UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
DEPARTAMENTO DE CIÊNCIAS NATURAIS

EXPERIMENTOS DE QUÍMICA GERAL

Centro Universitário Norte do Espírito Santo
Rodovia BR 101 Norte, Km. 60, Bairro Litorâneo, CEP 29932-540
São Mateus – ES
Sítio eletrônico: http://www.ceunes.ufes.br

PLANO DE ENSINO

Este manual apresenta as aulas experimentais da disciplina de Laboratório de Química, destinadas aos alunos do curso de Ciências Biológicas (bacharelado). E Química Geral Experimental destinadas aos alunos dos cursos de Engenharia de Computação, Engenharia de Petróleo.

CARACTERÍSTICAS

Carga horária: 30 h (2 horas semanais)
Créditos: 2

EMENTA

Segurança no laboratório. Equipamentos básicos de laboratório. Identificação de substâncias químicas através de medidas de grandezas físicas e de reações químicas. Técnicas básicas de isolamento e purificação de substâncias químicas. Elementos compostos e misturas. Preparação e padronização de soluções. Transformação química. Oxidação e redução.

OBJETIVOS GERAIS DA DISCIPLINA

- Iniciar o aluno no manejo de materiais e técnicas de laboratório.
- Verificar experimentalmente o conteúdo da disciplina Química Geral.
- Estabelecer relações entre conhecimentos teóricos e os verificados experimentalmente.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS DA DISCIPLINA

Ao final do período o aluno deverá identificar e manusear adequadamente o material de laboratório, sendo capaz de realizar as atividades que constam no conteúdo programático.

SISTEMA DE AVALIAÇÃO

Os critérios de avaliação serão apresentados pelos professores que ministrarão a disciplina a cada período letivo.

ÍNDICE DE AULAS EXPERIMENTAIS

AULA	ASSUNTO	PÁGINA
1	INTRODUÇÃO AO LABORATÓRIO, SEGURANÇA E VIDRARIA	3
2	TÉCNICAS DE MEDIDA DE MASSA, VOLUME E TEMPERATURA	6
3	DETERMINAÇÃO DE DENSIDADE DE LÍQUIDOS E SÓLIDOS	10
4	TESTE DE CHAMA	12
5	FORÇAS INTERMOLECULARES (MISCIBILIDADE E SOLUBILIDADE)	14
6	IDENTIFICAÇÃO DE SUBSTÂNCIAS - recomenda-se a escolha de 5 reagentes para testagem durante a aula considerando o tempo de 2h.	15
7	PREPARO DE SOLUÇÕES	16
8	REAÇÕES EM SOLUÇÃO AQUOSA	19
9	ÁCIDOS, BASES E MEDIDAS DE PH	22
10	TITULAÇÃO DE SOLUÇÕES	24
11	TERMOQUÍMICA (LEI DE HESS)	27
12	CINÉTICA QUÍMICA (VELOCIDADE DE REAÇÃO)	30
13	EQUILÍBRIO QUÍMICO	32
14	ESTUDO DO CARÁTER OXIDANTE-REDUTOR DE SUBSTÂNCIAS METÁLICAS – ESCALA DE NOBREZA	35

AULA 1: APRESENTAÇÃO - INTRODUÇÃO AO LABORATÓRIO, SEGURANÇA E VIDRARIA

1) INTRODUÇÃO

Os laboratórios de ensino são essencialmente semelhantes aos laboratórios de pesquisa ou de uma indústria, mas diferem nas finalidades e em outras particularidades.

Nesta aula você conhecerá o laboratório de Química Geral e Inorgânica onde, provavelmente, fará o seu primeiro contato com equipamentos, materiais, reagentes e métodos de trabalho. Os conhecimentos, as habilidades e atitudes que aqui você desenvolverá serão úteis, não apenas durante o Curso de Ciências Biológicas, mas, também, nas suas atividades profissionais.

Uma ênfase especial será dada à **segurança** no trabalho. Um laboratório de química poderá tornar-se um local perigoso quando nele se tem uma conduta inadequada. Você conhecerá as normas gerais de segurança para os laboratórios de ensino de química; os procedimentos específicos serão abordados no transcorrer de cada aula e em cada experiência.

A adoção de medidas de segurança no trabalho é uma exigência legal: todas as Instituições, com um número mínimo de trabalhadores, são obrigadas a constituir uma Comissão Interna de Prevenção de Acidentes (CIPA), encarregada de planejar, implantar e manter um sistema específico de segurança.

2) OBJETIVOS

- Conhecer as instalações do laboratório
- Conhecer as Normas Gerais de Segurança
- Conhecer os materiais e equipamentos usuais de laboratório

3) MEDIDAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO

O laboratório de química é um ambiente de risco, pois nele são manipuladas substâncias tóxicas, inflamáveis, corrosivas, voláteis e explosivas. Para reduzir este risco e evitar acidentes é necessária uma postura séria e responsável por parte do aluno e máxima concentração naquilo que está fazendo. As normas básicas de segurança em laboratório estão listadas abaixo:

- Evitar trabalhar sozinho;
- Só realizar experimentos autorizados e seguindo rigorosamente o roteiro de prática;
- Usar sempre guarda-pó, óculos de segurança e sapato fechado, antiderrapante e isolante;
- Manipular cuidadosamente todo e qualquer produto químico, não provar ou cheirar qualquer substância (salvo quando autorizado);
- É expressamente proibido fumar no laboratório;
- Pipetar sempre com os bulbos de sucção adequados (peras ou seringas);
- Evitar inalar vapores orgânicos ou inorgânicos;
- Nunca aquecer sistema fechado;
- Identificar com atenção os rótulos de reagentes e soluções;
- Evitar o contato de substâncias químicas com a pele ou a roupa;
- Não utilizar lentes de contato no laboratório;
- Não manipular ou aquecer qualquer substância próxima ao rosto;
- Utilizar a capela para manipular substâncias voláteis ou corrosivas;
- Não utilizar solvente volátil ou inflamável próximo de chamas;
- Observar o procedimento correto para descarte de substâncias;
- Em caso de acidentes, de qualquer tipo, independente da gravidade, informar o professor e seguir as suas instruções.

4) MATERIAL BÁSICO DE LABORATÓRIO

a) Materiais de Vidro

- Tubo de ensaio: utilizado principalmente para efetuar reações químicas em pequena escala.
- Béquer: recipiente com ou sem graduação, utilizado para o preparo de soluções e aquecimento de líquidos.
- Erlenmeyer: recipiente utilizado para aquecer líquidos ou para realizar titulações.
- Balão volumétrico: recipiente calibrado de precisão, destinado a conter um determinado volume de líquido, utilizado no preparo de soluções de concentrações conhecidas.
- Cilindro graduado ou proveta: frasco com graduações, destinado a medidas aproximadas de volume. - Pipeta: equipamento calibrado para medidas precisas de volume de líquidos. Existem dois tipos de pipetas: a pipeta graduada e a pipeta volumétrica. A primeira utilizada para escoar volumes variáveis e a segunda para volumes fixos.
- Funil: utilizado para a transferência de líquidos de um recipiente para outro ou para efetuar filtrações simples.
- Vidro de relógio: usado para cobrir béqueres, para efetuar pesagens e secagem de precipitados.
- Bastão de vidro: usado na agitação e transferência de líquidos.

b) Materiais de Porcelana

- Funil de Büchner: utilizado em filtrações por sucção devendo ser acoplado a um kitassato - Cápsula: usado para evaporar líquidos.
- Cadinho: usado para calcinação de substâncias.

c) Materiais Metálicos

- Suporte, mufa e garra: peças metálicas para montar aparelhagens em geral.
- Pinça: peça utilizada para segurar objetos.
- Tela de amianto: tela utilizada para distribuir uniformemente o calor durante o aquecimento de recipientes de vidro à chama de um bico de Bunsen.
- Tripé: usado como suporte, principalmente para telas.
- Bico de Bunsen: bico de gás destinado ao aquecimento de materiais não inflamáveis.
- Argola: usada como suporte para funil de vidro ou tela de amianto.
- Espátula: usada para transferir substâncias sólidas.

d) Materiais Diversos

- Suporte para tubos de ensaio: utilizado para segurar os tubos de ensaio.
- Pisseta: frasco geralmente contendo água ou outros solventes usados para efetuar lavagens.
- Balança: instrumento para a determinação de massa.

5) LIMPEZA DE VIDRARIA

Por ocasião do uso de um aparelho volumétrico ou de qualquer outro utensílio de vidro de um laboratório, os mesmos devem encontrar-se em perfeito estado de limpeza. A matéria gordurosa impede o perfeito escoamento nos aparelhos volumétricos, além de causar a inexatidão do trabalho. Para isso, lava-se o material com detergente e escova (quando possível), enxaguando bem com água da torneira. Em seguida, enxaguar o material de vidro com água destilada.

SEMPRE QUE TIVER DÚVIDAS, PERGUNTE!

6) QUESTÕES DE ESTUDO

1. Por que se deve trabalhar de avental (jaleco ou guarda-pó) no laboratório?
2. Por que é importante conhecer as instalações e as normas de funcionamento de um laboratório?
3. O que é uma “capela”? Qual é a sua utilidade?
4. Por que as sobras de reagentes devem ser armazenadas e não jogadas na pia ou no lixo?

AULA 2: TÉCNICAS DE MEDIDAS DE MASSA, VOLUME E TEMPERATURA

1) OBJETIVO

Usar corretamente e ler: Termômetros, balanças, provetas e pipetas; utilizar algarismos significativos; distinguir o significado de "precisão e exatidão"

2) INTRODUÇÃO

Todas as medidas de uma propriedade físico-química estão afetadas por uma incerteza, chamada em geral erro, desvio ou imprecisão da medida. Por isso, os resultados das medidas devem ser expressos de modo tal que se possa avaliar a precisão com que elas foram feitas (ou calculadas). Portanto, o número que representa a medida de uma propriedade não pode ter uma quantidade qualquer de algarismos, ele deve conter apenas algarismos que representam realmente a precisão com que a medida foi feita, ou seja, todos os algarismos devem ter um significado. Introduzimos assim o conceito de algarismos significativos, procurando indicar que nem todos os algarismos que aparecem na representação de uma medida ou no resultado de uma operação matemática tem significado científico.

Algarismos significativos

Quando se escreve 20,41 mL quer-se dizer que a imprecisão (a dúvida da medida de volume) está no último algarismo "1". É errado escrever que 20,41 mL = 20,410 mL, pois neste último caso a dúvida está no milésimo de centímetro e não em centésimo como no primeiro caso.

A situação se complica um pouco se aparecem zeros no início ou no fim do número. Os zeros que aparecem no início não são significativos, pois indicam simplesmente a posição da vírgula. Assim, 0,003702 e 0,3702 têm o mesmo número de algarismos significativos (4): 3, 7, 0 e 2. Às vezes (não é sempre), os zeros que aparecem como últimas cifras indicam apenas a ordem de grandeza.

Por exemplo, 27000 poderiam ter apenas dois algarismos significativos (2 e 7) e os três zeros indicam o milhar. Ou então, temos de fato cinco algarismos significativos: 2, 7, 0, 0 e 0. Para evitar confusões, costuma-se escrever o número em potências de 10 (27×10^3) significa que temos dois algarismos significativos. Se os algarismos significativos fossem cinco, dever-se-ia escrever: 27000. O uso de potência de 10 é indispensável quando tratamos com grandezas muito pequenas ou muito grandes: $6{,}022 \times 10^{23}$, $6{,}63 \times 10^{-34}$ J.s. etc. Portanto, quando se escreve um número em potência de 10, o primeiro fator deve indicar os algarismos significativos e o segundo nos diz de quantos zeros se deve deslocar a vírgula. Para se saber quantos algarismos significativos existem em um número que expressa à medida de uma propriedade, deve-se proceder assim:

i. O algarismo que fica mais à esquerda, diferente de zero, é o mais significativo,
ii. Se não há vírgula, o algarismo que fica mais à direita, diferente de zero, é o algarismo menos significativo,
iii. Se há vírgula, o último algarismo da direita é o menos significativo, mesmo que ele seja zero,
iv. Todos os algarismos entre o mais e o menos significativo são significativos.

Exemplos:

Número	Número de algarismos significativos
7,41	3
7,004	4
7,0400	5

0,0007	1
0,00741	3
700,004	6
0,00700	3
$7,00 \times 10^{-3}$	3

Durante os cálculos, pode-se trabalhar com um algarismo a mais, mas ao se apresentar o resultado final, deve-se usar o número correto de algarismos significativos, obedecendo às seguintes regras:

- Se o algarismo a ser cortado for maior que 5, soma-se 1 ao algarismo anterior,
- Se o algarismo a ser cortado for menor que 5, o algarismo anterior mantém-se inalterado,
- Se o algarismo a ser cortado for igual a 5, soma-se 1 ao anterior se ele for ímpar, mantendo-o inalterado se for par.

Exemplos: 148,76 = 148,8
26,83 = 26,8
105,85 = 105,8
24,315 = 24,32

Operações com algarismos significativos.

Adição e Subtração: o número de dígitos à direita da vírgula no resultado calculado deve ser o mesmo do número com menos dígitos dos números somados ou subtraídos. Exemplos: 23.441 + 57,71 + 1,001 + 0,0032 + 211,01 = 23.710,7142

Resultado final: 23.711

11,51 + 137 = 148

Multiplicação e Divisão: o número de algarismos significativos, no resultado calculado, deve ser o mesmo que o menor número de algarismos significativos dos termos multiplicados ou divididos.

Exemplos: 1,473 / 2,6 = 0,57
3,94 X 2,122345 = 8,36
$6,734 \times 10^{3} / 7,41 \times 10^{8} = 9,09 \times 10^{-6}$

Precisão e Exatidão

Todas as medidas possuem um determinado erro, e o erro de uma medida muitas vezes é limitado pelo equipamento que é utilizado.

EXATIDÃO: refere-se à tão próximo uma medida concorda com o valor correto (ou mais correto)
PRECISÃO: relativa à reprodutividade do número medido (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 devido a algum erro sistemático que é incrementado a cada medida. A média de várias determinações é geralmente considerada o valor melhor para uma medida do que uma única determinação.

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| = 0,02
Média dos desvios = 0,02

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

3) MATERIAIS E REAGENTES

MATERIAIS		**REAGENTES**
Termômetro	Proveta de 25 mL	Gelo
Bastão de vidro	Pipeta volumétrica de 25 mL	Sal de cozinha
Béquer de 100 mL	Balança	
Béquer de 500 mL	Conta-gotas	

4) PROCEDIMENTO

4.1) MEDIDAS DE TEMPERATURA

a) Coloque cerca de 100 mL de água da torneira em um Béquer e meça a temperatura utilizando um termômetro (Obs: Obtenha o valor da temperatura com o número máximo de algarismos significativos). Durante a medida mantenha o bulbo do termômetro totalmente imerso na água, sem tocar as paredes do recipiente.

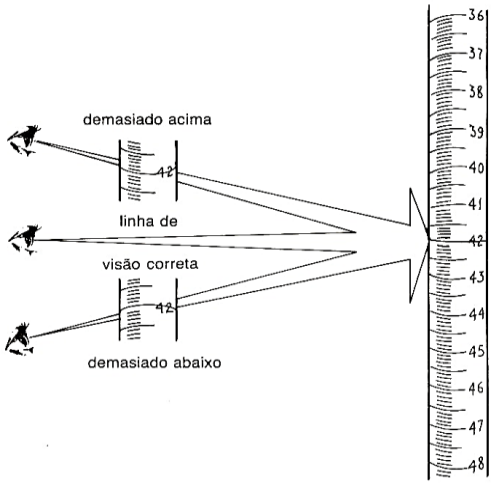
b) Coloque no Béquer 3 cubos de gelo picado. Agite com um bastão de vidro e meça a temperatura da mistura água/ gelo a cada minuto até que fique constante.

c) Pese aproximadamente 5 g de sal. A seguir adicione o cloreto de sódio que você pesou à mistura sob agitação. Agite com um bastão de vidro, espere 2 minutos e meça a temperatura da mistura. d) Esse procedimento deverá ser feito em triplicata, ou seja, repita a medida 3 vezes.

Anotações:
Temperatura da água
Temperatura da mistura água e gelo (faça uma tabela: tempo (min) e temperatura) Temperatura da mistura água, gelo e sal.

4.2 MEDIDAS DE VOLUME

a) Pese um béquer de 100 mL e anote a massa.
b) Meça 25 mL de água em uma proveta (verifique a temperatura da água) transfira para o béquer e pese-o novamente.
c) Adicione mais 25 mL de água ao béquer e pese-o. Repita essa etapa mais uma vez.
d) Execute o mesmo procedimento utilizando uma pipeta volumétrica de 25 mL.



5) BIBLIOGRAFIA

BRADY, J. & HUMISTON, G.E., Química Geral Vol. Capítulo 1, Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 1986.
RUSSEL, J.B., Química Geral., Vol. 1, 2 Ed., São Paulo, Mc Graw-Hill, 1982.
VOGEL, A.I, et al., *Química Analítica Quantitativa*, Editora Kapelusz, 1960.

6) QUESTÕES DE ESTUDO

1. Com que aparelho dentre bureta, proveta e pipeta graduada se pode fazer medidas mais exatas de volume?

2. Examinando o catálogo do fabricante, verificou-se que um balão volumétrico de 250 mL apresenta um desvio de ± 0,03 mL. Expresse corretamente o volume que o balão pode conter, usando apenas algarismos significativos e a unidade.

3. Considere os seguintes aparelhos, com 25 mL de capacidade: balão volumétrico, béquer, bureta, pipeta graduada, pipeta volumétrica e proveta.
a) escolha aquele que não é indicado para medir líquidos com boa exatidão.
b) quais são os adequados para medir 20,00 mL de um líquido?
c) quais podem medir 20 mL de um líquido?

4. Através dos desvios relativos e percentuais, escolha a medida mais exata.
a) (1,00 ± 0,05) g b) (50,0 ± 0,5) mL
c) (20,00 ± 0,05) mL d) (1.000 ± 1) kg

5. Calcule e expresse, corretamente, o resultado das seguintes operações: a)
25 mL + 31,2 mL + 5,00 mL =

b) 425 g - 23,3 g =

AULA 3: DETERMINAÇÃO DE DENSIDADE DE LÍQUIDOS E SÓLIDOS

1) OBJETIVO

Mensurar a densidade de sólidos e líquidos.

2) INTRODUÇÃO

A densidade é uma propriedade física essencial que desempenha um papel fundamental na compreensão e caracterização de sólidos e líquidos. A densidade de um material é definida como a massa por unidade de volume. Em outras palavras, é a medida da quantidade de matéria contida em uma determinada região do espaço. Esta propriedade é expressa pela fórmula matemática:

$$Densidade = Massa/Volume$$

As unidades de densidade são: g/mL ou g/cm^3, kg/L, kg/m^3, etc. A temperatura, a pressão e a composição devem ser mencionadas uma vez que a densidade varia com a temperatura, com a pressão e com a composição. Os líquidos são substâncias com densidades bem menores em relação aos sólidos, pois suas moléculas se encontram mais distanciadas umas das outras. Suas densidades variam pouco e para se medir a densidade de líquidos e fluidos, existem dois tipos de equipamentos: um deles é o picnômetro e o outro é o densímetro (este último é mais utilizado por fornecer a leitura direta da densidade, além de ser mais preciso). Nesta aula, entretanto, vamos utilizar o método do balão volumétrico que dá bons resultados.

3) MATERIAIS E REAGENTES

Materiais		**Reagentes**
Balança analítica		Amostra metálica
2 Balões volumétricos de 50 mL	1 pisseta	Água destilada
1 proveta de 20 mL	2 Béqueres de 50 mL	Solução aquosa de NaCl 10 %
1 termômetro		Solução aquosa de NaCl 20 %

4) PROCEDIMENTO

<u>Uso da balança: Densidade de amostras sólidas</u>

Pese duas amostras de um mesmo metal (M) e anote as massas (m) no quadro abaixo. Com auxílio de um frasco lavador, coloque água destilada em uma proveta de volume adequado ao tamanho da amostra a ser utilizada, até completar 3/4 (três quartos) do volume total da proveta. Anote o volume de água na proveta (V_0). Inclinando levemente a proveta, sem deixar a água cair e com o máximo de cuidado possível, coloque a amostra sólida nesta. Coloque a proveta sobre a bancada e observe o volume de água final (V_f). Complete as informações do quadro abaixo e calcule a densidade das amostras.

Amostra	*M_1*	*M_2*
m (g)		
V_0 (mL)		
V_f (mL)		
V_M (mL)		
d (g/mL)		

Determinação da densidade de soluções de cloreto de sódio

Pesar o balão volumétrico vazio e anotar a sua massa. Em um béquer colocar o composto que se quer determinar a densidade, e verter para o balão volumétrico com auxílio do funil ou bastão de vidro. Pesar o balão com o volume completo, lembrando que: líquido cristalino transparente avalia-se o menisco inferior e se líquidos coloridos, o menisco superior (Repetir este procedimento, utilizando agora as duas soluções de cloreto de sódio). Determine as densidades utilizando a fórmula:

$$DENSIDADE = \frac{MASSA\ (g)}{VOLUME\ (cm^3)}$$

Lembrete: 1 m^3 = 1000 L; 1 dm^3 = 1 L; 1 cm^3 = 1 mL

Preencha o quadro abaixo:

Amostra	Volume ( )	Massa do balão vazio ( )	Massa do balão cheio ( )	Massa do líquido ( )	Densidade ρ b( )
NaCl 10%					
NaCl 20%					

5) BIBLIOGRAFIA

1) LENZI, E. et al*, Química Geral Experimental, Capítulo 1, Rio de Janeiro, Freitas Bastos Editora S.A., 2004. 2) BRADY, J. & HUMISTON, G.E., Química Geral Vol. 1, Capítulo 1, Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos, Editora S.A., 1986.*

3) BACCAN, N. ANDRADE, J.C., GODINHO, O.E.S. & BARONE, J.S., *Química Analítica Quantitativa Elementar*, Campinas, Editora Edgard Blücher Ltda., 1985.

4) SKOOG, D. A. *et. al*., Fundamentos de Química Analítica, São Paulo, Thomson Learning, 2007.

6) QUESTIONÁRIO

1. O que é densidade?
2. O que é densidade relativa?
3. A determinação da densidade de um composto pode identificá-lo?
4. Soluções que apresentam densidade baixa, pode-se dizer que apresenta baixa concentração? Explique.
5. Converta as unidades:

   a) ρ = 0,582 kg/L = g/cm^3

   b) ρ = 1,38 kg/cm^3 = g/dm^3

   c) ρ = 4,8 kg/m^3 = g/cm^3

   d) ρ = 9,0001 g/m^3 = g/cm^3
6. Interprete a situação: "três líquidos que não se misturam (imiscíveis) foram colocados dentro de uma proveta cujas densidades são": ρ_a = 0,596 g/cm^3; ρ_b = 0,987 kg/m^3; ρ_c = 1,2 g/dm^3. Faça um desenho da proveta contendo os três líquidos e explique sua suposição.

AULA 4: TESTE DE CHAMA

1) OBJETIVO

1. Manusear o bico de Bunsen corretamente e reconhecer as diferentes regiões da chama;
2. Identificar alguns metais através da coloração produzida na chama.

2) INTRODUÇÃO

Manuseio do Bico de Bunsen

O Bico de Bunsen é um tipo de bico de gás muito utilizado em laboratório. Consiste basicamente em um tubo metálico que, em sua base, apresenta um dispositivo para entrada de gás e outro dispositivo rotatório que controla a entrada de ar (Figura 1). À medida que o gás sobe pelo tubo do queimador, o ar é injetado através de orifícios situados um pouco acima da base. A quantidade de ar pode ser controlada girando-se o anel que fica sobre os orifícios. Quando o bico está em uso, o combustível mistura-se com o ar no interior do tubo metálico e queima na sua extremidade superior.

A etapa inicial para acender um bico de gás é fechar a entrada de ar e posicionar o queimador longe de objetos ou frascos com substâncias inflamáveis. A seguir, deve-se riscar o fósforo, abrir o gás e acender o queimador. A chama obtida será grande, luminosa, amarela e não muito quente, devido ao fornecimento insuficiente de oxigênio para a queima completa do combustível. Essa chama é "fria" e inadequada ao uso porque a mistura é pouco oxidante.

Para que uma chama mais quente seja obtida, deve-se deixar o ar entrar gradualmente no sistema, até que sua coloração se torne azulada.

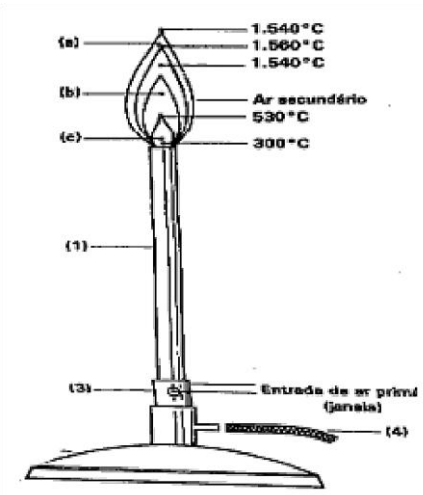


Figura 1 - Bico de Bunsen

Legenda:
(1) tubo;
(2) base;
(3) anel de regulagem do ar primário;
(4) mangueira do gás;
(a) zona oxidante;
(b) zona redutora;
(c) zona de gases ainda não queimados.

Teste de chama

Sólidos inorgânicos típicos são compostos iônicos, o que faz com que, em solução, existam dois tipos de íons provenientes da dissociação do composto: um cátion e um ânion.

A identificação qualitativa de cátions e ânions envolve, geralmente, uma reação com formação de um produto facilmente perceptível aos nossos sentidos (formação de precipitado, liberação de gases, etc.). Entretanto, alguns cátions, entre eles os cátions dos metais alcalinos, sódio e potássio, formam compostos normalmente muito solúveis, o que dificulta a detecção desses íons em solução por meio de reações de precipitação. Esse problema é contornado através dos testes de chama. Nesses testes, a amostra é levada à chama de um bico de Bunsen. Inicialmente, há evaporação do solvente, deixando um resíduo sólido. Em

seguida, há vaporização do sólido, com dissociação em seus átomos componentes que, inicialmente, estarão no estado fundamental. O fornecimento de energia a um elemento faz com que elétrons da camada de valência absorvam esta energia passando para um nível excitado. O retorno desses elétrons ao estado fundamental emite uma quantidade de energia com comprimento de onda característico do elemento e da mudança do nível eletrônico de energia. Se o comprimento de onda da radiação estiver na faixa de 400 a 760 nm, observaremos a emissão de luz visível. Assim, a cor resultante da chama é usada para identificar o referido elemento.

3) MATERIAIS E REAGENTES

Materiais	**Reagentes**	
Béquer de 100 mL	NaCl 0,1 mol/L	Magnésio p.a.
Bico de gás	Na_2SO_4 0,1 mol/L	$CaCl_2$ 0,1 mol/L
Vidro de relógio	$SrCl_2$ 0,1 mol/L	$BaCl_2$ 0,1 mol/L
Pinça tenaz	KCl 0,1 mol/L	$CuCl_2$ 0,1 mol/L
	LiCl 0,1 mol/L	

4) PROCEDIMENTO

a) Borrife cada solução salina na zona oxidante inferior. Observe a cor transmitida à chama. Anote a coloração correspondente. Correlacionar a cor da chama com seu comprimento de onda dominante, usando a Tabela 1.

Tabela 1- Resultados obtidos no teste de chama

	Comprimento de onda (nm)							
Sal	**400**	**450**	**500**	**550**	**600**	**650**	**700**	**750**

Comprimentos de onda aproximados das cores: violeta: 400-450 nm; azul: 450-500 nm; verde: 500-570 nm; amarelo: 570-590 nm; laranja: 590-620 nm; vermelho: 620-760 nm

b) Com o auxílio de um tenaz, leve ao fogo direto um pedaço de uma fita de magnésio. Observe e anote. **PROTEJA OS OLHOS.**

5) BIBLIOGRAFIA

BRADY, J. & HUMISTON, G. E. *Química Geral*, Vol. 1, Cap. 6 e 10, Ed. Livros Técnicos e Científicos, Rio de Janeiro, 1986.

MAHAN, B., *Química um Curso Universitário*, São Paulo, Ed. Edgard Blücher Ltda., 411 edição, 1995, 582p.

AULA 5: FORÇAS INTERMOLECULARES (MISCIBILIDADE E SOLUBILIDADE)

1) OBJETIVO

Verificar a solubilidade de alguns compostos em diferentes solventes e soluções.

2) INTRODUÇÃO

Para que um sólido se dissolva, as forças de atração que mantêm a estrutura cristalina devem ser vencidas pelas interações entre o solvente e o soluto. Solutos com polaridades próximas à polaridade do solvente dissolvem-se em maior quantidade do que aqueles com polaridades muito diferentes. Cloreto de sódio e água são substâncias muito polares, mas ácido acetilsalicílico possui uma baixa polaridade. Portanto, NaCl dissolve-se completamente em água, enquanto o ácido acetilsalicílico tem uma solubilidade pequena em água.

Além da natureza do soluto e do solvente, a temperatura também influencia na solubilidade das substâncias. A solubilidade de quase todos os compostos orgânicos aumenta com um aumento da temperatura. Este fato é utilizado na técnica de purificação chamada de recristalização. Para os compostos inorgânicos, o efeito da temperatura na solubilidade varia muito. Enquanto muitos têm a solubilidade aumentada com um aumento de temperatura, alguns têm quase a solubilidade diminuída, e outros, como o NaCl, a solubilidade quase não é afetada.

3) MATERIAIS E REAGENTES

Materiais	**Reagentes**	
Tubos de ensaio	n-butanol (Álcool n-butílico) p.a.	Água destilada
Tubo de ensaio com tampa	Etanol (Álcool etílico) p.a.	Hexano p.a.
Pipetas pasteur	Solução aquosa saturada de iodo	

4) PROCEDIMENTO a) Miscibilidade de Líquidos

Preparar as misturas abaixo em seis tubos de ensaio numerados de 1 a 6. Agitar e depois deixar em repouso. (**CUIDADO! Etanol, butanol e hexano são inflamáveis. Portanto, não trabalhe próximo a chamas)**. Misturas:

Tubo 1: 5 mL de água + 2 mL de etanol
Tubo 2: 5 mL de água + 2 mL de 1-butanol
Tubo 3: 5 mL de água + 2 mL de hexano
Tubo 4: 5 mL de etanol + 2 mL de butanol
Tubo 5: 5 mL de etanol + 2 mL de hexano
Tubo 6: 5 mL de butanol + 2 mL de hexano

b) Extração

- Coloque cerca de 3 mL de uma solução aquosa saturada de iodo (aproximadamente 0,03% de iodo por massa) no tubo de ensaio. Adicione cerca de 1 mL de hexano. Não agite. Anote suas observações. - Coloque uma rolha no tubo de ensaio e agite. Espere a mistura descansar e anote suas observações.

5) BIBLIOGRAFIA

BRADY, J. & HUMISTON, G. E. *Química Geral*, Vol. 1, Cap. 6 e 10, Ed. Livros Técnicos e Científicos, Rio de Janeiro, 1986.

MAHAN, B., *Química um Curso Universitário*, São Paulo, Ed. Edgard Blücher Ltda., 411 edição, 1995, 582p.

AULA 6: EXPERIMENTO 4: IDENTIFICAÇÃO DE SUBSTÂNCIAS

1) OBJETIVO

Desenvolver o senso crítico, o raciocínio e a prática de observação para a investigação de propriedades físicas e químicas de algumas substâncias de uso cotidiano. Utilizar as informações obtidas para identificar substâncias em misturas.

2) INTRODUÇÃO

Dentro de um laboratório de Química é comum encontrarmos substâncias sem nenhum tipo de identificação, principalmente em laboratórios de ensino, cujas propriedades são desconhecidas ou não especificadas. Devido a isto é de grande importância o conhecimento de métodos que possam ajudar na identificação de qualquer substância, usando de suas características físicas e/ou químicas. Nesta prática algumas técnicas serão utilizadas para se proceder com a identificação de amostras sólidas, que apresentam aparência e coloração iguais. Embora as substâncias disponíveis para a investigação tenham aspecto parecido, elas possuem propriedades bastante distintas que podem ser utilizadas para distingui-las.

3) MATERIAIS E REAGENTES

01 Estante	$NaHCO_3$ sólido	Sacarose
10 Tubos de Ensaio	Na_2CO_3 sólido	NaOH 1,0 mol/L
02 Espátulas	vidro moído	NaCl sólido
Placa de Toque	H_3BO_3 sólido	$CaCO_3$ sólido
06 Becker 50mL	Amido	$CaCl_2$ sólido
02 Bastões de Vidro	iodo 0,1 mol/L	$CaSO_4$ sólido
Pipeta paster		HCl 1,0 mol/L

4) PROCEDIMENTO

4.1 Observação Inicial e Propriedades Organolépticas

a) Observe o aspecto visual de cada substância sólida e anote suas características (cor, forma, textura).
b) Com cautela, verifique o odor de cada substância. Faça anotações detalhadas.

4.2 Solubilidade em Diferentes Solventes

a) Para cada substância, prepare três tubos de ensaio.
b) No primeiro tubo, adicione uma pequena quantidade da substância e cerca de 5 mL de água destilada. Agite e observe a solubilidade. Anote.
c) No segundo tubo, adicione uma pequena quantidade da substância e cerca de 5 mL de solução diluída de ácido clorídrico. Agite e observe a solubilidade e possíveis reações (ex: efervescência). Anote.
d) No terceiro tubo, adicione uma pequena quantidade da substância e cerca de 5 mL de solução diluída de hidróxido de sódio. Agite e observe a solubilidade e possíveis reações. Anote.

4.3 Reação com Solução de Iodo

a) Em uma placa de toque adicione uma pequena quantidade de cada substância sólida.
b) Adicione 1 ou 2 gotas de solução de iodo sobre cada amostra. Observe e anote se ocorre alguma mudança de cor, indicando uma transformação química (ex: presença de amido).

4.4 Determinação do pH de Soluções Aquosas

a) Prepare soluções aquosas de cada substância (aproximadamente 0,5 g em 20 mL de água destilada em um becker de 50mL).
b) Utilize fita de papel indicadores de pH para determinar o pH de cada solução.
c) Anote os valores de pH ou as cores observadas com os indicadores.

4.5 Investigação da Condutividade Elétrica

a) Utilizando as soluções aquosas preparadas no item 4.4, investigue a condutividade elétrica de cada uma.
b) Insira os eletrodos do aparato de teste de condutividade em cada solução.
c) Observe se a lâmpada acende indicando a passagem de corrente elétrica.
d) Anote se a solução é condutora ou não condutora.

4.6 Comportamento ao Aquecimento

a) Em um tubo de ensaio adicione uma ponta da espátula de cada substância sólida.
b) Aqueça cada amostra cuidadosamente no bico de Bunsen, observando e anotando as mudanças que ocorrem (fusão, decomposição, formação de fumaça, mudança de cor, etc.).

5) BIBLIOGRAFIA

VOGEL, A.I, et al., Química Analítica Qualitativa, Editora Mestre Jou, 1981.

AULA 7: PREPARO DE SOLUÇÕES

1) OBJETIVO

Introduzir o aluno nas técnicas de preparo de soluções a partir de amostras sólidas e líquidas.

2) INTRODUÇÃO

Solução é uma dispersão homogênea de duas ou mais espécies de substâncias. As soluções podem ser formadas por qualquer combinação dos três estados físicos da matéria: gases, líquidos e sólidos. Porém, são sempre constituídas de uma única fase.

Na mistura de substâncias para formar soluções, é comum nomear os componentes como **solvente** e **soluto**. Comumente, o **solvente** é a espécie que está em maior quantidade e no mesmo estado de agregação da solução; é o componente que a capacidade de desagregar os demais componentes. O **soluto** é o componente que se encontra em menor quantidade, dissolvido no solvente.

Por uma questão de conveniência, mesmo estando em menor quantidade, um componente pode ser considerado como solvente. Um exemplo típico é quando a substância água está formando a solução. Existem algumas razões para isso: a água é a substância que mais consegue dissolver outras substâncias e ocorre em grande abundância no planeta. Exemplo é a solução 98% de ácido sulfúrico.

Em muitos casos, existe uma quantidade máxima que uma espécie (soluto) consegue se dissolver em outra (solvente). O termo **solubilidade** ou **coeficiente de solubilidade** diz respeito à capacidade máxima do solvente em dissolver um soluto. Como a solubilidade depende da quantidade de solvente e da temperatura e pressão (principalmente para gases), é importante especificar as condições em que a dissolução foi feita.

Uma solução pode ser:

a) Saturada: quando o soluto está dissolvido no solvente em quantidade tal que, se adicionarmos mais soluto, esse excesso não mais se dissolve.

b) Insaturada: quando o soluto está dissolvido no solvente em uma quantidade inferior à da saturação.

c) Supersaturada: quando o soluto está dissolvido numa quantidade acima da saturação, mas sem precipitar; é uma situação instável.

Para que um soluto se dissolva em um solvente, três processos são possíveis:

1º) Dissolução química: envolve uma reação química entre soluto e solvente. Por exemplo, o zinco se dissolve em HCl porque ocorre a seguinte reação de oxirredução:

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + ZnCl_{2(aq)}$$

2º) Solvatação: são interações entre partículas de soluto e de solvente do tipo dipolo-dipolo ou íon-dipolo. Se o solvente for água, a solvatação recebe o nome de hidratação. Por exemplo, quando misturamos álcool e água, ocorrem interações do tipo ligações de hidrogênio entre as moléculas dessas duas substâncias.

3º) Dispersão: quando as interações que ocorrem entre as partículas de solvente e de soluto são, fundamentalmente, do tipo London (dipolos instantâneos). Por exemplo, a parafina se dissolve no benzeno porque, em ambas as substâncias, ocorrem forças intermoleculares tão pequenas que as moléculas de benzeno formam um meio no qual as moléculas de parafina podem se dispersar. Se um dos componentes for polar, poderá haver uma dispersão muito pequena devido à interação do tipo London.

A concentração de uma substância é a maneira de expressar as quantidades relativas de cada componente da solução. As quantidades podem ser dadas de várias maneiras (massa, volume, porcentagem em massa, etc.), no entanto, existe uma que é mais usada, trata-se da quantidade de matéria (número de mols) pelo volume de solução:

$$Concentração = \frac{nº\ de\ mols\ de\ soluto}{volume\ de\ solução}\ (mol/L)$$

O número de mols pode ser determinado usando-as a seguinte equação:

$$n = m / MM$$

onde n = nº de mols, m = massa em gramas, MM = massa molar em g/mol.

3) MATERIAIS E REAGENTES

MATERIAIS		REAGENTES
Béquer de 100 mL	Pipeta Pasteur	Solução de ácido clorídrico 1 mol/L
Funil de vidro	Bastão de vidro	Cloreto de sódio
Balões volumétricos de 100 mL	Papel de filtro	Água destilada
Pipeta graduada de 10 mL	Espátula	

4) PROCEDIMENTO

4.1) Preparo de 50 mL de uma solução de NaCl 0,2 mol/L

- Fazer os cálculos para encontrar a massa desejada de NaCl.
- Pesar a massa calculada em um Béquer. Acrescentar o mínimo de água destilada suficiente para dissolver totalmente o sólido.
- Transferir a solução, com o auxílio de um funil, para um balão volumétrico de 50 mL.
- Lavar o Béquer três vezes com pequenas porções de água destilada e transferir para dentro do balão (para que não haja perda de matéria).
- Lavar o funil de vidro e completar o volume do balão volumétrico com água destilada até um dedo abaixo da marca do balão.
- Secar a parte do gargalo acima da marca do balão com papel de filtro envolvido em um bastão de vidro.
- Completar com água destilada o balão volumétrico (levar até a marca), com o auxílio de uma pipeta Pasteur seca por fora (para evitar molhar novamente o gargalo do balão). **Nesta etapa do processo, cuidado com o erro de Paralaxe!!!**
- Homogeneizar firmando a tampa do balão contra a palma da mão ou entre dois dedos e inverter o balão, agitando com movimentos circulares. Desvirar o balão e repetir esta operação por no mínimo três vezes (para garantir que a solução esteja homogênea).

4.2) Preparo de 50 mL de uma solução de HCl 0,1 mol/L

Calcular o volume necessário da solução de HCl 1,0 mol/L que deve ser utilizada para preparar a solução de HCl 0,1 mol/L.

- Com o auxílio de uma pipeta apropriada retirar o volume calculado e transferir para um balão volumétrico de 50 mL.
- Completar o volume do balão volumétrico com água destilada até um dedo abaixo da marca do balão.
- Secar a parte do gargalo acima da marca do balão com papel de filtro envolvido em um bastão de vidro.
- Completar com água destilada o balão volumétrico (levar até a marca), com o auxílio de uma pipeta Pasteur seca por fora (para evitar molhar novamente o gargalo do balão). **Nesta etapa do processo, cuidado com o erro de Paralaxe!!!**
- Homogeneizar firmando a tampa do balão contra a palma da mão ou entre dois dedos e inverter o balão, agitando com movimentos circulares. Desvirar o balão e repetir esta operação por no mínimo três vezes (para garantir que a solução esteja homogênea).

IMPORTANTE: Toda solução ácida ou básica deve ser preparada adicionando-se o ácido ou base à água e nunca o contrário.

BALÕES VOLUMÉTRICOS

Os balões volumétricos são balões de fundo chato, gargalo comprido e calibrado para conter determinados volumes líquidos. O gargalo deve ser estreito para que uma pequena variação de volume provoque uma sensível diferença na posição do menisco. Os balões volumétricos são usados na preparação de soluções de concentração conhecida. Antes do uso, o balão volumétrico deve estar limpo.

ATENÇÃO: Todos os materiais volumétricos **NUNCA** devem ser secos em estufas, pois a variação de temperatura faz com que o volume medido por estes materiais seja alterado.

5) BIBLIOGRAFIA

1) P. W. Atkins e L. Jones; Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente.
2) J. C. Kotz, P. M. ttreichel, G. C. Weaver; Química Geral e Reações Químicas.
3) L. S. Brown e T. A. Holme; Química Geral Aplicada à Engenharia.
4) Livros de química analítica.

6) QUESTÕES DE ESTUDO

1) Se você quisesse preparar 100 mL de uma solução 0,1 mol/L de HCl a partir do ácido comercial, que volume você precisaria medir do ácido concentrado? (Apresente os cálculos)

2) Qual procedimento para preparar a solução de HCl 0,1 mol/L gera o menor erro, aquele realizado nesta prática (diluição da solução 1,0 mol/L) ou o procedimento da questão 1?

3) Por que a dissolução de hidróxido de sódio em água libera uma determinada quantidade de calor (efeito exotérmico)?

4) Qual processo de solubilização ocorre entre soluto e solvente nas soluções preparadas?

5) Por que no preparo de soluções ácidas e básicas devemos sempre adicionar o ácido ou base na água e nunca o contrário?

AULA 8: REAÇÕES EM SOLUÇÃO AQUOSA

1) OBJETIVO

Explorar os tipos mais comuns de reações que podem ocorrer em solução aquosa.

2) INTRODUÇÃO

Uma solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. Sempre que preparamos uma solução estamos dissolvendo uma espécie chamada de **soluto** em outra chamada de **solvente**. O solvente, em geral, é a substância presente em maior quantidade na solução. Quando dissolvemos açúcar na água, estamos preparando uma solução onde o açúcar é o soluto e a água o solvente. Chamamos de **solução aquosa** todas as soluções em que a água é o solvente da mistura.

Reações em solução aquosa são importantes não apenas porque fornecem um meio de obter produtos úteis, mas também porque esses tipos de reações ocorrem na terra, nas plantas e nos animais. Portanto, é útil procurarmos por padrões comuns de reação para ver quais poderiam ser as suas "forças motrizes". As reações, em que dois componentes reagem mediante a "troca" de seus respectivos cátions e ânions, são coletivamente denominadas de **reações de dupla troca**. Tais reações são de grande importância em química inorgânica, por permitirem a síntese de diversos compostos, os quais são, geralmente, pouco solúveis em água, motivo pelo qual precipitam, podendo assim serem separados por filtração. Muitas dessas reações são de importância também em química analítica, porque são utilizadas para a determinação qualitativa ou qualitativa e quantitativa, de diversos cátions e ânions. As reações de dupla-troca que podem ocorrer em solução aquosa são:

a) **Reações de precipitação:** Os íons combinam-se em solução para formar um produto de reação insolúvel.

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2KI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2KNO_{3(aq)}$$

b) **Reações ácido-base (neutralização):** o cátion da base e o ânion do ácido formam um sal. Para ácidos e bases fortes, a água é também um produto da reação.

$$HNO_{3(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + KNO_{3(aq)}$$

c) **Reações com formação de gases:** os exemplos mais comuns envolvem carbonatos e ácidos. Um produto é o ácido carbônico, H_2CO_3, cuja maior parte decompõem-se em H_2O e CO_2.

$$CuCO_{3(s)} + 2HNO_{3(aq)} \rightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + H_2CO_{3(aq)}$$
$$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

Nesta experiência será realizado, por meio de cinco experimentos, cada um dos tipos de reações que podem ocorrer em solução aquosa descritas no item anterior. Para classificar qual reação está ocorrendo o aluno deverá observar e anotar todas as modificações que ocorrerem nas misturas de soluções e reagentes solicitadas.

3) MATERIAIS E REAGENTES

MATERIAIS	REAGENTES	
Tubos de ensaio	Solução 1% de nitrato de prata ($AgNO_3$)	Ácido clorídrico concentrado
Bastão de vidro	Solução 1% de cloreto de sódio (NaCl)	Solução de fenolftaleína a 0,1 %
Pipeta graduada	Solução 1 mol/L de sulfato de cobre ($CuSO_4$)	Bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$)
Espátula	Solução 1 mol/L ácido clorídrico (HCl)	Amônia (NH_4OH) 1 mol/L
Pipeta Pasteur	Solução 1 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH)	

4) PROCEDIMENTO

Experimento 1: Separe e numere dois tubos de ensaio. No tubo de nº 1 adicione 3 mL da solução de nitrato de prata e no 2º tubo 3 mL da solução de cloreto de sódio. Observe e anote a coloração e o aspecto de cada solução. Em seguida, verta a solução de cloreto de sódio no tubo contendo a solução de nitrato de prata. Observe e anote qualquer modificação.

Experimento 2: Separe e numere dois tubos de ensaio. Em um deles adicione 3 mL de HCl 1 mol/L e no outro 3 mL de NaOH 1 mol/L. Adicione 1 gota da solução de fenolftaleína em cada tubo e observe o que ocorre. Em seguida, misture as duas soluções vertendo a solução de HCl ao tubo que contém a solução de NaOH, vagarosamente. Observe e anote qualquer modificação.

Experimento 3: Separe e numere dois tubos de ensaio. Ao tubo de nº 1 adicione 3 mL de NaOH 1 mol/L e no tubo de nº 2 adicione 3 mL da solução de $CuSO_4$ 1 mol/L. Observe e anote a coloração de ambas as soluções. Verta o conteúdo do tubo de nº 1 ao tubo de nº 2, com cuidado, anotando todas as modificações observadas.

Experimento 4: Em um tubo de ensaio limpo e seco, adicione uma ponta de espátula de bicarbonato de sódio. Em seguida, acrescente ao tubo de ensaio 3 mL da solução de HCl 1 mol/L. Observe e anote qualquer modificação.

Experimento 5: Separe e numere dois tubos de ensaio. Ao tubo de nº 1 adicione 3 mL da solução de HCl 1 mol/L e no tubo de nº 2 adicione 3 mL da solução de amônia 1 mol/L. Acrescente 1 gota da solução de fenolftaleína nos dois tubos. Observe o que ocorre. Em seguida, verta a solução contida no tubo 1 ao tubo 2. Observe e anote qualquer modificação.

PROTOCOLO DE REAGENTES

ÁCIDO CLORÍDRICO: Também conhecido por ácido hidroclorídrico ou ácido muriático. Comercializado na forma de solução aquosa (37 %), normalmente incolor. Soluções concentradas de ácido clorídrico (HCl) são corrosivas e podem causar queimaduras graves. O vapor é extremamente irritante para a pele, olhos e sistema respiratório. Se ocorrer qualquer contato com o ácido, a área afetada deve ser enxaguada com água por 15 minutos; se esse contato envolver o olho, atenção médica deve ser procurada enquanto o enxágue está sendo feito.
As precauções acima devem ser tomadas ao preparar as soluções diluídas usadas nesta atividade. Recomenda-se a utilização de óculos de segurança sempre que se usem soluções ácidas, mesmo diluídas. Ao diluir ácidos, sempre adicione o ácido à água, e não o contrário. O calor liberado pelo processo de diluição do ácido pode causar respingos se a adição não for feita na sequência correta.

HIDRÓXIDO DE SÓDIO: Também conhecido por soda cáustica. Apresenta-se sob a forma de escamas ou grãos brancos, muito solúveis em água. É altamente deliquecente e absorve o dióxido de carbono presente no ar, deteriorando-se rapidamente, pelo que deve ser mantido em frascos bem fechados. É um alcalinizante

muito forte, muito corrosivo e que libera grandes quantidades de calor quando se dissolve em água. O hidróxido de sódio, sólido ou em solução concentrada, ataca a matéria orgânica e alguns metais, tais como o alumínio, o zinco e o estanho. É um produto que requer muito cuidado no seu manuseio, que causa facilmente queimaduras, sendo de toda a prudência usar óculos e luvas de proteção e evitar todo o contato com os olhos e com a pele. Em caso de contato com a pele deve-se colocar a região exposta em água corrente por no mínimo 15 minutos.

AMÔNIA: A solução de amônia, também conhecida como hidróxido de amônio, é um líquido sem coloração que produz vapores irritantes para o nariz e a garganta. Por isso, evite inalar o vapor e trabalhe em local ventilado.

NITRATO DE PRATA: O nitrato de prata, também conhecido como cáustico lunar, é um sal inorgânico, sólido à temperatura ambiente, de coloração preta acinzentada, bastante solúvel em água que forma soluções incolores. É venenoso e forte agente oxidante, a ponto de causar queimaduras por contato direto, e irritação por inalação ou contato com a pele, mucosas ou olhos. Aconselha-se o uso de luvas ao manipular o produto ou suas soluções, pois o contato com a pele causa manchas escuras. Caso ocorra contato com o material, a zona afetada deve ser lavada com bastante água e sabão.

5) BIBLIOGRAFIA

1) P. W. Atkins e L. Jones; Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente.
2) J. C. Kotz, P. M. ttreichel, G. C. Weaver; Química Geral e Reações Químicas.
3) L. S. Brown e T. A. Holme; Química Geral Aplicada à Engenharia.

6) QUESTÕES DE ESTUDO

1) Classifique cada uma das reações realizadas como precipitação, neutralização ou com formação de gases, justificando sua resposta.

2) Equacione as reações que ocorreram em cada tubo. Lembre-se de balancear as reações.

3) Explique porque nos experimentos 2 e 5 as soluções dos tubos de número 2 mudaram de coloração após a adição de fenolftaleína.

4) Porque as soluções resultantes dos experimentos 2 e 4 podem ser descartadas diretamente na pia?

5) O que deve ser feito com as soluções dos demais experimentos? Porque estas não são descartadas na pia como as soluções dos experimentos 2 e 4.

AULA 9: ÁCIDOS, BASES E MEDIDAS DE pH

1) ANTES DA EXPERIÊNCIA

Antes de iniciar este experimento estudar os conceitos de: Acidez e basicidade

2) OBJETIVOS

- Constatar experimentalmente as propriedades dos ácidos e das bases.
- Identificar uma solução ácida ou básica através de indicadores.

3) INTRODUÇÃO

O conceito de ácido e base é um dos conceitos mais importantes da química. Os ácidos reagem com as bases formando sal e água, reagem com alguns metais liberando hidrogênio gasoso e com carbonatos produzindo gás carbônico. Soluções ácidas afetam a cor de indicadores, o tornassol, por exemplo, passa de azul para vermelho em solução ácida. As bases também possuem características que as identificam. São escorregadias ao tato, mudam a cor dos indicadores e reagem com vários cátions formando precipitados**.** A acidez ou basicidade de uma solução pode ser descrita em termos da concentração de H^+. O termo denominado pH (potencial do íon hidrogênio) é uma forma de representação da concentração de H^+ e é definido como:

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

4) MATERIAIS E REAGENTES

MATERIAIS	**REAGENTES**	
Tubos de ensaio	Solução de HCl 0,1 mol/L	Fenolftaleína 0,1 %(m/V)
Pipetas Pasteur	Solução de H_2SO_4 0,1 mol/L	Alaranjado de metila 0,1 %(m/V)
Papel tornassol Azul	Solução de NaOH 0,1 mol/L	Azul de bromotimol 0,1 %(m/V)
Papel tornassol Azul	Solução de NH_4OH 0,1 mol	

5) PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

<u>Indicadores ácido-base</u>

- Numerar 4 tubos de ensaio e encher 1/3 do volume desses tubos com HCl no tubo 1, H_2SO_4 no tubo 2, NaOH no tubo 3 e NH_4OH no tubo 4.
- Molhar um pedaço do papel tornassol em cada um dos tubos. Anotar as cores observadas.
- Adicionar 3 a 5 gotas de fenolftaleína em cada um dos 4 tubos. Anotar as cores resultantes
- Jogar fora o conteúdo dos tubos e lavar.
- Repetir o procedimento anterior substituindo a fenolftaleína por alaranjado de metila.
- Repetir o procedimento anterior substituindo o alaranjado de metila por azul de bromotimol

Apresentar os resultados experimentais com os indicadores completando a tabela abaixo.

INDICADOR	COLORAÇÃO EM MEIO	
	ÁCIDO	BÁSICO

Neutralização

Colocar 2 mL da solução de NaOH em um tubo de ensaio e acrescentar 3 a 5 gotas de fenolftaleína. Acrescentar ao tubo a solução de HCl gota a gota até descorar a solução.

Ação de ácidos forte sobre carbonatos

Adicionar HCl até 1/3 do tubo de ensaio. Acrescentar uma pequena porção de carbonato de sódio e observar.

5. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. Química Geral 1 e reações químicas. 5.ed. São Paulo:Thompson, 2003. 672p.
2. ATKINS, P. W.; JONES, L. Princípios de Química – Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001. 914p.
3. BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. Jr; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química – A ciência central. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972p.

6) QUESTÕES DE ESTUDO

1. Suponha que você tenha um líquido incolor e inodoro. Cite seis processos para provar, experimentalmente, que este líquido é ácido. Um desses processos não deve ser com indicador.

2. Qual a definição de indicador ácido-base?

3. Quais os indicadores ácido-base você conhece?

4. Escreva as equações de neutralização entre:

   a) H_2SO_4 e NH_4OH

   b) HNO_3 e $Mg(OH)_2$

   c) H_3PO_4 e $Zn(OH)_2$

5. O que é reação de neutralização ou de salificação? Quais os produtos dessas reações?

AULA 10: TITULAÇÃO DE SOLUÇÕES

1) OBJETIVO

- Investigar a ação de um indicador em titulações ácido-base.
- Determinar a concentração exata de uma solução de ácido e uma de base, através do método volumétrico.

2) INTRODUÇÃO

Na ciência e na indústria, frequentemente é necessário determinar a concentração de íons em soluções. Para determinar a concentração de um ácido ou uma base, um método chamado titulação é utilizado. Titulação utiliza o fato de que ácidos são neutralizados por bases para formar sal + água. A equação da reação de neutralização é $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$, significando que um íon hidrogenado neutraliza um íon hidroxila. O número total de íons hidrogênio é igual ao volume da solução multiplicado pela concentração de íons hidrogênio em mol/L.

$$n = M \, x \, V$$

Onde:

- n = nº de moles de íons hidrogênio;
- V = volume da solução (litros);
- M = molaridade.

No ponto em que uma solução ácida foi completamente neutralizada por uma solução básica, o nº de íons hidrogênio é igual ao nº de íons hidroxilas.

$$n_{OH^-} = n_{H^+}$$

Substituindo n por M x V, obtemos:

$$M_{OH^-} * V_{OH^-} = M_{H^+} * V_{H^+}$$

Com esta fórmula, partindo de um volume conhecido de uma solução com concentração desconhecida e o volume e a concentração de uma solução padrão, podemos calcular a concentração desconhecida.
O ponto quando a base neutraliza completamente um ácido (ou vice-versa) pode ser detectado com um indicador que muda de cor com um excesso de íons H^+ ou OH^-. Fenolftaleína é um indicador desse tipo ou ácida fenolftaleína é incolor, mas com o menor excesso de íons OH^- numa solução neutra ela torna-se cor-de-rosa.

<u>Titulação</u>:
A titulação é a operação que determina o volume de uma solução padrão necessário para reagir com uma solução cuja concentração se deseja determinar. A solução padrão é aquela solução cuja concentração é exatamente conhecida.

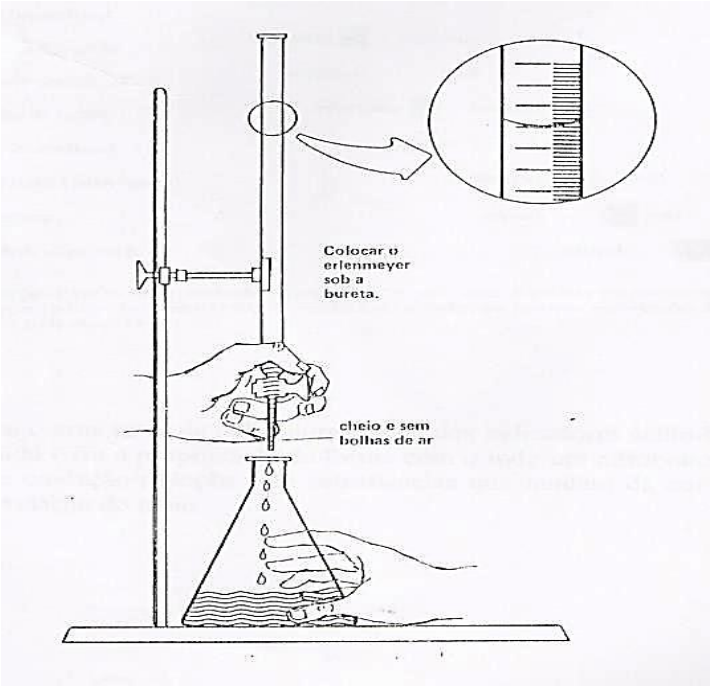


Figura 1 - Esquema utilizado numa titulação.

A solução padrão (colocada na bureta - Figura 1) é adicionada até o ponto em que a quantidade do padrão seja equivalente à quantidade de substância que se analisa (colocada no erlenmeyer). Este ponto é denominado ponto de equivalência. O ponto de equivalência, em geral, ocorre sem nenhuma mudança visual no sistema. Por isso, para se verificar o ponto de equivalência, adiciona-se ao sistema um reagente auxiliar denominado indicador.

Indicadores ácido-base:

Os indicadores ácido-base são substâncias de caráter fracamente ácido ou básico que sofrem mudanças visíveis (mudança de cor) devido às variações de $[H^+]$ nas proximidades do ponto de equivalência. O ponto em que ocorre esta mudança de cor denomina-se **ponto final da titulação**.

Assim podemos dizer que um indicador ácido-base é uma substância que apresenta uma variação de cor dentro de uma região determinada de pH, conhecida como zona de viragem ou zona de transição.

O ponto final não coincide necessariamente com o ponto de equivalência. A diferença entre estes dois pontos constitui o erro da titulação. Esse erro é tanto menor quanto mais o ponto final se aproxima do ponto de equivalência.

A proximidade entre o ponto final e o ponto de equivalência depende do indicador utilizado. Por esta razão é de grande importância para a precisão do método titulométrico a escolha conveniente do indicador. A escolha adequada do indicador é feita através das curvas de titulação.

Abaixo estão representados vários indicadores ácido-base e as respectivas faixas de pH em que ocorre a mudança de cor.

Indicador	Cor em pH baixo	Região de transição (pH aproximado)	Cor em pH alto
Violeta de metila	Amarelo	0.0-1.6	Azul-violeta
Azul de timol	Vermelho	1.2-2.8	Amarelo
Amarelo de metila	Vermelho	2.9-4.0	Amarelo
Azul de bromofenol	Amarelo	3.0-4.6	Violeta
Laranja de metila	Vermelho	3.1-4.4	Amarelo
Verde de bromocresol	Amarelo	3.8-5.4	Azul
Vermelho de metila	Vermelho	4.2-6.3	Amarelo
Púrpura de bromocresol	Amarelo	5.2-6.8	Violeta
Azul de bromotimol	Amarelo	6.0-7.6	Azul
Vermelho de fenol	Amarelo	6.6-8.0	Vermelho

Azul de timol	Amarelo	8.0-9.6	Azul
Fenolftaleína	Incolor	8.2-10.0	Rosa
Timolftaleína	Incolor	9.4-10.6	Azul
Amarelo de alizarina	Amarelo	10.1-12.0	Laranja-vermelho
Carmin de índigo	Azul	11.4-13.0	Amarelo

3) MATERIAIS E REAGENTES

Materiais		**Reagentes**
Becker	Balão volumétrico 100 mL	Solução de NaOH 0,1 mol/L Padronizada
Bastão de vidro	Suporte universal de ferro	Fenolftaleína
Bureta	Agarradores	HCl 0,1 mol/L
Pipetas de 10 mL	Funil de Vidro	
Proveta de 50 mL	Erlenmeyer de 125 mL	

4) PROCEDIMENTO

Titulação de um ácido forte com uma base forte (HCl x NaOH)

a) Lave uma bureta de 25 mL com água destilada e, em seguida, duas vezes com pequenas porções de aproximadamente 3 mL de uma solução padrão de NaOH 0,1 mol/L (concentração conhecida – solução padrão). Despreze as lavagens. Prenda a bureta a um suporte apropriado. Com o auxílio de um funil, encha a bureta com a solução de NaOH 0,1 mol/L até um pouco acima do traço que indica zero mL. Retire as bolhas de ar que possam ter ficado no bico da bureta ou aderidas às suas paredes internas. Abrindo a torneira da bureta, deixe escoar a solução até que a parte inferior do menisco coincida com a referência do zero mL.

b) Coloque, em um erlenmeyer de 250 mL, 10,00 mL de uma solução de HCl 0,1 mol/L (concentração aproximada), preparada em aula anterior. Adicione à solução do erlenmeyer 3 gotas de solução alcoólica a 1 % de fenolftaleína e agite em seguida.

c) Deixe escoar, lentamente, a solução da bureta sobre a solução do erlenmeyer, agitando-o sempre, até que persista uma coloração levemente rósea. Anote o volume de NaOH 0,1 mol/L adicionado.

d) Repita mais duas vezes a titulação. Tire a média dos volumes de NaOH 0,1 mol/L gastos, os quais não devem diferir de 0,1 mL. Com os dados obtidos calcule a concentração da solução de HCl utilizada.

5) BIBLIOGRAFIA

BRADY, J. & HUMISTON, G. E. *Química Geral*, Vol. 1, Cap. 6 e 10, Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., Rio de Janeiro, 1986.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. Química Geral 1 e reações químicas. 5.ed. São Paulo:Thompson, 2003. 672p.

ATKINS, P. W.; JONES, L. Princípios de Química – Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001. 914p.

SKOOG, D. A. *et. al*., Fundamentos de Química Analítica, São Paulo, Thomson Learning, 2007.

AULA 11: TERMOQUÍMICA – LEI DE HESS

1) OBJETIVO

Verificar a Lei de Hess através de reações exotérmicas.

2) INTRODUÇÃO

A termoquímica é a parte da termodinâmica que se ocupa com as consequências do primeiro Princípio da Conservação de Energia, quando aplicada às reações químicas. O principal objetivo da termoquímica é a determinação da VARIAÇÃO DE ENTALPIA (ΔH) de reação, importante grandeza relacionada com o 1º Princípio.

Quando ocorre uma reação química, as ligações que existem entre os átomos e as moléculas dos reagentes são rompidas e novas ligações ocorrem, surgindo outras combinações atômicas que originam os produtos. Para que as ligações sejam rompidas, é necessário que o sistema absorva energia na forma de calor e, para que outras ligações sejam formadas, o sistema libera energia, também na forma de calor. Assim, se a quantidade de calor absorvida pelo sistema durante a reação química for maior que a liberada, o resultado líquido da variação de energia será "absorção de calor" e esta reação é chamada de ENDOTÉRMICA (se dá com absorção de calor). Por outro lado, se a quantidade de calor absorvida pelo sistema for menor que a liberada, o resultado líquido de variação de energia durante o processo será "liberação de calor" e esta reação é dita EXOTÉRMICA (se dá com liberação de calor).

Esta quantidade líquida de calor liberada ou absorvida durante a reação química é o "calor de reação", um calor latente que corresponde à diferença entre a energia potencial das ligações interatômicas existentes nas moléculas dos produtos e a energia potencial das ligações interatômicas existentes nas moléculas dos reagentes, incluindo também a diferença de energia potencial que corresponde à diversidade dos estados de agregação dos produtos existentes.

O calor da reação, medido à pressão constante, é igual à entalpia de reação (ΔH):

$$\Delta H = Qp = H_{produtos} - H_{reagentes}$$

Assim, a diferença de entalpia durante uma reação química é a diferença de entalpia entre produtos e reagentes por unidade de reação num sistema a pressão constante e é avaliada pela quantidade de calor liberada ou absorvida pelo sistema. A entalpia é uma função de estado do sistema. Sua magnitude depende apenas do estado da substância e não da sua história.

O calor de reação é medido em função da variação da temperatura que ocorre durante a reação dentro de um calorímetro, usando a relação:

$$Q = m * c * \Delta T$$

Onde:

Q = quantidade de calor expressa em calorias

m = massa em gramas

c = calor específico, em cal/g.°C

ΔT = variação de temperatura

No caso desta experiência, o calorímetro é um Erlenmeyer. Assim, será medido o calor Q_1, que é a quantidade de calor liberada pela reação e absorvida pela solução, e o calor Q_2, que é a quantidade de calor liberada pela reação e absorvida pelo material de que é feito o Erlenmeyer, não sendo considerado o calor liberado pela reação e absorvido pelo meio ambiente. A soma dos calores absorvidos pelo calorímetro (solução + Erlenmeyer), $Q_1 + Q_2$, é o calor liberado pela reação, e este deve ser dividido pelo número de mols

de NaOH, a fim de que o resultado da entalpia seja obtido em cal/mol, tal como é tabelado. Calor específico da água: 1 cal/g.°C. Para alterar em 1 °C a temperatura de 1 g de vidro precisa-se de 0,2 cal (c_{vidro} é 0,2 cal/g.°C.

$$Q_T = \frac{Q_1 + Q_2}{nº\ mols\ NaOH}$$

Nesta experiência, você vai verificar a validade da Lei de Hess. Ela estabelece que "a variação de entalpia para qualquer reação depende somente da natureza dos reagentes e dos produtos, e não depende do número de etapas ou do caminho que conduz dos reagentes aos produtos". Isto é, se uma reação pode ser a soma de duas ou mais reações, ΔH para a reação global é a soma das variações de entalpia de cada uma dessas reações.

Este experimento envolve a determinação do calor de reação das seguintes reações:

1. $NaOH_{(s)} \rightarrow NaOH_{(aq)}$ ΔH_1
2. $NaOH_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$ ΔH_2
3. $NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$ ΔH_3

A validade da Lei de Hess será determinada medindo o calor envolvido nas reações (1), (2) e (3) e relacionando-os da seguinte forma:

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + \Delta H_3$$

3) MATERIAIS E REAGENTES

Materiais		**Reagentes**
03 Erlenmeyers de 250 mL	01 Termômetro	Ácido clorídrico 1 mol/L
01 Proveta graduada de 50 mL	01 Espátula	Hidróxido de sódio sólido
01 Becker de 250 mL	01 Vidro de relógio	

4) PROCEDIMENTO

Esta experiência é dividida em três etapas:

Parte A: Dissolução do NaOH sólido em água

Pese um Erlenmeyer de 250 mL. Anote o valor. Coloque no Erlenmeyer 100 mL de água destilada e meça a temperatura de equilíbrio com o ambiente. Anote-a. Pese, utilizando um vidro de relógio, aproximadamente 4 g de NaOH. Transfira o NaOH para o Erlenmeyer contendo os 100 mL de água, agitando cuidadosamente com o termômetro. Anote a temperatura máxima. Transfira esta solução para um Becker de 250 mL e guarde para a etapa C. Anote os dados na folha de resultados.

Parte B: Reação do $HCl_{(aq)}$ com $NaOH_{(s)}$

Pese um Erlenmeyer de 250 mL. Anote o valor. Coloque no Erlenmeyer 100 mL de HCl 1,0 mol/L. Meça a temperatura de equilíbrio com o ambiente e anote-a. Pese, utilizando um vidro de relógio, aproximadamente 4 g de NaOH. Transfira o NaOH para o Erlenmeyer contendo os 100mL de HCl. Agite cuidadosamente com o termômetro e anote a temperatura máxima.

Parte C: Reação do $HCl_{(aq)}$ com $NaOH_{(aq)}$

Pese um Erlenmeyer de 250 mL. Anote o valor. Coloque no Erlenmeyer 50 mL de NaOH 1,0 mol/L (utilize à solução de NaOH da etapa A). Meça a temperatura de equilíbrio com o ambiente e anote-a. Na proveta de 50 mL, coloque 50 mL de HCl 1,0 mol/L e, no momento que estiver em equilíbrio com o ambiente, adicione-o ao Erlenmeyer com NaOH. Agite cuidadosamente com o termômetro e anote a temperatura máxima.

5) BIBLIOGRAFIA

1) P. W. Atkins e L. Jones; Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente.
2) J. C. Kotz, P. M. ttreichel, G. C. Weaver; Química Geral e Reações Químicas.
3) L. S. Brown e T. A. Holme; Química Geral Aplicada à Engenharia.

FOLHA DE RESULTADOS

	Experimento 1	**Experimento 2**	**Experimento 3**
T de equilíbrio (°C) (T_I)			
T máxima (°C) (T_F)			
ΔT ($T_F - T_I$)			
Massa de NaOH			
Número de mols de NaOH (n = m/MM)			
Massa do Erlenmeyer (m_E)			
Massa da solução (m_S)			
Q_1 ($m_E . c_{VIDRO} . \Delta T$)			
Q_2 ($m_S . c_{ÁGUA} . \Delta T$)			
$Q_{TOTAL} = (Q_1 + Q_2)$ / nº mols NaOH			
C_{esp} da água: 1cal/g°C	C_{esp} do vidro: 0,2cal/g°C		$Q = m.c.\Delta T$

AULA 12: CINÉTICA QUÍMICA (VELOCIDADE DE REAÇÃO)

1) ANTES DA EXPERIÊNCIA

Antes de iniciar este experimento estude os conceitos de: Cinética de reações químicas.

2) OBJETIVOS

Verificar o efeito da temperatura e da concentração sobre a velocidade de uma reação.

3) INTRODUÇÃO

A velocidade de uma reação química refere-se à variação na concentração de uma substância por unidade de tempo. Durante uma reação química, as quantidades de reagentes diminuem com o passar do tempo, e as quantidades de produtos aumentam. É possível descrever a velocidade da reação com base no aumento da concentração de um produto ou na diminuição da concentração de um reagente por unidade de tempo.

Para que uma reação química ocorra, as moléculas dos reagentes devem se aproximar, de modo que os átomos possam ser trocados ou rearranjados. Os átomos e as moléculas são móveis na fase gasosa ou em solução e, portanto, as reações são realizadas frequentemente usando-se uma mistura de gases ou soluções dos reagentes. Sob essas circunstâncias, diversos fatores afetam a velocidade de uma reação: concentração dos reagentes, temperatura e uso de catalisadores.

Neste experimento será estudada a velocidade de reação entre os íons permanganato e oxalato, em meio ácido:

$$5C_2O_4{}^{2-} + 2MnO_4{}^{-} + 16H^+ \rightarrow 10CO_2 + 2Mn^{2+} + 8H_2O$$

O íon permanganato (MnO_4^-) apresenta a cor violeta, e ao reagir com o íon oxalato ($C_2O_4^{2-}$) em meio ácido, forma MnO (Mn^{2+}), que é incolor. A velocidade dessa reação pode ser medida através do tempo necessário para descorar a solução após a adição do permanganato.

Observação: Se a reação for realizada em meio básico, forma-se o MnO_2 de cor turva escura (marrom). A formação do MnO_2 também é causada pela ação da luz.

4. MATERIAIS E REAGENTES

Materiais/Equipamentos		**Reagentes**
Béquer de (50 e 250 mL)	Manta de aquecimento	Água destilada
Proveta (10 e 100 mL)	Termômetro	Solução de ácido clorídrico 5 mol.L^{-1}
Pipeta graduada (5 ou 10 mL)	Cronômetro	Solução de ácido oxálico 0,5 mol.L^{-1}
Bastão de vidro		Solução de $KMnO_4$ 0,04 mol.L^{-1}

5. PROCEDIMENTO

PARTE A: Influência da Concentração:

1. Numerar 3 béqueres de 250 mL, limpos e secos;
2. Adicionar aos 3 béqueres: 10 mL de HCl e 5 mL de ácido oxálico, nesta ordem;
3. No béquer 2, adicionar 50 mL de água destilada e misturar a solução até homogeneizar;
4. No béquer 3, adicionar 100 mL de água destilada e misturar a solução até homogeneizar;

5. No béquer 1: adicionar 4 mL da solução de $KMnO_4$ (com o auxílio de uma pipeta) acionando simultaneamente o cronômetro; agitar a mistura (suavemente) e anotar na tabela o tempo exato de descoramento;
6. Repetir este procedimento para os béqueres 2 e 3.

No do Béquer	Tempo de descoramento (s)	Concentração de $C_2O_4^{2-}$ ($mol.L^{-1}$)
1		
2		
3		

Observação: Para calcular a concentração de oxalato, utilizar a fórmula: $C_1V_1 = C_2V_2$

PARTE B: Influência da temperatura

1. Numerar 3 béqueres de 50 mL, limpos e secos.
2. Adicionar aos 3 béqueres: 10 mL de HCl, 5 mL de ácido oxálico e 10 mL de água destilada, nesta ordem;
3. Ao béquer 1 adicionar, à temperatura ambiente, 4 mL de solução de $KMnO_4$, acionando simultaneamente o cronômetro; agitar a mistura (suavemente) e anotar na tabela o tempo exato de descoramento e a temperatura (na qual ocorreu o descoramento).
4. Elevar a temperatura do béquer 2 até aproximadamente 35 ^oC (usando a manta de aquecimento).

Repetir os procedimentos do item 3;

5. Elevar a temperatura do béquer 3 até aproximadamente 45 ^oC. Repetir os procedimentos do item 3;

No do Béquer	Tempo de descoramento (s)	Temperatura de descoramento (^oC)
1		
2		
3		

6. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. Química Geral 1 e reações químicas. 5.ed. São Paulo:Thompson, 2003. 672p.

2. ATKINS, P. W.; JONES, L. Princípios de Química – Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001. 914p.

3. BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. Jr; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química – A ciência central. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972p.

AULA 13: EQUILÍBRIO QUÍMICO

1) OBJETIVO

Verificar a influência da concentração e da temperatura no deslocamento do equilíbrio de reações reversíveis.

2) INTRODUÇÃO

Uma reação química está em equilíbrio quando duas reações opostas ocorrem com a mesma velocidade. Um sistema do tipo $REAGENTES \rightleftharpoons PRODUTOS$ está em equilíbrio quando a velocidade de formação dos produtos é igual à velocidade de formação dos reagentes.
Em alguns casos, naquelas em que a reação é quase completa, se obtém o equilíbrio quando o material reagiu quase por completo. Em outros casos de reações reversíveis, se alcança o equilíbrio antes que a reação se tenha completado.
As concentrações das substâncias em equilíbrio guardam entre si uma relação definida que é expressa pela equação genérica da **CONSTANTE DE EQUILÍBRIO**:

$$aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightleftharpoons cC_{(aq)} + dD_{(aq)} \qquad K = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b}$$

O ponto de equilíbrio é deslocado quando há mudanças nos fatores que influenciam na velocidade das reações opostas. O princípio geral que rege os deslocamentos dos estados de equilíbrio é o chamado **PRINCÍPIO DE LE CHATELIER**, que diz: "Quando um fator externo age sobre um sistema em equilíbrio, ele se desloca procurando minimizar a ação do fator aplicado e atingir um novo estado de equilíbrio".
O Princípio de Le Chatelier estabelece que a posição do equilíbrio sempre se desloque na direção que contrabalancei ou minimize a ação de uma força externa aplicada ao sistema. Isto significa que se houver aumento da temperatura de um sistema reacional, provoca-se a reação química que contribui para resfriar o sistema (consumindo energia térmica). Ou ainda, se houver o aumento proposital de um dado reagente ou produto, o equilíbrio favorecerá a reação de consumo desta substância em excesso até que seja retomado um novo estado de equilíbrio. Entretanto, ressalta-se que o excesso de reagente ou produto adicionado ao sistema, nunca é completamente consumido, para que a constante de equilíbrio (K) permaneça constante, desde que a temperatura não mude. Da mesma forma, quando um componente é removido do sistema em equilíbrio, ocorrerá um deslocamento para repor este componente, sendo que esta reposição nunca é total para que K permaneça constante.
Neste experimento você fará um estudo dos estados de equilíbrio e de fatores que modificam estes equilíbrios para o sistema abaixo, observando as alterações de cor que ocorrerão e relacionando-as com as concentrações de reagentes e produtos formados.

<u>EQUILÍBRIO QUÍMICO HEXAAQUOCOBALTO (II)-TETRACLOROCOBALTATO (II):</u>

Neste experimento será estudada a influência da temperatura e da concentração no deslocamento do seguinte equilíbrio químico:

$$[Co(H_2O)_6]^{2+}_{(aq)} \quad + \quad 4Cl^-_{(aq)} \quad \rightleftharpoons \quad [CoCl_4]^{2-}_{(aq)} \quad + \quad 6H_2O_{(aq)}$$

ROSA **INCOLOR** **AZUL**

As espécies $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ e $[CoCl_4]^{-2}$ apresentam cores contrastantes, logo a intensidade das cores rosa e azul em solução são proporcionais à concentração molar de $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ e $[CoCl_4]^{2-}$. Então, quando o sistema for submetido a uma ação externa será possível observar o deslocamento deste equilíbrio para uma nova posição, através da modificação da coloração da solução.

3) MATERIAIS E REAGENTES

MATERIAIS		**REAGENTES**
Tubos de ensaio	Pipeta Pasteur	Nitrato de cobalto (0,25 mol/L)
Pipetas graduadas de 5 mL	Chapa de aquecimento	Nitrato de prata (0,1 mol/L)
Espátula	Banho de gelo	Cloreto de potássio
Bastão de vidro	Béquer de 50 mL	HCl 70 %(V/V)

4) PROCEDIMENTO

A.1) Influência da Temperatura

- Coloque em um tubo de ensaio as seguintes quantidades: 2,5 mL da solução de nitrato de cobalto e 5,0 mL de HCl a 70 %(V/V). Agite a mistura com um bastão de vidro e em seguida divida em três porções aproximadamente iguais, transferindo as porções para outros tubos de ensaio numerados de 1 a 3.
- Aqueça a primeira porção num Béquer contendo água da torneira.
- Resfrie a segunda porção em um banho de água com gelo.
- Mantenha a terceira porção à temperatura ambiente e utilize esta porção como padrão de comparação.
- Observe a alteração de cor nas soluções durante o aquecimento e o resfriamento e anote. Faça uma relação entre a coloração observada e a concentração do reagente e produto presentes no novo equilíbrio.

A.2) Influência da Concentração

- Misture as porções da parte A.1, agite com um bastão de vidro e espere que a temperatura da solução chegue à temperatura ambiente.
- Divida a solução em três partes aproximadamente iguais, transferindo as soluções para outros três tubos de ensaio limpos e numerados de 1 a 3.
- Adicione cristais de KCl ao tubo de nº 1, agitando com bastão de vidro até dissolver.
- Adicione gotas da solução de $AgNO_3$ ao tubo de nº 2, agitando.
- Mantenha o tubo de nº 3 como padrão de comparação de cor.

5) BIBLIOGRAFIA

1) P. W. Atkins e L. Jones; Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente.
2) J. C. Kotz, P. M. ttreichel, G. C. Weaver; Química Geral e Reações Químicas.
3) L. S. Brown e T. A. Holme; Química Geral Aplicada à Engenharia.

6) QUESTÕES DE ESTUDO

1) Escreva a expressão matemática para a constante de equilíbrio das reações estudadas.

2) Com base nos resultados obtidos após o resfriamento e o aquecimento (Parte A), demonstre o que acontece com K:

a) Durante o resfriamento.

b) Durante o aquecimento.

3) Com base nos resultados obtidos na Parte A, você conclui que a reação estudada é exotérmica ou endotérmica? Justifique.

4) Diga em que sentido se deslocou o equilíbrio na Parte B, em cada um dos tubos. Justifique sua resposta.

AULA 13: ESTUDO DO CARÁTER OXIDANTE-REDUTOR DE SUBSTÂNCIAS METÁLICAS – ESCALA DE NOBREZA

1) OBJETIVO

Verificar experimentalmente a tendência relativa de metais em perderem elétrons. Organizar uma escala de nobreza.

2) INTRODUÇÃO

Originalmente o termo oxidação foi usado para designar a reação de qualquer substância com oxigênio elementar. Hoje em dia ele é empregado para todos os processos em que elétrons são removidos de átomos, moléculas ou íons. O inverso da oxidação, isto é, os processos em que elétrons são ganhos, são chamados de redução. Uma vez que elétrons não podem existir livres por períodos extensos, cada oxidação é sempre acompanhada por uma redução. Assim, na reação:

$$Mg_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

Mg é oxidado a Mg^{2+} pelo H^{+}, enquanto H^{+} é reduzido a H_2 pelo Mg.

Esta reação pode ser descrita como a soma de duas semirreações:

$$Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{(semirreação de oxidação)}$$
$$2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow H_{2(g)} \text{ (semirreação de redução)}$$

As substâncias variam muito quanto à facilidade que apresentam para doar ou aceitar elétrons. Usando uma linguagem mais adequada em termos de oxidação, as substâncias variam largamente em sua capacidade de atuar como agentes oxidantes ou redutores. O caráter oxidante ou redutor é relativo: depende da natureza das espécies químicas que são postas a reagir, de suas concentrações e das condições vigentes, em termos de pressão e temperatura.

Os pares de oxidação-redução estão reunidos em tabelas – **TABELA DE POTENCIAL PADRÃO DE REDUÇÃO** – onde o caráter oxidante ou redutor é expresso de forma quantitativa através dos potenciais normais de eletrodo, para as mesmas condições de concentração (1,0 mol/L), temperatura (25 °C) e pressão (1 atm). Nesta prática o estudo é qualitativo e envolve semirreações de oxidação (ou redução). É conveniente arranjar as espécies de acordo com sua tendência de sofrer oxidação. A ordem adequada pode ser determinada pela observação da direção da reação espontânea quando dois pares são combinados. No exemplo anterior, Mg é espontaneamente oxidado pelo H^{+}, assim H^{+} é um agente oxidante mais forte que Mg.

As reações redox em que participam apenas metais e sais, podendo ou não também participar H_2 e H^{+}, são chamadas de **reações de deslocamento**. A reação química pode ser representada por:

$$M_1^{+} + M_2 \rightarrow M_1 + M_2^{+} \quad \text{(reação 1)}$$
$$H^{+} + M_2 \rightarrow (1/2)\, H_2 + M_2^{+} \text{ (reação 2)}$$

Onde M_1 e M_2 representam metais e M_1^{+} e M_2^{+} seus respectivos íons em solução aquosa.

Diz-se que M_2 deslocou M_1 da solução, no caso da reação 1 ou H_2 da solução, no caso da reação 2. Nesses casos M_2 é mais redutor do que M_1 ou do que H_2. Costuma-se associar nobreza ao caráter redutor do metal.

O metal é tanto mais nobre quanto menos redutor ele for. Uma listagem dos metais na qual se inclui também o hidrogênio, na ordem crescente de nobreza, constitui uma **Escala de Nobreza**.
A ocorrência de uma reação de deslocamento é acusada pelo desgaste superficial do metal deslocante ou pela cobertura da superfície deste metal deslocado. Também pode ser acusada pela mudança de coloração da solução (caso de íons metálicos coloridos) ou ainda pelo desprendimento de hidrogênio gasoso.

3) MATERIAIS E REAGENTES

MATERIAIS	REAGENTES
Tubos de ensaio	Chapas metálicas de Cu, Zn e Fe
Vidro de relógio	Solução de HCl 0,1 mol/L
Pipeta graduada de 10 mL	Solução de Cu^{+2} 0,1 mol/L
Bastão de vidro	Solução de Fe^{+2} 0,5 mol/L
	Solução de Ag^{+} 0,1 mol/L

4) PROCEDIMENTO

Numere doze tubos de ensaio de 1 a 12. Acrescente aos tubos as seguintes soluções e metais, conforme a tabela abaixo:

Tubo	Solução	Pedaço de metal
1	$CuSO_4$	Cu
2	$CuSO_4$	Zn
3	$CuSO_4$	Fe
4	$FeSO_4$	Cu
5	$FeSO_4$	Zn
6	$FeSO_4$	Fe
7	HCl	Cu
8	HCl	Zn
9	HCl	Fe
10	$AgNO_3$	Cu
11	$AgNO_3$	Zn
12	$AgNO_3$	Fe

Em cada tubo acrescente primeiro a solução e depois o pedaço de metal, sempre nesta ordem. Faça uma primeira observação no momento da adição do metal, para detectar reações rápidas. Veja se ocorre alguma modificação imediata e anote. Ao terminar a adição de todos os metais aos respectivos tubos, faça uma segunda observação, para detectar reações mais lentas. Anote todas as observações efetuadas para cada tubo. Em cada tubo devem ser feitas observações do tipo:

- Mudança apreciável ou não da superfície do metal
- Aparecimento de um sólido ou turvação
- Cor da fase sólida
- Mudança de cor (ou não) da fase líquida · Desprendimento de gás (borbulhamento).

5) PROTOCOLO DE REAGENTES

Este experimento deve ser realizado num ambiente bem ventilado. O gás hidrogênio é gerado por algumas das reações deste experimento. O borbulhamento vigoroso desse gás poderá fazer com que um pouco do ácido clorídrico seja arrastado para o ar, na forma de um aerosol.

O ácido clorídrico usado neste experimento pode ser diluído em bastante água e descartado na pia, sempre na presença de um fluxo de água (torneira aberta). O ácido não utilizado pode ser guardado para uso futuro.

6) BIBLIOGRAFIA

1) P. W. Atkins e L. Jones; Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente.
2) J. C. Kotz, P. M. ttreichel, G. C. Weaver; Química Geral e Reações Químicas.
3) L. S. Brown e T. A. Holme; Química Geral Aplicada à Engenharia.