

**Câmpus**  
Anápolis de Ciências  
Exatas e Tecnológicas  
Henrique Santillo



**Universidade  
Estadual de Goiás**

# **Apostila das Aulas Práticas de Laboratório de Química I**

**Prof. Valter Henrique Carvalho Silva**

## Sumário

<b>AULA Nº 01:</b> Segurança em Laboratórios Químicos, Normas e Técnicas de Segurança em Laboratório.	03
<b>AULA Nº 02:</b> Equipamentos básicos de laboratório e Elaboração de relatório.	12
<b>AULA Nº 03:</b> Técnicas de Trabalho com Material Volumétrico.	16
<b>AULA Nº 04:</b> Densidade de Sólido e Líquidos e a Variação da Densidade em Função da Temperatura.	23
<b>AULA Nº 05:</b> Identificação de Metais utilizando o Teste da Chama.	27
<b>AULA Nº 06:</b> Solubilidade de Sólidos em Líquidos.	29
<b>AULA Nº 07:</b> Métodos de Separação de Misturas Heterogêneas e Métodos de Separação de Misturas Homogêneas.	32
<b><u>1ª Verificação de Aprendizagem</u></b>	
<b>AULA Nº 08:</b> Recristalização e Determinação Do Ponto De Fusão.	39
<b>AULA Nº 09:</b> Reações Químicas em Solução Aquosa.	42
<b>AULA Nº 10:</b> Preparo de solução	46
<b>AULA Nº 11:</b> Padronização de Soluções Aquosas.	49
<b>AULA Nº 12:</b> Titulação ácido-base: Determinação do teor de ácido acetilsalicílico em comprimido.	53
<b>AULA Nº 13:</b> Determinação da acidez no vinagre comercial	54
<b>AULA Nº 14:</b> Células Galvânicas	56
<b>AULA Nº 15:</b> Eletrólise Quantitativa da água	63
<b><u>2ª Verificação de Aprendizagem</u></b>	
<b>ANEXO</b>	66

## Título: **Segurança em Laboratório de Química**

O trabalho em laboratório de Química tem como principais objetivos à aquisição de conhecimentos fundamentais sobre as operações práticas e o relacionamento 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 evitar acidentes, devido aos riscos inerentes aos trabalhos desenvolvidos.

Entre os riscos mais comuns, destacam-se os seguintes:

- manipulação de substâncias tóxicas, corrosivas, inflamáveis e explosivas;
- manuseio de material de vidro;
- uso do fogo e da eletricidade.

### **1. 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 devido à 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*.

#### **1.1 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 mucosas.

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

#### Como proceder no caso de acidentes com:

- a) Ácidos: ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ , 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: ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ , 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: ( $\text{Na}$ ) Deve-se remover qualquer resíduo de sódio e depois proceder como para as bases.
- d) Bromo: ( $\text{Br}_2$ ) O bromo é um líquido castanho-avermelhado muito volátil, sendo os seus vapores bastante tóxicos. No caso de acidentes, deve-se lavar imediatamente com muita água, secar e aplicar glicerina.

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

## **1.2 Utilização de substâncias inflamáveis**

Uma das principais causas de incêndios nos laboratórios relaciona-se com a 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, metanol.*

Estes reagentes devem ser manipulados longe das chamas. Além disso, deve-se

evitar que seus vapores sejam liberados para o ambiente do laboratório.

No caso de incêndios pode ser extinto colocando-se um pano molhado sobre a chama. Nos casos mais graves, usar areia seca ou extintores de incêndio.

## **2. 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 referentes ao manuseio dos produtos químicos em questão.

Respeite rigorosamente as precauções recomendadas e consulte o seu professor cada vez que notar algo anormal ou imprevisto.

### **Regras gerais:**

- a) Não fumar no laboratório.
- b) Usar jaleco (avental) abotoado, sapatos fechados, calça comprida e cabelos presos.
- c) Não usar lentes de contato.
- d) Não provar nem cheirar produtos químicos.
- e) Não levar as mãos à boca ou aos olhos quando estiver manuseando produtos químicos.
- f) Não usar reagentes sem rótulos.
- g) Ao manipular produtos químicos evitar a contaminação dos mesmos utilizando material limpo e seco para retirá-lo dos recipientes.
- h) Antes de iniciar experimentos que envolvam produtos químicos verificar a toxicidade e inflamabilidade dos mesmos, pois líquidos voláteis tóxicos ou corrosivos devem ser manipulados em capela de exaustão.
- i) No preparo de soluções aquosas de ácidos e bases fortes adicionar o ácido ou a base sobre a água, lentamente, com agitação e resfriamento externo, devido à liberação de calor.
- j) Nunca usar chama direta para aquecer líquidos inflamáveis e, quando utilizá-la, verificar se não há líquidos inflamáveis por perto.
- k) Não trabalhar com vidro trincado ou quebrado.
- l) Ao introduzir tubos de vidro ou termômetro em rolhas, lubrificar o vidro com vaselina e

proteger a mão com luvas grossas ou toalhas.

m) Quando aquecer substâncias em tubo de ensaio nunca deixar a boca do mesmo voltada para si ou para os colegas.

n) Evitar brincadeiras que possam comprometer a segurança dos colegas.

o) Ao terminar seu trabalho verificar se a água e o gás estão fechados e a bancada limpa. Lavar bem as mãos e os braços após as aulas.

A seguir relacionamos algumas substâncias tóxicas e/ou corrosivas e a maneira correta de manipulá-las. Você deverá consultar esta lista em todas as aulas práticas antes de iniciar seu experimento.

### **3. SUBSTÂNCIAS TÓXICAS E/OU CORROSIVAS COMUMENTE ENCONTRADAS EM LABORATÓRIOS DE QUÍMICA**

1) **Ácido Acético Glacial**: Libera vapores irritantes. Manipular em capela.

2) **Ácido Clorídrico**: Libera vapores corrosivos. Manusear em capela.

3) **Ácido Fórmico**: Produz queimaduras. Trabalhar com luvas.

4) **Ácido Nítrico concentrado**: Libera vapores corrosivos. Trabalhar em capela.

5) **Ácido Nítrico fumegante**: Consiste de ácido nítrico a 95% e contém óxidos de nitrogênio; seus vapores são corrosivos e sufocantes. Trabalhar em capela.

6) **Ácido Sulfúrico concentrado**: Provoca sérias queimaduras. Trabalhar com luvas.

7) **Ácido Sulfúrico fumegante**: Extremamente corrosivo e possui odor irritante de  $\text{SO}_3$ . Trabalhar em capela utilizando luvas.

8) **Amônia**: Gás incolor, corrosivo e tóxico possui odor irritante. Inalação de vapores concentrados provoca asfixia. Trabalhar em capela de exaustão.

9) **Anidrido Acético**: Líquido com odor acético bastante acentuado; produz irritação e queimadura na pele. Trabalhar em local arejado.

10) **Bromo**: Líquido volátil, extremamente corrosivo e irritante, ataca rapidamente os tecidos orgânicos provocando sérias queimaduras. Seus vapores podem ocasionar danos nas vias respiratórias. Trabalhar em capela, usar luvas e manter uma cuba contendo hidróxido de amônio ou hidróxido de sódio a 10% nas proximidades.

11) **Hidróxido de Amônio**: Consiste em uma solução aquosa de amônia a 28%. Líquido de odor irritante. Trabalhar em capela de exaustão.

12) **Iodo**: Sólido facilmente sublimável, seus vapores são bastante tóxicos e corrosivos. Trabalhar em capela e usar luvas.

13) **Hidróxido de Sódio ou potássio**: Altamente corrosivo, evitar contato com a pele e olhos.

- 14) **Ácido Bórico:** Pode ocasionar envenenamento fatal se absorvido por ferimento da pele.
- 15) **Ácido Cianídrico:** Gás incolor altamente venenoso; dose concentrada pode ser fatal em poucos minutos. Trabalhar em capela eficiente. Nitrito de sódio e Tiosulfato são usados como antídoto.
- 16) **Anilina:** Líquido altamente venenoso e cancerígeno, pode causar intoxicação.
- 17) **Benzeno:** Líquido inflamável, venenoso, cancerígeno, pode causar intoxicação, por inalação, ingestão ou absorção cutânea. Trabalhar em capela e evitar contato com a pele.
- 18) **1-Butanol:** Seus vapores causam irritação nas mucosas e dores de cabeça. Trabalhar em local arejado.
- 19) **Cianeto de Sódio:** Fatal em pequenas concentrações. Trabalhar em capela eficiente, com luvas e tendo por perto solução de NaOH a 10%.
- 20) **Ciclohexano:** Líquido inflamável, irritante e narcótico. Trabalhar em local arejado.
- 21) **Clorofórmio:** Líquido volátil, hepatotóxico, cancerígeno. Trabalhar em capela de exaustão.
- 22) **Dicromato de Potássio:** Venenoso, corrosivo; evitar contato com a pele.
- 23) **Diclorometano:** narcótico em altas concentrações.
- 24) **Éteres:** Éter etílico, éter isopropílico, tetrahydrofurano, dioxano. Além de serem altamente inflamáveis, os éteres podem também absorver e reagir com o oxigênio quando estocados por longo tempo, para formar peróxidos altamente explosivos. Fazer teste para peróxido antes de utilizar.
- 25) **Éter de Petróleo:** Libera vapores tóxicos que provocam desde dores de cabeça até coma. Trabalhar em local arejado e longe de chamas.
- 26) **Fenil-hidrazina:** Altamente venenosa. Doses fatais podem ser absorvidas pela pele. Trabalhar em capela de exaustão e utilizar luvas.
- 27) **Fenol:** Sólido venenoso e corrosivo; pode causar intoxicação fatal por ingestão, inalação ou absorção pela pele. Trabalhar em capela.
- 28) **Formaldeído (Formol):** Líquido venenoso, com odor irritante.
- 29) **Metanol:** Venenoso e inflamável, pode causar intoxicação fatal por ingestão, inalação ou absorção cutânea; exposição prolongada pode ocasionar cegueira. Trabalhar em capela de exaustão e evitar contato com a pele.
- 30) **Propanona:** Líquido volátil e inflamável, inalação prolongada pode ocasionar irritação brônquica e narcose. Trabalhar em local arejado.
- 31) **Tetracloro de Carbono:** Produz envenenamento, às vezes fatal, por inalação,

ingestão ou absorção cutânea. Trabalhar em capela de exaustão usando luvas.

32) **Tolueno**: Líquido inflamável, menos tóxico que o benzeno, em altas concentrações pode ser narcótico.

33) **Acetato de Etila**: Líquido inflamável e volátil; inalação prolongada causa danos renais e hepáticos. Trabalhar em local arejado

## **PRIMEIROS SOCORROS**

### **01 – CAIXA DE PRIMEIROS SOCORROS**

- atadura
- gaze
- algodão
- esparadrapo
- curativo
- tesoura
- papel absorvente
- ácido bórico
- bicarbonato de sódio em pó
- pomada para queimaduras (FURACIN)
- pomada para contusões
- leite de magnésia
- unguento de picrato de butesin
- óleo de rícino

Frascos contendo:

- ácido acético 1% (vinagre)
- ácido bórico 1%
- solução saturada de bicarbonato de sódio
- álcool etílico
- glicerina
- éter de petróleo (P.E. 80 - 100 °C)
- óleo de rícino
- água oxigenada
- anti-séptico

### **02 - ACESSÓRIOS E EQUIPAMENTOS DE PROTEÇÃO COLETIVOS (EPCs) OBRIGATORIOS EM QUALQUER LABORATÓRIO.**

- a) Extintores de incêndio: normalmente se usa o de CO<sub>2</sub>.
- b) Chuveiro e lava-olhos.
- c) Manta de asbesto: para envolver pessoas quando o fogo for provocado por líquidos imiscíveis em água.
- d) Areia: para cobrir substâncias combustíveis.

## **MEDIDAS DE PRIMEIROS SOCORROS**



## 1. QUEIMADURAS

### 1.1. POR CHAMA E OBJETOS QUENTES

Queimaduras leves: aplicar pomada de **FURACIN**.

Queimaduras mais graves nas quais a pele fica empolada: aplicar imediatamente, uma solução a **1% de bicarbonato de sódio**. Procurar rapidamente um médico.

## 2. PRODUTOS QUÍMICOS

### 2.1. ÁCIDOS SOBRE A PELE

Lave imediatamente com bastante água e, a seguir, lave com **solução saturada de bicarbonato de sódio** e, finalmente, com água. No caso do ácido sulfúrico, absorve-lo primeiramente com algodão ou papel absorvente. Vestimentas atingidas devem ser rapidamente tiradas.

Para casos mais graves, proceda a aplicação citada e procure um médico.

### 2.2. ÁLCALIS SOBRE A PELE

Lave imediatamente com bastante água, a seguir com **ácido acético** e, finalmente, com água. Para uma queimadura mais grave proceda aplicações citadas e procure um médico.

### 2.3. SÓDIO SOBRE A PELE

Lave bem com água e em seguida com **ácido acético a 1%** e finalmente, aplique unguento de picrato de butesin.

### 2.4. SUBSTÂNCIAS ORGÂNICAS SOBRE A PELE

Lave bem com álcool e, a seguir, com sabão e água.

## 3. CORTES

Caso o corte não seja muito grande, deixe sangrar por alguns segundos, verifique se não permaneceu nenhum pedaço de vidro e, então, aplique anti-séptico e depois atadura.

Para cortes mais sérios, lave com um desinfetante e procure estancar o sangue aplicando pressão imediatamente acima do corte. A pressão contínua não deve ser mantida por mais de cinco minutos. Procure imediatamente cuidado médico.

## 4. ACIDENTES COM OS OLHOS

Em todos os casos, o paciente deve procurar cuidado médico.

#### **4.1. ÁCIDO NOS OLHOS**

Se o ácido for diluído, lave os olhos repetidamente com solução de **bicarbonato de sódio a 1%**.

Se o ácido for concentrado, primeiramente lave com água em abundância e, a seguir, continue a lavar com solução de bicarbonato de sódio.

#### **4.2. ÁLCALI CÁUSTICO NOS OLHOS**

Proceda como anteriormente, só que usando uma solução de **ácido bórico**.

#### **4.3. BROMO NOS OLHOS**

Lave bem com água e, a seguir, imediatamente com solução a **1% de bicarbonato de sódio**.

#### **4.4. VIDRO NOS OLHOS**

Remova os pedaços maiores suavemente com pinças ou lavagens com água. Chame o médico imediatamente.

A dor que pode se seguir a acidentes nos olhos, pode ser aliviada colocando-se uma gota de **óleo de rícino** no canto dos olhos.

### **5. INCÊNDIOS**

#### **5.1. FOGO NA ROUPA**

Evite que a pessoa corra e aumente a chama. Envolver-a com uma manta até que o fogo apague.

#### **5.2. FOGO EM REAGENTES**

Feche todos os bicos de gás e desligue todas as chapas de aquecimento elétrico. Remova tudo que possa pegar fogo. O controle do fogo depende de sua intensidade e tipo.

Um pequeno incêndio (por exemplo, um líquido num béquer ou balão ou um banho de óleo) pode ser geralmente extinto, cobrindo-se o recipiente aberto com um pedaço de pano limpo e úmido. Comumente, o fogo se extingue pela falta de oxigênio. Se necessário, utilize extintores de incêndio.

O laboratório deve ser ventilado imediatamente após a extinção do fogo, a fim de dispensar os vapores de fósforo altamente venenosos que sempre se formam.

Para fogo em óleo (ou solventes orgânicos) não use água, visto que ela somente espalhará o fogo. Uma mistura de areia e bicarbonato de sódio é bastante eficiente.

### **6. VENENOS**

## **6.1. SÓLIDOS OU LÍQUIDOS**

6.1.1. Na boca, mas não engolido: cuspa imediatamente e lava com água em abundância.

6.1.2. Caso seja engolido, chame o médico imediatamente. Nesse ínterim, ministre um antídoto de acordo com a natureza do veneno:

a) ácidos (incluindo ácido oxálico)

Dilua-o bebendo muita água, seguida por água de cal ou leite de magnésia. Pode-se, então, tomar leite, mas nenhum vomitório.

b) álcalis cáusticos

Dilua-os bebendo muita água, seguida por vinagre, limão ou suco de laranja ou, ainda, solução de ácido láctico ou cítrico. Pode-se, então, dar leite, mas nenhum vomitório.

c) sais de metais pesados

Tome leite ou clara de um ovo.

d) arsênio ou compostos de mercúrio

Tome um vomitório imediatamente, por exemplo, uma colher de chá de mostarda ou uma colher de sopa de sal ou sulfato de zinco num copo de água morna.

## **6.2. GASES**

Remova a vítima para um lugar arejado e desapeste sua roupa, principalmente o pescoço. Caso tenham sido inalados, em pequenas quantidades, cloro ou vapores de bromo, inale vapor de amoníaco ou proceda a um gargarejo com solução de bicarbonato de sódio. Logo após, a paciente deve chupar pastilhas de eucalipto ou beber essência de canela ou hortelã diluídas em água morna, para aliviar a garganta e os pulmões.

Caso a respiração seja interrompida, aplique respirações artificiais.

## **ELIMINAÇÃO DE PRODUTOS QUÍMICOS**

A eliminação de produtos químicos requer sempre precauções especiais que dependem do material a ser eliminado. Como regras gerais, citam-se:

1. O lixo deve ser eliminado todos os dias
2. Pequenas porções de produtos solúveis em água, não venenosos nem inflamáveis, são jogados na pia com excesso de água.
3. Produtos inflamáveis são queimados ao ar livre num local reservado para tal fim.
4. Outros produtos não venenosos (por exemplo,  $\text{BaSO}_4$ ) são jogados no lixo comum.

## AULA Nº 02

### Título: Equipamentos Básicos de Laboratório

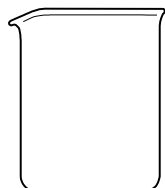
A execução de qualquer experimento na Química envolve, geralmente, a utilização de uma variedade de equipamentos de laboratório, a maioria muito simples, porém com finalidades específicas. O emprego de um dado equipamento ou material depende dos objetivos e das condições em que a experiência será realizada. Contudo, na maioria dos casos, a seguinte correlação pode ser feita:

#### Material de vidro

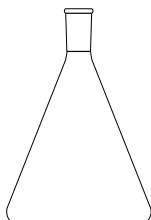
1. **Tubo de ensaio:** utilizado principalmente para efetuar reações químicas em pequena escala.
2. **Béquer:** recipiente com ou sem graduação utilizado para o preparo de soluções, aquecimento de líquido, recristalização, etc.
3. **Erlenmeyer:** frasco utilizado para aquecer líquidos ou para efetuar titulações.
4. **Kitassato:** frasco de paredes espessas, munido de saída lateral e usado em filtração sob sucção.
5. **Funil:** utilizado na transferência de líquidos de um frasco para outro ou para efetuar filtrações simples.
6. **Bureta:** equipamento calibrado para medida precisa de volume de líquidos. Permite o escoamento do líquido e é muito utilizada em titulações.



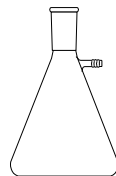
1



2



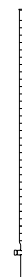
3



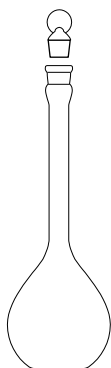
4



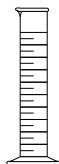
5



6



7



8



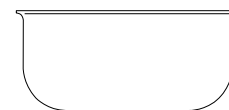
9a



9b

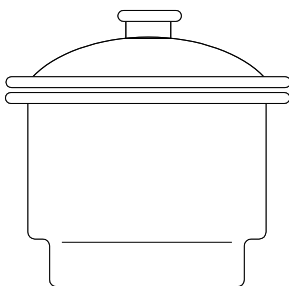


10



11

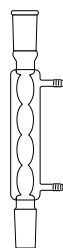
- 7. Balão volumétrico:** recipiente calibrado, de precisão, destinado a conter um determinado volume de líquido, a uma dada temperatura; utilizado no preparo de soluções de concentração definidas.
- 8. Proveta ou cilindro graduado:** frasco com graduação, destinado a medidas aproximadas de volume de líquidos.
- 9. Pipeta:** equipamento calibrado para medida precisa de volume de líquidos. Existem dois tipos de pipetas: (a) pipeta graduada e (b) pipeta volumétrica. A primeira é utilizada para escoar volumes variáveis e a segunda para escoar volumes fixos de líquidos.
- 10. Bastão de vidro:** usado na agitação e transferência de líquidos. Quando envolvido em uma de suas extremidades por um tubo de látex, é chamado de **policial** e é empregado na remoção quantitativa de precipitados.
- 11. Cuba de vidro ou cristalizador:** recipiente geralmente utilizado para conter misturas refrigerantes, e finalidades diversas.
- 12. Dessecador:** utilizado no armazenamento de substâncias quando se necessita de uma atmosfera com baixo teor de umidade. Também pode ser utilizado para manter as substâncias sob pressão reduzida.
- 13. Condensador:** equipamento destinado à condensação de vapores, em (a) destilação ou (b) aquecimentos sob refluxo.
- 14. Funil de separação:** equipamento para separar líquidos não miscíveis.
- 15. Funil de adição:** equipamentos para adição de soluções em sistemas fechados.



12



13a



13b



14



15

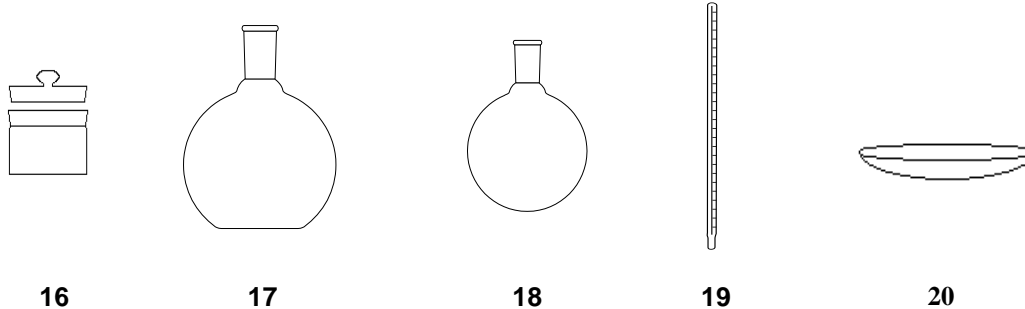
**16. Pesa-filtro:** recipiente destinado à pesagem de sólidos.

**17. Balão de fundo chato:** frasco destinado a armazenar líquidos.

**18. Balão de fundo redondo:** recipiente utilizado para aquecimento de soluções em destilações e aquecimentos sob refluxo.

**19. Termômetro:** instrumento de medidas de temperatura.

**20. Vidro de relógio:** usado geralmente para cobrir béqueres contendo soluções e finalidades diversas.



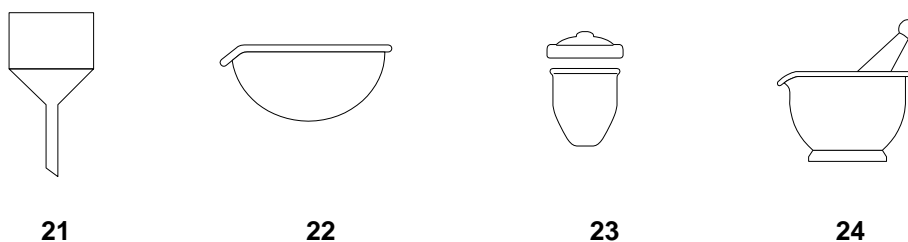
## Material de porcelana

**21. Funil de Büchner:** utilizado em filtração por sucção, devendo ser acoplado a um kitassato.

**22. Cápsula:** usada para efetuar evaporação de líquidos.

**23. Cadinho:** usado para a calcinação de substâncias.

**24. Almofariz e pistilo:** destinados à pulverização de sólidos. Além de porcelana, podem ser feitos de ágata, vidro ou metal.



## Material metálico

**25. Suporte (a) e garra (b):** peças metálicas usadas para montar aparelhagens em geral.

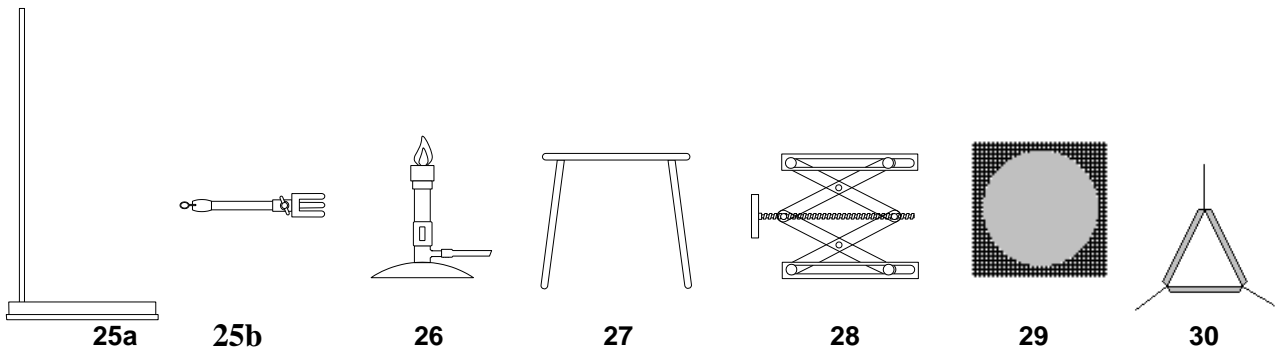
**26. Bico de gás (Bunsen):** fonte de calor destinada ao aquecimento de material não inflamável.

**27. Tripé:** usado como suporte, principalmente de telas e triângulos.

**28. Plataforma elevatória:** usado para ajustar altura de aparelhagens em geral.

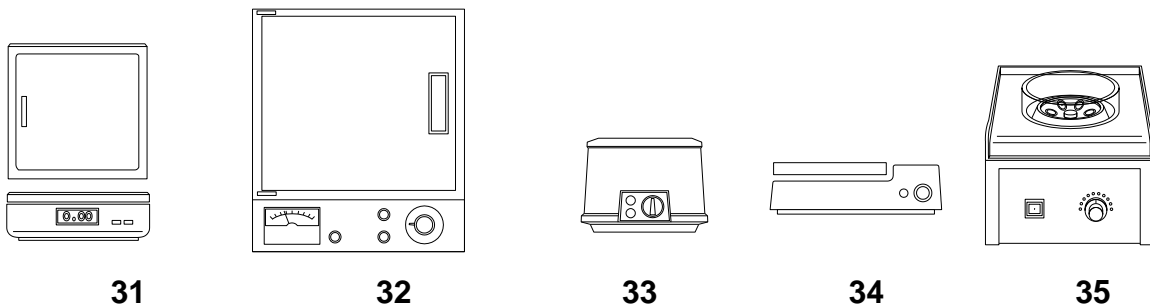
**29. Tela de amianto:** tela metálica contendo amianto, utilizada para distribuir uniformemente o calor, durante o aquecimento de recipientes de vidro à chama de um bico de Bunsen.

**30. Triângulo de ferro com porcelana:** usado principalmente como suporte em aquecimento de cadinhos.



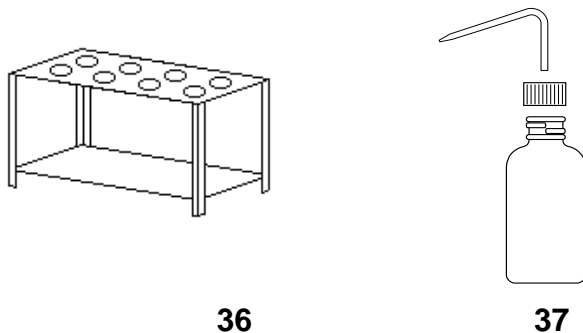
## Material elétrico

- 31. Balança:** instrumento para determinação de massa.
- 32. Estufa:** equipamento empregado na secagem de materiais, por aquecimento, em geral até 200°C.
- 33. Manta elétrica:** utilizada no aquecimento de líquidos inflamáveis, contidos em balão de fundo redondo.
- 34. Chapa elétrica:** utilizada no aquecimento de líquidos inflamáveis, contidos em béqueres ou erlenmeyer.
- 35. Centrífuga:** instrumento que serve para acelerar a sedimentação de sólidos em suspensão em líquidos.



## Materiais diversos

- 36. Suporte para tubos de ensaio:** utilizado para guardar e armazenar tubos de ensaio.
- 37. Pisseta:** frasco geralmente contendo água destilada, álcool ou outros solventes, usado para efetuar a lavagem de recipientes ou materiais com jato do líquido nele contido.



## **Título: Técnicas de Trabalho com Material Volumétrico**

### **Introdução e Objetivo**

A Química é uma ciência experimental e um dos procedimentos mais utilizados no laboratório é a medição. Medir significa determinar com base em uma determinada escala, a quantidade de uma grandeza. Muitas vezes a prática química não exige medidas precisas, isto é quando a medida é qualitativa. No entanto, muitas vezes é necessário saber com exatidão e precisão a massa ou o volume de uma substância. Para determinarmos a massa, utilizamos balanças. Para medirmos o volume, utilizamos vários recipientes que nos ajudam a realizar medidas, com diferentes níveis de precisão.

Muitas vezes o resultado de uma determinada prática depende fundamentalmente do grau de precisão com que foram realizadas as medidas, por isso é importante que você conheça os recipientes volumétricos, saiba lidar com eles e esteja ciente dos erros que podem acontecer para procurar evitá-los.

Esta aula tem como objetivo reconhecer os principais recipientes volumétricos, estudar suas características e especificações de utilidade, e as técnicas de limpeza e manipulação.

### **Técnicas de Leitura**

É necessário realizar a medida de volumes e da capacidade dos recipientes volumétricos com suficiente precisão. Erros nestas medidas provocam erros nos resultados finais da análise, os quais devem ser evitados. A não observação dos cuidados necessários à medição conduz a resultados equivocados, mesmo quando todas as outras regras de operação são realizadas com precisão.

Medir volumes de líquidos em um recipiente significa comparar a sua superfície com a escala descrita no recipiente utilizado. Essa superfície é denominada menisco. Os líquidos têm a propriedade de reduzir ao máximo a sua superfície. Esta propriedade denomina-se tensão superficial e está relacionada com a força na qual as moléculas de um líquido se atraem mutuamente. Se no interior de um líquido as forças de atração estão saturadas, na superfície está compensada só uma parte delas. Por isso as moléculas da superfície sofrem uma atração recíproca especialmente forte. É como se o líquido estivesse coberto por uma película autotensora. Essa força que contrai a superfície do líquido é o que chamamos de tensão superficial e varia para cada líquido, dependendo do caráter da interação intermolecular.

O menisco é a superfície do líquido que estaremos medindo. Se o menisco for de uma superfície côncava, por exemplo, a água, sua parte inferior (vértice) deverá coincidir com a linha de aferição (Figura 1). Se for convexo, por exemplo, o mercúrio, considera-se sua parte superior (Figura 2).

Para líquidos que apresentam concavidade e são transparentes ou levemente coloridos, a parte inferior do menisco deverá coincidir com a linha de aferição (Figura 3). Se for fortemente colorido, isto é, se não for possível verificar o menisco, deve-se considerar sua parte superior (Figura 4).



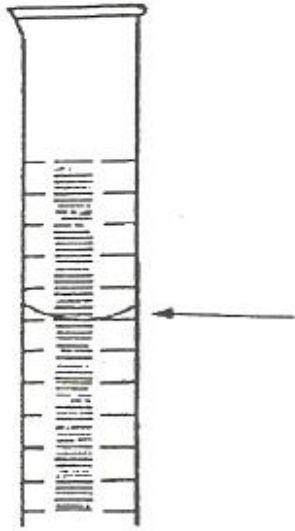


Figura 1 – Superfície côncava

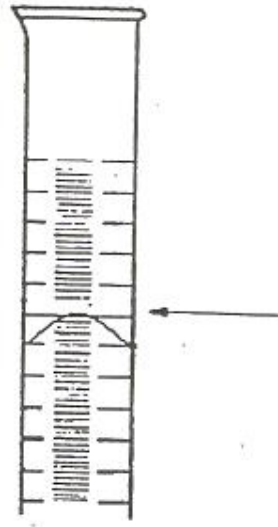


Figura 2 – Superfície convexa

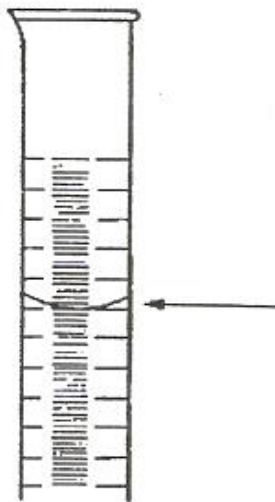


Figura 3 – Menisco inferior

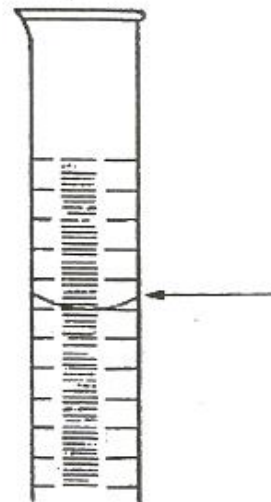


Figura 4 – Menisco superior

Outra técnica importante é a posição do olho do observador. Este deverá estar sempre no mesmo nível da marca de aferição do recipiente (Figura 5). Se o observador estiver olhando por cima do menisco, observará um valor superior ao verdadeiro. Se estiver olhando por baixo do menisco, observará um valor inferior. Estes erros são conhecidos como **erros de paralaxe**.

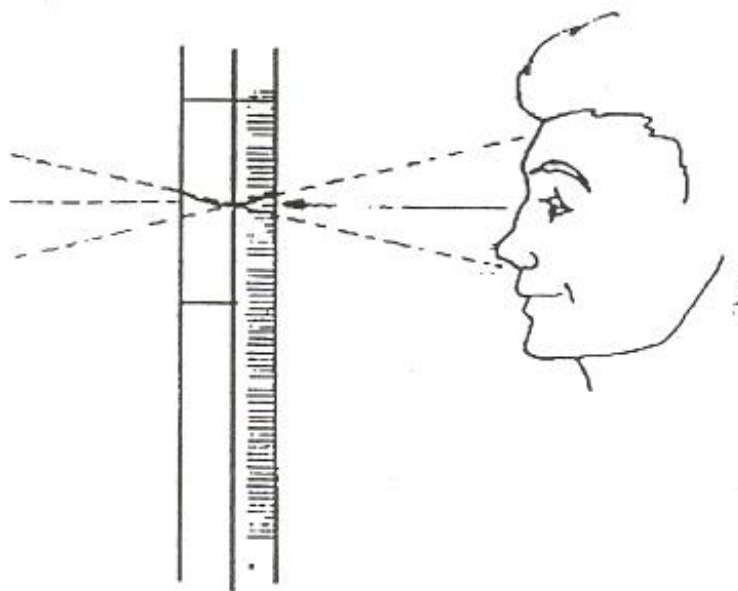


Figura 5 – Posição do observador

#### Observações:

Em todos os trabalhos com material volumétrico, é muito importante que ele esteja limpo e em boas condições de uso, isto é, não quebrado. Qualquer sujeira aderida às paredes dos recipientes, altera o resultado final da medida.

Um recipiente é considerado limpo somente quando nenhuma sujeira é observável e quando a água destilada escoar pelas paredes internas sem reter nenhuma gota.

Para a limpeza dos recipientes volumétricos, deve-se lavar primeiramente com água e detergente, utilizando uma escova ou esponja. Enxágua-se com bastante água e algumas vezes é necessário usar soluções de limpeza. Entre essas, pode-se citar: solução sulfocrômica; solução alcoólica de hidróxido de potássio, mistura: álcool e éter; solução básica de permanganato de potássio. Finalmente enxágua-se com água destilada.

#### Materiais

- Bastão de vidro
- Proveta de 10 mL
- Proveta de 25 mL
- Proveta de 50 mL
- Proveta de 100 mL
- Erlenmeyer de 250 mL

- Béquer de 50 mL
- Béquer de 100 mL
- Béquer de 250 mL
- Bureta de 50 mL
- Balão volumétrico de 50 mL
- Balão volumétrico de 100 mL
- Pipeta graduada de 5 mL
- Pipeta graduada de 10 mL
- Pipeta volumétrica de 5 mL
- Estante tubos de ensaio

### Procedimentos Experimentais

- 1- Utilizando o bastão de vidro, preencha a proveta de 25 mL e acerte o traço de aferição. Transfira esse volume para uma proveta de 50 mL com cuidado. Compare o volume final. Anote a sua observação na Tabela de Resultados.
- 2- Utilizando o bastão de vidro, adicione 20 mL de água destilada na proveta de 25 mL. Transfira para uma proveta de 100 mL. Compare o volume final. Anote a sua observação na Tabela de Resultados.
- 3- Utilizando o bastão de vidro, preencha a proveta de 100 mL com água destilada e acerte o traço de aferição. Transfira para um erlenmeyer de 250 mL limpo e seco. Compare o volume final. Anote a sua observação na Tabela de Resultados.
- 4- Utilizando o bastão de vidro, preencha a proveta de 100 mL com água destilada e acerte o traço de aferição. Transfira para um béquer de 250 mL limpo e seco. Compare o volume final. Anote a sua observação na Tabela de Resultados.
- 5- Utilizando o bastão de vidro, preencha a proveta de 100 mL com água destilada e acerte o traço de aferição. Transfira para um balão volumétrico de 100 mL. Limpo e seco. Compare o volume final. Anote a sua observação na Tabela de Resultados.
- 6- Fixe uma bureta de 50 mL no suporte universal (Figura 6). Feche a torneira de controle de escoamento. Coloque um béquer de 100 mL em baixo da bureta. Com auxílio de um béquer de 50 mL, encha a bureta com água destilada e observe se há vazamento. Verifique se há **bolhas** entre a torneira e a extremidade inferior da bureta. Caso tenha, abra a torneira rapidamente até removê-la. Em seguida, encha a bureta com água destilada e acerte o menisco com o traço de aferição (zero), que fica na parte superior. Segure a torneira com a mão esquerda e usando os dedos polegar e médio dessa mão, inicie o escoamento (Figura 7). Transfira 20 mL de água da bureta, para um béquer de 50 mL limpo e seco. Compare o volume final. Anote a sua observação na tabela de resultados.
- 7- Encha a bureta, acerte o menisco no zero e transfira 50 mL para um balão volumétrico de 50 mL limpo e seco. Compare o volume final. Anote a sua observação na Tabela de Resultados.
- 8- Segure uma pipeta graduada de 5 ou 10 mL pela extremidade superior. Mergulhe a extremidade inferior da pipeta em um béquer de 50 mL contendo água destilada

(Figura 8). Faça a sucção com pipetador de borracha (pêra) acoplado à extremidade superior da pipeta, até notar que o líquido subiu um pouco acima do traço de aferição. Acerte o zero. Deixe escoar lentamente a água de 1 em 1 mL. Repita o procedimento até não mais encontrar dificuldades. **Não se deve nunca pipetar com a boca líquidos TÓXICOS, VOLÁTEIS E CORROSIVOS. Deve-se sempre utilizar o pipetador de borracha (pêra) acoplado a extremidade superior da pipeta, na capela com exaustor ligado.**

- 9- Meça 5 mL de água destilada em uma pipeta volumétrica de 5 mL e transfira para uma proveta de 10 mL limpa e seca. Meça 5 mL de água destilada em uma pipeta graduada de 5 mL e transfira para uma proveta de 10 mL limpa e seca. Compare os volumes. Anote a sua observação na Tabela de Resultados.
- 10- Meça em uma pipeta graduada de 10 mL e acerte o menisco. Transfira 2,5 mL para um tubo de ensaio. Repita o procedimento transferindo 3,7 mL, 5,8 mL e 7,3 mL para outros tubos de ensaio. Compare os volumes. Anote as suas observações na Tabela de Resultados.

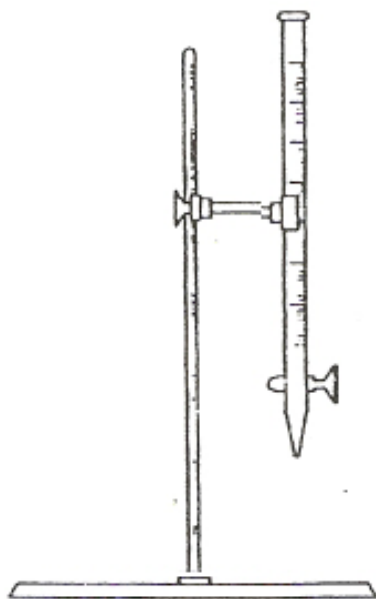


Figura 6 – Fixação da bureta

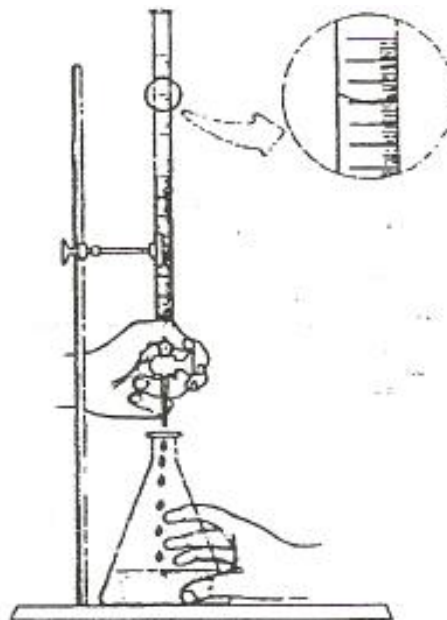


Figura 7 – Escoamento de um líquido

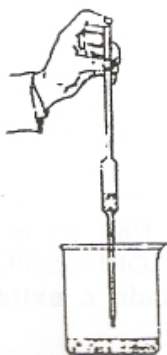


Figura 8 – Técnica de pipetagem

### Resultados

Procedimento	Observações
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	

<b>9</b>	
<b>10</b>	

### **Questionário**

- 1- Desenhe e identifique uma pipeta graduada e volumétrica. Dê a sua função e diga baseando-se no resultado do procedimento 9, qual é a mais precisa.
- 2- Cite os erros mais comuns na leitura de volume.
- 3- Defina menisco e tensão superficial.
- 4- Cite três equipamentos de medidas precisas de volume. Consulte a aula 2.
- 5- Cite três equipamentos de medidas aproximadas de volume. Consulte a aula 2.
- 6- Se for necessário encher uma pipeta com um líquido corrosivo ou tóxico, como deve-se proceder?
- 7- Se você tivesse que medir 15 mL de água destilada com precisão, qual dos equipamentos a seguir você usaria? Justifique.
  - a) proveta de 50 mL; b) pipeta graduada de 25 mL; c) bureta de 25 mL; d) pipeta volumétrica de 25 mL.

### **Bibliografia**

Albuquerque, E. O., *Aulas Prática de Química*. Editora Moderna, São Paulo, 1994.

## Título: **Densidade de Sólido e Líquidos e a Variação da Densidade em Função da Temperatura**

### Introdução

Define-se massa específica como sendo a razão entre a massa de um corpo e seu volume. No sistema CGS sua unidade é gramas por centímetro ( $\text{g/cm}^3$ ). Usa-se também a expressão densidade absoluta para indicar tal grandeza.

$$\mu = \frac{m}{V} \quad (1)$$

onde:

$\mu$  = massa específica do corpo  
 $m$  = massa do corpo  
 $v$  = volume do corpo

A *densidade* é a relação entre a massa de uma substância e o volume que ela ocupa. Muitas vezes se encontra o termo "densidade verdadeira ou absoluta", quando a medida é feita no vácuo, portanto eliminando o efeito do empuxo do ar, e "densidade aparente" quando é feita no ar. A diferença é desprezível. Cuidado com o termo "densidade aparente": ele é também utilizado quando se expressa a densidade de uma certa quantidade de partículas. Se uma certa massa de areia é colocada em uma proveta, a relação entre esta massa e o volume lido também é chamada de densidade aparente, pois é a densidade que "aparenta" ter areia. Não é a densidade real da substância areia, pois se conta no volume o ar contido nos espaços vazios entre os grãos de areia.

A densidade de uma dada substância costuma ser indicada pelo símbolo  $\rho_t$  onde  $t$  é a temperatura na qual a densidade foi determinada. Geralmente a densidade de líquidos é determinada através de picnômetros: recipientes construídos para permitirem a determinação do peso de um volume conhecido de líquido.

Por outro lado, define-se densidade relativa como sendo a razão entre duas massas específicas em que o denominador é a massa específica de uma substância tomada como padrão ou referência. Usa-se o símbolo ( $\rho$ ) para designar a densidade. Frequentemente é usada à expressão densidade para indicar a densidade relativa. Como substância padrão, usa-se a água na temperatura de maior valor de massa específica ( $3,98^\circ\text{C}$ ), ou como referência a água a uma temperatura fixada de acordo com as necessidades, comumente a temperatura ambiente.

$$\rho_{A,B} = \frac{m_A}{m_B} \quad (2)$$

onde:

$\rho_{A,B}$  é a densidade de uma substância A em relação a uma substância B  
 $m_A$  é a massa de determinado volume da substância A  
 $m_B$  é a massa de igual volume da substância B

A densidade dos líquidos é comumente expressa em gramas (g) por mililitro (mL). Como o mililitro é definido como a milésima parte do volume de 1 Kg de água pura na temperatura de máxima densidade (3,98 °C), a densidade em gramas por mililitro é numericamente igual à relação entre a massa específica de uma substância a T °C e a massa específica da água a 3,98 °C e é representada frequentemente como  $\rho^T_4$

$$\rho^T_4 = \frac{m/v \text{ (substância a T } ^\circ\text{C)}}{m/v \text{ (água a 3,98 } ^\circ\text{C)}}$$

## **Materiais**

### **Reagentes:**

Acetato de etila  
Acetato de metila  
Acetato de n-butila  
Água destilada  
Cloreto de sódio  
Estanho metálico  
Etanol (álcool etílico)

### **Equipamentos:**

Balança analítica  
Banho-maria termostatizado  
Picnômetro  
Proveta  
Termômetro

## **Procedimento Experimental**

### **Primeira parte:**

#### **Procedimento para sólidos:**

- 1) Determinação da massa específica ( $\mu$ ) do estanho metálico: Para determinar a massa específica ( $\mu$ ) de estanho metálico, utiliza-se uma proveta para verificar o volume (v) de líquido (água) deslocado pela massa (m) do estanho.
- 2) Determinação da densidade ( $\rho$ ) do estanho metálico: Para se determinar a densidade ( $\rho$ ) do estanho pelo método do picnômetro, procede-se da seguinte maneira:
  - a) pesa-se o picnômetro completamente cheio com água e anota-se a massa  $m_1$
  - b) pesa-se o picnômetro completamente cheio com água mais o estanho fora dele e anota-se a massa  $m_2$
  - c) pesa-se o picnômetro completamente cheio com água mais o estanho dentro dele e anota-se a massa  $m_3$

A densidade ( $\rho$ ), pelo método do picnômetro é dada pela Equação (3).



$$\rho = \frac{m_2 - m_1}{m_2 - m_3} \quad (3)$$

onde :  $m_2 - m_1$  é a massa do estanho

$m_2 - m_3$  é a massa do volume de água à temperatura ambiente (anote o valor)

### Procedimentos para líquidos:

1) Determinação da massa específica ( $\mu$ ) de um xarope: Determina-se a massa específica ( $\mu$ ) de um xarope do seguinte modo:

- anota-se o volume do picnômetro,  $V_p$
- pesa-se o picnômetro vazio,  $m_p$
- pesa-se o picnômetro com o xarope  $m_{p+x}$

A massa específica do xarope ( $\mu$ ) pelo método do picnômetro é dada pela Equação (4).

$$\mu_e = \frac{m_{(p+x)} - m_p}{V_p} \quad (4)$$

2) Determinação da densidade ( $\rho$ ) de um líquido (xarope): Proceda-se da seguinte maneira para determinar a densidade de um líquido (xarope) pelo método de picnômetro:

- pesa-se o picnômetro vazio  $m_1$
- pesa-se o picnômetro com água  $m_2$
- pesa-se o picnômetro com o líquido que deseja medir a densidade (xarope)  $m_3$

A densidade do xarope ( $\rho$ ) pelo método do picnômetro é dada pela Equação (5).

$$\rho_{\text{xarope}} = \frac{m_3 - m_1}{m_2 - m_1} \quad (5)$$

### Segunda parte:

Procedimento:

- Pesa-se 2 picnômetros vazios previamente secos com suas respectivas tampas. Anota-se os pesos de cada um fazendo-se neles um sinal para identificação. Um deles deve ser cheio com água destilada e o outro, com um dos acetatos a temperatura ambiente. Fazem-se as pesagens e determinam-se as massas específicas.
- Os picnômetros completamente cheios devem ser levados a um banho-maria termostatizado a 40 °C durante 20 minutos (a temperatura do banho deve ser conferida com um termômetro e anotado o valor exato). Os alunos devem observar que à medida que a temperatura dos líquidos, nos picnômetros, vai aumentando os volumes dos mesmos aumentam, devido à dilatação térmica. Após 20 minutos devem-se fechar os capilares dos picnômetros, com a ajuda de um papel alumínio, retirá-los do banho-maria e levá-los a um banho de água a temperatura ambiente. O aluno deve tocar os picnômetros com a mão para avaliar a velocidade com que os líquidos retornam a temperatura ambiente.

Os volume que as substâncias estavam ocupando a 40 °C são conhecidos, pois são os volumes dos picnômetros, já que estavam completamente cheios. As massas das substâncias a 40 °C serão obtidas pesando-se os picnômetros, após atingirem a temperatura ambiente, uma vez que não houve variação de massa das substâncias ao esfriarem; houve sim, variação de volume.

- 3) Repete-se o procedimento realizado no item 2, usando um banho-maria termostatizado a 50 °C.
- 4) Cada grupo deverá pegar com os outros grupos os resultados obtidos com os outros dois acetatos.
- 5) Fazer um gráfico de densidade versus temperatura (três pontos) para água e para os acetatos.

Densidade da água pura, livre de ar.

Temperatura (°C)	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )	Temperatura (°C)	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )
0,0	0,9998681	9,0	0,9998091
1,0	0,9999267	10,0	0,9997282
2,0	0,9999679	15,0	0,9991266
3,0	0,9999922	20,0	0,9982343
4,0	1,0000000	25,0	0,9970770
5,0	0,9999919	30,0	0,9956780
6,0	0,9999682	35,0	0,9940610
7,0	0,9999296	40,0	0,9922479
8,0	0,9998764		

Título: **Identificação de Metais Utilizando o Teste da Chama**

**Introdução e Objetivo**

Os modelos atômicos foram propostos ao longo da história para tentar dar uma explicação coerente e sistemática para diferentes fenômenos da natureza. Assim, o modelo de Dalton explicou a proporcionalidade das quantidades de substâncias ao se combinarem entre si, mas não contemplava a natureza elétrica da matéria, o que foi feito pelo modelo de Thomson.

Os grandes descobrimentos realizados a partir de meados do século XIX, levaram a questionamentos do modelo de Thomson e a idealização de um novo modelo, o de Rutherford, que introduziu o conceito de espaço vazio a nível atômico e a localização das partículas subatômicas no átomo.

Infelizmente, o modelo de Rutherford não estava correto e Bohr ao tentar explicar os espectros atômicos, estudou exaustivamente a existência de níveis de energia no átomo. Segundo esse cientista, os elétrons no átomo não estariam girando ao redor do núcleo, mas movimentavam-se em espaços atômicos caracterizados por quantidades definidas de energia.

Alguns elétrons ao receberem energia passam a ocupar um outro nível de maior energia. Mas, esta situação é instável e a tendência é retornar ao seu estado de menor energia. Nesse processo, a energia absorvida é irradiada na forma de ondas eletromagnéticas que podem ser visualizadas, isto é, na forma de cor (Figura 1). Este é o fundamento dos ensaios da chama. É possível identificar um metal através da cor que ele emite às chamas.

Nesta aula, os ensaios da coloração da chama serão utilizados na identificação de metais alcalinos, alcalinos terrosos e o cobre, por meio das colorações específicas que estes elementos emitem.

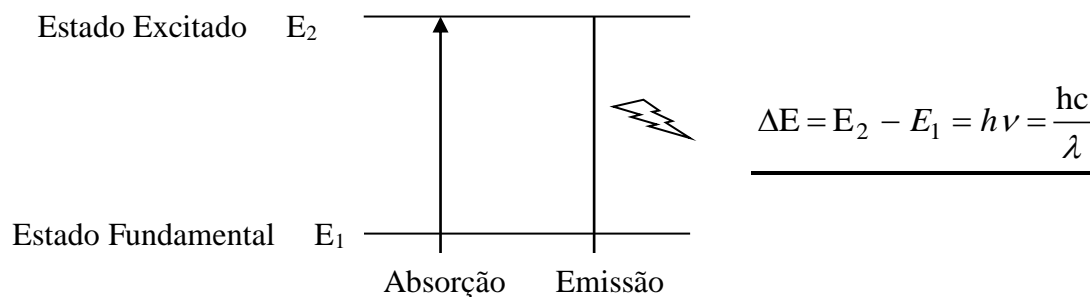


Figura 1 – Transição eletrônica.

## Materiais

- Alças de platina
- Estante com dois tubos de ensaio
- Bico de Bunsen
- Pipetador de borracha
- Pipeta graduada de 5 mL

## Reagentes

- Ácido clorídrico 1 mol/L
- Pisseta com água destilada
- Soluções saturadas de cloretos: sódio, potássio, cobre, cálcio, bário e estrôncio.

## Procedimento Experimental

Transfira para um tubo de ensaio 10 mL de HCl 1 mol/L.

Leve a alça de metálica à chama e aqueça. Após aquecimento, se houver coloração, lavar a alça com ácido clorídrico e depois com água destilada. Teste a alça novamente e se persistir a coloração, repetir as lavagens.

Aqueça a alça, mergulhe no ácido clorídrico 1,0 mol/L. Toque levemente na substância problema e leve à chama. Observe a coloração da chama e anote na Tabela de Resultados. Lave a alça com ácido clorídrico e depois com água destilada.

Repita os procedimentos acima com as outras amostras. Anote as cores na Tabela de Resultados.

## Resultados

Tabela: Resultados de identificação dos metais

AMOSTRA	COR DA CHAMA
<b>Cloreto de Sódio</b>	
<b>Cloreto de Potássio</b>	
<b>Cloreto de Cobre</b>	
<b>Cloreto de Cálcio</b>	
<b>Cloreto de Estrôncio</b>	
<b>Cloreto de Bário</b>	

## Questionário

- 1- Como um analista realizaria num laboratório, a identificação qualitativa dos seguintes cátions: sódio, potássio, cobre, cálcio, estrôncio e bário.
- 2- Porque cada substância apresenta uma coloração ao ser aquecida no bico de Bunsen?
- 3- Qual a relação entre energia e emissão de luz no teste da chama?
- 4- Porque ao se pesquisar uma determinada amostra, encontramos outras cores na chama, além da principal?
- 5- Em que situações do cotidiano podemos observar fenômenos semelhantes aos evidenciados nesta aula prática.

## Título: Solubilidade de Sólidos em Líquidos

### Introdução

Uma solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias em uma única fase. O componente presente em maior quantidade é chamado SOLVENTE e os outros componentes são denominados SOLUTOS. Quando se pensa em soluções, as primeiras idéias que ocorrem envolvem a água como solvente: refrigerantes, bebidas, detergentes, medicamentos em solução oral, etc. Porém muitos produtos de consumo, tais como: os óleos lubrificantes e a gasolina são soluções que envolvem outros líquidos. O ar é uma solução de  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$ , vapor de água e outros gases. O vidro, sólido amorfo, é uma solução de óxidos metálicos ( $Na_2O$ ,  $CaO$ , entre outros) em  $SiO_2$ . A solda usada para fazer as conexões elétricas nos circuitos das calculadoras e dos computadores é também uma solução sólida se Sn, Pb e outros metais.

A SOLUBILIDADE é uma propriedade específica das substâncias e é definida como a quantidade máxima de substância que se dissolve em uma determinada quantidade de solvente, em uma determinada temperatura, produzindo uma solução estável. A solubilidade deve ser expressa em gramas de soluto por 100 gramas de solvente (g/100g de solvente). A solubilidade de substâncias orgânicas e inorgânicas nos solventes mais comuns (água, álcoois, hidrocarbonetos) varia muito. É comum dizer que o nitrato de prata é muito solúvel em água (952 g de  $AgNO_3$ /100 mL de água) e que o cloreto de prata é insolúvel (0,00217 g de  $AgCl$ /100 mL de água). Na verdade não existem boas regras para designar uma substância como solúvel e outra como insolúvel, pois o que ocorre são graus de solubilidade. Entretanto, os químicos utilizam os termos SOLÚVEL, PARCIALMENTE SOLÚVEL e INSOLÚVEL de forma qualitativa.

De modo geral, quanto mais exotérmico ( $\Delta H < 0$ ) é o processo de DISSOLUÇÃO do soluto no solvente, maior é a solubilidade do soluto. Isto significa que solubilidade é favorecida quando as forças atrativas entre as partículas do soluto e do solvente são suficientemente grandes para superar as forças atrativas que atuam no solvente puro e no soluto puro. Na dissolução, as partículas do soluto tornam-se SOLVATADAS pelas partículas do solvente. Se a água é o solvente, a solvatação é denominada HIDRATAÇÃO.

Existem substâncias cujo processo de dissolução são endotérmicos ( $\Delta H > 0$ ), mas que apresentam valores de solubilidade apreciáveis. Isto ocorre, pois a entalpia não é o único fator determinante da solubilidade, devendo ser considerado também o fator entrópico quando um sólido se dissolve em água, por exemplo, a entropia do sistema aumenta ( $\Delta S > 0$ ) pois o número de entidades aumenta. A espontaneidade da dissolução deve ser, portanto, analisada em função da energia livre de Gibbs ( $\Delta G$ ), a qual pondera os fatores entálpicos e entrópicos através da equação  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ . O processo de dissolução é espontâneo quando  $\Delta G < 0$ , sendo que quanto mais negativo é  $\Delta G$ , maior é a solubilidade. Pode-se constatar também que a solubilidade varia com a temperatura. Se o processo é exotérmico, uma diminuição na temperatura aumenta a solubilidade. Uma maneira de entender o efeito da temperatura sobre a solubilidade é considerar, respectivamente, o calor absorvido ou liberado como reagente ou produto, e aplicar a Lei de L<sup>e</sup> Chatelier.

Quando a quantidade máxima de soluto é dissolvida no solvente e o equilíbrio é atingido ( $\Delta G = 0$ ), a solução é denominada SATURADA. A concentração de soluto numa solução saturada, a uma determinada temperatura, é a mesma que a solubilidade do soluto naquela temperatura; se a concentração do soluto é menor do que a da saturação,

a solução é denominada NÃO SATURADA. Por outro lado, uma solução que pode conter temporariamente mais soluto do que a quantidade de saturação é denominada SUPER SATURADA.

O conceito de solubilidade é a base de inúmeras operações de laboratório e de processo industriais, além de ser um fator controlador do meio ambiente e dos organismos vivos. As diferenças de solubilidade das substâncias são utilizadas na separação de misturas e na purificação de substâncias, procedimentos que são rotineiros no exercício da profissão de químico. Como a solubilidade das substâncias varia com a temperatura, é importante a determinação de curvas de solubilidade em função da temperatura.

## **Materiais**

### **Reagentes**

Nitrato de sódio P.A.

Água destilada

Gelo

Água destilada gelada

### **Equipamentos**

Tubo de ensaio 2x20 cm

Termômetro

Béquer de 250 mL

Béquer de 100 mL

Proveta de 10 mL

Pipeta graduada de 10 mL ou 25 mL

Espátula

## **Procedimento Experimental**

A curva de solubilidade do nitrato de potássio será determinada nas temperaturas em que sete soluções de concentrações conhecidas se tornam saturadas (início de cristalização).

a) Pese as seguintes quantidades de nitrato de sódio em balança semi-analítica: 4,0, 4,5, 5,0, 5,5, 6,0, 6,5, 7,0 g.

b) Transfira quantitativamente para um tubo de ensaio

c) Adicione ao tudo 5,0 g de água destilada (considere a densidade da água = 1,0 g/mL). Verifique se houve variação de temperatura na dissolução.

d) Aqueça o tubo de ensaio em banho-maria até a dissolução completa do sal. Introduza um termômetro na solução e deixe esfriar, agitando cuidadosamente. Anote a temperatura na qual o sal começa a cristalizar. Caso a cristalização não ocorra mesmo à temperatura ambiente, resfrie o tubo mergulhando-o num béquer contendo água gelada e determine a temperatura de saturação. Redissolva o sal e repita o procedimento, o resultado final deve ser a média dos dois resultados concordantes.

## **Determinação da curva de solubilidade do nitrato de sódio**

O resultados deverão ser reunidos em uma única tabela contendo a solubilidade de  $\text{NaNO}_3$  em g/100 g de água e as correspondentes temperaturas de cristalização e construir um gráfico da solubilidade em função da temperatura, identificando no mesmo, as regiões de saturação e não saturação da solução.

## Resultados

Tabela 1 – Temperatura de solubilidade do  $\text{NaNO}_3$  em  $\text{H}_2\text{O}$

<b>Tubos</b>	<b><math>\text{NaNO}_3</math> (g)</b>	<b>g de <math>\text{NaNO}_3</math> / 100 g de <math>\text{H}_2\text{O}</math></b>	<b>Temperatura (<math>^\circ\text{C}</math>)</b>
1	4,0		
2	4,5		
3	5,0		
4	5,5		
5	6,0		
6	6,5		
7	7,0		

## AULA Nº 07

# Título: **Métodos de Separação de Misturas Heterogêneas e Métodos de Separação de Misturas Homogêneas**

### Introdução e Objetivos

A natureza é extremamente rica e nos fornece tudo aquilo de que necessitamos. Apesar de retirarmos dela o que precisamos para sobreviver, muitas vezes o que ela nos oferece não pode ser utilizado da maneira como se encontra.

Sabemos que a água do mar é salgada. Apesar disto, não compramos água do mar para cozinhar, mas sim sal marinho para ser utilizado no nosso dia a dia. Para obtermos este sal, a água do mar é bombeada para tanques, nos quais é deixada evaporando até que só reste o sal, que é então recolhido, industrializado, empacotado e vendido.

No entanto, existem substâncias que são encontradas na natureza na sua forma mais pura e assim são por nós utilizadas. Por exemplo, o ouro, a prata, o oxigênio, a água, etc.

Como se pode observar, existe a necessidade de beneficiar as substâncias que temos na natureza para podermos utilizá-las. A forma mais simples de beneficiamento é separação baseada nas diferenças de propriedade das substâncias, isto é, na forma, cor, densidade, solubilidade, ponto de fusão, ponto de ebulição, etc.

As misturas podem ser homogêneas ou heterogêneas em função do número de fases que apresenta. Misturas homogêneas são aquelas de aspecto uniforme, por exemplo: água e álcool. Misturas heterogêneas são aquelas que não apresentam aspecto uniforme, isto é, apresentam mais de uma fase, por exemplo: os minerais.

Separar os componentes de uma mistura é um dos problemas que normalmente a química encontra. A escolha do método de separação deverá ser feita em função do tipo de mistura a ser separada (homogênea e heterogênea) e do estado físico de seu componentes.

Os métodos de separação dos componentes de misturas heterogêneas utilizam-se de processos que normalmente envolve operação mecânicas, tais como:

**Decantação:** utilizada para separar misturas cujos componentes se separam espontaneamente pela ação da gravidade. Nos laboratórios utiliza-se o funil de decantação, na separação de misturas formadas por dois líquidos imiscíveis.

**Centrifugação:** método que acelera a decantação através de um forte movimento giratório, forçando a parte sólida a se depositar no fundo do recipiente.

**Filtração:** método utilizado para separar sólidos de líquidos. Nos laboratórios realiza-se com frequência a filtração através de papel de filtro, convenientemente dobrado, e adaptado num funil. A filtração é possível quando o tamanho das partículas sólidas é maior que os poros do papel de filtro. Quando se deseja apresar a filtração ou quando o sólido a ser filtrado tem aspecto gelatinoso costuma-se realizar a filtração a vácuo.<sup>1</sup>

Esta aula tem como objetivo ensinar os principais métodos de separação dos componentes de uma mistura heterogênea, baseando-se nas propriedades físicas das substâncias.



## Materiais

- Béquer de 250 mL
- Proveta de 100 mL
- Bastão de vidro
- Estante com cinco tubos de ensaio
- Centrífuga
- Funil de decantação
- Funil simples de haste longa
- Béquer de 100 mL
- Suporte universal com argola
- Papel de filtro qualitativo
- Sistema de filtração a vácuo
- 

## Reagentes

- Água destilada
- Carvão ativo
- Tetracloreto de carbono
- Suco em pó
- Óleo vegetal
- Leite de magnésia

## Procedimento Experimental

- 1- Num béquer de 250 mL contendo suco em pó, adicione 100 mL de água destilada. Com um bastão homogeneíze. Verifique se a mistura formada é homogênea ou heterogênea. Anote o resultado.
- 2- Adicione num tubo de ensaio  $\frac{1}{4}$  desta mistura e em outro o mesmo volume de água destilada. Centrifugue. Verifique se a mistura é homogênea ou heterogênea. Anote o resultado.
- 3- Monte um sistema de filtração simples, conforme Figura 1. Filtre 50 mL da mistura obtida no item 1. Obtenha o filtrado num béquer de 100 mL. Observe o que acontece e anote o seu resultado.

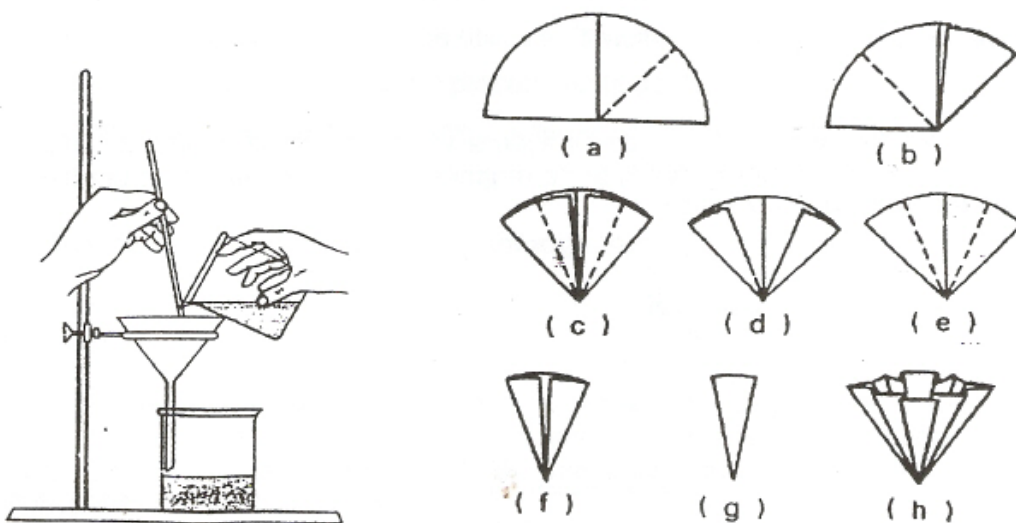


Figura 1 – Sistema de filtração simples.

4- No filtrado obtido no item 3, adicione uma porção de carvão ativo. Homogeneíze. Filtre a mistura em papel de filtro devidamente adaptado no funil de vidro e observe o resultado.

5- Enumere três tubos de ensaio com uma caneta para vidro e adicione observando o que acontece.

**Tubo 1:** 2 mL de óleo vegetal e 2 mL de água destilada.

**Tubo 2:** 2 mL de água destilada e 2 mL de tetracloreto de carbono

**Tubo 3:** 2 mL de tetracloreto de carbono e 2 mL de óleo vegetal.

Agite vigorosamente cada tubo, deixe em repouso por 3 minutos e anote suas observações.

6- Num funil de decantação com a torneira fechada, adicione um pouco de água destilada e de clorofórmio (Figura 2). Tampe o funil e agite. Espere alguns minutos e observe. Retire a tampa e abra lentamente a torneira do funil, deixando escoar uma das fases da mistura num béquer de 250 mL.

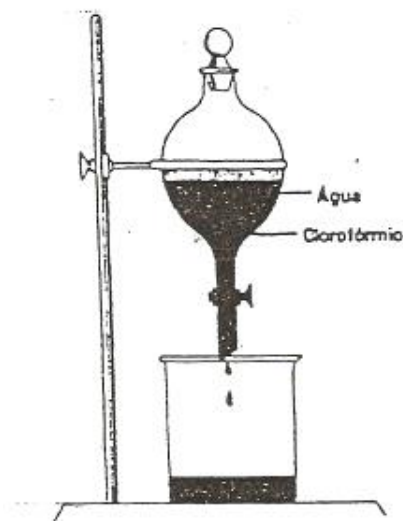


Figura 2 – Sistema de decantação

7- **Demonstrativo:** Monte um sistema de filtração a vácuo, conforme Figura 3. Transfira para um béquer de 250 mL um pouco leite de magnésia. Homogeneíze com um bastão. Filtre a vácuo e anote o que acontece.

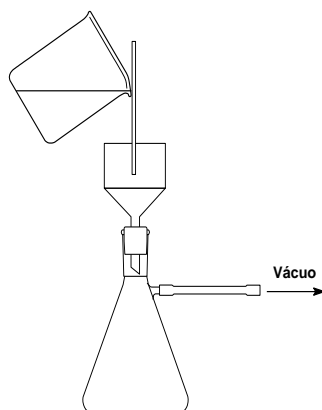


Figura 3 – Sistema de filtração à vácuo.

## Resultados

Procedimento	Observações
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	

## Questionário

- 1- No procedimento do item 2, qual a função do tubo de ensaio contendo água?
- 2- Se você dissolvesse sal ou açúcar na água, seria possível separar esses componentes pelo método de filtração? Justifique.
- 3- Em que situações do cotidiano se utiliza a filtração.
- 4- Qual a função do carvão ativo no procedimento do item 4.
- 5- Se você sujar suas mãos com graxa, como você faria para limpá-las?

## **Métodos de Separação de Misturas Homogêneas**

### **Introdução e Objetivo**

As misturas homogêneas são caracterizadas por apresentarem aspecto uniforme, isto é, uma única fase, independente do número de substâncias constituintes. Os métodos de separação dos componentes dessas misturas normalmente envolvem processos físicos, por exemplo, a destilação.

A destilação objetiva-se separar um líquido volátil, de uma substância não volátil, ou a separação de dois ou mais líquidos de diferentes pontos de ebulição. É um processo físico que consiste basicamente na vaporização de um líquido por aquecimento, seguida da condensação do vapor formado.

Os principais tipos de destilação são: simples, fracionada, a pressão reduzida e com arraste de vapor. Estes tipos diferenciam-se nas aparelhagens utilizadas e em função das

características dos componentes individuais das misturas a serem separadas.

**Destilação Simples** só se aplica para separar um líquido de suas impurezas não voláteis, um solvente usado numa extração ou para separar líquidos de pontos de ebulição muito afastados.

**Destilação Fracionada** destina-se a separação de líquidos miscíveis entre si, mesmo àqueles de ponto de ebulição próximos. Nesta destilação adapta-se uma coluna de fracionamento entre o condensador e o balão de destilação. A função dessa coluna é proporcionar em uma única destilação uma série de micro-destilações sucessivas, de tal modo que, pela extremidade conectada ao condensador saem somente vapores do líquido volátil, regressando ao balão por refluxo, a mistura dos vapores contendo o componente menos volátil.

**Destilação a pressão reduzida** é utilizada para destilar líquidos de pontos de ebulição elevada ou que se decompõem a temperaturas próximas de seu ponto de ebulição.

Esta aula tem como objetivos demonstrar os vários tipos de destilações e observar as propriedades das substâncias puras, a partir de misturas homogêneas.

## **Materiais**

### *Destilação Simples*

- Balão de fundo chato
- Manta aquecedora e reostato
- Suporte universal com garra
- Termômetro
- Cronômetro
- Água destilada
- Pedras de ebulição
- Mangueiras
- Béquer de 250 mL
- Bastão de vidro
- Condensador tipo tubo
- Rolhas e junta
- Suco em pó

### *Destilação Fracionada*

- Balão de fundo chato
- Manta aquecedora e reostato
- Suporte universal com garra
- Termômetro
- Cronômetro
- Coluna de Vigreux
- Pedras de ebulição
- Mangueiras
- Béquer de 250 mL
- Bastão de vidro
- Condensador tipo bolas
- Rolhas e junta
- Pinga ou vinho

## **Observações**

- 1- Toda a aparelhagem para destilação a pressão normal deve estar aberta para a atmosfera, a fim de evitar aumento da pressão do sistema com o aquecimento.
- 2- Deve-se encher o balão até o máximo de  $\frac{2}{3}$  de sua capacidade. Se o balão estiver muito cheio, pode ocorrer arraste mecânico do líquido a se destilar, impurificando assim o destilado. Se o balão estiver muito vazio, isto é, menos da metade de sua

capacidade, ocorrerão perdas desnecessárias devido ao grande volume que o vapor deve ocupar para encher o balão.

- 3- Não aquecer o balão até a secura se estiver usando bico de Bunsen, para não haver risco de quebra.
- 4- A água no condensador deve fluir no sentido contrário à corrente dos vapores para evitar choque térmico.
- 5- O superaquecimento do líquido poderá resultar em uma ebulição tumultuosa, que pode ser evitada, adicionando-se a mistura, algumas pedras porosas. Neste caso, bolhas de ar contidas nas pedras porosas são eliminadas pelo aquecimento, as quais, devido a um aumento da pressão interna, vencem a pressão da coluna do líquido, sendo assim expelidas e rompem a tensão superficial.
- 6- Deve-se controlar o aquecimento de modo que o líquido destile a uma velocidade constante, ou seja, aproximadamente 1 gota por segundo.

### Procedimento Experimental

#### *Destilação Simples*

- 1- Adicione no balão de fundo chato a amostra a ser destilada, de modo que a mesma ocupe  $\frac{2}{3}$  da capacidade do balão.
- 2- Monte o sistema de destilação simples, conforme Figura 4. Caso tenha dúvidas pergunte ao professor.
- 3- Verifique a temperatura inicial da amostra e anote os resultados.
- 4- Aqueça o sistema lentamente, aumentando a temperatura através do reostato.
- 5- No final da destilação, desligue a água de circulação e o aquecimento.

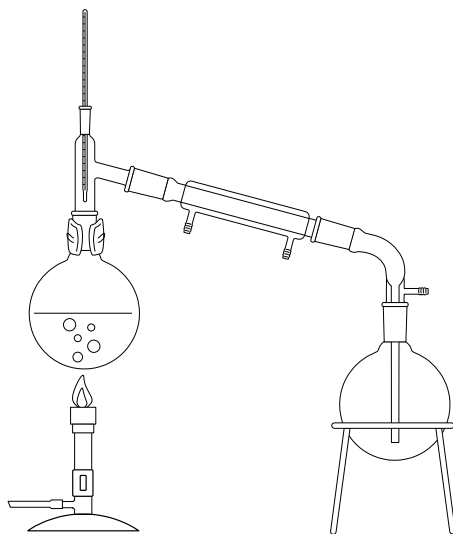


Figura 4 – Montagem do sistema de destilação simples.

#### *Destilação Fracionada*

- 1- Adicione no balão de fundo chato a amostra a ser destilada, de modo que a mesma ocupe  $\frac{2}{3}$  da capacidade do balão.

- 2- Monte o sistema de destilação fracionada, conforme Figura 5. Caso tenha dúvidas pergunte ao professor.
- 3- Verifique a temperatura inicial da amostra e anote os resultados.
- 4- Aqueça o sistema lentamente, aumentando a temperatura através do reostato. Observe.
- 5- Destile a amostra, e substitua o béquer para separa as diferentes substâncias.
- 6- No final da destilação, desligue a água de circulação e o aquecimento.

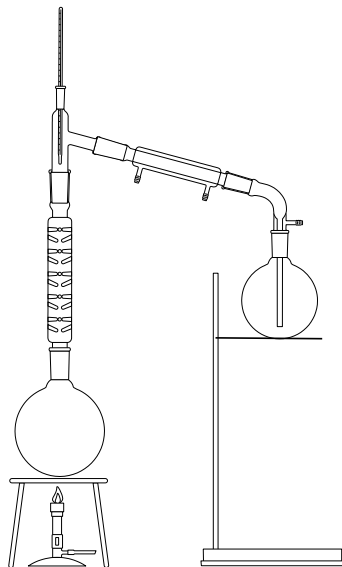


Figura 5 – Montagem do sistema de destilação fracionada.

### Questionário

- 1- Como se comporta o ponto de ebulição com a redução da pressão externa? Justifique.
- 2- Porque a destilação simples não é usada na separação de líquidos de pontos de ebulição relativamente próximos?
- 3- Se você tivesse as seguintes misturas, como faria para separá-las? Dê o procedimento e as vidrarias necessárias.
  - a) sal, areia, água;
  - b) tetracloreto de carbono, água, etanol;
  - c) sal, óleo, água
- 4- Deseja-se separar os componentes da pólvora negra, que é constituída de nitrato de sódio, carvão e enxofre. Sabe-se que o nitrato de sódio é solúvel em água, o enxofre é solúvel em dissulfeto de carbono, enquanto o carvão é insolúvel nestes dois solventes. Proponha um procedimento para realizar esta separação.
- 5- Que processos industriais você conhece que envolvam os princípios que você utilizou nesta aula?

## **Título: Recristalização e Determinação Do Ponto De Fusão**

A recristalização é o método mais comum de purificação de substâncias sólidas. Baseia-se na diferença de solubilidade do sólido e das impurezas nele contidas, em um solvente ou mistura de solventes quando aquecido após o resfriamento.

O processo inclui as seguintes etapas:

- a) Dissolução da substância impura a uma temperatura próximo do ponto de ebulição do solvente.
- b) Filtração a quente da solução de modo a eliminar qualquer material insolúvel.
- c) Resfriamento do filtrado.
- d) Separação dos cristais formados.
- e) Secagem do material.

### **SELEÇÃO DO SOLVENTE E SOLUBILIZAÇÃO.**

A seleção do solvente é muito importante. Um bom solvente para recristalização deve dissolver grande quantidade da substância em temperatura elevada e pequena quantidade em temperatura baixa. O solvente deve dissolver as impurezas mesmo a frio, ou, então, não dissolvê-las, mesmo a quente. Outros fatores, como a facilidade de manipulação, a volatilidade, a inflamabilidade e o custo, devem ser também considerados. Na Tabela 1 estão listados os solventes mais frequentemente empregados em recristalização.

Durante as preparações, nem sempre são fornecidas informações a respeito do solvente apropriado para a recristalização do produto obtido. Neste caso, é recomendável fazer testes em tubos de ensaio, com os solventes mais comuns. Observa-se a ação dos vários solventes a frio e à temperatura de ebulição, a formação de cristais durante o resfriamento e o volume de solvente necessário por grama da amostra a ser purificada. Às vezes, uma mistura de dois solventes é mais conveniente. Isto é feito quando um dos solventes dissolve bem a substância a frio e o outro não, mesmo a quente.

Para que se possa fazer mistura de solventes é necessário que: os 02 solventes sejam miscíveis em todas as proporções e sejam compatíveis com eles mesmos e com o soluto.

Misturas de solventes mais usados em cristalização:

- |                         |                       |
|-------------------------|-----------------------|
| a) etanol + água        | d) éter + metanol     |
| b) metanol + água       | e) benzeno + ligroína |
| c) ácido acético + água | f) éter + acetona     |

O par mais comum é etanol e água. A substância geralmente é bem solúvel em etanol e pouco solúvel em água. A técnica consiste em aquecer o material a purificar com o melhor solvente até a ebulição da solução, e adicionar lentamente o pior solvente, até aparecer uma ligeira turvação. Adiciona-se, então, pequena quantidade do melhor solvente, de modo a obter uma solução límpida a quente.

Durante a solubilização do material a quente, é importante usar a menor quantidade possível de solvente para diminuir as perdas do produto por solubilização. Costuma-se empregar um excesso de 2 a 3% de solvente de quantidade mínima necessária para dissolver a amostra.

Impurezas coloridas ou resinosas podem ser removidas pela adição de pequena quantidade de carvão ativo à solução aquecida (em geral, cerca de 1 a 2% p/p) do material

a ser purificado é suficiente. As impurezas, adsorvidas na superfície das partículas de carvão, são removidas durante a filtração. O uso de excesso de carvão ativo leva à perda do material a purificar.

**FORMAÇÃO DOS CRISTAIS** – Pode ocorrer de maneira espontânea ou induzida por meio de: agitação, resfriamento ou introdução de cristais de substância pura. O resfriamento muito rápido tem o inconveniente de originar cristais muito pequenos que podem adsorver impurezas contidas na solução.

**FILTRAÇÃO A QUENTE** – A operação deve ser efetuada rapidamente, a fim de evitar a cristalização da substância no filtro ou no funil.

Utiliza-se, para isso, papel de filtro pregueado e funil pré-aquecido.

Tabela 1 – Solventes Comuns em Recristalização

Solvente	PE(°)
acetato de etila	78
acetona	56
ácido acético	118
água	100
benzeno	80
etanol	78
metanol	64

### **Procedimentos Experimentais**

- 1) Fazer uma solução de 5,0 g de ácido benzóico impuro em 250 mL de água.
- 2) Juntar à solução pequena quantidade de carvão ativado e aquecer até completa dissolução do sólido.
- 3) Filtrar à quente.
- 4) Separar o filtrado em dois recipientes e marcá-los.
- 5) Deixar um dos recipientes em repouso (Cristalização espontânea).
- 6) Induzir a cristalização na outra porção por agitação e resfriamento.
- 7) Filtrar as duas porções, separadamente, à pressão reduzida.
- 8) Comparar os tipos de cristais obtidos.
- 9) Determinar o ponto de fusão do produto cristalizado e da substância impura.

### **Determinação do Ponto de Fusão**

O ponto de fusão é utilizado como critério de pureza e técnica auxiliar na identificação de substâncias orgânicas. Os pontos de fusão podem ser determinados com grande precisão mesmo com auxílio de aparelhos muito simples. A exatidão na determinação de pontos de fusão está estreitamente relacionada com a precisão do termômetro utilizado. É importante que a amostra esteja criteriosamente seca para a determinação confiável de seu ponto de fusão.

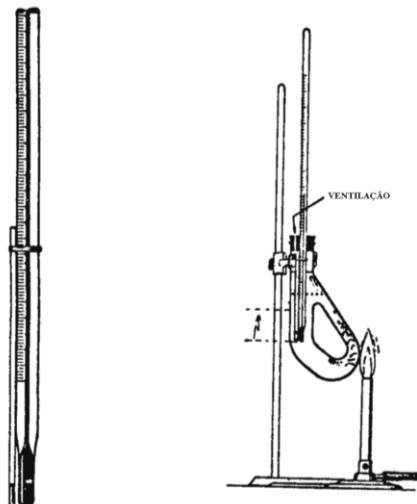


## Procedimentos Experimentais

Introduza aos poucos em um capilar de vidro pequena quantidade da amostra pulverizada. Comprima a amostra no fundo do capilar até formar uma camada que corresponda aproximadamente ao comprimento do bulbo do termômetro a ser usado.

Prenda o capilar ao termômetro, de acordo com a figura abaixo, posicionando o fundo do capilar (onde se encontra a amostra) o mais próximo possível do bulbo do termômetro.

O conjunto é colocado em um tubo de Thiele contendo óleo mineral, e submetido ao aquecimento, rapidamente até cerca de 10-12°C abaixo do ponto de fusão esperado. A partir de então o gradiente de aquecimento deverá ser de aproximadamente 2°C/minuto. Quando a temperatura estiver a cerca de 2-3°C do ponto de fusão do sólido, o gradiente deverá ser mantido em 1°C/minuto até a completa fusão do sólido (Para amostras desconhecidas é conveniente fazer uma determinação preliminar). Anote as temperaturas do início e do fim da fusão e observe o que acontece com o composto durante o resfriamento.



## QUESTIONÁRIO

- 1) Quais são as etapas de uma recristalização ?
- 2) Que características deve possuir um solvente para ser usado em recristalização ?
- 3) Quando se deve usar pares de solventes em recristalização ?
- 4) Qual a função do carvão ativado e como ele atua ?
- 5) Por que é mais indicado a formação de cristais espontaneamente ?

## AULA Nº 09

### Título: **Reações Químicas em Solução Aquosa**

#### **Introdução e Objetivo**

Os ensaios de reações por via úmida são realizados com as substâncias em solução aquosa, ou seja, o reagente e substância problema (amostra) estão no estado líquido. No caso de amostras sólidas, a primeira etapa é dissolvê-las. O solvente usual é a água, ou um ácido se a amostra for insolúvel em água.

Para os ensaios de análise qualitativa, somente, empregamos as reações que se processam acompanhadas de variações nas suas propriedades físicas ou químicas facilmente detectáveis. Por exemplo, na mistura de soluções, para identificação de um dado íon deve ocorrer: formação de uma substância sólida (formação de precipitado), desprendimento de gás (formação de gases identificáveis através da cor, cheiro, etc.), ou mudança de coloração (formação de complexos coloridos). Quando não existem observações visuais ou olfativas para uma reação, a sua ocorrência pode ser constatada através de um teste auxiliar tal como, um indicador, células elétricas que respondam a variação de concentração de  $H^+$ , medidas de condutividade elétrica e outras propriedades.

Em geral, as reações de análise qualitativa inorgânica empregam soluções aquosas de sais, ácidos e bases. Estas substâncias são eletrólitos fortes ou fracos, dependendo do grau de ionização ou dissociação. Por exemplo:

**Sal:**  $BaCl_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2 Cl^-$  (eletrólito forte)

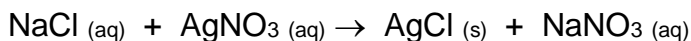
**Ácido:**  $CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$  (eletrólito fraco)

**Base:**  $NH_4OH \rightarrow NH_4^+ + OH^-$  (eletrólito fraco)

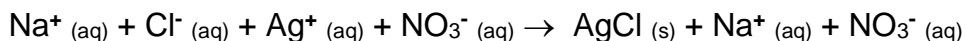
**Ácido:**  $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$  (eletrólito forte)

**Base:**  $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$  (eletrólito forte)

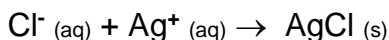
A equação química que descreve uma transformação durante uma reação é chamada de **equação molecular**. Por exemplo:



Uma representação mais precisa da reação, como realmente ocorre em solução, é dada pela **equação iônica**. Assim:



Nesta equação, todas as substâncias iônicas são solúveis e encontram-se dissociadas na solução. A fórmula do cloreto de prata ( $AgCl$ ) é escrita na forma molecular porque os seus íons não estão separados. Como nas reações analíticas por via úmida não detectamos o **sal**, mas sim o(s) íon (s) deste sal, representamos estas de uma forma simplificada denominada **equação iônica representativa**, isto é, à equação que resume as mudanças que ocorrem:



Esta aula tem como objetivos estudar os métodos e os princípios da análise qualitativa, utilizando-se reações químicas que envolvam os íons ou elementos mais comuns e representativos.

## Materiais

### Reagentes

- Solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L
- Solução de amônia 1,0 mol/L
- Solução de sulfato de sódio 1,0 mol/L
- Solução saturada de carbonato de sódio
- Solução de tiocionato de potássio 0,1 mol/L
- Solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L;
- Solução de cloreto de amônio 0,1 mol/L
- Papel alumínio picado
- Solução de Iodeto de potássio 0,1 mol/L
- Solução de nitrato de prata 0,1 mol/L
- Solução de cloreto de cálcio 1,0 mol/L
- Solução de sulfato de cobre 0,1 mol/L
- Solução de cloreto férrico 0,1 mol/L
- Solução de ácido clorídrico 3,0 mol/L
- Solução saturada de carbonato de sódio;
- Solução de cromato de potássio 0,1 mol/L
- Solução de cloreto de bário 0,1 mol/L
- Solução de nitrato de chumbo 0,1 mol/L

### Equipamentos

- Estante com dez tubos de ensaio
- Pisseta com água destilada
- Pipeta graduada de 5,0 mL

### Procedimentos Experimentais

#### Tubo 1

Adicione num tubo de ensaio 10 gotas de solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L. Em seguida adicione 10 gotas de nitrato de prata 0,1 mol/L. Observe a reação. Escreva a equação química. Guarde este tubo e examine-o após 30 minutos.

#### Tubo 2

Adicione num tubo de ensaio 10 gotas de cloreto de bário 0,1 mol/L. Em seguida, adicione 10 gotas de solução de oxalato de sódio 0,1 mol/L. Observe a reação química. Escreva a equação química e a característica do precipitado formado.

#### Tubo 3

Adicione num tubo de ensaio 10 gotas de cloreto de cálcio 1,0 mol/L. Em seguida, adicione 10 gotas de solução de sulfato de sódio 1,0 mol/L. Observe a reação química. Escreva a equação química e a característica do precipitado formado.

#### Tubo 4

Adicione num tubo de ensaio 5 gotas de solução de sulfato de cobre 0,1 mol/L. Em seguida, adicione 10 gotas de hidróxido de sódio 0,1 mol/L. Observe a reação química. Escreva a equação química e a característica do precipitado formado.

#### **Tubo 5**

Adicione em um tubo de ensaio 1,0 mL de solução saturada de carbonato de sódio. Em seguida, adicione **lentamente** pelas paredes do tubo de ensaio, gotas de solução de ácido clorídrico 3,0 mol/L. Observe a reação química. Escreva a equação química e anote as suas observações.

#### **Tubo 6**

Adicione em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de cloreto férrico 0,1 mol/L. Em seguida, adicione 5 gotas de solução de tiocianato de potássio 0,1 mol/L. Observe a reação química. Escreva a equação e a característica do produto formado.

#### **Tubo 7**

Adicione em um tubo de ensaio 20 gotas de solução de sulfato de cobre 0,1 mol/L. Em seguida coloque um prego limpo e observe. Anote as suas observações.

#### **Tubo 8**

Adicione em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de cloreto de bário 0,1 mol/L. Em seguida adicione 10 gotas de sulfato de cobre 0,1 mol/L e observe. Anote as suas observações.

#### **Tubo 9**

Adicione em um tubo de ensaio 10 gotas de iodeto de potássio 0,1 mol/L. Em seguida adicione 5 gotas de nitrato de chumbo 0,1 mol/L e observe. Anote as suas observações.

#### **Tubo 10**

Adicione em um tubo de ensaio alguns pedaços de papel alumínio (pequenas bolinhas). Em seguida adicione **lentamente** pelas paredes do tubo de ensaio, gotas de solução de ácido clorídrico 3,0 mol/L. Observe a reação química. Escreva a equação química e anote as suas observações.

### **Resultados**

Tabela 1 – Resultados dos ensaios qualitativos de identificação

<b>Tubo</b>	<b>Observações</b>
<b>01</b>	
<b>02</b>	
<b>03</b>	

04	
05	
06	
07	
08	
09	
10	

### Questionário

1. Num laboratório de química, encontram-se as seguintes amostras: nitrato de chumbo (II), nitrato de cálcio, nitrato de cobre (II), nitrato de ferro (III) e nitrato de prata.

Qual reagente a seguir deve ser utilizado para identificar, através de reações por via úmida, cada cátion das amostras acima? Escreva as equações químicas de cada reação e os nomes dos produtos formados.



2. Quais os critérios para se verificar a ocorrência de uma reação química por via úmida?
3. Classifique todas as reações químicas utilizadas nesta aula.
4. Explique o que aconteceu no tubo 7 em termos de eletroquímica.

## AULA N° 10

### Título: **Preparo de Solução**

#### **Introdução**

Uma solução é uma mistura homogênea (monofásica) de duas ou mais substâncias entre si. É constituída de um solvente e um soluto. O solvente é o componente em maior quantidade. Ele dá o estado físico da solução (gasoso, líquido ou sólido), no qual o soluto está dissolvido. O soluto é a substância ou as substâncias, presentes em menor quantidade que o solvente. Ele apresenta-se disperso no solvente.

A solubilidade de um soluto é a quantidade máxima do mesmo que pode ser dissolvida numa certa quantidade de solvente, numa dada temperatura e pressão. Em geral esta quantidade é dada em mols de soluto por litro de solução.

O fenômeno da dissolução de um sólido é o resultado da interação das forças elétricas entre as moléculas do solvente com as unidades (íons: cátions e ânions, átomos ou moléculas) do soluto que se encontram ancoradas (ligadas) em posições definidas na estrutura reticular do sólido chamada de sólido cristalino, ou o contrário, sólido amorfo. A dissolução, obedece a lei: semelhante dissolve semelhante.

#### **Unidades de concentração**

##### Conceito de concentração

A concentração de uma solução é a relação entre a quantidade de soluto e a quantidade especificada de solvente ou quantidade especificada de solução.

$$\text{Concentração (C)} = \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solvente}} \quad \text{concentração: } \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solução}}$$

O termo quantidade pode ser entendido como:

- massa (em gramas-g; quilogramas-Kg; ou picogramas-pg; nanogramas-ng; microgramas  $\mu\text{g}$ )
- volume (em litro-L; picolitro-pL; nanolitro-nL; microlitro- $\mu\text{L}$ ; mililitro-mL)
- número de mols (n)

Desta forma pode-se verificar, à primeira vista, que a concentração pode ser expressa por diversas combinações de unidades originando um grande número de denominações para a grandeza concentração.

#### **Formas de apresentar a concentração:**

Apesar das recomendações da IUPAC com relação à unidade de medida da grandeza quantidade de matéria (mol), no sentido de uniformizar a notação e a nomenclatura química, a maioria das obras atualizada de química continua utilizando unidades de concentração consideradas obsoletas. Essas não serão abordadas.

##### Concentração em porcentagem (%) de soluto na solução

Quando a quantidade de soluto for relativamente grande em relação ao total da solução, pode-se utilizar a concentração em percentual. Em geral esta relação pode ser

expressa em termos de massa/massa (m/m); volume/volume (v/v) e massa/volume (m/v), conforme segue.

a) Concentração em % (m/m)

Esta forma de expressar a concentração é dada por:

$$C(\% \text{ m/m}) = \frac{\text{massa do soluto} \times 100}{\text{Massa da solução}} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa do soluto} + \text{massa do solvente}} \times 100$$

b) Concentração em % (v/v)

$$C(\% \text{ v/v}) = \frac{\text{volume do soluto}}{\text{Volume da solução}} \times 100$$

c) Concentração em % (m/v)

$$C(\% \text{ m/v}) = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{Volume da solução}} \times 100$$

Concentração em ppm, ppb e ppt.

Estas formas de expressar a concentração são utilizadas quando a relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução é muito pequena. A expressão ppm significa partes por milhão, ou seja, uma parte de soluto lhe correspondem um milhão de partes de solução, em termos numéricos a 1,0 g de soluto lhe correspondem  $1,0 \times 10^6$  g de solução; e assim para ppb – partes por bilhão; e ppt – partes por trilhão.

a) soluções sólidas

Nas soluções sólidas as partes soluto/solução são expressas em massa do soluto por massa da solução (m/m), onde:

$$1,0 \text{ ppm (m/m)} = 1,0 \mu\text{g/g} = 10^{-6} \text{ g/g} = \text{mg/Kg}$$

$$1,0 \text{ ppb (m/m)} = 1,0 \text{ ng/g} = 10^{-9} \text{ g/g} = \mu\text{g/Kg}$$

$$1,0 \text{ ppt (,/m)} = 1,0 \text{ pg/g} = 10^{-12} \text{ g/g}$$

a) soluções gasosas

Nas soluções gasosas, se o soluto for gasoso, usam-se as mesmas expressões utilizando-se a unidade de volume como medida, em geral são partes de soluto em mL (mililitro) por partes de solução em L (litros) (v/v). Assim uma solução gasosa com um ppm de hélio significa:

$$1,0 \text{ ppm (v/v)} = 1,0 \mu\text{L/L} = 10^{-6} \text{ mL/L}$$

b) soluções líquidas

Nas soluções líquidas pode-se usar o sistema v/v como nas gasosas quando o soluto é um líquido. Quando o soluto é sólido utiliza-se expressar o soluto em massa ( $\text{g}=10^{-6}$ ,  $\text{ng}=10^{-9}$  g, etc) e a solução total em volume (mL). Pode-se usar as denominações ppm, ppb, ppt, se a massa for igual ao volume, isto é, densidade igual a 1,0 g/mL.

Concentração em mol/L

A concentração em mols por litro de uma solução é a razão do número de mols do soluto (n) pelo volume total da solução em litros (L), ou o número de mols do soluto contidos num litro de solução.

$$C(\text{mol/L}) = \frac{\text{número de mols do soluto (n)}}{\text{volume}} = \underline{\underline{n}}$$

Volume total da solução em litros  $V_{(L)}$

Como

$$n = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molar (M)}} \quad \text{logo, } C = \frac{n}{M \cdot V} \quad (\text{mol/L})$$

Diluição de soluções

Na maioria dos trabalhos de rotina de laboratório já se possui soluções estoques prontas, as quais são diluídas na concentração desejada.

A diluição de uma solução é o processo no qual mais solvente é adicionado à solução e como a quantidade de soluto é a mesma a concentração diminui.

Na prática parte-se de uma solução concentrada de concentração  $C_c$  e chega-se a uma solução diluída de uma nova concentração  $C_D$ . O volume inicial da solução concentrada é  $V_c$  e o volume final da solução diluída  $V_D > V_c$ . Como a quantidade de soluto não varia, tem-se que:

$$C_c \cdot V_c = C_D \cdot V_D = \text{constante}$$

Com esta igualdade pode-se calcular qualquer uma das variáveis, conforme a exigência do problema.

### Procedimentos Experimentais

1) Preparar 250 mL de uma solução 5% (m/v) de NaCl

Calcular a massa de NaCl necessária para preparar 250 mL de solução 5%. Colocar a quantidade já pesada num béquer de 250 mL e dissolvê-la em água destilada, o volume da água de ser inferior a 250 mL. Com o auxílio de um funil simples, transferir quantitativamente a mistura para o balão volumétrico de 250 mL. Completar o volume da solução com água destilada até a marca de aferição do balão, tampar e agitar para completar a homogeneização. Por etiqueta (rótulo) colocando : solução de NaCl,  $C = 5\%$  (m/v), data e autor.

2) Preparar 500 mL de solução de NaOH 0,1 mol/L

Calcular a massa de NaOH necessária para preparar 500 mL de uma solução de NaOH 0,1 mol/L . Colocar a quantidade já pesada num béquer de 250 mL e dissolvê-la em água destilada. Esperar o restabelecimento do equilíbrio térmico com o ambiente. Com o auxílio de um funil e o bastão de vidro transferir a solução para o balão volumétrico de 500 mL. Lavar repetidas vezes com porções de água, o béquer, o bastão e o funil vertendo a água para o balão. Adicionar água até que o menisco inferior do nível do líquido tangencie a marca de calibração do balão.

3) Preparar 200 mL de solução de HCl 0,5 mol/L

Observar, no rótulo do frasco que contém a solução concentrada de HCl, a densidade e a porcentagem (m/m) do ácido na mistura. A partir desses dados calcular o volume da solução concentrada necessária para preparar a referida solução. Com o auxílio de uma pipeta, medir o volume calculado e transferi-lo para um béquer que já contenha uma pequena quantidade de água destilada. Esperar o restabelecimento do equilíbrio térmico com o ambiente. Transferir quantitativamente o conteúdo para um balão volumétrico de 200 mL, utilizando funil e bastão. Completar o volume da solução com água destilada até a marca de aferição do balão, tampar e agitar para a completa homogeneização. Rotular.



## AULA Nº 11

### Título: **Padronização de Soluções Aquosas**

#### **Introdução e Objetivo**

A solubilidade de uma substância num determinado solvente é controlada principalmente pela natureza do próprio solvente e do soluto, mas também pela temperatura e pressão. Uma solução é formada quando uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias formam uma única fase. O componente presente em maior quantidade é chamado **solvente** e os outros componentes são denominados **solutos**.

Quando se pensa em soluções, as primeiras idéias que ocorrem envolvem a água como solvente: refrigerantes, bebidas, detergentes, remédios em solução oral, *etc.* Porém muitos produtos de consumo, tais como: os óleos lubrificantes e a gasolina são soluções que envolvem outros líquidos. Além disso, deve-se estar atento que soluções não dizem respeito somente aos solventes líquidos. O ar é uma solução de  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$ , vapor d'água e outros gases. O vidro, sólido amorfo, é uma solução de óxidos metálicos ( $Na_2O$ ,  $CaO$  entre outros) em  $SiO_2$ . A solda usada para fazer as conexões elétricas nos circuitos das calculadoras e dos computadores é também uma solução sólida de Sn, Pb e outros metais.

As propriedades das soluções, por exemplo, a cor ou o sabor, depende de sua concentração. Em química, a quantidade de soluto dissolvido numa unidade de volume ou de massa da solução ou do solvente se denomina **concentração**. A concentração é expressa, comumente, em *mol do soluto por litro da solução*; esta concentração é a **molaridade** da solução.

Em análise química é necessário preparar soluções de concentração exatamente conhecida, isto é soluções padrões. Essas soluções requerem, muitas vezes, que se faça uma análise titulométrica para se determinar a quantidade exata do soluto presente no volume da solução. Este procedimento chama-se **padronização** da solução.

A solução padrão é usualmente adicionada por uma bureta. O processo de adição da solução padrão até que a reação esteja completa é chamado de **titulação** e a substância a ser determinada de **titulada**. O ponto final da titulação chama-se **ponto de equivalência**. Este final deve ser identificado por alguma mudança, produzida pela própria substância padrão, por exemplo:  $KMnO_4$  ou pela adição de um reagente auxiliar conhecido como **indicador**. Após a finalização da reação entre a substância e a solução padrão, o indicador deverá produzir uma mudança de cor no líquido que está sendo titulado. Este ponto é chamado de **ponto final da titulação**.

Esta aula tem como objetivos treinar a técnica de pesagem, ilustrar as técnicas de preparação e padronização de solução aquosa de hidróxido de sódio 0,1 mol/L, a qual será utilizada na próxima aula.

#### **Considerações sobre reações químicas**

Para uma reação ser utilizada em uma titulação, ela deve satisfazer as seguintes condições:

- 1- Deve ocorrer uma reação simples que possa ser expressa por uma equação química.

- 2- A substância a ser utilizada deverá reagir completamente com o reagente em proporções estequiométricas.
- 3- A reação deve ser rápida. Em alguns casos, deve-se adicionar um catalisador para acelerar a reação.
- 4- Deve haver uma mudança de energia livre marcante conduzindo a alteração de alguma propriedade física ou química do soluto no ponto de equivalência.
- 5- Deve haver um indicador específico que defina nitidamente o ponto final da reação.

### Considerações sobre Hidróxido de Sódio

Para preparar soluções padrões alcalinas, o reagente mais usado é o hidróxido de sódio. No entanto, este reagente não é padrão primário, porque é higroscópico e sempre contém uma quantidade indeterminada de água e carbonato de sódio adsorvida no sólido. Isto significa que as soluções de NaOH devem ser padronizadas com um reagente padrão primário, por exemplo o biftalato de potássio, para poder determinar a concentração real da solução.

As soluções de hidróxido de sódio atacam o vidro e dissolvem a sílica com formação de silicatos solúveis. A presença de silicatos solúveis causa erros e as soluções devem ser conservadas em frascos de polietileno.

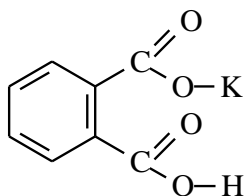
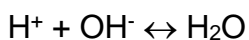
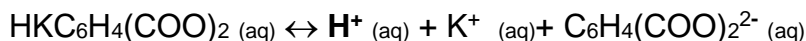
### Considerações sobre Padrão Primário

**Padrão primário é uma substância que apresenta as seguintes características:**

- 1- Fácil obtenção, purificação e secagem;
- 2- Deve existir teste qualitativo simples para identificação de contaminantes, que se presentes devem estar em pequena porcentagem;
- 3- Deve possuir massa molecular elevada (para diminuir o erro de pesagem);
- 4- Solúvel nas condições experimentais;
- 5- Deve reagir com a espécie de interesse de modo estequiométrico e instantâneo;
- 6- Deve manter-se inalterada ao ar durante a pesagem. Não pode ser higroscópica, oxidada ou afetada pelo CO<sub>2</sub>.

### Considerações sobre Biftalato de Potássio

As soluções de hidróxido de sódio são geralmente padronizadas com hidrogenoftalato de potássio ou biftalato de potássio [HKC<sub>6</sub>H<sub>4</sub>(COO)<sub>2</sub>], que é um padrão primário.



Hidrogenoftalato de potássio

## Materiais

### Equipamentos

- Espátula
- Béquer de 100 mL
- Bastão de Vidro
- Balão volumétrico de 250 mL
- Erlenmeyer de 300 mL
- Balança analítica e semi-analítica
- Frascos para acondicionar as soluções
- Béquer de 300 mL com água destilada
- Pisseta com água destilada
- Proveta de 50 mL

### Reagentes

- Hidróxido de sódio
- Fenolftaleína 1%
- Biftalato de potássio

## Procedimentos Experimentais

### ***Preparação da solução NaOH 0,1 mol/L***

- 1- Pese numa balança semi-analítica um béquer de 100 mL e adicione aproximadamente 1,1g de hidróxido de sódio. **Cuidado**, pois este reagente é CORROSIVO!
- 2- Meça numa proveta 100 mL de água destilada recém fervida e transfira lentamente para o béquer que contém o hidróxido de sódio. Dissolva agitando com o bastão. **Cuidado**, pois a dissolução é EXOTÉRMICA!
- 3- Transfira a solução, depois de resfriada, para um balão volumétrico de 250 mL. Complete o volume com água destilada recém fervida. Acerte o menisco e homogeneíze. **Cuidado**, pois se passar do menisco você deverá recomeçar.
- 4- Armazene esta solução em frasco de polietileno e rotule-o.

### ***Padronização da solução de NaOH 0,1 mol/L***

Lave a bureta de 50 mL com pequena quantidade da solução de NaOH 0,1 mol/L

- 1- Fixe uma bureta de 50 mL no suporte universal. Feche a torneira de controle de escoamento. Coloque um béquer de 100 mL em baixo da bureta. Com auxílio de um béquer de 50 mL, encha a bureta com solução de NaOH 0,1 mol/L e observe se há vazamento. Verifique se há **bolhas** entre a torneira e a extremidade inferior da bureta. Caso tenha, abra a torneira rapidamente até removê-la. Em seguida, encha a bureta com NaOH 0,1 mol/L e acerte o menisco com o traço de aferição (zero), que fica na parte superior.
- 2- Pese numa balança analítica 0,56 g de hidrogenoftalato de potássio e transfira quantitativamente para um erlenmeyer de 250 mL. Anote a massa pesada.
- 3- Meça numa proveta 50 mL de água destilada fria e recém fervida e adicione no erlenmeyer de 250 mL, que contém o hidrogenoftalato de potássio. Agite até dissolver.

- 4- Adicione duas gotas de fenolftaleína 1% e homogeneíze.
- 5- Titule com a solução recém preparada de NaOH 0,1 mol/L, até mudança de coloração do indicador de incolor para rosa (Figura 1).
- 6- Anote o volume gasto e calcule o fator de correção, utilizando a seguinte fórmula.

$$F_c = \frac{V_{teorico}}{V_{gasto}}$$

- 7- Calcule a média dos fatores de correção da turma. Em seguida, calcule a concentração real da solução de NaOH 0,1 mol/L e escreva no rótulo.

$$M_{real} = F_c \times 0,1$$

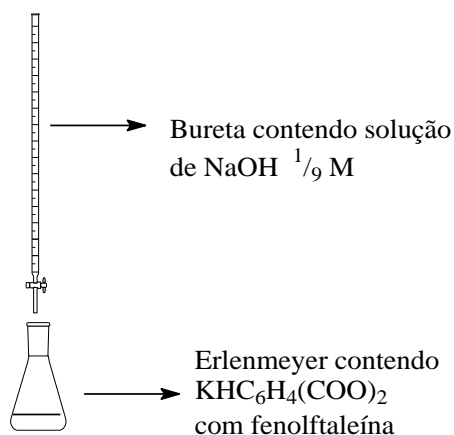


Figura 1 – Esquema da titulação da padronização da solução de NaOH 0,1 mol/L.

### Resultados

Massa de NaOH (g)		Fator de Correção	
Massa de $\text{KHC}_6\text{H}_4(\text{COO})_2$ (g)		Molaridade real (mol/L)	
Volume gasto (mL)			

### Questionário

- 1- Qual a importância de se preparar soluções?
- 2- Escreva as reações da análise.
- 3- Qual a função da fenolftaleína? Poderia ser utilizada outra substância?
- 4- Calcule a massa necessária para se preparar 250 mL de solução 0,1 mol/L de NaOH. Calcule a massa de biftalato de potássio necessária para reagir com 25 mL desta solução.

Dados: Na = 23; O = 16; H = 1

Massa Molecular do biftalato de potássio = 204,2 g/mol.

- 5- Porque a solução de hidróxido de sódio necessita ser padronizada?

## AULA N° 12

### Título: **Titulação ácido-base: Determinação do teor de ácido acetilsalicílico em comprimido**

#### **Introdução**

Comprimidos são preparações farmacêuticas de consistência sólida, forma variada, geralmente cilíndrica ou lenticular, obtidas agregando, por meio de pressão, várias substâncias medicamentosas, podendo ou não se encontrar envolvidas por revestimentos especiais, recebendo neste caso, a denominação de drágeas.

Para se fazer um comprimido, é preciso submeter o granulado (mistura de substâncias contendo o princípio ativo) a uma pressão exercida por dois punções no interior de uma câmara de compressão ou matriz, cujo fundo é constituído pelo punção inferior.

Logicamente, o peso do comprimido não é determinado por pesagem individual, mas por um método volumétrico, isto é, pelo volume de granulado que fica aprisionado no sistema punções-matriz. Para que este sistema volumétrico seja suficientemente exato, é necessário que o granulado apresente consistência de características físicas (tamanho e peso), o que nem sempre é possível. Por esta razão, o peso dos comprimidos nunca é uniforme, variando dentro de limites de tolerância admitidos, havendo inclusive, variações na quantidade de princípio ativo.

Com relação à quantidade de princípio ativo anunciado nos rótulos dos medicamentos, tolera-se uma variação de aproximadamente 10 % (para mais ou para menos) dependendo do comprimido considerado. De qualquer modo, em relação aos comprimidos oficiais, as farmacopéias estabelecem para cada caso, os limites de tolerância admitidos.

O ácido acetil salicílico pertence ao grupo dos analgésicos que alivia as dores brandas e moderadas e não causam dependência. Na preparação de comprimidos deste princípio ativo medicamentoso, mistura-se AAS (0,500 g) com amido (0,100 g), que atua como desagregante, e com pequena quantidade de talco que atua como lubrificante.

O teor de AAS nos comprimidos pode ser determinado por titulação ácido-base, utilizando o hidróxido de sódio como solução padrão e a fenolftaleína como indicador.

#### **Procedimentos Experimentais**

Preparo e padronização de NaOH 0,10 mol/L segundo instruções anteriores.

Dosagem do teor de ácido acetil salicílico (AAS) em comprimidos:

Pesar um comprimido em um béquer dissolvê-lo em 25 mL de etanol P.A., transferir este conteúdo quantitativamente, com água destilada, para um balão volumétrico de 100 mL e diluir até a marca. Titular alíquotas de 25 mL desta solução, com a solução padronizada de hidróxido de sódio, usando a fenolftaleína como indicador do ponto final.

Calcular a massa e a percentagem de ácido acetil salicílico (AAS) no comprimido analisado, considerando as diluições feitas e os dados obtidos neste procedimento.

## AULA Nº 13

### Título: **Determinação da acidez no vinagre comercial**

#### 1. INTRODUÇÃO

O vinagre é o produto resultante da fermentação de certas bebidas alcoólicas, principalmente do vinho. Na fermentação do vinho, o álcool etílico é oxidado pelo ar e transforma-se em ácido acético, do Latim *Acetum* e a reação é catalisada por enzimas bacterianas *Acetobacter*. Após a fermentação, o vinho fica com cerca de 4 a 5% (m/v) de ácido acético, recebendo então o nome de “vinagre” (“vinho azedo”).

No laboratório, a análise da acidez é realizada através da titulação de neutralização utilizando a solução de NaOH 0,1mol/L (padronizada na aula anterior) como solução padrão, utilizando-se a solução de Fenolftaleína como indicador ácido-base. O NaOH reage quantitativamente com o ácido acético presente no vinagre e após a reação total, um pequeno excesso de NaOH torna a solução alcalina e neste momento o indicador adquire uma leve coloração rósea.

#### 2. OBJETIVO

Determinar a concentração de ácido acético presente em uma amostra de vinagre comercial, por volumetria de neutralização (ácido-base) e verificar se o produto atende as especificações de quantidade, ou seja, se contém de 4g a 5g de ácido acético em cada 100mL de vinagre.

#### 3. MATERIAIS E REAGENTES

##### 3.1. MATERIAIS:

- Béquer de 100mL; (03)
- Pipeta volumétrica de 25mL;
- Pipeta volumétrica de 50mL;
- Pisseta com água destilada;
- Bastão de vidro;
- Balão volumétrico de 250mL;
- Erlenmeyer de 250mL; (3)
- Bureta de 50mL;
- Suporte universal com garra para bureta;
- Proveta de 50mL;

##### 3.2. REAGENTES:

- Solução padrão de Hidróxido de sódio 1mol/L;
- Solução de Fenolftaleína 1%;
- Amostras de vinagre comercial;

#### 4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Lave a bureta de 50mL com pequena quantidade da solução de NaOH 0,1mol/L. Descarte este volume.
- Fixe a bureta no suporte universal. Feche a torneira de controle de escoamento. Coloque um béquer de 100mL em baixo da bureta. Com auxílio de um béquer de 50mL, encha a bureta com solução de NaOH 0,1mol/L e observe se há vazamento. Verifique se há **bolha entre** a torneira e a extremidade inferior da bureta. Caso tenha, abra a torneira rapidamente até removê-la. Em seguida, encha a bureta com NaOH 0,1mol/L e acerte o menisco com o traço de aferição (zero), que fica na parte superior.
- Coloque um papel branco em baixo do erlenmeyer para facilitar a visualização da viragem do indicador.
- Homogeneíze e pipete uma alíquota de 25mL da amostra de vinagre. Transfira para um balão volumétrico de 250mL. Complete o volume com água destilada e acerte o menisco. Agite para homogeneizar.
- Pipete uma alíquota de 50mL desta solução e transfira para um erlenmeyer de 250mL. Repita esta operação mais 02 vezes (análise em triplicata);
- Meça 50mL de água destilada numa proveta e adicione a cada um dos três erlenmeyer;
- Adicione três gotas de fenolftaleína. Homogeneíze;
- Titule com a solução padronizada de NaOH 0,1mol/L, até a mudança da coloração do indicador de incolor para levemente róseo. Anote o volume gasto e repita o procedimento para os outros erlenmeyer;
- Calcule o teor de ácido acético do vinagre comercial em mol/L e em %(m/v);
- Repita o procedimento utilizando, ao invés de fenolftaleína, outros indicadores, tais como alaranjado de metila e vermelho de metila.

#### QUESTIONÁRIO

1. Escreva as reações envolvidas no processo.
2. Demonstre os cálculos para a determinação da acidez no vinagre.
3. Porque o vinagre é ácido? Porque é necessário diluir amostra de vinagre em água?
4. A técnica aprendida nesta aula pode ser utilizada em uma indústria para o controle da acidez no vinagre? Justifique sua resposta.
5. Qual o resultado obtido quando se usaram outros indicadores? Existem discrepâncias nesses resultados? Porque?

## Aula nº 14

# Título: Pilhas Galvânicas ou Voltaicas

### 1. INTRODUÇÃO

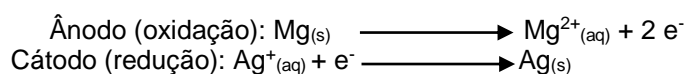
Em uma pilha galvânica utiliza-se de uma reação espontânea de oxi-redução como fonte de energia. Nesse caso, as reações de oxi-redução ocorrem quando os agentes oxidantes e redutores não estão em contato direto, portanto a pilha deve ser construída separando-se fisicamente a reação global em duas semi-reações eletródicas, uma delas envolvendo a oxidação e a outra a redução.

Os elétrons liberados no eletrodo onde há oxidação (ânodo) passam pelo circuito externo (fio de cobre, por exemplo) para o eletrodo onde há redução (cátodo).

Por exemplo, a reação;



pode ser obtida pela adição das semi - reações eletródicas;



No ânodo (polo negativo), átomos de magnésio se dissolvem deixando elétrons no metal, já que os membros não podem existir livres em solução e formando íons magnésio que vão para a solução.

No cátodo (polo positivo), íons prata são removidos da solução à medida que recebem elétrons e aí se depositam como átomos de prata. A neutralidade elétrica das soluções é estabelecida pelo fluxo de íons através de uma ponte salina. O fluxo de elétrons do ânodo para o cátodo pode ser detectado por um voltímetro que fornece a diferença de potencial entre os eletrodos.

A tendência que possui um elemento para perder ou ganhar elétrons varia de acordo com sua posição na série eletroquímica. O potencial normal de redução é uma quantitativa desta tendência. Como não é possível medir o potencial absoluto de um eletrodo, mede-se seu potencial relativo, tomando como padrão o eletrodo normal de hidrogênio, ao qual foi atribuído, arbitrariamente, o potencial 0,00 volts.

Aos eletrodos que perdem elétrons mais facilmente que o hidrogênio, são atribuídos potenciais de redução negativos (-); aos outros são atribuídos potenciais positivos(+). A série eletroquímica é de grande valia para a previsão da espontaneidade das reações de oxi-redução.

#### **Eletródos nas pilhas galvânicas**

Os eletródos em uma célula servem como dispositivos de remoção de elétrons do agente redutor no ânodo e fonte de elétrons para o agente oxidante no cátodo. Qualquer eletrodo pode funcionar como cátodo ou como ânodo.

Os tipos importantes de eletrodo são:

- *Eletrodo metal-íon metálico;*
- *Eletrodo gás-íon;*
- *Eletrodo metal-ânion de sal insolúvel;*
- *Eletródos de "óxido-redução" inertes;*

Eletrodo metal-íon metálico – o eletrodo metal-íon metálico consiste em um metal em contato com seus íons presentes na solução. Um exemplo é uma peça de prata imersa em solução de nitrato de prata.

Eletródos gás-íon – no eletrodo gás-íon é empregado um gás em contato com o seu ânion, ou cátion, em solução. O gás é borbulhado na solução e o contato elétrico é feito mediante um metal inerte, geralmente platina.



Exemplo:  $\text{H}_{2(g)}$  em  $\text{H}^+_{(aq)}$

Eletrodo metal-anion de sal insolúvel – neste eletrodo, um metal se encontra em contato com um dos seus sais insolúveis e, ao mesmo tempo, com uma solução que contém o ânion do sal.

Eletrodos inertes – consiste em um pedaço de fio metálico inerte em contato com uma solução de uma substância em dois estados de oxidação diferentes. Este eletrodo caracteriza-se por não participar da reação, ele nem fornece íons para a solução e tampouco reduz seus próprios íons. Neste eletrodo, ambos os reagentes e produtos se encontram em solução. Exemplo:  $\text{Pt}_{(s)} \text{Fe}^{2+}_{(aq)} / \text{Fe}^{3+}_{(aq)}$

### **Pilhas Galvânicas**

Basicamente uma pilha galvânica apresenta os seguintes componentes:

- Ânodo: eletrodo em que há oxidação (corrosão) e onde a corrente elétrica na forma de íons metálicos positivos entra no eletrólito;
- Eletrólito: condutor (usualmente um líquido) contendo íons que transportam a corrente elétrica do ânodo para o cátodo;
- Cátodo: eletrodo onde a corrente elétrica sai do eletrólito ou o eletrodo no qual as cargas negativas (elétrons) provocam reações de redução.
- Circuito metálico: ligação metálica entre o ânodo e o cátodo por onde escoam os elétrons, no sentido ânodo- cátodo.

A corrente elétrica convencional tem sentido contrário ao de elétrons. Considerando o sentido convencional, o cátodo é o eletrodo negativo (-) e o ânodo positivo (+); no sentido real os sinais são contrários, isto é, ânodo (-) e cátodo (+).

A pilha é caracterizada por uma diferença de potencial entre seus eletrodos, em circuito aberto – é a sua força eletromotriz. Ela é, segundo a convenção de sinais usada pela IUPAC, igual a:

$$E_{\text{pilha}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$$

ão numa pilha é a voltagem medida quando todos os íons e moléculas em solução estão na concentração 1 mol/L e todos os gases estão na pressão de 1atm. Quando um voltímetro ou outro dispositivo de medida de tensão é ligada a uma pilha ele indica uma diferença de potencial elétrico (volts).

Algumas células galvânicas possuem aplicações industriais ou domésticas. Incluem-se entre estas não somente as pilhas para rádios portáteis, calculadoras, aparelhos para surdez e outros dispositivos miniaturizados, mas também sistemas de fornecimento de tensões de emergência para casas e prédios comerciais, telefones, redes de computadores, bancos de armazenagem de energia para coletores solares e geradores eólicos, baterias para veículos e muitos outros.

### **Pilha de concentração iônica**

Pilha formada por material metálico de mesma natureza, em contato com soluções de diferentes concentrações.

Pode-se verificar que, diminuindo-se a concentração dos íons  $\text{M}^{n+}$  aumenta-se a tendência à perda de elétrons. Pode-se fixar, então, a natureza elétrica dos eletrodos:

- ânodo: aquele que estiver imerso na solução mais diluída;

- cátodo: aquele que estiver imerso na solução mais concentrada.

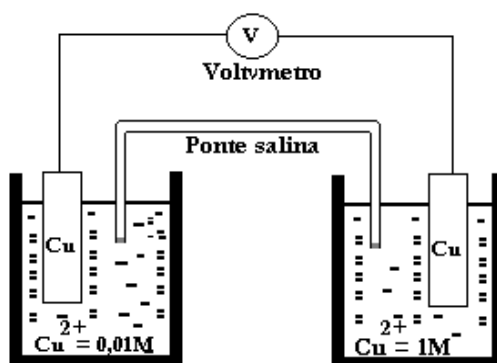


Figura 1 – Pilha de concentração iônica

## 2. Objetivo

O Objetivo desta aula é montar pilhas galvânicas e medir o seu potencial elétrico nas condições padrão e montar pilhas eletroquímicas de concentração iônica e medir o seu potencial elétrico.

## 3. Materiais

### 3.1 Equipamentos

- Copo de Béquer de 100 e de 250 mL
- Pipeta de 10 mL
- Tubo de vidro em U
- Voltímetro
- Placas metálicas de Cu, Fe, Mg e Zn
- Lixas ou esponja de aço
- Ponte porosa (vela de filtro)

### 3.2 Reagentes

- Soluções de  $\text{CuSO}_4$  0,001 e  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$
- Soluções de  $\text{FeSO}_4$  0,001 e  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$
- Soluções de  $\text{MgSO}_4$  0,001 e  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$
- Soluções de  $\text{ZnSO}_4$  0,001 e  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$
- Solução de NaCl 3%
- Acetona

## 4. Procedimentos Experimentais

### 4.1 Pilhas Galvânicas

Lixe as placas de metal passe-as por água destilada e acetona e seque-as. Prepare a ponte salina enchendo a tubo em U com a solução de cloreto de sódio, tapando as extremidades com algodão e evitando a formação de bolhas de ar no seu interior ou utilize uma ponte porosa em substituição a ponte salina. Monte as pilhas galvânicas abaixo, faça a leitura no voltímetro, identifique o ânodo e o cátodo.

Calcule a diferença de potencial das pilhas com os dados da série eletroquímica comparando-os com valores obtidos experimentalmente.

- $\text{Zn}_{(s)} / \text{ZnSO}_4 (1 \text{ mol/L}) // \text{CuSO}_4 (1 \text{ mol/L}) / \text{Cu}_{(s)}$
- $\text{Fe}_{(s)} / \text{FeSO}_4 (1 \text{ mol/L}) // \text{CuSO}_4 (1 \text{ mol/L}) / \text{Cu}_{(s)}$
- $\text{Zn}_{(s)} / \text{ZnSO}_4 (1 \text{ mol/L}) // \text{FeSO}_4 (1 \text{ mol/L}) / \text{Fe}_{(s)}$
- $\text{Fe}_{(s)} / \text{FeSO}_4 (1 \text{ mol/L}) // \text{MgSO}_4 (1 \text{ mol/L}) / \text{Mg}_{(s)}$
- $\text{Mg}_{(s)} / \text{MgSO}_4 (1 \text{ mol/L}) // \text{CuSO}_4 (1 \text{ mol/L}) / \text{Cu}_{(s)}$
- $\text{Mg}_{(s)} / \text{MgSO}_4 (1 \text{ mol/L}) // \text{ZnSO}_4 (1 \text{ mol/L}) / \text{Zn}_{(s)}$

Preencha o quadro abaixo:

Pilhas	Ânodo	Cátodo	Potencial teórico	Potencial prático
A				
B				
C				
D				
E				
F				

#### 4.2 Pilha eletroquímica de concentração iônica

Monte as pilhas de concentração, representadas abaixo. Faça leitura em um voltímetro e verifique a polaridade em função das concentrações das cubas.

- $\text{Cu}_{(s)} / \text{CuSO}_4 (0,001 \text{ mol/L}) // \text{CuSO}_4 (1,0 \text{ mol/L}) / \text{Cu}_{(s)}$
- $\text{Zn}_{(s)} / \text{ZnSO}_4 (0,001 \text{ mol/L}) // \text{ZnSO}_4 (1,0 \text{ mol/L}) / \text{Zn}_{(s)}$
- $\text{Mg}_{(s)} / \text{MgSO}_4 (0,001 \text{ mol/L}) // \text{MgSO}_4 (1,0 \text{ mol/L}) / \text{Mg}_{(s)}$
- $\text{Fe}_{(s)} / \text{FeSO}_4 (0,001 \text{ mol/L}) // \text{FeSO}_4 (1,0 \text{ mol/L}) / \text{Fe}_{(s)}$

Posteriormente dilua a solução mais diluída com 50 mL de água destilada. Faça leitura do novo potencial.

Pilhas	Ânodo	Cátodo	Potencial teórico	Potencial prático	Potencial após diluição
A					
B					
C					
D					

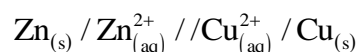
# Células Eletroquímicas: Equação de Nernst

## 1. Introdução

### Efeitos da concentração sobre a tensão da célula

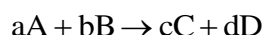
Consideramos pilhas em que os reagentes e os produtos se encontram nos estados-padrão. A tensão produzida por uma pilha depende das concentrações dos reagentes e produtos, e esta relação pode ser prevista qualitativamente pelo princípio de Le Châtelier.

Consideremos a pilha de Daniell,



A 25°C, a tensão que a célula produz é 1,10V. Se a concentração dos íons zinco for reduzida abaixo de 1mol/L, poderemos supor, de acordo com o princípio de Le Châtelier, que uma diminuição da  $[\text{Zn}^{2+}]$  acarretará um aumento da tendência de ocorrer à reação de oxidação e, assim, deveremos observar um aumento na tensão produzida pela célula. Semelhantemente, com um decréscimo da  $[\text{Cu}^{2+}]$  na pilha de Daniell, decresce a tendência de ocorrer à reação de redução no cátodo, e, igualmente, de ocorrer à reação da célula, portanto a tensão observada na célula é inferior ao valor 1,10V.

A dependência da tensão da célula com as concentrações pode ser descrita quantitativamente. Para tal dependência, usa-se a equação de Nernst. Seja a reação redox geral a 25°C:



Onde A, B, C e D são espécies cujas concentrações podem ser alteradas. Então a equação pode ser escrita como

$$E = E_{tot}^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{(conc.C)^c \times (conc.D)^d}{(conc.A)^a \times (conc.B)^b}$$

Nesta equação:

E é a voltagem a uma determinada concentração;

$E_{total}^0$  é a voltagem-padrão;

N é o número de moles de elétrons transferidos na equação;

R é a constante da lei dos gases, 8,314 J/mol.K;

T é a temperatura absoluta em K;

F é a constante de Faraday, 96485 coulombs/mol, ou, como 1 Joule = 1 mol x 1 coulomb, F = 96485 J/V mol.

Substituindo as constantes e convertendo o logaritmo na base 10, a equação de Nernst terá a seguinte forma, a 25°C:

$$E = E_{tot}^0 - \frac{0,0591}{n} \log_{10} \frac{(conc.C)^c \times (conc.D)^d}{(conc.A)^a \times (conc.B)^b}$$

Considerando as concentrações de espécies em solução aquosa elas serão expressas sob a forma de molaridade, mol/L, concentrações de gases são expressas sob a forma de pressões parciais, (P) e sólidos ou líquidos puros não aparecem na equação.

## Tipos de pilha

Pela equação de Nernst observa-se que aparece uma diferença de potencial entre dois eletrodos quando:

- 1) Os eletrodos são constituídos de diferentes substâncias e possuem, portanto, diferentes potenciais;
- 2) Os eletrodos são da mesma substância, mas as soluções contêm concentrações diferentes;
- 3) Os eletrodos são da mesma substância e as soluções contêm concentrações iguais, mas os eletrodos estão submetidos a diferentes pressões parciais de substâncias gasosas;

De acordo com essas observações, pode-se dizer que nos processos de corrosão devem ser destacados os principais tipos de pilhas eletroquímicas nas quais se verifica que as reações em ação criam, espontaneamente, uma força eletromotriz.

## 2. Objetivo

O objetivo desta aula é a construção de células eletroquímicas, a determinação das suas forças eletromotrizes e a verificação da Equação de Nernst.

## 3. Materiais

### 3.1 Equipamentos

- Algodão
- Balões volumétricos de 250 (4) e 1000 mL (1)
- Béquer de 100 mL (2)
- Fios condutores
- Lixas
- Placas de zinco e cobre
- Tubo em U
- Voltímetro

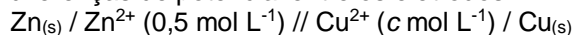
### 3.2 Reagentes

- Solução de nitrato de potássio ou cloreto de potássio saturada
- Solução de nitrato ou sulfato de zinco 0,005; 0,025; 0,05; 0,25 e 0,50 mol L<sup>-1</sup>
- Solução de nitrato ou sulfato de cobre 0,005; 0,025; 0,05; 0,25 e 0,50 mol L<sup>-1</sup>

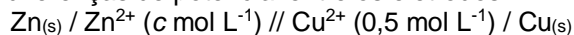
## 4. Procedimentos Experimentais

Lixe as placas de metal passe-as por água destilada e acetona e seque-as. Prepare a ponte salina enchendo o tubo em U com a solução de nitrato de potássio, tapando as extremidades com algodão e evitando a formação de bolhas de ar no seu interior. Registre sempre a temperatura das soluções.

Construa cinco células indicadas fazendo variar a concentração da solução onde é mergulhado o eletrodo de Cu. Registre as diferenças de potencial entre os eletrodos.



Construa cinco células indicadas fazendo variar a concentração da solução onde é mergulhado o eletrodo de Zn. Registre as diferenças de potencial entre os eletrodos.



Observação:

A solução 0,5 mol L<sup>-1</sup> de Zn<sup>2+</sup> ou Cu<sup>2+</sup> deve ser renovada de célula para célula.

Tabela 1 – Resultados de diferença de potencial da pilha mantendo constante a concentração da solução de Zn<sup>2+</sup> (0,5 mol L<sup>-1</sup>) e variando a concentração da solução de Cu<sup>2+</sup>.

[Zn <sup>2+</sup> ] mol L <sup>-1</sup>	[Cu <sup>2+</sup> ] mol L <sup>-1</sup>	E (V)	Q	ln Q
0,500	0,005			
	0,025			
	0,050			
	0,250			
	0,500			

Tabela 2 – Resultados de diferença de potencial da pilha mantendo constante a concentração da solução de  $\text{Cu}^{2+}$  ( $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ ) e variando a concentração da solução de  $\text{Zn}^{2+}$ .

$[\text{Cu}^{2+}] \text{ mol L}^{-1}$	$[\text{Zn}^{2+}] \text{ mol L}^{-1}$	E (V)	Q	ln Q
0,500	0,005			
	0,025			
	0,050			
	0,250			
	0,500			

Questões:

- 1) Qual a direção do fluxo de elétrons no fio que liga os eletrodos de zinco e cobre? Qual a direção do fluxo de íons negativos através da ponte salina?

Represente graficamente os valores de E vs. ln Q e discuta a validade da Equação de Nernst

### Título: **Eletrólise quantitativa da água**

#### 1. Introdução

A natureza da água foi por muito tempo um enigma. Desde a Antigüidade ela era considerada uma substância elementar, até que sua natureza composta foi provada durante o século XVIII. Em 1781, o químico inglês Joseph Priestley (1733-1804) observou que, quando o 'gás inflamável'(nosso hidrogênio) ardia ao ar, podia-se observar o aparecimento de uma espécie de 'orvalho'. Seu compatriota Henry Cavendish (1731-1810) foi além e realizou o experimento em condições mais acuradas, recolhendo e medindo o tal orvalho produzido, comprovando enfim que se tratava realmente de água. Coube ao químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794) dar uma explicação teórica completamente satisfatória do fenômeno, mostrando que ele era reversível, isto é, que a água podia também ser sintetizada a partir dos gases que a formavam, por ele agora denominado hidrogênio e oxigênio. No ano de 1800 o físico italiano Alessandro Volta (1745-1827) escreveu uma carta ao presidente da Royal Society, da Inglaterra, Sir Joseph Banks (1743-1820), que logo a publicou, desencadeando enormes conseqüências. Na carta, Volta descrevia os experimentos que vinha realizando com a eletricidade e sua recente invenção, que veio a ser conhecida como pilha voltaica ou pilha elétrica (ver 'Uma descoberta eletrizante' em Ciência Hoje no 155). O dispositivo consistia simplesmente de uma pilha (daí o nome) de pequenos discos de dois metais diferentes (cobre e estanho ou melhor ainda, prata e zinco) dispostos alternadamente uns sobre os outros e separados por pedaços de papelão ou feltro embebidos em água salgada. Também se obtinha efeito análogo quando se imergiam em solução salina pares dos dois metais unidos por pedaços de metal, como mostra a figura original de Volta. Quando uma pessoa pusesse a mão no primeiro disco da pilha e a outra mão no último sentia um choque fraco mas contínuo. A intensidade elétrica aumentava com o número de pares de discos metálicos. Hoje se sabe que os dois metais devem ser escolhidos de modo a constituir um par em que um deles tende a oxidar-se (perder elétrons), comparativamente ao outro, que deve ser mais propenso a reduzir-se (ganhar elétrons). Fechando-se o circuito e havendo possibilidade de condução da eletricidade por meio da solução de água salgada, ocorre a formação de uma corrente elétrica, fonte dos choques relatados por Volta. No mesmo ano de 1800 o químico inglês William Nicholson (1753-1815) e o médico inglês Sir Anthony Carlisle

(1768-1840) construíram uma pilha feita de 17 moedas de meia-coroa de prata e igual número de peças de zinco. O circuito era fechado com fios de latão. Para obter um contato melhor, Carlisle pôs uma gota de água na placa superior e percebeu a liberação de um gás, que Nicholson supôs ser hidrogênio. No artigo que os dois publicaram no mesmo ano de 1800, lê-se que “uma torrente de pequenas bolhas saía do fio conectado à prata, e o outro fio ficou oxidado”. O gás foi identificado como hidrogênio, enquanto o oxigênio se fixou ao outro fio (oxidando-o) a uma distância de quase duas polegadas. Quando os fios de latão foram substituídos por fios de platina, o resultado foi o desprendimento de gás em ambos os fios (já que a platina não se oxida com o oxigênio). Repetindo-se o experimento com uma pilha ainda mais potente, foi possível produzir uma quantidade muito maior de gases. Deixando-se a reação ocorrer por 13 horas seguidas, os volumes consideráveis de gases recolhidos estavam nas mesmas proporções correspondentes à composição da água. Os gases foram ainda analisados para mostrar que eram de fato hidrogênio e oxigênio. Havia sido feita, em condições controlada se pela primeira vez, a reação de decomposição Pilha de Volta: o dispositivo tornou possível decompor a água em seus gases constituintes, hidrogênio e oxigênio.

## 2. Objetivos

Observar em sala de aula o fenômeno da eletrólise da água, que é um experimento normalmente utilizado para demonstrar a decomposição da molécula de água em hidrogênio e oxigênio gasosos.

## 3. Procedimentos Experimentais

Montar a aparelhagem esquematizada na Figura 1 com as seguintes precauções:

- a) A cuba ou os bequeres devem conter  $\frac{3}{4}$  de seu volume de solução de sulfato de sódio.
- b) Ao introduzir as provetas ou os tubos de ensaio recolhedores de gás na cuba, enchê-los totalmente com a solução de sulfato de sódio. Tapar a boca dos mesmos com a mão, virá-los de cabeça para baixo e introduzi-los no outro recipiente sem deixar bolhas de ar no seu interior.
- c) Os eletrodos devem entrar em contato com o líquido somente dentro das provetas ou dos tubos onde vai haver desprendimento de gás. Não pode ocorrer eletrólise fora destes recipientes.
- d) Lavar as mãos depois de introduzi-las na solução.
- e) Ligar a corrente elétrica e regular para cerca de 80 mA.



- f) Prosseguir a eletrólise por 30 a 40 minutos, considerando que os volumes dos gases desprendidos não podem ultrapassar a parte calibrada do recipiente onde estão sendo recolhidos.
- g) Desligar a corrente elétrica.
- h) Medir os volumes dos gases recolhidos nas provetas ou nos tubos coletores de gás. Para isto, levantar e/ou abaixar os tubos até que o nível do líquido no seu interior coincida com o nível do líquido na cuba ou béquer.
- i) Medir a temperatura da solução e anotar.

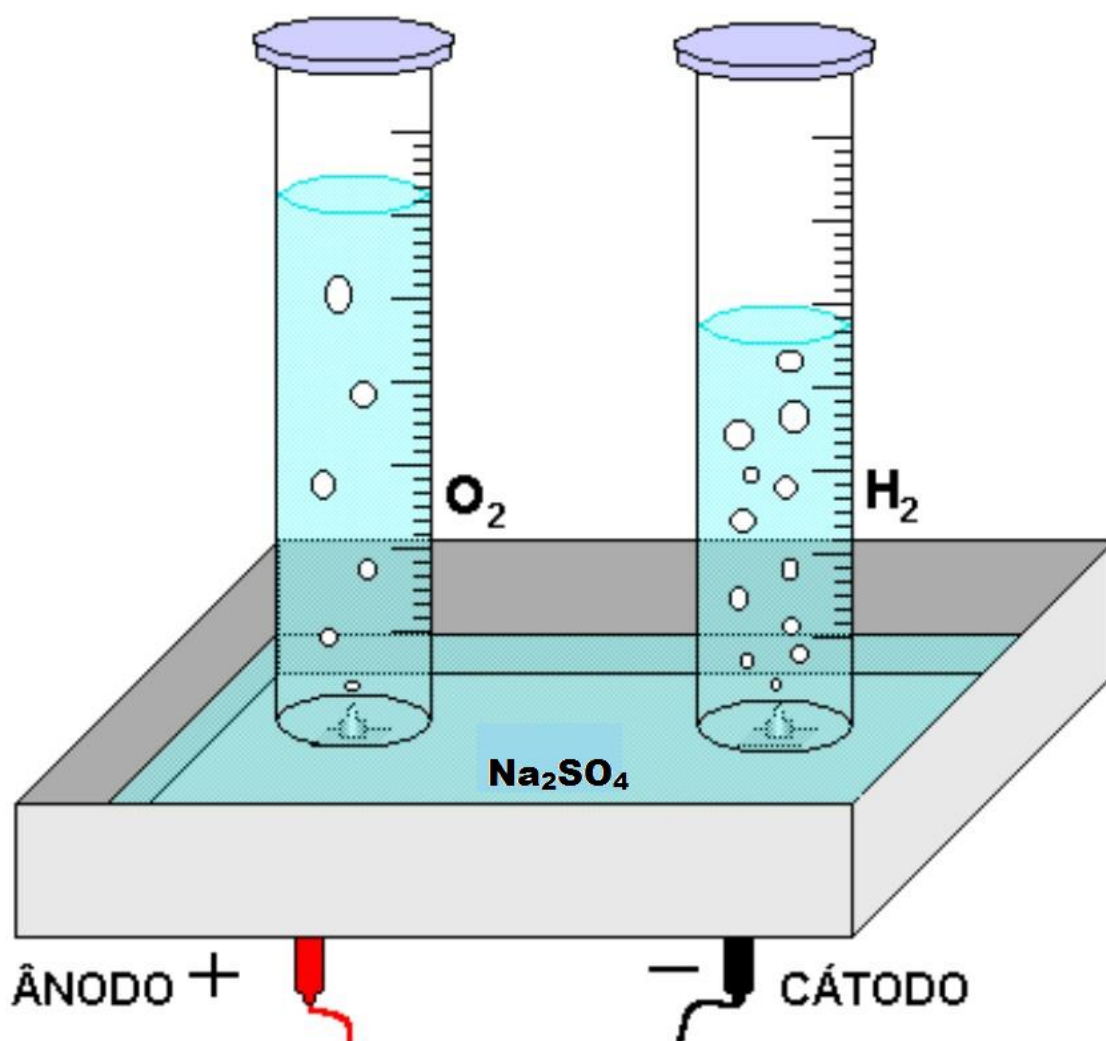


Figura 1 – Aparelhagem para eletrólise da água

# Anexo

## MODELO PARA RELATÓRIO



**UNIVERSIDADE ESTADUAL DE GOIÁS**  
**CURSO DE XXXXXXXXXXXXXXXXXXXX**  
**COMPONENTE CURRICULAR: LABORATÓRIO DE QUÍMICA I**  
**PROF. FERNANDO AFONSO**  
**(FONTE 12 NEGRITO)**

Aula nº 01 (fonte 12)

**Nome da aula** (fonte 18 negrito)

Acadêmicos:  
XXXXXX Silva  
ZZZZ Souza  
JJJJ Fonseca da Cruz  
(fonte 12)

Anápolis, dia/mês/ano (fonte 12)



## ORIENTAÇÕES

### Margens

#### a) Margens gerais

As margens devem permitir uma encadernação e uma reprodução correta: (pela NBR 14.724 DE 2001)

MARGEM	ESPECIFICAÇÃO
Esquerda	3,0 cm
Direita	2,0 cm
Superior	3,0 cm
Inferior	2,0 cm
Início do parágrafo	2,0 cm
Citação longa	04 cm (02 cm a mais da margem de início do parágrafo)

#### b) Margens da capa

MARGENS DA CAPA	ESPECIFICAÇÃO
Esquerda	3,0 cm
Direita	3,0 cm
Superior	2,0 cm
Inferior	1,5 cm

#### c) Papel e Letras

(O papel deve ser de cor branca, de boa qualidade que permita a reprodução e a leitura).

PAGINAÇÃO	ESPECIFICAÇÃO
Tamanho do papel	A4 (21,0cm x 29,7 cm) Utilizar sempre a frente das folhas, nunca o verso.
Tamanho da letra do texto	12
Tamanho da letra de citação longa	10
Tamanho da letra da nota de rodapé	10
Tipo de letra	Arial
Palavras com conotações "forçadas"	Utilize aspas
Palavra estrangeira	Utilize itálico

### Espaçamento

ESPAÇOS	ESPECIFICAÇÃO
Entre as linhas	1,5
Entre linhas de citação longa	1
Nas notas de rodapés	1
Entre o texto e ilustrações (tabela..)	3
Entre o texto e citações longas (mais de 03 linhas)	3
Do início do texto após o título.	03 (ou seja, dois espaços depois do título)
Do início do texto sem título	Somente o espaçamento da margem superior

## Normas para Referências Bibliográficas

As referências constituem-se em um conjunto de elementos que permitem a identificação dos documentos citados no texto, no todo ou em parte.

### a) Citação de livros com um autor

- a) Nome do autor;
- b) Título em itálico ou em negrito (uniformizar); se houver subtítulo, este não vem em itálico ou em negrito;
- c) Edição – se houver mais de uma;
- d) “LEA” = local onde foi editado, nome da Editora e ano da publicação.

Ex: ANTUNES, Ricardo. *Os sentidos do trabalho: ensaio sobre a afirmação e a negação do trabalho*. 4. ed. São Paulo: Boitempo Editorial, 2001.

### b) Citação de livros com mais de um autor

Ex: FERRETTI, Celso João et al. (org.) *Novas tecnologias, trabalho e educação: um debate multi disciplinar*. Petrópolis, RJ: Vozes. 1996.

### c) Citação de textos (artigos) ou capítulos de livro

- a) Nome do autor do texto;

#### **b) Título e subtítulo do texto (nesse caso, nem título nem subtítulo vêm em itálico ou negrito):**

- c) Nome do autor do livro;
- d) Nome da obra (Título em itálico ou negrito);
- e) “LEAp” = local, Editora, ano e citar também o intervalo de páginas do texto/artigo.

Ex: BRUMER, Anita. Qual a vocação produtiva da agricultura familiar? globalização, produção familiar e trabalho na agricultura. In: TEDESCO, João Carlos (org.). *Agricultura familiar: realidades e perspectivas*. 2. ed. Passo Fundo (RS): Edupf, 1999, p. 223-254.

### d) Citação de artigos em REVISTAS

- a) Nome do autor do artigo;
- b) Título do artigo (nem título nem subtítulo vêm em itálico ou negrito);
- c) Nome da Revista (em itálico ou negrito);
- d) Volume, número da revista, meses (periódico) em que foi publicada e intervalo de páginas do artigo;
- e) “LEAp” = Local, Editora, ano e o intervalo de páginas.

Ex: PESSOA, Jadir de Moraes. Movimentos sociais e educação: testando um outro conceito. in: *Estudos*. Revista da Universidade católica de Goiás, v. 27, n. 4, out./dez. Goiânia: Ed. da UCG, 2000, p. 785-800.

### e) Citação de teses e dissertações (não publicadas):

- a) Nome do autor da obra;
- b) Título da obra e subtítulo (não itálico nem negrito);
- c) Nome do Programa de Pós-Graduação onde foi produzida;
- d) “ILd” = Instituição, Local, data.

Ex: SATO, Michèle. Educação para o ambiente amazônico. Tese de doutorado apresentada ao Programa de Pós-graduação em ecologia e recursos naturais, do Centro de Ciências Biológicas e da Saúde da Universidade Federal de São Carlos – SP, 1997.

### f) Artigos de jornais:

- a) Autor (es) do artigo;

- b) b) Título do artigo;
- c) c) Título do jornal (grifado)
- d) Local de publicação (cidade);
- e) Data (dia, mês, ano);
- f) Número ou título do caderno, script, suplemento;
- g) (Páginas do artigo);
- h) Número de ordem da(s) coluna(s)
- i) i) Artigo de jornal – assinado

Ex: RAÍCES, Carlos. Política Agrícola, a eliminação de subsídios. *Gazeta Mercantil*. São Paulo, v. 69, n. 18.963, p. 19, col. 7-8, 26 out. 1998.

#### **g) Órgãos governamentais, instituições públicas e privadas.**

País (ou estado ou município) / órgão/repartição/título do documento/ local da publicação/ editora/ano.

Ex: BRASILIA, Secretaria de Educação Fundamental. *Parâmetros Curriculares Nacionais*. Brasília: MEC; SEF, 1997.

#### **h) Citações em sites via internet:**

BRANDEMBURG, Alfio. **Sociologia do ambiente rural**: principais temas e perspectivas. Porto Alegre (RS), 1992. Trabalhos apresentados no I Encontro. Disponível em: <<http://www.anppas.org.br>>. Acesso em: 10 jan. 2004.

GASQUES, José G. & CONCEIÇÃO, Júnia C. P. R. da. **A demanda de terra para a reforma agrária no Brasil**. (Texto apresentado no Seminário sobre a Reforma Agrária e Desenvolvimento Sustentável, em Fortaleza/CE). Brasília (DF), novembro de 1998. Disponível em: <<http://www.nead.org.br>>. Acesso em: 20 abr. 2004.

**OBS:** A citação retirada da internet no corpo do texto se faz da mesma maneira que se faz de outras citações. Você cita, se for frase, ela vem na íntegra e entre aspas; e se for somente a idéia do autor, não precisa ser entre aspas nem com as palavras dele. E daí você aloca uma nota de rodapé e diz, por exemplo: BRANDEMBURG, Alfio. **Sociologia do ambiente rural**: principais temas e perspectivas. [www.anppas.org.br](http://www.anppas.org.br) - acessado em 10/01/2004. E nas referências você coloca a citação completa, com autor, obra, cidade, ano.