



**UNIVERSIDADE FEDERAL DE GOIÁS**  
**INSTITUTO DE QUÍMICA**



**Apostila**  
**Química Geral Experimental**

Professor  
Prof. Me. Flávio Olímpio Sanches Neto

Técnicos de Laboratório

Julio  
Juvan  
Sara

## **Sumário**

**AULA Nº 01:** Segurança em Laboratórios Químicos, Normas e Técnicas de Segurança em Laboratório

**AULA Nº 02/03:** Equipamentos básicos de laboratório e Técnicas de Trabalho com Material Volumétrico.

**AULA Nº 04:** Densidade de Sólido e Líquidos e a Variação da Densidade em Função da Temperatura.

**AULA Nº 05:** Identificação de Metais utilizando o Teste da Chama.

**AULA Nº 06:** Solubilidade de Sólidos em Líquidos.

**AULA Nº 07:** Reações Químicas em Solução Aquosa.

**AULA Nº 08:** Preparo de solução

**AULA Nº 09:** Padronização de Soluções Aquosas.

**AULA Nº 10:** Titulação ácido-base: Determinação do teor de ácido acetilsalicílico em comprimido.

**AULA Nº 11:** Determinação da acidez no vinagre comercial

**AULA Nº 12:** Reações de transferências de elétrons

**ANEXO**

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

O trabalho em laboratório de Química tem como principais objetivos a 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, tetrahidrofurano, 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) **Tetracloroeto 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          | - ácido bórico                      |
| - gaze             | - bicarbonato de sódio em pó        |
| - algodão          | - pomada para queimaduras (FURACIN) |
| - esparadrapo      | - pomada para contusões             |
| - curativo         | - leite de magnésia                 |
| - tesoura          | - unguento de picrato de butesin    |
| - papel absorvente | - 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 desaperte 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**

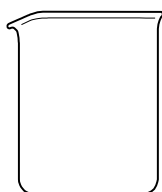
A execução de qualquer experimento na Química envolve, geralmente, a utilização de uma variedade de equipamentos de laboratório, a maioria muito simples, porém com finalidades específicas. O emprego de um dado equipamento ou material depende dos objetivos e das condições em que a experiência será realizada.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

## Material de vidro

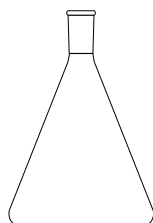
1. **Tubo de ensaio:** utilizado principalmente para efetuar reações químicas em pequena escala.
2. **Béquer:** recipiente com ou sem graduação utilizado para o preparo de soluções, aquecimento de líquido, recristalização, etc.
3. **Erlenmeyer:** frasco utilizado para aquecer líquidos ou para efetuar 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.



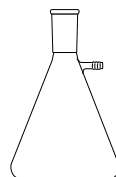
1



2



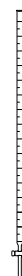
3



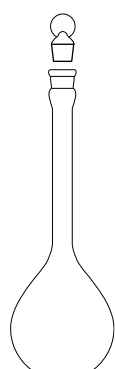
4



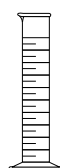
5



6



7



8



9a



9b



10

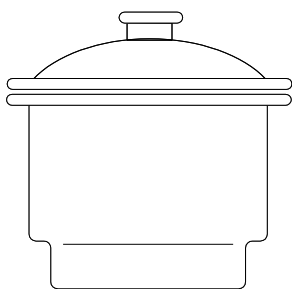


11

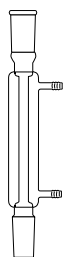
7. **Balão volumétrico:** recipiente calibrado, de precisão, destinado a conter um determinado volume de líquido, a uma dada temperatura; utilizado no preparo de soluções de concentração definidas.

8. **Proveta ou cilindro graduado:** frasco com graduação, destinado a medidas aproximadas de volume de líquidos.

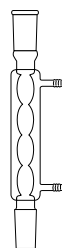
- 9. Pipeta:** equipamento calibrado para medida precisa de volume de líquidos. Existem dois tipos de pipetas: **(a)** pipeta graduada e **(b)** pipeta volumétrica. A primeira é utilizada para escoar volumes variáveis e a segunda para escoar volumes fixos de líquidos.
- 10. Bastão de vidro:** usado na 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

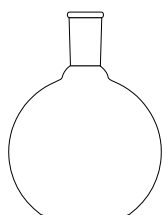


15

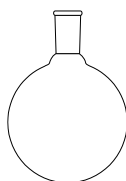
- 16. Pesa-filtro:** recipiente destinado à pesagem de sólidos.
- 17. Balão de fundo chato:** frasco destinado a armazenar líquidos.
- 18. Balão de fundo redondo:** recipiente utilizado para aquecimento de soluções em destilações e aquecimentos sob refluxo.
- 19. Termômetro:** instrumento de medidas de temperatura.
- 20. Vidro de relógio:** usado geralmente para cobrir béqueres contendo soluções e finalidades diversas.



16



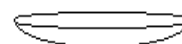
17



18



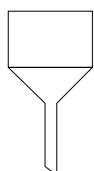
19



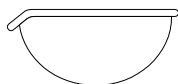
20

## 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.



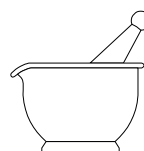
21



22



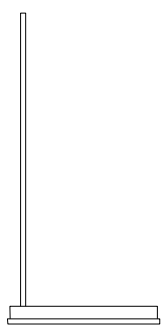
23



24

## Material metálico

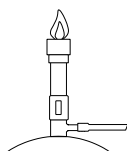
- 25. Suporte (a) e garra (b):** peças metálicas usadas para montar aparelhagens em geral.
- 26. Bico de gás (Bunsen):** fonte de calor destinada ao aquecimento de material não inflamável.
- 27. Tripé:** usado como suporte, principalmente de telas e triângulos.
- 28. Plataforma elevatória:** usado para 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.



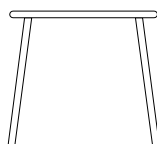
25a



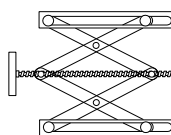
25b



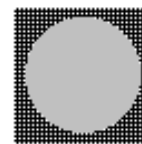
26



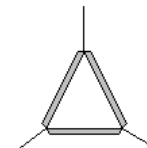
27



28



29



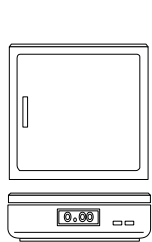
30

## Material elétrico

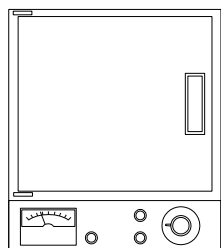
- 31. Balança:** instrumento para determinação de massa.
- 32. Estufa:** equipamento empregado na secagem de materiais, por aquecimento, em geral até 200°C.
- 33. Manta elétrica:** utilizada no aquecimento de líquidos inflamáveis, contidos em balão de fundo redondo.

**34. Chapa elétrica:** utilizada no aquecimento de líquidos inflamáveis, contidos em béqueres ou erlenmeyer.

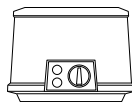
**35. Centrífuga:** instrumento que serve para acelerar a sedimentação de sólidos em suspensão em líquidos.



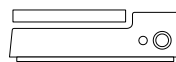
31



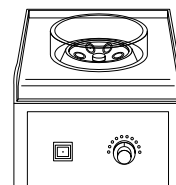
32



33



34

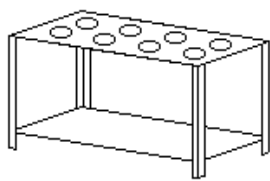


35

## 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).



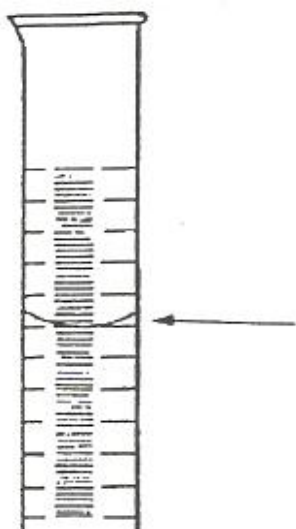


Figura 1 – Superfície côncava

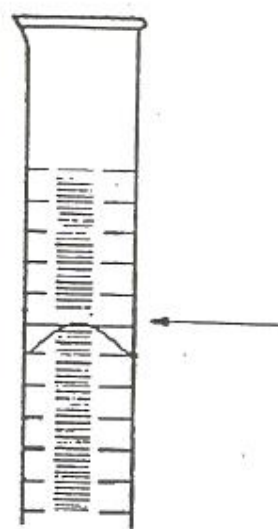


Figura 2 – Superfície convexa

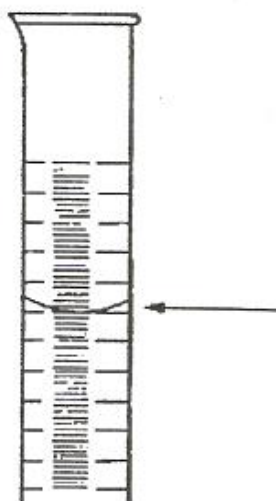


Figura 3 – Menisco inferior

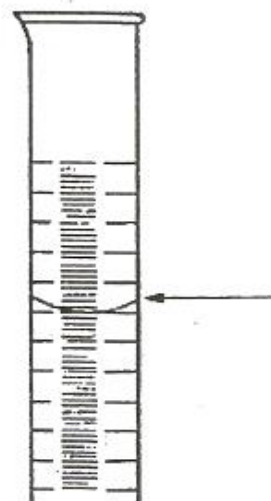


Figura 4 – Menisco superior

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**.

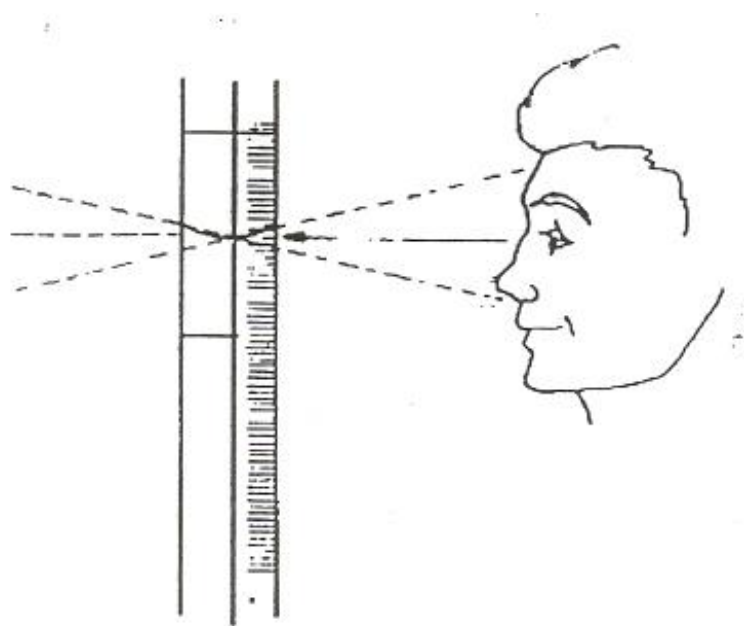


Figura 5 – Posição do observador

#### 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 béquero 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 béquero de 100 mL em baixo da bureta. Com auxílio de um béquero 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 béquero 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 béquero 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 volume. 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.

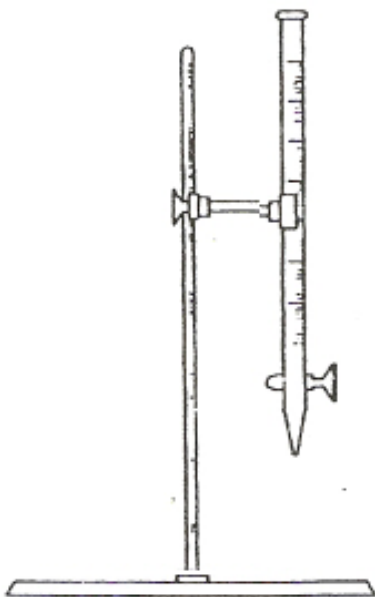


Figura 6 – Fixação da bureta

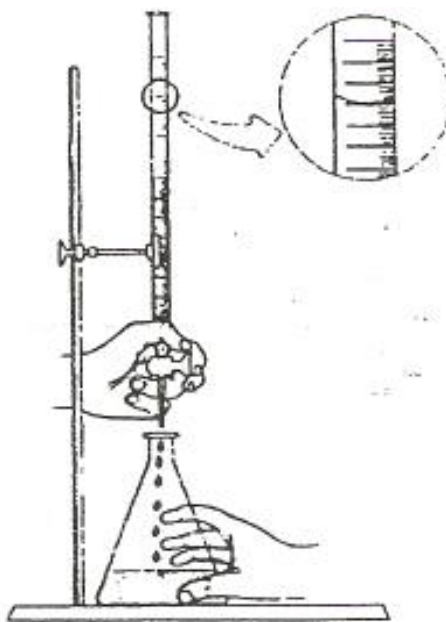


Figura 7 – Escoamento de um líquido

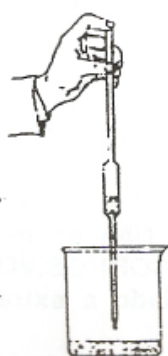


Figura 8 – Técnica de pipetagem

## Resultados

| Procedimento | Observações |
|--------------|-------------|
| 1            |             |

|           |  |
|-----------|--|
| <b>2</b>  |  |
| <b>3</b>  |  |
| <b>4</b>  |  |
| <b>5</b>  |  |
| <b>6</b>  |  |
| <b>7</b>  |  |
| <b>8</b>  |  |
| <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.

### AULA Nº 04

**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 a 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 ( $3,98^\circ\text{C}$ ), a densidade em gramas por mililitro é numericamente igual à relação entre a massa específica de uma substância a  $T^\circ\text{C}$  e a massa específica da água a  $3,98^\circ\text{C}$  e é representada frequentemente como  $\rho^T_4$

$$\rho^T_4 = \frac{m}{v} \text{ (substância a } T^\circ\text{C)}$$

m/v (água a 3,98 °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 termostatzado  
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:
  - a) anota-se o volume do picnômetro,  $V_p$
  - b) pesa-se o picnômetro vazio,  $m_p$
  - c) 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:
  - a) pesa-se o picnômetro vazio  $m_1$
  - b) pesa-se o picnômetro com água  $m_2$
  - c) 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:

- 1) 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.
- 2) Os picnômetros completamente cheios devem ser levados a um banho-maria termostaticado 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 volumes 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 termostaticado 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.

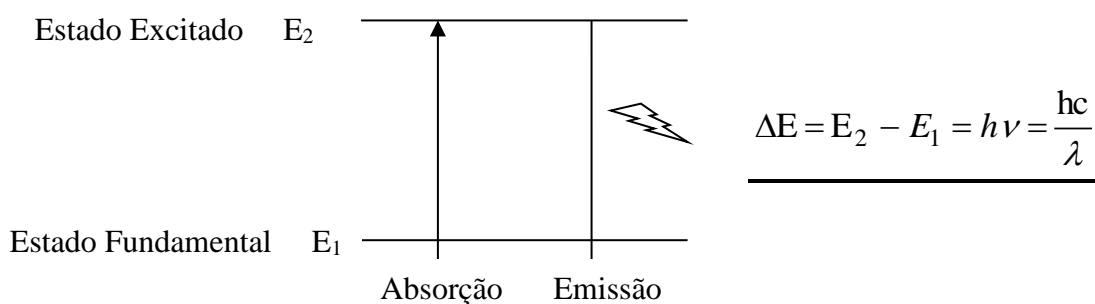


Figura 1 – Transição eletrônica.

## 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 Lê 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                                   |   |  |

**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)

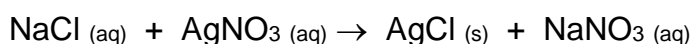
**Ácido:**  $CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$  (eletrólito fraco)

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

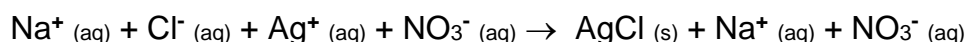
**Ácido:**  $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$  (eletrólito forte)

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

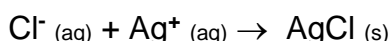
A equação química que descreve uma transformação durante uma reação é chamada de **equação molecular**. Por exemplo:



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

| Tubo | Observações |
|------|-------------|
| 01   |             |
| 02   |             |
| 03   |             |
| 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.

## 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.

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

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

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:

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

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

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

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.

$$C(\text{mol/L}) = \frac{\text{número de mols do soluto (n)}}{\text{Volume total da solução em litros}} = \frac{n}{V_{(L)}}$$

Como

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

## 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  $V_D$ . 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.

## 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.

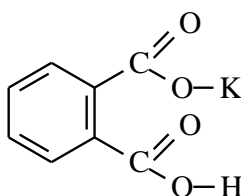
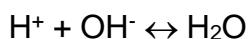
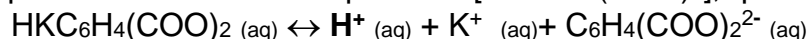
### Considerações sobre Padrão Primário

**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
- Biftalato de potássio
- Fenolftaleína 1%

## 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.

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

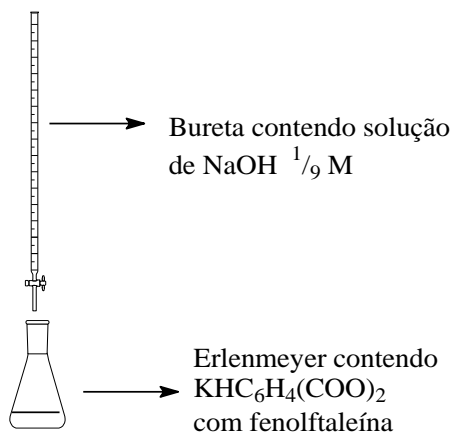


Figura 1 – Esquema da titulação da padronização da solução de NaOH 0,1 mol/L.

### 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- Por que a solução de hidróxido de sódio necessita ser padronizada?

## **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.

### 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?

## Título: **Reações de Transferências de Elétrons**

### **1. INTRODUÇÃO**

Algumas substâncias, pela própria natureza, apresentam uma tendência finita de receber ou doar elétrons. Essa força propulsora dirige um grande número de reações químicas, formando e quebrando ligações em busca de um equilíbrio onde as tendências se contrabalançam. Assim, espécies com tendências opostas como zinco metálico e os íons de cobre, reagem rapidamente formando íons de zinco e cobre metálico, mediante simples transferência de elétrons.  $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$  A mesma reação acima pode ser executada, porém com maiores proveitos, separando-se os reagentes zinco e íons de cobre em dois recipientes distintos, ligados por uma ponte salina. Nesse caso, fazendo-se uma conexão metálica (condutora) entre os dois sistemas, os elétrons fluirão espontaneamente através do condutor do zinco para os íons de cobre, como se esses estivessem reagindo naturalmente. O sistema assim projetado constitui uma pilha, que é capaz de produzir corrente elétrica através de uma reação química. O importante fato de eletricidade poder ser produzida por meio de transformações químicas permite o estoque de energia elétrica sob a forma de reagentes químicos, os quais poderão ser usados para gerar energia elétrica e outras formas de energia, quando houver necessidade. Pode-se, ainda, através da passagem de eletricidade em um sistema, provocar a ocorrência de reações no sentido inverso daquela em que se processaria espontaneamente. O processo assim executado é denominado eletrólise e encontra enormes aplicações na indústria, principalmente metalúrgica e química.

### **Objetivos**

Estudar as reações de óxido-redução, utilizando conceitos e medidas de potencial de redução. Determinar a atividade de alguns metais em reações de óxido-redução. **Assuntos**

### **envolvidos**

Reações de óxido-redução: definição, conceitos de semi-reação, balanceamento.

### **Procedimento Experimental**

1. Coloque em um tubo de ensaio um pouco de solução de sulfato de cobre e um prego previamente lixado. Observe após algum tempo e intérprete.
2. Coloque em um tubo de ensaio uma solução de nitrato de prata e um fio de cobre. Observe após algum tempo e intérprete.
3. Coloque em um tubo de ensaio uma solução de nitrato de prata e um prego previamente lixado. Observe após algum tempo e intérprete.

#### 4. Oxidação dos íons brometo e iodeto

Numere três tubos de ensaio. Coloque no primeiro 20 gotas de solução de NaBr, no segundo tubo 20 gotas de solução de KI, e no terceiro tubo 10 gotas de solução de NaBr e 10 gotas de solução de KI. Em cada tubo adicione 1 mL de clorofórmio e 10 gotas de água de cloro. Agite vigorosamente e observe.

#### 5. Oxidação do iodo

Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de iodo e 20 gotas de solução de clorato de potássio e algumas gotas de NaOH 1 mol/L. Agite vigorosamente e observe.

#### **Questão:**

Baseado nos potenciais de redução formule as equações representativas das reações. Indique em cada caso as espécies oxidantes e redutoras.

#### **Bibliografia**

Mahan, B.M.; Myers, R.J., Química: um curso universitário (ed. Edgar Blücher), 1997  
Russell, J.B., Química Geral (ed. Mac Graw-Hill), 1981.





## **Anexo**

### **MODELO PARA RELATÓRIO**

UNIVERSIDADE FEDERAL DE GOIÁS  
CURSO DE XXXXXXXXXXXXXXXXXXXX  
COMPONENTE CURRICULAR: LABORATÓRIO DE QUÍMICA I  
PROF. FLÁVIO OLÍMPIO SANCHES NETO  
(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)

Goiânia-GO  
dia/mês/ano (fonte 12)

## 1. Introdução (fonte 12 negrito)

XX  
XX(REFERÊNCIA  
“NOME DO AUTOR”, ANO). (fonte 12 para todo e o texto)

[illegible]

(1 a 2 páginas de Introdução)

## 2. Objetivo

### 3. Materials

### 3.1. Equipamentos (ordem alfabética)

### 3.2. Reagentes (ordem alfabética)

## 4. Procedimentos Experimentais

## 5. Resultados e Discussão

## 6. Conclusão

## Referências Bibliográficas

## Anexos (Questões)

## 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)<br>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.