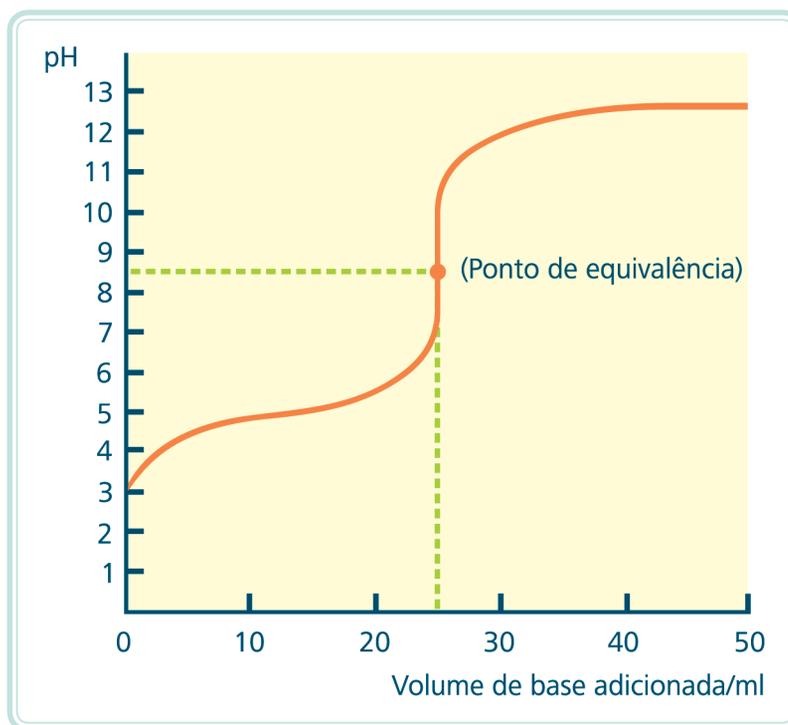


Figura 6.3: Curva de titulação: ácido fraco/base forte

Fonte: http://quimicapiracuruca.blogspot.com/2010_07_01_archive.html

6.2.3 Titulação base fraca/ácido forte

Nesse tipo de titulação, o ponto de equivalência se dá em um pH inferior a 7, porque a hidrólise do cátion resultante é ácida.

Como a base é fraca, o seu ácido conjugado será forte e facilmente reagirá com a água, formando íons H_3O^+ .

Um exemplo desse tipo de titulação é a titulação do amoníaco com o ácido clorídrico:



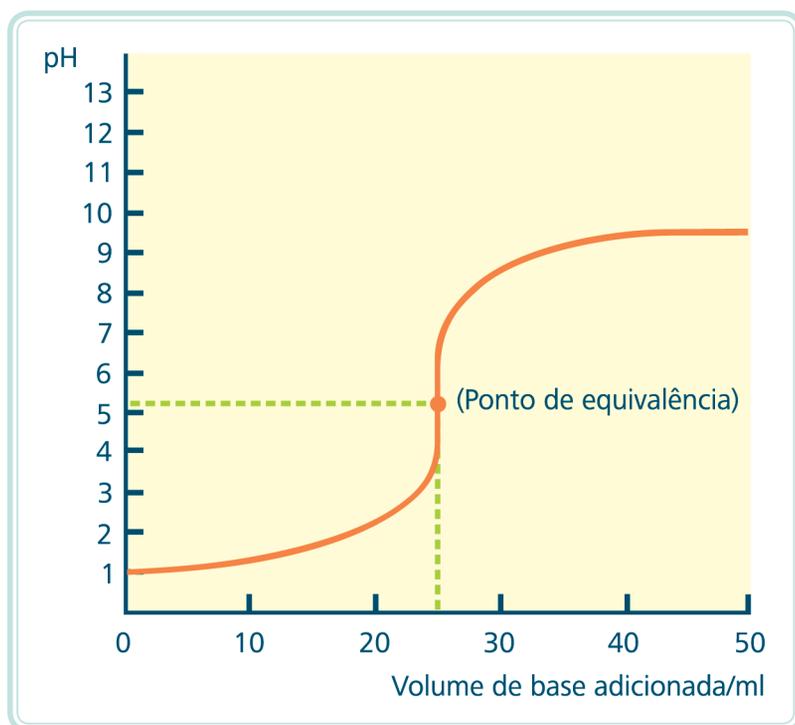


Figura 6.4: Curva de titulação: base fraca/ácido forte

Fonte: http://quimicapiracuruca.blogspot.com/2010_07_01_archive.html

6.2.4 Titulação base fraca/ácido fraco

Este caso é exemplificado pela titulação de 100 ml de ácido acético 0,1 M ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) com amônia aquosa 0,1 M ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$). O pH no ponto de equivalência é dado por:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_w + \frac{1}{2} \text{pK}_a - \frac{1}{2} \text{pK}_b = 7,0 + 2,37 - 2,37 = 7,0$$

Ex.: A curva de neutralização de 100 ml de CH_3COOH 0,1 M com NH_3 0,1 M.

A curva de neutralização até o ponto de equivalência é quase idêntica à do caso em que se usa hidróxido de sódio 0,1 M (0,1 N) como base; além do ponto de equivalência, a titulação consiste virtualmente na adição de uma solução aquosa de amônia 0,1 M (0,1 N) a uma solução 0,1 M de acetato de amônio.

Como nenhuma mudança brusca de pH é observada, não se pode obter um ponto final nítido com nenhum indicador simples. Pode-se algumas vezes encontrar um indicador misto que exiba uma mudança de cor nítida num intervalo de pH muito pequeno. Assim, nas titulações de ácido acético-amônia, pode-se usar o indicador misto de vermelho neutro com azul de metileno; mas, de um modo geral é melhor se evitar o uso de indicadores nas titulações que envolvam tanto ácido fraco como base fraca.

Resumo

Nesta aula vimos o que é uma titulação e os diversos tipos existentes: ácido forte/base forte, ácido fraco/base forte, base fraca/ácido forte e base fraca/ácido fraco. Um outro aspecto abordado foi a importância da escolha do indicador para realização da titulação.



Atividades de aprendizagem

1. Defina ponto de equivalência, titulante e titulado.
2. Explique por que na titulação ácido forte/base forte o ponto de equivalência se dá aproximadamente em $\text{pH} = 7$.
3. Em uma titulação de uma base forte com um ácido forte ocorre o mesmo tipo de reação, o que ocorre com o ponto de equivalência. Diferencie-os.
4. Devemos usar indicadores nas titulações que envolvam ácido fraco e base fraca? Explique.
5. Em uma titulação do ácido acético com o hidróxido de sódio, o que acontece com o pH da solução?

Aula 7 – Álcool e açúcar

Objetivos

Mostrar o que é álcool e o que é açúcar, tendo como foco principal suas propriedades físico-químicas.

7.1 Açúcar

O açúcar se destina, principalmente, a adoçar bebidas e alimentos, sendo obtido a partir do beneficiamento de méis cristalizáveis da cana e da beterraba e, em escala menor, de outros vegetais.

O açúcar extraído da cana é conhecido desde tempos remotos. Entretanto, ele só foi introduzido na Europa por volta do século X, por intermédio dos árabes. Inicialmente, o cultivo da cana e a produção de açúcar restringiu-se à bacia do Mediterrâneo e, somente mais tarde, foi introduzido na América.

A safra da cana-de-açúcar é sazonal, iniciando-se em maio e terminando em novembro. Nesse período ocorre o amadurecimento da cana, que se deve a fatores climáticos, como falta de umidade, luminosidade e frio. Com base na maturação, a cana passa a ser cortada de forma planejada, de modo que se tenham áreas com cana plantada que vão estar próprias para corte em momentos diferentes.

Pode-se dizer que uma usina de açúcar e álcool é autossustentável, ou seja, seus próprios subprodutos são reutilizados para manutenção das condições de beneficiamento da cana.

O bagaço, por exemplo, é transportado para as caldeiras onde é queimado para gerar vapor, que é o responsável pelo acionamento das máquinas pesadas e pela geração de energia elétrica, ou seja, é o combustível para todo o processo produtivo.

Atualmente, o Brasil é o maior produtor mundial de açúcar, com uma produção que, em 1998, superou a marca de 15 milhões de toneladas. Desse montante, mais da metade, cerca de 54%, o que corresponde a aproximadamente 8 milhões de toneladas, destinou-se ao comércio exterior. O principal mercado

consumidor do açúcar brasileiro exportado é a Europa. O restante da produção foi absorvido pelo mercado interno.

A princípio, o açúcar era empregado, quase exclusivamente na Medicina. Mais tarde comprovaram-se suas qualidades de alimento fundamental, inteiramente digestível pelo organismo humano, proporcionador de calor e energia, constituindo ingrediente básico na formação de gordura.

O açúcar contribui para nutrir as plantas que o armazenam em determinados tecidos, que o consomem durante seu crescimento para formar fibras, sementes, etc.

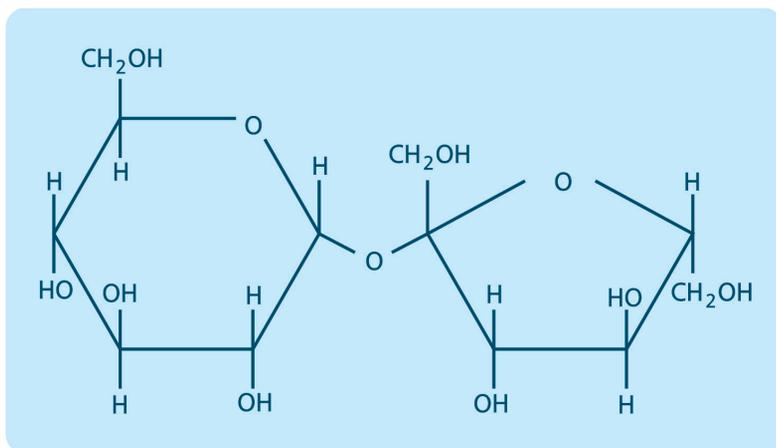
Entretanto, a diversidade de posicionamentos sobre a extensão dos efeitos no organismo humano em relação ao consumo de açúcar é grande. Cientistas americanos o consideram como um dos produtos responsáveis pelo aumento do colesterol e de doenças cardiovasculares. Médicos brasileiros, porém, não concordam totalmente com essa teoria e afirmam que o consumo de gordura é mais prejudicial que o de açúcar.

Segundo os especialistas, o açúcar estimula a produção de insulina, um hormônio liberado pelo pâncreas e que faz as células usarem a glicose como fonte de energia para as suas atividades. A grande quantidade de insulina impede o emagrecimento, independente do rigor da dieta e da frequência dos exercícios físicos.

O açúcar é uma forma possível dos carboidratos (as outras formas são amido, celulose e alguns outros compostos encontrados nos seres vivos). A forma mais comum de açúcar consiste em sacarose no estado sólido e cristalino. É usado para alterar (adoçar) o gosto de bebidas e alimentos. É produzido comercialmente a partir de cana-de-açúcar ou de beterraba.

A sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), também conhecida como açúcar de mesa, é um tipo de glícido formado por uma molécula de glicose e uma de frutose produzida pela planta ao realizar o processo de fotossíntese. O amido, ao ser digerido, nunca passa a ser sacarose – ele passa sempre a ser maltose.

É formada pela união de uma molécula de glicose e uma de frutose. Encontra-se em abundância na cana-de-açúcar, nas frutas e na beterraba.



A sacarose, o açúcar comum comercial, é amplamente distribuído entre as plantas superiores. Encontra-se na cana de açúcar (*Sacharum officinarum*) e na beterraba (*Beta vulgaris*). O suco da primeira, a garapa, contém de 15-20%; o da segunda de 14-18% de sacarose. É doce e sua fermentação por leveduras é muito utilizada comercialmente.

É hidrolisada com grande facilidade por ácidos diluídos, resultando da reação o “açúcar invertido”, isto é, a mistura equimolar de D-glicose e D-frutose, que é levogira, porque a frutose possui rotação específica negativa ($-92,4^\circ$) mais alta do que a rotação específica positiva da glicose ($+52,7^\circ$). A reação é chamada de inversão e é estritamente monomolecular, isto é, a fração da sacarose presente, cindida por unidade de tempo, é constante. Assim, a velocidade da reação depende exclusivamente da concentração de sacarose. A inversão da sacarose pode ser efetuada também enzimaticamente. A invertase, que cinde os b-frutósídeos, e as a-glicosídates são as enzimas que catalisam a sua hidrólise.

À base disso, a sacarose é considerada um a-glicosídeo e um b-frutósídeo. A sacarose não é um açúcar redutor. Isso significa que os dois grupos redutores dos monossacarídeos que a formam estão envolvidos na ligação glicosídica, ou seja, o átomo de carbono C1 da glicose e C2 da frutose devem participar da ligação. A hidrólise ácida da sacarose octometilada fornece 2, 3, 4, 6-tetra-O-metil-D-glicose e 1, 3, 4, 6-tetra-O-metil-D-frutose.

7.2 Álcool

O álcool (do árabe *al-kohul*) é uma classe de compostos orgânicos que possui na sua estrutura um ou mais grupos de hidroxilas -OH ligados a carbonos saturados.

Exemplos

O etanol ou álcool etílico é o tipo de álcool mais comum. Está contido nas bebidas alcoólicas, é usado para limpeza doméstica e é também combustível para automóveis. A fórmula do álcool etílico é $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

O metanol ou álcool metílico é um álcool que não deve ser ingerido, pois é extremamente tóxico para o fígado. A fórmula do metanol é CH_3OH .

Os dois exemplos anteriores são casos particulares de álcoois do tipo R-OH , em que R- é um radical alquila.

No fenol, de fórmula química é $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$, a hidroxila está ligada a um anel benzênico. Na maioria dos textos científicos esse composto não é considerado um álcool.

Álcool anidro é um álcool com até 1% de água (já que é difícil a obtenção de álcool totalmente puro) que pode ser adicionado à gasolina para aumento da octanagem, atuando como antidetonante, para que a gasolina possa ser comprimida no pistão do motor carburante e não entre em combustão antes de ser acionada a vela do motor.

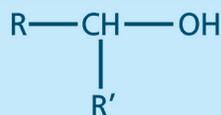
7.2.1 Classificação

a) **Álcoois primários** – os álcoois primários têm o grupo hidroxila ou oxidrila ligado a um carbono primário. Um exemplo é o etanol. A fórmula geral dos álcoois primários é:



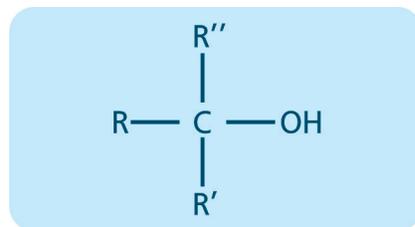
(Na fórmula, R representa um radical hidrocarboneto qualquer)

b) **Álcoois secundários** – os álcoois secundários têm o grupo hidroxila ligado a um carbono secundário, por exemplo: propano-2-ol. Sendo assim, a fórmula geral é:



(Na fórmula, R representa um radical hidrocarboneto qualquer)

- c) **Álcoois terciários** – os álcoois terciários têm o grupo hidroxila ligado a um carbono terciário; por exemplo: 2-metil-2-propanol (trimetilcarbinol). A fórmula geral é:



(Na fórmula, R representa um radical hidrocarboneto qualquer)

7.2.2 Nomenclatura

A nomenclatura dos álcoois é baseada na dos hidrocarbonetos de que derivam: basta substituir a letra o do final por ol. Se essa nomenclatura for ambígua quanto à posição da hidroxila, o sufixo ol deve ser por ela precedido. Por exemplo, propan-2-ol indica um grupo hidroxila ligado ao carbono 2 do propano. Também pode ser escrito 2-propanol.

Em certos casos pode ser necessário usar a nomenclatura na forma prefixal, com o prefixo hidróxi. Por exemplo, se tivermos um grupo hidroxila ligado a um anel benzênico, podemos usar o nome hidróxibenzeno (essa substância é usualmente conhecida como fenol).

Em certos casos, o álcool possui outros sufixos, dependendo da quantidade de grupos hidroxila.

- ol – quando a cadeia possui apenas um grupo hidroxila.

Ex.: etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$)

- diol – quando existem dois grupos hidroxila na cadeia carbônica.

Ex.: pentano-1, 2-diol

- triol – quando a cadeia possui três grupos hidroxila.

Ex.: hexano-1, 2, 3-triol

7.2.3 Consumo

No Brasil, o álcool, tanto é de consumo humano, diluído em bebidas ou agente de esterilização em farmácias, quanto é utilizado como combustível de automóvel e, desde 2005, para a aviação, seja isoladamente ou misturado à gasolina em uma proporção de até 25%. Tem a vantagem de ser uma fonte de energia renovável e causar menor poluição que os combustíveis fósseis.

Atualmente, há correntes que questionam o impacto ambiental do álcool combustível pelos severos danos causados pelo desmatamento necessário para abrir espaço à monocultura de cana-de-açúcar e pelo efeito nocivo da queima da palhada. Esses danos hoje já se fazem sentir, apesar da utilização do álcool ser ínfima se comparada aos derivados de petróleo. Para o uso em motores de combustão interna, o álcool tem uma proporção estequiométrica de 8,4 partes de ar para uma de álcool, enquanto a gasolina tem 13,5 de ar para uma de gasolina. Portanto no motor convertido para álcool ou se reduz a entrada de ar ou se aumenta a quantidade de combustível injetado. Em dias atuais uma conversão de gasolina para álcool basicamente é feito o aumento da taxa de compressão para 2 pontos acima da taxa de compressão para gasolina e abrir os bicos injetores ou giclês de carburação em 20%. O sistema de arrefecimento é reforçado em 10% em toda a tubulação. O álcool é corrosivo. Assim, tanques de combustível devem receber tratamento ou ser feitos de plástico; bombas devem ser mais resistentes, e carburadores recebem banho de níquel. A parte interna do motor não necessita de um tratamento anticorrosivo, pois, quando o combustível chega ao motor, já está acima do seu ponto de ebulição e no estado de gás, que não é corrosivo.

O álcool etílico é uma droga depressora do sistema nervoso central e causa desinibição e euforia quando ingerido em pequenas doses e estupor e coma em doses maiores.

7.2.4 Propriedades físico-químicas

O etanol (álcool etílico) é o mais comum dos álcoois e caracteriza-se por ser um composto orgânico de fórmula estrutural $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, obtido por meio da fermentação do amido e outros açúcares como a sacarose existente na cana-de-açúcar.

Analogamente à água, os álcoois apresentam caráter polar, mais acentuado nos compostos de menor peso molecular. No caso dos álcoois, esse caráter se deve à presença do grupamento hidroxila, no qual o átomo de oxigênio, por ser mais eletronegativo que o de hidrogênio. Atrai os elétrons compartilhados

na ligação O-H, levando-os a assumir uma distribuição espacial assimétrica. Além disso, o ponto de ebulição desses compostos é relativamente alto, graças à presença da ligação tipo pontes de hidrogênio entre as moléculas.

Os álcoois são solúveis em água, embora a solubilidade diminua à medida que seu peso molecular aumenta. Alguns álcoois como o etanol são bons solventes de outros compostos orgânicos não solúveis em água.

Quanto ao caráter ácido-básico desses compostos, os álcoois podem atuar como bases fracas, em presença de ácidos fortes, tais como o nítrico e o sulfúrico, ou como ácidos, reagindo com metais mais reativos para formar alcoóxidos. O caráter básico dos álcoois se deve à presença de dois pares de elétrons que não participam da ligação entre os átomos de oxigênio e hidrogênio do grupamento hidroxila.

A viscosidade dos álcoois aumenta à medida que seu peso molecular cresce. Assim, enquanto o metanol é líquido à temperatura ambiente, o n-icosanol, com vinte átomos de carbono na cadeia, é sólido. Os álcoois são inflamáveis quando em presença de uma chama, em atmosfera de ar ou oxigênio, transformando-se totalmente em água e gás carbônico, com grande desprendimento de energia. Algumas características específicas do álcool etílico (etanol) são:

Estado físico – líquido

Forma – límpido

Cor – incolor

Odor – característico

pH – neutro

Temperaturas específicas:

- Ponto de ebulição – 78,4°C
- Faixa de destilação – 76,0 – 79,0°C (760 mmHg)
- Ponto de fusão – -114,5°C

- Ponto de fulgor – 13,0°C

Pressão de vapor – 0,060 kgf/cm² (20°C)

Densidade de vapor – 1,59 (ar=1)

Densidade – 0,806 – 0,810 g/cm³

Solubilidade – água solúvel

Resumo

Nesta aula discorreremos sobre as características gerais do açúcar e do álcool. Em relação ao açúcar vimos suas principais características: método de extração, estrutura química e utilização. Em relação ao álcool abordamos as suas características físico-químicas como a solubilidade, densidade, ponto de fusão, ebulição entre outros.



Atividades de aprendizagem

1. Qual a principal utilização para o açúcar?
2. Os álcoois podem ser classificados de que maneira?
3. Quais são as principais características físico-químicas relacionadas ao álcool e ao açúcar?
4. De que maneira o álcool pode ser consumido?

Referências

ATKINS, P. W.; JONES, Loretta. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

BIANCHI, J. C. A.; ALBRECHT, C. H.; MAIA, D. J. **Universo da química**. São Paulo: FTD, 2005. 688 p. (Coleção Delta)

BRADY, J. E. & HUMISTON, G. E. **Química geral**. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos S.A., 1994. 1 e 2 v.

BRADY, Joel W.; RUSSELL, John W.; HOLUM, John R. **Química**: a matéria e suas transformações. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2006. 1 v.

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química**: a ciência central. 9. ed. Prentice-Hall, 2005.

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos de química**. 4. ed. São Paulo: Moderna, 2005. 700 p.

FONSECA, M. R. M. **Química** – química geral. FTD, 2007. 1 e 2 v.

KOTZ, John C.; TREICHEL JUNIOR, Paul M. **Química geral e reações químicas**. 5. ed. São Paulo: Pioneira Thomson, 2005. 671 p. 1 e 2 v.

RUSSEL, J. D. **Química geral**. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994. 1 e 2 v.

USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. **Química geral**. 12. ed. São Paulo: Saraiva, 2006. 480 p.

Currículo do professor-autor



Leonardo Lopes da Costa é Bacharel em Química e Mestre em Química pela Universidade Federal de Goiás (UFG), tem Doutorado em Química pela Universidade de Brasília (UNB). Atualmente é professor do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás – IFGoiás (Campus Inhumas), atuando na área de Química e como coordenador de área do Programa Institucional de Bolsa de Iniciação à Docência (PIBID). Tem experiência na área de Química, com ênfase em Química de Materiais e Catálise.