

UNIVERSIDADE ESTADUAL DE MARINGÁ  
CENTRO DE CIÊNCIAS EXATAS – DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

**QUÍMICA EXPERIMENTAL**  
**CURSO: ENGENHARIA CIVIL**

**“Jamais considere seus estudos como uma obrigação, mas como uma oportunidade invejável para aprender a conhecer a influência libertadora da beleza do reino do espírito, para o seu próprio prazer e para proveito da comunidade à qual seu futuro trabalho pertencer”.**

**Albert Einstein**

MARINGÁ – PR  
2011

EC

**Componentes curriculares: Laboratório de Química Geral e Inorgânica Aplicada à Engenharia Civil**

**Carga-horária: Parte Experimental: 17 h**

**Critério de avaliação:** 2 avaliações (peso 1), sendo cada uma constituída de  
80% prova escrita + 20% relatórios

GC.

## SUMÁRIO

	P.
Materiais de laboratório .....	01
Apresentação do laboratório. Normas de segurança no laboratório. Normas de apresentação do relatório .....	04
Prática 01: Instrumentos de Laboratório .....	07
1.1. Determinação de massa.....	09
1.2. Leitura em instrumentos de medida.....	09
1.3. Comparação da sensibilidade de instrumentos de mesma capacidade.....	09
1.4. Manuseio do bico de Bunsen.....	09
1.5. Uso da pipeta.....	09
1.6. Calibração de instrumentos de medida: Calibração de bureta.....	09
1.4. Erros e medidas – Algarismos significativos (teoria).....	11
Prática 02: Reações químicas: dupla troca e complexação.....	14
2.1. Reações de dupla troca.....	14
2.2. Reações de complexação.....	15
Prática 03: Preparação de soluções ácida e alcalina .....	16
3.1. Preparação de solução de ácido clorídrico (HCl) .....	16
3.2. Preparação da solução de hidróxido de sódio (NaOH).....	17
3.3. Preparação de açodo oxálico (H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ).....	17
Prática 04: Padronização de soluções ácida e alcalina .....	18
4.1. Padronização de solução de ácido clorídrico (HCl).....	19
4.2. Padronização da solução de hidróxido de sódio (NaOH).....	20
4.3. Determinação da densidade e acidez total do vinagre.....	21
Prática 05: Determinação da concentração de íons H <sup>+</sup> com indicadores.....	22
5.1. Preparação de soluções padrão ácida e básica.....	23
5.2. Determinação da concentração de íons hidrogênio, em uma solução.....	23
5.3. Determinação Potenciométrica de pH (teoria).....	23
Prática 06: Determinação da dureza de águas.....	24
Prática 07: Corrosão metálica.....	27

## CURSO: ENGENHARIA CIVIL

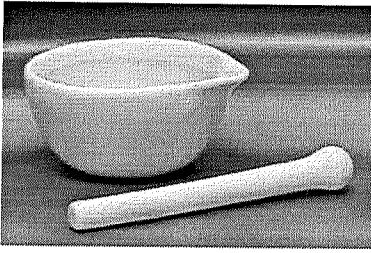
**TURMA:** \_\_\_\_\_

**PROFESSOR:** \_\_\_\_\_

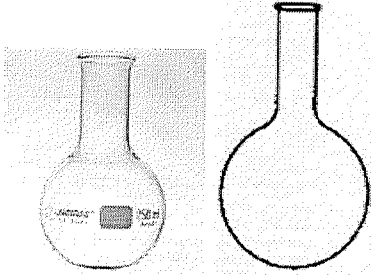
	Data
Materiais de laboratório .	
Apresentação do laboratório. Normas de segurança no laboratório. Normas de apresentação do relatório .	
Prática 01: Instrumentos de Laboratório . 1.1. Determinação de massa. 1.2. Leitura em instrumentos de medida. 1.3. Comparação da sensibilidade de instrumentos de mesma capacidade. 1.4. Manuseio do bico de Bunsen. 1.5. Uso da pipeta. 1.6. Calibração de instrumentos de medida: Calibração de bureta. 1.4. Erros e medidas – Algarismos significativos (teoria)	
Prática 02: Reações químicas: dupla troca e complexação. 2. Reações químicas: dupla troca e complexação. 2.1. Reações de dupla troca. 2.2. Reações de complexação.	
Prática 03: Preparação de soluções ácida e alcalina . 3.1. Preparação de solução de ácido clorídrico (HCl) . 3.2. Preparação da solução de hidróxido de sódio (NaOH). 3.3. Preparação de açodo oxálico ( $H_2C_2O_4$ ).	
Prática 04: Padronização de soluções ácida e alcalina . 4.1. Padronização de solução de ácido clorídrico (HCl). 4.2. Padronização da solução de hidróxido de sódio (NaOH). 4.3. Determinação da densidade e acidez total do vinagre.	
Prática 05: Determinação da concentração de íons $H^+$ com indicadores. 5.1. Preparação de soluções padrão ácida e básica. 5.2. Determinação da concentração de íons hidrogênio, em uma solução. 5.3. Determinação Potenciométrica de pH (teoria).	
Prática 06: Determinação da dureza de águas.	
Prática 07: Corrosão metálica.	

## MATERIAIS DE LABORATÓRIO

6c

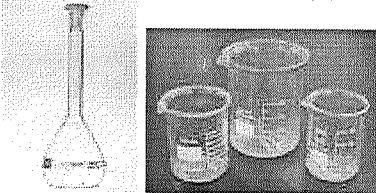


(1)



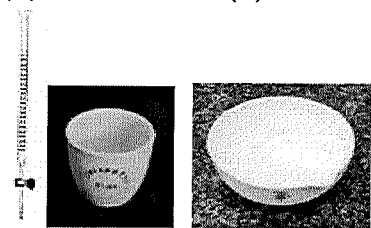
(2)

(3)



(4)

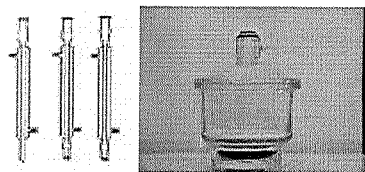
(5)



(6)

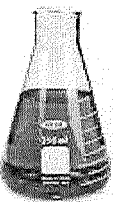
(7)

(8)

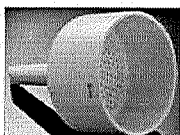


(9)

(10)



(11)



(12)



(13)



(14)

1) ALMOFARIZ COM PISTILO: usado na trituração e pulverização de sólidos em pequena escala.

2) BALÃO DE FUNDO CHATO: utilizado como recipiente para conter líquidos ou soluções, ou mesmo, fazer reações com desprendimento de gases. Pode ser aquecido sobre o tripé com tela de amianto.

3) BALÃO DE FUNDO REDONDO: utilizado principalmente em sistemas de refluxo e evaporação a vácuo, acoplado a um rotaevaporador.

4) BALÃO VOLUMÉTRICO: possui volume definido e é utilizado para o preparo de soluções com precisão em laboratório

5) BÉQUER: é de uso geral em laboratório. Serve para fazer reações entre soluções, dissolver substâncias sólidas, efetuar reações de precipitação e aquecer líquido. Pode ser aquecido sobre a tela de amianto.

6) BURETA COM TORNEIRA DE VIDRO OU TEFLON: aparelho utilizado em análises volumétricas não tão precisas. Apresenta tubo de parede uniforme para assegurar a tolerância estipulada com exatidão e gravação permanente em linhas bem delineadas a fim de facilitar a leitura de volume escoado.

7) CADINHO: peça geralmente de porcelana cuja utilidade é aquecer substâncias a seco, podendo fundi-las, suporta grande intensidade de calor (acima de  $500^{\circ}\text{C}$ ), por isto pode ser levado diretamente ao bico de Bunsen. Pode ser feito de ferro, chumbo, platina e porcelana.

8) CÁPSULA DE PORCELANA: peça de porcelana usada para evaporar líquidos das soluções e na secagem de substâncias. Podem ser utilizadas em estufas desde que se respeite o limite de no máx.  $500^{\circ}\text{C}$ .

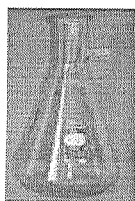
9) CONDENSADOR: utilizado na destilação, tem como finalidade condensar vapores gerados pelo aquecimento de líquidos. Os mais comuns são os de Liebig, como o da figura ao lado, mas há também o de bolas e serpentina.

10) DESSECADOR: usado para guardar substâncias em atmosfera com baixo índice de umidade.

11) ERLLENMEYER: utilizado em titulações, aquecimento de líquidos e para dissolver substâncias e proceder reações entre soluções. Seu diferencial em relação ao béquer é que este permite agitação manual, devido ao seu afunilamento, sem que haja risco de perda do material agitado.

12) FUNIL DE BUCHNER: utilizado em filtrações a vácuo. Pode ser usado com a função de filtro em conjunto com o Kitassato.

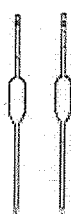
13) FUNIL DE SEPARAÇÃO: utilizado na separação de líquidos não miscíveis e na extração líquido/líquido.



(15)



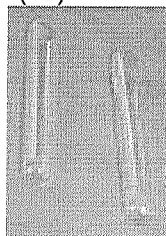
(16)



(17)



(18)



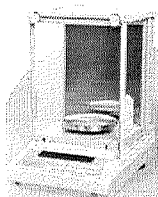
(19)



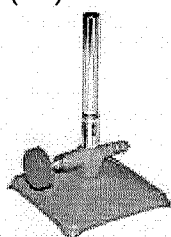
(20)



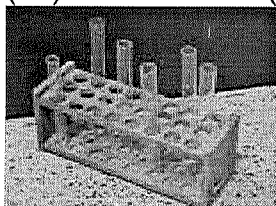
(21)



(22)



(23)



(24)



(25)



(26)



(28)



(27)

14) FUNIL DE HASTE LONGA: usado na filtração e para retenção de partículas sólidas. Não deve ser aquecido.

15) KITASSATO: Utilizado em conjunto com o funil de Büchner em filtrações a vácuo.

16) PIPETA GRADUADA: utilizada para medir pequenos volumes. Mede volumes variáveis. Não pode ser aquecida e não apresenta precisão na medida.

17) PIPETA VOLUMÉTRICA: usada para medir e transferir volume de líquidos, não podendo ser aquecida, pois possui grande precisão de medida. Mede um único volume, o que caracteriza sua precisão.

18) PROVETA OU CILINDRO GRADUADO: serve para medir e transferir volumes variáveis de líquidos em grandes quantidades se necessário. Pode ser encontrada em volumes de 25 até 1000 mL. Não pode ser aquecida.

19) TUBO DE ENSAIO: empregado para fazer reações em pequena escala, principalmente em testes de reação em geral. Pode ser aquecido com movimentos circulares e com cuidado diretamente sob a chama do bico de Bunsen.

20) VIDRO DE RELÓGIO: peça de vidro de forma côncava, é usada em análises e evaporações em pequena escala, além de auxiliar na pesagem de substâncias não voláteis e não higroscópicas. Não pode ser aquecida diretamente.

21) ANEL OU ARGOLA: usado como suporte do funil na filtração.

22) BALANÇA DIGITAL: usada para a medida de massa de sólidos e líquidos não voláteis com precisão de até quatro casa decimais.

23) BICO DE BUNSEN: é a fonte de aquecimento mais utilizada em laboratório. Mas contemporaneamente tem sido substituído pelas mantas e chapas de aquecimento. Deve-se evitar seu uso quando utilizamos substâncias inflamáveis dentro do recipiente que se quer aquecer.

24) ESTANTE PARA TUBO DE ENSAIO: é usada para suporte dos tubos de ensaio.

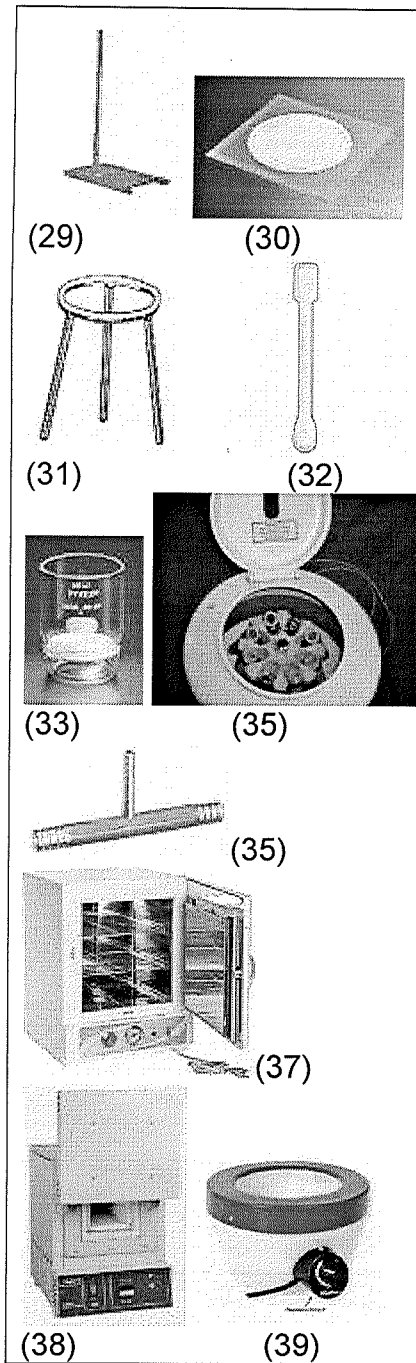
25) GARRA DE CONDENSADOR: usada para prender o condensador à haste do suporte ou outras peças como balões, erlenmeyers etc.

26) PINÇA DE MADEIRA: usada para prender o tubo de ensaio durante o aquecimento.

27) PINÇA METÁLICA (TENAZ): usada para manipular objetos aquecidos.

28) PISSETA OU FRASCO LAVADOR: usada para lavagens de materiais ou recipientes através de jatos de água, álcool ou outros solventes.

29) SUPORTE UNIVERSAL: utilizado em operações como



filtração, suporte para condensador, bureta, sistemas de destilação etc. Serve também para sustentar peças em geral.

30) TELA DE AMIANTO: suporte para as peças a serem aquecidas. A função do amianto é distribuir uniformemente o calor recebido pelo bico de Bunsen. Atualmente está sendo proibida sua comercialização, por ser o amianto cancerígeno.

31) TRIPÉ: sustentáculo para efetuar aquecimentos de soluções em vidrarias diversas de laboratório. É utilizado em conjunto com a tela de amianto.

32) ESPÁTULAS E COLHERES: utilizadas para transferência de sólidos, são encontradas em aço inox, porcelana, níquel, e osso.

33) CADINHO DE GOOCH: é utilizado em filtrações à vácuo de soluções de ácidos, soda cáustica, etc. e em gravimetria.

35) CENTRÍFUGA: serve para acelerar o processo de decantação.

36) TROMPA DE VÁCUO: dispositivos de vidro ou metal que se adaptam à torneira de água, cujo fluxo arrasta o ar produzindo "vácuo" no interior do recipiente ao qual estão ligados. Elas possuem um único sentido de passagem de água, por isso deve-se cuidar para a indicação no aparelho da posição que ficará para baixo (seta indicativa). Atualmente, estão sendo substituídas pelas bombas de vácuo que são muito mais eficazes.

37) ESTUFA: com controle de temperatura através de termostato é utilizada para secagem de material; costuma alcançar até 300°C.

38) MUFLA: produz altas temperaturas. É utilizada, em geral, para calcinação, alcançando até 1200°C.

39) MANTA DE AQUECIMENTO: serve para aquecimento em temperatura controlada. É utilizada, necessariamente, quando há presença de produtos inflamáveis dentro das vidrarias a aquecer.

## Conhecendo o laboratório. Normas de segurança no laboratório. Normas de apresentação do relatório

### Normas de segurança no laboratório

- 01- O laboratório é um lugar de trabalho sério. Trabalhe com atenção, método e calma.
- 02- Prepare-se para realizar cada experiência, lendo antes os conceitos referentes ao experimento e a seguir, leia o roteiro da experiência.
- 03- Respeite rigorosamente as precauções recomendadas.
- 04- Consulte seu professor cada vez que notar algo anormal ou imprevisto.
- 05- Use um avental apropriado.
- 06- Não fume, não beba e não coma no laboratório.
- 07- Faça apenas as experiências indicadas pelo professor. Experiências não autorizadas são proibidas.
- 08- Se algum ácido ou qualquer outro produto químico for derramado, limpe o local imediatamente com bastante água.
- 09- Não tocar os produtos químicos com as mãos, a menos que seu professor lhe diga que pode fazê-lo.
- 10- Nunca prove uma droga ou solução.
- 11- Para sentir o odor de uma substância, não coloque seu rosto diretamente sobre o recipiente. Em vez disso, com sua mão, traga um pouco do vapor até o seu nariz.
- 12- Não deixe vidro quente em lugar em que possam pegá-lo inadvertidamente. Deixe qualquer peça de vidro quente esfriar durante bastante tempo. Lembre-se que vidro quente tem a mesma aparência do vidro frio.
- 13- Só deixar o bico de Bunsen aceso quando estiver sendo utilizado.
- 14- Tenha cuidado com reagentes inflamáveis, não os manipule na presença de fogo.
- 15- Quando terminar o seu trabalho, feche com cuidado as torneiras de gás, evitando vazamento.
- 16- Não trabalhe com material imperfeito.
- 17- Observe com atenção as técnicas de aquecimento de líquidos.
- 18- Utilizar sempre que necessário, materiais, que possam garantir maior segurança no trabalho, tais como: pinças, luvas, óculos etc.
- 19- Comunique ao seu professor qualquer acidente, por menor que seja.
- 20- Jogue todos os sólidos e pedaços de papel usados num frasco ou cesto para isto destinado. Nunca jogue nas pias ou tanques, fósforo, papel de filtro ou qualquer sólido ainda que ligeiramente solúvel.
- 21- Leia com atenção o rótulo de qualquer frasco de reagente antes de usá-lo. Leia duas vezes para ter a certeza de que pegou o frasco certo. Segure o frasco pelo lado que contém o rótulo para evitar que o reagente escorra sobre este.
- 22- Nunca torne a colocar no frasco uma substância não usada. Não coloque objeto algum nos frascos reagentes, exceto os materiais destinados para este fim.
- 23- Conserve limpo seu equipamento e sua mesa. Evite derramar líquidos, mas, se o fizer, limpe imediatamente o local.
- 24- Ao término do período da aula, recolha o material utilizado e deixe-o na ordem em que o encontrou no início da aula, limpe as bancadas e lave as vidrarias usadas.
- 25- Cabelos longos devem ser atados ou amarados. Não usar lenços atados no pescoço ou qualquer peça de vestuário solta.
- 26- Lavar as mãos sempre que necessário. Ao final das atividades de laboratório recomenda-se lavar as mãos, braços e faces (partes expostas do corpo).



## . Normas para apresentação de um relatório

- ✓ Primeira página / capa
- ✓ Introdução: teoria (incluir **objetivos**)
- ✓ Propriedades tóxicas dos compostos usados
- ✓ Materiais e métodos / Procedimento experimental
- ✓ Resultados e discussão
- ✓ Conclusão
- ✓ Referências Bibliográficas.

EC

Lembre-se que o relatório deve ser escrito de tal forma que qualquer um seja capaz de, ao reproduzir a prática, entender seus fundamentos e interpretar seus resultados. **Usar redação própria.** Cópias de parágrafos de livros não são bem-vindas.

**Informações de capa:** Os trabalhos devem conter, **obrigatoriamente**, página de capa contendo os nomes: da universidade, centro, departamento, curso, disciplina, número da turma, título da prática, nomes dos membros da equipe (**nome e sobrenome**), RA, nome do professor, local e ano.

**Introdução:** Compreende os fundamentos teóricos da prática, encontrados **na literatura**. Redigir na forma de texto corrido, sem separação em itens. Destacar os pontos necessários para o correto entendimento e interpretação dos resultados obtidos. Conciso. Incluir os **objetivos**

**Procedimento** (Materiais e métodos): Roteiro das **atividades REAIS executadas**, com o verbo no passado e na forma impessoal, de modo que, baseada nesses relatos, qualquer pessoa possa repeti-lo. Quando necessário apresentar esquemas dos arranjos experimentais. Além disso, cada equipamento utilizado deverá ser claramente especificado. Não inclua os resultados obtidos experimentalmente ou cálculos realizados.

**Resultados:** Apresentar os resultados em **textos, tabelas e gráficos** de forma clara e concisa. Respeitar a seqüência de dados obtidos e dos cálculos efetuados. Quando for o caso de cálculos repetitivos, colocar apenas um exemplo de cada.

Tabelas e gráficos, sempre numerados, **devem** conter legendas auto-explicativas. Pelas normas, legendas de tabelas devem vir no topo das mesmas, enquanto que legendas de gráficos e outras figuras devem vir na parte inferior destes.

**Discussão** (pode ser junto com os resultados): Parte essencial do relatório. Comparar os seus resultados com os valores reais ou os da literatura de maneira crítica. Apontar e discutir as fontes de erros inerentes a prática, tanto nas partes teóricas quanto nas experimentais. Discutir desvios (precisão) e os erros (exatidão), principalmente os erros sistemáticos.

**Conclusão:** Apresentar a conclusão (ou conclusões) da prática (lembre-se dos objetivos do experimento).

**Referências Bibliográficas:** Devem conter todo o material bibliográfico consultado. É importante haver coerência na formatação. Segue abaixo exemplos de citação de: artigo de revista; de livro e de endereços eletrônicos na rede internet:

EC

### **Estruturas básicas:**

- 1- Sobrenome, iniciais dos nomes; *nome da revista*; volume; página, ano. N° de páginas ou páginas consultadas.
- 2- Autor(es) ou editor(es); nome do livro por extenso; edição; editora; cidade; ano.
- 3- Site e a data de consulta.

### **Exemplos:**

1. SILVA, J. R. M.; RAMOS, P. Q. e MEDEIROS, J.C. **J. Chem Educ.**; **34**, 152. 1967.
2. Lide, D. R. (editor); **Handbook of Chemistry and Physics**; 73ª edição; Boca Raton: CRC, 1992.
3. [www.visudyne.com](http://www.visudyne.com), consultado em 01/09/2008.

Obs: Neste item jamais use: "e colaboradores" ou "et al." .

### **Consulta de propriedades químicas e físicas:**

Hand Book. Weast, R.C. (editor). **CRC Handbook of Chemistry and Physics**. 58<sup>th</sup> edition, USA: CRC Press, 1977.

### **Consulta de propriedades e periculosidade:**

Merck Index. Budavari, S. (editor). **The Merck Index**. 11<sup>th</sup> edition, USA: Merck & Co, 1989.

### **Preparo de soluções / reagentes / técnicas:**

MORITA, T. e ASSUMPÇÃO, R.M.V. **Manual de Soluções, Reagentes & Solventes**, Brasil: Editora Edgard Blücher Ltda, 1972.

### **Bibliografia Básica:**

LENZI, E.; FAVERO, L.O.B.; TANAKA, A.S.; VIANA FILHO, E. A.; SILVA, M. B. **Química Geral Experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos Editora, 2004. 390 p.

### **Conhecendo o laboratório**

- a- **Laboratório**: saída de emergência; tomadas elétricas; registro de gás; pontos de água (torneiras; bancadas etc).
- b- **Capela**: janelas protetoras de vidro, exaustor etc.
- c- **Extintor**: ver onde se encontra; como funciona; para qual tipo de chama?
- d- **Chuveiro de segurança**: ver onde se encontra e como funciona.

## Prática 1: Instrumentos de Laboratório

EC

### 1.1. Introdução

Para executar uma determinada experiência em Química uma variedade de instrumentos simples, mas, com finalidades específicas, são utilizados. O uso depende dos objetivos e das condições em que a experiência será realizada. Nas atividades experimentais desta unidade serão apresentados alguns instrumentos de laboratório com a finalidade de aprender a utilizá-los corretamente, bem como, fazer a correta notação da leitura fornecida pelos instrumentos. Quando há necessidade de dados exatos, de volume e de temperatura os instrumentos deverão ser calibrados.

Qualquer medida está sujeita a erros. Os erros sistemáticos podem originar-se de:

- Erros de instrumentos
- Erros de método
- Erros pessoais

Uma das principais fontes de erros sistemáticos é a calibração de instrumentos. É necessário conferir se o instrumento em uso está corretamente calibrado ou aferido.

Esta atividade é peculiar de cada tipo de instrumento. Na química os instrumentos mais necessitados de aferição são as balanças, os termômetros e os instrumentos volumétricos, pipetas, buretas, provetas, e balões volumétricos.

### Queimadores à gás

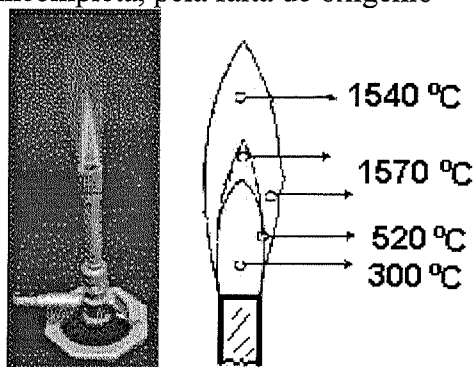
*Bico de Bunsen* - uma grande parte dos aquecimentos feitos em laboratório são efetuados utilizando-se queimadores de gases combustíveis, sendo o mais comumente usado o bico de Bunsen (Figura 1.1.a). O gás combustível é geralmente o GLP (gás liquefeito de petróleo). O comburente, via de regra, é o  $O_2$  do ar atmosférico.

*Regiões da chama* - uma chama apresenta diversas partes chamadas **zonas da chama**. A Figura 3.1.a e b mostra as estas zonas.

*Zona oxidante* - a chama apresenta uma coloração azul violeta, quase invisível onde os gases são expostos ao ar e sofrem combustão completa.

*Zona interna* - é a região contendo os gases que ainda não sofreram combustão, formando a *mistura comburente*.

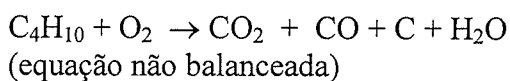
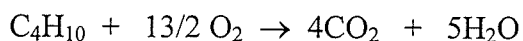
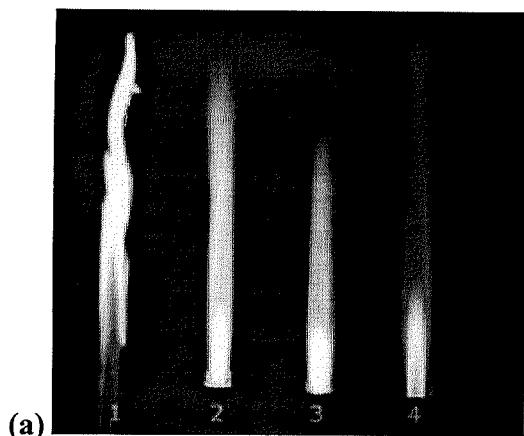
*Zona redutora* - é a parte luminosa da chama (amarela) caracterizada por combustão incompleta, pela falta de oxigênio



(a)

(b)

Dependendo do teor de oxigênio disponível a chama pode apresentar vários níveis de oxidação, como pode ser verificado na Figura 1.2.a, onde são demonstrados vários tipos de chama. A chama amarela (Figura 1.2.a, chama 1 e 2) apresenta pequenas partículas de carbono que, incandescentes dão luminosidade à chama.



(b)

E C

Figura 1.2. (a) Tipos de chama devido ao teor de oxigênio, (b) reações entre o oxigênio e o gás butano.

### Instrumentos volumétricos

O conhecimento de instrumentos de medição de volumes de líquidos é essencial para o Químico, bem como o correto uso e finalidade específica de cada um deles. Os materiais considerados volumétricos, pipetas (volumétrica e graduada), buretas, balões volumétricos e provetas, NÃO devem ser colocados em estufa, nem usados para aquecer líquidos ou lavados com materiais abrasivos.

Para se fazer a leitura do volume nos instrumentos volumétricos, devemos considerar a posição do menisco, Figura 1.3 (a), e a posição dos olhos para evitar erro de paralaxe, Figura 1.3 (b). As Figuras 1.3 (c) e (d) demonstram como a pipeta deve ser manuseadas.

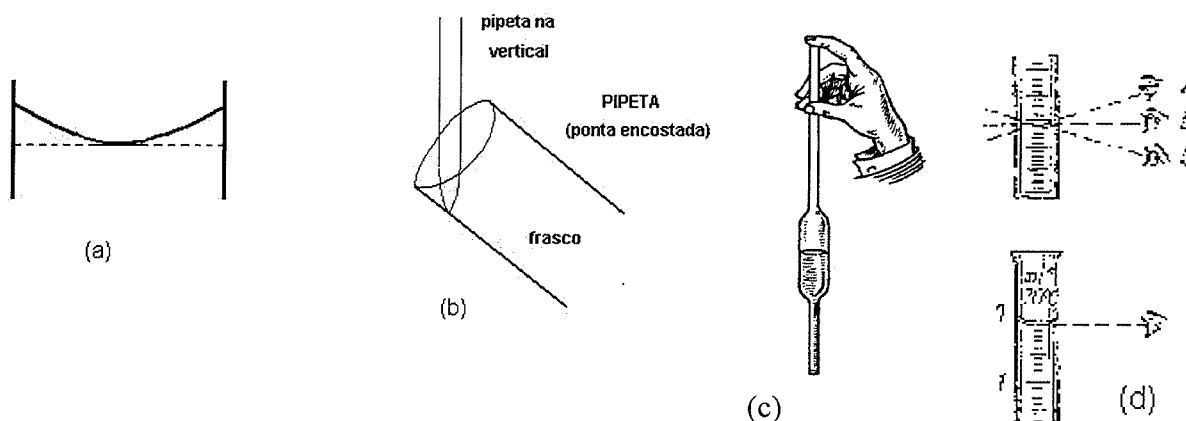


Figura 1.3. (a) Posição do menisco tangenciando a marca de aferição; (b) posição correta do frasco com a ponta da pipeta tocando a parede durante a transferência do líquido; (c) posição da pipeta (na vertical) para transferir o líquido e (d) posição dos olhos para fazer a leitura do volume e evitar o erro de paralaxe.

### 1.2. Objetivos

- Determinar e efetuar corretamente a leitura em instrumentos de medida de massa, de volume, de temperatura e de pressão.
- Utilizar adequadamente o bico de Bunsen.
- Utilizar adequadamente pipetas.
- Efetuar operações com algarismos significativos.
- Comparar a sensibilidade de diferentes instrumentos de mesma capacidade.

### 1.3. Procedimento

### **Experimento 01. Determinação de massa**

EC

- a- Determinar na balança semi-analítica a massa de um béquer ou de outro objeto disponível.

### **Experimento 02. Leitura em instrumentos de medida**

- a- Adicionar, com um pissete, cerca de 7 mL de água em uma proveta de 10,00 mL e efetuar a leitura, anotando corretamente o resultado.
- b- Adicionar, com um pissete, aproximadamente 85 mL de água em uma proveta de 100,00 mL e efetuar a leitura, anotando corretamente o resultado.
- c- Adicionar cerca de 50 mL de água em um béquer de 100,0 mL e efetuar a leitura da temperatura e anotar o resultado corretamente. O bulbo do termômetro não deve tocar as paredes do béquer.

### **Experimento 03. Comparação da sensibilidade de instrumentos de mesma capacidade**

- a- Adicionar água, com auxílio de um pissete, em um balão volumétrico de 100,0 mL até a marca de aferição.
- b- Repetir o procedimento com uma proveta de 100,0 mL.
- c- Acrescentar, com auxílio de um conta-gotas, 3 gotas a mais de água destilada no balão volumétrico e 3 gotas a mais na proveta.
- d- Observar o deslocamento do menisco.

### **Experimento 04. Manuseio do bico de Bunsen**

- a- Manter a janela de entrada de ar e o regulador de gás fechado e abrir a torneira do gás.
- b- Abrir lentamente o regulador de gás e acender o bico de Bunsen. Observar a combustão incompleta (chama amarela).
- c- Abrir a janela de entrada de ar e observar a modificação sofrida pela chama. Observar as regiões da chama.
- d- Colocar a ponta de um palito de fósforo na zona oxidante e observar sua rápida inflamação.
- e- Fechar a torneira de gás e o regulador de gás.

### **Experimento 05. Uso da pipeta**

- a- Transferir para um béquer de 50,0 mL cerca de 30 mL de água.
- b- Colocar a ponta da pipeta graduada de 5,00 mL no interior do líquido e fazer sucção com o pipetador. A ponta da pipeta deve ficar abaixo da superfície do líquido.
- c- A sucção deve ser feita até o líquido ultrapassar o traço de referência da pipeta e limpar as paredes exteriores com papel absorvente.
- d- Deixar escoar o líquido lentamente até o traço de referência.
- e- Transferir o volume total da pipeta para um béquer de 50 mL mantendo a mesma na posição vertical. A ponta da pipeta deverá estar encostada na parede do béquer.
- f- Repetir o procedimento **b** e **c**, e com a pipeta adicionar dez gotas do líquido no béquer.
- g- Repetir os procedimentos **b** a **f** por mais uma vez.

### **Experimento 06. Calibração de instrumentos de medida: Calibração de bureta**

- a- Determinar a massa de um béquer de 50,0 mL limpo e seco.
- b- Encher uma bureta com água destilada. Abrir a torneira da bureta para encher a parte abaixo da mesma.

EC

- c- Verificar se não há vazamentos e presença de bolhas. Eliminar as bolhas.
- d- Fixar a bureta em um suporte universal com a graduação voltada para o operador, Figura 2.2 (a).
- e- Completar o volume até que o menisco tangencie a marca.
- f- Abrir a torneira com a mão esquerda e transferir 5,00 mL da água para o béquer, observar a Figura 2.2 (b). Anotar o volume corretamente (2 casas depois da virgula).
- g- Pesar o béquer com a água. Anotar a massa.
- h- Sem eliminar a água do béquer transferir mais 5,00 mL. Anotar o volume transferido e pesar. Anotar a massa.
- i- Repetir o procedimento até transferir toda a água da bureta.

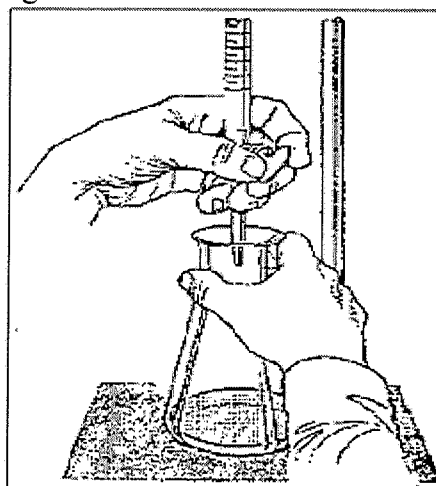
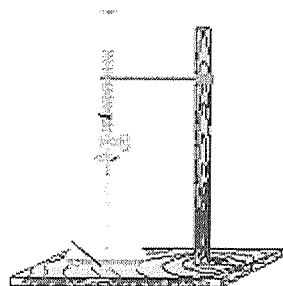


Figura 1.4. (a) Montagem do sistema para calibração da bureta  
(b) Posição das mãos durante uso da bureta

Tabela 1.1 - Densidade Absoluta da água em função da temperatura em função da temperatura.

°C	0.0	0.1	0.2	0.3	0.4	0.5	0.6	0.7	0.8	0.9
10	0,999700	691	682	673	664	654	645	635	624	615
11	605	595	585	574	564	533	542	531	520	509
12	498	486	475	463	451	439	427	415	402	390
13	377	364	352	339	326	312	299	285	272	258
14	244	230	216	202	188	173	159	144	120	114
15	099	084	069	054	038	023	007	991	975	959
16	0,998943	926	910	893	877	860	843	826	809	792
17	774	757	739	722	704	686	668	650	632	613
18	595	576	558	539	520	501	482	463	444	424
19	405	385	365	345	325	305	285	265	244	224
20	203	183	162	141	120	099	078	056	035	013
21	0,997992	970	948	926	904	882	860	837	815	792
22	770	747	724	701	678	655	632	608	585	561
23	538	514	490	466	442	418	394	369	345	320
24	296	271	246	221	196	171	146	120	095	069
25	044	018	992	967	941	914	888	862	836	809
26	0,996793	756	729	703	676	649	621	594	567	540
27	512	485	457	429	401	373	345	311	289	261
28	232	204	175	147	118	089	060	031	002	973
29	0,995944	914	885	855	826	796	766	736	706	676
30	646	616	586	555	525	494	464	433	402	371

## 1.4. Método Científico: Erros e tratamento de dados experimentais

EC

### 1.4.1. Introdução

Medir é um ato de comparar e esta comparação pode envolver erros dos instrumentos, do operador e do processo de medida, por exemplo. Assim, quando se realiza uma medida deve-se estabelecer a confiança que o valor encontrado representa, porque todas as medidas físicas possuem certo grau de incerteza..

### 1.4.2. Erros Experimentais

Os erros são classificados em duas classes: erro sistemático (ou determinado) e erro aleatório (ou indeterminado). Os erros sistemáticos são aqueles que surgem de uma falha no projeto do experimento (erro de método ou de reagentes) ou do equipamento. Esse tipo de erro é reprodutível e se repetirá se a medida for realizada inúmeras vezes. Os erros aleatórios resultam de variáveis incontroláveis nas medidas e estes estão sempre presentes e não podem ser localizados ou corrigidos, mas podem ser submetidos a um tratamento estatístico (valor mais provável e precisão).

Em qualquer situação deve-se adotar um valor que melhor represente a grandeza medida e a margem de erro dentro da qual deve estar compreendido o valor real.

### 1.4.3. Algarismos Significativos

O número de algarismos significativos é o número mínimo de dígitos necessários para expressar o valor de uma medida, em notação científica, sem perder a exatidão. O último algarismo significativo em uma medida terá sempre uma incerteza associada. Esse algarismo é também chamado de algarismo duvidoso e a incerteza mínima deverá ser de  $\pm 1$  no último dígito. Sempre que apresentamos o resultado de uma medida, este será representado pelos algarismos significativos.

### 1.4.4. Operações com algarismos significativos

Há regras para operar com algarismos significativos. Se estas regras não forem obedecidas você poderá obter resultados que podem conter algarismos que não são significativos.

#### Adição e subtração

Considere o seguinte exemplo de adição:  $250,757 + 0,0648 + 53,6 = 304,4218$ . Para obter essa adição (ou subtração) com algarismos significativos, identifica-se o número com menor número de casas decimais, neste caso é 53,6; que apresenta apenas uma casa decimal. Assim, o resultado, observando as regras de arredondamento, deve ser:

$$250,757 + 0,0648 + 53,6 = 304,4$$

#### Multiplicação de divisão

Para multiplicar ou dividir aplica-se a seguinte regra: Verificar qual o fator que apresenta o menor número de algarismos significativos e apresentar o resultado com a quantidade de algarismos igual a este fator, observando as regras de arredondamento.

Exemplo:  $6,78 \times 3,5 = 23,73 = 24$

### 1.4.5. Valor médio e desvios

EC

Quando se realiza uma medida e estima-se o valor situado entre as duas menores divisões do seu aparelho de medida, podem-se obter diferentes valores, para uma mesma medida, dependendo do operador.

Por exemplo, ao medir uma distância  $x$  com uma régua foram encontrados diferentes valores, situados entre 5,80 e 5,90 cm, como mostrado na Tabela 1.1.

O postulado de Gauss diz que “O valor mais provável que uma série de medidas de igual confiança nos permite atribuir a uma mesma grandeza é a média aritmética dos valores individuais da série”. A média aritmética dos valores encontrados, isto é, o **valor médio** de  $x$ , é dado pela Equação 1.1.

Tabela 1.1. Valores obtidos para  $x$ (cm).

N	$x$ (cm)	$d(x_i - \bar{x})$	$S( x_i - \bar{x} )$
1	5,82	- 0,01	0,01
2	5,83	0,00	0,00
3	5,85	0,02	0,02
4	5,81	- 0,02	0,02
5	5,86	0,03	0,03
Média	$\bar{x} = 5,83$		$\bar{S} = 0,02$

Onde  $x_i$  é o valor individual de cada medida e  $N$  é o número de medidas.

O desvio ( $d$ ) de uma medida é calculado como sendo a diferença entre o valor experimental ou medido ( $x_i$ ) e o valor médio  $\bar{x}$ .

Por outro lado, o **desvio médio** ( $\bar{S}$ ) será dado pela média aritmética do valor absoluto dos desvios, dado pela Equação 2.2.

$$\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^{i=N} x_i}{N} \quad (2.1)$$

$$\bar{S} = \frac{\sum_{i=1}^{i=N} S_i}{N} \quad (1.2)$$

Assim, o valor medido da distância  $x$  será expresso como:  $x = 5,83 \pm 0,02$  cm.

**Observação:** Ao realizar uma única medida, o desvio será a metade da menor divisão de escala do aparelho de medida.

#### 1.4.6. Erro relativo e desvio (médio) relativo

O erro ou desvio (médio) relativo é dado pelo quociente adimensional entre o desvio (médio) e a magnitude da medida ( $\mu$  ou  $\bar{x}$ , respectivamente), conforme a Equação 2.3.

$$\%E = \frac{X_i - \bar{X}}{\bar{X}} \times 100 \quad \text{ou} \quad \%E = \frac{\bar{s}}{\bar{X}} \times 100 \quad \text{ou ainda,} \quad \%E = \frac{\bar{X} - \mu}{\mu} \times 100 \quad (1.3)$$

*desvio relativo*                      *desvio médio relativo*                      *erro relativo*

Sendo:

$\%E$  – porcentagem de erro ou do desvio (médio) relativo.

$X_i$  – uma medida do conjunto de medidas.

$\bar{X}$  – média aritmética entre as medidas.

$\bar{s}$  – desvio médio.

$\mu$  – valor considerado verdadeiro para aquela medida.



Os desvios (médios) relativos são geralmente apresentados em percentagem. No caso da distância  $x$  o desvio médio relativo é:  $0,02/5,83 = 0,0034$  ou  $0,34\%$ . EC

#### **1.4.7. Exatidão e precisão**

Exatidão de uma medida está relacionada com o seu erro absoluto (aproximação do valor medido em relação ao valor verdadeiro da grandeza).

Precisão está relacionada com a concordância das medidas entre si (quanto maior a gradeza dos desvios, menor a precisão).

## Prática 02: Reações Químicas: dupla troca e complexação

EC

### 2.1. Fundamentação teórica

Reações químicas que ocorrem em solução aquosa são comuns tanto em laboratório como no mundo ao nosso redor. Quando soluções aquosas de dois eletrólitos diferentes são misturadas, é freqüente a precipitação de um sólido insolúvel. Para identificar o sólido deve-se saber quais são os compostos iônicos solúveis em água e quais são insolúveis.

Quando um sólido iônico se dissolve em água há uma forte interação entre as moléculas polares da água e os íons carregados que formam o sólido. O grau de solubilização depende de um balanço entre duas forças, ambas elétricas em natureza.

- A de atração entre as moléculas da água e os íons do sólido, a qual tende a trazer o sólido para a solução. Se este fator predomina, espera-se que este composto seja muito solúvel em água.
- A força de atração entre íons de cargas opostas que tende a mantê-los no estado sólido. Se este é o fator principal, espera-se que a solubilidade em água seja baixa.

Além dos compostos normais iônicos, outra função química relevante é a dos compostos de coordenação metálicos, ramo inserido na química de complexos inorgânicos. Estes se caracterizam por um íon metálico central ligado covalentemente a vários ligantes. O número de coordenação define o número de ligantes ao redor do íon metálico central.

### 2.2 Objetivos

- Prever, com auxílio da tabela de solubilidade, as reações que ocorrem com formação de precipitado.
- Identificar o ligante na reação de complexação.

### 2.3. Procedimento.

#### Experimento 01. Reações de dupla troca

- Numerar 7 tubos de ensaio de 1 a 7.
- Transferir, com auxílio de uma pipeta graduada, 3,00 mL de cada solução para um tubo de ensaio limpo e seco, como indicado abaixo. Observar
- Para cada reação anotar as evidências observadas de que houve reação (mudança de cor, formação de gases e precipitados, mudança de temperatura, etc.)

Tubo 1	Hidróxido de amônio $\text{NH}_4\text{OH}$	+	Nitrato de ferro (III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
Tubo 2	Nitrato de chumbo $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	+	Iodeto de potássio $\text{KI}$
Tubo 3	Sulfato de cobre (II) $\text{CuSO}_4$	+	Cloreto de bário $\text{BaCl}_2$
Tubo 4	Hidróxido de amônio $\text{NH}_4\text{OH}$	+	Ácido clorídrico $\text{HCl}$
Tubo 5	Hidróxido de sódio $\text{NaOH}$	+	Cloreto de bário $\text{BaCl}_2$
Tubo 6	Cloreto de ferro (III) $\text{FeCl}_3$	+	Hidróxido de sódio $\text{NaOH}$
Tubo 7	Cromato de potássio $\text{K}_2\text{CrO}_4$	+	Cloreto de bário $\text{BaCl}_2$

EC

- d- Para cada reação química realizada escrever a equação molecular, equação iônica completa e a equação iônica líquida, todas equilibradas e identificar qual o composto que precipita.

**Experimento 02. Reações de Complexação**

- a- Enumerar três tubos de ensaio de 1 a 3.
- b- Adicionar 5,00mL de solução 0,1mol/L de sulfato de cobre (CuSO<sub>4</sub>) aos tubos 1, 2 e 3.
- c- Acrescentar ao tubo 1, gota a gota, 0,25 mL (5 gotas) de solução 0,7 mol/L de hidróxido de amônio (NH<sub>4</sub>OH). Agitar e observar.
- d- Acrescentar ao tubo 2, gota a gota, 0,25 mL (5 gotas) de solução 0,1 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH). Observar e comparar com o tubo 1.
- e- Acrescentar ao tubo 1, mais solução de NH<sub>4</sub>OH, gota a gota, (cerca de 10 mL). Observar.
- f- Acrescentar ao tubo 2, cerca de 10 mL de solução de NaOH. Observar.
- g- Acrescentar ao tubo 3, 0.25 mL (5 gotas) de solução de NaOH. Agitar. Acrescentar, gota a gota, aproximadamente 5 mL de solução 0,1 mol/L de cloreto de amônio (NH<sub>4</sub>Cl). Observar.
- h- Escrever equações químicas balanceadas para as reações e explicar o que ocorre em cada tubo após a adição de cada reagente.

**Tabela 2.1. Solubilidade de algumas substâncias químicas.**

Solubilidade em água		
Substância	Regra geral	Exceções
Nitratos (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ) Cloratos (ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ) Permanganatos (MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> ) Sais de metais alcalinos, sais de amônia (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	<b>Solúveis</b>	
Acetatos (C <sub>2</sub> O <sub>2</sub> <sup>2-</sup> )	Solúvel	Ag <sup>+</sup> (*)
Fluoreto (F <sup>-</sup> ) Cloreto (Cl <sup>-</sup> ) Brometo (Br <sup>-</sup> ) Iodeto (I <sup>-</sup> ) Hidróxido (OH <sup>-</sup> ) Sulfeto (S <sup>2-</sup> ) Sulfato (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ) Cromato (CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	Insolúvel Solúvel Solúvel Solúvel Insolúvel Insolúvel Solúvel Insolúvel	Ag <sup>+</sup> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , alcalinos (Li <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> , Rb <sup>+</sup> , Cs <sup>+</sup> ) Ag <sup>+</sup> , Pb <sup>2+</sup> , Hg <sup>2+</sup> (*) Ag <sup>+</sup> , Pb <sup>2+</sup> , Hg <sup>2+</sup> (*) Ag <sup>+</sup> , Pb <sup>2+</sup> , Hg <sup>2+</sup> (*) Alcalinos, Ba <sup>2+</sup> *, Ca <sup>2+</sup> * NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , alcalinos, alcal. Ter. (Be <sup>2+</sup> , Mg <sup>2+</sup> , Ca <sup>2+</sup> , Ba <sup>2+</sup> , Ra <sup>2+</sup> ) Pb <sup>2+</sup> , Ba <sup>2+</sup> (*), Sr <sup>2+</sup> (*), Ca <sup>2+</sup> (*) NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , Cu <sup>+</sup> , Mn <sup>2+</sup> , alcalinos
Carbonato (CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> ) Borato (BO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ) Fosfato (PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> ) Oxalato (C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ) Sulfito (SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> ) Cianeto (CN <sup>-</sup> ) Arseniatos (AsO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ) Ferricianetos [Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>3-</sup> ] Ferrocianetos [Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>4-</sup> ]	<b>Insolúvel</b>	

(\*) **Parcialmente solúvel**

## Prática 3: Preparação de soluções ácida e alcalina

EC

### 3.1. Fundamentação teórica

Uma solução pode ser definida como uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. Ser homogênea significa que as partículas das diferentes espécies apresentam tamanhos moleculares com diâmetros inferiores a 50 Å (referência geralmente empregada) e estão aleatoriamente distribuídas (uniformidade). Concentração é a relação entre soluto e o solvente (ou a solução). Essas relações podem ser expressas de diferentes maneiras:

- relação massa do soluto/volume de solução em porcentagem m/v. (unidade, %):

$$C_{\%(volume)} = \frac{m_{soluto}}{V_{solução}} \times 100 \quad (3.1)$$

- relação volume/volume em porcentagem v/v, entre dois líquidos. (unidade, %):

$$C_{\%(volume/volume)} = \frac{V_{liq1}}{V_{liq2}} \times 100 \quad (3.2)$$

- relação quantidade de matéria (mol)/volume de solução. Relação muito usada pelos químicos, chamada de *CONCENTRAÇÃO EM QUANTIDADE DE MATÉRIA* ou simplesmente *CONCENTRAÇÃO* (unidade, mol/L):

$$C_{(mol/L)} = \frac{n_{soluto}}{V_{solução} (litros)} = \frac{m_{soluto}}{MM_{soluto} \times V_{solução} (litros)} \quad (3.3)$$

- relação quantidade de matéria (mol)/massa do solvente. Relação denominada *MOLALIDADE*. Pelo fato de não aparecer o termo de volume, é uma relação que não depende da temperatura (usada em determinações termodinâmicas). (unidade, mol/kg):

$$M = \frac{n_{soluto}}{m_{solvente} (kilos)} = \frac{m_{soluto}}{MM_{soluto} \times m_{solvente} (kilos)} \quad (3.4)$$

### 3.2. Objetivo:

- Preparar soluções ácidas e básicas de concentração aproximadamente 0,10 mol/L.

### 3.3 Procedimentos

#### Experimento 01. Preparação de 250,0 mL de solução 0,10 mol /L de Hidróxido de sódio (NaOH)

- Calcular a massa de reagente necessária para preparar a solução, a partir das informações disponíveis no rótulo do frasco de hidróxido de sódio.
- Pesar a quantidade necessária de reagente em um béquer de 100,0 mL.
- Adicionar ao béquer cerca de 50 mL de água destilada e com auxílio de um bastão de vidro solubilizar o soluto. Esperar o estabelecimento do equilíbrio térmico com o ambiente.
- Transferir a solução, com auxílio de um funil e um bastão de vidro, para um balão volumétrico de 250,0 mL.
- Lavar repetidas vezes, com água destilada, o béquer, o funil e o bastão de vidro, vertendo as águas de lavagem para o balão volumétrico.
- Adicionar água destilada ao balão volumétrico até que o menisco inferior do líquido tangencie a marca de aferição do mesmo.
- Tampar o balão e inverter o mesmo, de modo a homogeneizar a solução.
- Transferir a solução do balão para um frasco estoque de polietileno limpo e seco.
- Rotular o frasco.

EC

**Experimento 02. Preparação de 250,0 mL de solução 0,10 mol /L de Ácido clorídrico (HCl)**

- a- Calcular o volume de solução de ácido clorídrico concentrado necessário para preparar a solução a partir das informações disponíveis no rótulo do frasco do ácido concentrado.
- b- Adicionar cerca de 50 mL de água destilada em um béquer de 100,0 mL.
- c- Medir o volume necessário de ácido concentrado, na capela, utilizando uma pipeta graduada de 5,00 mL e um pipetador.
- d- Transferir lentamente o ácido para o béquer, agitando a solução com auxílio de um bastão de vidro. Esperar o estabelecimento do equilíbrio térmico com o ambiente.

**Observação: Verter sempre o ácido sobre a água.**

- e- Transferir a solução, com auxílio de um funil e um bastão de vidro, para um balão volumétrico de 250,0 mL.
- f- Lavar repetidas vezes, com água destilada, o béquer, o funil e o bastão de vidro, vertendo as águas de lavagem para o balão volumétrico.
- g- Adicionar água destilada ao balão volumétrico até que o menisco inferior do líquido tangencie a marca de aferição do mesmo.
- h- Tampar o balão e inverter o mesmo de modo a homogeneizar a solução.
- i- Transferir a solução do balão para um frasco estoque de vidro limpo e seco.
- j- Rotular o frasco.

**Experimento 03. Preparação de 100,0 mL de solução 0,10 mol /L de Ácido oxálico ( $H_2C_2O_4$ )**

- a- Calcular a massa de ácido oxálico necessária para preparar a solução, a partir das informações disponíveis no rótulo do frasco de ácido oxálico.
- b- Pesar a quantidade necessária de reagente em um béquer de 100,0 mL.
- c- Adicionar ao béquer cerca de 50 mL de água destilada e com auxílio de um bastão de vidro solubilizar o soluto.
- d- Transferir a solução, com auxílio de um funil e um bastão de vidro, para um balão volumétrico de 100,0 mL.
- e- Lavar repetidas vezes, com água destilada, o béquer, o funil e o bastão de vidro, vertendo as águas de lavagem para o balão volumétrico.
- f- Adicionar água destilada ao balão volumétrico até que o menisco inferior do líquido tangencie a marca de aferição do mesmo.
- g- Tampar o balão e inverter o mesmo, de modo a homogeneizar a solução.
- h- Transferir a solução do balão para um frasco estoque de vidro limpo e seco.
- i- Rotular o frasco.

## Prática 4: Padronização de soluções ácida e alcalina

EC

### 4.1. Fundamentação teórica

#### 4.1.1. Padronização

Em química, padronizar uma solução significa torná-la *solução padrão*. A análise da quantidade de um constituinte de interesse (amostra) é determinada através das reações desta espécie química com outra substância em solução, chamada *solução padrão*, cuja concentração é exatamente conhecida. Sabendo-se qual a quantidade da *solução padrão* necessária para reagir totalmente com a amostra e a reação química que ocorre entre as duas espécies, se tem condições para calcular a concentração da outra substância analisada (amostra). O processo pelo qual a *solução padrão* é introduzida no meio reagente é conhecido como *titulação*. Em uma *padronização* a reação química que ocorre entre a *solução padrão* e a amostra que está sendo analisada deve preencher certos requisitos:

- Ser extremamente rápida. Após cada adição de titulante a reação deve novamente atingir o equilíbrio rapidamente, pois em caso contrário o processo de titulação seria inconvenientemente lento e a detecção do seu ponto final seria extremamente difícil e não muito rápida.

- Ser completa no ponto de equivalência do sistema químico. Este critério permite uma localização satisfatória do ponto final do processo.

- Possuir uma equação química bem definida e que descreve bem o fenômeno ocorrido. Reações paralelas entre o titulante e o titulado e/ou outras espécies químicas presentes no meio são totalmente indesejáveis e constituem-se em grave causa de erro.

- Permitir o uso de meios satisfatórios para a detecção do ponto final do processo. Muitos sistemas permitem o uso de *indicadores* visuais para tal fim.

#### 4.1.2. Solução padrão

A *solução padrão* a ser usada em uma análise volumétrica deve ser cuidadosamente preparada, pois caso contrário, a determinação resultará errada. Pode-se em alguns casos preparar soluções de concentração exatamente conhecidas pesando-se com precisão, algumas substâncias muito puras e estáveis e dissolvendo-as, com um solvente adequado, por exemplo, água em balões volumétricos aferidos. As substâncias que serem utilizadas para preparar uma *solução padrão* são chamadas *padrões primários* e, devem apresentar as seguintes características:

- Ser de fácil obtenção, purificação e secagem.
- Ser fácil de testar e eliminar eventuais impurezas.
- Ser estável ao ar sob condições ordinárias, senão por longos períodos, pelo menos durante a pesagem.

- Possuir grande massa molar, pois desta forma o erro relativo na pesagem seria pequeno e desprezível.

Os padrões primários alcalinos mais comuns são: carbonato de sódio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; tetraborato de sódio decahidratado (bórax),  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ; e, os padrões primários ácidos mais comuns são: ácido oxálico dihidratado,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; ftalato ácido de potássio,  $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ .

No entanto este procedimento, muitas vezes, não pode ser seguido porque com a substância com a qual se pretende preparar a *solução padrão* não é um *padrão primário*. Nestes casos deve-se preparar uma solução desta substância com uma concentração próxima da desejada e, em seguida, padronizá-la contra um padrão. Esta padronização pode ser feita por vários métodos:

• Titulação de certo peso de padrão primário adequado com a solução preparada. Ex.: Padronização de uma solução de ácido clorídrico (HCl) contra um certo peso de carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). EC

• Titulando-se certo volume de uma solução de um *padrão secundário* de concentração conhecida. Ex.: Titulação de uma solução de HCl contra uma solução de NaOH padronizada (*padrão secundário*).

O ponto final da titulação corresponde ao momento físico e químico em que o ponto de equivalência foi alcançado. O meio mais simples que permite identificar o ponto final é uma mudança física, ou química. Em geral para estudos analíticos de ácidos e bases usam-se os indicadores coloridos que mudam de cor com o pH.

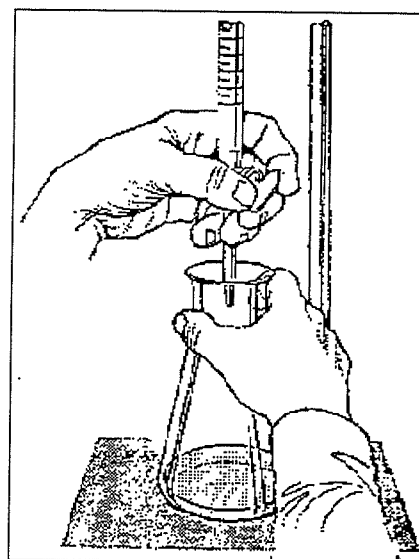
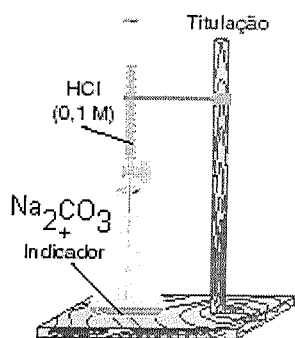
#### 4.2. Objetivo:

- Determinar a concentração real (corrigida) das soluções de ácido clorídrico (HCl) e hidróxido de sódio (NaOH).

#### 4.3. Procedimento

##### Experimento 01. Padronização de solução de ácido clorídrico (HCl)

- Lavar a bureta duas ou três vezes com pequenas quantidades de ácido clorídrico, HCl, (*solução problema*), escoando todo líquido antes da adição do novo volume.
- Fixar a bureta de 25,00 mL, com auxílio de uma garra metálica, a um suporte universal, enchê-la até um pouco acima do zero da escala, com a solução titulante (*solução problema*), Figura 5.1 (a).
- Abrir a torneira para preencher a extremidade inferior da bureta; zerar de modo que a base do menisco do líquido na bureta tangencie a marca zero da escala. Observar se não houve formação de bolhas abaixo da torneira. Se houver bolha elimina-la.
- Transferir para um erlenmeyer de 250,0 mL a massa de carbonato de sódio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , (*padrão primário*) contida em um envelope de papel alumínio. Anotar a massa do carbonato de sódio.
- Acrescentar ao erlenmeyer cerca de 50 mL de água destilada e duas gotas de indicador alaranjado de metila. Homogeneizar a solução.
- Colocar o erlenmeyer sob a bureta e escoar a solução titulante, gota a gota, até a mudança de coloração; durante a titulação controlar a torneira com a mão esquerda e agitar o erlenmeyer continuamente com a mão direita (Figura 5.1 (a) e (b)). É recomendável lavar as paredes do erlenmeyer com pequenas quantidades de água destilada, especialmente a parte superior onde podem ter restado pequenas porções de titulante. Caso haja dúvida quanto a ter sido ou não atingido o ponto final, fazer a leitura do volume de titulante contido na bureta, adicionar mais uma gota e observar o resultado.
- Ler com exatidão o volume de titulante gasto na neutralização (**Lembre-se que a bureta de 25 mL exige 2 casas após a vírgula**).
- Repetir duas vezes o processo, a fim de obter o volume médio gasto na neutralização.
- Calcular a concentração real, em mol/L, da solução de ácido clorídrico (HCl).



EC

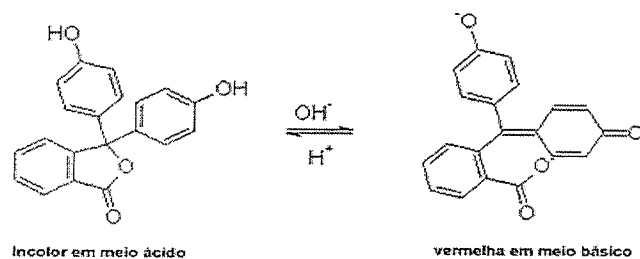
Figura 4.1. (a) Montagem do sistema para realizar uma titulação; (b) posição das mãos durante a titulação.

### Experimento 02 Padronização da solução de hidróxido de sódio (NaOH).

- Lavar a bureta duas ou três vezes com pequenas quantidades de ácido clorídrico, HCl (*padrão secundário*), escoando todo líquido antes da adição do novo volume. (**No caso de nossa aula a bureta já contém HCl, portanto basta completar com a solução até a marca inicial**).
- Fixar a bureta de 25,00 mL, com auxílio de uma garra metálica, a um suporte universal, enchê-la até um pouco acima do zero da escala, com a solução titulante (*padrão secundário*).
- Abrir a torneira para preencher a extremidade inferior da bureta; zerar de modo que a base do menisco do líquido na bureta tangencie a marca zero da escala.
- Transferir, com auxílio de uma pipeta volumétrica, 10,0 mL da solução de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração aproximadamente 0,10 ml/L para um erlenmeyer de 250,0 mL.
- Acrescentar ao erlenmeyer cerca de 50 mL de água destilada e três gotas de indicador fenolftaleína. Homogeneizar a solução.
- Colocar o erlenmeyer sob a bureta e escoar a solução titulante, gota a gota, até a mudança de coloração; durante a titulação controlar a torneira com a mão esquerda e agitar o erlenmeyer continuamente com a mão direita, Figura 15.1 (a) e (b). É recomendável lavar as paredes do erlenmeyer com pequenas quantidades de água destilada, especialmente a parte superior onde podem ter restado pequenas porções de titulante. Caso haja dúvida quanto a ter sido ou não atingido o ponto final, fazer a leitura do volume de titulante contido na bureta, adicionar mais uma gota e observar o resultado.
- Ler com exatidão o volume de titulante gasto na neutralização.
- Repetir duas vezes o processo, a fim de obter o volume médio gasto na neutralização.
- Calcular a concentração real, em mol/L, da solução de hidróxido de sódio (NaOH).

**OBS:** O indicador usado nesta titulação é a fenolftaleína. A mudança de cor é do incolor para o rosa, o intervalo de pH de viragem é de 8,3 (incolor) - 9,8 (vermelha). A Figura 3.1 traz as fórmulas estruturais da fenolftaleína,  $C_6H_4COO.C(C_6H_4OH)_2$ , em meio ácido e meio básico.





EC

Figura 4.1. Estruturas da fenolftaleína em meio ácido e meio básico.

### Experimento 3: Determinação da densidade e acidez total do vinagre

#### 4.1. Objetivos

- Determinar a densidade do vinagre
- Determinar a acidez total de uma amostra de vinagre

#### 4.2. Procedimentos

##### Experimento 01. Densidade do vinagre

- a- Determinar a massa de um balão volumétrico de 25,00 mL, limpo e seco, em balança semi-analítica.
- b- Adicionar a amostra de vinagre ao balão volumétrico até que o menisco inferior do líquido tangencie a marca de aferição do mesmo.
- c- Determinar a massa do balão volumétrico contendo a amostra de vinagre.
- d- Calcular a massa de vinagre presente em 25,00 mL da amostra de vinagre.
- e- Calcular a densidade, em g/mL, da amostra de vinagre.

##### Experimento 02. Acidez total do vinagre

- a. Lavar a bureta duas vezes com pequenas quantidades de solução de hidróxido de sódio (NaOH), *padrão secundário*, escoando todo líquido antes da adição do novo volume.
- b. Fixar a bureta de 25,00 mL com auxílio de uma garra metálica em um suporte universal, enchê-la até um pouco acima do zero da escala, com solução titulante (*padrão secundário*).
- c. Abrir a torneira para preencher a extremidade inferior da bureta; zerar de modo que a base do menisco do líquido na bureta tangencie a marca zero da escala.
- d. Transferir, com auxílio de uma pipeta volumétrica, 2,00 mL de uma amostra de vinagre para um erlenmeyer de 250,0 mL.
- e. Acrescentar ao erlenmeyer cerca de 50 mL de água destilada e três gotas de indicador fenolftaleína. Homogeneizar a solução.
- f. Colocar o erlenmeyer sob a bureta e escoar a solução titulante, gota a gota, até a mudança de coloração; durante a titulação controlar a torneira com a mão esquerda e agitar o erlenmeyer continuamente com a mão direita. É recomendável lavar as paredes do erlenmeyer com pequenas quantidades de água destilada, especialmente a parte superior onde podem ter restado pequenas porções de titulante. Caso haja dúvida quanto a ter sido ou não atingido o ponto final, fazer a leitura do volume de titulante contido na bureta, adicionar mais uma gota e observar o resultado.
- g. Ler com exatidão o volume de titulante gasto na neutralização. **(Lembre-se que a bureta de 25,00 mL exige 2 casas após a virgula).**
- h. Repetir mais duas vezes o processo, a fim de obter o volume médio gasto na neutralização.
- i. Calcular a massa a percentagem (m:v) de ácido acético no vinagre e comparar com o rótulo do frasco.

## Prática 5: Determinação da concentração de íons $H^+$ com indicadores

EC

### 5.1. Introdução

Tratando-se de soluções aquosas de ácidos e bases, exprimimos freqüentemente a concentração de íons hidrogênio ( $H^+$ ) e do íon hidroxila ( $OH^-$ ), em termos do logaritmo negativo da concentração. Por definição, o logaritmo negativo de íons  $H^+$  é o pH.:

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

A expressão equivalente para a concentração de íons hidroxila é:

Uma vez que o produto iônico da água, a temperatura ambiente é  $1,0 \times 10^{-14}$ , o pH da água pura é 7, pois:

$$[H^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \therefore \quad -\log 1,0 \times 10^{-7} = 7$$

Segue-se que,

$$pH + pOH = 14$$

Quando o pH é menor que 7, a solução é ácida, e quando pH é maior que 7, a solução é básica.

### 5.2. Objetivos

- Determinar a faixa de viragem dos indicadores : alaranjado de metila, alaranjado IV, carmin índigo e amarelo de alizarina R.
- Determinar a concentração de íons hidrogênio ( $H^+$ ) de uma solução.
- Calcular a constante de ionização,  $K_a$ , do ácido acético ( $HC_2H_3O_2$ ).

### 5.3 Procedimento

#### Experimento 01. Preparação de soluções padrão ácida e básica

- Dispor dez tubos de ensaio limpo e seco em duas séries (A e A') de cinco tubos cada e numerá-los de 1A-5A e 1A'-5A'.
- Adicionar ao tubo 1A, com uma pipeta graduada, 10,00 mL de solução 1,0 mol/L de ácido clorídrico (HCl).
- Transferir 1,00 mL da solução do tubo 1A para o tubo 2A e adicionar 9,00 mL de água destilada. **Homogeneizar a solução.**
- Transferir 1,00 mL da solução do tubo 2A para o tubo 3A e adicionar 9,00 mL de água destilada. **Homogeneizar a solução.**
- Transferir 1,00 mL da solução do tubo 3A para o tubo 4A e adicionar 9,00 mL de água destilada. **Homogeneizar a solução.**
- Transferir 1,00 mL da solução do tubo 4A para o tubo 5A e adicionar 9,00 mL de água destilada. Homogeneizar a solução.
- Transferir metade da solução contida no tubo 1A para o tubo 1A'. Repetir o mesmo procedimento com os tubos 2A, 3A, 4A e 5A perfazendo, assim, duas séries com cinco tubos cada. (Obs.: Não é necessário usar pipeta.)
- Dispor dez tubos de ensaio limpo e seco em duas séries (B e B') de cinco tubos cada e numerá-los de 1B-5B e 1B'-5B'.
- Preparar soluções padrão básica, partindo de uma solução 1,0 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH), repetindo cada um dos **ítems** acima.
- Adicionar à cada tubo da série A da solução de ácido clorídrico, duas gotas de indicador alaranjado IV, e adicionar a cada tubo da série A' da solução de ácido clorídrico, duas gotas do indicador alaranjado de metila. Agitar e observar a coloração da solução de cada tubo e cada série.

EC

- k- Adicionar a cada tubo da série **B** da solução de hidróxido de sódio, duas gotas de indicador índigo carmin, e adicionar a cada tubo da série **B'** da solução de hidróxido de sódio, duas gotas de indicador amarelo de alizarina R. Agitar e observar a coloração da solução de cada tubo em cada série.
- l- Construir uma tabela para anotar as cores observadas em cada uma das séries das soluções padrão.
- m- Calcular o pH da solução inicial, a concentração, em mol/L, e o pH da solução de ácido clorídrico (HCl) após cada diluição.
- n- Calcular o pH da solução inicial, a concentração, em mol/L, e o pH da solução de hidróxido de sódio (NaOH) após cada diluição.
- o- Determinar a faixa de viragem de cada indicador utilizado.

### **Experimento 02. Determinação da concentração de íons hidrogênio, ( $H^+$ ), em uma solução**

- a- Adicionar em um tubo de ensaio limpo e seco, cerca de 4 mL de solução da amostra desconhecida (solução problema).
- b- Acrescentar ao tubo duas gotas de indicador fenolftaleína para verificar se a solução problema é ácida ou básica.
- c- Tomar dois tubos de ensaio limpo e seco e numerá-los de 1 e 2.
- d- Adicionar aos tubos 1 e 2 cerca de 4 mL da solução problema.
- e- Adicionar duas gotas de um dos indicadores ao tubo 1 e duas gotas do outro indicador ao tubo 2 (se a amostra for ácida utilizar os indicadores adicionados às soluções de HCl, e a amostra for básica utilizar os indicadores às soluções de NaOH).
- f- Determinar o pH e a concentração de íons  $H^+$  na solução problema comparando sua coloração com a coloração das soluções padrões dos tubos **1A** e **1A'** (se a solução problema ácida) ou **1B** e **1B'** (se a solução problema for básica).

### **Experimento 03. Determinação da constante de ionização, $K_a$ , do ácido acético**

- a- Adicionar em dois tubos de ensaio limpo e seco cerca de 4 mL de solução 0,10 mol/L de ácido acético ( $HC_2H_3O_2$ ).
- b- Adicionar a um dos tubos duas gotas de indicador alaranjado IV e ao outro tubo, duas gotas de alaranjado de metila.
- c- Comparar a coloração da solução dos dois tubos com as dos tubos das soluções padrão ácida (séries **A** e **A'**).
- d- Anotar o valor da concentração de íons hidrogênio ( $H^+$ ) comparando as cores dos tubos que contem as amostras com os tubos das séries **A** e **A'**.
- e- Calcular a constante de ionização,  $K_a$ , do ácido acético ( $HC_2H_3O_2$ ).

## **5.4. Medidas de pH com eletrodo de vidro**

### **5.1. Introdução**

Os métodos potenciométricos ou potenciometria são aqueles baseados em medidas da diferença de potencial entre dois eletrodos imersos em uma solução. Os eletrodos e a solução constituem uma célula eletroquímica e o potencial entre estes eletrodos é geralmente determinado com um pH-metro ou um voltímetro. O potencial do eletrodo de referência não é afetado pela solução a ser analisada mantendo-se constante durante o seu emprego, enquanto que o potencial do eletrodo indicador varia com a atividade (ou a concentração) da

espécie que está sendo analisada. A análise potenciométrica compreende a potenciometria e a titulação potenciométrica.

**Potenciometria direta:** determina a atividade (ou concentração) de uma espécie iônica, medindo a diferença de potencial de uma célula contendo um eletrodo indicador apropriado. As medidas da diferença de potencial da célula experimental são rápidas, o tempo de resposta são frequentemente de apenas centésimos de segundo e, mesmo em condições desfavoráveis, a leitura pode ser completa em um ou dois segundos.

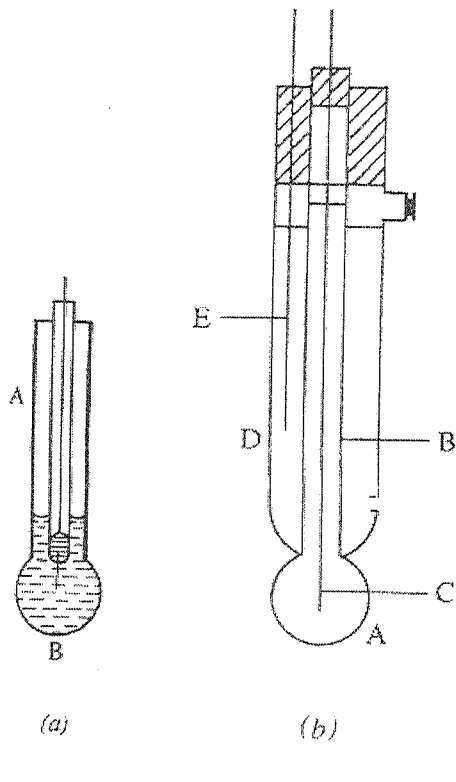
**Titulações potenciométricas:** a medida da força eletromotriz da célula serve para localizar o ponto final da titulação, o potencial do eletrodo indicador sofre uma variação brusca no ponto de equivalência.

**Eletrodo de vidro:** O eletrodo de vidro é o que se usa mais amplamente entre os eletrodos sensíveis ao íon hidrogênio. A sua operação depende do potencial elétrico que se desenvolve quando uma membrana de vidro fica imersa numa solução; este potencial é uma função linear da concentração do íon hidrogênio na solução. A constituição básica de um eletrodo de vidro está representada na Figura 5.1, na qual o bulbo B fica imerso na solução cuja concentração de íon hidrogênio se quer determinar; o circuito elétrico se completa por uma solução de ácido clorídrico, usualmente 0,1 mol/L, que preenche o bulbo e um eletrodo de prata-cloreto de prata. Desde que a solução de ácido clorídrico interna tenha concentração constante, o potencial do eletrodo de prata-cloreto de prata que é mergulhado nela será constante, assim como o potencial entre a solução de ácido clorídrico e a superfície interna do bulbo de vidro. O único potencial que pode variar é o que existe entre a superfície externa do bulbo de vidro e a solução problema na qual estiver imerso; assim o potencial global do eletrodo será governado pela concentração do íon hidrogênio na solução problema.

Existem, nos dias de hoje, eletrodos de vidro na forma compacta de um eletrodo combinado. Este eletrodo é constituído pelo eletrodo indicador (um bulbo de vidro delgado) e um eletrodo de referência (prata-cloreto de prata, saturado com KCl) combinados numa só unidade conforme está na Figura 5.1(b). O bulbo de vidro delgado **A** e o tubo de pequeno diâmetro **B**, em cuja extremidade está soldado, estão cheios por ácido clorídrico, e dentro deles estão montado um eletrodo de prata-cloreto de prata **C**. O tubo **D**, de diâmetro maior que **B**, estão fundidos na parte inferior deste tubo e contém uma solução de cloreto de potássio saturada que também é saturada por cloreto de prata; neste tubo está outro eletrodo de prata-cloreto de prata **E**. O conjunto é vedado por uma cobertura isolante.

A natureza do vidro usado para a construção do eletrodo de vidro é muito importante. Não são apropriados os vidros duros, do tipo Pyrex. Durante muito tempo foi utilizado para a fabricação de eletrodos de vidro, um vidro de cal-soda, que são excepcionalmente satisfatórios ao intervalo de pH de 1 a 9, porém em soluções mais alcalinas apresentam erro de alcalinidade com tendência a dar valores baixos para o pH. Após inúmeras tentativas para se descobrirem vidros que proporcionassem eletrodos livres do erro de alcalinidade, descobriu-se que a solução seria a substituição da maior parte do sódio, ou de todo ele, por lítio na composição do vidro.

EC



Para medir a concentração do íon hidrogênio numa solução, o eletrodo de vidro combinado de vidro Figura 5.1 (b) constitui a pilha eletroquímica representada na Figura 5.1 (c).

Em virtude da elevada resistência elétrica da membrana de vidro, não se pode empregar um potenciômetro para medir a f. e. m. da pilha, sendo necessário usar instrumentação especializada. A f.e.m. da pilha pode ser expressa pela equação

$$E = K + \left( \frac{RT}{F} \right) \ln a_{H^+}$$

ou, na temperatura de 25 °C, pela expressão

$$E = K + 0,0591 pH$$

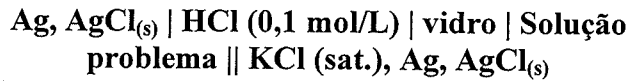


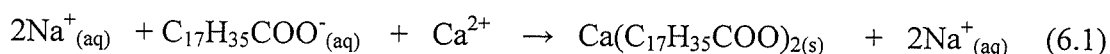
Figura 5.1. (a) Eletrodo de vidro simples, (b) eletrodo de vidro combinado, (c) diagrama da pilha eletrolítica em um eletrodo de vidro combinado.

## Prática 06: Determinação da dureza da água

EC

### 6.1. Introdução

Os sais de cálcio e magnésio dissolvidos na água comum da torneira estão entre os sais que reagem com o sabão formando um precipitado. Uma água que contenha esses sais é chamada de água dura. Embora o sabão seja uma mistura de diversos compostos de sódio, podemos para simplificar, considerá-lo como o estearato de sódio solúvel, puro,  $\text{Na}^+(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})^-$ , que é o sal de sódio do ácido esteárico,  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ . O estearato de sódio reage com íons de metais divalentes como o  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{Mg}^{2+}$ , bem como com o  $\text{Fe}^{3+}$  formando estearatos insolúveis:



Só após esses íons de metais divalentes terem sido removidos da água é que se pode fazer uma espuma abundante. Para fazer espuma com a água dura, temos de usar uma grande quantidade de sabão; e quanto mais dura for a água (isto é, quanto maior for a concentração de íons  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$ ) mais sabão será utilizado. A composição química da água, portanto, a sua dureza, depende em grande parte do solo do qual procede.

Em numerosos processos industriais, tais como fábricas de cervejas, conservas, de papel e celulose, e muitos outros, requerem águas brandas. Para o caso das lavanderias as águas duras ocasionam um elevado consumo de sabão e resultam em danos para os tecidos. Também é importante considerar que as águas duras formam crostas em caldeiras de vapor, ocasionando com isso, elevadas perdas de calor e podendo também provocar explosões. O método mais comum para remover a dureza da água é a passagem da água dura através de um trocador de íons. Portanto, o índice da dureza da água é um dado muito importante, usado para avaliar a sua qualidade.

### 6.2. Objetivo:

- Determinar a dureza de uma amostra desconhecida e da água potável.

### 6.3. Procedimentos

#### Experimento 1. Determinação da dureza em uma amostra desconhecida

- a- Transferir para um erlenmeyer de 250,0 mL, limpo e seco, com auxílio de uma pipeta volumétrica, 50,00 mL de água dura a ser analisada.
- b- Acrescentar ao erlenmeyer aproximadamente 50mL de água destilada e adicionar 5 mL de solução tampão pH 10 e 5 gotas de indicador Negro de Eriocromo T (NET).
- c- Titular a amostra com solução padrão de EDTA 0,001 mol/L até que a coloração da solução passe do violeta para o azul.
- d- Calcule a dureza da água em termos de ppm (= mg/ L) em cálcio.

#### Experimento 2. Determinação da dureza da água potável

- a- Transferir para um erlenmeyer de 250,0 mL, limpo e seco, com auxílio de uma pipeta volumétrica, 50,00 mL de água dura a ser analisada.
- b- Acrescentar ao erlenmeyer 5 mL de solução tampão pH 10 e 5 gotas de indicador Negro de Eriocromo T (NET).
- c- Titular a amostra com solução padrão de EDTA 0,001 mol/L até que a coloração da solução passe do violeta para o azul.
- d- Calcule a dureza da água em termos de ppm (= mg/ L) em cálcio.

## Prática 07: A corrosão do ferro

EC

### 7.1 Introdução

A corrosão do aço, por si só, ocasiona anualmente enormes prejuízos financeiros para todos os países. Quais os fatores responsáveis por essa perda? O que se pode fazer para reduzi-la?

“Corrosão” é um termo genérico aplicado aos processos pelos quais os metais não combinados são transformados em óxidos ou outros compostos. Isto provoca a deterioração gradativa dos metais. Embora a química da corrosão do ferro não esteja ainda completamente esclarecida, é certo que envolve uma oxidação por meio de algum agente oxidante. Nesta experiência, investigaremos alguns fatores envolvidos na corrosão e tentaremos correlacioná-la por meio de algumas generalizações.

### 7.2. Objetivo

- Determinar o meio mais agressivo ao metal ferro.

### 7.3. Procedimentos

#### Experimento 01. Reações do ferro com vários reagentes aquosos

- a) Tome cinco tubos de ensaio e em cada um coloque um prego limpo e polido. Faça-os escorregarem cuidadosamente ao longo das paredes para evitar quebrar o fundo dos tubos.
- b) Em cada tubo coloque, até cobrir os pregos, soluções dos reagentes: NaOH,  $K_2Cr_2O_7$ , NaCl, HCl e água destilada. Todas as soluções têm concentração igual a 0,1 mol/L.
- c) Com auxílio de um potenciômetro (ou papel indicador universal), determine o pH de cada solução e anote em uma tabela.
- d) Deixe os pregos mergulhados nas soluções durante 1 hora. Observe e anote qualquer modificação que tenha ocorrido.
- e) Acrescente a cada solução 2 ou 3 gotas de ferricianeto de potássio ( $K_3Fe(CN)_6$ ) 0,1 mol/L. Observe qualquer modificação.
- f) Em um tubo limpo e seco adicionar 1 pitada de  $FeSO_4$  e aproximadamente 3 mL de água e acrescente 2 a 3 gotas de solução de ferricianeto de potássio 0,1 mol/L. Compare este resultado com o obtido quando o ferricianeto de potássio foi acrescentado às soluções que continham os pregos. Que conclusão pode ser tirada destes resultados?

#### Experimento 02. Teste da proteção do ferro com graxa

- a) Repetir o procedimento do Experimento 01, envolvendo inicialmente os pregos com uma graxa lubrificante.

#### Experimento 03. Teste da capacidade de proteção do metal de sacrifício

- a) Repetir o procedimento do Experimento 01, enrolando uma fita de magnésio em cada prego.

#### Experimento 04. Reações que envolvem pares metálicos, dois metais em contato

**Obs: Um experimento para a turma toda.**

- a) Preparar cerca de 150 mL de solução agar-agar, procedendo da seguinte maneira: aqueça cerca de 150 mL de água destilada até começar a ferver. Retire o bico de

EC

- Bunsen e acrescente, com agitação, 2 g de agar-agar pulverizados. Continue aquecendo e agitando até o agar se tenha dispersado.
- b) Acrescente a solução cerca de 10 gotas de ferricianeto de potássio 0,1 mol/L e 10 gotas de solução de fenolftaleína.
  - c) Enquanto a solução estiver esfriando, prepare quatro pregos limpos e polidos.
  - d) Coloque um deles em um lado de uma placa de petri. Com auxílio de alicates, dobre um segundo prego e coloque-o do outro lado da placa.
  - e) Enrole um fio de cobre limpo em volta de um terceiro prego, de forma que haja contato íntimo entre o fio e o prego. Coloque este prego em outra placa de petri.
  - f) Repita o mesmo processo usando uma fita de magnésio enrolada em outro prego. Coloque-o na segunda placa de petri. Cuidado para que os pregos não se toquem.
  - g) Quando a solução de agar-agar estiver morna, mas ainda fluida, derrame-a cuidadosamente nas placas de petri até que os pregos estejam cobertos por uma camada de cerca de 0,5 cm de espessura.
  - h) Faça observações durante o tempo restante da aula.