

# Aulas práticas de Química

Giannini Pasiznick Apati

Tatiana da Cunha Gomes Leitzke

Mariane Bonatti Chaves

Millena da Silva Montagnoli

Jamile Rosa Rampinelli



univille



**FUNDAÇÃO EDUCACIONAL DA REGIÃO DE  
JOINVILLE – FURJ – MANTENEDORA**

**ÓRGÃOS DA ADMINISTRAÇÃO SUPERIOR DA FURJ**

**Conselho de Administração**  
Presidente – Professora Mariluci Neis Carelli

**Conselho Curador**  
Presidente – Rafael Martignago

**ÓRGÃOS EXECUTIVOS DA FURJ**

**Presidente**  
Professor Alexandre Cidral

**Vice-presidente**  
Professora Therezinha Maria Novais de Oliveira

**Diretor Administrativo**  
José Kempner

**Procuradora-Geral da FURJ**  
Ana Carolina Amorim Buzzi

**UNIVERSIDADE DA REGIÃO DE JOINVILLE – UNIVILLE –  
MANTIDA**

**ÓRGÃO DELIBERATIVO SUPERIOR DA UNIVILLE**

**Conselho Universitário**  
Presidente – Professor Alexandre Cidral

**ÓRGÃO EXECUTIVO SUPERIOR  
DA UNIVILLE**

**Reitor**  
Professor Alexandre Cidral

**Vice-Reitora**  
Professora Therezinha Maria Novais de Oliveira

**Pró-Reitora de Ensino**  
Professora Patrícia Esther Fendrich Magri

**Pró-Reitor de Pesquisa e  
Pós-Graduação**  
Professor Paulo Henrique Condeixa de França

**Pró-Reitora de Extensão e  
Assuntos Comunitários**  
Professora Yoná da Silva Dalonso

**Pró-Reitor de  
Infraestrutura**  
Professor Gean Cardoso de Medeiros

**Diretor do Campus  
São Bento do Sul**  
Professor Eduardo Silva

**PARQUE DE INOVAÇÃO TECNOLÓGICA DE  
JOINVILLE E REGIÃO – INOVAPARQ –  
MANTIDA**

**Diretor Executivo**  
Professor Marcelo Leandro de Borba



*Coordenação*  
Andrea Lima dos Santos Schneider

*Diagramação*  
Marisa Kanzler Aguayo

*Revisão*  
Cristina Alcântara  
Viviane Rodrigues

*Ilustração*  
Amanda Camila Hardt Tomaz  
Eloisa Jolo  
Gabriel de Oliveira Benthien

ISBN 978-65-87142-10-4

Catálogo na fonte pela Biblioteca Universitária da Univille

A924 Aulas práticas de Química / Tatiana da Cunha Gomes  
Leitzke...[et al.] – Joinville, SC : Editora UNIVILLE, 2019.

64 p.; tabs.

1. Química – Estudo e ensino. 2. Laboratórios químicos. I.  
Leitzke, Tatiana da Cunha Gomes.

CDD 540.7

# Sumário

AULA 1 – NORMAS DE SEGURANÇA.....	4
AULA 2 – VIDRARIAS MAIS UTILIZADAS NO LABORATÓRIO DE QUÍMICA .....	6
AULA 3 – MEDIÇÃO DE MASSA E VOLUME .....	10
AULA 4 – DETERMINAÇÃO DA DENSIDADE .....	14
AULA 5 – PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DAS MISTURAS .....	16
AULA 6 – TEORIA ATÔMICA: TESTE DE CHAMA E PROPRIEDADES PERIÓDICAS .....	19
AULA 7 – POLARIDADE MOLECULAR E SOLUBILIDADE DE SUBSTÂNCIAS.....	22
AULA 8 – REAÇÕES QUÍMICAS: TIPOS DE REAÇÕES QUÍMICAS .....	25
AULA 9 – ESTUDO ESTEQUIOMÉTRICO DA PRECIPITAÇÃO DE IODETO DE CHUMBO (PbI <sub>2</sub> ) .....	30
AULA 10 – MEDIDA DO pH DE SOLUÇÕES.....	32
AULA 11 – SOLUÇÃO-TAMPÃO .....	35
AULA 12 – PREPARO E PADRONIZAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO BÁSICA .....	39
AULA 13 – PREPARO E PADRONIZAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO ÁCIDA.....	41
AULA 14 – DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES .....	43
AULA 15 – TITULAÇÃO: DETERMINAÇÃO DO ÁCIDO ACÉTICO NO VINAGRE .....	45
AULA 16 – ELETROQUÍMICA I: PILHA DE DANIELL .....	47
AULA 17 – CINÉTICA QUÍMICA: INFLUÊNCIA DA TEMPERATURA E DA CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES NA VELOCIDADE DE REAÇÃO .....	50
AULA 18 – EQUILÍBRIO QUÍMICO E O PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER.....	53
AULA 19 – SÍNTESE DE CICLO-HEXENO.....	56
AULA 20 – SÍNTESE DE PROPANAL.....	58
AULA 21 – SÍNTESE DA ACETONA.....	60
AULA 22 – SÍNTESE DO ACETATO DE BUTILA.....	62
REFERÊNCIAS .....	64

# AULA 1 – NORMAS DE SEGURANÇA

## 1.1 REGRAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO

- Nunca **comer, beber** ou **fumar** no laboratório;
- Nunca **pipetar** substâncias químicas com a boca nem tentar identificá-las pelo olfato;
- Ao testar o odor de um produto químico, deslocar com as mãos, para a sua direção, os vapores que se desprendem do frasco. Atenção: esse teste nem sempre pode ser feito e nunca se deve colocar o frasco sob o nariz;
- **SEMPRE perguntar** quando estiver com dúvidas sobre reagentes ou equipamentos;
- Os locais de **armazenagem de reagentes** devem ser adequados e ventilados;
- Ao trabalhar pela primeira vez com uma substância ou equipamento, familiarizar-se com as características mediante consulta à **literatura especializada** ou à **Ficha de Informações de Segurança do Produto Químico** (FISPQ);
- Todas as substâncias devem ser **rotuladas**, inclusive os **resíduos gerados** para descarte apropriado;
- As **substâncias incompatíveis** não devem ser armazenadas juntas;
- Os produtos muito tóxicos devem ser guardados em armários fechados ou em locais que sejam de **acesso restrito**;
- Usar **calçados fechados** de couro ou similar;
- **Não usar** relógios, pulseiras, anéis ou quaisquer ornamentos durante o trabalho no laboratório;
- Conhecer a localização das saídas de emergência;
- Conhecer a localização e o funcionamento de extintores de incêndio, caixas de primeiros socorros, chuveiros e equipamentos de proteção;
- Nunca trabalhar sozinho no laboratório;
- Usar sempre **jaleco**, que deve ser branco, de algodão, de manga comprida e até os joelhos;
- **Jaleco** de laboratório, **luvas, óculos** de proteção ou outras vestimentas **não** devem ser usados **fora do laboratório**;
- Efetuar o trabalho sempre em pé;
- **Cabelos** longos devem estar **amarrados**;
- Utilizar os aparelhos só depois de ter lido e compreendido as respectivas instruções de manuseamento e segurança;
- Não deixar **frascos** de reagentes **abertos**;
- Cuidar da **limpeza** adequada do material utilizado para não contaminar os reagentes;
- Nunca deixar frascos contendo reagentes **inflamáveis** próximos de uma **chama**;
- Nunca **aquecer** um recipiente **fechado**;
- Evitar qualquer contato dos reagentes com a pele;
- Usar a **capela de exaustão** para experiências em que ocorra a liberação de gases ou vapores;
- Sempre que for necessário diluir um ácido concentrado, deve-se adicionar **lentamente** e sob agitação o **ácido sobre a água**, nunca o contrário;
- No aquecimento de um tubo de ensaio contendo qualquer substância, não voltar a extremidade aberta do tubo para si ou para outra pessoa que esteja perto;
- Não lançar nenhuma substância ou soluções químicas para dentro de **pias** ou lavatórios;
- Ao fim do trabalho experimental, verificar se as torneiras de água e de gás se encontram fechadas e se os aparelhos elétricos foram desligados;
- Em **caso de acidente**, por mais insignificante que pareça, **comunicar imediatamente ao professor**;
- Ácidos e bases (mesmo diluídos) devem ser manuseados com muito cuidado. Se tocarem a pele, lavar o local demoradamente com água corrente e em seguida com vinagre ou suco

diluído de limão (para bases) ou com solução de bicarbonato de sódio –  $\text{NaHCO}_{3(\text{aq})}$  (para ácidos);

- Se a área do corpo atingida pelo reagente for muito grande, utilizar o chuveiro de segurança. Se atingir os olhos, utilizar o lava-olhos demoradamente e em seguida procurar um médico.

## 1.2 EQUIPAMENTOS DE PROTEÇÃO INDIVIDUAL (EPI)

- Avental, jaleco ou roupas de proteção: é o EPI que protege o corpo e as vestimentas dos usuários no caso de derramamentos de reagentes ou de contato com o fogo. Deve ser preferencialmente confeccionado com algodão grosso, pois queima mais devagar e reage com ácidos e bases, e ter mangas compridas, comprimento até os joelhos, sem “detalhes soltos” e ser usado **sempre fechado**. Por questões de biossegurança não deve ser usado fora do laboratório, para evitar contaminações;

- Luvas: existem luvas de diferentes materiais, porém nenhum deles protege contra todos os produtos químicos. As luvas de látex descartáveis são permeáveis a praticamente todos os produtos químicos. Para contato intermitente com produtos químicos, as luvas mais indicadas são as descartáveis de nitrila;

- Óculos de segurança: servem para proteger os olhos contra respingos e vapores de reagentes químicos;

- Máscaras faciais: possuem filtros que impedem a inalação de produtos tóxicos. Os filtros são confeccionados de materiais apropriados para a remoção de contaminantes específicos, tais como fenol, hidróxido de sódio e de potássio, ácidos fortes em geral, amônia, formaldeído e gases. De acordo com o contaminante a ser removido, os filtros podem ser do tipo químico, mecânico ou combinado (mecânico e químico).

- Filtro mecânico: utilizado para a proteção contra materiais particulados, sendo normalmente confeccionado em material fibroso, cujo entrelaçamento microscópico das fibras retém as partículas e permite a penetração do ar respirável;

- Filtro químico: usado para a proteção contra gases e vapores. O processo de funcionamento baseia-se na adsorção dos contaminantes gasosos por meio de um elemento filtrante, normalmente o carvão ativo. Alguns filtros químicos utilizam adicionalmente elementos químicos (sais minerais, catalisadores ou alguns alcalinos) que melhoram o processo de adsorção. A quantidade (concentração) do contaminante que o filtro pode reter depende da qualidade do elemento filtrante, da granulometria, da massa filtrante (quantidade) e do tipo do contaminante, assim como da temperatura e da umidade;

- Filtros combinados: são usados para proteção contra contaminantes gasosos e particulados simultaneamente. São constituídos, portanto, pela combinação de um filtro mecânico sobreposto a um filtro químico. Dependendo da peça facial utilizada, podem estar dispostos em cartuchos separados, porém o detalhe construtivo da peça deve permitir que o ar contaminado passe primeiro pelo filtro mecânico e posteriormente pelo filtro químico. A disposição do filtro em cartuchos distintos é preferível, pois geralmente o filtro mecânico satura primeiro.

## 1.3 EQUIPAMENTOS DE PROTEÇÃO COLETIVA (EPC)

- São equipamentos de segurança que protegem um grupo de usuários: chuveiros, caixa de primeiros socorros, máscara contra gases, lava-olhos, chave geral de eletricidade, extintores de incêndio.

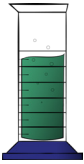
## AULA 2 – VIDRARIAS MAIS UTILIZADAS NO LABORATÓRIO DE QUÍMICA



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

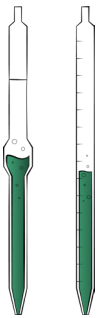
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

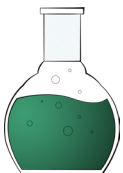
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

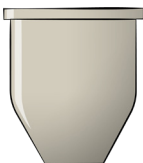
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

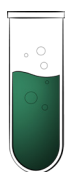
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

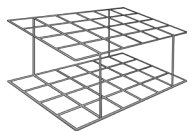
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

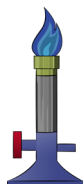
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

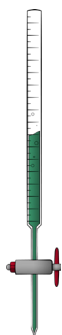
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

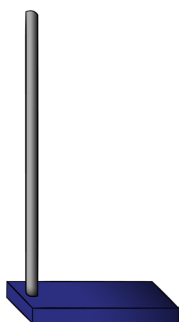
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

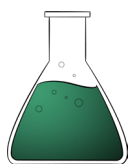
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

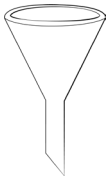
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

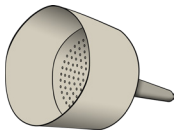
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

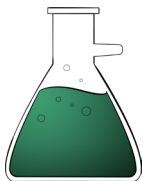
\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_





Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



Nome: \_\_\_\_\_

Função: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

## AULA 3 – MEDIÇÃO DE MASSA E VOLUME

### 3.1 INTRODUÇÃO

#### 3.1.1 Precisão e exatidão

Todas as medidas possuem um determinado erro, e a medida muitas vezes é limitada pelo equipamento utilizado.

**EXATIDÃO:** refere-se a quão próximo uma medida concorda com o valor correto (ou mais correto).

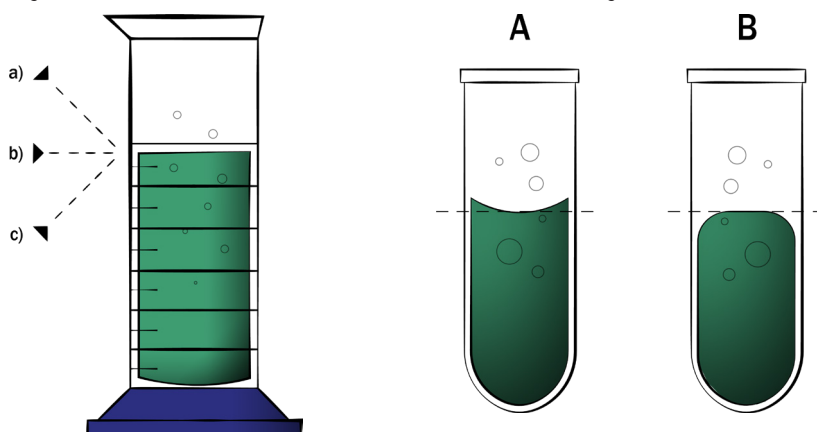
**PRECISÃO:** refere-se a quão próximos diversos valores de uma medida estão entre si (ou seja, menor o desvio médio, maior a precisão).

O ideal é que as medidas sejam exatas e precisas. Medidas podem ser precisas e não serem exatas em virtude de algum erro sistemático que é incrementado a cada medida.

A média de várias determinações é geralmente considerada o melhor valor para uma medida do que uma única determinação.

Existem maneiras corretas de realizar a leitura de volumes no material volumétrico, conforme ilustrado na figura 3.1.

**Figura 3.1** – Posição correta de leitura de volumes e formação de menisco



#### 3.1.2 Cálculo da média e do desvio padrão

O melhor valor para representar uma medida é a média aritmética dos valores medidos. Por exemplo:

20,46 mL

20,42 mL

20,45 mL

20,48 mL

20,48 mL

**Média: 20,46 mL**

O desvio de cada medida será:

$$|20,46 - 20,46| = 0,00$$

$$|20,42 - 20,46| = 0,04$$

$$|20,45 - 20,46| = 0,01$$

$$|20,48 - 20,46| = 0,02$$

$$|20,48 - 20,46| = \underline{0,02}$$

**Média dos desvios: 0,02**

Portanto, o desvio médio é de 0,02, e o valor da medida é  $20,46 \pm 0,02$  mL.

### 3.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Balança
- Copo de Becker de 100 mL
- Balão volumétrico de 100 mL
- Cadinho de porcelana
- Conta-gotas
- Pipeta volumétrica de 10 mL
- Pipeta graduada de 10 mL
- Rolha de borracha
- Rolha de vidro de tamanhos aproximados
- Proveta de 50 mL
- Proveta de 100 mL
- Pipetador (pera)

### 3.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### 3.3.1 Medição de volume

- Medir 100 mL de água em um copo de Becker, transferir para uma proveta e verificar a medida na escala.

Qual o volume obtido na escala da proveta? Alterou ou não? Por quê?

- Se necessário, corrigir o volume da proveta para 100 mL e transferir esse volume para um balão volumétrico de 100 mL.

O que é o menisco? Por que ele acontece? O que é “erro de paralaxe”?

- Preencher com água a pipeta graduada de 10 mL. Em seguida transferir individualmente para uma proveta: 1,0 mL; 2,0 mL; 1,5 mL; 1,9 mL e 3,6 mL.  
Qual o volume obtido na escala da proveta? Alterou ou não? Por quê?

- Pesquisar um copo de Becker seco de 100 mL. Medir 10 mL de água em uma proveta, colocar no copo de Becker e pesar novamente.
  - Sem descartar o volume de água no copo de Becker, repetir o procedimento de adição de 10 mL de água mais duas vezes e anotar na tabela 3.1 os valores de massa obtidos.
  - Descartar o conteúdo, secar o copo de Becker de 100 mL previamente pesado e repetir o procedimento anterior utilizando uma pipeta volumétrica de 10 mL. Anotar na tabela 3.1 as massas obtidas.

**Tabela 3.1** – Dados obtidos com a medição de volume

	Proveta	Pipeta
a) Massa do copo de Becker antes da adição de água		
b) Após a 1. <sup>a</sup> adição de 10 mL		
c) Após a 2. <sup>a</sup> adição de 10 mL		
d) Após a 3. <sup>a</sup> adição de 10 mL		
e) Massa do 1. <sup>o</sup> 10 mL		
f) Massa do 2. <sup>o</sup> 10 mL		
g) Massa do 3. <sup>o</sup> 10 mL		
h) Média das três medidas		
i) Desvio de cada medida em relação à média: 1. <sup>a</sup>		
2. <sup>a</sup>		
3. <sup>a</sup>		
j) Média dos desvios		
k) Valor da medida	(     ±     ) mL	(     ±     ) mL

### 3.3.2 Pesagem

- Três objetos: uma rolha de borracha, uma rolha de vidro e um cadinho de porcelana encontram-se em sua bancada. Antes de pesá-los, pegar cada objeto e tentar estimar o mais pesado e o mais leve, ou seja, segurar com a mão os três materiais e avaliar qual o mais pesado e qual o mais leve. Numerá-los de 1 a 3 (1 = o mais pesado). Completar a tabela 3.2 de medida de massa.

- Em seguida, pesar os objetos em uma balança e comparar o resultado com a ordem estimada.

**Tabela 3.2** – Dados de medida de massa

Material	Ordem de massa estimada	Massa medida	Ordem correta (medida)
Rolha de borracha			
Rolha de vidro			
Cadinho de porcelana			

- Pesar um copo de Becker pequeno (100 mL). Adicionar 50 gotas de água destilada com conta-gotas e pesar o conjunto. *Obs.: O propósito desse experimento é encontrar o número aproximado de gotas em um mililitro ou o volume de uma gota de água.*

Massa do copo de Becker pequeno: \_\_\_\_\_ g

Massa do copo de Becker + 50 gotas de água: \_\_\_\_\_ g

Massa das 50 gotas de água: \_\_\_\_\_ g

Quantidade de gotas contidas em 1 mL: \_\_\_\_\_ gotas

### 3.4 QUESTIONÁRIO

1. Como você poderia medir  $\frac{1}{4}$  mililitro de água utilizando uma balança? Densidade da água = 1,0 g/mL.
2. 20,00 mL de água a 20°C possui uma massa de 19,966 g. Comparando os resultados obtidos na tabela 3.1 do procedimento, foi a proveta ou a pipeta que deu o resultado mais próximo do valor, ou qual das duas é mais exata? Explique sua resposta.
3. Na avaliação da massa de 20 mL de água (tabela 3.1) foram utilizadas uma proveta e uma pipeta volumétrica. Qual das duas possui melhor precisão? Explique sua resposta.
4. Você precisa pesar exatamente 20,052 g de um componente e dispõe de quatro balanças no laboratório:  
 Balança A: capacidade 0,01 a 1,0 kg; precisão de 0,1 g  
 Balança B: capacidade 0,01 a 1,0 kg; precisão de 0,001 g  
 Balança C: capacidade 0,1 a 10,0 kg; precisão de 0,1 g  
 Balança D: capacidade até 60 g; precisão de 0,1 mg  
 Qual(is) delas você poderia utilizar para realizar a pesagem? Justifique.

## AULA 4 – DETERMINAÇÃO DA DENSIDADE

### 4.1 INTRODUÇÃO

A densidade absoluta de uma substância pura ou de qualquer tipo de matéria é a relação entre a sua massa ( $m$ ) e seu volume ( $V$ ), enquanto a densidade relativa de um material é a relação entre a densidade absoluta desse material e a densidade absoluta de uma substância estabelecida como padrão. O padrão usualmente utilizado é a densidade absoluta da água: 1,000 g/mL.

### 4.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Proveta de 50 mL
- Proveta de 250 mL (1 unidade)
- Densímetro 0,700 a 1,000
- Picnômetro
- Rolha de borracha sem furo (pequena)
- Cubo de madeira
- Paquímetro
- Álcool etílico
- Álcool isobutílico ou n-octílico
- Pisseta de água

### 4.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### 4.3.1 Densidade de sólidos

##### 4.3.1.1. Por deslocamento

- Inicialmente pesar a rolha de borracha e anotar a massa.  $m =$  \_\_\_\_\_
- Em uma proveta de 50 mL adicionar 30 mL de água.
- Introduzir a rolha na proveta e anotar o novo volume (água + rolha).  $V_t =$  \_\_\_\_\_
- Calcular o volume da rolha pelo deslocamento da água.  $V_m =$  \_\_\_\_\_
- Em seguida calcular a densidade.  $\rho =$  \_\_\_\_\_

##### 4.3.1.2. Por área

- Inicialmente pesar o cubo de madeira e anotar a massa.  $m =$  \_\_\_\_\_
- Realizar a medição da aresta do cubo de madeira.  $a =$  \_\_\_\_\_
- Calcular o volume do cubo.  $V_m =$  \_\_\_\_\_
- Calcular a densidade da madeira.  $\rho =$  \_\_\_\_\_

## 4.3.2 Densidade de líquidos

### 4.3.2.1 Densímetro

- Observar atentamente o densímetro disponibilizado e calcular o valor dos intervalos de sua escala.
  - Em uma proveta de 250 mL adicionar aproximadamente 230 mL de álcool etílico.
  - Lenta e cuidadosamente colocar o densímetro na proveta.
  - Deixar o densímetro flutuar no líquido sem que encoste na parede da proveta.
  - Realizar a leitura em que a escala do densímetro coincide com o menisco da superfície livre do líquido.  $\rho =$  \_\_\_\_\_
- Repetir o procedimento para água.  $\rho =$  \_\_\_\_\_

### 4.3.2.2 Picnômetro

Determinação da densidade do sulfato de cobre penta-hidratado

- Verificar e anotar o volume do picnômetro.  $V =$  \_\_\_\_\_
- Pesar cuidadosamente o picnômetro vazio.  $m_p =$  \_\_\_\_\_
- Preenchê-lo completamente com  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  e, com auxílio de papel, enxugar o líquido que escorreu pela parte externa.
- Pesar novamente e anotar a massa obtida.  $m_p + \text{solução} =$  \_\_\_\_\_
- Calcular a massa da solução.  $m_s =$  \_\_\_\_\_
- Calcular a densidade do  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .  $\rho =$  \_\_\_\_\_

Determinação da densidade do álcool isobutílico ou n-octílico

- Verificar e anotar o volume do picnômetro.  $V =$  \_\_\_\_\_
- Pesar cuidadosamente o picnômetro vazio.  $m_p =$  \_\_\_\_\_
- Preenchê-lo completamente com álcool e, com auxílio de papel, enxugar o líquido que escorreu pela parte externa.
- Pesar novamente e anotar a massa obtida.  $m_p + \text{álcool} =$  \_\_\_\_\_
- Calcular a massa do álcool.  $m =$  \_\_\_\_\_
- Calcular a densidade do álcool.  $\rho =$  \_\_\_\_\_

Densidade de mistura heterogênea

- Em uma proveta de 50 mL adicionar 10 mL de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  e 10 mL de álcool.
- Verificar a posição dos líquidos na proveta e relacionar com os valores das densidades obtidos na determinação com o picnômetro.

---

---

---

---

## AULA 5 – PROCESSOS DE SEPARAÇÃO DAS MISTURAS

### 5.1 INTRODUÇÃO

**Mistura** é a associação de duas ou mais substâncias diferentes cujas estruturas permanecem inalteradas, ou seja, não ocorre reação química entre elas. Existem dois tipos de mistura: homogênea e heterogênea.

Na **mistura homogênea**, não é possível distinguir superfícies de separação entre os componentes, nem mesmo com os mais aperfeiçoados equipamentos de aumento, como o ultramicroscópio e o microscópio eletrônico.

Na **mistura heterogênea**, é possível distinguir superfícies de separação entre os componentes, em alguns casos a olho nu, em outros com microscópio comum.

### 5.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Almofariz e pistilo
- Argola
- Balão de destilação
- Copo de Becker de 100 mL (3 unidades)
- Bastão de vidro
- Bomba de vácuo
- Cabeça de destilação
- Centrífuga
- Condensador de Liebig
- Frasco de Erlenmeyer
- Espátula
- Funil analítico
- Funil de Büchner
- Funil de decantação
- Garra para condensador
- Kitassato
- Manta de aquecimento
- Papel-filtro com duas gramaturas diferentes
- Pérolas de vidro
- Pipeta graduada de 10 mL e 1 mL
- Proveta
- Suporte universal
- Termômetro
- Tubo para centrífuga
- Benzeno, heptano ou hexano
- Enxofre (S)
- Leite
- Pisseta com água deionizada
- Solução de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) 5% ou vinagre
- Sulfato de cobre penta-hidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )
- Solução de carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ) 10%



## 5.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

### 5.3.1 Dissolução fracionada

- Misturar aproximadamente 1 g de enxofre com 2 g de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  sólido em um almofariz.
- Triturar com o pistilo até obter um pó bem fino.
- Colocar em um copo de Becker a porção da mistura triturada.
- Adicionar água até dissolver o sulfato de cobre, pois o enxofre não é solúvel em água.

### 5.3.2 Filtração simples

- Dobrar o papel ao meio, fazendo um semicírculo.
- Continuar dobrando, seguindo os passos indicados pelo professor, de forma que fique pregueado. Notar que o filtro resultante apresenta superfície de filtração maior do que a face lisa de um coador de café.
- Montar um equipamento para filtração utilizando suporte universal, argola, funil analítico e copo de Becker.
- Filtrar a solução preparada no procedimento da dissolução fracionada e utilizar o bastão de vidro para escoar a solução.
- A fase sólida ficará retida no papel-filtro, e a fase líquida (ou filtrado) passará através do funil. Reservar o filtrado para o experimento de destilação simples.

### 5.3.3 Filtração a vácuo

- A técnica empregada é a mesma da filtração simples, tomando-se o cuidado de cortar o papel de modo tal que impossibilite a passagem de resíduos para o filtrado.
- Colocar o papel-filtro sobre a superfície perfurada do funil de Büchner. Umedecer com água deionizada. Ligar a bomba de vácuo e realizar a filtração a vácuo de 20 mL de uma suspensão de  $\text{CaCO}_3$ .

### 5.3.4 Destilação simples

- Colocar o filtrado do experimento de filtração simples (solução de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) no balão de fundo redondo.
- Para evitar superaquecimento, colocar dentro do balão algumas pérolas de vidro.
- Aquecer lentamente.
- Abrir com cuidado a entrada de água do condensador. Anotar a temperatura do início e do término da ebulição:

$$t_e = \text{_____}^\circ\text{C}$$

$$t'_e = \text{_____}^\circ\text{C}$$

- Observar que, quando a solução atinge o ponto de ebulição, a água passa do estado gasoso e vai para o condensador, onde volta ao estado líquido.
- Verificar ainda se, no fim da destilação, foram obtidos sulfato de cobre no balão e água destilada no frasco de Erlenmeyer.

### 5.3.5 Funil de decantação

- Colocar o funil de separação no suporte universal.
- No funil de separação adicionar 20 mL de água deionizada e igual volume do solvente orgânico (benzeno, hexano ou heptano).
- Agitar bem e deixar em repouso.
- Observar que a substância mais densa se acumula na parte inferior do funil, enquanto a outra fica na parte superior.
- Abrir a torneira e recolher a substância mais densa em um copo de Becker, deixando apenas a outra substância no funil.

### 5.3.6 Centrifugação

- Em um tubo de centrífuga adicionar 5 mL de leite (usar uma pipeta) e 1 mL de ácido acético diluído.
- Observar a precipitação da caseína do leite.
- Colocar o tubo na centrífuga juntamente com outro tubo com a mesma quantidade de leite e ácido acético (para equilibrar o conjunto).
- Centrifugar por 5 minutos.
- Retirar o tubo e observar o que acontece.
- Repetir a centrifugação se necessário.

## 5.4 QUESTIONÁRIO

1. Para que tipo de mistura se deve usar a filtração?
2. Quando se emprega a filtração a vácuo?
3. Explique por que é possível separar o enxofre do sulfato de cobre pela dissolução fracionada.
4. Como seria possível separar uma mistura de enxofre com açúcar?
5. Em uma mistura de acetona e água, como se faz a separação?
6. Para que serve o filtro de ar do automóvel?
7. O aspirador de pó pode ser considerado um filtro? Por quê?
8. Qual a finalidade de uma centrífuga?
9. Defina o que é dissolução fracionada.
10. Por que uma mistura heterogênea sólido-líquido não deve ser destilada?
11. Qual a diferença entre destilação simples e destilação fracionada?

## AULA 6 – TEORIA ATÔMICA: TESTE DE CHAMA E PROPRIEDADES PERIÓDICAS

### 6.1 INTRODUÇÃO

Alguns cátions se queimam na chama do bico de Bunsen, apresentando coloração característica. Contudo a cor da chama fornece, na maioria das análises, apenas uma indicação da presença de determinado cátion. Sua identificação é feita posteriormente, por meio de reações químicas adequadas.

O caráter metálico refere-se às propriedades dos metais (brilhante ou lustroso, maleável e dúctil). O caráter metálico aumenta à medida que descemos em um grupo da tabela periódica e diminui ao longo do período. Os metais têm energias de ionização baixas. A maioria dos metais sofre oxidação em vez de redução.

### 6.2 MATERIAIS E REAGENTES

- 6 vidros de relógio, para os reagentes
- Tubo de ensaio (5 por equipe)
- Bico de Bunsen + fósforos
- Conta-gotas
- Alça de platina (1 por equipe)
- Ácido clorídrico concentrado (HCl), com pipeta de 10 mL
- Cloreto de bário ( $\text{BaCl}_2$ )
- Cloreto de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ )
- Cloreto de potássio (KCl)
- Cloreto de sódio (NaCl)
- Nitrato de chumbo ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ )
- Sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ )
- Copo de Becker de no máximo 100 mL (5 por equipe)
- Espátula (11 unidades)
- Proveta de 50 mL (1 por equipe)
- Régua de 30 cm (1 por equipe)
- Alumínio (Al) metálico em aparas
- Cobre (Cu) metálico em fragmentos
- Cobre (Cu) fio em espiral
- Ferro (Fe) metálico em fragmentos
- Zinco (Zn) metálico em aparas
- Magnésio (Mg) metálico em aparas ou em fita
- Solução de ácido clorídrico (HCl) 6 mol/L (1 L)
- Cloreto de sódio (NaCl) 0,5 M
- Sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) 0,5 M
- Nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) 2%
- Nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) concentrado (1 L)
- Cuba de vidro
- Sódio (Na) metálico
- Fenolftaleína

## 6.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

### 6.3.1 Teste da chama

- Em um tubo de ensaio adicionar 3 mL de ácido clorídrico (HCl) concentrado. A seguir, introduzir a ponta da alça de platina no ácido e logo na chama forte do bico de Bunsen.
- Introduzir a ponta da alça de platina no ácido clorídrico (HCl). A seguir, introduzir a ponta da alça de platina umedecida com o ácido no sal de sódio (NaCl, cloreto de sódio) sólido, de maneira que alguns cristais do sal fiquem aderidos à alça.
- Colocar a ponta da alça de platina, com os cristais do sal de sódio, na chama forte do bico de Bunsen. Observar a coloração da chama.
- Repetir os passos supracitados usando agora um sal de potássio (KCl, cloreto de potássio). Observar a coloração da chama.
- Repetir os passos supracitados usando agora um sal de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ , cloreto de cálcio). Observar a coloração da chama.
- Repetir os passos supracitados usando agora um sal de bário ( $\text{BaCl}_2$ , cloreto de bário). Observar a coloração da chama.
- Repetir os passos supracitados usando agora um sal de cobre ( $\text{CuSO}_4$ , sulfato de cobre II). Observar a coloração da chama.
- Repetir os passos supracitados usando agora um sal de chumbo ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , nitrato de chumbo II). Observar a coloração da chama.

### 6.3.2 Propriedades periódicas: caráter metálico, reações de metais com ácidos

- Identificar os copos de Becker com o nome de cada um dos metais que serão testados: alumínio, cobre, ferro, zinco e magnésio.
- Usando uma proveta, colocar aproximadamente 20 mL da solução de HCl 6 mol/L em cada um dos copos de Becker.
- Alinhar os copos de Becker lado a lado, de modo que uma régua plástica possa ser colocada sobre eles e suas extremidades fiquem livres.
- Colocar uma amostra dos metais disponibilizados (conforme identificado em cada copo de Becker) sobre a régua plástica que está sobre os copos de Becker.
- Inclinar a régua, de modo que as amostras dos metais sejam adicionadas ao mesmo tempo nos copos de Becker com ácido. Imediatamente passar a observar que metais reagem com o ácido e notar as velocidades relativas de cada reação.

### 6.3.3 Reações de metais com sais

- Colocar uma lâmina de zinco em três tubos de ensaio.
- No primeiro adicionar 2 mL de solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) 0,5 M.
- No segundo adicionar 2 mL de solução de cloreto de sódio (NaCl) 0,5 M.
- No terceiro adicionar 2 mL de solução de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) 2%.
- Aguardar 10 minutos. Agitar e observar.

Em quais tubos houve reação? \_\_\_\_\_

Escreva as equações para as reações ocorridas: \_\_\_\_\_

Em que tubo não houve reação? Justifique: \_\_\_\_\_

### Experiência demonstrativa 1

- Em uma cuba contendo  $\frac{3}{4}$  de água, adicionar 6 gotas de fenolftaleína.
- Retirar com uma pinça metálica um pequeno pedaço de sódio metálico que está guardado em querosene.
- Com a pinça metálica colocar o pequeno pedaço de sódio na cuba com água. Observar.
- O que indica a mudança de coloração? \_\_\_\_\_
- Escreva a equação da reação entre o sódio e a água: \_\_\_\_\_

### Experiência demonstrativa 2

- Adicionar 400 mL de solução de  $\text{AgNO}_3$  concentrado em um copo de Becker de 500 mL.
- Com a pinça metálica colocar um fio de cobre em forma de espiral na solução de  $\text{AgNO}_3$ . Observar.
- O que indica a mudança de coloração? \_\_\_\_\_
- Escreva a equação da reação entre o cobre e o nitrato de prata: \_\_\_\_\_

## 6.4 QUESTIONÁRIO

1) Especificar a coloração da chama considerando os cátions:

<b>Cátion</b>	<b>Cor da chama</b>
Sódio ( $\text{Na}^+$ )	
Potássio ( $\text{K}^+$ )	
Cálcio ( $\text{Ca}^{+2}$ )	
Bário ( $\text{Ba}^{+2}$ )	
Cobre II ( $\text{Cu}^{+2}$ )	
Chumbo II ( $\text{Pb}^{+2}$ )	

2) Qual o metal mais reativo?

\_\_\_\_\_

3) Qual o metal menos reativo?

\_\_\_\_\_

4) Estabeleça a fila de reatividade dos metais utilizados.

\_\_\_\_\_

## AULA 7 – POLARIDADE MOLECULAR E SOLUBILIDADE DE SUBSTÂNCIAS

### 7.1 INTRODUÇÃO

As substâncias iônicas são compostos formados por partículas com carga elétrica positiva (íons positivos ou cátions) e por partículas com carga elétrica negativa (íons negativos ou ânions). Tais partículas se mantêm ligadas umas às outras por forças de natureza elétrica.

Isso não ocorre com as substâncias moleculares ou covalentes. Nestas as moléculas não são partículas com cargas elétricas, embora apresentem polos elétricos (moléculas polares) ou não (moléculas apolares). As moléculas apolares não sofrem desvios por ação de campos elétricos; já as moléculas polares são desviadas pela ação de campos elétricos.

Por causa das atrações de natureza elétrica, pode-se estabelecer a seguinte regra geral: compostos iônicos e compostos covalentes polares são solúveis em solventes polares, mas são insolúveis em solventes apolares.

### 7.2 MATERIAIS E REAGENTES

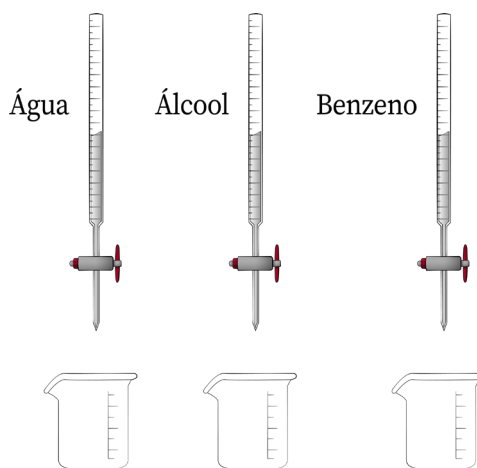
- Bureta de 25 ou 50 mL (3 unidades)
- Suporte universal (3 unidades)
- Garra para bureta (3 unidades)
- Tubo de ensaio (12 por equipe)
- Espátula
- Bastão de vidro
- Copo de Becker de 100 mL
- Estante para tubos de ensaio
- Bastão de plástico (caneta esferográfica)
- Conta-gotas
- Óleo de soja
- Cloreto de sódio (NaCl)
- Naftaleno
- Benzeno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) ou sulfeto de carbono (CS<sub>2</sub>)
- Iodo (I<sub>2</sub>)
- Álcool etílico (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH)

### 7.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### 7.3.1 Polaridade

- Montar três buretas em três suportes universais, colocando sob cada uma delas um copo de Becker de 100 mL, conforme figura 7.1.

**Figura 7.1** – Montagem das vidrarias



- Preencher a primeira bureta com água, a segunda com álcool e a terceira com benzeno, identificando-as.
- Abrir a torneira da bureta com água, de modo a deixar correr um fio de água o mais fino possível (um fio, e não gota a gota), de uma altura de aproximadamente 10 cm entre o bico da bureta e a boca do copo de Becker.
- Atritar um bastão de plástico (caneta esferográfica) contra o cabelo ou contra uma flanela e colocá-lo bem próximo do fio de água (sem encostar).
- O que observou?

---

---

---

- Repita os passos para a bureta com álcool.
- O que observou?

---

---

---

- Repita os passos para a bureta com benzeno.
- O que observou?

---

---

---

### 7.3.2 Solubilidade e polaridade

- Numerar três tubos de ensaio.
- Utilizando as buretas, adicionar no primeiro tubo aproximadamente 5 mL de água, no segundo álcool e no terceiro benzeno.
- Em cada um dos três tubos adicionar 2 gotas de óleo de soja.
- Agitar muito bem cada tubo isoladamente e observar.
- Pegar outros três tubos e repetir os passos 1 e 2.
- Em cada um dos tubos adicionar uma pequena quantidade de cloreto de sódio (procurar colocar a mesma quantidade em cada tubo).

- Agitar muito bem e observar.
- Repetir esses testes utilizando naftaleno (naftalina). Usar uma pequena quantidade de naftaleno; se usar muita parafina não será possível concluir o teste corretamente.
- Repetir novamente os testes de solubilização, colocando: um cristal de iodo ( $I_2$ ) no tubo de ensaio com água; outro cristal de  $I_2$  no tubo contendo álcool e um terceiro cristal de  $I_2$  no tubo contendo benzeno.
- Anotar as solubilidades na tabela 7.1

**Tabela 7.1** – Resultados de solubilidade nos diferentes solventes

<b>Soluto</b> <b>Solvente</b>	<b>Óleo</b>	<b>Cloreto de sódio</b>	<b>Naftaleno</b>	<b>Iodo</b>
Água				
Álcool				
Benzeno				

## 7.4 QUESTIONÁRIO

### *Resultados práticos*

- 1) Quanto à polaridade, podemos pensar que as moléculas de água e as moléculas de álcool \_\_\_\_\_, enquanto as moléculas do benzeno \_\_\_\_\_
- 2) Quais os solventes que solubilizaram o óleo?
- 3) Quais os solventes que não solubilizaram o óleo?
- 4) Pode-se concluir que as moléculas de óleo são polares ou apolares?
- 5) Sendo um composto iônico, o NaCl é mais solúvel nos solventes mais polares. Então, dos três solventes utilizados, \_\_\_\_\_ é o mais polar, \_\_\_\_\_ é o menos polar e \_\_\_\_\_ é apolar.
- 6) O naftaleno é mais solúvel em \_\_\_\_\_ e menos solúvel em \_\_\_\_\_
- 7) Podemos pensar (em termos de polaridade) que as moléculas do naftaleno são \_\_\_\_\_
- 8) O iodo é mais solúvel em \_\_\_\_\_ e menos solúvel em \_\_\_\_\_
- 9) Podemos concluir que as moléculas de iodo devem ser polares ou apolares?
- 10) Que tipos de substâncias devem ser solúveis em água?
- 11) Que tipos de substâncias devem ser solúveis em benzeno?



## AULA 8 – REAÇÕES QUÍMICAS: TIPOS DE REAÇÕES QUÍMICAS

### 8.1 INTRODUÇÃO

De forma simplificada, é possível dizer que há seis tipos básicos de reação química. Supondo que A, B, C e D sejam espécies químicas genéricas, podemos fazer um resumo das reações:

**Síntese:**  $A + B \rightarrow AB$

**Decomposição (análise):**  $AB \rightarrow A + B$

**Deslocamento (simples troca):**  $A + BC \rightarrow AC + B$  ou  $A + BC \rightarrow BA + C$

**Dupla-troca:**  $AB + CD \rightarrow CB + AD$

**Exotérmica:** reação que libera calor.

**Endotérmica:** reação que absorve calor.

A expressão “exotérmica” é formada por duas palavras gregas: *exo*, que significa “fora de”, e *therme*, que quer dizer “calor”. A queima do gás de cozinha, por exemplo, é exotérmica, porque produz calor.

A palavra “endotérmica” também vem do grego: *endon* significa “dentro”, e *therme*, como já dito, “calor”. Ferver água é um processo endotérmico, pois absorve calor (ou seja, temos de colocar calor dentro da água para fervê-la).

### 8.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Ácido clorídrico (HCl) 3 M
- Ácido clorídrico concentrado (HCl)
- Água deionizada
- Bico de Bunsen
- Clorato de sódio ( $\text{NaClO}_3$ )
- Cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ )
- Cobre metálico (Cu)
- Conta-gotas
- Dicromato de amônio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ )
- Dióxido de manganês ( $\text{MnO}_2$ )
- Espátula
- Estante para tubos de ensaio
- Hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) concentrado
- Hidróxido de sódio (NaOH) 3 M
- Magnésio (Mg) em fita
- Nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ )
- Palitos de fósforos
- Pinça de madeira
- Pinça metálica
- Pipeta de 5 mL (7 unidades)
- Pipeta de 10 mL (2 unidades)
- Solução de cloreto de sódio (NaCl) 1%
- Solução de iodeto de sódio (NaI) 1%

- Solução de nitrato de prata (AgNO<sub>3</sub>) 1%
- Solução de nitrato plumboso (Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>) 1%
- Termômetro
- Tubo de ensaio (15 por equipe)

### 8.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

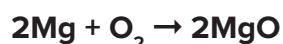
#### 8.3.1 Reações de síntese

##### 8.3.1.1 Síntese do óxido de magnésio

- Com o auxílio de uma pinça, colocar na chama do bico de Bunsen um pedaço de fita de magnésio com 1,5 cm. O magnésio se queimará (isto é, reagirá com o oxigênio), produzindo uma luz muito intensa.

#### **Cuidado!**

A luz produzida pela queima do magnésio é prejudicial aos olhos. Evite observá-la fixamente. A substância resultante dessa síntese é um pó branco (óxido de magnésio):



##### 8.3.1.2 Síntese do cloreto de amônio

- Com uma pipeta de 10 mL, adicionar 1 mL de ácido clorídrico concentrado em um tubo de ensaio. Adicionar em outro tubo a mesma quantidade de hidróxido de amônio concentrado.
- Molhar a ponta de um bastão de vidro no tubo com HCl.
- Aproximar essa ponta até bem perto da superfície livre do NH<sub>4</sub>OH, mas sem encostar o ácido no hidróxido. Observar bem e repetir a operação.

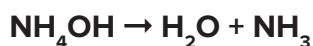
#### **Cuidado!**

Tome cuidado, pois o HCl e o NH<sub>4</sub>OH são corrosivos. Muito voláteis, eles produzem vapores irritantes. Se caírem na pele, lave com bastante água; se molharem a bancada, limpe-a cuidadosamente com água e papel poroso ou com um pano.

Forma-se um vapor branco por causa do cloreto de amônio, resultante da síntese entre amônia e ácido clorídrico:



A amônia (NH<sub>3</sub>) provém da decomposição espontânea do hidróxido de amônio:

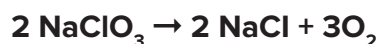


#### 8.3.2 Reações de decomposição

##### 8.3.2.1 Decomposição do clorato de sódio

- Adicionar em um tubo de ensaio uma pequena quantidade de clorato de sódio, uma pequena quantidade de dióxido de manganês e um palito de fósforo.
- Pegar o tubo de ensaio com uma pinça de madeira. Agitar suavemente o tubo enquanto ele é aquecido durante 40 segundos no bico de Bunsen.
- O oxigênio liberado pela decomposição térmica do NaClO<sub>3</sub> acende o palito de fósforo.

A decomposição térmica do clorato de sódio produz cloreto de sódio e oxigênio:



### 8.3.2.2 Decomposição do dicromato de amônio

- Em um tubo adicionar uma pequena quantidade de dicromato de amônio. Pegar o tubo de ensaio com uma pinça de madeira. Agitar suavemente o tubo enquanto ele é aquecido durante 40 segundos no bico de Bunsen.

A decomposição do dicromato de amônio produz óxido de cromo, nitrogênio gasoso e água:



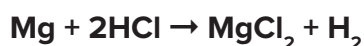
A **decomposição térmica** também é chamada de **pirólise**, palavra que vem do grego: *pyr* significa “fogo”, e *lysis*, “decomposição”.

### 8.3.3 Reações de deslocamento

#### 8.3.3.1 O magnésio desloca o hidrogênio

- Em um tubo de ensaio adicionar 5 mL de uma solução de ácido clorídrico 3 M.
- Adicionar sobre o ácido um pedaço de fita de magnésio de cerca de 2 cm de comprimento. Observar a reação.

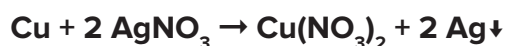
O magnésio desloca o hidrogênio do ácido, tomando seu lugar e formando cloreto de magnésio e hidrogênio:



#### 8.3.3.2 O cobre desloca a prata

- Em um tubo de ensaio adicionar 5 mL de uma solução de nitrato de prata.
- À solução adicionar dois pequenos pedaços de fio de cobre metálico. Deixar o tubo em repouso durante 5 minutos.
- Após 5 minutos, observar a formação de prata metálica e o aparecimento de coloração azul. Essa cor se deve à formação de nitrato cúprico. Agitar o tubo e observar os fragmentos sólidos de prata.

Houve uma reação de deslocamento:

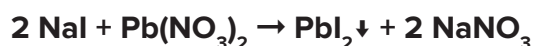


### 8.3.4 Reações de dupla-troca

#### 8.3.4.1 Reação entre iodeto de sódio e nitrato plumboso

- Em um tubo de ensaio adicionar 5 mL de uma solução de iodeto de sódio 1%. Em outro tubo colocar o mesmo volume de solução de nitrato plumboso 1%.
- Despejar o conteúdo de um tubo no outro e observar.

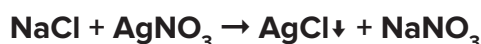
Ocorre uma reação de dupla-troca, formando nitrato de sódio (incolor e solúvel) e iodeto plumboso (amarelo e insolúvel):



#### 8.3.4.2 Reação entre cloreto de sódio e nitrato de prata

- Em um tubo de ensaio adicionar 5 mL de uma solução de cloreto de sódio 1%. Em outro tubo adicionar a mesma quantidade de solução de nitrato de prata 1%.
- Transferir o conteúdo de um tubo no outro e observar a formação de um precipitado branco, decorrente da formação de cloreto de prata (sólido e insolúvel).

Houve uma reação de dupla-troca:



### 8.3.5 Reações exotérmicas

#### 8.3.5.1 Reação entre ácido clorídrico e hidróxido de sódio

- Em um tubo de ensaio adicionar 5 mL de uma solução de ácido clorídrico 3 M. Mergulhar nela um termômetro e medir a sua temperatura:  $T_{\text{HCl}} = \text{_____}^\circ\text{C}$ .
- Em outro tubo de ensaio colocar quantidade semelhante de solução de hidróxido de sódio 3 M e medir a sua temperatura:  $T_{\text{NaOH}} = \text{_____}^\circ\text{C}$ .
- Transferir o conteúdo de um tubo para o outro, agitar e medir a temperatura:  $T_f = \text{_____}^\circ\text{C}$ .

O aumento na temperatura indica que a reação é exotérmica, porque produziu calor:

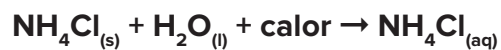


### 8.3.6 Reações endotérmicas

#### 8.3.6.1 Dissolução do cloreto de amônio

- Em um tubo de ensaio adicionar 5 mL de água e anotar a temperatura:  $T_1 = \text{_____}^\circ\text{C}$ .
- Adicionar à água três pontas de espátula de cloreto de amônio. Agitar bem e medir a temperatura:  $T_2 = \text{_____}^\circ\text{C}$ .

A diminuição na temperatura indica que houve absorção de calor, ou seja, ocorreu um fenômeno endotérmico:



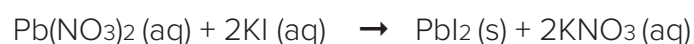
#### 8.4 QUESTIONÁRIO

- 1) Qual o significado das palavras “exotérmico” e “endotérmico”?
- 2) Na síntese do óxido de magnésio, você queimou esse metal. Qual a substância química sem a qual as combustões não ocorrem?
- 3) Quais as fórmulas da amônia e do cloreto de amônio?
- 4) O que é pirólise? E eletrólise?
- 5) O que é um precipitado?
- 6) O que é reação de neutralização?

## AULA 9 – ESTUDO ESTEQUIOMÉTRICO DA PRECIPITAÇÃO DE IODETO DE CHUMBO (PbI<sub>2</sub>)

### 9.1 INTRODUÇÃO

O termo estequiometria deriva das palavras gregas *stoicheion* (elemento) e *metria* (medida) e significa, portanto, a medida dos elementos químicos. Os cálculos estequiométricos são de muita importância para saber as proporções ideais com que os reagentes devem ser adicionados para obtenção dos produtos. Estudos sobre a Lei de Conservação das Massas (Lavoisier) e a Lei das Proporções Definidas (Proust), relações ponderais, são fundamentais para a compreensão dos estudos estequiométricos.



### 9.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Balança analítica
- Bastão de vidro
- Copo de Becker de 50 mL
- Bomba de vácuo
- Conta-gotas
- Dessecador
- Estufa
- Funil de Büchner
- Kitassato
- Papel-filtro, previamente seco
- Pipeta de 5 mL (2 unidades)
- Álcool etílico (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH)
- Iodeto de potássio (KI) 0,20 M
- Nitrato de chumbo (Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>) 0,10 M

### 9.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Com uma pipeta, medir 5,0 mL da solução aquosa de nitrato de chumbo (II) 0,10 mol/L e transferir a solução para um copo de Becker.
- Com outra pipeta medir 5,0 mL da solução aquosa de iodeto de potássio 0,20 mol/L e adicionar à solução já contida no copo de Becker.
- Adicionar 5 a 10 gotas de álcool etílico ao conteúdo do copo de Becker.
- Agitar a mistura e aguardar a decantação.
- Pesar papel-filtro e anotar a massa.
- Realizar a filtração a vácuo e retirar o papel-filtro com o precipitado e secar na estufa por 20 minutos.
- Deixar resfriar o conjunto em dessecador por 10 minutos e efetuar a pesagem para calcular o rendimento da reação.

#### 9.4. QUESTIONÁRIO

Para a obtenção de prata a partir de nitrato de prata, conforme a reação  $\text{Cu} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}\downarrow$ , foram adicionados 10 mL de solução de nitrato de prata 2 M e quantidade suficiente de cobre. Após decorrido o tempo de reação, obteve-se 1,45 g de prata. Qual o rendimento dessa reação?

## AULA 10 – MEDIDA DO pH DE SOLUÇÕES

### 10.1 INTRODUÇÃO

Quando ácidos fortes, bases fortes e sais se dissolvem em água, eles dissociam-se em seus componentes iônicos. Se suas soluções aquosas conduzem ou não a eletricidade, eles são classificados como eletrólitos ou não eletrólitos. A condução da eletricidade por uma solução ocorre por meio de íons, e qualquer composto que se ioniza é um eletrólito.

Ácidos e bases fortes são bons condutores porque praticamente se ionizam completamente em soluções aquosas. Já os ácidos e as bases fracos são maus condutores, pois são bem pouco ionizáveis.

A medida de acidez é de modo geral expressa em termos de pH, em que p significa  $\log_{10}$ . Portanto,  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ . Como a concentração de  $\text{H}^+$  em água pura é  $10^{-7}$  M, definiu-se como solução aquosa neutra a que tem pH 7. Como são usados logaritmos negativos, o pH diminui à medida que a concentração de  $\text{H}^+$  aumenta. Como o produto iônico da água é  $[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ , o  $\text{pH} + \text{pOH}$  é igual a 14.

### 10.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Conta-gotas
- Papel indicador universal
- pHmetro
- Pipetas
- Papel absorvente
- Tubo de ensaio pequeno (10 por equipe)
- Ácido clorídrico (HCl) 1 M e 0,001 M
- Água de torneira
- Água deionizada
- Fenolftaleína
- Hidróxido de sódio (NaOH) 1 M e 0,001 M
- Leite
- Leite de magnésia
- Refrigerante
- Suco de laranja
- Vinagre

### 10.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### 10.3.1 Medida de pH com papel indicador universal

- Numerar 10 tubos de ensaio.
- Colocar cerca de 3 mL de cada amostra nos tubos, identificando-as.
- Umedecer a fita de papel indicador universal. Comparar o padrão de cores com a caixa e anotar na tabela 10.1 o pH correspondente.



### 10.3.2 Medida de pH utilizando o pHmetro

- Lavar o eletrodo do pHmetro com água deionizada e secá-lo cuidadosamente com papel absorvente.
- Em seguida inserir o eletrodo em cada uma das amostras, repetindo o procedimento de limpeza do eletrodo entre cada medição.
- Anotar na tabela 10.1 o pH medido.

### 10.3.3 Identificação de acidez e basicidade com indicador fenolftaleína

- Adicionar 2 gotas de fenolftaleína nos tubos com as amostras. Observar a coloração da solução e anotar o resultado na tabela 10.1.

**Tabela 10.1** – Resultados práticos

Substâncias	pH indicador universal	Coloração (fenolftaleína)	pH pHmetro
HCl 1 M			
HCl 0,001M			
NaOH 1 M			
NaOH 0,001 M			
Vinagre			
Refrigerante			
Suco de laranja			
Leite			
Água de torneira			
Leite de magnésia			

## 10.4 QUESTIONÁRIO

1) À medida que aumenta  $[H^+]$  numa solução, o pH e o pOH da solução, respectivamente:

- a) não se altera, aumenta
- b) não se altera, diminui
- c) diminui, aumenta
- d) aumenta, diminui
- e) não se altera, não se altera

2) Urtiga é o nome genérico dado a diversas plantas da família Urticaceae, cujas folhas são cobertas de pelos finos, os quais liberam ácido fórmico ( $H_2CO_2$ ), que, em contato com a pele, produz uma irritação. Dos produtos de uso doméstico a seguir, indique o que você utilizaria para diminuir a irritação:

- a) vinagre
- b) óleo
- c) sal de cozinha
- d) coalhada
- e) leite de magnésia

3) Num recipiente contendo uma substância A foram adicionadas gotas de fenolftaleína, dando uma coloração rósea. Adicionando-se uma substância B em A, a solução apresenta-se incolor. Com base nessas informações podemos afirmar que:

- a) A e B são bases
- b) A é um ácido e B é uma base
- c) A é uma base e B é um ácido
- d) A e B são ácidos
- e) A e B são sais neutros

4) Explique a diferença na medida do pH para as amostras de ácido clorídrico 0,1 M e 0,001 M.

## **AULA 11 – SOLUÇÃO-TAMPÃO**

### **11.1 INTRODUÇÃO**

As soluções-tampões atenuam a variação dos valores de pH (ácido ou básico), mantendo-o aproximadamente constante, mesmo com adição de pequenas quantidades de ácidos ou bases. As soluções-tampões podem ser constituídas por um ácido fraco e um sal formado pela reação desse ácido com uma base forte ou, então, por uma base fraca e um sal formado pela reação dessa base com um ácido forte. Elas são usadas sempre que se necessita de um meio com pH aproximadamente constante.

### **11.2 MATERIAIS E REAGENTES**

- Almofariz e pistilo
- Funil
- Copo de Becker de 100 mL (2 unidades)
- Papel-filtro
- Argola
- Frasco de Erlenmeyer
- Suporte universal
- Tubo de ensaio (15 unidades)
- Estante para tubos
- Pipeta de 5 mL
- Etanol 96%
- Repolho roxo
- Ácido clorídrico (HCl) 0,1 M
- Hidróxido de sódio (NaOH) 0,1 M
- Pisseta
- Balão volumétrico de 100 mL
- Balão volumétrico de 10 mL
- pHmetro
- Acetato de sódio tri-hidratado ( $C_2H_3NaO_2$ )
- Ácido acético glacial ( $CH_3COOH$ )
- Conta-gotas

### **11.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

#### 11.3.1 Preparo do indicador ácido-base natural (suco de repolho roxo)

- Picar alguns pedaços de repolho em um almofariz, adicionar álcool 96% e triturar com o pistilo, até que ocorra a formação de um líquido roxo (indicador natural). Filtrar para um frasco de Erlenmeyer, com o auxílio de um funil de vidro contendo papel-filtro pregueado.

### 11.3.2 Teste do indicador ácido-base natural (suco de repolho roxo)

- Utilizar algumas soluções prontas no laboratório. Transferir 3mL de cada uma para tubos de ensaio e adicionar 15 gotas do indicador natural. Verificar a mudança de coloração em função do pH. Anotar os resultados na tabela 11.1

**Tabela 11.1** – Coloração das soluções com indicador natural

Substância	Coloração observada	Função inorgânica
HCl		
NaOH		
H <sub>2</sub> O		

### 11.3.3 Preparo da solução-tampão de ácido acético/acetato de sódio (tampão acetato: pH 4,5)

- Transferir 0,299 g de acetato de sódio tri-hidratado e 0,17 mL de ácido acético glacial para um balão volumétrico de 100 mL. Dissolver em água e completar o volume com o mesmo solvente. Verificar o pH no pHmetro e, se necessário, ajustar.

### 11.3.4 Avaliação da ação tamponante

#### **Parte A**

- Numerar 3 tubos de ensaio.
- Nos 3 tubos (1, 2 e 3) adicionar 2 mL de água e 15 gotas do indicador.
- No tubo 1 adicionar 1 gota da solução de HCl 0,1 mol/L.
- No tubo 3 adicionar 1 gota da solução de NaOH 0,1 mol/L.
- Observar o efeito da adição de ácido ou base e anotar os resultados na tabela 11.2.

Obs.: O tubo 2 será usado como controle.

**Tabela 11.2** – Resultado da ação sem tampão

		Coloração observada
Tubo 1A	Água + ácido	
Tubo 2A	Água (controle)	
Tubo 3A	Água + base	

#### **Parte B**

- Repetir o procedimento da parte A substituindo a água pelo tampão ácido acético/acetato. Observar e anotar os resultados na tabela 11.3.

**Tabela 11.3** – Resultado da ação tamponante

		Coloração observada
Tubo 1B	Tampão + 1 gota de ácido	
Tubo 2B	Tampão + 1 gota de água (controle)	
Tubo 3B	Tampão + 1 gota de base	

### Parte C

- Adicionar no tubo 1B, gota a gota, a solução de HCl 0,1 mol/L até observar alteração da cor inicial da solução.
- Anotar na tabela 11.4 o número de gotas necessárias para a alteração da cor inicial da solução.
- Adicionar no tubo 3B, gota a gota, a solução de NaOH 0,1 mol/L até observar alteração da cor inicial da solução.
- Anotar na tabela 11.4 o número de gotas necessárias para a alteração da cor inicial da solução.
- Diluir a solução-tampão de forma que a sua concentração fique 10 vezes menor. Preparar 10 mL.
- Numerar 2 tubos de ensaio e identificá-los como 1C e 3C.
- Nos 2 tubos adicionar 2 mL da solução-tampão diluída e 15 gotas do indicador.
- Adicionar no tubo 1C, gota a gota, a solução de HCl 0,1 mol/L até observar alteração da cor inicial da solução.
- Anotar na tabela 11.4 o número de gotas necessárias para a alteração da cor inicial da solução.
- Adicionar no tubo 3C, gota a gota, a solução de NaOH 0,1 mol/L até observar alteração da cor inicial da solução.
- Anotar na tabela 11.4 o número de gotas necessárias para a alteração da cor inicial da solução.

**Tabela 11.4** – Resultado da ação da solução-tampão diluída

		N.º de gotas de HCl 0,1 mol/L para alterar a cor	N.º de gotas de NaOH 0,1 mol/L para alterar a cor
Solução-tampão	Tubo 1B		-----
	Tubo 3B	-----	
Solução-tampão diluída	Tubo 1C		-----
	Tubo 3C	-----	

### 11.4 QUESTIONÁRIO

Repita aqui os dados das tabelas:

Substância	Coloração observada	Função inorgânica
HCl		
NaOH		
H <sub>2</sub> O		

		Coloração observada
Tubo 1A	Água + ácido	
Tubo 2A	Água (controle)	
Tubo 3A	Água + base	

		Coloração observada
Tubo 1B	Tampão + 1 gota de ácido	
Tubo 2B	Tampão + 1 gota de água (controle)	
Tubo 3B	Tampão + 1 gota de base	

Interprete o resultado das tabelas:

---

---

---

---

---

---

---

Repita aqui os dados da tabela:

		<b>N.º de gotas de HCl 0,1 mol/L para alterar a cor</b>	<b>N.º de gotas de NaOH 0,1 mol/L para alterar a cor</b>
Solução-tampão	Tubo 1B		-----
	Tubo 3 B	-----	
Solução-tampão diluída	Tubo 1 C		-----
	Tubo 3 C	-----	

Interprete o resultado da tabela:

---

---

---

---

---

---

---

## **AULA 12 – PREPARO E PADRONIZAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO BÁSICA**

### **12.1 INTRODUÇÃO**

O preparo de soluções requer cuidados especiais desde a escolha da qualidade do produto químico até a elaboração dos cálculos e manipulação adequada, tais como transferência de material, medição (massa, volume), dissolução e aferição do volume desejado. Dessa forma, é necessário verificar se a concentração da solução preparada se aproxima da concentração da solução desejada. Existem substâncias com características bem definidas, conhecidas como padrões primários, que são utilizadas como referência na correção da concentração das soluções por meio do procedimento denominado padronização, titulação ou fatoração.

### **12.2 MATERIAIS E REAGENTES**

- Balança
- Balão volumétrico de 100 mL
- Bastão de vidro
- Copo de Becker de 50 mL
- Bureta
- Frasco de Erlenmeyer de 250 mL (3 unidades)
- Garra para bureta
- Pipeta volumétrica de 10 mL
- Proveta de 50 mL
- Suporte universal
- Vidro de relógio
- Água deionizada
- Fenolftaleína
- Hidróxido de sódio (NaOH)
- Solução padrão de ácido oxálico ( $C_2H_2O_4$ ) 0,100 N

### **12.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

#### 12.3.1 Preparo da solução de NaOH 0,1 N

- Calcular a massa necessária para preparar 100 mL de solução de NaOH 0,1 N.
- Pesar a massa calculada em um copo de Becker de 50 mL.
- Adicionar um pouco de água deionizada e dissolver a massa de NaOH.
- Transferir para balão volumétrico de 100 mL, lavando o copo de Becker para que todo o conteúdo seja transferido.
- Completar com água deionizada até o traço de aferição e identificar o frasco (NaOH 0,1 N).

#### 12.3.2 Padronização da solução de NaOH 0,1 N

- Lavar a bureta com a solução titulante (ácido oxálico 0,100 N).
- Medir 25 mL de água deionizada em uma proveta e transferir para um frasco de Erlenmeyer de 250 mL.

- Com uma pipeta volumétrica, transferir 10 mL da solução de NaOH 0,1 N para o frasco de Erlenmeyer de 250 mL.
- Adicionar 3 gotas de indicador ácido-base fenolftaleína.
- Titular com solução padrão de ácido oxálico 0,1 N até viragem da cor rosa para incolor.
- Repetir esse procedimento mais duas vezes.
- Calcular a normalidade exata da solução preparada.

#### **12.4 QUESTIONÁRIO**

- 1) O que é um padrão primário e quais as suas características?
- 2) Como agem os indicadores ácido-base?
- 3) Se você utilizar a base na bureta (titulante) e o ácido oxálico no frasco de Erlenmeyer (solução titulada), o ponto final poderá ser detectado com fenolftaleína? Justifique.
- 4) Por que é necessário padronizar uma solução de NaOH?
- 5) Como fazemos a escolha de um indicador para ser utilizado na titulação?



## AULA 13 – PREPARO E PADRONIZAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO ÁCIDA

### 13.1 INTRODUÇÃO

Na dissolução de um reagente em água ou num outro solvente, para preparar uma solução, deve-se observar se o processo é exotérmico ou endotérmico. O preparo de soluções com ácido forte é acompanhado de grande desprendimento de calor. Nessas circunstâncias, é importante que o procedimento seja iniciado com água deionizada em quantidade próxima a 1/3 do volume final da solução. O ácido deve ser transferido suavemente junto às paredes internas do frasco, permitindo uma adequada dissipação de calor. Após resfriamento a aferição do volume final pode ser realizada com auxílio de uma pipeta ou um conta-gotas. Em seguida a solução deverá ser homogeneizada sob agitação e estocada de modo apropriado em frascos de vidro limpos, devidamente rotulados.

### 13.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Balão volumétrico de 100 mL
- Copo de Becker de 100 mL
- Bureta de 25 mL
- Conta-gotas
- Frasco de Erlenmeyer de 250 mL (3 unidades)
- Garra para bureta
- Pipeta volumétrica de 10 mL
- Proveta de 50 mL
- Suporte universal
- Água deionizada
- Fenolftaleína
- Ácido clorídrico (HCl) concentrado
- Solução padrão de hidróxido de sódio (NaOH) 0,100 N

### 13.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### 13.3.1 Preparo da solução de HCl 0,1 N

- Calcular o volume de HCl concentrado necessário para obter 100 mL de solução 0,1 N.  
**Características: concentração de HCl descrita no frasco e densidade de 1,18 g/mL.**
- Em um balão volumétrico de 100 mL, adicionar uma pequena quantidade de água deionizada (aproximadamente 50 mL).
- Adicionar, em capela de exaustão, lentamente e sob agitação, o volume de HCl concentrado calculado no balão volumétrico.
- Completar o volume com água deionizada até o traço de aferição e identificar o frasco (HCl 0,1 N).

#### 13.3.2 Padronização da solução HCl 0,1 N

- Lavar a bureta com a solução titulante.
- Em uma proveta medir 25 mL de água deionizada e transferir para um frasco de Erlenmeyer de 250 mL.

- Com uma pipeta volumétrica, transferir 10 mL da solução preparada para o frasco de Erlenmeyer.
- Adicionar 3 gotas do indicador ácido-base fenolftaleína.
- Completar a bureta com solução padrão NaOH disponibilizada (verificar a concentração exata para cálculos).
- Proceder à titulação até o aparecimento de uma pálida coloração rósea.
- Fazer a leitura do volume gasto de solução padrão NaOH.
- Repetir esse procedimento mais duas vezes.
- Calcular a normalidade exata da solução preparada.

#### 13.4 QUESTIONÁRIO

- 1) O que significa “solução 0,1 N” de HCl?
- 2) Qual o estado físico do HCl?
- 3) Por que saem vapores do frasco de ácido clorídrico concentrado quando ele é aberto?
- 4) Por que o teor de HCl concentrado não ultrapassa 37%?
- 5) Por que se deve padronizar a solução de HCl 0,1 N preparada?
- 6) Que cuidados devem ser tomados ao pipetar o HCl concentrado?
- 7) Com base em que fato teórico são feitos os cálculos da padronização do HCl?
- 8) Qual a função da fenolftaleína nesta aula?
- 9) Por que são feitas duas titulações nesta aula?
- 10) Por que não é conveniente pesar o ácido clorídrico concentrado?

## AULA 14 – DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

### 14.1 INTRODUÇÃO

**Diluição de uma solução** é a técnica físico-química de tornar uma solução menos concentrada em partículas de soluto por meio do aumento do solvente (número de vezes que a concentração da solução vai diminuir). Assim, o **fator de diluição** corresponde à relação entre o volume da solução depois de diluída e o volume da solução antes de ser diluída.

### 14.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Balão volumétrico de 50 mL (4 unidades)
- Balão volumétrico de 25 mL (4 unidades)
- Permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ )
- Dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ )
- Pipetas graduadas e volumétricas de 1, 5 e 10 mL

### 14.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### 14.3.1 Preparo da solução de dicromato de potássio

- Preparar 50 mL de uma solução de dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) com concentração de 50.000 mg/L. A partir dessa solução corada, preparar diluições seriadas conforme descrito na tabela 14.1.

**Tabela 14.1** – Diluições seriadas de solução de dicromato de potássio

Concentração da solução	Volume a ser preparado
10.000 mg/L	50 mL
1.000 mg/L	25 mL
10 mg/L	25 mL

#### 14.3.2 Preparo da solução de permanganato de potássio

- Preparar 50 mL de uma solução de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) com concentração de 500 mg/L. A partir dessa solução corada, preparar diluições seriadas conforme descrito na tabela 14.2.

**Tabela 14.2** – Diluições seriadas de solução de permanganato de potássio

Concentração da solução	Volume a ser preparado
100 mg/L	50 mL
10 mg/L	25 mL
1 mg/L	25 mL

#### 14.4. QUESTIONÁRIO

1) Como você faria para preparar 100 mL de uma solução aquosa de dipirona sódica na concentração de 250 mg/L? Supondo que foi pipetado 1 mL dessa solução para um balão volumétrico de 25 mL e completado o volume com água, qual seria o fator de diluição empregado e qual a concentração da solução resultante?

2) Foram pipetados 3 mL de uma solução de diclofenaco de sódio na concentração de 50 mg/L para um balão volumétrico de 10 mL e completou-se o volume. Qual o fator de diluição empregado e qual a concentração da solução resultante?

3) Como você faria para preparar 100 mL de uma solução aquosa de nitrato de prata com concentração de 10 mg/L a partir de uma solução contendo 1 g/L?

## **AULA 15 – TITULAÇÃO: DETERMINAÇÃO DO ÁCIDO ACÉTICO NO VINAGRE**

### **15.1 INTRODUÇÃO**

A titulação, uma técnica comum de laboratório em análise química quantitativa, é usada para determinar a concentração de um reagente conhecido. O método consiste em reagir completamente o volume conhecido de uma amostra com o volume determinado de um reagente de natureza e concentração conhecidas (solução padrão). A substância de interesse em qualquer determinação recebe o nome de analito. A espécie química com a maior concentração definida recebe o nome de titulante, que é, em geral, uma solução obtida de um padrão primário, podendo ser um sal ou uma substância gerada na solução que se deseja valorar. A solução a ter sua concentração determinada recebe o nome de *titulado*.

O ácido acético é um líquido incolor, com ponto de ebulição em 118,5°C. Quando puro, é chamado ácido acético glacial, porque solidifica a 17°C; quando diluído em água, é chamado simplesmente ácido acético.

### **15.2 MATERIAIS E REAGENTES**

- Balão volumétrico de 100 mL
- Bureta
- Frasco de Erlenmeyer de 250 mL
- Garra para bureta
- Hidróxido de sódio (NaOH) 0,100 N
- Pipetas volumétricas de 10 e 20 mL
- Proveta de 50 mL
- Suporte universal
- Água deionizada
- Fenolftaleína
- Vinagre comercial

### **15.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

- Pipetar 20 mL de vinagre comercial, transferir para um balão volumétrico de 100 mL e completar com água.
- Lavar a bureta com a solução titulante (verificar a concentração no frasco de NaOH).
- Montar o equipamento para a análise titulométrica e preencher a bureta com o titulante.
- Em um frasco de Erlenmeyer de 250 mL, adicionar 10 mL exatos da solução de vinagre preparada anteriormente com 40 mL de água e 3 gotas de fenolftaleína.
- Iniciar a titulação tomando todos os cuidados necessários para a obtenção de resultados compatíveis com os resultados esperados pela teoria.
- Calcular a porcentagem de ácido acético no vinagre.

#### 15.4 QUESTIONÁRIO

- 1) Calcular o percentual de ácido acético no vinagre.
- 2) Ao analisar uma amostra de vinho pela acidez total (ácido acético), partiu-se de 5 mL do vinho, diluiu-se a 100 mL, utilizou-se uma alíquota de 5 mL, titulou-se com NaOH 0,102 N, gastando-se 3 mL. Qual a percentagem de ácido acético encontrada na amostra analisada?
- 3) Segundo a legislação brasileira, quais os teores máximos permitidos de ácido acético em vinhos e vinagres?

## AULA 16 – ELETROQUÍMICA: PILHA DE DANIELL

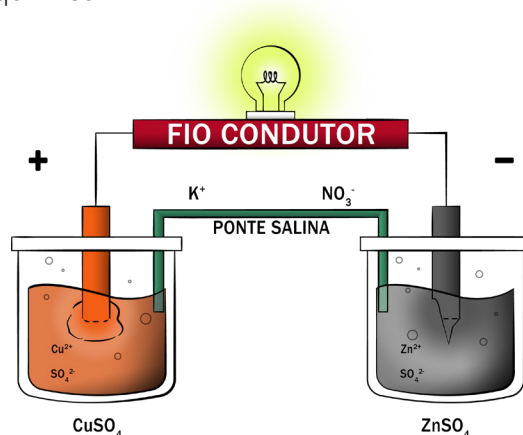
### 16.1 INTRODUÇÃO

Em 1836 o químico e meteorologista inglês John Frederic Daniell (1790-1845) construiu uma pilha diferente da até então conhecida na época: a pilha de Alessandro Volta. Daniell **interligou dois eletrodos, que eram sistemas constituídos por um metal imerso em uma solução aquosa de um sal formado pelos cátions desse metal**. Um dos eletrodos, o de cobre, era formado por uma placa de cobre mergulhada em uma solução de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ). O outro eletrodo era de zinco, constituído de uma placa de zinco mergulhada em uma solução de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ).

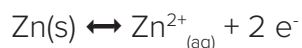
Esses dois eletrodos foram interligados por um circuito elétrico que continha uma lâmpada; se ela acendesse, indicaria o surgimento de uma corrente elétrica. Além disso, havia uma ponte salina entre as células. Essa ponte era feita de um tubo de vidro em U contendo uma solução aquosa concentrada de um sal bastante solúvel, como o cloreto de potássio ( $\text{KCl}_{(aq)}$ ), por exemplo. As extremidades do tubo foram revestidas com um algodão ou com ágar-ágar.

Com o circuito fechado, a lâmpada se acende e, após algum tempo, **a placa de zinco é corroída e tem a sua massa diminuída. Já na de cobre ocorre o contrário: sua massa aumenta (conforme a figura a seguir). Nota-se também um aumento da concentração em mol/L dos íons  $\text{Zn}^{2+}$  e uma diminuição dos íons  $\text{Cu}^{2+}$ .**

Figura 16.1 – Célula eletroquímica



Para entender, vejamos as reações que acontecem em cada eletrodo separadamente. No eletrodo de zinco ocorre a seguinte reação em equilíbrio:



Isso significa que o zinco metálico (da placa) sofre oxidação, isto é, doa dois elétrons para o cátion zinco (da solução) e se transforma em  $\text{Zn}^{2+}$ . O inverso também ocorre: o cátion zinco presente na solução recebe os dois elétrons doados pelo zinco e se transforma em zinco metálico. Há, portanto, um processo de oxidação e redução ininterrupto. O mesmo se aplica ao eletrodo de cobre, que terá a reação global em equilíbrio dinâmico:



## 16.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Algodão
- Balança
- Balão volumétrico de 100 mL (2 por equipe)
- Copo de Becker de 100 mL (2 por equipe)
- Copo de Becker de 50 mL (2 por equipe)
- Lixa
- Tubo em U
- Voltímetro
- Água deionizada
- Cloreto de potássio 3 M
- Fio de cobre
- Fio de zinco
- Pisseta com água
- Sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ )
- Sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ )

## 16.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Preparar 100 mL de solução de sulfato de zinco e de sulfato de cobre 1 M.
- Pesar a quantidade necessária do reagente no copo de Becker de 50 mL.
- Dissolver o sal no copo de Becker de 50 mL.
- Transferir para balão volumétrico de 100 mL e completar o volume com água.
- Em um copo de Becker de 100 mL, adicionar a solução de sulfato de cobre e identificar.
- Em outro copo de Becker de 100 mL, adicionar a solução de sulfato de zinco e identificar.
- Lixar o fio de cobre e de zinco.
- Adicionar o fio de cobre no copo de Becker contendo a solução de sulfato de cobre.
- Adicionar o zinco no copo de Becker contendo a solução de sulfato de zinco.
- Em um tubo em U, colocar cloreto de potássio 3 M e fechar as extremidades com algodão.
- Em seguida colocar as extremidades do tubo em U em cada copo de Becker contendo os metais e as soluções.
- Conectar o voltímetro aos eletrodos.
- Anotar a voltagem indicada no voltímetro.

## 16.4 QUESTIONÁRIO

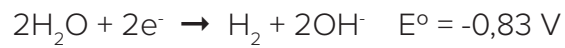
- 1) Escreva a reação química geral de funcionamento da pilha.
- 2) Qual o eletrodo negativo (ânodo) e o eletrodo positivo (cátodo)?
- 3) Qual a função da ponte salina no funcionamento da pilha?
- 4) A imersão de um fio de cobre num recipiente contendo solução aquosa de cloreto de mercúrio II provoca, depois de algum tempo, o aparecimento de gotículas de um líquido de brilho metálico no fundo do recipiente, e a solução que era inicialmente incolor adquire coloração azul. Explique o que aconteceu do ponto de vista químico. Escreva a reação do processo, identificando os produtos formados.



5) Panelas de alumínio são muito utilizadas no cozimento de alimentos. Os potenciais de redução ( $E^\circ$ ) indicam ser possível a reação desse metal com água. A não ocorrência dessa reação é atribuída à presença de uma camada aderente e protetora de óxido de alumínio formada na reação do metal com o oxigênio do ar.

a) Escreva a equação balanceada que representa a formação da camada protetora.

b) Com os dados de  $E^\circ$ , explique como foi feita a previsão de que o alumínio pode reagir com água.



# AULA 17 – CINÉTICA QUÍMICA: INFLUÊNCIA DA TEMPERATURA E DA CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES NA VELOCIDADE DE REAÇÃO

## 17.1 INTRODUÇÃO

A área da química que estuda a velocidade e os mecanismos das reações químicas e quais os fatores que influenciam essa velocidade é denominada **cinética química**.

A velocidade de uma reação química é a variação na concentração dos reagentes ou produtos por unidade de tempo. Portanto, as unidades para velocidade de reação são geralmente concentração molar por segundo (mol/L.s, ou mol L<sup>-1</sup> s<sup>-1</sup>).

Para esta aula prática, optou-se pela reação entre o ácido sulfúrico e o tiosulfato de sódio:  $\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_{3(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{SO}_{2(g)} + \text{S}_{(s)}$ .

Um dos produtos dessa reação é o enxofre, insolúvel em água, o qual deixa a solução turva, possibilitando visualizar o final da reação, bem como cronometrar o tempo em segundos e calcular a velocidade desta em diferentes condições de temperatura e concentração dos reagentes.

## 17.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Bastão de vidro
- Copo de Becker de 500 mL
- Bureta (3 unidades)
- Chapa de aquecimento
- Pipeta (2 de 5 mL e 1 de 10 mL)
- Termômetro (0-100°C)
- Tubos de ensaio (16 por equipe)
- Ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) 0,3 M
- Água deionizada
- Tiosulfato de sódio (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) 0,3 M

## 17.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

### 17.3.1 Concentração do reagente *versus* velocidade de reação

- Numerar quatro tubos de ensaio.
- Em outros quatro tubos de ensaio adicionar, com auxílio de uma bureta, 4 mL de solução de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) 0,3 M.
- Utilizando bureta, adicionar nos tubos numerados os volumes de H<sub>2</sub>O e de solução tiosulfato de sódio (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) 0,3 M, conforme descrito na tabela 17.1:

**Tabela 17.1** – Tabela de acompanhamento de resultados

Tubo	Volume (mL)			Molaridade da mistura (mol/L.s)	Tempo de reação (s)	Velocidade reação (mol/L.s)
	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	Total			
1	6 mL	0 mL	6 mL			
2	4 mL	2 mL	6 mL			
3	3 mL	3 mL	6 mL			
4	2 mL	4 mL	6 mL			

- Em um dos tubos contendo 4 mL de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 0,3 M, adicionar o conteúdo do tubo 1 e acionar imediatamente o cronômetro.
- Observar atentamente o tubo 1. Assim que ocorrer a turvação do líquido, parar o cronômetro.
- Anotar na tabela o tempo cronometrado (em segundos).
- Descartar o conteúdo do tubo e lavá-lo em seguida. Essa operação deve ser feita imediatamente, para evitar que o tubo fique manchado.
- Repetir os passos anteriores para os tubos 2, 3 e 4, anotando na tabela os tempos de cada reação.
- Calcular a velocidade de cada reação, dividindo os valores de concentração (molaridade da mistura) pelo tempo de reação correspondente, e anotar os resultados na última coluna da tabela.

### 17.3.2 Temperatura *versus* velocidade de reação

- Numere quatro tubos de ensaio: 1, 2, 3 e 4.
- Em cada um deles, utilizando as buretas, adicionar 2 mL de solução de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 0,3 M e 4 mL de água.
- Rotular outros quatro tubos como 1A, 2A, 3A e 4A.
- Em cada um deles, utilizando bureta, adicionar 2 mL de solução de tiosulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) 0,3 M e 4 mL de água.
- Fazer um banho-maria com uma chapa de aquecimento e um copo de Becker de 500 mL contendo água até a metade.
- Colocar em banho-maria os tubos 1 e 1A e um termômetro (com escala de 0 a 100°C).
- Esperar 2 minutos para que a temperatura nos dois tubos se iguale à temperatura do banho, que nessa etapa é a temperatura ambiente. Medir a temperatura do banho e anotar o valor na tabela 17.2.
- Transferir o conteúdo do tubo 1 para o tubo 1A, mantendo este último em banho-maria. Acionar imediatamente o cronômetro.
- Observar atentamente o tubo 1A e, assim que aparecer uma turvação no líquido, parar o cronômetro. Anotar o tempo cronometrado (em segundos) na tabela 17.2.
- Descartar o conteúdo do tubo 1A e lavá-lo em seguida. Essa operação deve ser feita imediatamente, para evitar que o tubo fique manchado.
- Ligar a chapa de aquecimento e aquecer a água do banho-maria até 35°C. Com o auxílio de um bastão de vidro, agitar a água do copo de Becker para homogeneizar a temperatura.
- Colocar os tubos 2 e 2A em banho-maria e aguardar 2 a 3 minutos para que os conteúdos atinjam a temperatura da água do banho-maria.
- Medir a temperatura do banho e anotar o valor na tabela 17.2.
- Transferir o conteúdo do tubo 2 para o tubo 2A, mantendo este último em banho-maria, e acionar o cronômetro imediatamente.
- Observar atentamente o tubo 2A e, assim que aparecer uma turvação do líquido, parar o cronômetro. Anotar o tempo cronometrado (em segundos) na tabela 17.2.
- Descartar o conteúdo do tubo 2A e lavá-lo em seguida.
- Aquecer o banho-maria até 50°C.
- Repetir os passos anteriores para os tubos 3 e 3A.
- Aquecer o banho-maria até 60°C.
- Repetir os passos anteriores para os tubos 4 e 4A.
- Preencher a última coluna da tabela, dividindo os valores de molaridade pelos tempos correspondentes.

**Tabela 17.2** – Tabela de acompanhamento de resultados

Temperatura	Tempo (s)	Molaridade (mol/L.s)	Velocidade da reação (mol/L.s)
Tubo 1 ( )			
Tubo 2 ( )			
Tubo 3 ( )			
Tubo 4 ( )			

#### 17.4 QUESTIONÁRIO

- 1) O que diz a teoria das colisões?
- 2) Quais fatores são determinantes para que uma reação química aconteça?
- 3) Construa um gráfico de velocidade de reação *versus* concentração de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .
- 4) Construa um gráfico de velocidade de reação *versus* temperatura.
- 5) Comente o perfil das duas curvas.

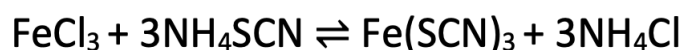
## AULA 18 – EQUILÍBRIO QUÍMICO E O PRINCÍPIO DE LE CHÂTELIER

### 18.1 INTRODUÇÃO

Nas reações químicas considera-se que reagentes se transformam em produtos, assim como se deve considerar que produtos também podem se transformar em reagentes. A condição na qual as concentrações de todos os reagentes e produtos em um sistema fechado param de variar com o tempo é chamada **equilíbrio químico**. O equilíbrio químico ocorre quando as reações opostas acontecem a velocidades iguais: a velocidade em que os produtos são formados a partir dos reagentes é igual à velocidade em que os reagentes são formados a partir dos produtos.

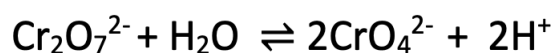
Entretanto a alteração das condições do sistema pode perturbar o estado de balanço. Se isso ocorre, o equilíbrio desloca-se até que um novo estado de balanço seja atingido. O princípio de Le Châtelier afirma que o deslocamento será no sentido que minimize ou reduza o efeito da variação. Conseqüentemente, se um sistema químico está em equilíbrio e adicionamos uma substância (um reagente ou um produto), a reação se deslocará de tal forma a restabelecer o equilíbrio pelo consumo de parte da substância adicionada. Contrariamente, a remoção de uma substância fará com que a reação se mova no sentido de formar mais daquela substância.

Nesta aula prática serão utilizadas as reações a seguir a fim de observar os postulados de Le Châtelier sobre deslocamento de equilíbrios químicos:



O tiocianato de ferro (III),  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ , é um sal solúvel de cor vermelha característica. Por meio do aumento ou da diminuição da intensidade da cor vermelha da solução, determina-se o sentido de deslocamento do equilíbrio.

Dissolvendo-se certa quantidade de dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) em água, este se dissolverá e entrará em equilíbrio com a água, conforme equações a seguir:



O íon dicromato em solução aquosa tem cor alaranjada, enquanto o íon cromato tem cor amarela. Por meio da alteração de cor entre amarelo e alaranjado, determina-se o deslocamento do equilíbrio da reação.

### 18.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Espátula (2 para reagentes)
- Estante para tubos de ensaio
- Pipeta graduada de 10 mL (2 para reagentes)
- Pipeta graduada de 10 mL (2 por equipe)
- Pipeta graduada de 5 mL (4 para reagentes)
- Proveta de 50 mL (1 por equipe)

- Tubo de ensaio (8 por equipe)
- Água deionizada (1 por equipe)
- Cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ )
- Solução de tiocianato de amônio ( $\text{NH}_4\text{SCN}$ ) 0,005 M
- Solução de cloreto férrico ( $\text{FeCl}_3$ ) 0,05 M
- Solução de dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) 0,5%
- Solução de hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ) 0,5%
- Solução de cromato de potássio ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) 1%
- Solução de ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ) 5%
- Tiocianato de amônio ( $\text{NH}_4\text{SCN}$ )

### 18.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### 18.3.1 Equilíbrio químico de tiocianato de amônio com cloreto férrico

- Em uma proveta de 50 mL adicionar 1 mL de solução cloreto de ferro (III) ( $\text{FeCl}_3$ ) 0,05 M, mais 1 mL de solução de tiocianato de amônio ( $\text{NH}_4\text{SCN}$ ) 0,005 M e 38 mL de água. Agitar.

Você observou que: \_\_\_\_\_

- Numerar quatro tubos de ensaio: 1, 2, 3 e 4. Colocar em cada tubo 8 mL da solução preparada no item anterior.

- No tubo 1 adicionar 2 mL de solução cloreto de ferro (III) ( $\text{FeCl}_3$ ) 0,05 M. Agitar. Observar e comparar a coloração obtida com a cor da solução do tubo 4.

Você notou que: \_\_\_\_\_

Isso ocorreu porque: \_\_\_\_\_

- No tubo 2 adicionar uma ponta de espátula de tiocianato de amônio ( $\text{NH}_4\text{SCN}$ ) sólido. Agitar. Observar e comparar a coloração obtida com a cor da solução do tubo 4.

Você notou que: \_\_\_\_\_

Isso ocorreu porque: \_\_\_\_\_

- No tubo 3 adicionar uma ponta de espátula de cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) sólido. Agitar. Observar e comparar a coloração obtida com a cor da solução do tubo 4.

Você notou que: \_\_\_\_\_

Isso ocorreu porque: \_\_\_\_\_

#### 18.3.2 Equilíbrio químico de dicromato de potássio

- Nos tubos 1 e 2 adicionar 3 mL de solução de cromato de potássio ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) 1%. Nos tubos 3 e 4 adicionar quantidade semelhante de solução de dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) 0,5%.

- No tubo 1 adicionar 3 mL de ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ) 5%. Agitar. Observar e comparar a coloração obtida com a cor da solução do tubo 2.

Você notou que: \_\_\_\_\_

Isso ocorreu porque: \_\_\_\_\_

• No tubo 3 adicionar 3 mL de solução de hidróxido de sódio (NaOH) 0,5%. Agitar. Observar e comparar a coloração obtida com a cor da solução do tubo 4.

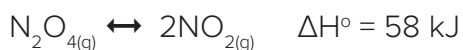
Você notou que: \_\_\_\_\_

Isso ocorreu porque: \_\_\_\_\_

#### 18.4 QUESTIONÁRIO

1) O que diz o princípio de Le Châtelier?

2) Considere o seguinte equilíbrio:



Indique em qual sentido o equilíbrio se deslocará quando cada uma das seguintes variações for feita ao sistema no equilíbrio:

a) adição de  $\text{N}_2\text{O}_4$

b) remoção de  $\text{NO}_2$

c) aumento da pressão total pela adição de  $\text{N}_{2(g)}$

d) aumento do volume

e) diminuição da temperatura

## AULA 19 – SÍNTESE DE CICLO-HEXENO

### 19.1 INTRODUÇÃO

Ciclo-hexeno é um hidrocarboneto com a fórmula  $C_6H_{10}$ . Esse cicloalcano é um líquido incolor com odor penetrante, além de ser um intermediário em vários processos industriais. O ciclo-hexeno não é muito estável sob estocagem por longos períodos com exposição à luz e ao ar, porque forma peróxidos.

Faz-se a desidratação do ciclo-hexanol com catalisador ácido à temperatura moderada. O ácido fosfórico é o catalisador usualmente empregado nessa síntese, em substituição ao ácido sulfúrico convencional, em virtude de minimizar a geração de produtos de carbonização e evitar a produção de óxido de enxofre.

### 19.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Balão de destilação de 100 mL (1 por equipe)
- Cabeça de destilação
- Condensador de Liebig
- Esferas de vidro
- Espátula (1 para reagente)
- Frasco de Erlenmeyer
- Garras para condensador
- Manta de aquecimento
- Pipeta de 10 mL (1 por reagente)
- Pipeta de 5 mL (1 por reagente)
- Proveta
- Suporte universal
- Termômetro (até 100°C)
- Tubo de ensaio (2 unidades)
- Ácido fosfórico 85%
- Ciclo-hexanol
- Permanganato de potássio

### 19.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### 19.3.1 Desidratação do ciclo-hexanol

- Em um balão de fundo redondo, com capacidade de 100 mL, adicionar 20 mL de ciclo-hexanol e 3 mL de ácido fosfórico 85%.
- Agitar vigorosamente a mistura e acrescentar algumas esferas de vidro.
- Ajustar o balão a um sistema de fracionamento, empregando condensador de Liebig.
- Proceder à destilação empregando manta de aquecimento. Manter a temperatura do vapor abaixo de 90°C na extremidade da coluna de fracionamento.
- Coletar o destilado em proveta e realizar leituras da temperatura de ebulição a cada 5 mL de destilado. Parar a destilação quando somente restar um pouco de resíduo no balão.



### 19.3.2 Confirmação da presença de insaturação

Ligações duplas e triplas de alcenos e alcinos descoram a solução de permanganato de potássio.

- Em um tubo de ensaio adicionar 4 mL da solução de permanganato de potássio e gotejar a amostra a ser analisada. Realizar a análise paralelamente para o ciclo-hexanol.

### 19.4 QUESTIONÁRIO

- 1) Por que no procedimento experimental se deve deixar a temperatura abaixo de 90°C?
- 2) Qual(is) seria(m) o(s) produto(s) (nome e estrutura) se essa reação fosse realizada com 2-butanol?
- 3) Explique o que acontece no teste de confirmação da presença de insaturação.
- 4) Por que a análise do teste da confirmação da insaturação também é feita com o ciclo-hexanol?
- 5) Apresente a reação do procedimento experimental realizado.

## AULA 20 – SÍNTESE DE PROPANAL

### 20.1 INTRODUÇÃO

É uma substância que pertence ao grupo funcional aldeído de fórmula molecular  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COH}$ . Muitos aldeídos têm fragrâncias agradáveis e, por causa disso, encontram uso em perfumes. Originalmente, os ingredientes para perfume vinham de fontes naturais, tais como óleos essenciais. Mas, com o desenvolvimento da química orgânica sintética no século XIX, muitos ingredientes atualmente utilizados em perfume resultam da criatividade em laboratório. Os aldeídos podem ser obtidos de várias formas; a mais simples ocorre por oxidação de álcoois primários.

Os álcoois primários podem ser oxidados a aldeídos e ácidos carboxílicos. A oxidação de aldeídos a ácidos carboxílicos em soluções aquosas usualmente requer agentes oxidantes menos potentes do que os requeridos para oxidar álcool primário a aldeído. Portanto, é difícil parar uma reação no estado de oxidação dos aldeídos. Uma das formas de contornar o problema é remover o aldeído assim que este é formado.

### 20.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Argola
- Recipiente para gelo
- Balão de fundo redondo de 3 bocas
- Cabeça de destilação
- Coluna de fracionamento
- Condensador de Liebig
- Conta-gotas (1 por equipe)
- Frasco de Erlenmeyer
- Esferas de vidro
- Espátula
- Funil de separação com rolha
- Garras
- Manta de aquecimento
- Pipeta de 10 mL (2 para reagentes)
- Pipeta de 5 mL (3 para reagentes)
- Proveta de 50 mL
- Suporte universal
- Termômetro (até 100°C, 2 por equipe)
- Tubo de ensaio (2 por equipe)
- 1-propanol
- Ácido sulfúrico concentrado
- Água deionizada aquecida
- Dicromato de potássio
- Gelo
- Hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) 2%
- Hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ) 10%
- Nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) 5%

## 20.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Dissolver 5 g de dicromato de potássio em 30 mL de água deionizada aquecida.
- Acrescentar 4 mL de ácido sulfúrico concentrado, aos poucos e agitando sob água de torneira. Transferir a solução para um funil de separação.
- Em um balão de três bocas, com capacidade de 250 mL, adicionar 15 mL de 1-propanol e algumas esferas de vidro.
- Conectar a saída central a uma coluna de fracionamento, que deverá ser conectada a uma cabeça de destilação munida de termômetro. Ao tubo de desprendimento lateral conectar um condensador de Liebig com extremidade encurvada.
- Introduzir, por uma das saídas do balão, o funil contendo o reativo; na outra saída adaptar o termômetro, de modo a mantê-lo em contato com a mistura reagente.
- Aquecer o balão em manta de aquecimento até desprendimento inicial de vapores de álcool. A seguir, gotejar a solução oxidante sobre o álcool, mantendo a temperatura do sistema abaixo de 90°C.
- Após ter sido transferida toda a solução oxidante para o balão, aquecê-lo por mais 30 minutos aproximadamente, recolhendo-se o destilado que passa até 80°C – verificar no termômetro da parte superior da coluna. O frasco de Erlenmeyer coletor deverá estar imerso em gelo, desde o início do aquecimento.

### 20.3.1 Teste confirmatório para aldeídos – ensaio de Tollens

Este ensaio permite a distinção entre aldeídos e álcoois. A oxidação do aldeído pelo reagente de Tollens fornece um precipitado de prata elementar que aparece como um espelho nas paredes do tubo de ensaio. Álcoois e cetonas não reagem.



- Em um tubo de ensaio longo e limpo, adicionar 2 mL de solução de nitrato de prata 5% e uma gota de solução de hidróxido de sódio 10%.
- Adicionar, sob agitação, solução de hidróxido de amônio 2% até a dissolução completa do precipitado de óxido de prata. Deve-se evitar o excesso de amônia, para não comprometer a sensibilidade do teste.
- Gotejar (duas a três gotas), sob leve agitação, a amostra a ser analisada sobre o reagente de Tollens. Caso a reação não ocorra imediatamente, aquecer o tubo de ensaio levemente em banho-maria (50°C). A formação de um precipitado escuro de prata ou a formação de espelho é o resultado indicativo da presença de aldeído.

**OBS.:** realizar o teste de confirmação com o destilado e com o álcool empregado na oxidação.

## 20.4 QUESTIONÁRIO

- 1) Qual a função da solução de cor laranja utilizada no experimento?
- 2) Escreva a reação de transformação de 1-propanol em propanal.
- 3) Por que se deve cuidar para que a temperatura do sistema não ultrapasse 90°C?
- 4) Por que o teste confirmatório não ocorre com álcoois?
- 5) Cite uma aplicação de aldeído em sua área de atuação.

## AULA 21 – SÍNTESE DA ACETONA

### 21.1 INTRODUÇÃO

Os álcoois podem ser oxidados a aldeídos, cetonas ou ácidos carboxílicos, dependendo das condições de reação e da natureza do álcool. Vários agentes oxidantes baseados no cromo (VI) têm sido empregados na oxidação de álcoois secundários a cetonas. O reagente mais comumente utilizado é o ácido crômico ( $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ). O ácido crômico é usualmente preparado pela adição de óxido de cromo ( $\text{CrO}_3$ ) ou dicromato de sódio ( $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) ou potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) a soluções aquosas de ácido sulfúrico. A oxidação de álcoois secundários insolúveis em água é geralmente realizada em soluções de acetona ou ácido acético.

A destilação destrutiva do acetato de cálcio, obtido do ácido pirolenhoso (fração líquida resultante da destilação da madeira), foi o primeiro método industrial de obtenção da acetona. Durante a Primeira Guerra Mundial, tornou-se necessária uma produção muito maior (pólvora), tendo sido elaborado um processo fermentativo com amido, efetuado pela ação do *Clostridium acetobutylicum*. Atualmente os dois principais métodos industriais de preparação da acetona são a desidratação do isopropanol e a desidrogenação catalítica de isopropanol (passagem do vapor de isopropanol sobre cobre aquecido ao rubro).

### 21.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Recipiente para banho de gelo
- Balão de 250 mL de 3 saídas
- Cabeça de destilação
- Coluna de destilação fracionada
- Condensador de Liebig
- Frasco de Erlenmeyer de 100 mL
- Frasco de Erlenmeyer de 250 mL
- Esferas de vidro
- Espátula (1 por reagente)
- Funil de separação de 125 mL com rolha
- Garras
- Manta de aquecimento
- Pipeta de 10 mL (2 por reagentes)
- Proveta de 50 mL
- Suporte universal (2 por equipe)
- Termômetro (2 por equipe)
- Ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) concentrado
- Água destilada
- Álcool isopropílico ( $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ )
- Dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ )
- Gelo

### 21.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Em um frasco de Erlenmeyer com 250 mL de capacidade, preparar a solução oxidante, inicialmente dissolvendo 5 g de dicromato de potássio ( $K_2Cr_2O_7$ ) em 30 mL de água destilada. Em seguida, adicionar cautelosamente 4 mL de ácido sulfúrico concentrado. A liberação de calor proveniente da adição do ácido favorecerá a dissolução do dicromato de potássio.
- Resfriar a solução e transferir para um funil de separação de 125 mL (haste curta).
- Em um balão de três saídas, com capacidade de 250 mL, adicionar 10 mL de álcool isopropílico, 30 mL de água destilada e algumas esferas de vidro.
- Adaptar o funil de separação contendo a solução sulfocrômica (mistura oxidante) à saída lateral do balão. À outra saída lateral adaptar um termômetro, para controle da temperatura de reação, e na saída central uma coluna de destilação fracionada (Vigreux).
- Conectar a esta última um condensador de Liebig, com fluxo de refrigerante em contracorrente, para a recuperação da acetona produzida.
- Aquecer o balão em manta de aquecimento até temperatura próxima da ebulição. Iniciar o gotejamento da solução sulfocrômica.
- Verificar o início da destilação. Continuar a destilação, coletando em um frasco de Erlenmeyer de 100 mL, imerso em gelo, o destilado que passa próximo de 60°C.

### 21.4 QUESTIONÁRIO

- 1) Por que no procedimento aqui descrito se utiliza destilação fracionada?
- 2) Cite três usos da acetona.
- 3) Qual seria o produto se na reação fosse utilizado o álcool n-propílico?
- 4) Apresente a reação de produção da acetona.
- 5) Por que é necessário usar gelo na coleta do destilado?

## AULA 22 – SÍNTESE DO ACETATO DE BUTILA

### 22.1 INTRODUÇÃO

A reação entre um álcool (ou fenol) e um ácido carboxílico resulta na formação de um éster por um processo reversível. Esse tipo de reação geralmente necessita de um meio ácido ( $H_2SO_4$ ), que funciona como catalisador. Tal reação recebe o nome de esterificação de Fischer.

Etanoato de butila ou éster butílico do ácido acético é um éster encontrado em vários tipos de fruta, com odor que lembra maçã ou banana. Industrialmente serve como flavorizante artificial para balas, doces, biscoitos e na indústria farmacêutica.

### 22.2 MATERIAIS E REAGENTES

- Balão de fundo chato
- Copo de Becker
- Condensador de refluxo
- Funil de decantação
- Manta de aquecimento
- Pipetas
- Suporte universal
- Garras
- Termômetro
- Ácido etanoico ( $CH_3COOH$ )
- Ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) concentrado
- Água destilada
- Solução de bicarbonato de sódio ( $NaHCO_3$ ) 1%
- Butanol ( $C_4H_9OH$ )

### 22.3 PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Em um balão de fundo chato adicionar 23 mL (18,63 g) de butanol (álcool butílico). Em seguida, adicionar 28,5 mL de ácido etanoico (ácido acético) e, cuidadosamente, 0,5 mL de ácido sulfúrico concentrado.
- Adaptar o balão a um condensador de refluxo. Fixar o balão e o condensador a um sistema de aquecimento. Aquecer o sistema até a ebulição e deixar assim por 15 minutos.
- Transferir a mistura para um funil de decantação contendo 125 mL de água destilada. Executar o procedimento de extração com solvente.
- Separar a camada inferior (aquosa). Adicionar mais 50 mL de água destilada na fase orgânica e fazer novamente o procedimento de extração com solvente.
- Em seguida, adicionar 12 mL de uma solução de bicarbonato de sódio ( $NaHCO_3$ ) e repetir mais uma vez o procedimento de extração com solvente.
- Finalmente, adicionar 25 mL de água destilada e repetir uma última vez o procedimento de extração com solvente.
- Recolher em um copo de Becker de massa conhecida o éster obtido, pesá-lo e calcular o rendimento da reação.

a) Cálculo da massa de éster produzido

Massa molecular (MM) do butanol \_\_\_\_\_ Massa molecular (MM) do éster

Massa de butanol \_\_\_\_\_ X

b) Cálculo do rendimento da reação

X \_\_\_\_\_ 100%

Massa do éster obtida \_\_\_\_\_ R

Dados:

Butanol: MM = 74,12 g/mol; d = 0,81 g/mL; (23 mL = 18,63 g)

Éter gerado: MM = 116,16 g/mol

## 22.4 QUESTIONÁRIO

- 1) Apresente a reação de formação do acetato de butila.
- 2) Apresente o cálculo do rendimento da reação.
- 3) Por que é feito o processo de extração?
- 4) Qual odor você sentiu quando o produto foi formado?
- 5) Qual seria o produto da reação de fenol com ácido acético?

## REFERÊNCIAS

BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. **Química geral**. 2. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1986. v. 2.

BROWN, T.; LEMAY, H. E. **Química**: a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

FOGAÇA, J. **Reatividade dos metais com água e bases**. Disponível em: <http://www.brasilecola.com/quimica/reatividade-dos-metais-com-agua-bases.htm>. Acesso em: 24 jul. 2014.

MAIA, D. J.; BIANCHI, J. C. de A. **Química geral**: fundamentos. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2007.

OLIVEIRA, E. A. **Aulas práticas de química**. 3. ed. São Paulo: Moderna, 1993.

SZPOGANICZ, B.; DEBACHER, N. A.; STADLER, E. **Experiências de química geral**. Florianópolis: Editora da UFSC, 2001.