



UNIVERSIDADE DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO
CENTRO DE TECNOLOGIA E CIÊNCIAS
INSTITUTO DE QUÍMICA
DEPARTAMENTO DE PROCESSOS QUÍMICOS

Química Experimental Aplicada à Engenharia
(QUI07-17684)

ROTEIRO DE AULAS EXPERIMENTAIS
CICLO 1

Professores:

ELISSOM BRUM

FERNANDO ALTINO

GUSTAVO MONTEIRO

IVANA LOURENÇO DE MELLO FERREIRA

JACIRA APARECIDA CASTANHARO

MARCELO AUGUSTO VIEIRA DE SOUZA

MARCOS ANTONIO DA SILVA COSTA

ZILACLEIDE DA SILVA BARROS SOUSA

NORMAS E PROCEDIMENTOS NO LABORATÓRIO

- ✓ O laboratório é lugar de trabalho sério, trabalhe com atenção, metodologia e calma.
- ✓ O aluno deverá possuir a apostila contendo todos os roteiros das aulas práticas ministradas no corrente período letivo.
- ✓ O aluno **não** poderá fazer a prática sem o roteiro da mesma.
- ✓ Prepare-se para realizar cada experiência lendo antes os conceitos referentes ao experimento e a seguir leia o roteiro da experiência.
- ✓ É **obrigatório** o uso do jaleco, calças compridas e sapatos fechados em todas as aulas práticas.
- ✓ É **proibido** fumar e comer nos laboratórios.
- ✓ É **proibido** usar qualquer material do laboratório sem autorização do técnico responsável.
- ✓ O aluno é responsável pelo material que será usado nas aulas práticas, portanto, deverá ter o **cuidado** de não quebrá-lo ou estragá-lo.
- ✓ **Não toque** nos produtos químicos com as mãos, a menos que o professor lhe diga que pode fazê-lo.
- ✓ Avisar imediatamente ao professor ou técnico em caso de acidente.
- ✓ Faça apenas as experiências indicadas pelo professor. Experiências não autorizadas são proibidas.
- ✓ Leia com atenção o rótulo de qualquer frasco de reagente antes de usá-lo. Leia duas vezes para ter certeza de que pegou o frasco certo. Segure o frasco pelo lado que contém o rótulo para evitar que o reagente escorra sobre este;

AULA N°1 – Segurança, Procedimentos e Vidrarias em Laboratório de Química

Objetivo

Apresentar as Normas Regulamentadoras aplicáveis ao ambiente laboratorial (NR-9, NR-15, NR-26 e NR-27), promovendo condutas seguras e responsáveis, bem como familiarizar o estudante com as principais vidrarias e equipamentos utilizados em laboratório de Química.

Introdução

As Normas Regulamentadoras (NRs) têm como finalidade assegurar condições adequadas de segurança e saúde no ambiente de trabalho, prevenindo acidentes e minimizando riscos ocupacionais. Todas as instituições que operam sob a Consolidação das Leis do Trabalho (CLT) devem cumprir essas diretrizes.

No contexto laboratorial, a observância das normas está associada à prevenção de riscos químicos, físicos e mecânicos, sendo essencial para a formação de profissionais da Engenharia com postura ética e responsabilidade técnica. A adoção das Boas Práticas de Laboratório (BPL) contribui para a proteção individual e coletiva, além de garantir a confiabilidade dos resultados experimentais.

O manuseio correto das vidrarias laboratoriais é fundamental para assegurar a segurança dos usuários, a precisão e a exatidão das medições, bem como a integridade dos equipamentos. A utilização inadequada pode resultar em acidentes, contaminações, falhas experimentais e retrabalho.

1. Reconhecimento do Laboratório e Normas de Segurança

O professor apresentará o laboratório, os materiais e as normas de segurança, contemplando:

- Identificação e uso correto dos Equipamentos de Proteção Individual (EPIs), como jaleco, óculos de proteção e luvas.
- Reconhecimento dos Equipamentos de Proteção Coletiva (EPCs), como chuveiro de emergência, lava-olhos e extintores.
- Regras básicas de conduta em laboratório (proibição de ingestão de alimentos, não correr, não trabalhar sozinho e proibição de pipetagem

com a boca).

- Identificação das áreas do laboratório, bancadas, locais de armazenamento de reagentes e sistema de descarte de resíduos.
- Leitura e interpretação de rótulos químicos e pictogramas do Sistema Globalmente Harmonizado (GHS).
- Apresentação das principais vidrarias laboratoriais (béquer, proveta, pipetas, balões volumétricos, erlenmeyer, bureta, entre outros) e orientação quanto ao uso adequado de cada uma.

2. Técnicas Básicas de Laboratório

- Noções de precisão e exatidão.
- Diferença entre vidrarias de medida aproximada (béquer, erlenmeyer) e medida precisa (pipeta volumétrica, bureta, balão volumétrico).
- Cuidados na pesagem em balança analítica.
- Transferência correta de líquidos e uso de pipetador.
- Organização da bancada antes, durante e após o experimento.
- Registro imediato e adequado dos dados experimentais.

3. Gestão de Resíduos

- Separação de resíduos orgânicos e inorgânicos.
- Descarte adequado de vidrarias quebradas.
- Importância da sustentabilidade e responsabilidade ambiental no laboratório.

4. Conduta em Caso de Acidente

- Comunicação imediata ao professor ou responsável.
- Procedimentos básicos em caso de: contato com substâncias químicas; derramamentos; princípio de incêndio.

5. Elaboração de Relatórios

5.1 Estrutura básica:

- Título
- Objetivo
- Fundamentação teórica

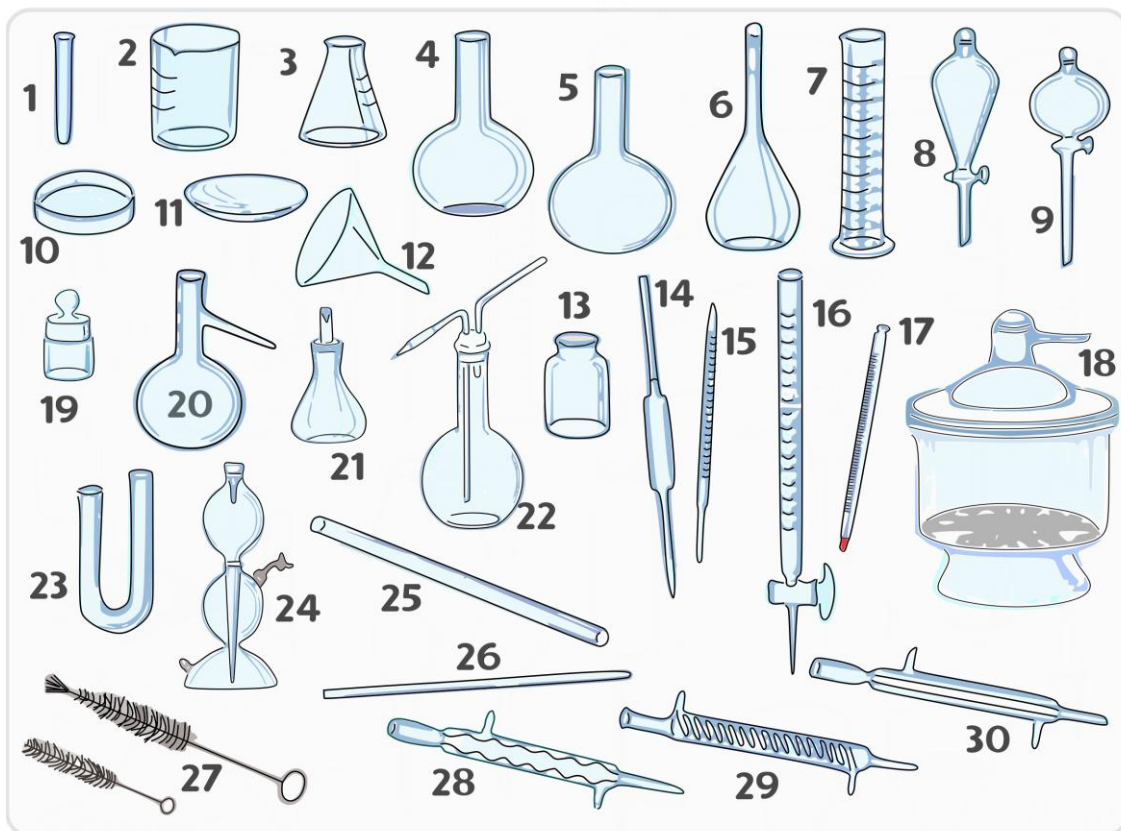
- Procedimento
- Resultados e cálculos
- Discussão
- Conclusão
- Referências

5.2 Diretrizes Técnicas

- Uso do Sistema Internacional de Unidades (SI).
- Linguagem técnica e impessoal.
- Análise crítica dos resultados.

6. Vidrarias laboratoriais

Figura 1 – Principais vidrarias utilizadas no laboratório



Legenda:

1. Tubo de ensaio	16. Bureta
2. Béquer	17. Termômetro
3. Erlenmeyer	18. Dessecador
4. Balão de fundo chato	19. Pesa-filtros
5. Balão de fundo redondo	20. Balão de destilação
6. Balão volumétrico	21. Picnômetro
7. Proveta	22. Frasco lavador
8. Ampolas de separação	23. Tubo em U
9. Ampolas de separação	24. Kipp
10. Placa de Petri	25. Vara de vidro
11. Vidro de relógio	26. Bastão de vidro
12. Funil de vidro	27. Escovas de limpeza
13. Frasco de reagentes	28. Condensador de bolas
14. Pipeta volumétrica	29. Condensador de serpentina
15. Pipeta graduada	30. Condensador simples

AULA Nº2 – Soluções, Solubilidade e Misturas

Objetivo

Identificar as misturas e classificar os tipos de soluções.

Introdução

A solução é uma mistura homogênea na qual todas as partículas são muito pequenas, tipicamente da ordem de átomos, íons ou moléculas, por outro lado, quando as partículas são maiores, a mistura apresenta propriedades típicas de dispersões coloidais. Em soluções líquidas, sólidas e gasosas, existem restrições do processo de solubilização do soluto em um dado solvente, entre elas: temperatura, quantidade de soluto adicionado, etc. As partículas do soluto e do solvente interagem por meio de ligações intermoleculares.

O processo de solubilização ocorre quando as interações soluto-soluto são substituídas por interações soluto-solvente.

Solventes apolares tendem a dissolver solutos apolares.

Ex: Benzeno (C_6H_6) e tetracloreto de carbono (CCl_4) formam soluções miscíveis em todas as proporções (forças atrativas entre ambas apresentam intensidades próximas).

Solventes polares tendem a dissolver solutos polares ou iônicos.

Ex: Etanol (CH_3CH_2OH) é solúvel em H_2O .

Não se deve generalizar: “semelhante dissolve semelhante”.

Ex: $BaSO_4$ não se dissolve em H_2O ; etanol não é solúvel em cloreto de etila

Propriedades físicas dos álcoois (T = 25°C e P = 1atm) Nome do álcool	Estrutura	Ponto de ebulição (°C)	Solubilidade <u>mols de soluto</u> 100g de H_2O
Metanol	CH_3OH	64,5	∞
Etanol	CH_3CH_2OH	78,3	∞
Propanol	$CH_3CH_2CH_2OH$	97	∞
Butanol	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	118	0,12
Pentanol	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OH$	138	0,031
Hexanol	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2OH$	156,5	0,0059

Procedimento experimental

a) Experimento 1

1) Enumere 3 tubos de ensaio e adicione:

a. *Tubo 1*: 5 mL de água + 5 mL de etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$);

b. *Tubo 2*: 5 mL de água + 5 mL de tolueno (C_7H_8)

c. *Tubo 3*: 5 mL de água + óleo + detergente [$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{11}\text{OSO}_3^- \text{Na}^+$]

2) Analise as misturas:

a. Formou, de fato, uma mistura, ou foi uma solução? Explique.

b. Verificar se houve aquecimento ou resfriamento. Explique.

b) Experimento 2

1) Colocar cerca de 1g de NaCl (solubilidade: 36 g/100 mL a 20°C) em um béquer de 100 mL.

2) Adicionar 50 mL de água e agitar até a completa dissolução.

c) Experimento 3

1) Colocar, em um tubo de ensaio, 1g de acetato de sódio ($\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) (solubilidade: 119 g/100 mL a 20 °C).

2) Adicionar 0,5 mL de água.

3) Aquecer ligeiramente até solubilização total.

4) Resfriar o tubo sem agitar e em seguida:

a. Aquecer para solubilizar novamente o acetato e resfriar sem agitação;

b. Adicionar pequeníssimo cristal do mesmo sal.

5) Classifique as misturas formadas nos experimentos 2 e 3. Explique.

AULA N°3 – Soluções: Uma Aplicação de Soluções e Solubilidade na Engenharia

Objetivo

Apresentar alguns aspectos relacionados a caracterização quantitativa e qualitativa de combustíveis.

Introdução

Etanol, álcool etílico ou simplesmente álcool como é vulgarmente conhecido é um combustível que vem sendo utilizado principalmente misturado na gasolina ou puro em automóveis. Em uma mistura de etanol e água, o teor de álcool pode ser determinado através de um densímetro especial denominado alcoômetro de Gay-Lussac. Ele consiste em um bulbo com uma pequena massa sólida em seu interior, acoplado a uma coluna onde se verifica a impressão da escala na faixa de 0-100 °GL. Como o etanol é menos denso do que a água, quanto maior for o seu teor na mistura, maior será o afundamento do alcoômetro. A leitura é feita onde a interface líquido-ar tocar na coluna. Se o valor lido for por exemplo 56 °GL, isso significa que o teor de etanol nessa mistura é equivalente a 56% v/v, ou seja, 56 mL de etanol e 44 mL de água. Vale lembrar que esse densímetro é exclusivo para medições em sistema água + etanol. Se o sistema for modificado pela adição de qualquer outra substância, seu uso não indicará mais a quantidade real de etanol na mistura.

Um método simples para a determinação do teor de álcool na gasolina é a sua extração com uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) 10%. Nesse método, o álcool é extraído a partir da gasolina porque o álcool é polar e possui mais afinidade pela solução aquosa de NaCl 10% também polar, do que pela gasolina que é apolar (hidrocarbonetos)

Procedimento experimental

a) Determinação do teor de etanol em uma mistura de etanol e água

1. Preencher uma proveta de 250 mL com etanol. Colocar o alcoômetro dentro da proveta com cuidado!!! para não bater no fundo e quebrar. Determinar o teor de etanol;
2. Preencher uma proveta de 250 mL com solução de etanol/água 2:1. Colocar o alcoômetro dentro da proveta com cuidado!!! para não bater no fundo e quebrar. Determinar o teor de etanol;
3. Preencher uma proveta de 250 mL com solução de etanol/água 1:1. Colocar o alcoômetro dentro da proveta com cuidado!!! para não bater no fundo e quebrar. Determinar o teor de etanol.

b) Determinação do teor de álcool na gasolina

1. Em uma proveta graduada com rolha esmerilhada de 100 mL adicionar 50 mL de gasolina;
2. Em seguida adicionar 50 mL de solução aquosa de NaCl 10%;
3. Fechar a proveta, agitar algumas vezes e deixar em repouso para separar as fases;
4. Como a água e o etanol são incolores, determinar o volume da gasolina após a separação das fases. O teor de etanol determinado pela seguinte fórmula:

$$V (\%) = (A \times 2) + 1$$

Onde:

V – teor de etanol anidro na gasolina;

A – aumento em volume da fase aquosa (etanol + água)

+ 1 – inserido para compensar a redução do volume da fase aquosa (etanol + água).

Observa-se que o NaCl irá precipitar, pois sua solubilidade na mistura água-etanol é menor do que na água.

AULA Nº4 – Reações Químicas: Reações de óxido-redução

Objetivo

Observar algumas reações de óxido-redução envolvendo íons metálicos e a força dos agentes oxidantes.

Introdução

Eletroquímica é a parte da Química voltada para o estudo das propriedades de eletrólitos e dos processos que ocorrem em eletrodos. Dentre esses processos, encontram-se as reações de oxi-redução que produzem espontaneamente energia elétrica ou a produção de reações de oxi-redução não espontâneas a partir de energia elétrica. Os dispositivos que permitem a interconversão de energia química e elétrica são denominados de *células eletroquímicas* ou *galvânicas*. Existem dois tipos de células eletroquímicas ou galvânicas: as pilhas, nas quais a energia elétrica é produzida a partir de reações de oxi-redução espontâneas, e as células eletrolíticas, nas quais reações de oxi-redução não espontâneas são obtidas a partir de energia elétrica.

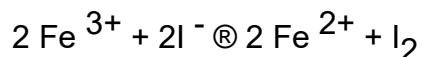
Em toda reação de oxi-redução ocorre transferência de elétrons. A reação de oxidação caracteriza-se pela perda de elétrons, ocasionando um aumento do número de oxidação da espécie química. Já a reação de redução envolve ganho de elétrons, o que ocasiona a diminuição do número de oxidação da espécie. Ambos os processos ocorrem simultaneamente.

Procedimento experimental

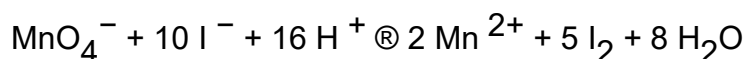
a) Experimento 1

- 1) Identificar 3 tubos de ensaio e adicionar: (ADICIONE AS QUANTIDADES INDICADAS DE ÁCIDO E IODETO EM TODOS OS TUBOS PRIMEIRO. DEPOIS ADICIONE AS SOLUÇÕES DIFERENTES, CONFORME INDICAÇÃO DE CADA TUBO. NESTA ÚLTIMA ETAPA, REALIZE A ADIÇÃO SIMULTANEAMENTE EM TODOS OS TUBOS).

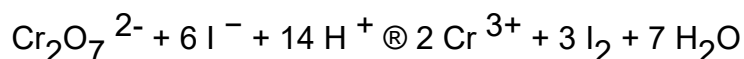
- a) *Tubo 1*: 5 mL de solução de cloreto férrico $[\text{Fe}(\text{Cl})_3]$ 1% + 1 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,5 M + 2 mL de iodeto de potássio (KI) (1%).



- b) *Tubo 2*: 5 mL de permanganato de potássio (KMnO_4) (0,05 M) + 1 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,5 M + 2 mL de iodeto de potássio (KI) (1%).



- c) *Tubo 3*: 5 mL de dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) (0,05 M) + 1 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,5 M + 2 mL de iodeto de potássio (KI) (1%).



2) Observe a formação do iodo em cada tubo.

a) Experimento 2

1) Identifique 4 tubos de ensaio e adicione:

a) *Tubo 1*: Pequeno pedaço de zinco (Zn) + 2 mL da solução de ZnSO_4 (0,1 M)

b) *Tubo 2*: Pequeno pedaço de zinco (Zn) + 2 mL da solução de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (0,1 M)

c) *Tubo 3*: Pequeno pedaço de cobre (Cu) + 2 mL da solução de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (0,1 M)

d) *Tubo 4*: Pequeno pedaço de cobre (Cu) + 2 mL da solução de ZnSO_4 (0,1 M)

2) Observe e anote os casos em que ocorreu reação.

AULA N°5 – Estequiometria

Objetivo

Determinar a concentração de uma solução de NaOH.

Introdução

Com este experimento procura-se ilustrar uma das formas existentes de determinação quantitativa de um componente de uma mistura, através de sua reação com uma solução de concentração conhecida. Este é o princípio geral da técnica conhecida como *titulação*. A amostra, cuja concentração desconhecida é chamada de titulado, e a solução de concentração conhecida é denominada titulante.

Nesta prática, você utilizará uma solução de ácido sulfúrico de concentração conhecida para titular uma solução de hidróxido de sódio.

As duas soluções, a serem usadas, são incolores e o produto da reação entre as duas (o próton do ácido e o hidróxido da base) é a água, que é incolor também. Assim, para acompanhar visualmente a reação, será necessário o uso de um indicador ácido-base. Há inúmeros indicadores ácido-base. Em geral são compostos orgânicos de caráter fracamente ácido que mudam de cor numa faixa estreita de pH. A escolha deve considerar a faixa de viragem do indicador, sendo adequada aquela cuja viragem é próxima ao ponto de equivalência da titulação. Para a titulação de ácido acético com hidróxido de sódio a fenolftaleína é um dos indicadores adequados.

Procedimento experimental

Reação de Neutralização

1. Adicione 10 mL da solução de hidróxido de sódio no erlenmeyer.
2. Acrescente 2 gotas de fenolftaleína (indicador). A solução no interior do erlenmeyer assumirá uma coloração rosa.
3. Assegure-se que a torneira da bureta esteja fechada, e preencha-a com a solução de ácido sulfúrico (0,10 M) até que seu nível fique acima da escala de 0 mL no topo da bureta.

4. Abra cuidadosamente a torneira, para escoar a solução da bureta, até que o menisco atinja a marca de 0 mL. Feche a torneira. Etapas 3 e 4 são conhecidas como “**Aferição da bureta**”.
5. Inicie a titulação, abrindo vagarosamente a torneira da bureta, e adicione lentamente o ácido sobre a solução da base no erlenmeyer.
6. Segure a torneira com uma das mãos (esquerda, se você for destro, ou se for canhoto, a direita), para controlar o fluxo do titulante, e com a outra mão faça movimentos circulares com o erlenmeyer, para agitar a solução.
7. Quando a solução mudar a coloração de **rosa para incolor**, feche a torneira da bureta.
8. Anote o volume de ácido gasto.

Responda às questões a seguir:

- 1) Calcule a concentração da solução de hidróxido de sódio.
- 2) Escreva a equação representativa da reação entre o ácido sulfúrico e o hidróxido de sódio.
- 3) Calcule a quantidade do ácido sulfúrico (em mol) contido no volume usado na titulação. É correto afirmar que cada quantidade de ácido usado corresponde à mesma quantidade do hidróxido de sódio existente na amostra titulada? Justifique a sua resposta.
- 4) Usando o dado experimental calcule a concentração em (% *m/v*) do hidróxido de sódio titulado.