



Kátia Celina da Silva Richetto
Edson Vander Pimentel
Willian José Ferreira
Deborah da Silva Comar
Nádia Cristina da Silva Richetto Cruz

QUÍMICA

EXPERIMENTAL PARA UNIVERSITÁRIOS



**Kátia Celina da Silva Richetto
Edson Vander Pimentel
Willian José Ferreira
Deborah da Silva Comar
Nádia Cristina da Silva Richetto Cruz**

QUÍMICA

EXPERIMENTAL PARA UNIVERSITÁRIOS



**Taubaté-SP
2025**

EXPEDIENTE

edUNITAU - Editora da Universidade de Taubaté

Presidente

| Pró-reitora de Extensão: Profa. Dra. Leticia Maria Pinto da Costa

Conselho Editorial

| Assessor de Difusão Cultural: Prof. Dr. Mauro Castilho Gonçalves
| Coordenadora do Sistema Integrado de Bibliotecas: Shirlei de Moura Righeti
| Representante da Pró-reitoria de Graduação: Profa. Dra. Emari Andrade
| Representante da Pró-reitoria de Pesquisa e Pós-graduação: Profa. Dra. Monica Franchi Carniello
| Área de Biociências: Profa. Dra. Eliane Stevanato
| Área de Exatas: Profa. Dra. Kátia Celina da Silva Richetto
| Área de Humanas: Prof. Dr. Fernando Gentil Gizzi de Almeida Pedroso

Consultoria Ad hoc

| Representante: Profa. Dra. Adriana Leônidas de Oliveira (Universidade de Taubaté)

Equipe Técnica

| Coordenador de Produção Editorial: Alessandro Squarcini
| Grupo de Estudos em Língua Portuguesa – GELP
| Sistema Integrado de Bibliotecas - SiBI

Avaliação, parecer e revisão por pares

| Esta obra foi avaliada por pares e indicada para publicação

Projeto Gráfico

| Capa: Alessandro Squarcini - NDG/UNITAU
| Diagramação: Rafael Campos de Jesus - NDG/UNITAU
| Ilustrações: Nádia Cristina da Silva Richetto Cruz
| Impressão: Eletrônica

Sistema Integrado de Bibliotecas - SIBI/ UNITAU Grupo Especial de Tratamento da Informação – GETI

Q69 Química experimental para universitários [recurso eletrônico]
/ Kátia Celina da Silva Richetto, Edson Vander Pimentel,
Willian José Ferreira, Deborah da Silva Comar, Nádia Cristina da Silva
Richetto Cruz. – Dados eletrônicos. – Taubaté: EdUnitau, 2025.

1 recurso on-line (91 p.).

Formato: PDF

Requisitos do sistema: Adobe

Modo de acesso: world wide web

ISBN: 978-85-9561-209-9 (on-line)

1. Química experimental. 2. Educação científica. 3. Procedimentos de laboratório. 4. Aplicações didáticas. I. Richetto, Kátia Celina da Silva. II. Pimentel, Edson Vander. III. Ferreira, Willian José. IV. Comar, Deborah da Silva. V. Cruz, Nádia Cristina da Silva Richetto.

CDD - 540.78

Ficha catalográfica elaborada pela Bibliotecária Ana Beatriz Ramos – CRB-8/6318

Índice para Catálogo sistemático

Química experimental – 540.78

Educação científica – 507.1

Procedimentos de laboratório – 542

Aplicações didáticas – 540.7

Copyright © by Editora da UNITAU, 2025

Nenhuma parte desta publicação pode ser gravada, armazenada em sistema eletrônico, fotocopiada, reproduzida por meios mecânicos ou outros quaisquer sem autorização prévia do editor.

AUTORES



KÁTIA CELINA DA SILVA RICHETTO

Engenheira, professora e pesquisadora. Possui graduação em Química na Escola de Engenharia de Lorena EEL/USP(1992), mestrado em Engenharia Mecânica na Faculdade de Engenharia de Guaratinguetá UNESP(1996), doutorado em Engenharia de Materiais pela EEL/USP (2002), especialização em Educação a Distância (2014) e especialização em Engenharia de Segurança do Trabalho UNISA (2021). Professora Titular da Universidade de Taubaté. Desde 1997, atua como professora da UNITAU, atuando principalmente nos seguintes temas: química experimental, química geral físico-química, química orgânica, metodologia científica e formação docente. Em 2022, tornou-se membro do corpo docente do Mestrado Profissional em Educação, dedicando-se à pesquisa e orientação de estudos voltados a Formação Docente e Práticas Pedagógicas para a Equidade. Assumiu a Direção do Instituto Básico de Exatas da UNITAU em 2023. Participa do Programa de Especialização Docente (PED Brasil), uma iniciativa do Lemann Center for Educational Entrepreneurship and Innovation in Brazil, em parceria com a Stanford Graduate School of Education e o Instituto Canoa, ampliando sua atuação na formação docente e na promoção da equidade educacional.



EDSON VANDER PIMENTEL

Graduado em Engenharia Química pela Faculdade de Engenharia Química de Lorena (1992), atual EEL- USP e Mestrado em Engenharia Mecânica pela Universidade Estadual Paulista Júlio de Mesquita Filho (1996) UNESP e Especialização em Educação à Distância pela UNITAU (2013). Aperfeiçoamento em Design Educacional pela UFES. Doutorando na área de Neurociência aplicada à educação. Também é licenciado em Química pela UNIMES (2013) e graduado em Administração Pública pela UFOP (2017). cursando Especialização em Gestão Pública Municipal pela UNESP. Atualmente é professor

Assistente II da Universidade de Taubaté UNITAU- SP nas disciplinas de Química Geral, Química Tecnológica, Química Geral e Tecnológica experimental, Química Analítica e Orgânica. Atua como Coordenador Acadêmico da EaD-UNITAU, e também coordena o curso de Licenciatura em Química, na modalidade EaD. Leciona também as disciplinas de Tecnologia da Educação e Comunicação (TIC) e Metodologia Científica. Tem experiência na área de Engenharia de Materiais e Metalúrgica.



WILLIAN JOSÉ FERREIRA

Graduado em Física pela Universidade Estadual Paulista (UNESP). Mestre em Ciências Ambientais pela Universidade de Taubaté (UNITAU). Doutor em Geofísica Espacial pelo Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais (INPE). Desde 2013, atua como docente no Instituto Básico de Ciências Exatas da UNITAU. Em 2023, passou a compor o corpo docente do Programa de Pós-Graduação em Ciências Ambientais, contribuindo com o Mestrado Acadêmico em Ciências Ambientais e colaborando com o Mestrado Profissional em

Ecodesenvolvimento e Gestão Ambiental, com investigações voltadas às áreas de Hidrologia e Gestão Hídrica. No mesmo ano, integrou também o Mestrado Profissional em Educação, com foco em práticas pedagógicas comprometidas com a equidade e a justiça social na escola pública.



DEBORAH DA SILVA COMAR

Graduada em Química pela Universidade Federal de Uberlândia (UFU) em 1997. Mestre e Doutora em Química (ênfase em Química Analítica) pela Universidade de São Paulo- São Carlos. Desde 2005, atua como professora de química na Secretaria da Educação do Estado de São Paulo. Docente no Instituto Básico de Ciências Exatas da Universidade de Taubaté (UNITAU) desde 2010.



NÁDIA CRISTINA DA SILVA RICHETTO CRUZ

Graduada em Educação Artística com habilitação em Desenho (FASC, 1985), possui três especializações: Ensino da Arte (FASC, 1998), Complementação Pedagógica em Administração (UNIG, 2001) e Metodologias para Educação a Distância (UNIAN/SP, 2020). Atuou como professora titular na Escola e Faculdade SENAI Felix Guisard (1986–2015), lecionando desenho técnico em diversas modalidades e conteúdos relacionados a design, informática, AutoCAD, Inventor e áreas afins. Coordenou a ocupação de jardinagem e paisagismo voltada à Olimpíada do Conhecimento

(2013–2020). Tem experiência com alunos especiais e uso de Libras, além de participação em ações de segurança escolar (CIPA).

AGRADECIMENTOS

A Deus.

À minha mãe, vento que sustenta minhas asas.

Às minhas filhas Yasmin e Gabriela, que justificam caminhar sempre pela excelência.

À minha irmã Nádia, ilustradora desta obra, que me deu o que não tinha, para que eu pudesse ser.

A toda minha família, pelos exemplos de vida.

Aos amigos Edson Pimentel, Vera Lucia Fim e Ana Maria Monteiro, alicerces de todo este trabalho.

APRESENTAÇÃO

Este livro apresenta atividades práticas de Química, para serem desenvolvidas por alunos de graduação. Desde 1997, os autores modificaram e implementaram os roteiros de aulas práticas trabalhadas com os alunos.

Pela sequência dos procedimentos, os alunos passam além de apenas manusear equipamentos, a entender na prática, os conceitos de que trata a Química teórica. Isso gera um interesse muito grande em sedimentar conceitos teóricos desta área tão importante da Ciência.

As atividades propostas são sempre realizadas em turmas de 20 a 25 alunos, pois além de permitir um aprendizado direcionado, também são necessárias turmas pequenas por questões de segurança em laboratórios.

SUMÁRIO

AUTORES	4
AGRADECIMENTOS	6
APRESENTAÇÃO	7
ATIVIDADE 1 Introdução ao trabalho de laboratório.....	9
ATIVIDADE 2 Equipamentos básicos de laboratório.....	16
ATIVIDADE 3 Técnicas básicas de laboratório.....	26
ATIVIDADE 4 Processos gerais de separação de misturas I.....	30
ATIVIDADE 5 Processos gerais de separação de misturas II.....	33
ATIVIDADE 6 Substâncias puras e misturas	35
ATIVIDADE 7 Fenômenos físicos e químicos	39
ATIVIDADE 8 Determinação da densidade de sólidos, líquidos e gases..	42
ATIVIDADE 9 Reatividade dos ametais: Deslocamento entre ametais.....	46
ATIVIDADE 10 Reatividade dos metais: Deslocamento entre Metais.....	49
ATIVIDADE 11 Hidrogênio: Obtenção e propriedades.....	52
ATIVIDADE 12 Polaridade molecular e solubilidade de substâncias.....	54
ATIVIDADE 13 Preparo de uma solução de HCl 0,1 N.....	57
ATIVIDADE 14 Preparo de uma solução de NaOH 0,1 N.....	59
ATIVIDADE 15 Velocidade de reação.....	61
ATIVIDADE 16 Equilíbrio químico.....	64
ATIVIDADE 17 O pH e a variação da concentração de uma solução.....	68
ATIVIDADE 18 Reações exotérmicas e endotérmicas.....	70
ATIVIDADE 19 Corrosão.....	73
ATIVIDADE 20 Proteção contra corrosão.....	76
ATIVIDADE 21 Poluição das águas: tensão superficial /ação poluidora dos detergentes sintéticos.....	80
ATIVIDADE 22 Gás carbônico: Obtenção e propriedades.....	83
ATIVIDADE 23 Formato de trabalho para o 4º Bimestre.....	86
BIBLIOGRAFIA	88

ATIVIDADE 1

INTRODUÇÃO AO TRABALHO DE LABORATÓRIO

A. Instruções Gerais

1. A tolerância máxima, de atraso às aulas práticas de Química é de: 5 (cinco) minutos para o curso integral e 10 (dez) minutos para o curso noturno.
2. É imprescindível o uso de guarda-pó nas aulas.
3. Materiais danificados ou que desaparecerem durante a aula prática deverão ser repostos pelo grupo na semana seguinte.
4. O aluno deverá chegar ao laboratório com o roteiro de aula para iniciar a aula prática.
5. Entregar, no final da aula o relatório da experiência realizada para receber a devida nota.
6. O representante da turma **deverá** marcar a prova de laboratório no dia da prova de Química Teoria. Dúvidas sobre a nota aplicada pelo professor **serão esclarecidas apenas no dia da vista de provas.**

A fim de aproveitar o curso prático os alunos devem observar os seguintes preceitos:

1. Preparar-se teoricamente sobre o assunto da aula.
2. **Trabalhar com atenção, método e calma.**
3. Responder às questões propostas logo após a realização da experiência.
4. Pedir ao professor esclarecimentos sobre todas as dúvidas.
5. **Não contaminar os reagentes.**
6. Ter cuidado para evitar acidentes pessoais e com colegas.
7. **Limpar todo o material no final da aula prática e deixá-lo na bancada.**
8. Preparar e entregar ao professor um relatório devidamente preenchido e assinado.

B. Noções elementares de segurança

Normas de segurança: A ocorrência de acidentes em laboratório, infelizmente, não é tão rara como possa parecer. Com a finalidade de diminuir a frequência e a gravidade desses eventos, torna-se absolutamente imprescindível que durante os trabalhos realizados em laboratório se observe uma série de normas de segurança:

1. Siga rigorosamente as instruções fornecidas pelo professor.
2. Nunca trabalhe sozinho no laboratório.
3. Não brinque no laboratório.
4. Em caso de acidente, procure imediatamente o professor, mesmo que não haja danos pessoais ou materiais.
5. Encare todos os produtos químicos como venenos em potencial, enquanto não verificar sua inocuidade, consultando a literatura especializada.
6. Não fume no laboratório.
7. Não beba e nem coma no laboratório.
8. Use jaleco apropriado.
9. Caso tenha cabelos longos, mantenha-os presos durante a realização dos experimentos.
10. Nunca deixe frascos contendo solventes inflamáveis (acetona, álcool, éter, etc.) próximos à chama.
11. Evite contato de qualquer substância com a pele.
12. Trabalhe calçado e nunca de sandálias.
14. Todas as experiências que envolvem a liberação de gases e/ou vapores tóxicos devem ser realizadas na câmara de exaustão (capela).
15. Ao preparar soluções aquosas diluídas de um ácido, coloque o ácido concentrado na água, nunca o contrário.
16. Nunca pipete líquidos cáusticos ou tóxicos diretamente, utilize pipetadores.
17. Nunca aqueça o tubo de ensaio, apontando sua extremidade aberta para um colega ou para si mesmo.
18. Sempre que necessário proteja os olhos com óculos de proteção.
19. Não jogue nenhum material sólido dentro da pia ou nos ralos.
20. Não coloque sobre a bancada de laboratório bolsas, agasalhos, ou qualquer material estranho ao trabalho que estiver realizando.

21. Caindo produto químico nos olhos, boca ou pele, lave abundantemente com água. A seguir, procure o tratamento específico para cada caso.
22. Saiba a localização e como utilizar o chuveiro de emergência, extintores de incêndio e lavadores de olhos.
23. Nunca teste um produto químico pelo sabor.
24. Não é aconselhável testar um produto químico pelo odor, porém caso seja necessário, não coloque o frasco sob o nariz. Desloque com a mão, para a sua direção, os vapores que se desprendem do frasco.
25. Se algum produto químico for derramado, lave o local imediatamente.
26. Consulte o professor antes de fazer qualquer modificação no andamento da experiência e na quantidade de reagentes a serem usados.
27. Caso esteja usando um aparelho pela primeira vez, leia sempre o manual antes.
28. Não aqueça líquidos inflamáveis em chama direta.
29. Lubrifique tubos de vidro, termômetros, etc., antes de inseri-los em rolhas e proteja sempre as mãos com um pano.
30. Antes de usar qualquer reagente, leia cuidadosamente o rótulo do frasco para ter certeza de que aquele é o reagente desejado.
31. Verifique se as conexões e ligações estão seguras antes de iniciar uma reação química,
32. Abra os frascos o mais longe possível do rosto e evite aspirar ar naquele exato momento.
33. Não use lentes de contato.
34. Apague sempre os bicos de gás que não estiverem em uso.
35. Nunca torne a colocar no frasco um reagente retirado em excesso e não usado. Ele pode ter sido contaminado.
36. Não armazene substâncias oxidantes próximas a líquidos voláteis e inflamáveis.
37. Dedique especial atenção a qualquer operação que necessite aquecimento prolongado ou que libere grande quantidade de energia.
38. Cuidado ao aquecer vidro em chama: o vidro quente tem exatamente a mesma aparência do frio.
39. Ao se retirar do laboratório, verifique se não há torneiras (água ou gás) abertas. Desligue todos os aparelhos, deixe todo o equipamento limpo e lave as mãos.

Queimaduras:

1. Queimadura por calor seco (chama ou objetos aquecidos). No caso de queimaduras leves, aplicar pomada de picrato de butesin ou vaselina, ou ácido pícrico. No caso de queimaduras graves, o ferimento deve ser coberto com gaze esterilizada, umedecida com solução aquosa de bicarbonato de sódio a 5%.
2. Queimaduras por ácidos: lavar imediatamente o local com água em abundância, durante cerca de cinco minutos. Em seguida lavar com solução saturada de bicarbonato de sódio e novamente com água. Secar aplicando então mertiolato.
3. Queimaduras por álcalis: Lavar a região atingida imediatamente com bastante água, durante cinco minutos. Tratar com solução de ácido acético 1% e novamente lavar com água, secar a pele e aplicar mertiolato.
4. Queimaduras por fenol devem ser lavadas com muito álcool.
5. Ácidos nos olhos: Nos laboratórios, existem lavadores de olhos acoplados aos chuveiros de emergência. A lavagem deve ser feita por 15 minutos, após o que se aplica solução de bicarbonato de sódio a 1%.
6. Álcalis nos olhos: Proceder como o item anterior, apenas substituindo a solução básica de bicarbonato de sódio por uma solução de ácido bórico a 1%.
7. Intoxicação por gases: Remover a vítima para um lugar arejado, deixando-a descansar.
8. Ingestão de substâncias tóxicas: Administrar uma colher de sopa do antídoto universal, que é constituído de duas partes de carvão ativado, uma de óxido de magnésio e uma de ácido tânico.
9. Não perder a calma.

C. Elaboração de um relatório

C.1 Introdução

Um dos objetivos de ensino de uma disciplina experimental introdutória é ensinar a redigir relatórios. A elaboração de relatórios é um procedimento bastante corriqueiro durante o exercício de qualquer profissão técnico-científica e, em certos casos, esta habilidade chega a ser usada como uma medida de capacidade profissional. Ser um bom profissional envolve também saber transmitir a outros os resultados de um trabalho. Assim, a correta elaboração de relatório é

um dos objetivos de ensino deste item. A seguir, são dadas algumas orientações sobre a redação de relatórios científicos, que devem ser seguidas na elaboração dos relatórios referentes às diferentes experiências realizadas.

C.2 Estilo impessoal e necessidade de clareza

É praxe redigir relatórios de uma forma impessoal, utilizando-se a voz passiva no tempo passado, pois se relata algo que já foi feito. Assim, para relatar a determinação da massa de algumas amostras sólidas pode-se escrever:

- *A massa das amostras sólidas maciças foi determinada utilizando-se uma balança...; ou*
- *Determinou-se a massa das amostras sólidas maciças utilizando-se uma balança...*

Não se devem usar formas como “*Eu determinei a massa...*” ou “*Pesei as amostras...*”, sempre evite a forma pessoal.

Outro aspecto muito importante é ter sempre em mente que as pessoas que eventualmente lerão o relatório poderão não ter tido nenhuma informação prévia sobre aquilo que está sendo relatado. Isto significa que o relato do que foi feito deve ser detalhado, cuidadoso e meticuloso, de modo que qualquer pessoa consiga efetivamente entender o que e como foi feito.

C.3 As partes de um relatório

Em geral, um relatório é composto de cinco partes: título, introdução, procedimento experimental, resultados e conclusões e referências bibliográficas. Cada uma dessas partes deve ser destacada em separado, através de um subtítulo, contendo, pelo menos, o nome específico da parte. A seguir, é explicado o que deve ser incluído em cada uma dessas seções de um relatório.

C.3.1 Título

Através de um título, que pode ser o mesmo já contido no material referente à experiência, deve-se explicitar o problema resolvido através da experiência realizada.

C.3.2 Introdução

Nesta seção, deverá ser explicitado, de forma clara e breve, qual foi o objetivo da experiência (o problema a ser resolvido por meio da experiência), qual o método (ou métodos) utilizado (s) para resolvê-los e quais os princípios fundamentais em que esse (s) método (s) se baseia (m). Por exemplo, para a experiência 1, a introdução poderia ser assim: *“Esta experiência teve como objetivo identificar algumas amostras de substância sólidas maciças através do cálculo de suas densidades. O método utilizado baseia-se em propriedades físicas da matéria: massa, volume e densidade. As densidades foram calculadas a partir de valores experimentalmente determinados da massa e do volume de cada amostra.”*

C.3.3 Procedimento Experimental

Esta seção deve conter relatos exatos e claros de como foi feita a experiência, de modo que, baseada nestes relatos, qualquer outra pessoa possa repeti-la. Note que não basta copiar o procedimento experimental contido no material referente à experiência, pois, na melhor das hipóteses, toda a forma de redação terá que ser mudada. Lembre-se que a forma deverá ser impessoal, usando voz passiva no tempo passado. Além disso, há necessidade de se especificar claramente cada equipamento utilizado. Por exemplo, no caso da experiência 1, pode-se ter: *“O volume de cada amostra foi determinado utilizando-se de uma proveta de 10 mL. Inicialmente, com o auxílio de um frasco lavador, colocou-se água na proveta até aproximadamente... (...) cada amostra foi pesada, utilizando-se uma balança de braço com fundo de escala em centigramas.”*

Note que a seção “Procedimento Experimental” só deve conter uma descrição detalhada de como a parte experimental da experiência foi realizada, sem que se incluam os resultados obtidos experimentalmente e/ou os cálculos realizados. Assim, **não incluam no “procedimento experimental” os dados coletados no laboratório.**

C.3.4 Resultados e conclusões

Nesta seção do relatório, devem ser colocados os dados coletados durante a experiência e os cálculos realizados; também devem ser discutidos os

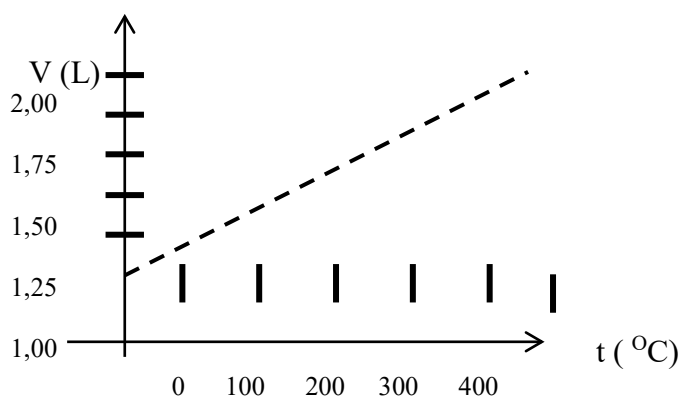
resultados finais obtidos, comentando-se sobre a sua adaptação ou não, apontando-se possíveis explicações e fontes de erros experimentais.

Uma maneira rápida e eficiente de se registrar dados em um relatório é sob a forma de tabela.

Em geral uma tabela é composta de: um título, um cabeçalho, uma coluna indicadora (se necessária), e um corpo como o exemplo abaixo:

Estado da matéria	Compressibilidade	Densidade Relativa
Gasoso	Alta	Baixa
Líquido	Muito baixa	Alta
Sólido	Muito baixa	Alta

Uma maneira de detectar visualmente como varia uma quantidade (y) á medida que uma segunda quantidade (x) também varia é por meio de um gráfico, utiliza-se papel milimetrado. Um gráfico, normalmente, tem dois eixos em que são representados os valores de cada quantidade. No eixo horizontal (representado na base do papel – vide exemplo), denominado *abscissa*, é a praxe representar a variável independente, isto é, aquela cujo valor é controlado pelo experimentador; no eixo vertical (representado à esquerda do papel – vide exemplo), denominado *ordenada*, é praxe representar a variável dependente, isto é, aquela cujo valor é medido experimentalmente (seu valor depende daquele fixado para a variável independente). Quando as duas quantidades são medidas experimentalmente, pode se representar qualquer uma delas em qualquer dos eixos.



ATIVIDADE 2

EQUIPAMENTOS BÁSICOS DE LABORATÓRIO

OBJETIVO: Conhecer os materiais de laboratório.

A. Teoria:

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

1. Material de vidro

- Balão volumétrico: recipiente calibrado, de precisão, destinado a conter determinado volume de líquido, a uma dada temperatura, utilizado no preparo de solução de concentração definida.
- Balão de saída lateral: utilizado no processo de destilação.
- Bastão de vidro: utilizado na agitação e transferência de líquidos.
- Béquer: recipiente com ou sem graduação utilizado para o preparo de soluções, aquecimento de líquidos, recristalização, etc.
- Bureta: equipamento calibrado para medidas precisas de volumes de líquidos. Permite escoamento do líquido e é muito utilizada em titulações.
- Cilindro graduado ou proveta: frasco com graduação destinado a medidas aproximadas de volume de líquidos.
- Condensador: equipamento destinado à condensação de vapores em destilação ou aquecimento sob refluxo.
- Cuba de vidro ou cristalizador: recipiente geralmente utilizado para conter misturas refrigerantes, e finalidades diversas.
- Densímetro: utilizado para medir densidade de líquidos.

- Dessecador: utilizado no armazenamento de substâncias quando se necessita de uma atmosfera com baixo teor de umidade. Também pode ser utilizado para manter substâncias sob pressão reduzida.
- Erlenmeyer: frasco utilizado para aquecer líquidos ou efetuar titulações.
- Funil analítico: utilizado para efetuar filtrações simples.
- Funil comum: utilizado na transferência de líquido de um frasco para outro.
- Funil de separação: equipamento para separar líquidos não miscíveis.
- Kitassato: frasco de parede espessa, munido de saída lateral e utilizado na filtração sob sucção.
- Picnômetro: pequenos balões volumétricos para se medir pequenos volumes de líquidos. Utilizado na determinação da densidade de líquidos.
- Pipetas: equipamento calibrado para medida precisa de volumes de líquidos. Existem dois tipos de pipetas: Pipeta graduada: utilizada para escoar volumes variáveis. Pipeta volumétrica: utilizada para escoar volumes fixos de líquidos.
- Tubo de ensaio: utilizado principalmente para realizar reações químicas em pequena escala.
- Vidro de relógio: utilizado geralmente para cobrir béqueres contendo soluções e finalidades diversas.

2. Material de porcelana

- Almofariz ou grau e pistilo: destinado à pulverização de sólidos. Além de porcelana pode ser feito de ágata, vidro ou metal.
- Cadinho: utilizado para calcinação de sólidos.
- Cápsula: utilizada para efetuar evaporação de líquidos.
- Funil de Büchner: utilizado em filtrações por sucção, devendo ser acoplado a um kitassato.

3. Material metálico

- Argola: utilizado como suporte para funil de vidro ou tela metálica.
- Bico de Bunsen (bico de gás): fonte de calor destinada ao aquecimento de materiais não inflamáveis.
- Espátula: utilizada para transferir substâncias sólidas.

- Furador de rolhas: utilizado na perfuração de rolhas de borracha ou cortiça.
- Pinças: peças de vários tipos, como Mohr e Hoffmann cuja finalidade é impedir ou reduzir o fluxo de líquidos ou gases através de tubos flexíveis. Tenaz: pinça usada para segurar objetos aquecidos.
- Suporte universal, mufa e garra: peças metálicas usadas para montar aparelhagens em geral.
- Tela de amianto: tela metálica, contendo amianto, utilizada para distribuir uniformemente o calor, durante o aquecimento de recipiente de vidro à chama de um bico de gás.
- Tripé: utilizado como suporte, principalmente de tela de amianto e triângulos.

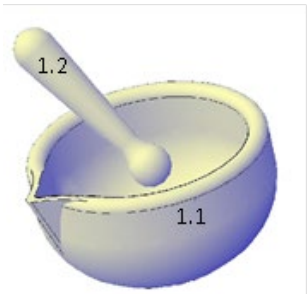
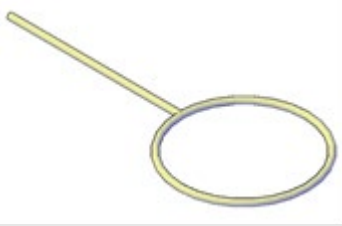
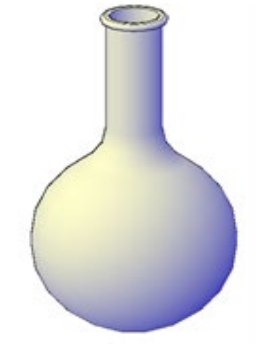
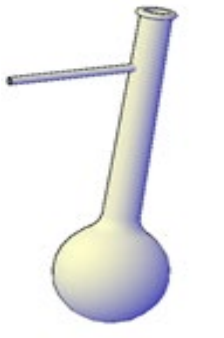
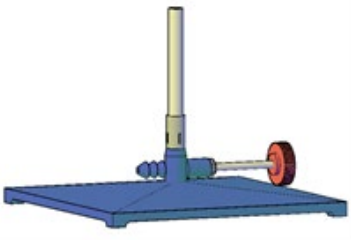
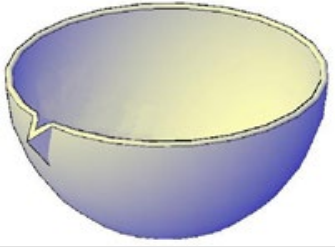
4. Materiais diversos

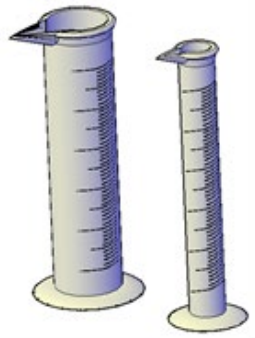
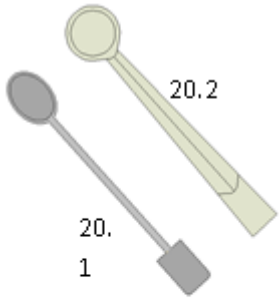
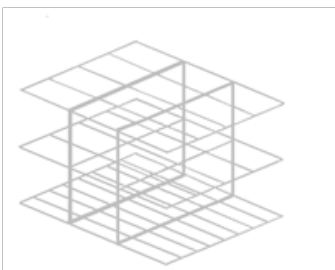
- Balança: instrumento utilizado para determinação de massas.
- Centrifuga: instrumento que serve para acelerar, a sedimentação de sólidos em suspensão em líquidos.
- Pisseta: frasco geralmente contendo água destilada, álcool, solventes e outros utilizado para efetuar lavagens de recipientes ou materiais.
- Estante para tubos de ensaio: utilizada como suporte para tubos de ensaio.
- Pinça de madeira: utilizada para segurar tubo de ensaio
- Trompa d'água: dispositivo para aspirar o ar e reduzir a pressão no interior de um frasco; muito utilizada em filtrações por sucção.

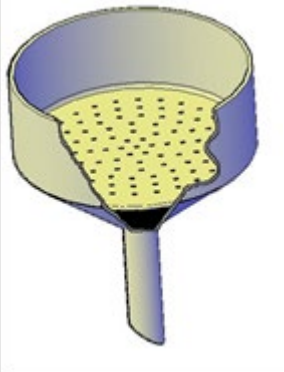
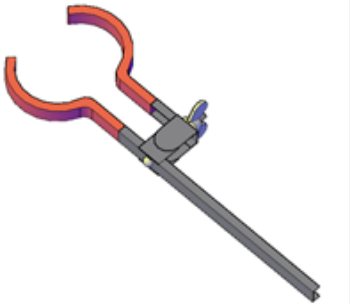
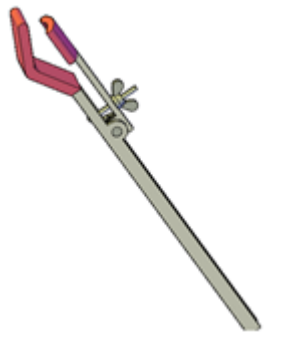
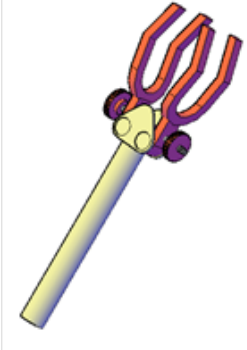
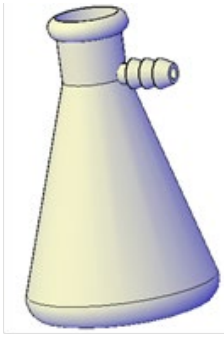
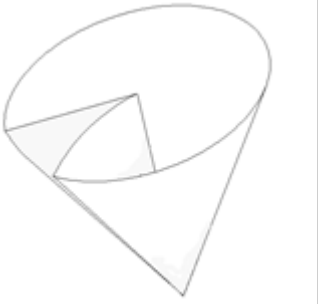
LISTA DE MATERIAS

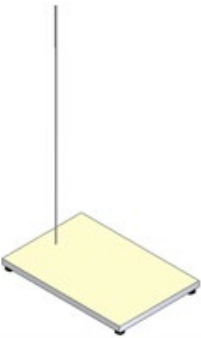
1. Almofariz: 1.1 - grau, 1.2 - pistilo.
2. Argola.
3. Balança digital.
4. Balão de fundo redondo
5. Balão de saída lateral.
6. Balão volumétrico.
7. Bastão de vidro.
8. Béquer.
9. Bico de Bunsen.
10. Bureta.
11. Cadinho.
12. Cápsula de porcelana.
13. Cilindro graduado ou proveta.
14. Condensador.
15. Cuba de vidro ou cristalizador.
16. Densímetro.
17. Dessecador.
18. Erlenmeyer.
19. Espalhador de chamas.
20. Espátulas: 20.1- porcelana, 20.2 - metal
21. Estante para tubos de ensaio.
22. Frasco de reagentes.
23. Funil analítico.
24. Funil comum.
25. Funil de Büchner.
26. Funil de separação.
27. Garra para balão.
28. Garra para bureta.
29. Garra para condensador.
30. Kitassato.
31. Mufa.
32. Papel de filtro.
33. Pera de borracha.

- 34. Perfurador de rolhas.
- 35. Picnômetro.
- 36. Pinça de Hoffmann.
- 37. Pinça de madeira.
- 38. Pinça de Mohr.
- 39. Pinça metálica ou tenaz.
- 40. Pipeta graduada.
- 41. Pipeta volumétrica.
- 42. Pisseta.
- 43. Placa de Petri.
- 44. Rolhas de cortiça.
- 45. Suporte universal.
- 46. Tela de amianto.
- 47. Termômetro.
- 48. Tripé.
- 49. Trompa d'água.
- 50. Tubo de ensaio.
- 51. Tubo de látex.
- 52. Tubo em "U".
- 53. Vara de vidro.
- 54. Vidro de relógio.

1  A mortar and pestle. The mortar is labeled 1.1 and the pestle is labeled 1.2.	2  A glass rod with a circular loop at one end.	3  A digital analytical scale with a flat weighing pan and a control panel with buttons and a display.
4  A round-bottom flask.	5  A three-neck round-bottom flask.	6  A volumetric flask with a stopper.
7  A straight glass rod.	8  A beaker.	9  A magnetic stirrer with a stir bar and a control knob.
10  A magnetic stirrer bar.	11  A wash bottle.	12  A mortar.

13 	14 	15 
16 	17 	18 
19 	20 	21 
22 	23 	24 

25 	26 	27 
28 	29 	30 
31 	32 	33 
34 	35 	36 

37		38		39	
40		41		42	
43		44		45	
46		47		48	

49 	50 	51 
52 	53 	54 

ATIVIDADE 3

TÉCNICAS BÁSICAS DE LABORATÓRIO

OBJETIVO: Instruir a respeito do uso do bico de Bunsen e balanças e material volumétrico.

A. Teoria:

Manuseio do Bico de Bunsen

As partes de um bico de Bunsen são:

- Base
- Entrada para combustível
- Regulador de entrada de combustível
- Anel giratório
- Corpo do bico de Bunsen

O combustível (gás) entra no bico de Bunsen através de um tubo de borracha ou silicone ligado a uma torneira da mesa do laboratório; a entrada de combustível é controlada pelo regulador existente na base do bico de Bunsen.

O ar necessário à combustão, entra através dos orifícios existentes no anel giratório e no corpo do bico de Bunsen, girando o anel haverá maior ou menor coincidência entre os furos, permitindo assim maior ou menor entrada de ar.

O primeiro passo para usar o bico de Bunsen é fechar a entrada de ar, a seguir abre-se à válvula de gás e acende-se. Abre-se em seguida a entrada de ar, lentamente, até a chama se tornar azul. Nota-se duas regiões cônicas distintas: a interna mais fria chamada *zona redutora*, a externa, quase invisível, chamada *zona oxidante*. A parte mais quente da chama está situada logo acima do cone interno. Este é o tipo de chama mais utilizado em laboratório.

Determinação de massa:

A massa de um corpo é determinada por comparação com massas conhecidas, com a utilização de balança. Embora tratar-se de uma medida de massa, o procedimento é comumente chamada “*pesagem*”. Há uma grande variedade de balanças de laboratório, desde as mais grosseiras até as de mais alta sensibilidade. É comum encontrar, por exemplo: triplice escala, analítica e digital.



Cuidados gerais com balanças de laboratório:

- As balanças são instrumentos delicados e caros que devem ser manejados com cuidado, para que permaneçam em boas condições de funcionamento.
- A balança deve ser mantida limpa; caso algum material caia sobre o prato ou outra parte da balança; deve ser imediatamente removido.
- Os reagentes não devem ser colocados diretamente sobre o prato da balança, mas em recipientes apropriados (papel de filtro, béquer, vidro de relógio, etc.) que devem estar secos e limpos.
- Os objetos a serem pesados devem estar à temperatura ambiente.
- Terminada a pesagem, todos os objetos devem ser removidos dos pratos e os botões, massas aferidas ou cavaleiros (conforme o caso), recolocados na posição zero.

Medida de volume de líquidos:

De um modo geral, para medidas aproximadas de volumes de líquidos, usam-se pipetas, buretas e balões volumétricos, que constituem o chamado material volumétrico. Aparelhos volumétricos são calibrados pelo fabricante e a temperatura padrão de calibração é 20°C.

A medida do volume do líquido é feita comparando-se o nível dele com os traços marcados na parede do recipiente. A leitura do nível para líquidos transparentes deve ser feita na parte inferior do menisco, estando a linha de visão do operador perpendicular à escala graduada para evitar erro de *paralaxe*.

Técnicas de uso de material volumétrico

Para o uso de pipetas, recomenda-se proceder da seguinte maneira: mergulha-se a pipeta, limpa e seca, no líquido a ser medido. Aplica-se sucção na parte superior da pipeta, aspirando líquido até pouco acima da marca. Nesta operação, a ponta da pipeta deve ser mantida sempre mergulhada no líquido, caso contrário será aspirado o ar. Fecha-se a extremidade superior da pipeta com o dedo indicador. Relaxando levemente a pressão do dedo, deixa-se escoar o líquido excedente, até que a parte inferior do menisco coincida com a marca. Remove-se a gota aderente à pipeta, tocando a ponta desta na parede

do frasco utilizado para receber o líquido excedente. A seguir encosta-se a pipeta na parede interna do recipiente destinado a receber o líquido. Espera-se mais 15 segundos e afasta-se a pipeta, sem tentar remover o líquido remanescente da ponta.

Líquidos voláteis, tóxicos ou corrosivos não devem ser aspirados, em pipeta, com a boca. Nestes casos a sucção deve ser feita usando-se um pedaço de tubo de borracha ligado a uma pêra de sucção.

Ao se utilizar a bureta, deve-se inicialmente verificar se ela está limpa e seca e com a torneira adequadamente lubrificada. A seguir, prende-se a bureta verticalmente em um suporte e adiciona-se o líquido até acima do zero da escala. Abre-se a torneira e deixa-se escoar líquido suficiente para encher a ponta da bureta, abaixo da torneira. Acerta-se o zero. Coloca-se o frasco que vai receber o líquido sob a bureta com a mão esquerda. Após o escoamento da quantidade necessária de líquido, espera-se 10 a 20 segundos e lê-se o volume retirado.

Para preparar uma solução em um balão volumétrico, transfere-se ao mesmo o soluto ou a solução a ser diluída. Adiciona-se a seguir solvente até cerca de $\frac{3}{4}$ da capacidade total do balão. Misturam-se os componentes e deixa-se em repouso até atingir a temperatura ambiente, tendo o cuidado de não segurar mais o balão pelo bulbo. Adiciona-se solvente até “*acertar o menisco*”, isto é, até o nível do líquido coincidir com a marca no gargalo. As últimas porções do solvente devem ser adicionadas com um conta-gotas, lentamente, e não devem ficar gotas presas no gargalo. Fecha-se bem o balão e vira-se o mesmo de cabeça para baixo, várias vezes, agitando-o para homogeneizar seu conteúdo.

Análise volumétrica

6.1. Conceituação:

A análise volumétrica quantitativa caracteriza-se por determinar a concentração da solução da amostra pela medida do volume de uma solução de concentração conhecida (solução padrão) necessária para reagir quantitativamente com determinado volume da amostra.

Aplica-se a seguir a equivalência química e/ou a fórmula analítica para serem determinadas a pureza da amostra e as proporções de seus constituintes.

6.2. Solução padrão

São soluções de concentração exatamente conhecida usadas na análise volumétrica e que reagem em relação estequiométrica com a amostra.

Suas concentrações são referidas via de regra, em termos de normalidade:

$$N = m_1 / E_1 \cdot V_1$$

6.3. Titulação

A adição progressiva da solução padrão, contida em princípio na bureta para dentro do recipiente (erlenmeyer) contendo a solução da amostra até que se estabeleça à equivalência química entre os reagentes, denomina-se **Titulação**.

ATIVIDADE 4

PROCESSOS GERAIS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS I

OBJETIVO: Separar os componentes de diferentes tipos de mistura.

A. Teoria:

1. Mistura: é a associação de duas ou mais substâncias diferentes cujas estruturas permanecem inalteradas, isto é, não ocorre reação química entre elas. Temos dois tipos de misturas:

2. Mistura homogênea: não é possível distinguir superfícies de separação entre seus componentes, nem mesmo com os mais aperfeiçoados aparelhos de aumento, tais como ultramicroscopia ou microscópio eletrônico.

3. Mistura heterogênea: é possível distinguir superfícies de separação entre seus componentes, em alguns casos a olho nu, em outros com microscópio comum.

4. Filtração simples: tem por finalidade separar um sólido de um líquido. É efetuada passando a mistura através de um material poroso (papel de filtro, algodão, tecido, vidro sinterizado, porcelana porosa, fibras de vidro ou amianto etc.), que retém as partículas do sólido.

A passagem do líquido através do material poroso pode ser efetuada pela ação da gravidade (filtração simples) ou por redução da pressão (filtração por sucção). Utiliza-se um funil analítico em que foi adaptado um cone de papel de filtro. Inicialmente, umedece-se o papel com uma pequena quantidade do solvente com que se está trabalhando. Efetua-se a filtração tomando o cuidado de não encher o filtro até a borda. Os últimos traços do sólido são transferidos para o papel de filtro com o auxílio de jatos de solvente, utilizando uma pisseta. Lava-se o sólido com pequenas porções do solvente.

5. Filtração por sucção

É efetuada utilizando uma aparelhagem especial: frasco de kitassato, provido de um funil de Büchner, que por sua vez está conectado a uma trompa d'água. Este tipo de filtração tem vantagem sobre a filtração simples, por ser mais rápida e por deixar menor quantidade de impurezas e solvente no sólido.

6. Decantação:

Separação de dois líquidos imiscíveis.

B. Procedimento experimental

1ª parte: Filtração simples

1. Dobrar o papel de filtro e colocá-lo no funil analítico. Umedecer o papel com água e ajustá-lo ao funil.
 2. Colocar o funil na argola adequada, presa ao suporte de ferro. Colocar o erlenmeyer sob funil para receber o filtrado.
 3. Colocar cerca de 50ml de água no copo de béquer, juntar 2ml de solução de Cloreto de Bário (BaCl_2). Agitar com o bastão de vidro. Juntar 2ml de solução de Carbonato de Sódio (Na_2CO_3). Agitar com o bastão de vidro. Observar.
 4. Filtrar as suspensões formadas, fazendo com que esorra pelo bastão do béquer até o papel de filtro.
- A suspensão formada, a ser filtrada, é homogênea ou heterogênea? ...



OBS: Nas misturas não ocorrem reações, portanto a mistura, nesse caso, ocorre entre o carbonato de bário formado e a água do processo.

2ª parte: Filtração por sucção

1. Cortar um círculo de papel de filtro, cujo diâmetro deve ser 1 a 2mm menor que o diâmetro interno do funil de Büchner.
2. Colocar o papel de filtro no funil de modo a cobri-lo, sem, entretanto, chegar até as paredes do mesmo. Ligar a trompa d'água, umedecer o papel de filtro

com o solvente e efetuar a filtração. Terminada esta, abrir a entrada de ar do kitassato, antes de fechar a torneira da trompa d'água.

3. Fazer uma filtração da suspensão formada no exercício anterior.

3ª parte: Decantação

1. Adaptar um funil de decantação a um suporte universal contendo uma argola.
 2. Colocar aproximadamente 25ml de solução aquosa de dicromato de potássio da proveta ($K_2Cr_2O_7$) para o no funil.
 3. Adicionar 10ml de Clorofórmio e observar.
 4. Agitar bem. Deixar em repouso e observar que o clorofórmio fica na parte inferior e o dicromato de potássio na parte superior do funil de decantação.
 5. Abrir lentamente a torneira e recolher o clorofórmio em um béquer, deixando apenas o dicromato de potássio no funil.
- O que ocorreu? ...

...

ATIVIDADE 5

PROCESSOS GERAIS DE SEPARAÇÃO DE MISTURAS II

OBJETIVO: Separar os componentes de diferentes tipos de mistura.

A. Teoria:

1. Destilação do sulfato de cobre (CuSO_4):

A destilação tem por finalidade a separação e purificação de líquidos e é efetuada pela combinação sucessiva de processos de vaporização e condensação. Um aparelho para destilação simples é constituído de um balão com saída lateral, um termômetro, um condensador, tubos de látex, erlenmeyer, garra para condensador, rolhas perfuradas, bico de Bunsen, tela de amianto e suporte universal. Detalhes importantes, que devem ser observados na montagem, são a posição do bulbo do termômetro e o modo de circulação de água no condensador.

2. Dissolução fracionada:

Desdobramento da mistura de enxofre e sulfato de cobre (CuSO_4).

É um conjunto de processos (filtração e evaporação) onde ocorre a separação de dois sólidos.

B. Procedimento experimental

1ª parte: Destilação do Sulfato de Cobre

1. Colocar no balão de destilação, através de um funil, 50mL da solução de Sulfato de cobre (CuSO_4). Juntar pérolas de vidro ou cacos de porcelana, para evitar a superebulição.
2. Fechar o balão com a rolha que contém o termômetro e iniciar o aquecimento.
3. Observar o aquecimento da solução até a ebulição, acompanhando o aumento de temperatura por leitura no termômetro.



4. Observar a destilação. Recolher no erlenmeyer uma pequena porção deste, suficiente para identificação. Apagar o fogo. Deixar esfriar o aparelho.
5. Observar o líquido destilado.
 - A solução de sulfato de cobre é homogênea ou heterogênea? Por quê? ...
 - ...
 - Qual a temperatura de ebulição no início da destilação do sulfato de cobre? E no final? ...
 - ...
 - Qual a utilidade das pérolas de vidro ou cacos de porcelana? ...
 - ...
 - Por que a entrada de água no condensador é feita pela parte inferior? ...
 - ...

2ª parte: Dissolução fracionada

1. Colocar em um béquer pequena porção da mistura de enxofre e sulfato de cobre. Observar.
 - A mistura de enxofre e sulfato de cobre é homogênea ou heterogênea? Por quê? ...
 - ...
2. Juntar 5ml de água à mistura anterior. Agitar. Recolher o filtrado em tubo de ensaio, lavando a substância retida no papel de filtro duas vezes com 1ml de água. A água dissolve o enxofre ou o sulfato de cobre? ...
3. Abrir o papel de filtro e deixar secar a substância por ele retida.
 - Qual a substância retida pelo papel de filtro? ...
 - ...
4. Concentrar a solução filtrada, no item 2, por aquecimento cuidadoso, até precipitar a substância dissolvida. Deixar esfriar. Identificar a substância precipitada.
 - Quais foram os métodos empregados para o desdobramento da mistura de enxofre e sulfato de cobre? ...

ATIVIDADE 6

SUBSTÂNCIAS PURAS E MISTURAS

OBJETIVOS: Reconhecer o ponto de ebulição e ponto de fusão como característica de uma substância. Determinar o ponto de ebulição e ponto de fusão de uma substância composta. Reconhecer que o ponto de ebulição e ponto de fusão pode ser modificado. Analisar o comportamento de uma substância pura e de uma solução com relação a ponto de ebulição. Analisar também o comportamento de uma substância pura e de uma mistura com relação a ponto de fusão.

A. Teoria:

Ponto de ebulição – Ebuliometria

Quando dissolvemos um soluto não volátil num solvente qualquer, ocorre uma interação de natureza elétrica entre as moléculas do solvente e as partículas do soluto, sendo que esta interação tende a dificultar a saída das moléculas do solvente para o estado de vapor. Estas moléculas do solvente passam, então, a precisar de uma maior quantidade de energia para se vaporizar, o que é traduzido por uma maior temperatura de ebulição.

Ponto de fusão – Criometria

Quando dissolvemos um soluto qualquer não volátil em água, a solução obtida congelará a uma temperatura inferior a 0°C. Há, portanto uma diminuição da temperatura de congelamento. Diz-se que devido a uma interação de natureza elétrica entre os mols da água e as partículas do soluto, a reorganização dos mols da água torna-se mais difícil (a cristalização dos mols da água), sendo necessária menor temperatura para que a solidificação ocorra.

1. Determinação do ponto de ebulição e de fusão da água e de uma solução aquosa

As substâncias puras apresentam certas propriedades características, como por exemplo, os pontos de fusão e ebulição. Ocorreria o mesmo com as misturas?

As duas atividades seguintes pretendem fornecer subsídios para que se possa responder a essa questão. Serão estudados dois pares de sistemas (água e água - sal) e (água - gelo e água - gelo - sal) com relação a ponto de ebulição e ponto de fusão, respectivamente. Seria interessante rever, antes de iniciar o trabalho, os conceitos de pontos de fusão e ebulição, bem como os de substâncias puras e misturas.

B.) Procedimento experimental

1ª parte:

Determinação do ponto de ebulição da água e da mistura água - sal

1. Utilizar o aparelho montado na bancada.
2. Colocar água destilada no tubo de ensaio até preencher 1/3 de sua capacidade. Juntar cacos de porcelana para evitar o superaquecimento e tornar a ebulição mais regular.
3. Aquecer o tubo de ensaio lentamente, anotar, na tabela 1, a temperatura da água de 30 em 30 segundos.



TABELA 1

<i>Tempo (seg.)</i>	<i>Temperatura da água (° C)</i>	<i>Temperatura sistema água/sal (°C)</i>

4. Retirar o bico de Bunsen antes que a água seque completamente e deixe o sistema esfriar.
 - Examinar a tabela: Como se comportou a temperatura da água durante o trabalho?
5. Retirar o tubo de ensaio quando estiver suficientemente frio para ser manuseado e acrescentar mais água até preencher novamente metade da sua capacidade.
6. Acrescentar 3 espátulas de cloreto de sódio (NaCl).
7. Montar novamente o aparelho e anotar a temperatura na tabela.
8. Repetir os procedimentos dos itens 4 e 5.
 - Os resultados obtidos com a solução são os mesmos que os obtidos com água destilada? Quais as diferenças?
 - Qual o efeito da adição do NaCl na temperatura final do sistema?

2ª parte:

Determinação do ponto de fusão do gelo e da mistura gelo – sal

1. Colocar 3 cubos de gelo no béquer e aguardar o início da fusão. Introduzir o termômetro específico (0°C – 110°C) de maneira que o bulbo toque levemente os cubos de gelo. Ler a temperatura a cada 15 segundos, durante 2 minutos, anotando-a na tabela 2.

TABELA 2

<i>Tempo(seg.)</i>	<i>Temperatura do gelo ($^{\circ}\text{C}$)</i>	<i>Temperatura sistema gelo/sal ($^{\circ}\text{C}$)</i>

3. Repetir o procedimento dos itens 1 e 2, misturando ao gelo 2 espátulas de cloreto de sódio. Descrever o que observou.

- Qual o efeito da adição do sal (NaCl) na temperatura final sistema?

ATIVIDADE 7

FENÔMENOS FÍSICOS E QUÍMICOS

OBJETIVO: Verificar as diferenças entre os fenômenos físicos e químicos através do procedimento experimental.

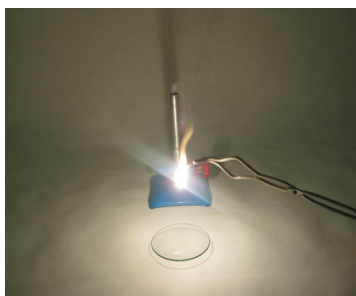
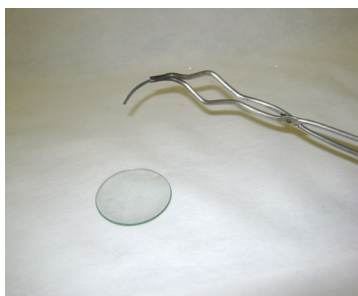
A. Teoria:

Em linguagem científica, toda mudança pela qual passa um corpo é um fenômeno. Os fenômenos são divididos em duas classes:

1. Fenômenos físicos: São aqueles que não alteram a natureza das substâncias. Na fusão do estanho, por exemplo, não há mudança na natureza da substância, pois se tem estanho sólido, e, depois da fusão tem-se estanho líquido, mas sempre estanho.

2. Fenômenos químicos: São aqueles que alteram a natureza das substâncias. Nos fenômenos químicos, portanto, ocorre mudança de substância. Quando se queima o magnésio, antes da combustão havia uma substância, o magnésio, e depois dela, há outra substância, a magnésia.

B. Procedimento experimental

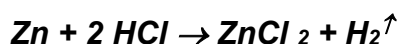


1ª parte: Aquecimento seco

1. Aquecer cuidadosamente pequena porção de estanho em tubo de ensaio seco. Observar a fusão. Esfriar. Observar a solidificação.
 - A fusão e a solidificação são fenômenos físicos ou químicos? Por quê? ...
2. Aquecer **1(um) pequeno cristal de iodo** em um tubo de ensaio seco. Observar a sublimação do iodo e a cristalização dos vapores de iodo nas paredes frias do tubo.
 - Qual a cor do iodo sólido? Qual a cor dos vapores de iodo? A sublimação é fenômeno físico ou químico? Por quê?

2ª parte: Dissolução

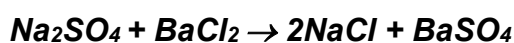
1. Colocar pequena porção de cloreto de sódio (NaCl) em um tubo de ensaio; adicionar água o suficiente para dissolver o cloreto de sódio; agitar; observar a dissolução; concentrar a solução obtida, por ebulição cuidadosa, até precipitar o sal dissolvido; observar o precipitado.
 - A dissolução do cloreto de sódio em água é fenômeno físico ou químico? Por quê? ...
2. Colocar pequeno pedaço de zinco em um tubo de ensaio; juntar 5ml de ácido clorídrico diluído.



3. Observar; esperar até que não mais se note a presença de zinco.
 - Entre o zinco e o ácido clorídrico dá-se um fenômeno físico ou químico? Por quê? ...

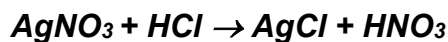
3ª parte: Precipitação

1. Colocar 1ml de solução de sulfato de sódio (Na₂SO₄) em tubo de ensaio; juntar 1ml de solução de cloreto de bário (BaCl₂); agitar; colocar o tubo na estante e deixar decantar o precipitado.



- Entre o sulfato de sódio e o cloreto de bário dá-se um fenômeno físico ou químico? Por quê? ...

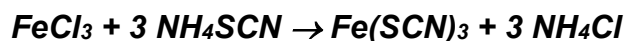
2. Colocar 1ml de ácido clorídrico diluído em um tubo de ensaio; juntar 1ml de solução de Nitrato de prata (AgNO_3). Agitar e observar.



- Entre o Nitrato de prata e o ácido clorídrico da-se um fenômeno físico ou químico? Por quê? ...

4ª parte: Coloração

1. Colocar 1ml de cloreto de ferro III (FeCl_3) em um tubo de ensaio; juntar 1ml de solução de tiocianato de amônio (NH_4SCN); agitar e observar. Cl_3

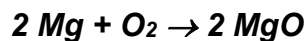


- Entre o cloreto de ferro III e o tiocianato de amônio dá-se um fenômeno físico ou químico? Por quê? ...

...

5ª parte: Combustão

1. Segurar um pequeno pedaço de magnésio com a pinça de metal tipo tesoura; introduzir a ponta do metal na chama do bico de Bunsen; observar com cuidado a combustão e o óxido formado (**a luz observada é muito viva e pode prejudicar a vista**).



A combustão é um fenômeno físico ou químico? Por quê? ...

ATIVIDADE 8

DETERMINAÇÃO DA DENSIDADE DE SÓLIDOS, LÍQUIDOS E GASES

OBJETIVOS: Medir a densidade absoluta de sólidos, líquidos e gases. Aprender a utilizar corretamente densímetros, picnômetros e balanças.

A. Teoria:

A densidade (massa específica ou peso específico), é uma propriedade específica, isto é, cada substância pura tem uma densidade própria que a identifica e a diferencia das outras. A densidade absoluta de qualquer tipo de matéria é obtida por meio da relação:

$$d = m / V$$

Onde:

d = densidade absoluta

m = massa em gramas

V = volume ocupado pela massa “m” em cm³ ou “ml”

A densidade relativa de uma substância é obtida dividindo-se a sua densidade absoluta pela densidade absoluta de uma substância padrão. No caso de sólidos e líquidos a substância padrão é a água, cuja densidade a 4°C é 1,000g/cm³. Como uma mudança de temperatura provoca uma variação de volume, conclui-se que a densidade depende da temperatura.

C. Procedimento experimental

1ª parte: Densidade de sólidos

A. Densidade de peça com geometria complexa

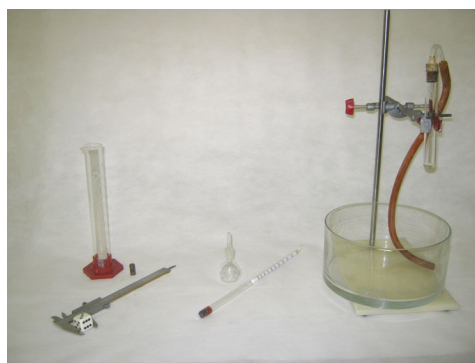
1. Determinar a massa da peça metálica e anotar a sua massa.

$$m = g$$

2. Colocar 50 mL de água em uma proveta.

$$V_1 = 50 \text{ ml ou cm}^3$$

3. Introduzir com cuidado a peça na proveta.



4. Medir agora o volume de água na proveta.

$$V_2 = \text{ml ou cm}^3$$

A diferença entre V_2 e V_1 corresponde ao volume ocupado pela peça.

$$V = \text{ml ou cm}^3$$

Então, a densidade do metal é: $d = m / V$

$$d = \text{_____ g / ml ou cm}^3$$

B. Densidade do cubo

5. Determinar a massa de um cubo e anotar a sua massa. $m = \text{g}$

6. Calcular o volume do cubo.

$$V = a^3$$

onde: $a = \text{aresta}$.

$$V = \text{ml ou cm}^3$$

7. Calcular a densidade deste material: $d = m / V$

$$d = \text{g / ml ou cm}^3$$

2ª parte: Densidade de líquidos

1. Pegar um densímetro de 0,700 a 1,000, calcular quanto vale cada pequeno intervalo de sua escala e anotar este valor.

- Cada intervalo da escala vale:...

2. Fazer o mesmo com um densímetro de 1,000 a 1,500.

- Cada intervalo da escala vale:...

3. Colocar água em uma proveta de 250ml até um volume entre 230 e 250ml.

4. Lenta e cuidadosamente, introduzir no líquido um densímetro de 0,700 a 1,000.

5. Deixar que o aparelho flutue no líquido sem encostar-se às paredes da proveta.

6. Ler a densidade na parte da superfície livre do líquido em contato com o densímetro.

$$d = \text{g / ml ou cm}^3 \text{ (anotar com 3 casas decimais).}$$

7. Fazer a mesma operação em outra proveta contendo clorofórmio e usando um densímetro de 1,000 a 1,500. Anotar a densidade com 3 casas decimais.

$$d = \text{g / ml ou cm}^3$$

8. *Picnômetros*: são pequenos balões volumétricos para medir e pesar pequenos volumes de líquidos. Com a massa e o volume do líquido pode-se calcular sua densidade. Os picnômetros dispõem de um pequeno orifício na sua tampa. Este orifício dispensa o acerto do menisco, pois o líquido deve transbordar por ele, ficando o aparelho totalmente cheio.
9. Pegar um picnômetro vazio, limpo e seco e anotar seu volume.
 $V = \text{ml ou cm}^3$
10. Pesar cuidadosamente o picnômetro vazio.
 $m_1 = \text{g}$
11. Encher totalmente (até a boca) com álcool.
12. Colocar a tampa e enxugar com um pano ou papel-toalha o líquido que escorreu pela parte de fora.
13. Pesar o picnômetro cheio e anotar.
 $m_2 = \text{g}$
14. Calcular a massa de álcool utilizada fazendo: $m = m_2 - m_1$
15. Obtém-se a densidade do álcool dividindo-se esta massa “m” pelo volume do item 9.
 $d = m / V$
 $d = \text{g / ml ou cm}^3$

OBS: O álcool deve ser devolvido ao frasco de reagentes.

3ª parte: Densidade de gases

1. Montar o aparelho utilizando: um tubo de ensaio, uma rolha, uma cuba de vidro, uma proveta e uma vara de vidro de 15 a 20cm.
2. Colocar água até 1/3 do volume do tubo de ensaio.
3. Pegar uma cuba de vidro e colocar água até 2/3 do seu volume.
4. Pegar uma proveta de 100 ml e enchê-la de água até a boca. Em seguida, tampando com a mão a boca da proveta, introduzi-la dentro da cuba de vidro contendo água (não deixar entrar bolhas de ar no interior da proveta)
5. Pesar um béquer ou erlenmeyer de 100ml (vazio e seco) e anotar a sua massa.
 $m_E = \text{g}$

6. Colocar o tubo com água (sem a rolha) no recipiente do item anterior e pesar todo o conjunto.

$$m_C = g$$

7. $m_C - m_E$ = massa do tubo com água

$$\text{Então } m_T = m_C - m_E.$$

Anotar a massa

$$m_T = g$$

8. Pesar entre 0,900 e 1,200g de sonrisal (cerca de 1 / 4 do comprimido) e anotar.

$$m_S = g$$

9. Somar as massas $m_S + m_T = m_3$

10. Conectar um pedaço de látex do tubo até a proveta.

11. Com toda a aparelhagem montada, retirar a rolha do tubo e colocar o fragmento de sonrisal que foi pesado.

12. Fechar rapidamente e deixe que todo o gás carbônico seja recolhido na proveta.

13. Medir o volume de CO_2 no interior da proveta. $V = \text{ml ou cm}^3$

14. Retirar a rolha do tubo de ensaio e pesa-lo, como nos itens 7 e 8. (subtrair a massa do erlenmeyer)

$$m_4 = g$$

15. Subtraindo-se $m_3 - m_4$ obtém-se a massa de gás carbônico que foi recolhido na proveta e cujo volume conhecemos do item 13. Tendo a massa de gás carbônico e seu volume, poderemos calcular a densidade deste gás.

- Então, $m = m_3 - m_4$.

Observar que $m_3 = m_4 + \text{gás carbônico desprendido}$.

16. Calcular a densidade do gás carbônico:

$$d = m / V$$

$$d = g / \text{ml ou cm}^3$$

onde:

$m = \text{item 15 e } V = \text{item 13}$

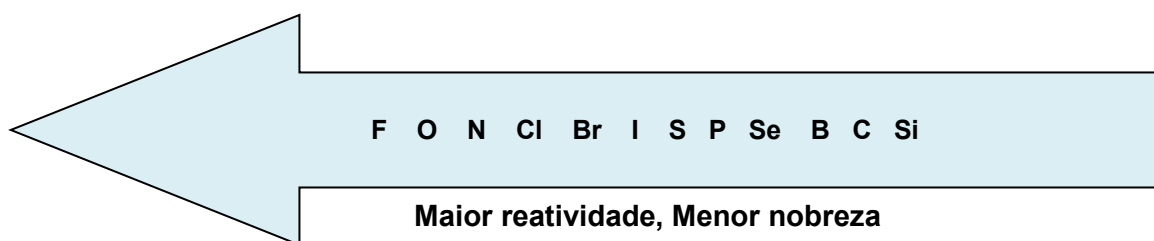
ATIVIDADE 9

REATIVIDADE DOS AMETAIS: DESLOCAMENTO ENTRE AMETAIS

OBJETIVO: Comprovar experimentalmente, através da fila de reatividade dos ametais, a ocorrência de reações de deslocamento entre este tipo de elemento.

A. Teoria:

Estas reações podem ser previstas utilizando-se a fila de reatividade dos ametais:



O elemento da frente é mais reativo do que os que vêm depois dele. O elemento mais reativo desloca o menos reativo de seus compostos.

Exemplo: $F_2 + 2 NaCl \rightarrow 2 NaF + Cl_2$

O F_2 deslocou o cloro por ser mais reativo que este elemento. A reação

$Cl_2 + NaF \rightarrow$ não ocorre porque o Cl_2 , sendo menos reativo que o flúor, não consegue deslocá-lo de seus compostos.

Propriedades organolépticas: São as propriedades que podemos perceber com os órgãos dos sentidos: o estado físico, cor, sabor e cheiro.

B. Procedimento experimental

1ª parte: Obtenção do cloro:



1. Utilizar a aparelhagem montada dentro da capela (apenas um aparelho por turma)

2. Colocar no kitassato pequena porção (aproximadamente 5g) de permanganato de potássio (KMnO_4)
3. Adicionar água nos erlenmeyers 1 e 2, até que os tubos de vidro mais longos fiquem mergulhados.
4. No erlenmeyer 1, o tubo de vidro que sai para o erlenmeyer 2 não deve estar mergulhado na água.
5. Colocar HCl (ácido clorídrico) concentrado no funil de decantação até a metade do seu volume (usar funil comum).
6. Com a tampa do funil de decantação aberta ou semiaberta, abrir aos poucos a torneira e gotejar o HCl ao kitassato.
7. Controlar a adição de ácido de acordo com a produção de cloro.
8. O cloro produzido no kitassato irá borbulhar nos erlenmeyers 1 e 2 e dissolver-se-á na água deles, formando uma solução chamada “água de cloro”. Esta água de cloro deve ser guardada em frascos fechados para evitar que o cloro gasoso escape da solução. Usá-la no próximo item experimental.

Citar 3 propriedades organolépticas do cloro...

- Em qual dos erlenmeyers há maior quantidade de cloro?...

...

- Por que colocamos dois erlenmeyers?...

...

- Calcular o volume do gás cloro (Cl_2), nas CNTP e nas condições da experiência.

Utilizar $PV = nRT$

.....

.....

OBS: Nos próximos itens não use pipeta de um reagente em outro sem lavá-la

2ª parte: Obtenção do bromo

1. Colocar solução de brometo de potássio em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.
2. Adicionar aproximadamente 2ml de água de cloro.
3. Agitar e observar.

- O que observa?

.....

- Houve reação?

.....

- Escreva-a:

.....

3ª parte: Obtenção do iodo

1. Colocar solução de iodeto de potássio em um tubo de ensaio até 1/3 do seu volume.
2. Adicionar aproximadamente 2ml de água de cloro.
3. Agitar e observar.

- O que observa?

.....

- Houve reação?

.....

- Escreva-a:

.....

- Como poderíamos saber se o cloro iria deslocar o iodo?

.....

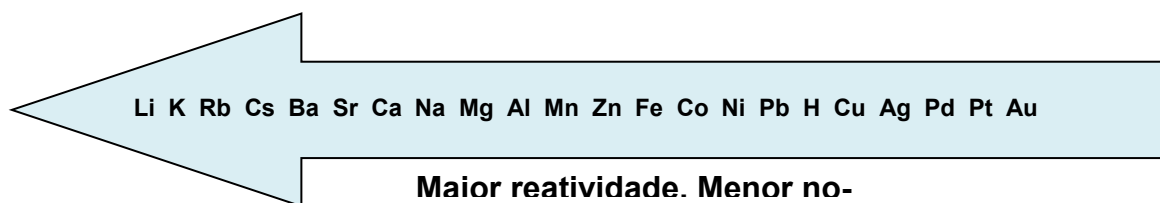
ATIVIDADE 10

REATIVIDADE DOS METAIS: DESLOCAMENTO ENTRE METAIS

OBJETIVO: Comprovar experimentalmente, através da fila de reatividade dos metais, a ocorrência de reações de deslocamento entre este tipo de elemento.

A. Teoria:

Estas reações podem ser previstas utilizando-se a fila de reatividade dos metais:



Os metais que tem maior tendência de ceder elétrons são mais reativos e aparecem no início da fila de reatividade dos metais. Os metais menos reativos, com menor tendência de ceder, aparecem no final da fila. O elemento mais reativo desloca o menos reativo de seus compostos.

Exemplo: $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Mg SO}_4 + \text{Cu}^0$

O Mg deslocou o cobre por ser mais reativo que este elemento. A reação $\text{Mg SO}_4 + \text{Cu}^0 \rightarrow$ não ocorre porque o Cu^0 , sendo menos reativo que o Magnésio, não consegue deslocá-lo de seus compostos.

B. Procedimento experimental

1ª parte: Obtenção do cobre

1. Colocar solução de sulfato de cobre em dois tubos de ensaio até 1/3 do seu volume.
2. Adicionar ao primeiro tubo uma fita de magnésio.
3. Agitar e observar.

- O que observa?

.....

- Houve reação?

.....

- Escreva-a:

.....

4. Adicionar ao segundo tubo outra fita de magnésio.

5. Agitar e observar

- O que observa?

.....

- Houve reação?

.....

- Escreva-a:

.....

2ª parte: Obtenção de ferro

1. Colocar cloreto de ferro em dois tubos de ensaio até 1/3 do seu volume.

2. Adicionar ao primeiro tubo uma fita de magnésio.

3. Agitar e observar.

- O que observa?

.....

- Houve reação?

.....

- Escreva-a:

.....

4. Adicionar ao segundo tubo um pedaço de fio de cobre.

5. Agitar e observar

- O que observa?

.....

- Houve reação?

.....

- Escreva-a:

.....

3ª parte: Obtenção de prata

1. Colocar solução de nitrato de prata em três tubos de ensaio até 1/3 do seu volume.

2. Adicionar ao primeiro tubo uma fita de magnésio.

3. Agitar e observar.

- O que observa?

.....

- Houve reação?

.....

- Escreva-a:

.....

4. Adicionar ao segundo tubo um pedaço de fio de cobre.

5. Agitar e observar

- O que observa?

.....

- Houve reação?

.....

- Escreva-a:

.....

6. Adicionar ao terceiro tubo raspas de zinco.

7. Agitar e observar.

- O que observa?

.....

- Houve reação?

.....

- Escreva-a:

.....

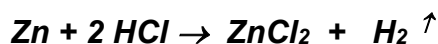
ATIVIDADE 11

HIDROGÊNIO: OBTENÇÃO E PROPRIEDADES

OBJETIVO: Obter hidrogênio em laboratório.

A. Teoria:

Nesta aula produziremos o gás hidrogênio pelo processo utilizado em laboratório. Este processo consiste em reagir zinco ou magnésio com solução de ácido clorídrico.



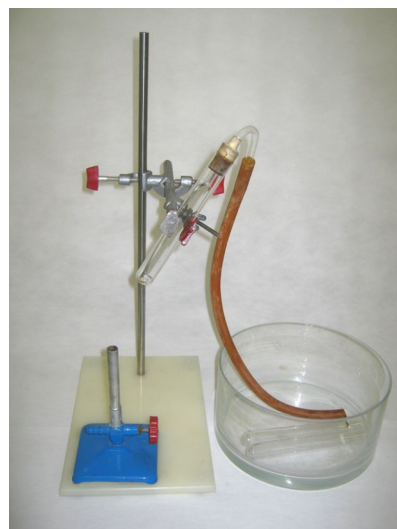
O gás será recolhido em um tubo de ensaio e testaremos suas propriedades organolépticas e sua combustão. O zinco reage mais lentamente que o magnésio, razão pela qual o utilizaremos nesta experiência.

O hidrogênio é o mais leve dos gases, pois suas moléculas são formadas pela união de dois átomos de hidrogênio, que são também os átomos mais leves. É incolor, insípido e inodoro, mas pode apresentar odor desagradável por causa de impurezas produzidas na sua obtenção. É um dos gases mais difíceis de ser liquefeito, pois seu ponto de ebulição é $-252,7^{\circ}\text{C}$.

D. Procedimento experimental

1. Utilizar aparelho montado na bancada
2. Colocar água em uma cuba de vidro até 2/3 do seu volume.
3. Mergulhar 1 tubo de ensaio dentro da cuba e deixá-lo totalmente cheio de água
4. Colocar em um béquer de 100ml solução de sabão e adicionar pequena porção de glicerina.
5. Adicionar ao tubo preso no suporte solução de HCl até 1/3 do seu volume.

CAUIDADO: *Lavar bem as mãos se derramar*



ácido na pele e enxugar a bancada se cair sobre esta.

6. Com todo o equipamento pronto, adicionar ao tubo contendo ácido, uma massa (m) de zinco granulado (aproximadamente (1) ponta de espátula).
7. Conectar ao tubo imerso (dentro da cuba de vidro) a vara de vidro de onde provem as bolhas de H_2 . Caso demore a começar a produção de gás, aquecer levemente o tubo que contém Zn e HCl.
8. Recolher o gás despreendido, ainda dentro da água. Fechá-lo com uma rolha assim que estiver cheio de gás e colocá-lo de lado.
9. Retirar a mangueira de látex (da qual está saindo H_2) de dentro da cuba de vidro e colocá-la no béquer contendo água, sabão e glicerina, de forma que saiam bolhas de sabão com H_2 .
10. Quando as bolhas contendo H_2 estiverem subindo, aproximar destas um fósforo aceso ou a chama de um isqueiro. Um estampido identifica a presença do H_2 .
11. Retirar a rolha do tubo de ensaio e colocar a chama de um palito de fósforo ou a chama de um isqueiro na boca do tubo.
 - Qual a propriedade observada para o Hidrogênio?

.....

12. Se necessário repetir os procedimentos acima.

ATIVIDADE 12

POLARIDADE MOLECULAR E SOLUBILIDADE DE SUBSTÂNCIAS

OBJETIVO: Constatar, na prática, evidências de que umas substâncias são formadas por *moléculas polares* enquanto que outras são formadas por *moléculas apolares*. A natureza iônica, polar ou apolar de uma substância influi na sua solubilidade em determinados solventes.

A. Teoria

Substâncias iônicas: são aquelas formadas por *íons*, isto é, são compostos que apresentam partículas com carga elétrica positiva (cátions) e partículas com carga elétrica negativa (ânions) ligadas entre si por forças de natureza elétrica.

Nas substâncias moleculares ou covalentes: tal fato *não ocorre*. As moléculas *não são* partículas com carga elétrica. Apesar disto, as moléculas podem apresentar pólos elétricos (moléculas polares) ou não apresentar estes pólos (moléculas apolares).

Moléculas apolares: *Não sofrem* desvio por ação de campos elétricos.

Moléculas polares: *São desviadas* pela ação de campo elétrico.

Por causa da atração de natureza elétrica pode-se estabelecer a seguinte regra: *“Compostos iônicos e compostos covalentes polares são solúveis em solventes polares e não solúveis em solventes apolares”*.

Chama-se *Solvatação*, e envolvimento das partículas do soluto pelas moléculas do solvente.

A. Procedimento experimental

1ª parte: Polaridade

1. Utilizar a aparelhagem montada na bancada.
 2. Abrir a torneira da bureta com água de forma a deixar correr um fio de água *mais fino possível* (um fio e não gota a gota) de uma altura de aproximadamente 10cm entre o bico da bureta e a boca do béquer.
 3. Atritar uma caneta esferográfica contra o cabo ou contra uma flanela e chegue bem próximo ao fio de água (sem encostar). O que observa?
 4. Repetir os itens 2 e 3 para a bureta com álcool. O que observa?
 5. Repetir os itens 2 e 3 para a bureta com benzeno. O que observa?
- As moléculas de água são polares ou apolares?
.....
 - As moléculas de álcool são polares ou apolares?
.....
 - As moléculas de benzeno são polares ou apolares?
.....



2ª parte: Solubilidade X Polaridade

1. Numerar 3 tubos de ensaio: tubo 1, tubo 2 e tubo 3.
 2. Utilizando as buretas, colocar no tubo 1 (água) até 1/3 do seu volume, Tubo 2 (álcool), Tubo 3 (benzeno). Sempre na mesma proporção.
 3. Colocar em cada um dos três tubos algumas gotas de óleo (cerca de 3 gotas).
 4. Agitar muito bem cada tubo.
- Quais os solventes que solubilizam o óleo?
.....
 - Quais os solventes que não solubilizam o óleo?
.....
 - As moléculas do óleo são polares ou apolares?
.....

5. Jogar fora o conteúdo dos 3 tubos de ensaio.
6. Repetir os itens 1 e 2.
7. Colocar em cada um dos 3 tubos uma ponta de espátula de NaCl (cloreto de sódio). Procurar colocar a mesma quantidade em cada tubo. Agitar muito bem.
8. Sendo um composto iônico, o NaCl é mais solúvel em solvente mais polares. Repetir os testes de solubilização, colocando um cristal de iodo em cada tubo de ensaio contendo água, álcool e benzeno.

- Em qual substância o iodo é mais solúvel?

.....

- Em qual substância o iodo é insolúvel?

.....

Preencha a tabela abaixo, utilizando:

S... solúvel

I... insolúvel

PS... parcialmente solúvel

SUBSTÂNCIA			
SOLVENTE	NaCl	Iodo	Óleo
Água			
Álcool			
Benzeno			

ATIVIDADE 13

PREPARO DE UMA SOLUÇÃO DE HCl 0,1 N

OBJETIVO: Preparar e padronizar 250 mL de uma solução de HCl 0,1N.

A. Teoria:

Uma das partes mais importantes da Química é a volumetria ou análise volumétrica ou ainda chamada titulometria. As análises volumétricas fundamentam-se no seguinte fato:

“Quando substâncias reagem entre si e resultam num processo químico, o número de equivalente-grama de um dos reagentes é igual ao número de equivalente-grama de qualquer outro participante da reação”.

B. Procedimento experimental

Calcular o volume de HCl concentrado (36% e densidade = $1,19 \text{ g / cm}^3$) que deve ser dissolvido para 250mL a fim de ser obtido a solução 0,1N.

$$N = m / \text{Eq.} \times V \text{ (litro)}$$

$$N = 0,1; m = ?; \quad \text{Eq. do HCl} = 36,5 \text{ g};$$

$$V = 250 \text{ mL}$$

Da fórmula acima, acha-se:

$$m = \dots\dots\dots \text{ g}$$

Como o ácido é uma solução a 36% , tem-se:

$$100\text{g} \text{ ————— } 36\text{g de HCl}$$

$$X \text{ ————— } m$$

$$X = \dots\dots\dots$$

Como o ácido clorídrico é volátil e corrosivo é difícil pesá-lo. Transformando a massa acima para volume tem-se:

$$d = m / V$$

$$d = 1,19\text{g / cm}^3; m = X; V = ?$$

Na fórmula acima, acha-se o volume:



V =mL.

Esse é o volume que será utilizado na experiência.

1. Transferir o volume obtido para o balão volumétrico de 250mL e completar com água destilada até o traço de aferição.
2. Fechar o balão e homogeneíze a solução.
Esta é a solução 0,1N de HCl ($N_{TEÓRICA} = 0,1$)
3. Utilizar a aparelhagem montada na bancada.
4. No erlenmeyer colocar: 20mL de Na_2CO_3 (carbonato de sódio) + 20mL de H_2O destilada + 5 gotas de metilorange.
5. Na bureta colocar: a solução de HCl 0,1N, que você preparou.
6. Adicionar, *lentamente*, a solução da bureta ao erlenmeyer, agitando-o à medida que se adiciona o ácido. Quando o indicador mudar de cor (*cuidado, essa mudança é sutil*), parar de adicionar o ácido e fechar a torneira.
7. Anotar o volume gasto.

$V_1 = \text{.....mL}$

8. Repetir a operação anterior e anotar o volume gasto. $V_2 = \text{.....mL}$

9. Tirar a média:

$$V_{(\text{litro})} = \frac{V_1 + V_2}{2} = \text{..... mL ou cm}^3$$

10. Calcular a normalidade real da solução de HCl.

$$N_{REAL} = m / Eq. \cdot V (\text{litro})$$

DADOS: Na = 23; C = 12; O = 16

m = 0,106 g de Na_2CO_3 (essa é a massa correspondente ao volume que foi colocado no erlenmeyer)

$$Eq. = PM / 2$$

$$V_{(\text{litros})} = V / 1000$$

$$N_{REAL} = \text{.....}$$

Observe que N_{REAL} não deve ser muito distante do $N_{TEÓRICO}$

11. Guardar a solução que você preparou em um garrafão, que estará sobre a mesa do professor, pois tal solução será utilizada em outra experiência.

ATIVIDADE 14

PREPARO DE UMA SOLUÇÃO DE NaOH 0,1 N

OBJETIVO: Preparar 250mL de uma solução de Na OH de normalidade 0,1.

A. Teoria:

Rever os itens de introdução teórica da aula anterior.

O hidróxido de sódio é um sólido muito higroscópico (absorve umidade) e reage com o gás carbônico (CO₂) do ar, sendo transformado em carbonato de sódio.

B. Procedimento experimental

Utilizar a solução concentrada de NaOH armazenada no béquer que se encontra sobre a mesa de reagentes.

1. Esta solução contém 0,615g de NaOH por mL.

2. Preparação da solução 0,1N de NaOH

$$N = m / \text{Eq.} \times V(\text{litro})$$

$$N = 0,1; \text{Eq.} = 40; V = 250\text{mL}$$

Da fórmula acima se acha: $m = 1,00\text{g}$

Então:

$$0,615\text{g de NaOH} \text{ ————— } 1\text{mL}$$

$$1,00\text{g} \text{ ————— } X$$

$$X = 1,6\text{mL de NaOH}$$



3. Colocar o volume calculado acima num balão volumétrico de 250ml completar com água destilada até o traço de aferição e homogeneizar a solução. Esta é a solução 0,1N de NaOH.

$$N_{\text{TEÓRICO}} = 0,1$$

Padronização da Solução de NaOH

1. Utilizar a aparelhagem montada na bancada.

2. Colocar no erlenmeyer: 20mL de NaOH que você preparou + 20mL de H₂O destilada + 10 gotas de fenolftaleína.
3. Colocar na bureta a solução de HCl preparado na experiência anterior, que já estará devidamente corrigida.
4. Adicionar *lentamente* a solução de HCl da bureta ao erlenmeyer, agitando-o a medida que se adiciona o ácido. Quando o indicador mudar de cor, pare de adicionar o ácido e feche a torneira.

5. Anotar o volume gasto.

$V' = \dots\dots\dots\text{mL}$

6. Repetir a operação e anotar o volume gasto.

$V'' = \dots\dots\dots\text{mL}$

7. Tirar a média :

$$V_1 = \frac{V' + V''}{2} = \dots\dots\dots\text{mL ou cm}^3$$

8. Calcular a normalidade real da solução de NaOH

Sabe-se:

$$V N = V_1 N_1$$

.....

NaOH :

$V = 20\text{mL}$ HCl : $V_1 = \dots\dots\dots\text{mL}$

9. $N = ?$ $N_1 =$ normalidade real da solução de HCl (no rótulo do frasco).

Da fórmula acima:

$N_{\text{REAL}} = \dots\dots\dots$

10. Calcular o fator de correção (f) da solução de NaOH

$$f = N_{\text{REAL}} / N_{\text{TEÓRICO}}$$

.....

11. Guardar a solução que você preparou em um garrafão, que estará sobre a mesa do professor, pois tal solução será utilizada em outra experiência.

ATIVIDADE 15

VELOCIDADE DE REAÇÃO

OBJETIVO: Calcular a velocidade de uma reação química, assim como determinar os fatores que influem em sua velocidade.

A. Teoria:

DADOS:

Reagente “A” (H_2SO_3)

[A] = 0,004 mols / litro

Reagente “B” (HIO_3)

[B] = 0,012 mols / litro

Sabe-se da teoria:

$$V_m = \Delta [] / \Delta t$$

$$[] = n / V$$

V_m = velocidade média de reação química em moles/ litro/ segundo

$\Delta []$ = variação da concentração molar

Δt = tempo

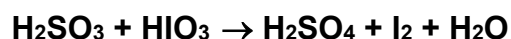
[] = concentração molar

n = número de moles, onde:

$$n = \text{massa} / \text{mol}$$

V = volume em litros

B. Para a experiência em questão tem-se:

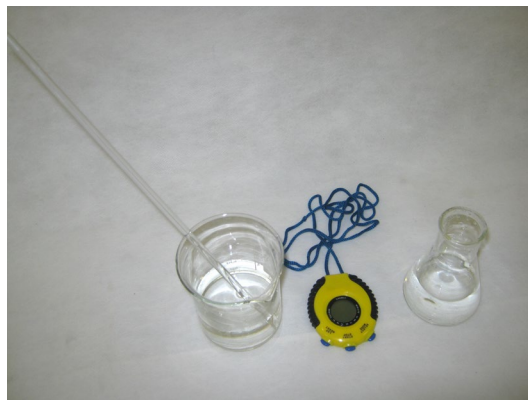


OBS: O I_2 na presença de amido (contido no reagente “A”) assume a coloração azul

C. Procedimento experimental

1ª parte: Influência da concentração molar na velocidade de uma reação química

1. Colocar 50mL de “A” no erlenmeyer
2. Colocar 50mL de “B” no béquer.
3. Despejar, *rapidamente*, A em B e marque o tempo. Agitar, *lentamente*, com o bastão de vidro. Marque o tempo quando a solução ficar de *cor azul*. Calcule a velocidade média do H_2SO_3 na reação.
4. Colocar no erlenmeyer 50mL de H_2O + 50mL de A. Agitar com o bastão de vidro.
5. Colocar no béquer 50mL de H_2O + 50mL de B. Agitar com o bastão de vidro. Despejar *rapidamente* A em B e marcar o tempo.
6. Colocar no erlenmeyer 100mL de H_2O + 50mL de A. Agitar com o bastão de vidro.
7. Colocar no béquer 100mL de H_2O + 50mL de B. Agitar com o bastão de vidro. Despejar *rapidamente* A em B e marcar o tempo.
8. Preencher a tabela abaixo:



$t[s]$	H_2SO_3 [mols/L]	Velocidade da reação [mols/L.s]

2ª parte: Influência da temperatura na velocidade de reação

1. Colocar no erlenmeyer 50 mL de A. Aquecer até 30° C, agitar com o bastão de vidro.
2. Colocar no béquer 50 mL de B. Aquecer até 30° C, agitar com o bastão de vidro. Despejar *rapidamente A em B*. Agitar lentamente a solução resultante e marcar o tempo quando a solução ficar azul.
3. Repetir o procedimento acima, aquecendo a 40° C.

OBS: essa parte deve ser bem controlada para evitar superaquecimento dos reagentes que levariam à ocorrência da reação:



Esta assumiria a coloração amarelada e não azul, prejudicando o experimento.

4. Preencher a tabela abaixo:

T [°C]	t [s]	H_2SO_3 [mols/L]	Velocidade da reação [mols/L.s]

ATIVIDADE 16

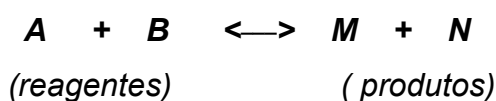
EQUILÍBRIO QUÍMICO

OBJETIVO: Verificar a reversibilidade de uma reação química.

A.) Teoria:

Equilíbrios químicos são sistemas de duas reações iguais e contrárias que se realizam simultaneamente nas mesmas condições e em igual velocidade.

Seja a reação em equilíbrio:



Os equilíbrios podem ser deslocados para um lado e para outro lado da reação. O principal fator para o deslocamento do equilíbrio é a variação molar dos participantes.

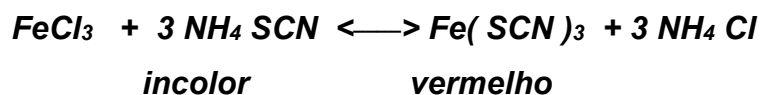
Princípio de Le Chatelier: “Quando uma força atua sobre um sistema em equilíbrio, este desloca no sentido de anular a força aplicada”.

Quando se *aumenta a concentração* de um dos participantes do equilíbrio, um deles se desloca para o *lado oposto*.

Quando se *diminui a concentração* de um dos participantes do equilíbrio, um deles se desloca para o lado do participante *diminuído*.

Influência da concentração sobre um equilíbrio em que um dos participantes é colorido

Seja a reação abaixo:



O deslocamento do equilíbrio para o *lado direito* produz o *aumento da intensidade* da cor vermelha (aumento da concentração do $Fe(SCN)_3$ e o deslocamento para o *lado esquerdo* produz a *diminuição da intensidade* da cor vermelha (diminui a concentração do $Fe(SCN)_3$).

Influência da temperatura no equilíbrio químico

Quando se aquece o nitrato de chumbo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), este se decompõe, originando óxido de chumbo e dióxido de nitrogênio, NO_2 . Este é um gás marrom avermelhado, facilmente visível, mas que por sua vez, se transforma em outro gás incolor, tetróxido de nitrogênio, N_2O_4 . Esta reação é reversível e pode ser representada pela equação:



A temperatura influi nesta reação deslocando-a para outro sentido. Nesta atividade, será relacionada a variação de temperatura com o sentido do deslocamento da reação.

B.) Procedimento experimental

1ª parte:

Influência da concentração sobre um equilíbrio em que um dos participantes é colorido

1. Colocar em um béquer 80ml de H_2O + 1mL de FeCl_3 + 1mL de NH_4SCN . Agitar com o bastão de vidro e observar a cor.
 2. Colocar 20mL da solução acima em 4 tubos de ensaio. Numerar os tubos de ensaio: Tubo 1, tubo 2, tubo 3 e tubo 4.
 3. Juntar ao tubo 2, 1mL da solução de FeCl_3 (cloreto de ferro). Agitar. Comparar a cor com a do tubo 1.
 4. Juntar ao tubo 3, 1mL da solução de NH_4SCN (tiocianato de amônio). Agitar. Comparar com a cor do tubo 1.
 5. Juntar ao tubo 4, 1mL da solução de NH_4Cl (cloreto de amônio). Agitar. Comparar com a cor do tubo.
- O aumento do FeCl_3 no equilíbrio acima causa a intensificação ou o enfraquecimento da cor vermelha?

.....

- Por quê?

.....

- O aumento do NH_4Cl no equilíbrio acima causa a intensificação ou enfraquecimento da cor vermelha?

.....

- Por quê?

.....

2a parte: Influência da temperatura no equilíbrio químico

1. Selecionar dois tubos de ensaio limpos e secos.

2. Colocar cerca 0,5g de nitrato de chumbo em cada tubo de ensaio.

3. Segurar um dos tubos com a pinça de madeira e aquecer na chama do bico de Bunsen. Mantenha o tubo de ensaio inclinado e movimente-o para o aquecimento seja uniforme.



4. Observar dentro do tubo de ensaio a formação de dióxido de nitrogênio, *mas não cheire*.

5. Apagar o bico de Bunsen quando o tubo de ensaio estiver cheio de gás, tampar e colocar na estante.

- Todo o sal se transformou em gás?

.....

- *Permaneceu algum resíduo sólido no tubo?*

.....

6. Repetir os procedimentos 2,3 e 4 com outro tubo de ensaio.

7. Preencher metade da capacidade dois béqueres com água.

8. Aquecer um deles até a ebulição. Enquanto aguarda, realize o procedimento 8.

9. Colocar uma colher de sal no outro béquer e agitar a solução. Acrescentar algumas pedras de gelo.

10. Verificar se os tubos estão firmemente arrolhados. Mergulhar um deles na água quente e o outro na água gelada.

- O tubo que foi mergulhado em água quente ficou mais claro ou mais escuro? E o outro?

-
- A intensidade da cor seria a evidência da concentração de dióxido ou do tetróxido de nitrogênio?

.....

11. Inverter a posição dos tubos, passando o que estava na água gelada para água quente e vice-versa.

- Ocorrem alterações? Descreva-as

-
- A temperatura tem influência no deslocamento do equilíbrio da reação?

-
- O aumento da temperatura desloca a reação em que sentido? E o resfriamento?
-

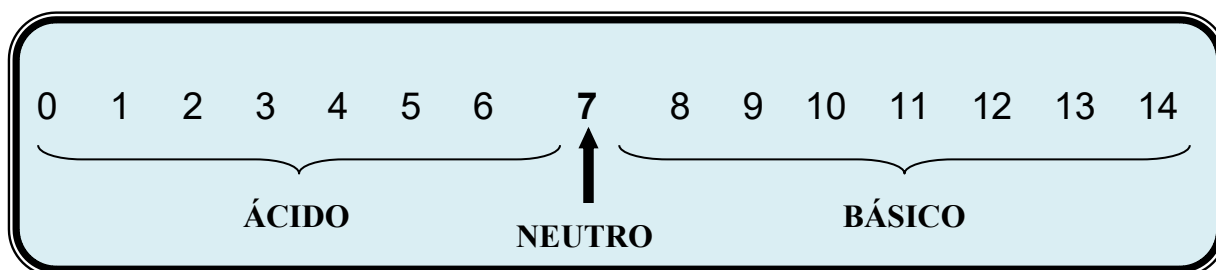
ATIVIDADE 17

pH E A VARIAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO ÁCIDA

OBJETIVOS: Realizar os cálculos matemáticos dos pHs das diluições; explicar as causas das possíveis discrepâncias entre os valores teóricos e experimentais.

ESCALA DE pH

Geralmente se estuda as variações na faixa de 0 a 14



A. Teoria

Você pode dizer, através do sabor, se um suco de laranja está pouco ou muito ácido. Portanto, o sabor do suco depende da sua acidez. Assim também muitos fenômenos dependem do caráter ácido do meio em que eles ocorrem. Muitas reações químicas ocorrem somente em determinadas condições de acidez. Também muitas plantas se desenvolvem em solos de acidez favorável, por isso a importância da determinação do caráter ácido do solo e de sua regulação, através do uso de produtos químicos. Por outro lado, os microorganismos exigem um meio adequado para sua proliferação. Este fator é usado na conservação de alimentos, pois se regularmos a acidez do meio em que o alimento vai ser conservado, não haverá a possibilidade de reprodução e desenvolvimento desses microrganismos.

Uma forma de expressar a acidez é o potencial hidrogeniônico (pH), que é igual ao logaritmo do inverso da concentração de íons de hidrogênio (H^+)

A. Procedimento Experimental

1. Colocar em um béquer de 100 mL limpo e seco 50 mL da solução "A". Determinar o pH, molhando na solução uma fita de papel indicador universal. Anotar o pH.
2. Repetir o mesmo procedimento utilizando o pHmetro digital. Anotar o pH.
3. Repetir o mesmo procedimento dos itens 1 e 2 utilizando 50 ml de solução "B" e posteriormente 50 ml de "C"
4. Para confirmação do pH das soluções utiliza-se o indicador azul de bromo timol. Cor do indicador em
5. **Meio Ácido: Amarelo; Neutro: Verde; Meio Básico: Azul.**

- Ocorre divergência nas medidas?

.....

- Quais as possíveis causas?

.....

- Calcular a concentração molar das soluções, utilizando a fórmula do pH da teoria e definir qual delas é ácida, básica e neutra.

$$pH = -\log [H^+] \text{ e } pOH = -\log [OH^-]$$

.....

.....

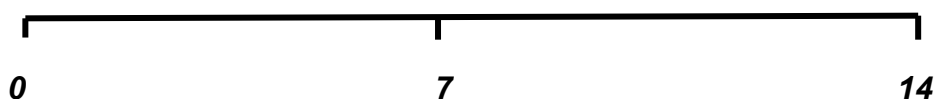
.....

Completar a seguinte tabela

Solução	pH	pOH	Concentração Molar [] mol /L
A			
B			
C			

Em ordem de acidez ou basicidade.

- Construir uma escala de 0 a 14, colocando os valores obtidos.



ATIVIDADE 18

REAÇÕES EXOTÉRMICAS E ENDO-TÉRMICAS

OBJETIVO: Reconhecer que modificações no estado de um sistema podem provocar aumento, ou diminuição da temperatura, devido à liberação ou absorção de energia.

A. Teoria

Dentre vários tipos de transformações estudadas na Química, estão aquelas que envolvem mudanças de fases ou formação de novos materiais, frequentemente acompanhadas de mudanças de cor, desprendimento de gases, etc. Todas as transformações químicas ocasionam mudanças nas ligações entre os átomos, íons ou moléculas dos reagentes, que se reorganizam formando novas ligações. O processo de ruptura e formação de novas ligações envolve trocas energéticas que podem modificar a temperatura do sistema

B. Procedimento experimental

1ª Parte:

Sistema hidróxido de sódio (NaOH) - água

1. Apoiar 3 tubos de ensaio na estante e colocar 5 mL de água em cada um.
2. Medir a temperatura da água do primeiro tubo, evitando que o bulbo do termômetro toque o fundo do tubo de ensaio e anotar esta medida na tabela I.
3. Transferir 3 pastilhas de Hidróxido de sódio (NaOH) para o primeiro tubo de ensaio, utilizando uma espátula (**ATENÇÃO: O NaOH NÃO DEVE ENTRAR EM CONTATO COM A PELE, POIS É CÁUSTICO**). Fechar o frasco de NaOH imediatamente.



- Por que ele não pode permanecer aberto?

.....

- Introduzir o termômetro no tubo e agitar cuidadosamente seu conteúdo para dissolver o NaOH. Observar a temperatura durante a dissolução e anotar na tabela I a máxima temperatura observada. Lavar o termômetro em água corrente.
- Calcular a diferença entre a temperatura máxima observada e a temperatura inicial da água. Anotar na última linha (Δt °C) da tabela I.

TABELA I

	1º	2º	3º
Temp. água (°C)			
Quantidade de NaOH (pastilhas)	3	6	9
Temp. máxima observada (°C)			
Δt (°C)			

- Repetir os procedimentos 2,3,4 e 5 com o segundo tubo de ensaio e depois com o terceiro, dissolver 6 pastilhas no segundo e 9 pastilhas no terceiro.
- Analisar a tabela e responder as seguintes questões:
 - Que ocorre com a temperatura do sistema à medida que o hidróxido de sódio se dissolve?

.....

- A variação da temperatura depende da quantidade de hidróxido de sódio que se dissolve?

.....

2ª Parte: Sistema Cloreto de amônio (NH₄Cl) - água

- Apoiar 3 tubos de ensaio na estante e colocar 8ml de água em cada um.
- Medir a temperatura da água do primeiro tubo, evitando que o bulbo do termômetro toque o fundo do tubo de ensaio e anotar esta medida na tabela II

10. Colocar 0,5g de NH_4Cl num pedaço de papel e transferir essa quantidade do sal para o primeiro tubo de ensaio.
11. Tampar o tubo de ensaio com a rolha e agitar-lo fortemente. Retirar rapidamente a rolha, introduzir o termômetro e agitar com ele, cuidadosamente, o conteúdo do tubo para completar a dissolução do sal. Observar a temperatura durante a dissolução e anotar na tabela II a temperatura mínima observada. Lavar o termômetro em água corrente.

TABELA II

	1º	2º	3º
Temp. água (°C)			
Quantidade de NH_4Cl (g)	0	1	2
Temp. mínima observada (°C)			
Δt (°C)			

12. Calcular a diferença entre a temperatura inicial da água e a temperatura mínima observada. Anotar na última linha Δt (°C) da tabela II
13. Repetir os procedimentos 9, 10, 11 e 12 com o segundo tubo, mas dissolver 1,0g de NH_4Cl e 2,0g no terceiro.
14. Analisar a tabela e responder as seguintes questões:
- Que ocorre com a temperatura do sistema à medida que o NH_4Cl se dissolve?
.....
.....
 - A variação de temperatura depende da quantidade de cloreto de amônio que se dissolve?
.....
.....

ATIVIDADE 19

CORROSÃO

OBJETIVO: Ilustrar alguns princípios fundamentais da corrosão metálica

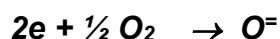
A. Teoria

Conceitua-se corrosão como sendo a interação indesejável e destrutiva entre materiais metálicos e meio ambiente.

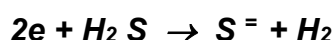
Na corrosão química ou eletroquímica, os metais são desgastados em virtude da seguinte semi-reação:



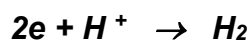
Várias semi-reações responsáveis pelo consumo de elétrons podem se dar na presença de oxidantes presentes no meio ambiente, por exemplo as seguintes:



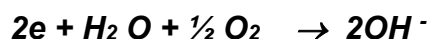
na presença de ar seco, formando óxidos.



na presença de ar contaminado com vapores “ácidos”, formando sais.



na presença de soluções ácidas, formando sais despreendendo H_2 .



na presença de água contendo O_2 dissolvido, formando hidróxidos.

Seguem-se reações secundárias, tais como transformações de óxidos em hidróxidos e água; dissolução e hidrólise dos sais formados; transformação de óxidos e hidróxidos em carbonatos e bicarbonatos pela ação do CO_2 do ar em presença de água, etc.

As reações da corrosão são, em última análise, reações de óxido-redução que tendem a se processar espontaneamente, isto é, o sistema metal-meio ambiente perde energia útil em reações que são o inverso das reações de obtenção dos metais nas quais se teve que fornecer energia.

As reações da corrosão regem-se pelos princípios básicos das reações químicas em geral; o estudo detalhado da corrosão, porém, é complexo porque muitos fatores podem influir no mecanismo e na velocidade das reações. Por exemplo: composição e temperatura do meio ambiente, estado da superfície metálica, composição, disposição e solicitações dos grãos metálicos, agitação, formação de películas aderentes, etc.

Por outro lado, os ensaios para verificar o comportamento dos metais, em face da corrosão, também apresentam algumas dificuldades porque as reações de corrosão são, em geral, lentas, exigindo, portanto, experiências longas. Além disso, é difícil reproduzir no laboratório as condições reais às quais o metal estará sujeito durante seu emprego na prática.

Na aula de hoje, serão realizadas várias experiências com a finalidade de ilustrar alguns princípios fundamentais da corrosão, por exemplo, os seguintes:

1. Quando se formam no metal películas de óxidos, a velocidade de corrosão depende, entre outros fatores, da porosidade e aderência dessa película. Se a película é porosa e/ou pouco aderente, o agente corrosivo tem mais facilidade de atingir a superfície metálica ainda inalterada e a velocidade da corrosão maior.
2. Quanto maior o estado de subdivisão do material metálico, tanto maior é a velocidade da corrosão.
3. A velocidade da ação de muitos agentes corrosivos é influenciada pelo contato desses agentes com o ar. A reação de corrosão do metal com vários agentes corrosivos pode ser modificada na presença do ar, passando o oxigênio do ar a tomar parte na reação.
4. A velocidade da corrosão por certos agentes corrosivos é influenciada pelo meio em que se encontra esse agente. Existem casos em que, embora os produtos da corrosão sejam os mesmos, a velocidade do ataque é bem diferente se o meio é, por exemplo, seco ou úmido.

Quando em um processo corrosivo a reação de oxidação do metal e a simultânea reação de redução se dão em regiões perceptivelmente distintas, o processo se denomina corrosão eletroquímica. Neste tipo de corrosão, a reação 1 se dá numa certa região e os elétrons são entregues à substância oxidante numa região vizinha. Isto pode ocorrer devido, por exemplo, à diferente nobreza dos grãos metálicos constituintes das ligas ou à diferente aeração de certas regiões do meio corrosivo. A existência de assimetria, quer na constituição do material metálico, quer no meio, pode levar à ocorrência de corrosão eletroquímica, a qual é muito danosa por ser relativamente rápida e localizada em alguns pontos do material.

C. Procedimento experimental

Corrosão por aeração diferencial de uma chapa de ferro em contato com eletrólito.

1. Lixar uma chapa de ferro de 10 x 10 cm e colocá-la sobre a mesa de maneira que fique bem horizontal.
2. Gotejar no centro da chapa 20 gotas de uma solução de NaCl com indicador ferroxil (H_2O + fenolftaleína + ferro-cianeto de potássio)
3. Deixar em repouso e evite agitação ou escorrimento do líquido. Observar que em certa região a solução vai se colorindo de vermelho, enquanto em outras aparece um precipitado azul.



ATIVIDADE 20

PROTEÇÃO CONTRA A CORROSÃO

OBJETIVO: Discutir os fatores que aceleram ou retardam a corrosão metálica

A. Teoria

Para que um material metálico em certo meio sofra corrosão, é preciso que a energia livre do sistema material metálico/meio seja maior do que a energia dos produtos da reação. O sistema neste caso possui a **condição termodinâmica favorável**.

O desfavorecimento de qualquer uma dessas condições, ou de ambas causará uma diminuição da corrosão. Esse constitui o objetivo básico dos métodos de proteção contra a corrosão.

Há métodos que visam sobretudo à redução do fator termodinâmico e outros que visam à redução do fator cinético. A proteção catódica visa tornar a eliminar a condição termodinâmica que é, como já foi dito em várias oportunidades, a condição necessária **sem a qual não há corrosão**. E de fato, a proteção catódica é o único método capaz de **reduzir a zero** a corrosão.

O recobrimento metálico, quando bem feito, confere ao material recoberto a resistência à corrosão característica do material metálico por um outro, quando este é menos susceptível à corrosão. Em lugar de construir toda peça com esse material metálico, é tomada levando em conta o preço, a facilidade de conformação ou a resistência mecânica da peça.

Os metais empregados nos recobrimentos metálicos dependem: do material metálico base; do seu uso e, sobretudo, do tipo de proteção desejado ou da natureza do meio corrosivo.

Se fosse possível medir, independentemente, as velocidades das reações de corrosão no anodo e no catodo, veríamos que a reação anódica é mais rápida. Quando as duas reações se acoplam na corrosão de um metal a velocidade geral é a do processo mais lento. Isto quer dizer que a corrosão é controlada pela velocidade do processo catódico.

Na corrosão do ferro, a reação anódica é a oxidação do metal. Para que haja corrosão na superfície de um metal, é indispensável a existência de áreas

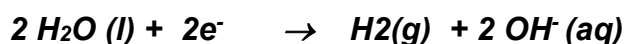
anódicas, nas quais o metal possa ser oxidado a íons metálicos e elétrons sejam liberados

Anodo, oxidação:



e também de áreas catódicas, onde os elétrons sejam consumidos por diversas reações catódicas, como:

Catodo, redução:



As áreas anódicas localizam-se nas fendas do revestimento de óxido, nas fronteiras de fases e nas vizinhanças de impurezas. As áreas catódicas estão no revestimento de óxido do metal e nos sítios de impurezas metálicas menos reativas.

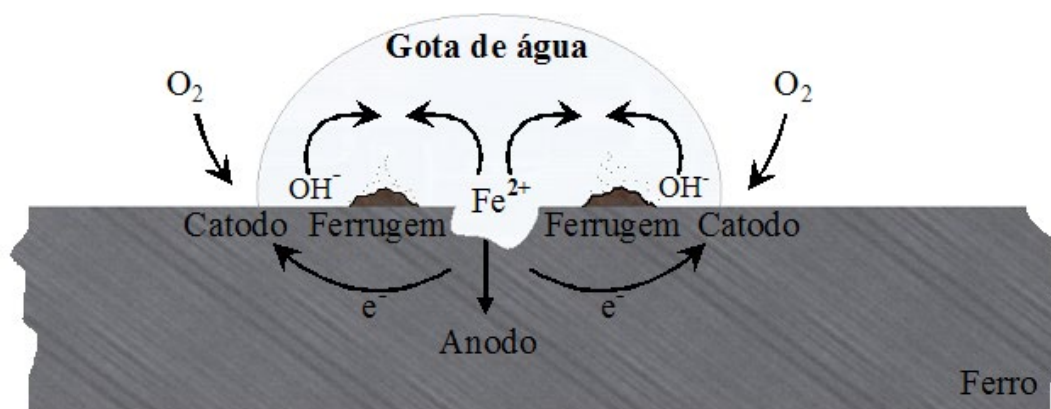
Outras exigências para o avanço da corrosão são (1) a ligação elétrica entre o anodo e o catodo e (2) a existência de eletrólito com que estejam em contato o anodo e o catodo.

B. Procedimento Experimental

1. Preparar em um béquer a gelatina seguindo as instruções do produto utilizado.
2. Acrescentar, a cada 100 mL de solução gelatinosa, 10 gotas de fenolftaleína e 10 gotas de solução de ferrocianeto de potássio.
3. Transferir a solução gelatinosa para a placa de Petri até a metade do seu volume, ainda quente.
4. Enrolar o fio de cobre em parte de um dos pregos. Cobrir metade do outro prego com raspa de magnésio.
5. Colocar os dois pregos preparados separadamente na solução gelatinosa.
6. Observar os dois pregos. Se possível, observar o sistema no dia seguinte, pois as reações ficam mais evidentes.

Observação: A fenolftaleína em meio básico é vermelha e em meio ácido é incolor. O ferrocianeto de potássio reage com íon férrico, formando ferrocianeto férrico, de cor azul. O magnésio reage com o água, produzindo hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$ e hidrogênio H_2 .

D. Discussões



Uma gota de água, contendo íons, forma uma pilha em que o ferro é oxidado à íon ferro II no centro da gota, que constitui o anodo. O oxigênio do ar é reduzido a íon hidróxido na periferia da gota, que é o catodo. Os íons hidróxido e ferro II migram e reagem formando hidróxido de ferro II. Este hidróxido é oxidado a hidróxido de ferro III pelo oxigênio (O_2) dissolvido na superfície da gota de água. Desta forma, o hidróxido de ferro III precipita e este precipitado constitui a ferrugem na superfície do ferro.

1. Quando os pregos são retirados da solução gelatinosa, e os fios de cobre e magnésio são removidos, qual o aspecto do:

- prego recoberto com cobre:

.....

- prego recoberto com magnésio:

.....

- Ao redor de que prego aparece a coloração vermelha? Explique

.....

.....

.....

.....

- Em qual prego aparece a coloração azul característica do ferrocianeto férrico? Explique

.....

.....

.....

- Qual dos pregos sofreu enferrujamento maior?

.....

- Qual dos metais reagiu primeiro: o ferro do prego ou do cobre? Explique

.....

.....

.....

- Entre o ferro e magnésio, qual é mais reativo? Por quê?

.....

.....

.....

- Colocar os três metais em ordem crescente de reatividade.

.....

.....

- Escrever todas as reações envolvidas em cada um dos processos.

.....

.....

.....

2. Desenhar a placa de Petri com os pregos e indicar as cores observadas na solução gelatinosa ao redor de cada prego.

ATIVIDADE 21

POLUIÇÃO DA ÁGUA: DETERGENTES, TENSÃO SUPERFICIAL E AÇÃO POLUIDORA DOS DETERGENTES SINTÉTICOS

OBJETIVOS: Reconhecer algumas propriedades da água; a influência dos detergentes na tensão superficial; a importância da manutenção da tensão superficial para a vida de animais e plantas; que a atividade humana pode provocar desequilíbrio no meio ambiente; o fenômeno de poluição química das águas. Comparar a eficiência do sabão com a dos detergentes sintéticos como produtos de limpeza. Discutir a ação dos detergentes biodegradáveis.

A. Teoria

A utilização indiscriminada de certos compostos influencia o sistema em que vivemos, alterando suas propriedades de maneira muitas vezes imprevisível. Este é o caso dos detergentes sintéticos cuja ação poluidora vem se constituindo em importante desafio ao homem moderno. Esta atividade propõe um estudo da interação da água com os detergentes sintéticos, principalmente no que diz respeito ao fenômeno da tensão superficial da água.

Os detergentes sintéticos desempenham um papel importante na vida moderna, substituindo, gradativamente, os sabões formados a partir do aquecimento de soda com gordura animal ou vegetal. A eficiência dos detergentes sintéticos e seu baixo custo são responsáveis por essa dominação no mercado de produtos de limpeza.

No entanto, os detergentes, em sua maioria, não são biodegradáveis, isto é, não podem ser decompostos por atividade orgânica. Consequentemente, a quantidade de resíduos líquidos aumenta progressivamente, contaminando as águas onde são despejados.

A. Procedimento experimental

1ª parte: Detergentes e tensão superficial

Colocar água em um béquer até ultrapassar metade de sua altura.

1. Raspar um giz, deixando que o pó caia sobre a superfície da água.
2. Acrescentar, com o conta gotas, uma gota de detergente, fazendo-a descer pelas paredes internas do béquer.



- O que ocorre?

.....

.....

.....

- Como justifica tal comportamento?

.....

.....

- Que organismos poderiam se afetados por esta propriedade dos detergentes?

.....

.....

- De que forma?

.....

.....

.....

.....

.....

2ª parte: Ação poluidora dos detergentes sintéticos

1. Colocar 4 tubos de ensaio na estante e numerar de 1 a 4.
2. Colocar, nos tubos, os seguintes materiais:

<i>Tubo</i>	<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
<i>Água dura</i>	7ml	7ml	0	0
<i>Água destilada.</i>	0	0	7ml	7ml
<i>Detergente</i>	0	5 gotas	0	5 gotas
<i>Sol. de sabão</i>	10 gotas	0	10gotas	0

3. Arrolhar e agitar os tubos de ensaio.
4. Deixar os tubos 3 e 4 em repouso por cerca de 30 minutos.
5. Enquanto isso, examinar os tubos 1 e 2, procurando responder as seguintes questões:

- Há formação de espuma, na mesma quantidade, em ambos?

.....

.....

- Há indícios de transformação química em algum deles?

.....

.....

- Qual dos produtos utilizados, detergente e sabão, parece mais eficiente para lavar com água dura?

.....

.....

- Comparar os conteúdos dos tubos 3 e 4, transcorridos os 30 minutos de repouso. O que observa? Qual a diferença entre eles?

.....

.....

.....

ATIVIDADE 22

GÁS CARBÔNICO: OBTENÇÃO E PROPRIEDADES

Objetivos: Neste exercício de laboratório, iremos produzir gás carbônico pela decomposição térmica de um carbonato pela ação de outro carbonato com um ácido.

✓ Para estes casos podemos fazer as seguintes generalizações:

1. Para decomposição térmica (Pirólise) -



2. Para reação de carbonatos com ácidos, sendo Me = metal



✓ O dióxido de carbono será identificado por dois processos diferentes

A. Teoria

O dióxido de carbono constitui cerca de 0,03% em volume de ar atmosférico; sendo mais denso que o ar, este gás tende a acumular-se em poças, vales e depressões.

O Gás carbônico existente no ar é o principal responsável pela transferência de carbono para as plantas, que, realizando a fotossíntese, produzem açúcares, amidos e outros compostos orgânicos a partir da água e do gás carbônico.

Todas as águas naturais contêm CO_2 dissolvido, sendo este gás indispensável para o crescimento das plantas e dos animais aquáticos. O CO_2 sólido recebe o nome de “gelo seco”, sendo colocado nas bebidas e refrigerantes de consumo popular. Este Gás tem a propriedade de apagar o fogo, sendo usado em extintores de incêndio.

B. Procedimento experimental

Pirólise (decomposição térmica) de um carbonato

1. No tubo da esquerda (para ser aquecido) coloque uma ponta de espátula de carbonato de magnésio (MgCO_3) e feche-o. (Usa - se o MgCO_3 porque se decompõe mais facilmente que o CaCO_3)
2. No tubo da direita adicionar água de barita até a metade.
3. Juntar os dois tubos. Fazer com que a vara de vidro fique imersa na água de barita.
4. Aquecer o tubo da esquerda até que haja borbulhamento de CO_2 no tubo da direita e a água de barita fique turva.
5. Parar o aquecimento e separar logo os dois tubos para evitar o refluxo de líquido para o tubo quente.
6. Escrever a reação de decomposição do carbonato utilizando:

_____ $\rightarrow$ _____ + _____

- Que substância restou no tubo de ensaio após aquecimento?
7. Há diferença visual entre esta substância e o carbonato utilizado?
 8. Escrever a reação que ocorreu no tubo da direita:

_____ + _____ $\rightarrow$ _____

- Por que houve turvação neste tubo?

.....
.....

Reação de um carbonato com um ácido

1. Usar o equipamento montado em sua bancada
2. Colocar carbonato de cálcio (5 pontas de espátula) e solução de HCl 10% no funil de decantação



3. Colocar um toco de vela num béquer de 50 ml e acendê-lo.
4. Gotejar a solução de HCl no kitassato até o CO_2 produzido apagar a vela, mostrando suas propriedades anticombustíveis. Quanto mais ácido for adicionado ao kitassato, mais CO_2 será formado.

5. Em seguida, retirar o recipiente que contém a vela e fazer o CO_2 borbulhar em um tubo de ensaio contendo água de barita.

6. Observar a turvação ocorrida.

- O que ocorreu?

.....
.....

ATIVIDADE 23

EQUIPAMENTOS BÁSICOS DE LABORATÓRIO

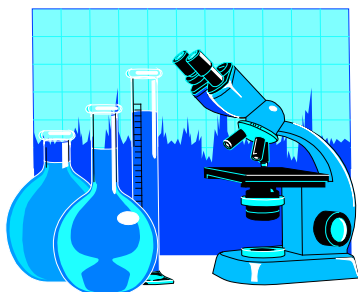
FORMATO DE TRABALHO

OBJETIVO: Descrever a maneira correta de formatação e conteúdo dos trabalhos.

A. Teoria

Os trabalhos apresentados devem constar de uma parte prática, apresentada ao professor em dias pré-determinados, e de uma parte escrita que segue o roteiro da apostila de laboratório ou, nos casos de trabalhos com potencial de iniciação científica, outro formato detalhado a parte.

B. Procedimento experimental



1. Utilizar fonte Time New Roman 12, espaçamentos simples, justificado e coluna simples.
2. Formatar as margens de acordo com o que segue: Superior, inferior e esquerda: 2 cm; direita 1 cm.
3. O tamanho do papel deve ser A4 (210x297mm).
4. Detalhar todos os procedimentos efetuados e se possível, nesse mesmo tópico, escanear uma foto do experimento, no local mostrado acima.
5. Entregar os trabalhos em formato eletrônico para o professor, assim como uma cópia escrita para cada bancada.

6. A seção “procedimento experimental” só deve conter uma descrição detalhada de como a experiência foi realizada, sem que inclua os resultados obtidos experimentalmente e/ou os cálculos realizados.

C. Resultados e conclusões

Nesta seção do trabalho, devem ser colocados os dados coletados durante a experiência e os cálculos realizados, também devem ser discutidos os resultados finais obtidos, comentando-se sobre sua adaptação ou não, apontando-se possíveis explicações e fontes de erros experimentais. Tabelas e gráficos constam desta seção.

Lembre-se que a forma deverá ser impessoal, usando voz passiva no tempo passado.

Exemplo: “***Observou-se que no caso da fita de magnésio em contato com o oxigênio da chama, ocorreu um fenômeno químico, pois...***”.

- Em caso de dúvida sobre quaisquer das seções, consultar a AULA 1 da apostila.
- Os trabalhos devem conter no máximo uma folha, podendo ter frente e verso.
- Os nomes e cursos dos alunos são listados após o item referência.

BIBLIOGRAFIA

BOROSKI, M. (org.). Química geral no laboratório. Foz do Iguaçu: Edunila, 2022.

CHRISPINO, A. Manual de química experimental. Campinas: Átomo, 2010.

LENZI, E.; FÁVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; VILLAS-BOAS FILHO, E. A.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. Química geral experimental. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

SOUSA, R. A. Experimentando a química: dos conceitos às práticas. São João da Boa Vista: Editora Universitária Unifae, 2021.

TRINDADE, D. F. Química básica experimental. 5. ed. São Paulo: Ícone, 2013.

HARRIS, D. C. Análise química quantitativa. 7. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2008.

GIORDAN, M. O papel da experimentação no ensino de ciências. Química Nova na Escola, São Paulo, n. 10, p. 43-49, 1999.

BORGES, A. T. Novos rumos para o laboratório escolar de ciências. Caderno Brasileiro de Ensino de Física, Florianópolis, v. 19, n. 3, p. 291-313, 2002.

GALIAZZI, M. C. et al. Objetivos das atividades experimentais no ensino médio: a pesquisa coletiva como modo de formação de professores de Ciências. Ciência & Educação, Bauru, v. 7, n. 2, p. 249-263, 2001.

FRANCISCO JÚNIOR, W. E.; FERREIRA, L. H.; HARTWIG, D. R. Experimentação problematizadora: fundamentos teóricos e práticos para a aplicação em salas de aula de ciências. Química Nova na Escola, São Paulo, n. 30, p. 34-41, 2008.

GONÇALVES, F. P.; MARQUES, C. A. A experimentação na docência de formadores da área de ensino de química. Química Nova na Escola, São Paulo, v. 38, n. 1, p. 84-98, 2016.

GALIAZZI, M. C.; GONÇALVES, F. P. A natureza pedagógica da experimentação: uma pesquisa na licenciatura em Química. *Química Nova*, São Paulo, v. 27, n. 2, p. 326-331, 2004.

SILVA, L. H. A.; ZANON, L. B. Experimentação no ensino de ciências. In: SCHNETZLER, R. P.; ARAGÃO, R. M. R. (org.). *Ensino de ciências: fundamentos e abordagens*. Piracicaba: Unimep, 2000. p. 120-153.

SANTOS, W. L. P.; SCHNETZLER, R. P. *Educação em química: compromisso com a cidadania*. 4. ed. Ijuí: Unijuí, 2010.

MALDANER, O. A. *A formação inicial e continuada de professores de química*. 3. ed. Ijuí: Unijuí, 2006.

MORTIMER, E. F.; SCOTT, P. Atividade discursiva nas salas de aula de ciências: uma ferramenta sociocultural para analisar e planejar o ensino. *Investigações em Ensino de Ciências*, Porto Alegre, v. 7, n. 3, p. 283-306, 2002.

HOFSTEIN, A. The laboratory in chemistry education: thirty years of experience with developments, implementation, and research. *Chemistry Education Research and Practice*, Cambridge, v. 5, n. 3, p. 247-264, 2004.

LUNETTA, V. N.; HOFSTEIN, A.; CLOUGH, M. P. Teaching and learning in the school science laboratory: an analysis of research, theory, and practice. In: ABELL, S. K.; LEDERMAN, N. G. (ed.). *Handbook of research on science education*. Mahwah: Lawrence Erlbaum, 2007. p. 393-441.

HODSON, D. A critical look at practical work in school science. *School Science Review*, Hatfield, v. 71, n. 256, p. 33-40, 1990.

HOFSTEIN, A.; KIPNIS, M.; ABRAHAMS, I. How to learn in and from the chemistry laboratory. In: EILKS, I.; HOFSTEIN, A. (ed.). *Teaching chemistry – a studybook*. Rotterdam: Sense, 2013. p. 153-182.

HOFSTEIN, A.; LUNETTA, V. N. The laboratory in science education: foundations for the twenty-first century. *Science Education*, Hoboken, v. 88, n. 1, p. 28-54, 2004.

ABRAHAMMS, I.; MILLAR, R. Does practical work really work? A study of the effectiveness of practical work as a teaching and learning method in school science. *International Journal of Science Education*, London, v. 30, n. 14, p. 1945-1969, 2008.

DE JONG, T. et al. Let's talk evidence – the case for combining inquiry-based and direct instruction. *Educational Research Review*, Amsterdam, v. 39, p. 100536, 2023.

AMERICAN CHEMICAL SOCIETY. Safety in academic chemistry laboratories: best practices for first- and second-year university students. 8th ed. Washington, DC: American Chemical Society, 2017.

ZUIN, V. G.; MARQUES, C. A.; ROLOFF, F. B.; VIEIRA, M. S. Desenvolvimento sustentável, química verde e educação ambiental: o que revelam as publicações da SBQ. *Revista Brasileira de Ensino de Química*, São Paulo, v. 10, n. 1, p. 79-90, 2015.



UNITAU

Universidade de Taubaté

ISBN: 978-85-9561-209-9



9 788595 612099