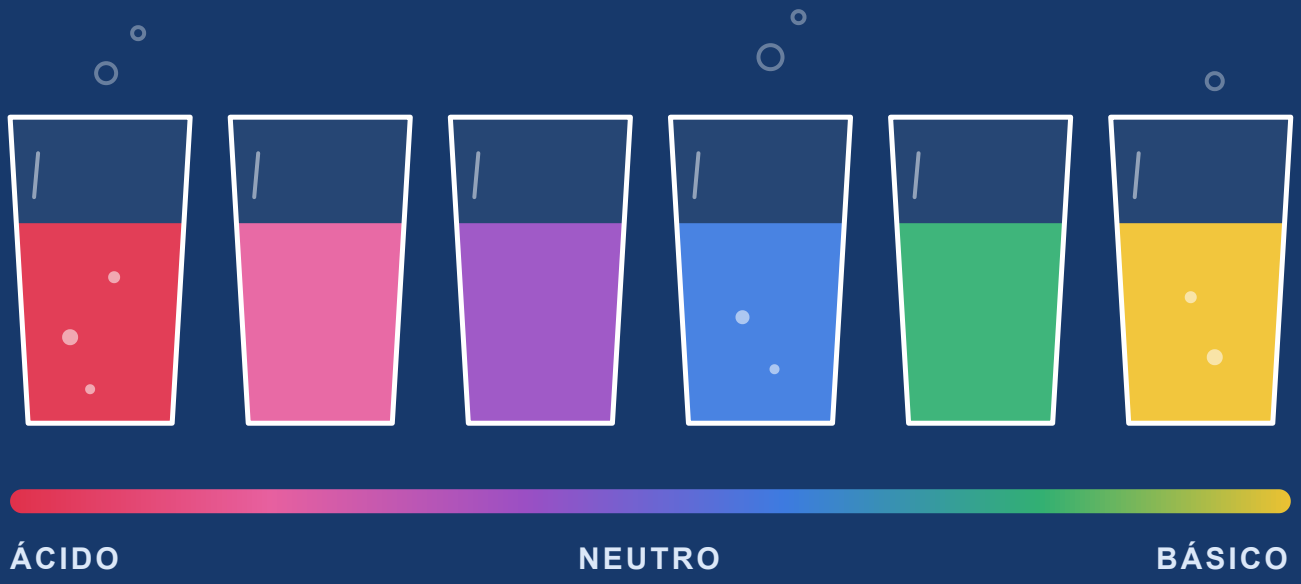
ADRIANY SERRA DO NASCIMENTO
MARIA DE LOURDES FERREIRA NUNES
RITA MARIA DE SOUSA CARVALHO

PRÁTICAS EXPERIMENTAIS

PARA O ENSINO DE QUÍMICA

com materiais alternativos

Experimentos de baixo custo para escolas com pouca infraestrutura laboratorial



EDITORA MANUAL

1ª EDIÇÃO, 2026

PRÁTICAS EXPERIMENTAIS PARA O ENSINO DE QUÍMICA COM MATERIAIS ALTERNATIVOS

EXPEDIENTE EDITORIAL

TÍTULO
PRÁTICAS EXPERIMENTAIS PARA O ENSINO DE QUÍMICA COM MATERIAIS ALTERNATIVOS: EXPERIMENTOS DE BAIXO CUSTO PARA ESCOLAS COM POUCA INFRAESTRUTURA LABORATORIAL

REGISTROS
ISBN: 978-65-83121-35-6
DOI: 10.29327/5982957

EDITORA
EDITORA MANUAL CNPJ: 12.072.139/0001-20
(27) 99750-4756 www.editoramanual.com.br editoramanualoficial@gmail.com
Rua Costa Brandão,785, Loja A, São Benedito, Cariacica, Espírito Santo – ES, CEP: 29145-340

EDIÇÃO
1ª edição, 2026

AUTORIA
ADRIANY SERRA DO NASCIMENTO
MARIA DE LOURDES FERREIRA NUNES
RITA MARIA DE SOUSA CARVALHO

EDITOR-CHEFE
Afonso Henrique Souza de Assis

PRODUTOR EDITORIAL
Matheus Sales

REVISÃO
As autoras

CAPA
Claude

REVISÃO DE TEXTO E CAPA
As autoras

DIAGRAMAÇÃO
Editora Manual

CORPO EDITORIAL
Dra. Mônica Aparecida Bortolotti – Universidade Estadual do Paraná
Dr. Walmir Fernandes Pereira – MUST University
Dr. Luiz Gonzaga Lapa Junior – Universidade de Brasília
Dr. Gabriel Arruda Burani – Universidad de Ciencias Empresariales y Sociales
Dr. Januario Neto Pereira Sarmento – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Tocantins
Dr. Tiago Piñeiro Martins – Secretaria Municipal de Educação de Salvador
Dra. Lucimara Cabreira Benitez – Universidade Estadual de Mato Grosso do Sul
Dr. Abner Alexandre Nogueira – Universidade Federal de Alfenas
Me. Afonso Henrique Souza de Assis – Secretaria Estadual de Educação do Espírito Santo
Me. Elizabete Nascimento Aguiar – Universidade de Passo Fundo
Me. Swelen Freitas Gabarron – Universidade Tuiuti do Paraná
Me. José Neto de Oliveira Felippe – Faculdade de Caldas Novas
Me. Sueli Cristina Merotto Pereira – Secretaria Municipal de Educação – Prefeitura de Marataízes
Me. Guilherme de Souza Marques – Universidade Federal do Rio de Janeiro

ADRIANY SERRA DO NASCIMENTO
MARIA DE LOURDES FERREIRA NUNES
RITA MARIA DE SOUSA CARVALHO

PRÁTICAS EXPERIMENTAIS PARA O ENSINO DE QUÍMICA COM MATERIAIS ALTERNATIVOS

Experimentos de baixo custo para escolas com pouca infraestrutura laboratorial

1ª Edição

Editora Manual
2026

Copyright © das autoras. Todos os direitos reservados.

Esta obra é publicada em acesso aberto. O conteúdo dos capítulos, os dados apresentados, bem como a revisão ortográfica e gramatical são de responsabilidade de suas autoras, detentoras de todos os Direitos Autorais, que permitem o download e o compartilhamento, com a devida atribuição de crédito, mas sem que seja possível alterar a obra, de nenhuma forma, ou utilizá-la para fins comerciais.

Catalogação na publicação
Elaborada por Bibliotecária Janaina Ramos – CRB-8/9166

N244p

Nascimento, Adriany Serra do

Práticas experimentais para o ensino de química com materiais alternativos: experimentos de baixo custo para escolas com pouca infraestrutura laboratorial / Adriany Serra do Nascimento, Maria de Lourdes Ferreira Nunes, Rita Maria de Sousa Carvalho. – Cariacica/ES: Manual, 2026.

90 p.; 16 X 23 cm

ISBN 978-65-83121-35-6

1. Ensino de química. 2. Experimentos químicos. I. Nascimento, Adriany Serra do. II. Nunes, Maria de Lourdes Ferreira. III. Carvalho, Rita Maria de Sousa. IV. Título.

CDD 540.7

Índice para catálogo sistemático

I. Ensino de química

Obra publicada em Outubro de 2026.

© 2026. Todos os direitos reservados.
Nenhuma parte desta obra poderá ser reproduzida, armazenada ou transmitida por qualquer meio sem observância da legislação aplicável e dos direitos autorais, ressalvadas as hipóteses legalmente permitidas.

SOBRE A OBRA

Práticas Experimentais para o Ensino de Química com Materiais Alternativos reúne atividades de baixo custo voltadas ao Ensino Médio e à formação de professores. O livro articula conceitos químicos, investigação escolar, segurança e descarte, oferecendo alternativas para contextos com pouca infraestrutura laboratorial. Cada prática apresenta objetivos, materiais, preparação, procedimento, observações esperadas, explicação química, questões para discussão, variação investigativa, segurança e descarte.

Palavras-chave: ensino de Química; experimentação; materiais alternativos; baixo custo; investigação escolar; segurança em laboratório.

NOTA AO LEITOR

As atividades apresentadas neste livro têm finalidade didática. O professor é responsável por avaliar previamente a adequação de cada prática à faixa etária, ao espaço disponível, aos materiais utilizados e às normas institucionais de segurança. Produtos comerciais podem variar de composição; por isso, devem ser conferidos e testados antes da aula. Nenhuma atividade substitui análise laboratorial, ambiental, clínica ou de potabilidade realizada por método validado.

Materiais empregados em experimentos não devem ser ingeridos. Misturas de produtos de limpeza, substâncias desconhecidas, reagentes concentrados, sistemas rígidos com geração de gás e procedimentos sem destinação segura de resíduos não integram a proposta desta obra.

DECLARAÇÃO DE USO DE INTELIGÊNCIA ARTIFICIAL

Ferramentas de inteligência artificial generativa foram utilizadas como apoio à revisão linguística do manuscrito. A seleção das propostas didáticas, a supervisão do conteúdo, a revisão técnica, a adequação pedagógica e a responsabilidade pela versão submetida permanecem sob responsabilidade das autoras. Nenhuma ferramenta de inteligência artificial é indicada como autora ou coautora.

SUMÁRIO

APRESENTAÇÃO **11**

1 EXPERIMENTAÇÃO NO ENSINO DE QUÍMICA COM RECURSOS ALTERNATIVOS **12**

1.1 Por que experimentar? 12
1.2 O que significa utilizar materiais alternativos? 12
1.3 Do experimento demonstrativo à investigação 13

2 SEGURANÇA, PLANEJAMENTO E ORGANIZAÇÃO DAS PRÁTICAS **14**

2.1 Antes da aula 14
2.2 Regras básicas 14
2.3 Modelo padrão das práticas 14

3 MATÉRIA, PROPRIEDADES E SEPARAÇÃO DE MISTURAS **16**

Prática 1 Densidade e flutuação: por que alguns materiais afundam? 16
Prática 2 Separando uma mistura: filtração com materiais acessíveis 17
Prática 3 Cromatografia em papel: as cores escondidas nas canetinhas 18
Prática 4 Decantação: separando líquidos e sólidos pela diferença de densidade 19
Prática 5 Desafio de separação: qual método usar? 21

4 SOLUÇÕES, SOLUBILIDADE E CONCENTRAÇÃO **23**

Prática 6 Até quanto dissolve? Investigando a solubilidade 23
Prática 7 A temperatura interfere na dissolução? 24
Prática 8 Mais concentrada ou mais diluída? Construindo uma escala visual 25
Prática 9 O que acelera a dissolução? Inteiro, triturado e agitado 26

5 ÁCIDOS, BASES E INDICADORES **29**

Prática 10 Repolho roxo: construindo um indicador natural 29
Prática 11 Uma escala de cores para comparar acidez e basicidade 30
Prática 12 Neutralização sem mistério: acompanhando a mudança com indicador 31
Prática 13 Amostras desconhecidas: investigando com um indicador 33

6 TRANSFORMAÇÕES E REAÇÕES QUÍMICAS **35**

Prática 14 Evidências de uma reação: vinagre e bicarbonato 35
Prática 15 Formação de precipitado: duas soluções límpidas, um sólido novo 36
Prática 16 Oxidação da palha de aço: acompanhando uma transformação ao longo do tempo 38
Prática 17 Reação ou mudança física? Um desafio de classificação 39

7 GASES: PRODUÇÃO, PRESENÇA E COMPORTAMENTO **41**

Prática 18 Capturando dióxido de carbono com um balão 41
Prática 19 O ar ocupa espaço? O copo invertido 42
Prática 20 Comprimido efervescente: onde está o gás? 43
Prática 21 Um gás pode exercer pressão? Seringa sem agulha 44

8 CINÉTICA QUÍMICA: O QUE ALTERA A VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO? 46
Prática 22 Temperatura e velocidade de reação 46
Prática 23 Superfície de contato: inteiro ou fragmentado? 47
Prática 24 Concentração e rapidez: comparando sistemas 48
Prática 25 Catalisador em ação: decomposição da água oxigenada com fermento biológico 49

9 TERMOQUÍMICA: ENERGIA ENVOLVIDA NAS TRANSFORMAÇÕES .. 51
Prática 26 Bolsa fria: dissolução e resfriamento 51
Prática 27 Um processo que aquece: dissolução de cloreto de cálcio 52
Prática 28 Exotérmico ou endotérmico? Comparando dois sistemas 53
Prática 29 Calorimetria simples: misturando água quente e água fria 54

10 EQUILÍBRIO QUÍMICO: SISTEMAS DINÂMICOS E PERTURBAÇÕES .. 56
Prática 30 Equilíbrio dinâmico com um modelo de transferência 56
Prática 31 CO_2, água e indicador: uma mudança reversível 57
Prática 32 Perturbando um equilíbrio ácido-base com indicador natural 58
Prática 33 Equilíbrio não é igualdade: simulando populações de partículas 59

11 ELETROQUÍMICA: ELÉTRONS EM MOVIMENTO 62
Prática 34 Pilha simples com limão: produzindo uma diferença de potencial 62
Prática 35 Uma pilha, duas pilhas: associação em série 63
Prática 36 Corrosão do ferro: o papel do meio 64
Prática 37 Quem oxida mais facilmente? Comparando metais sem reagentes agressivos 65

12 QUÍMICA ORGÂNICA E QUÍMICA DOS ALIMENTOS 67
Prática 38 Óleo e água: investigando polaridade e miscibilidade 67
Prática 39 Emulsão: como o detergente ajuda a misturar óleo e água? 68
Prática 40 Proteínas do leite: precipitação da caseína 69
Prática 41 Amido em alimentos: uma investigação comparativa 70
Prática 42 Escurecimento de frutas: observando uma transformação química .. 71

13 QUÍMICA AMBIENTAL: INVESTIGANDO ÁGUA, SOLO E IMPACTOS DO COTIDIANO 73
Prática 43 Turbidez da água: aparência não é potabilidade 73
Prática 44 Filtração em camadas: tratamento visual não é purificação 74
Prática 45 pH do solo: uma comparação qualitativa 75
Prática 46 Chuva ácida em modelo: investigando o efeito da acidez sobre carbonatos 76
Prática 47 Derramamento de óleo em água: testando estratégias de contenção 77

14 PRÁTICAS INVESTIGATIVAS E PROPOSTAS PARA FEIRAS DE CIÊNCIAS 80
Prática 48 Qual material filtrante reduz mais a turbidez? 80
Prática 49 O que retarda mais o escurecimento da maçã? 81
Prática 50 Quais condições aceleram a corrosão do ferro? 82
Prática 51 Qual isolante térmico conserva melhor a temperatura? 83
Prática 52 Projeto livre orientado: da pergunta à apresentação científica 84

Roteiro para apresentação em Feira de Ciências 85
CONSIDERAÇÕES FINAIS 87
REFERÊNCIAS 88

APRESENTAÇÃO

A experimentação ocupa lugar importante no ensino de Química porque permite aproximar conceitos abstratos de fenômenos observáveis. Entretanto, a ausência de laboratório equipado, a limitação de reagentes e o custo de materiais podem dificultar a realização de atividades práticas em muitas escolas.

Este livro parte de uma proposta simples: adaptar atividades experimentais para que possam ser realizadas com materiais de baixo custo e de fácil obtenção, sem transformar a aula prática em mera demonstração recreativa. Cada atividade é vinculada a objetivos de aprendizagem, fundamentos químicos, observações esperadas, discussão dos resultados, questões para os estudantes e orientações de segurança e descarte.

A utilização de materiais alternativos não elimina a necessidade de planejamento. Mesmo substâncias de uso doméstico podem apresentar riscos quando utilizadas de forma inadequada. Por isso, as práticas propostas serão selecionadas para o contexto escolar e deverão ser executadas sob orientação do professor, respeitando as características da turma, do ambiente e dos materiais disponíveis.

A obra está organizada em quatorze capítulos e reúne cinquenta e duas práticas experimentais. As propostas foram estruturadas para favorecer observação, formulação de hipóteses, controle de variáveis, interpretação de evidências, segurança e descarte responsável, respeitando os limites de atividades realizadas com materiais alternativos.

> **Princípio orientador:** a simplicidade dos materiais não deve significar simplificação do conhecimento químico.

1 EXPERIMENTAÇÃO NO ENSINO DE QUÍMICA COM RECURSOS ALTERNATIVOS

1.1 Por que experimentar?

A Química estuda a composição, a estrutura, as propriedades e as transformações da matéria. Muitos desses conteúdos podem ser apresentados teoricamente, mas a observação de fenômenos (mudança de cor, formação de precipitado, liberação de gás, variação de temperatura, dissolução ou condução elétrica) oferece ao estudante uma oportunidade de relacionar modelos químicos com evidências experimentais.

A atividade prática, entretanto, não deve ser reduzida a uma sequência de etapas executadas mecanicamente. Uma prática didática ganha maior valor quando o estudante é levado a prever resultados, registrar observações, comparar evidências, formular explicações e revisar hipóteses. Essa compreensão da experimentação como atividade de reflexão e construção de explicações é discutida na literatura de Ensino de Ciências e de Química (GIORDAN, 1999; HODSON, 1994; GALIAZZI; GONÇALVES, 2004).

1.2 O que significa utilizar materiais alternativos?

Neste livro, materiais alternativos são recursos de baixo custo ou facilmente disponíveis que podem substituir, em situações didáticas específicas, parte dos utensílios ou reagentes tradicionalmente utilizados em laboratório. Copos transparentes, garrafas PET, seringas sem agulha, recipientes plásticos adequados, vinagre, bicarbonato de sódio, sal, açúcar, repolho roxo e palha de aço são exemplos de materiais que podem participar de atividades planejadas. A utilização didática de experimentos de baixo custo também é apresentada em publicação da Sociedade Brasileira de Química (SOCIEDADE BRASILEIRA DE QUÍMICA, 2010).

A substituição não deve ser automática. O professor precisa considerar compatibilidade química, resistência do recipiente, possibilidade de vazamento, geração de pressão, inflamabilidade, toxicidade e forma de descarte. Um material acessível somente é uma alternativa adequada quando cumpre sua função didática sem introduzir risco desnecessário.

1.3 Do experimento demonstrativo à investigação

Uma mesma atividade pode assumir diferentes níveis de abertura didática:

- Demonstrativa: o professor executa e os estudantes observam um fenômeno previamente orientado.
- Guiada: os estudantes executam um procedimento definido e analisam os resultados.
- Investigativa: parte-se de uma pergunta ou problema, e os estudantes precisam propor hipóteses, selecionar variáveis, interpretar evidências e justificar conclusões.

Ao longo do livro, sempre que possível, serão incluídas sugestões para transformar uma prática simples em uma atividade investigativa. A problematização e a participação ativa dos estudantes são princípios recorrentes em propostas de experimentação investigativa (FRANCISCO JR.; FERREIRA; HARTWIG, 2008; GUIMARÃES, 2009).

2 SEGURANÇA, PLANEJAMENTO E ORGANIZAÇÃO DAS PRÁTICAS

2.1 Antes da aula

Toda prática deve ser testada previamente pelo professor nas condições em que será aplicada. Quantidades, recipientes, tempo de execução, ventilação, geração de resíduos e comportamento esperado precisam ser conhecidos antes da atividade com os estudantes. A identificação de perigos, o uso adequado de equipamentos de proteção e a comunicação de riscos devem observar as orientações institucionais e a regulamentação aplicável (UNITED NATIONS, 2023; BRASIL, 2025; BRASIL, 2015).

2.2 Regras básicas

- Não ingerir reagentes, misturas ou materiais utilizados nas práticas.
- Não utilizar recipientes de alimentos para armazenar posteriormente substâncias químicas.
- Evitar chama aberta quando houver alternativa didática mais segura.
- Utilizar proteção ocular e outros equipamentos de proteção quando a atividade exigir.
- Manter cabelos presos e a área de trabalho organizada.
- Identificar previamente substâncias e misturas.
- Não misturar materiais fora do procedimento planejado.
- Prever a coleta e o descarte dos resíduos antes de iniciar a prática.

2.3 Modelo padrão das práticas

Para facilitar o uso pelo professor, as atividades serão apresentadas sempre com a mesma estrutura:

- Conteúdo abordado
- Objetivos de aprendizagem
- Tempo estimado
- Materiais

- Preparação prévia
- Procedimento
- O que observar
- Explicação química
- Questões para discussão
- Variação investigativa
- Segurança
- Descarte

3 MATÉRIA, PROPRIEDADES E SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Prática 1 Densidade e flutuação: por que alguns materiais afundam?

Conteúdo abordado: densidade, massa, volume, comparação de propriedades físicas e flutuação.

Objetivos de aprendizagem: relacionar qualitativamente a densidade de materiais com seu comportamento em um líquido e distinguir massa de densidade.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: copos transparentes; água; óleo vegetal; pequenos objetos sólidos de materiais diferentes, como tampa plástica, pedaço de borracha, moeda e fragmento de madeira; colher ou bastão.

Preparação prévia: selecionar objetos limpos, sem pontas cortantes e grandes o suficiente para não serem ingeridos.

Procedimento: coloque água em um copo transparente. Antes de inserir cada objeto, peça aos estudantes que prevejam se ele irá afundar ou flutuar e justifiquem a previsão. Teste os objetos e registre os resultados. Em outro recipiente, adicione água e, lentamente, óleo vegetal. Observe a formação de fases e discuta qual líquido ocupa a parte superior.

O que observar: objetos diferentes podem apresentar comportamentos distintos no mesmo líquido; água e óleo formam fases e o óleo tende a permanecer sobre a água.

Explicação química: a densidade corresponde à razão entre massa e volume. Em uma abordagem introdutória, a flutuação pode ser discutida comparando a densidade média do objeto com a densidade do líquido, lembrando que forma, presença de ar e empuxo também influenciam situações reais.

Questões para discussão: Um objeto mais pesado necessariamente afunda? Dois objetos de mesma massa podem apresentar densidades diferentes? Por que óleo e água não formam uma única fase homogênea?

Variação investigativa: solicitar que os grupos escolham objetos desconhecidos, façam previsões e proponham uma forma de organizar os resultados antes de realizar os testes.

Segurança: não utilizar objetos cortantes, contaminados ou pequenos o suficiente para oferecer risco de ingestão.

Descarte: a água pode ser descartada conforme a rotina local quando não estiver contaminada. O óleo vegetal utilizado deve ser separado e destinado de acordo com a prática local de coleta, evitando seu lançamento na pia.

Prática 2 Separando uma mistura: filtração com materiais acessíveis

Conteúdo abordado: misturas heterogêneas, filtração, fase sólida e fase líquida.

Objetivos de aprendizagem: identificar uma mistura heterogênea e compreender a filtração como processo físico de separação baseado na retenção de partículas.

Tempo estimado: 30 minutos.

Materiais: garrafa PET limpa cortada previamente pelo professor; copo coletor; filtro de papel para café; água; areia limpa ou solo previamente selecionado; colher.

Preparação prévia: o corte da garrafa deve ser feito pelo professor antes da aula. Bordas cortantes precisam ser eliminadas ou protegidas.

Procedimento: misture pequena quantidade de areia ou solo à água. Observe a heterogeneidade. Posicione a parte superior da garrafa PET invertida sobre um recipiente coletor e coloque o filtro de papel. Transfira lentamente a mistura e observe o material retido e o líquido que atravessa o filtro.

O que observar: parte das partículas sólidas fica retida no filtro, enquanto a fase líquida e partículas suficientemente pequenas podem atravessá-lo. O filtrado não deve ser interpretado automaticamente como água potável.

Explicação química: a filtração é um método de separação de misturas heterogêneas sólido-líquido. O filtro funciona como uma barreira porosa: partículas maiores que os poros ou retidas na matriz do filtro permanecem no resíduo, enquanto o fluido atravessa.

Questões para discussão: A filtração remove todas as substâncias presentes na água? Uma solução de sal em água poderia ser separada com esse mesmo filtro? Qual a diferença entre material retido e filtrado?

Variação investigativa: comparar dois materiais filtrantes seguros e discutir qual produz filtrado visualmente mais límpido, sem confundir aparência com potabilidade.

Segurança: não utilizar água contaminada, esgoto, solo de origem desconhecida ou materiais biológicos. Os estudantes não devem cortar garrafas durante a aula.

Descarte: quando forem usados apenas água e areia limpa, o sólido pode ser recolhido e descartado como resíduo comum conforme a rotina local; não descartar grandes quantidades de areia na pia.

Prática 3 Cromatografia em papel: as cores escondidas nas canetinhas

Conteúdo abordado: misturas, métodos de separação, solubilidade, fase móvel, fase estacionária e afinidade entre substâncias.

Objetivos de aprendizagem: reconhecer que algumas tintas aparentemente homogêneas são formadas por diferentes corantes e compreender, de modo introdutório, como diferenças de solubilidade e de interação com o papel permitem separar componentes de uma mistura.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: tiras de papel-filtro ou filtro de café branco; canetinhas hidrográficas laváveis de diferentes cores; copos transparentes; água; lápis; régua; prendedores ou palitos para sustentar o papel.

Preparação prévia: testar previamente as canetinhas, pois nem todas as tintas apresentam boa separação em água. Cortar tiras de papel com largura compatível com os copos.

Procedimento: trace, a lápis, uma linha aproximadamente 2 cm acima da extremidade inferior da tira de papel. Faça um pequeno ponto de tinta sobre essa linha e aguarde secar; repita a aplicação para concentrar a amostra. Coloque pequena quantidade de água no copo, mantendo o nível abaixo do ponto de tinta. Suspenda a tira verticalmente, com a extremidade inferior tocando a água, sem mergulhar o ponto.

Observe a subida do líquido e retire a tira antes que a frente do solvente alcance a extremidade superior. Deixe secar e compare as faixas formadas.

O que observar: algumas cores podem se separar em duas ou mais faixas. Certas tintas percorrem distâncias diferentes, enquanto outras podem apresentar pouca ou nenhuma separação nas condições utilizadas.

Explicação química: a água funciona como fase móvel e o papel como fase estacionária. À medida que o solvente sobe por capilaridade, os componentes da tinta são transportados em velocidades diferentes, dependendo de sua solubilidade no solvente e de suas interações com o papel. A atividade representa, de forma simplificada, o princípio da cromatografia em papel.

Questões para discussão: Uma tinta de uma única cor é necessariamente uma substância pura? Por que diferentes componentes percorrem distâncias diferentes? O que poderia mudar se outro solvente adequado fosse utilizado?

Variação investigativa: comparar canetinhas de mesma cor e marcas diferentes ou investigar quais cores apresentam maior número de componentes visíveis. Os estudantes podem formular previamente uma hipótese e definir como registrar os resultados.

Segurança: utilizar apenas canetinhas escolares laváveis e água nesta versão da prática. Não substituir a água por solventes inflamáveis em sala de aula.

Descarte: as pequenas quantidades de água contendo tinta de canetinhas escolares devem seguir a rotina local de descarte. As tiras de papel podem ser descartadas como resíduo comum quando não houver componente perigoso.

Prática 4 Decantação: separando líquidos e sólidos pela diferença de densidade

Conteúdo abordado: misturas heterogêneas, sedimentação, decantação, densidade e separação de fases.

Objetivos de aprendizagem: observar a sedimentação de partículas e compreender a decantação como método de separação que aproveita diferenças de densidade entre componentes de uma mistura heterogênea.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos, incluindo o período de repouso.

Materiais: dois copos transparentes; água; areia limpa ou solo previamente selecionado; colher; recipiente para receber o líquido separado.

Preparação prévia: utilizar apenas areia limpa ou solo de procedência conhecida, sem resíduos biológicos, vidro, metais ou outros contaminantes.

Procedimento: misture pequena quantidade de areia à água em um copo transparente. Agite e observe imediatamente. Deixe o recipiente em repouso por alguns minutos e acompanhe a deposição das partículas. Quando houver separação visível, incline lentamente o recipiente e transfira a fase líquida para outro copo, procurando manter o sólido sedimentado no recipiente original.

O que observar: as partículas mais densas tendem a sedimentar com o tempo, formando um depósito no fundo. A transferência cuidadosa permite separar parte do líquido sobrenadante do material sedimentado.

Explicação química: a sedimentação ocorre quando partículas dispersas se depositam sob ação da gravidade. A decantação utiliza essa separação prévia de fases para retirar uma delas. O método não remove substâncias dissolvidas e não torna água de origem desconhecida própria para consumo.

Questões para discussão: Por que é necessário esperar antes de decantar? Sal dissolvido seria removido por esse processo? Em que situação a filtração poderia complementar a decantação?

Variação investigativa: comparar misturas contendo partículas de tamanhos diferentes e registrar o tempo aproximado necessário para observar sedimentação, mantendo as demais condições semelhantes.

Segurança: não utilizar água contaminada nem solo de procedência desconhecida. Não ingerir o líquido após a atividade.

Descarte: quando forem utilizados apenas água e areia limpa, recolher o sólido sem lançar grande quantidade na pia. O descarte deve seguir a rotina da escola.

Prática 5 Desafio de separação: qual método usar?

Conteúdo abordado: misturas homogêneas e heterogêneas; propriedades físicas; planejamento de métodos de separação; filtração, decantação e evaporação como conceitos.

Objetivos de aprendizagem: selecionar métodos de separação a partir das propriedades dos componentes e justificar uma sequência de operações, em vez de apenas memorizar nomes de técnicas.

Tempo estimado: 40 a 50 minutos.

Situação-problema: cada grupo recebe uma mistura simples de areia, sal de cozinha e água e deve propor uma estratégia para separar seus componentes tanto quanto for possível com os recursos disponíveis.

Materiais: água; sal de cozinha; areia limpa; copos transparentes; colher; filtro de café; suporte feito com garrafa PET previamente cortada pelo professor; recipientes para coleta. A etapa de evaporação pode ser discutida conceitualmente ou demonstrada apenas quando houver infraestrutura e procedimento seguro.

Preparação prévia: preparar pequenas porções da mistura e organizar os materiais. Não é necessário aquecer a mistura para atingir os objetivos centrais da atividade.

Procedimento: antes de manipular a mistura, os estudantes devem identificar seus componentes, indicar quais estão dissolvidos e quais permanecem como fase separada e escrever uma sequência de separação. Em seguida, podem deixar a mistura em repouso, realizar decantação e/ou filtração e analisar o filtrado. A recuperação do sal por evaporação deve ser discutida como etapa subsequente; caso a escola disponha de condições seguras e o professor decida demonstrá-la, deve ser realizada sob supervisão e com equipamento apropriado.

O que observar: a areia pode ser separada fisicamente da solução aquosa, enquanto o sal dissolvido atravessa o filtro com a água. Isso evidencia que um único método nem sempre separa todos os componentes de uma mistura.

Explicação química: a escolha de um método de separação depende das propriedades físicas dos componentes. A filtração é adequada para separar um sólido insolúvel de um líquido, mas não retém o sal dissolvido. Para separar o soluto do

solvente, é necessário recorrer a outro princípio físico, como evaporação ou cristalização, conforme o objetivo.

Questões para discussão: Por que o sal não fica retido no filtro? Seria possível inverter a ordem de todas as etapas e obter o mesmo resultado? Qual propriedade foi utilizada em cada separação? Se houvesse óleo na mistura, que etapa adicional seria necessária?

Variação investigativa: apresentar apenas os materiais e a mistura, sem fornecer a sequência. Cada grupo registra sua proposta, executa as etapas seguras e depois compara a estratégia com a dos demais grupos.

Segurança: não ingerir a mistura. O corte de garrafas deve ser realizado previamente pelo professor. Qualquer etapa com aquecimento somente deve ocorrer quando houver estrutura adequada, avaliação de risco e supervisão.

Descarte: nas quantidades didáticas propostas, areia limpa deve ser recolhida sem ser lançada em grande quantidade na pia. Soluções contendo apenas água e pequenas quantidades de sal devem seguir a rotina local de descarte.

Fechamento do capítulo

As práticas deste capítulo mostram que métodos de separação não devem ser ensinados apenas como uma lista de nomes. A escolha de uma técnica depende das propriedades dos componentes, do estado físico das fases e do objetivo da separação. Ao prever resultados e justificar uma sequência de procedimentos, o estudante passa a utilizar os conceitos como ferramentas para resolver problemas.

4 SOLUÇÕES, SOLUBILIDADE E CONCENTRAÇÃO

Neste capítulo, as atividades exploram a formação de soluções e os fatores que interferem na dissolução. O objetivo é evitar a ideia de que “dissolver” significa simplesmente fazer uma substância desaparecer: o soluto continua presente no sistema, distribuído em nível microscópico no solvente.

Prática 6 Até quanto dissolve? Investigando a solubilidade

Conteúdo abordado: soluto, solvente, solução, solubilidade, solução insaturada e presença de excesso de soluto.

Objetivos de aprendizagem: distinguir dissolução de desaparecimento da matéria e investigar qualitativamente a existência de um limite de solubilidade.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: água; sal de cozinha; açúcar; copos transparentes; colheres pequenas; recipientes para separar porções dos sólidos.

Preparação prévia: utilizar copos de mesmo tamanho e volumes semelhantes de água quando a intenção for comparar os materiais. Separar pequenas porções de sal e açúcar para evitar desperdício.

Procedimento: adicione pequenas porções de um dos sólidos à água, misturando após cada adição. Observe se todo o material se dissolve antes de acrescentar nova porção. Continue até perceber que parte do sólido permanece no fundo mesmo após agitação e tempo de espera. Repita, em outro copo, com o segundo sólido, mantendo condições semelhantes para uma comparação qualitativa.

O que observar: no início, as porções adicionadas podem se dissolver completamente. Após sucessivas adições, pode permanecer sólido não dissolvido, indicando que, naquelas condições, a quantidade adicionada ultrapassou o que o solvente consegue manter dissolvido.

Explicação química: solubilidade é a quantidade máxima de uma substância que pode se dissolver em determinada quantidade de solvente sob condições definidas, especialmente temperatura. Quando ainda é possível dissolver mais soluto, a solução

está insaturada. A presença persistente de excesso de soluto em equilíbrio com a solução indica que o limite de solubilidade foi alcançado nas condições do experimento.

Questões para discussão: O soluto deixa de existir quando se dissolve? Sal e açúcar apresentam necessariamente a mesma solubilidade? Por que precisamos controlar as condições ao comparar duas substâncias?

Variação investigativa: cada grupo pode comparar duas substâncias seguras utilizando o mesmo volume de água e um método padronizado de adição, registrando quantas porções foram adicionadas até aparecer sólido persistente. O resultado é uma comparação didática, não uma determinação quantitativa rigorosa da solubilidade.

Segurança: não ingerir os materiais após o início da atividade. Utilizar utensílios exclusivos para a prática.

Descarte: pequenas quantidades de soluções contendo apenas água, sal ou açúcar podem seguir a rotina local de descarte. Evitar desperdício e grandes volumes.

Prática 7 A temperatura interfere na dissolução?

Conteúdo abordado: dissolução, temperatura, velocidade de dissolução e controle de variáveis.

Objetivos de aprendizagem: investigar como a temperatura pode alterar a rapidez com que um sólido se dissolve e diferenciar velocidade de dissolução de solubilidade.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: dois copos transparentes resistentes à temperatura utilizada; água em temperatura ambiente; água morna preparada pelo professor; açúcar; duas colheres iguais; cronômetro ou celular do professor para marcação de tempo.

Preparação prévia: a água morna deve ser preparada e controlada pelo professor, sem necessidade de água fervente. Utilizar volumes semelhantes de água e massas ou porções semelhantes de açúcar.

Procedimento: coloque volumes semelhantes de água em dois copos, um em temperatura ambiente e outro com água morna. Adicione simultaneamente porções

iguais de açúcar. Misture os dois sistemas de forma semelhante e compare o tempo necessário para que o sólido deixe de ser visível.

O que observar: nas condições usuais dessa atividade, o açúcar tende a dissolver-se mais rapidamente na água morna.

Explicação química: o aumento da temperatura eleva a energia cinética média das partículas e pode favorecer a rapidez do processo de dissolução. É importante distinguir esse efeito cinético da solubilidade: dizer que uma substância dissolveu mais rápido não significa, por si só, que uma quantidade maior poderá permanecer dissolvida em equilíbrio.

Questões para discussão: Qual variável foi modificada? Quais variáveis deveriam permanecer semelhantes? Dissolver mais rapidamente significa ser mais solúvel? Como poderíamos testar a solubilidade, em vez da velocidade de dissolução?

Variação investigativa: os estudantes podem propor um modo de comparar três faixas de temperatura, desde que o professor mantenha temperaturas seguras e controle as demais variáveis.

Segurança: não utilizar água fervente. O professor deve controlar o aquecimento e verificar a temperatura antes da distribuição. Não utilizar recipientes que deformem ou quebrem com a água morna.

Descarte: pequenas soluções de água e açúcar podem seguir a rotina local de descarte.

Prática 8 Mais concentrada ou mais diluída? Construindo uma escala visual

Conteúdo abordado: solução, soluto, solvente, concentração e diluição.

Objetivos de aprendizagem: relacionar qualitativamente a quantidade de soluto presente em um mesmo volume de solução com diferenças de concentração e compreender o princípio da diluição.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: quatro ou cinco copos transparentes iguais; água; corante alimentício; conta-gotas ou seringa sem agulha; colher.

Preparação prévia: separar os copos em sequência e utilizar o mesmo volume de água em cada um para a comparação inicial.

Procedimento: adicione o mesmo volume de água aos copos. No primeiro, coloque uma gota de corante; no segundo, duas; no terceiro, quatro; e assim sucessivamente, misturando após cada adição. Organize os recipientes do menos intenso para o mais intenso. Em seguida, retire uma pequena porção de uma solução mais concentrada, transfira para outro copo e adicione água para observar o efeito da diluição.

O que observar: mantendo o volume inicial semelhante, o aumento da quantidade de corante produz maior intensidade de cor. Ao adicionar solvente a uma porção da solução, a coloração se torna menos intensa.

Explicação química: concentração expressa a relação entre a quantidade de soluto e uma quantidade definida de solução ou solvente, conforme a grandeza utilizada. Nesta atividade, a intensidade da cor funciona apenas como modelo qualitativo. Na diluição, adiciona-se solvente e a concentração do soluto diminui; a quantidade de soluto presente na porção diluída não é eliminada pela simples adição de água.

Questões para discussão: Qual copo representa a solução mais concentrada? Adicionar água remove o corante? O que acontece com a concentração quando aumentamos o volume de solvente? A intensidade de cor poderia ser usada como medida exata de concentração nesta atividade?

Variação investigativa: desafiar os grupos a produzir, por diluições sucessivas, uma sequência visual aproximadamente regular a partir de uma solução inicial de corante.

Segurança: utilizar somente corante alimentício e utensílios destinados à atividade. Apesar dos materiais serem de uso alimentar, não consumir as soluções preparadas em aula.

Descarte: pequenas quantidades de água com corante alimentício podem seguir a rotina local de descarte.

Prática 9 O que acelera a dissolução? Inteiro, triturado e agitado

Conteúdo abordado: dissolução, superfície de contato, agitação, controle de variáveis e velocidade de processo.

Objetivos de aprendizagem: investigar como superfície de contato e agitação interferem na velocidade de dissolução sem confundir esses fatores com aumento automático da solubilidade.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: comprimidos efervescentes de mesma marca e lote ou outro material didático previamente testado pelo professor; água; copos transparentes iguais; colher; cronômetro; saco resistente e utensílio adequado para fragmentação, manipulados pelo professor.

Preparação prévia: o professor deve testar a atividade. Para comparar superfície de contato, preparar uma amostra inteira e outra fragmentada, mantendo massas aproximadamente equivalentes e condições semelhantes.

Procedimento: em dois copos com volumes iguais de água e mesma temperatura, coloque simultaneamente uma amostra inteira e outra previamente fragmentada. Compare o tempo de interação visível com a água. Em uma segunda comparação, utilize amostras equivalentes em dois copos, agitando apenas um deles de maneira padronizada.

O que observar: a fragmentação aumenta a área exposta ao líquido e tende a acelerar o processo observado. A agitação também pode aumentar a frequência de contato entre o líquido e a superfície do sólido.

Explicação química: a maior superfície de contato e a agitação podem acelerar processos de dissolução e, no caso de comprimidos efervescentes, também influenciam a rapidez com que os reagentes dissolvidos entram em contato e reagem. Por isso, essa versão deve ser apresentada como investigação da rapidez do processo observado, e não como medida isolada de solubilidade.

Questões para discussão: Por que fragmentar o sólido altera a rapidez do processo? Agitar muda necessariamente a quantidade máxima que pode dissolver? Quais variáveis deveriam ser mantidas constantes para tornar a comparação mais justa?

Variação investigativa: os grupos podem escolher uma única variável (fragmentação ou agitação) e elaborar uma previsão antes do teste. Depois, devem explicar por que alterar duas variáveis ao mesmo tempo dificultaria a interpretação.

Segurança: não ingerir os comprimidos utilizados na atividade. A fragmentação deve ser realizada pelo professor, evitando projeção de partículas. Não fechar o sistema, pois comprimidos efervescentes liberam gás.

Descarte: as pequenas quantidades resultantes devem seguir as orientações do fabricante e a rotina local. Não utilizar medicamentos que contenham princípios ativos que exijam descarte específico; preferir produto efervescente simples previamente avaliado pelo professor.

Fechamento do capítulo

As práticas deste capítulo permitem construir progressivamente os conceitos de solução, dissolução, solubilidade e concentração. Um ponto didático central é separar ideias que frequentemente aparecem misturadas na linguagem cotidiana: dissolver mais rápido não é necessariamente dissolver maior quantidade; diluir não significa retirar soluto; e uma substância dissolvida não deixou de existir. Essas distinções preparam o estudante para o tratamento quantitativo das soluções em etapas posteriores.

5 ÁCIDOS, BASES E INDICADORES

As atividades deste capítulo utilizam materiais de baixa periculosidade para introduzir o comportamento ácido-base. A ênfase está na observação de mudanças de cor, na comparação qualitativa entre amostras e na interpretação química, sem substituir medições instrumentais de pH.

Prática 10 Repolho roxo: construindo um indicador natural

Conteúdo abordado: ácidos, bases, indicadores ácido-base, pH em abordagem qualitativa e pigmentos naturais.

Objetivos de aprendizagem: preparar um indicador natural e relacionar mudanças de cor do extrato de repolho roxo ao caráter ácido ou básico de diferentes amostras.

Tempo estimado: 40 a 50 minutos.

Materiais: folhas de repolho roxo; água morna; recipiente resistente; colher; peneira ou filtro; copos transparentes; conta-gotas ou seringa sem agulha. Para os testes: vinagre, suco de limão, solução aquosa diluída de bicarbonato de sódio e água.

Preparação prévia: o professor pode preparar o extrato antes da aula. Pique pequenas porções de repolho roxo, cubra com água morna, aguarde a extração da coloração e filtre. Manter as amostras de teste identificadas.

Procedimento: distribua pequenas porções do indicador em copos transparentes. Adicione separadamente pequenas quantidades das amostras e observe as mudanças de cor. Registre a cor inicial do indicador e a cor obtida após cada teste.

O que observar: o extrato apresenta cores diferentes conforme o meio. Amostras ácidas tendem a deslocar a coloração para tons avermelhados ou rosados; meios básicos podem produzir tons azulados, esverdeados ou outras variações, dependendo da concentração e das condições do extrato.

Explicação química: o repolho roxo contém antocianinas, pigmentos cuja estrutura química e, consequentemente, absorção de luz variam conforme as condições ácido-base do meio. Por isso, o extrato pode funcionar como indicador. As cores observadas

permitem uma classificação qualitativa, mas não fornecem, por si só, um valor exato de pH.

Questões para discussão: Por que o indicador muda de cor? É possível determinar um pH exato apenas olhando a cor? Por que duas amostras ácidas podem produzir tonalidades diferentes?

Variação investigativa: os grupos podem receber amostras identificadas apenas por números e classificá-las qualitativamente como ácidas, aproximadamente neutras ou básicas com base em uma escala de referência produzida na própria aula.

Segurança: usar apenas amostras previamente selecionadas pelo professor. Não provar nenhuma solução. Não misturar produtos de limpeza domésticos, especialmente água sanitária, desinfetantes ou produtos contendo amônia.

Descarte: as pequenas quantidades das misturas alimentícias e de bicarbonato usadas nesta atividade podem seguir a rotina local de descarte. Não generalizar essa orientação para outros ácidos, bases ou produtos de limpeza.

Prática 11 Uma escala de cores para comparar acidez e basicidade

Conteúdo abordado: indicadores, caráter ácido-base, comparação qualitativa e construção de escala de referência.

Objetivos de aprendizagem: organizar amostras em uma escala qualitativa a partir da resposta de um indicador natural e compreender que pH é uma grandeza quantitativa que não deve ser inferida com precisão apenas pela aparência.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: extrato de repolho roxo preparado na prática anterior; copos transparentes; água; vinagre; suco de limão; soluções diluídas de bicarbonato de sódio preparadas pelo professor em diferentes proporções; conta-gotas.

Preparação prévia: selecionar amostras seguras que produzam diferenças visíveis e preparar volumes semelhantes. Evitar substâncias cuja composição seja desconhecida.

Procedimento: coloque volumes semelhantes do indicador em recipientes identificados. Adicione uma amostra diferente a cada recipiente, mantendo

aproximadamente a mesma proporção entre indicador e amostra. Organize os recipientes segundo as tonalidades observadas e construa uma escala visual de referência.

O que observar: as tonalidades podem variar gradualmente entre as amostras. A água pode servir como referência próxima da condição neutra, enquanto soluções ácidas e básicas deslocam a cor em direções distintas.

Explicação química: indicadores ácido-base apresentam formas químicas com cores diferentes conforme o equilíbrio estabelecido no meio. A escala construída é específica para as condições da atividade: concentração do indicador, composição das amostras, iluminação e proporções utilizadas interferem na cor.

Questões para discussão: Uma cor mais intensa significa necessariamente maior acidez? O que precisaria ser feito para medir pH quantitativamente? Por que a escala construída pela turma não deve ser tratada como instrumento analítico calibrado?

Variação investigativa: fotografar os recipientes sob a mesma iluminação e pedir aos estudantes que criem uma legenda de classificação qualitativa, discutindo limitações da comparação visual.

Segurança: não utilizar produtos corrosivos nem misturar saneantes domésticos. Todas as amostras devem ser previamente selecionadas e identificadas pelo professor.

Descarte: seguir a mesma orientação da prática anterior para as amostras alimentícias e de bicarbonato utilizadas.

Prática 12 Neutralização sem mistério: acompanhando a mudança com indicador

Conteúdo abordado: ácido, base, neutralização, indicador e mudança gradual das condições do meio.

Objetivos de aprendizagem: acompanhar qualitativamente a alteração do meio quando uma solução ácida de baixa periculosidade recebe, gradualmente, uma solução básica de baixa periculosidade.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: vinagre; solução diluída de bicarbonato de sódio; extrato de repolho roxo; copos transparentes; conta-gotas ou seringas sem agulha; colher.

Preparação prévia: preparar uma solução diluída de bicarbonato de sódio e testar previamente as proporções para garantir uma mudança de cor observável sem gerar transbordamento por efervescência.

Procedimento: coloque pequena quantidade de vinagre em um copo e adicione algumas gotas do indicador. Acrescente a solução de bicarbonato aos poucos, em pequenas porções, observando a efervescência e as mudanças de cor. Interrompa as adições periodicamente para observar o sistema.

O que observar: ocorre efervescência e a cor do indicador se modifica à medida que as condições do meio mudam. Dependendo das quantidades utilizadas, o sistema pode passar de uma condição ácida para uma região próxima da neutralidade e, com excesso de bicarbonato, tornar-se mais básica.

Explicação química: o bicarbonato reage com o ácido acético presente no vinagre. Uma etapa do processo produz ácido carbônico, que se decompõe em água e dióxido de carbono, responsável pelas bolhas observadas. A mudança do indicador evidencia a alteração das condições ácido-base do meio. Nesta prática, a cor é usada apenas como acompanhamento qualitativo.

Questões para discussão: De onde vêm as bolhas? Por que a cor muda gradualmente? A ausência de efervescência provaria que a solução está exatamente neutra? Como um pHmetro mudaria a qualidade dos dados?

Variação investigativa: os estudantes podem prever quantas pequenas adições serão necessárias para atingir uma cor previamente escolhida na escala qualitativa e depois comparar a previsão com o observado, sem interpretar o número de gotas como titulação quantitativa.

Segurança: usar pequenas quantidades e recipientes abertos, pois há liberação de dióxido de carbono. Não fechar a mistura em garrafas ou recipientes rígidos. Não substituir os materiais por ácidos ou bases concentrados.

Descarte: as pequenas quantidades produzidas com vinagre, bicarbonato, água e indicador natural podem seguir a rotina local, desde que nenhum outro material tenha sido acrescentado.

Prática 13 Amostras desconhecidas: investigando com um indicador

Conteúdo abordado: investigação científica, indicadores, classificação qualitativa, evidências e limites de uma conclusão experimental.

Objetivos de aprendizagem: utilizar evidências experimentais para classificar amostras seguras e desenvolver argumentação baseada em observações.

Tempo estimado: 40 a 50 minutos.

Materiais: extrato de repolho roxo; copos transparentes; conta-gotas; água; amostras seguras previamente preparadas pelo professor, como soluções diluídas de vinagre, limão e bicarbonato, identificadas apenas por códigos.

Situação-problema: a turma recebe amostras codificadas e precisa determinar quais apresentam comportamento ácido, aproximadamente neutro ou básico nas condições do teste, justificando cada classificação.

Procedimento: antes dos testes, os grupos elaboram uma tabela com código da amostra, previsão, cor observada e conclusão. Adicionam o mesmo volume aproximado de indicador a pequenas porções das amostras e comparam as cores com a escala de referência construída anteriormente.

O que observar: amostras de naturezas diferentes produzem respostas distintas do indicador. A conclusão deve ser expressa como classificação qualitativa, e não como identificação química completa da substância.

Explicação química: um teste com indicador fornece informação sobre o comportamento ácido-base da amostra, mas não revela sozinho sua identidade. Diferentes substâncias podem produzir respostas semelhantes. Essa limitação permite discutir a diferença entre evidência experimental e conclusão além do que os dados sustentam.

Questões para discussão: É possível descobrir qual é a substância apenas pela cor? Que conclusão os dados realmente permitem? Que outras informações seriam necessárias para identificar uma amostra desconhecida?

Variação investigativa: pedir que cada grupo elabore uma regra de decisão antes de receber as amostras e, ao final, avalie se sua regra foi suficiente ou precisou ser modificada.

Segurança: as amostras 'desconhecidas' são desconhecidas apenas para os estudantes; o professor deve conhecer integralmente sua composição e utilizar somente materiais seguros. Nunca realizar testes escolares com resíduos ou substâncias realmente desconhecidas.

Descarte: seguir as orientações correspondentes aos materiais seguros selecionados pelo professor.

Fechamento do capítulo

O uso de indicadores naturais permite introduzir conceitos ácido-base de maneira visual e investigativa. O ponto central, porém, não é decorar uma tabela de cores. O estudante deve compreender que o indicador responde às condições químicas do meio, que uma classificação visual possui limitações e que a identificação de uma substância exige mais evidências do que uma única mudança de cor.

6 TRANSFORMAÇÕES E REAÇÕES QUÍMICAS

Neste capítulo, as práticas exploram evidências macroscópicas de transformações químicas. Mudança de cor, formação de gás, aparecimento de sólido e variação de temperatura podem indicar que ocorreu uma reação, mas nenhuma evidência isolada deve ser interpretada mecanicamente. O objetivo é relacionar o que se observa aos modelos usados pela Química para explicar a formação de novas substâncias.

Prática 14 Evidências de uma reação: vinagre e bicarbonato

Conteúdo abordado: transformações químicas, evidências de reação, formação de gás e conservação da matéria.

Objetivos de aprendizagem: identificar evidências de transformação química e relacionar a efervescência à formação de dióxido de carbono.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: vinagre; bicarbonato de sódio; copo transparente; colher pequena; bandeja ou prato para conter eventuais respingos.

Preparação prévia: utilizar pequenas quantidades e testar previamente a proporção necessária para produzir efervescência visível sem transbordamento.

Procedimento: coloque pequena quantidade de vinagre no copo. Observe suas características iniciais. Adicione uma pequena porção de bicarbonato e acompanhe o que ocorre. Registre as evidências observadas antes, durante e após a mistura.

O que observar: há formação rápida de bolhas e espuma, evidenciando liberação de gás.

Explicação química: o bicarbonato reage com o ácido acético presente no vinagre. Entre os produtos formados estão água, acetato e dióxido de carbono. O CO_2 liberado produz a efervescência. A observação de bolhas, neste caso, está associada à formação de uma substância gasosa durante a reação.

Questões para discussão: As bolhas já estavam presentes antes da mistura? Qual evidência sugere a formação de uma nova substância? O desaparecimento visual do bicarbonato, sozinho, provaria que ocorreu uma reação?

Variação investigativa: comparar pequenas quantidades diferentes de bicarbonato mantendo o volume de vinagre constante e discutir por que a intensidade visual da efervescência não deve ser confundida, sem medidas, com uma determinação quantitativa da quantidade total de gás.

Segurança: realizar em recipiente aberto. Não tampar garrafas ou outros recipientes rígidos, pois a formação de gás pode elevar a pressão.

Descarte: as pequenas quantidades resultantes de vinagre e bicarbonato podem seguir a rotina local de descarte, desde que nenhum outro material tenha sido adicionado.

Prática 15 Formação de precipitado: duas soluções límpidas, um sólido novo

Conteúdo abordado: reações químicas em solução, precipitação, solubilidade e evidências de transformação.

Objetivos de aprendizagem: observar a formação de um sólido a partir da mistura de duas soluções límpidas e compreender o precipitado como produto pouco solúvel nas condições do experimento.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: cloreto de cálcio de procedência conhecida, como o vendido como absorvedor de umidade, conferindo no rótulo que se trata de cloreto de cálcio sem aditivos; bicarbonato de sódio; água; três copos transparentes; colher pequena; etiquetas.

Preparação prévia: o professor prepara duas soluções em copos identificados: uma colher de chá rasa de cloreto de cálcio em cerca de 100 mL de água e uma colher de chá rasa de bicarbonato de sódio em cerca de 100 mL de água. A dissolução do cloreto de cálcio libera calor, por isso deve ser feita aos poucos. As duas soluções devem ficar límpidas antes da aula; testar previamente as quantidades.

Procedimento: mostre aos estudantes que as duas soluções são límpidas e incolores. Peça que prevejam o que ocorrerá ao misturá-las. Em um terceiro copo, junte porções semelhantes das duas soluções, cerca de 30 mL de cada, e observe por alguns minutos. Mantenha os copos com as soluções originais ao lado, como controles.

O que observar: a mistura torna-se turva e esbranquiçada logo após o contato. Pode ocorrer liberação de pequenas bolhas. Com o repouso, o sólido tende a se depositar no fundo do copo.

Explicação química: na mistura, íons cálcio provenientes do cloreto de cálcio encontram íons bicarbonato. Forma-se carbonato de cálcio, substância pouco solúvel em água, que se separa como fase sólida: o precipitado. Parte do bicarbonato dá origem a dióxido de carbono, responsável pelas bolhas. O cloreto de sódio formado permanece dissolvido. A transformação pode ser representada por: $CaCl_2(aq) + 2\ NaHCO_3(aq) \rightarrow CaCO_3(s) + 2\ NaCl(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$. Reações de precipitação ocorrem quando espécies presentes em solução originam um produto de baixa solubilidade.

Questões para discussão: Antes da mistura havia algum sólido visível? Que evidência indica a formação de uma nova substância? Por que o cloreto de sódio formado não aparece como sólido? O que diferencia um precipitado de um material que já estava em suspensão?

Variação investigativa: comparar a mistura com os copos controle e pedir aos estudantes que indiquem quais observações sustentam a hipótese de formação de uma nova fase. Em seguida, filtrar a mistura com filtro de café e discutir se o filtrado ainda contém substâncias dissolvidas.

Segurança: o cloreto de cálcio é irritante para olhos e pele: usar pequenas quantidades, não tocar diretamente no sólido e lavar as mãos ao final. Manter os recipientes abertos, pois pode haver liberação de gás. Não ingerir nenhuma das soluções.

Descarte: nas quantidades propostas, o sólido pode ser retido em filtro e descartado como resíduo comum, e o líquido pode seguir a rotina local de descarte. Não descartar grandes quantidades de cloreto de cálcio na rede de esgoto.

Prática 16 Oxidação da palha de aço: acompanhando uma transformação ao longo do tempo

Conteúdo abordado: oxidação, corrosão, transformações químicas, influência da água e do oxigênio.

Objetivos de aprendizagem: observar mudanças associadas à corrosão do ferro e discutir condições que favorecem o processo.

Tempo estimado: montagem de 15 a 20 minutos e observações ao longo de um ou mais dias.

Materiais: palha de aço sem sabão; pequenos recipientes transparentes; água; água com pequena quantidade de sal de cozinha; etiquetas.

Preparação prévia: separar porções semelhantes de palha de aço. O professor pode montar uma amostra com antecedência para que a turma visualize um estágio mais avançado já na primeira aula.

Procedimento: prepare recipientes com condições diferentes: palha de aço seca; palha de aço umedecida com água; e palha de aço umedecida com água contendo pequena quantidade de sal. Identifique os recipientes e observe periodicamente as mudanças de aparência.

O que observar: a palha de aço exposta à umidade tende a apresentar produtos de corrosão. A presença de sais dissolvidos pode alterar a velocidade do processo.

Explicação química: a corrosão do ferro envolve processos de oxidação e redução. Em condições ambientais, ferro, água e oxigênio participam de uma sequência de processos que pode originar óxidos e hidróxidos de ferro. Íons dissolvidos podem aumentar a condutividade do meio e favorecer processos eletroquímicos de corrosão.

Questões para discussão: Por que a amostra seca tende a se comportar de modo diferente? Qual é o papel da água? O sal é consumido como produto principal da ferrugem ou modifica as condições do processo?

Variação investigativa: os grupos podem propor outra condição segura para comparação, alterando apenas uma variável, e justificar sua previsão antes de montar o teste.

Segurança: manusear a palha de aço com cuidado, pois seus filamentos podem causar pequenos cortes. Não utilizar palha de aço contendo produtos de limpeza.

Descarte: após a atividade, deixar o material sem líquido livre e descartá-lo conforme a rotina local para resíduos comuns não contaminados, quando aplicável.

Prática 17 Reação ou mudança física? Um desafio de classificação

Conteúdo abordado: transformações físicas e químicas, evidências, argumentação científica e limites da observação.

Objetivos de aprendizagem: comparar diferentes fenômenos e justificar sua classificação com base em evidências e modelos, evitando regras simplistas.

Tempo estimado: 40 a 50 minutos.

Materiais: gelo; água; açúcar; copos transparentes; colher; vinagre; bicarbonato de sódio; palha de aço previamente oxidada e palha de aço nova para comparação.

Situação-problema: os estudantes observam diferentes situações (fusão do gelo, dissolução do açúcar, reação entre vinagre e bicarbonato e comparação entre ferro novo e corroído) e precisam decidir quais representam transformações físicas e quais envolvem transformações químicas.

Procedimento: organize pequenas estações ou demonstre os fenômenos sequencialmente. Em cada caso, os grupos registram o estado inicial, as evidências observadas e sua hipótese de classificação. Ao final, as justificativas são comparadas coletivamente.

O que observar: fusão e dissolução podem alterar aparência ou estado físico sem necessariamente produzir novas substâncias; a reação ácido-bicarbonato produz gás; e a corrosão está associada à formação de novos produtos contendo ferro.

Explicação química: uma transformação física altera propriedades como estado, forma ou dispersão sem mudar necessariamente a identidade química das substâncias. Em uma transformação química, a composição do sistema se altera e novas espécies químicas são formadas. A classificação deve considerar o processo e as evidências disponíveis, não apenas uma mudança visual.

Questões para discussão: Toda mudança de cor é reação química? Toda formação de bolhas significa reação? Dissolver açúcar em água destrói as moléculas de açúcar? Que evidências adicionais poderiam fortalecer uma conclusão?

Variação investigativa: apresentar situações do cotidiano (amadurecimento de fruta, evaporação da água, queima, dissolução de sal, escurecimento de metal) e pedir que os grupos defendam suas classificações.

Segurança: manter os mesmos cuidados das práticas correspondentes. Não ingerir materiais utilizados em aula e não realizar combustões como parte desta atividade.

Descarte: seguir as orientações específicas dos materiais empregados em cada pequena demonstração.

Fechamento do capítulo

Reconhecer uma reação química exige mais do que procurar uma lista fixa de sinais. As evidências macroscópicas ajudam a formular hipóteses sobre o que ocorreu, mas a interpretação depende do conhecimento sobre o sistema. Ao comparar fenômenos e justificar conclusões, o estudante desenvolve uma visão mais próxima da prática científica: observar, registrar, explicar e reconhecer os limites dos próprios dados.

7 GASES: PRODUÇÃO, PRESENÇA E COMPORTAMENTO

Os gases muitas vezes parecem abstratos porque não apresentam forma própria e, em muitos casos, são invisíveis. As práticas deste capítulo utilizam sistemas abertos ou expansíveis e materiais de baixa periculosidade para tornar perceptíveis a formação, a ocupação de espaço e algumas propriedades dos gases. Recipientes rígidos nunca devem ser fechados quando houver produção de gás.

Prática 18 Capturando dióxido de carbono com um balão

Conteúdo abordado: formação de gases, dióxido de carbono, reação ácido-bicarbonato e expansão de gases.

Objetivos de aprendizagem: evidenciar a formação de um produto gasoso e perceber que um gás, embora invisível, ocupa espaço.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: garrafa PET pequena e íntegra; balão de borracha; vinagre; bicarbonato de sódio; funil de papel ou colher; bandeja.

Preparação prévia: testar pequenas quantidades para que o balão infle moderadamente. Verificar se o balão está íntegro e se encaixa com segurança no gargalo.

Procedimento: coloque pequena quantidade de vinagre na garrafa. Com auxílio de um funil, coloque bicarbonato dentro do balão. Encaixe cuidadosamente o balão no gargalo sem deixar o bicarbonato cair. Levante o balão para que o sólido entre em contato com o vinagre e observe.

O que observar: ocorre efervescência e o balão se expande à medida que o gás produzido ocupa seu interior.

Explicação química: a reação entre bicarbonato e o ácido acético do vinagre leva à formação de dióxido de carbono. O balão funciona como uma parte expansível do sistema e torna visível o aumento do volume ocupado pelo gás produzido.

Questões para discussão: O que faz o balão aumentar de volume? O gás possui massa? Por que seria inadequado realizar a mesma reação em um recipiente rígido completamente fechado?

Variação investigativa: comparar pequenas quantidades diferentes de bicarbonato, mantendo o volume de vinagre constante, e discutir qualitativamente por que chega um momento em que aumentar um reagente pode não produzir aumento proporcional do efeito observado.

Segurança: não utilizar recipiente rígido fechado. Não encher excessivamente o balão e manter o sistema afastado do rosto. Utilizar apenas pequenas quantidades.

Descarte: as pequenas quantidades de vinagre e bicarbonato remanescentes podem seguir a rotina local de descarte, desde que nenhum outro material tenha sido acrescentado.

Prática 19 O ar ocupa espaço? O copo invertido

Conteúdo abordado: matéria, gases, ocupação de espaço e deslocamento de ar.

Objetivos de aprendizagem: demonstrar que o ar presente em um recipiente ocupa espaço mesmo sendo invisível.

Tempo estimado: 15 a 25 minutos.

Materiais: bacia transparente ou recipiente largo com água; copo transparente; pequeno pedaço de papel absorvente.

Preparação prévia: fixar suavemente o papel no fundo interno do copo, de modo que não caia quando o recipiente for invertido.

Procedimento: mostre o papel seco no fundo do copo. Inverta o copo verticalmente e mergulhe-o na água sem incliná-lo, mantendo a abertura voltada para baixo. Retire-o ainda na posição vertical e verifique o papel. Em seguida, repita inclinando lentamente o copo dentro da água e observe a saída de bolhas.

O que observar: quando o copo é mantido verticalmente, o ar retido dificulta a entrada da água e o papel pode permanecer seco. Ao inclinar o copo, bolhas de ar escapam e a água passa a ocupar parte do espaço antes ocupado pelo gás.

Explicação química: o ar é matéria e ocupa volume. O experimento permite visualizar indiretamente sua presença: a água não ocupa simultaneamente o mesmo espaço que o ar retido. Quando o gás encontra uma saída, a água pode entrar.

Questões para discussão: Se o copo parecia vazio, o que havia dentro dele? De onde vêm as bolhas? O que mudou quando o copo foi inclinado?

Variação investigativa: pedir aos estudantes que prevejam o que ocorrerá se o copo for inclinado em diferentes ângulos antes de realizar o teste.

Segurança: utilizar recipiente estável e volume de água que não ofereça risco de derramamento sobre equipamentos elétricos.

Descarte: a água limpa utilizada pode seguir a rotina normal da escola.

Prática 20 Comprimido efervescente: onde está o gás?

Conteúdo abordado: liberação de gás, transformação química, dissolução e observação de variáveis.

Objetivos de aprendizagem: observar a produção de gás em uma reação efervescente e distinguir a dissolução do sólido da formação de novas substâncias.

Tempo estimado: 20 a 30 minutos.

Materiais: comprimido efervescente simples previamente selecionado pelo professor; água; copo transparente; cronômetro.

Preparação prévia: selecionar produto cuja composição seja conhecida e adequada à atividade. Não utilizar medicamento com princípio ativo que exija descarte específico quando houver alternativa didática simples.

Procedimento: adicione o comprimido à água em recipiente aberto e observe desde o primeiro contato até o término visível da efervescência. Registre mudanças no tamanho do sólido, formação de bolhas e duração aproximada do fenômeno.

O que observar: o sólido diminui enquanto numerosas bolhas são liberadas. A atividade permite discutir que dois fenômenos podem ocorrer simultaneamente: dissolução dos componentes e reação entre espécies dissolvidas.

Explicação química: em comprimidos efervescentes, componentes ácidos e bicarbonato ou carbonato entram em contato efetivo quando dissolvidos em água, permitindo uma reação que produz dióxido de carbono. Portanto, a simples redução do sólido não deve ser interpretada isoladamente como evidência da reação.

Questões para discussão: Por que o comprimido seco não apresenta a mesma efervescência? A água participa apenas como espectadora? Como diferenciar dissolução e reação no que foi observado?

Variação investigativa: comparar o tempo de efervescência em água em duas temperaturas seguras, mantendo volume de água e quantidade de material semelhantes, relacionando a atividade ao estudo de velocidade de reação.

Segurança: usar recipiente aberto. Não ingerir o produto utilizado após sua destinação à prática. Não fechar a reação em recipiente rígido.

Descarte: seguir as informações do produto e a rotina local. Preferir materiais efervescentes simples e em pequena quantidade.

Prática 21 Um gás pode exercer pressão? Seringa sem agulha

Conteúdo abordado: gases, volume, compressibilidade e pressão em abordagem qualitativa.

Objetivos de aprendizagem: perceber qualitativamente que gases podem ser comprimidos e relacionar a redução de volume ao aumento da resistência percebida.

Tempo estimado: 15 a 25 minutos.

Materiais: seringas plásticas sem agulha, preferencialmente de 10 a 20 mL.

Preparação prévia: verificar se as seringas estão limpas, íntegras e sem agulhas ou outros acessórios perfurantes.

Procedimento: puxe o êmbolo para admitir ar. Tampe a abertura da seringa com o dedo e pressione lentamente o êmbolo sem forçar até o limite. Observe a diminuição do volume ocupado pelo ar e a resistência crescente. Solte o êmbolo com controle.

O que observar: o ar pode ter seu volume reduzido, mas oferece resistência crescente à compressão. Ao diminuir a força aplicada, o êmbolo tende a retornar parcialmente.

Explicação química: as partículas de um gás estão, em média, muito mais afastadas entre si do que em líquidos e sólidos, permitindo compressão significativa. Ao reduzir o volume disponível, aumentam as colisões das partículas com as paredes do recipiente, o que se relaciona ao aumento da pressão.

Questões para discussão: Por que é muito mais fácil comprimir ar do que água? O número de partículas dentro da seringa muda durante a compressão, se o sistema permanece vedado? O que acontece com o espaço disponível para as partículas?

Variação investigativa: marcar dois ou três volumes na seringa e comparar qualitativamente a resistência percebida, sem transformar a atividade em medida quantitativa de pressão.

Segurança: usar somente seringas sem agulha. Não aplicar força excessiva nem apontar a abertura para o rosto de outra pessoa.

Descarte: seringas limpas utilizadas apenas com ar podem ser guardadas para reutilização didática, identificadas e separadas de materiais de uso clínico.

Fechamento do capítulo

As atividades deste capítulo tornam observáveis propriedades de uma fase que frequentemente é percebida pelos estudantes como 'nada'. O ar ocupa espaço, gases podem ser produzidos em reações, podem expandir sistemas flexíveis e são compressíveis. Essas observações criam uma base concreta para estudos posteriores sobre pressão, volume, temperatura e quantidade de matéria.

8 CINÉTICA QUÍMICA: O QUE ALTERA A VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO?

A cinética química estuda a velocidade das reações e os fatores capazes de modificá-la. Nas atividades deste capítulo, os estudantes comparam sistemas semelhantes alterando uma variável de cada vez. Essa estratégia é essencial: quando várias condições mudam simultaneamente, torna-se difícil atribuir o resultado observado a um único fator.

Prática 22 Temperatura e velocidade de reação

Conteúdo abordado: cinética química, temperatura, velocidade de reação e controle de variáveis.

Objetivos de aprendizagem: investigar qualitativamente o efeito da temperatura sobre a rapidez de uma reação efervescente.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: dois copos transparentes iguais; volumes iguais de água em duas temperaturas seguras; duas porções iguais de material efervescente simples previamente selecionado; cronômetro.

Preparação prévia: o professor deve preparar água em temperatura ambiente e água morna, sem utilizar água fervente. Os volumes e as quantidades de material efervescente devem ser semelhantes.

Procedimento: coloque os mesmos volumes de água nos dois copos. Adicione simultaneamente porções equivalentes do material efervescente e marque o tempo aproximado de duração da efervescência. Compare os sistemas.

O que observar: em geral, o processo ocorre mais rapidamente no sistema de maior temperatura, desde que as demais condições sejam mantidas semelhantes.

Explicação química: o aumento da temperatura eleva a energia cinética média das partículas e altera a distribuição de energias das colisões. Com isso, aumenta a frequência de colisões capazes de contribuir para a reação, o que tende a elevar sua velocidade.

Questões para discussão: Qual variável foi alterada? Por que é importante manter as demais condições semelhantes? Uma reação mais rápida produz necessariamente maior quantidade final de produto?

Variação investigativa: comparar três faixas seguras de temperatura e construir uma tabela com temperatura aproximada e tempo observado, discutindo as limitações de uma medida escolar simples.

Segurança: não utilizar água fervente. Manter os recipientes abertos quando houver liberação de gás e não ingerir os materiais.

Descarte: seguir as orientações do produto utilizado e a rotina local, sempre em pequena escala.

Prática 23 Superfície de contato: inteiro ou fragmentado?

Conteúdo abordado: cinética química, superfície de contato e velocidade de reação.

Objetivos de aprendizagem: relacionar o aumento da superfície exposta de um sólido com a rapidez do processo observado.

Tempo estimado: 20 a 30 minutos.

Materiais: dois copos transparentes iguais; água; duas porções equivalentes de material efervescente, uma inteira e outra previamente fragmentada pelo professor; cronômetro.

Preparação prévia: fragmentar uma das porções com segurança antes da aula e manter massas aproximadamente equivalentes.

Procedimento: adicione simultaneamente a amostra inteira e a fragmentada a volumes iguais de água na mesma temperatura. Observe a intensidade inicial e o tempo aproximado de efervescência.

O que observar: a amostra fragmentada tende a apresentar interação mais rápida com o líquido devido à maior área exposta.

Explicação química: ao fragmentar um sólido, aumenta-se a superfície de contato disponível para interação com o meio. Isso favorece o contato entre partículas reagentes e pode aumentar a velocidade global do processo.

Questões para discussão: A quantidade de matéria mudou ao fragmentar o sólido? O que efetivamente aumentou? Por que um pó pode reagir mais rapidamente do que um bloco da mesma substância?

Variação investigativa: comparar três graus de fragmentação e ordenar qualitativamente os sistemas pela rapidez observada.

Segurança: a fragmentação deve ser feita pelo professor, evitando projeção de partículas. Não fechar recipientes com reação efervescente.

Descarte: seguir a rotina local e as informações do material selecionado.

Prática 24 Concentração e rapidez: comparando sistemas

Conteúdo abordado: cinética química, concentração dos reagentes, colisões e velocidade de reação.

Objetivos de aprendizagem: investigar qualitativamente como a concentração de um reagente pode alterar a rapidez de uma transformação.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: vinagre; água; bicarbonato de sódio; copos transparentes iguais; colheres medidoras; cronômetro.

Preparação prévia: preparar duas amostras com o mesmo volume total: uma contendo vinagre sem diluição adicional e outra contendo uma mistura de vinagre e água. Usar pequenas quantidades e testar previamente.

Procedimento: coloque volumes totais iguais das duas amostras em copos separados. Adicione simultaneamente porções iguais de bicarbonato e compare a intensidade e a duração inicial da efervescência.

O que observar: o sistema com maior concentração de ácido acético tende a apresentar reação inicial mais rápida, embora a observação visual seja apenas qualitativa.

Explicação química: em muitas reações, maior concentração significa maior número de partículas reagentes por unidade de volume. Isso pode aumentar a frequência de colisões efetivas e, consequentemente, a velocidade da reação.

Questões para discussão: Por que o volume total deve ser semelhante? Qual variável estamos tentando isolar? Uma efervescência mais intensa permite calcular diretamente a velocidade da reação?

Variação investigativa: preparar três diluições conhecidas de vinagre e pedir aos grupos que prevejam a ordem de rapidez antes do teste.

Segurança: usar pequenas quantidades, recipientes abertos e proteção contra respingos. Não utilizar ácidos concentrados.

Descarte: as pequenas misturas de vinagre, água e bicarbonato podem seguir a rotina local quando não houver outros componentes.

Prática 25 Catalisador em ação: decomposição da água oxigenada com fermento biológico

Conteúdo abordado: catalisadores, velocidade de reação, decomposição e evidências de formação de gás.

Objetivos de aprendizagem: observar qualitativamente o efeito catalítico de enzimas presentes no fermento biológico sobre a decomposição de uma solução diluída de peróxido de hidrogênio.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: água oxigenada comercial a 3% (10 volumes); fermento biológico seco; água; dois copos transparentes; colher; pequena quantidade de detergente neutro opcional para tornar a formação de gás mais visível.

Preparação prévia: utilizar somente solução comercial diluída de peróxido de hidrogênio a 3%. Preparar uma pequena suspensão de fermento em água. Testar previamente as quantidades em pequena escala.

Procedimento: coloque pequena quantidade de água oxigenada em dois copos. Se desejar, adicione uma gota de detergente a cada um. Em apenas um dos recipientes, acrescente a suspensão de fermento e compare os sistemas.

O que observar: o recipiente que recebe fermento apresenta liberação de gás muito mais perceptível, podendo formar espuma quando há detergente.

Explicação química: o peróxido de hidrogênio pode se decompor formando água e oxigênio. Enzimas presentes nas células do fermento, especialmente catalase, aceleram essa decomposição. O catalisador oferece uma rota reacional com menor energia de ativação. Ele participa de etapas intermediárias do processo, mas é regenerado ao final e, por isso, não é consumido como os reagentes.

Questões para discussão: Qual evidência mostra que a reação ficou mais rápida? O fermento é o gás produzido? O catalisador altera a quantidade teórica de produtos determinada pelos reagentes ou principalmente a rapidez com que o sistema os forma?

Variação investigativa: comparar um controle sem fermento com diferentes pequenas quantidades da suspensão de fermento, mantendo as demais condições semelhantes.

Segurança: usar somente água oxigenada a 3%, evitar contato com olhos e mucosas e lavar a pele em caso de respingo. Não utilizar peróxido concentrado. Manter a atividade em recipiente aberto.

Descarte: em pequena escala e com os materiais indicados, deixar a reação terminar e seguir a rotina local de descarte. Não aplicar esta orientação a soluções concentradas de peróxido.

Fechamento do capítulo

Temperatura, concentração, superfície de contato e presença de catalisador podem modificar a velocidade de uma reação por mecanismos diferentes. As comparações realizadas neste capítulo também reforçam uma habilidade experimental fundamental: alterar uma variável de cada vez e manter as demais condições tão semelhantes quanto possível. Essa lógica permite interpretar resultados com maior rigor e prepara o estudante para compreender energia de ativação e modelos de colisão.

9 TERMOQUÍMICA: ENERGIA ENVOLVIDA NAS TRANSFORMAÇÕES

As práticas deste capítulo introduzem a troca de energia entre sistema e vizinhança por meio de variações de temperatura observáveis. O objetivo é distinguir processos exotérmicos e endotérmicos sem recorrer a chama aberta. Uma mudança de temperatura deve ser interpretada considerando o sistema escolhido e as condições do experimento.

Prática 26 Bolsa fria: dissolução e resfriamento

Conteúdo abordado: processos endotérmicos, dissolução, transferência de energia e temperatura.

Objetivos de aprendizagem: observar uma diminuição de temperatura durante uma dissolução e relacioná-la, qualitativamente, à absorção de energia pelo processo.

Tempo estimado: 20 a 30 minutos.

Materiais: água; ureia granulada de uso conhecido e devidamente identificada, em pequena quantidade; copo plástico resistente; colher; termômetro simples.

Preparação prévia: o professor deve testar previamente a quantidade de ureia e água. Usar material de procedência conhecida, sem aditivos desconhecidos.

Procedimento: meça a temperatura inicial da água. Adicione pequena quantidade de ureia, misture cuidadosamente e acompanhe a temperatura por alguns minutos. Registre a menor temperatura observada.

O que observar: a temperatura da mistura tende a diminuir durante a dissolução.

Explicação química: na dissolução, diferentes interações precisam ser rompidas e novas interações são formadas entre soluto e solvente. Quando o balanço energético do processo exige absorção líquida de energia da vizinhança, a temperatura do sistema pode diminuir. A observação é uma aproximação qualitativa, pois o recipiente também troca calor com o ambiente.

Questões para discussão: De onde vem a energia absorvida? Uma queda de temperatura significa que 'o frio foi produzido'? Por que o recipiente e o ambiente interferem na medida?

Variação investigativa: comparar pequenas quantidades diferentes de ureia no mesmo volume de água, mantendo temperatura inicial e recipiente semelhantes.

Segurança: não ingerir a ureia nem as soluções. Evitar contato com olhos e lavar as mãos após a atividade. Utilizar somente produto conhecido e em pequena escala.

Descarte: recolher a solução e seguir a rotina local aplicável ao material utilizado; não generalizar o descarte para outros fertilizantes ou misturas comerciais.

Prática 27 Um processo que aquece: dissolução de cloreto de cálcio

Conteúdo abordado: processos exotérmicos, dissolução, temperatura e transferência de energia.

Objetivos de aprendizagem: observar uma elevação de temperatura durante uma dissolução e interpretar o fenômeno como liberação líquida de energia para a vizinhança.

Tempo estimado: 20 a 30 minutos.

Materiais: água; pequena quantidade de cloreto de cálcio de procedência conhecida; copo plástico resistente; colher; termômetro.

Preparação prévia: o professor deve testar previamente as quantidades para produzir variação perceptível sem aquecimento excessivo.

Procedimento: meça a temperatura inicial da água. Adicione uma pequena porção de cloreto de cálcio e misture cuidadosamente. Acompanhe e registre a temperatura máxima observada.

O que observar: a temperatura da solução tende a aumentar durante a dissolução.

Explicação química: a dissolução envolve ruptura e formação de interações. Para o cloreto de cálcio em água, nas condições usuais, o balanço energético é exotérmico: há liberação líquida de energia para a vizinhança, percebida como aumento de temperatura.

Questões para discussão: Por que duas dissoluções podem produzir efeitos térmicos opostos? A temperatura continuaria aumentando indefinidamente? Para onde vai a energia após algum tempo?

Variação investigativa: registrar a temperatura em intervalos regulares e construir posteriormente um gráfico simples de temperatura em função do tempo.

Segurança: usar pequenas quantidades, evitar contato com olhos e pele e não tocar diretamente no sólido. Não utilizar produtos comerciais com composição desconhecida.

Descarte: recolher a solução e seguir a rotina institucional/local correspondente ao material. Não descartar grandes quantidades na rede de esgoto.

Prática 28 Exotérmico ou endotérmico? Comparando dois sistemas

Conteúdo abordado: processos exotérmicos e endotérmicos, sistema, vizinhança, temperatura e comparação experimental.

Objetivos de aprendizagem: comparar dois processos de dissolução com comportamentos térmicos distintos e utilizar dados de temperatura para classificá-los qualitativamente.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: materiais das Práticas 26 e 27; dois recipientes semelhantes; termômetros; água em condições iniciais semelhantes.

Preparação prévia: organizar quantidades previamente testadas e buscar temperaturas iniciais próximas para facilitar a comparação.

Procedimento: realize as duas dissoluções lado a lado, registrando temperatura inicial e temperatura extrema observada em cada sistema. Calcule a variação aproximada $\Delta T = T_{final} - T_{inicial}$ para fins didáticos.

O que observar: um sistema apresenta ΔT negativo e o outro, ΔT positivo, nas condições propostas.

Explicação química: quando a temperatura da solução diminui porque o processo absorve energia da vizinhança, ele é classificado qualitativamente como endotérmico. Quando ocorre liberação líquida de energia e aumento de temperatura, o processo é

exotérmico. A medida de ΔT não equivale diretamente à entalpia molar sem controle calorimétrico adequado.

Questões para discussão: O sinal de ΔT é o mesmo que o sinal de ΔH do sistema em qualquer situação? Por que um experimento escolar aberto não fornece diretamente uma entalpia precisa? Quais fontes de perda ou ganho de calor existem?

Variação investigativa: os estudantes podem representar os dois processos com diagramas qualitativos de energia, identificando reagentes, produtos e sentido da transferência de energia.

Segurança: seguir os cuidados específicos dos materiais das práticas anteriores e utilizar quantidades pequenas.

Descarte: manter separadas as soluções produzidas e seguir a orientação correspondente a cada material.

Prática 29 Calorimetria simples: misturando água quente e água fria

Conteúdo abordado: transferência de calor, equilíbrio térmico, sistema e vizinhança.

Objetivos de aprendizagem: acompanhar a transferência de energia térmica entre porções de água a temperaturas diferentes e discutir a aproximação ao equilíbrio térmico.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: dois copos; um recipiente maior ou copo de isopor limpo destinado exclusivamente à prática; água fria; água morna; termômetro; recipiente graduado ou seringa grande sem agulha para medir volumes.

Preparação prévia: preparar água morna em temperatura segura. Não é necessário utilizar água muito quente.

Procedimento: meça volumes iguais de água fria e água morna e registre suas temperaturas. Misture as duas porções em um recipiente e meça a temperatura após homogeneização. Compare o valor obtido com as temperaturas iniciais.

O que observar: a temperatura final fica entre as temperaturas iniciais, aproximando-se do valor esperado para a troca de energia entre as duas porções, embora haja perdas para o recipiente e o ambiente.

Explicação química: energia térmica é transferida espontaneamente da região de maior temperatura para a de menor temperatura até que o sistema se aproxime do equilíbrio térmico. Para massas iguais da mesma substância e perdas pequenas, a temperatura final tende a ficar próxima da média das temperaturas iniciais; desvios permitem discutir as limitações do experimento.

Questões para discussão: Por que a temperatura final não fica maior que a da água inicialmente mais quente? Por que o resultado real pode diferir da média prevista? O copo participa das trocas de energia?

Variação investigativa: repetir com volumes diferentes e pedir aos estudantes que prevejam se a temperatura final ficará mais próxima da água quente ou da fria.

Segurança: usar apenas água morna em temperatura confortável e segura. O professor deve controlar qualquer etapa de aquecimento.

Descarte: água limpa pode ser reutilizada para limpeza ou descartada conforme a rotina da escola.

Fechamento do capítulo

A termoquímica permite interpretar transformações não apenas pelo que se forma, mas também pelas trocas de energia que as acompanham. As práticas deste capítulo destacam que 'esquentar' e 'esfriar' descrevem observações, enquanto os termos exotérmico e endotérmico dependem da definição do sistema e do sentido da transferência de energia. A medição de temperatura fornece evidências úteis, mas determinações quantitativas de entalpia exigem controle experimental mais rigoroso.

10 EQUILÍBRIO QUÍMICO: SISTEMAS DINÂMICOS E PERTURBAÇÕES

O equilíbrio químico exige cuidado didático porque não significa que a reação parou nem que reagentes e produtos estejam necessariamente em quantidades iguais. Em equilíbrio, as transformações direta e inversa continuam ocorrendo, mas suas velocidades se igualam e as propriedades macroscópicas do sistema permanecem constantes. Neste capítulo, modelos físicos e sistemas ácido-base reversíveis são usados para construir essa ideia sem recorrer a reagentes de maior risco.

Prática 30 Equilíbrio dinâmico com um modelo de transferência

Conteúdo abordado: equilíbrio dinâmico, velocidades direta e inversa e constância macroscópica.

Objetivos de aprendizagem: compreender, por meio de um modelo, que um sistema pode apresentar valores macroscópicos aproximadamente constantes mesmo quando processos opostos continuam ocorrendo.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: dois copos transparentes iguais; água; duas seringas sem agulha, conta-gotas grandes ou pequenas colheres de mesma capacidade; bandeja.

Preparação prévia: colocar volumes diferentes de água nos dois copos e posicioná-los lado a lado.

Procedimento: dois estudantes realizam transferências simultâneas: um retira uma porção do copo A e transfere para B, enquanto o outro retira uma porção de B e transfere para A. Repetir ciclos usando utensílios de mesma capacidade e registrar os volumes aproximados após cada rodada. Continuar até que as variações entre ciclos se tornem pequenas.

O que observar: mesmo quando os volumes passam a variar pouco, continua ocorrendo transferência nos dois sentidos.

Explicação química: a atividade é um modelo, não uma reação química. Ela representa a ideia de que, no equilíbrio dinâmico, processos opostos continuam ocorrendo. A constância macroscópica resulta da igualdade das velocidades direta e inversa, e não da interrupção das transformações.

Questões para discussão: Quando os volumes ficam aproximadamente constantes, a transferência parou? Equilíbrio significa necessariamente quantidades iguais nos dois lados? Que aspecto de uma reação real este modelo não representa?

Variação investigativa: utilizar utensílios de capacidades diferentes nos dois sentidos e discutir como o estado estacionário obtido muda, relacionando a analogia à possibilidade de um equilíbrio favorecer mais reagentes ou mais produtos.

Segurança: utilizar apenas água e seringas sem agulha. Manter a área seca para evitar escorregamentos.

Descarte: a água limpa pode ser reutilizada ou descartada conforme a rotina da escola.

Prática 31 CO_2, água e indicador: uma mudança reversível

Conteúdo abordado: equilíbrio ácido-base, dióxido de carbono dissolvido, reversibilidade e deslocamento de equilíbrio.

Objetivos de aprendizagem: observar uma mudança de pH provocada pela introdução de dióxido de carbono e discutir qualitativamente a reversibilidade do sistema.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: água; extrato de repolho roxo; dois copos transparentes; canudo individual descartável ou outro dispositivo que impeça compartilhamento; recipiente controle.

Preparação prévia: preparar uma solução diluída do indicador e separar um copo controle que não receberá ar expirado.

Procedimento: adicione o indicador à água nos dois copos. Em um deles, um único participante sopra suavemente através de seu próprio canudo por intervalos curtos, sem aspirar o líquido. Compare a cor com o controle. Deixe o sistema em repouso e observe se ocorre mudança gradual ao longo do tempo.

O que observar: a introdução de ar expirado, que contém maior proporção de CO_2 que o ar atmosférico, pode deslocar a cor do indicador para uma condição mais ácida. Com a perda gradual de CO_2 para o ambiente, parte da mudança pode ser revertida.

Explicação química: o CO_2 dissolvido participa de equilíbrios envolvendo ácido carbônico, bicarbonato e íons H^+. A entrada de CO_2 pode aumentar a acidez do meio; sua remoção favorece o deslocamento no sentido oposto. A atividade é qualitativa e não permite calcular constantes de equilíbrio.

Questões para discussão: Por que o controle é importante? O que ocorre quando aumentamos a quantidade de CO_2 dissolvido? A reversão precisa ser completa para demonstrar que o sistema responde à retirada de CO_2?

Variação investigativa: comparar o copo que recebeu CO_2 com um controle e registrar a cor em intervalos de tempo, mantendo ambos sob as mesmas condições.

Segurança: cada canudo deve ser de uso individual e descartado após a prática. Não compartilhar canudos, não aspirar o líquido e não ingerir a solução. Se houver restrições sanitárias, o professor pode produzir CO_2 por método seguro em sistema separado, sem sopro direto.

Descarte: água e indicador natural, sem outros componentes perigosos, podem seguir a rotina local de descarte.

Prática 32 Perturbando um equilíbrio ácido-base com indicador natural

Conteúdo abordado: equilíbrio ácido-base, princípio de Le Châtelier em abordagem qualitativa e reversibilidade.

Objetivos de aprendizagem: observar como pequenas adições de ácido ou base alteram um sistema indicador e relacionar as mudanças ao estabelecimento de novos estados de equilíbrio.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: extrato de repolho roxo; água; vinagre; solução diluída de bicarbonato de sódio; copos transparentes; conta-gotas.

Preparação prévia: testar previamente as proporções para obter mudanças de cor graduais. Utilizar soluções diluídas e pequenas quantidades.

Procedimento: prepare uma solução de indicador em água. Adicione pequenas gotas de vinagre até observar mudança para região ácida. Em seguida, adicione aos poucos solução diluída de bicarbonato, observando a mudança em sentido oposto. Se necessário, repita pequenas adições alternadas, sempre registrando o que foi feito.

O que observar: a cor muda quando a composição ácido-base do meio é perturbada e pode mudar novamente quando uma perturbação de sentido oposto é aplicada.

Explicação química: as antocianinas do indicador existem em formas químicas relacionadas por equilíbrios ácido-base. Alterações na concentração de H^+ modificam a distribuição relativa dessas formas, produzindo mudanças de cor. O sistema não 'volta' porque memoriza a cor anterior; ele estabelece uma nova composição de equilíbrio de acordo com as condições presentes.

Questões para discussão: Por que a cor muda nos dois sentidos? A mesma tonalidade garante exatamente a mesma composição química? Como esta experiência ajuda a diferenciar reversibilidade de simples repetição de uma transformação?

Variação investigativa: desafiar os grupos a aproximar novamente uma tonalidade inicial usando apenas pequenas adições, discutindo por que a correspondência visual não comprova igualdade quantitativa das concentrações.

Segurança: usar somente vinagre e solução diluída de bicarbonato nesta proposta. Manter recipientes abertos por causa da possível liberação de CO_2 e não ingerir as misturas.

Descarte: as pequenas quantidades contendo água, indicador natural, vinagre e bicarbonato podem seguir a rotina local quando nenhum outro material tiver sido adicionado.

Prática 33 Equilíbrio não é igualdade: simulando populações de partículas

Conteúdo abordado: equilíbrio químico, proporções de reagentes e produtos, velocidades de transformação e interpretação microscópica.

Objetivos de aprendizagem: desconstruir a ideia de que equilíbrio químico exige quantidades iguais de reagentes e produtos.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: 20 a 40 tampinhas, feijões de duas cores ou cartões pequenos; dois recipientes identificados como R (reagentes) e P (produtos); tabela de registro.

Preparação prévia: definir uma regra de transferência para cada rodada, por exemplo: converter uma fração das peças de R em P e outra fração das peças de P em R. As regras devem permanecer constantes durante a simulação.

Procedimento: inicie com todas ou a maioria das peças no recipiente R. A cada rodada, aplique simultaneamente as regras de transferência nos dois sentidos e registre quantas peças permanecem em R e P. Continue até que os números oscilem pouco em torno de valores estáveis.

O que observar: o sistema pode atingir uma situação em que as quantidades médias deixam de mudar significativamente, mesmo que R e P não contenham o mesmo número de peças.

Explicação química: o modelo mostra que a condição de equilíbrio está associada à igualdade das velocidades dos processos opostos, e não à igualdade das concentrações. Em uma reação real, a composição de equilíbrio depende da natureza do sistema e das condições, expressas quantitativamente pela constante de equilíbrio.

Questões para discussão: O equilíbrio foi alcançado quando R e P ficaram iguais? O que precisou se tornar equivalente? Como mudar as regras de transferência altera a composição final do modelo?

Variação investigativa: grupos diferentes podem usar regras de transferência distintas e comparar as composições estacionárias obtidas, relacionando-as qualitativamente a diferentes posições de equilíbrio.

Segurança: usar peças grandes o suficiente para evitar risco de ingestão por crianças e manter os materiais organizados.

Descarte: não há geração de resíduo químico; os materiais podem ser guardados para reutilização.

Fechamento do capítulo

Equilíbrio químico é um estado dinâmico. Reações direta e inversa continuam ocorrendo, mas, no equilíbrio, apresentam velocidades iguais. Por isso, as propriedades macroscópicas permanecem constantes sem que reagentes e produtos precisem existir em quantidades iguais. Modelos e indicadores ajudam a tornar essa ideia visível, mas devem ser apresentados explicitamente como representações simplificadas de sistemas químicos reais.

11 ELETROQUÍMICA: ELÉTRONS EM MOVIMENTO

A eletroquímica relaciona transformações químicas à transferência de elétrons. Neste capítulo, materiais acessíveis são usados para explorar oxidação, redução, corrosão e geração de diferença de potencial. As práticas são qualitativas: uma pilha improvisada pode produzir uma tensão mensurável, mas não deve ser apresentada como fonte adequada para alimentar equipamentos.

Prática 34 Pilha simples com limão: produzindo uma diferença de potencial

Conteúdo abordado: oxirredução, eletrodos, eletrólito, diferença de potencial e pilhas.

Objetivos de aprendizagem: montar uma célula eletroquímica simples e relacionar a diferença de potencial medida à ocorrência de processos de oxidação e redução em eletrodos diferentes.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: limões; tiras ou peças limpas de cobre; pregos galvanizados novos ou tiras de zinco; fios com garras; multímetro digital.

Preparação prévia: limpar as superfícies metálicas e verificar com o multímetro se o conjunto escolhido produz leitura estável. Os dois metais não devem se tocar dentro do limão.

Procedimento: insira cobre e zinco no limão, mantendo-os separados. Conecte cada metal a uma ponta do multímetro ajustado para tensão contínua em escala apropriada. Observe a leitura. Inverta as pontas e verifique a mudança de sinal.

O que observar: o multímetro registra uma diferença de potencial. Ao inverter as conexões, o sinal da leitura também se inverte.

Explicação química: os metais apresentam diferentes tendências de participar de processos de oxidação. Na célula, o zinco atua como eletrodo em que ocorre oxidação com maior facilidade, liberando elétrons para o circuito externo. No outro eletrodo ocorrem processos de redução envolvendo espécies do meio. O suco do limão atua

como eletrólito, permitindo transporte iônico. O limão não 'produz eletricidade' sozinho: a energia elétrica resulta da transformação química no sistema eletroquímico.

Questões para discussão: Por que são necessários dois materiais de eletrodo diferentes? Qual é a função do eletrólito? Por que o sinal muda quando as pontas do multímetro são invertidas?

Variação investigativa: comparar diferentes frutas ou soluções eletrolíticas usando os mesmos eletrodos e discutir por que uma única leitura não permite atribuir o resultado apenas à acidez.

Segurança: não ingerir alimentos utilizados em experimentos. Manusear metais sem pontas cortantes expostas e higienizar as mãos ao final.

Descarte: os alimentos utilizados devem ser destinados ao lixo orgânico, quando aplicável, e nunca ao consumo. Os metais podem ser lavados, secos e reutilizados.

Prática 35 Uma pilha, duas pilhas: associação em série

Conteúdo abordado: células eletroquímicas, associação em série e diferença de potencial.

Objetivos de aprendizagem: comparar a tensão de uma célula com a tensão obtida pela associação de duas ou mais células em série.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: duas ou três células de limão montadas como na prática anterior; eletrodos de cobre e zinco; fios com garras; multímetro.

Preparação prévia: testar individualmente cada célula e identificar seus terminais de modo consistente.

Procedimento: meça a tensão de cada célula separadamente. Em seguida, conecte o eletrodo de cobre de uma célula ao eletrodo de zinco da seguinte, formando uma associação em série. Meça a tensão entre os terminais livres.

O que observar: quando as células são ligadas com polaridade adequada, a tensão total tende a ser maior que a de uma única célula e aproximadamente relacionada à soma das tensões individuais, dentro das limitações do sistema.

Explicação química: na associação em série, as diferenças de potencial das células orientadas no mesmo sentido se somam. Isso não significa que a capacidade de fornecer corrente seja ilimitada: resistência interna, estado dos eletrodos e composição do eletrólito influenciam o desempenho.

Questões para discussão: Por que a orientação das células importa? A tensão dobra exatamente ao usar duas células? Que fatores podem causar diferenças entre o valor esperado e o medido?

Variação investigativa: montar três células e construir uma tabela relacionando número de células e tensão medida.

Segurança: utilizar somente baixas tensões produzidas pelas células didáticas e não conectar o sistema à rede elétrica ou a fontes externas.

Descarte: seguir as orientações da prática anterior; reutilizar fios, eletrodos e multímetro.

Prática 36 Corrosão do ferro: o papel do meio

Conteúdo abordado: corrosão, oxidação, processos eletroquímicos e influência de eletrólitos.

Objetivos de aprendizagem: comparar a corrosão do ferro em diferentes condições e relacionar a presença de água e íons dissolvidos à velocidade do processo.

Tempo estimado: 20 minutos para montagem e observações durante dois ou mais dias.

Materiais: pregos de ferro sem revestimento ou porções de palha de aço sem sabão; três recipientes transparentes; água; solução diluída de sal de cozinha; etiquetas.

Preparação prévia: usar peças semelhantes e identificar os recipientes: condição seca, água e água com sal.

Procedimento: mantenha uma amostra seca; coloque outra em contato com água; e uma terceira em contato com água contendo pequena quantidade de sal. Observe diariamente, registrando alterações de aparência.

O que observar: as amostras em presença de água tendem a apresentar corrosão mais evidente. A solução salina frequentemente favorece o processo por aumentar a condutividade do meio.

Explicação química: a corrosão do ferro envolve regiões em que ocorre oxidação do ferro e regiões em que ocorrem processos de redução. Água e oxigênio participam do sistema, e íons dissolvidos facilitam o transporte de carga no meio. A ferrugem é uma mistura de produtos de corrosão, não uma única substância simples.

Questões para discussão: Por que o sal pode acelerar a corrosão? O sal precisa ser o principal reagente consumido para alterar a velocidade do processo? Como esse fenômeno se relaciona à conservação de estruturas metálicas?

Variação investigativa: comparar uma peça parcialmente protegida por uma camada de óleo vegetal com uma peça exposta, discutindo o papel de barreiras físicas. Não generalizar esse procedimento como método industrial de proteção.

Segurança: cuidado com pontas de pregos e filamentos de palha de aço. Não usar peças enferrujadas para qualquer finalidade alimentar ou clínica.

Descarte: deixar os metais sem excesso de líquido e destiná-los conforme a rotina local para resíduos metálicos não contaminados, quando aplicável.

Prática 37 Quem oxida mais facilmente? Comparando metais sem reagentes agressivos

Conteúdo abordado: tendência à oxidação, metais, evidências experimentais e limites de modelos qualitativos.

Objetivos de aprendizagem: comparar qualitativamente o comportamento de diferentes metais em condições ambientais e discutir por que a aparência isolada não determina uma série eletroquímica.

Tempo estimado: 30 minutos para montagem e observações posteriores.

Materiais: pequenas peças limpas de ferro, alumínio e cobre; água; solução diluída de sal de cozinha; recipientes transparentes; etiquetas.

Preparação prévia: selecionar peças sem revestimentos desconhecidos e com áreas aproximadamente semelhantes. Limpar superficialmente os metais.

Procedimento: coloque separadamente os diferentes metais em recipientes contendo pequenas quantidades da mesma solução salina. Mantenha as condições semelhantes e observe ao longo de alguns dias. Registre mudanças de cor, depósitos ou alterações superficiais.

O que observar: os metais podem apresentar comportamentos visuais diferentes. Alguns podem parecer pouco alterados mesmo sendo termodinamicamente suscetíveis à oxidação, devido à formação de camadas protetoras.

Explicação química: a tendência de um metal oxidar não pode ser inferida apenas pela quantidade visível de corrosão. O alumínio, por exemplo, forma rapidamente uma camada aderente de óxido que pode passivar a superfície. Cinética, composição do meio e formação de filmes protetores influenciam o resultado observado.

Questões para discussão: Um metal que parece intacto necessariamente não oxidou? O que é passivação? Por que este experimento não substitui uma série de potenciais padrão de redução?

Variação investigativa: comparar fotografias ou registros dos metais em diferentes dias e construir uma linha do tempo das alterações macroscópicas.

Segurança: evitar metais desconhecidos, ligas sem identificação e peças com revestimentos deteriorados. Não utilizar chumbo, cádmio ou outros metais tóxicos.

Descarte: lavar e secar as peças reutilizáveis. Soluções que tenham permanecido em contato com metais devem ser recolhidas e destinadas conforme a rotina institucional, evitando generalizações sobre descarte em pia.

Fechamento do capítulo

A eletroquímica mostra que reações de oxidação e redução estão conectadas à transferência de elétrons. Pilhas convertem energia química em energia elétrica, enquanto a corrosão evidencia processos eletroquímicos espontâneos no cotidiano. As práticas também reforçam um ponto importante: observações visuais ajudam a construir hipóteses, mas potenciais eletroquímicos, passivação, resistência interna e composição do meio exigem interpretação cuidadosa.

12 QUÍMICA ORGÂNICA E QUÍMICA DOS ALIMENTOS

Alimentos são sistemas químicos complexos e acessíveis ao cotidiano dos estudantes. As práticas deste capítulo utilizam materiais alimentares como modelos para investigar polaridade, emulsões, proteínas, carboidratos e transformações químicas. Nenhum material utilizado em aula deve ser ingerido após o início da atividade.

Prática 38 Óleo e água: investigando polaridade e miscibilidade

Conteúdo abordado: polaridade, forças intermoleculares, miscibilidade e solubilidade.

Objetivos de aprendizagem: relacionar a separação entre água e óleo às diferenças de polaridade e às interações intermoleculares.

Tempo estimado: 20 a 30 minutos.

Materiais: água; óleo vegetal; dois copos transparentes; colher; corante alimentício hidrossolúvel opcional.

Preparação prévia: usar pequenas quantidades e, se desejar, colorir apenas a fase aquosa para facilitar a visualização.

Procedimento: misture água e óleo em um copo e observe. Agite com a colher e deixe em repouso. Registre o que acontece imediatamente após a agitação e alguns minutos depois.

O que observar: a agitação dispersa temporariamente pequenas gotículas, mas as fases tendem a se separar novamente.

Explicação química: a água é fortemente polar e estabelece interações favoráveis entre suas moléculas. Os principais componentes do óleo são predominantemente apolares. A baixa afinidade entre as duas fases torna a mistura pouco miscível. A expressão 'semelhante dissolve semelhante' é uma regra qualitativa útil, mas não substitui a análise das interações intermoleculares.

Questões para discussão: Por que a agitação não torna a mistura permanentemente homogênea? O óleo desaparece quando a mistura fica temporariamente turva? O que significa dizer que duas substâncias são miscíveis?

Variação investigativa: adicionar uma pequena quantidade de detergente neutro em uma amostra separada e comparar a estabilidade da dispersão, preparando a discussão da prática seguinte.

Segurança: não ingerir os materiais após o uso experimental e limpar imediatamente derramamentos de óleo para evitar escorregamentos.

Descarte: não despejar óleo em grande quantidade na pia. Recolher o excesso em recipiente adequado e seguir a rotina local.

Prática 39 Emulsão: como o detergente ajuda a misturar óleo e água?

Conteúdo abordado: tensoativos, emulsões, regiões polares e apolares de moléculas.

Objetivos de aprendizagem: observar a ação de um tensoativo e relacioná-la à presença de regiões com diferentes afinidades químicas.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: água; óleo vegetal; detergente neutro; dois recipientes transparentes com tampa apenas para agitação manual sem geração de gás, ou copos com colher.

Preparação prévia: montar um controle contendo apenas água e óleo e outro sistema com pequena quantidade de detergente.

Procedimento: agite ou misture os dois sistemas pelo mesmo tempo. Deixe-os em repouso e compare a velocidade e a extensão da separação das fases.

O que observar: o sistema com detergente tende a formar uma dispersão mais estável e turva, com gotículas menores de óleo distribuídas na água.

Explicação química: moléculas tensoativas possuem regiões com afinidade maior pela água e regiões com afinidade maior por substâncias apolares. Elas podem se organizar na interface e favorecer a dispersão de gotículas de óleo, formando uma emulsão. Isso não significa que o óleo tenha se transformado em água.

Questões para discussão: Qual é a função do detergente? Emulsão é o mesmo que solução? Por que a mistura com detergente pode permanecer turva por mais tempo?

Variação investigativa: comparar pequenas quantidades diferentes de detergente, mantendo os demais volumes semelhantes, e discutir estabilidade sem tentar estabelecer uma concentração ótima universal.

Segurança: evitar contato do detergente com os olhos e não ingerir a mistura.

Descarte: usar pequenas quantidades. Recolher excesso de óleo; a destinação da mistura deve seguir a rotina local, evitando lançamento de volumes significativos de óleo na rede de esgoto.

Prática 40 Proteínas do leite: precipitação da caseína

Conteúdo abordado: proteínas, efeito do pH, solubilidade e precipitação.

Objetivos de aprendizagem: observar a separação de proteínas do leite provocada pela acidificação e relacionar o fenômeno à alteração da solubilidade da caseína.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: leite; vinagre; copo transparente; colher; filtro de café; funil ou suporte improvisado seguro.

Preparação prévia: utilizar leite e vinagre em pequenas quantidades. O material é exclusivamente experimental e não deve ser consumido.

Procedimento: coloque leite no copo e adicione vinagre aos poucos, misturando suavemente. Observe a formação de material sólido. Filtre a mistura para separar o precipitado do líquido.

O que observar: formam-se grumos ou uma fase sólida rica em caseína, separando-se do soro.

Explicação química: a caseína ocorre no leite organizada em estruturas coloidais. A acidificação aproxima o sistema do ponto isoelétrico de proteínas da caseína, reduzindo sua estabilidade e favorecendo agregação e precipitação. A atividade não deve ser descrita simplesmente como 'o vinagre transforma leite em plástico'; o fenômeno principal observado é a precipitação proteica.

Questões para discussão: Por que o leite muda de aspecto após a acidificação? O sólido formado já estava visível antes? Qual é a relação entre pH e estabilidade das proteínas?

Variação investigativa: comparar, em pequena escala, volumes diferentes de vinagre adicionados à mesma quantidade de leite e registrar qualitativamente a formação do precipitado.

Segurança: não ingerir leite ou precipitado após o início da prática. Higienizar superfícies e descartar materiais perecíveis ao final.

Descarte: pequenas quantidades podem ser destinadas ao resíduo orgânico conforme a rotina local; evitar despejar grandes quantidades de sólidos na pia.

Prática 41 Amido em alimentos: uma investigação comparativa

Conteúdo abordado: carboidratos, amido, identificação qualitativa e controle experimental.

Objetivos de aprendizagem: planejar uma comparação entre alimentos ricos e pobres em amido e compreender a necessidade de um reagente indicador apropriado.

Tempo estimado: 30 a 40 minutos.

Materiais: pequenas amostras de alimentos como batata, arroz cozido, farinha, pão e outros selecionados pelo professor; pratos ou recipientes; solução de iodo apropriada para demonstração escolar, preparada e manipulada pelo professor; conta-gotas; luvas quando indicado.

Preparação prévia: o professor deve preparar ou obter solução de iodo em concentração adequada para uso didático, conhecer sua ficha de segurança e organizar controles positivo e negativo. Não utilizar tintura ou produto de composição desconhecida como substituto automático.

Procedimento: coloque pequenas amostras separadas e aplique uma gota do reagente em cada uma. Compare as mudanças com os controles e registre os resultados.

O que observar: materiais contendo quantidade apreciável de amido tendem a desenvolver coloração escura característica na presença do sistema iodo-amido.

Explicação química: espécies de iodo interagem com a estrutura helicoidal da amilose, componente do amido, formando um complexo intensamente colorido. O teste é qualitativo: intensidade de cor não deve ser convertida diretamente em quantidade de amido sem método analítico apropriado.

Questões para discussão: Por que controles são necessários? Ausência de cor prova ausência absoluta de amido? É possível comparar quantitativamente alimentos apenas pela intensidade visual?

Variação investigativa: fornecer amostras codificadas de alimentos conhecidos pelo professor e pedir aos grupos que construam uma conclusão baseada apenas nas evidências do teste.

Segurança: o reagente de iodo deve ser manipulado sob orientação do professor, em pequena quantidade, evitando contato com olhos, pele e roupas. Nenhuma amostra testada pode ser ingerida.

Descarte: recolher materiais que receberam iodo e seguir a orientação institucional aplicável ao reagente utilizado; não tratar essas amostras como simples resíduo alimentar.

Prática 42 Escurecimento de frutas: observando uma transformação química

Conteúdo abordado: oxidação, enzimas, química dos alimentos e controle de variáveis.

Objetivos de aprendizagem: investigar fatores que alteram o escurecimento de frutas cortadas e relacionar o fenômeno a processos de oxidação catalisados por enzimas.

Tempo estimado: 30 a 50 minutos.

Materiais: maçã ou banana; faca utilizada somente pelo professor; pratos; suco de limão; água; etiquetas; cronômetro.

Preparação prévia: o professor deve cortar porções semelhantes imediatamente antes do teste e organizar condições comparáveis.

Procedimento: separe pedaços semelhantes: um sem tratamento, um em contato com água e outro tratado com pequena quantidade de suco de limão. Observe em intervalos regulares e registre o grau aparente de escurecimento.

O que observar: a amostra sem tratamento tende a escurecer; a acidificação com limão frequentemente reduz ou retarda visualmente o processo.

Explicação química: o corte rompe estruturas celulares e permite contato entre compostos fenólicos, enzimas e oxigênio. Enzimas como polifenol oxidases participam de reações que levam à formação de produtos escuros. Alterações de pH e outras condições podem reduzir a atividade enzimática e modificar a velocidade do escurecimento.

Questões para discussão: Por que a fruta inteira escurece menos rapidamente que a superfície cortada? O limão impede definitivamente toda oxidação? Que variáveis precisam ser controladas para comparar as amostras?

Variação investigativa: testar outra condição alimentar segura, definida previamente pelo professor, mantendo tamanho das amostras e tempo de observação semelhantes.

Segurança: o corte deve ser realizado pelo professor. Não ingerir as amostras após manipulação experimental.

Descarte: as amostras sem reagentes perigosos podem seguir a rotina de resíduo orgânico da escola.

Fechamento do capítulo

A química dos alimentos permite aproximar conceitos moleculares do cotidiano sem reduzir a explicação científica a receitas domésticas. Polaridade, tensoativos, proteínas, carboidratos e oxidação podem ser investigados com materiais acessíveis, desde que se mantenham controles, segurança e limites de interpretação. O alimento utilizado como material experimental deixa de ser alimento para consumo.

13 QUÍMICA AMBIENTAL: INVESTIGANDO ÁGUA, SOLO E IMPACTOS DO COTIDIANO

A Química Ambiental permite relacionar propriedades da matéria, transformações químicas e qualidade ambiental. As atividades deste capítulo são modelos didáticos: não substituem análises laboratoriais oficiais de potabilidade, contaminação ou qualidade do solo. O foco é aprender a formular perguntas, comparar condições, interpretar evidências e reconhecer os limites de testes simples.

Prática 43 Turbidez da água: aparência não é potabilidade

Conteúdo abordado: qualidade da água, materiais em suspensão, turbidez e limites de análises visuais.

Objetivos de aprendizagem: comparar amostras com diferentes quantidades de material suspenso e compreender que transparência não comprova potabilidade.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: três copos transparentes; água; pequenas quantidades de solo limpo ou argila; colher; folha branca com símbolo ou texto preto impresso.

Preparação prévia: preparar amostras com diferentes quantidades do mesmo material suspenso, mantendo volumes semelhantes.

Procedimento: posicione os copos diante do símbolo impresso e compare a facilidade de visualização através das amostras. Registre uma classificação qualitativa, como baixa, média ou alta turbidez. Deixe os copos em repouso e observe a sedimentação.

O que observar: quanto maior a quantidade de partículas em suspensão, menor tende a ser a nitidez da imagem observada através da água. Parte do material pode sedimentar com o tempo.

Explicação química: turbidez está relacionada à dispersão da luz por partículas suspensas. Uma água visualmente transparente ainda pode conter substâncias dissolvidas ou microrganismos; por isso, aparência não é critério suficiente para afirmar que uma água é potável.

Questões para discussão: Água transparente é necessariamente própria para consumo? Sedimentação remove substâncias dissolvidas? Qual a diferença entre turbidez e cor?

Variação investigativa: comparar a mesma amostra antes e depois de um período de repouso, discutindo o que a sedimentação consegue e não consegue remover.

Segurança: usar apenas amostras preparadas pelo professor. Não coletar água de origem desconhecida para manipulação sem avaliação prévia e não ingerir nenhuma amostra.

Descarte: água contendo apenas pequenas quantidades de solo limpo pode seguir a rotina local; sólidos devem ser retidos quando necessário para evitar obstruções.

Prática 44 Filtração em camadas: tratamento visual não é purificação

Conteúdo abordado: separação de misturas, filtração, tratamento de água e limites de processos físicos.

Objetivos de aprendizagem: construir um modelo simples de filtração e distinguir melhoria visual da água de potabilidade.

Tempo estimado: 35 a 45 minutos.

Materiais: garrafa PET previamente cortada pelo professor; algodão ou filtro de café; areia limpa e lavada; cascalho limpo; recipiente coletor; água preparada com solo limpo.

Preparação prévia: lavar os materiais sólidos até retirar o excesso de partículas finas. O corte da garrafa deve ser feito previamente por adulto e as bordas devem estar protegidas.

Procedimento: monte o filtro com uma barreira de algodão ou papel e camadas de materiais granulares. Passe lentamente a água turva pelo sistema e compare o filtrado com a amostra inicial.

O que observar: o filtrado pode apresentar menor quantidade de partículas visíveis e menor turbidez, dependendo da montagem.

Explicação química: a filtração retém principalmente partículas maiores que os espaços disponíveis no meio filtrante e pode envolver também retenção superficial.

Ela não garante remoção de microrganismos, íons ou moléculas dissolvidas. Portanto, o filtrado não deve ser chamado de água potável.

Questões para discussão: Por que a água pode ficar mais transparente? Quais contaminantes poderiam atravessar o filtro? Por que esta montagem não substitui uma estação de tratamento?

Variação investigativa: comparar duas sequências de camadas e discutir como tamanho de partículas, espessura e velocidade de passagem afetam o resultado visual.

Segurança: não provar nem beber o filtrado. O professor deve preparar a garrafa e eliminar bordas cortantes.

Descarte: reter os sólidos e seguir a rotina local. A água preparada apenas com solo limpo pode ter destinação compatível com essa composição.

Prática 45 pH do solo: uma comparação qualitativa

Conteúdo abordado: acidez e basicidade do solo, pH, indicadores e química ambiental.

Objetivos de aprendizagem: comparar qualitativamente extratos de diferentes solos e discutir por que o pH influencia processos ambientais e disponibilidade de nutrientes.

Tempo estimado: 35 a 45 minutos.

Materiais: pequenas amostras de solos conhecidos e seguros; água; copos; colheres; filtros de café; extrato de repolho roxo; recipientes transparentes.

Preparação prévia: selecionar solos sem suspeita de contaminação por combustíveis, esgoto, pesticidas ou resíduos industriais.

Procedimento: misture quantidades semelhantes de cada solo com o mesmo volume de água. Agite, deixe repousar e filtre. Adicione volumes semelhantes de indicador natural aos filtrados e compare as cores.

O que observar: os extratos podem apresentar respostas de cor diferentes, sugerindo diferenças de acidez ou basicidade.

Explicação química: o pH do solo resulta de um conjunto complexo de equilíbrios e interações entre minerais, matéria orgânica, água e íons. O indicador natural fornece apenas uma comparação qualitativa; análises agronômicas exigem métodos padronizados e instrumentos adequados. Atividades contextualizadas de determinação de pH de solos no Ensino Médio são discutidas por Antunes et al. (2009).

Questões para discussão: Por que dois solos podem apresentar pH diferente? O indicador permite determinar exatamente o pH? Por que o pH pode influenciar a disponibilidade de nutrientes para plantas?

Variação investigativa: comparar solo de jardim e substrato comercial conhecido, sem transformar a atividade em recomendação de correção ou adubação.

Segurança: não usar solos de áreas potencialmente contaminadas. Evitar formação de poeira e lavar as mãos após o manuseio.

Descarte: amostras de solo comprovadamente não contaminadas podem retornar à destinação compatível com sua origem; soluções devem seguir a rotina local.

Prática 46 Chuva ácida em modelo: investigando o efeito da acidez sobre carbonatos

Conteúdo abordado: chuva ácida, ácidos, carbonatos, intemperismo químico e impactos ambientais.

Objetivos de aprendizagem: usar um sistema modelo para observar a reação entre um meio ácido e material carbonático, relacionando-a qualitativamente à deterioração de rochas e materiais.

Tempo estimado: 25 a 35 minutos.

Materiais: pequenos pedaços de giz à base de carbonato de cálcio ou casca de ovo limpa; água; vinagre diluído; dois copos transparentes.

Preparação prévia: confirmar que o material escolhido contém carbonato de cálcio e preparar vinagre diluído. A solução de vinagre é um modelo didático de meio ácido e não reproduz a composição real da chuva ácida.

Procedimento: coloque amostras semelhantes em água e em vinagre diluído. Observe e compare a superfície e eventual formação de bolhas durante alguns minutos.

O que observar: no meio ácido pode ocorrer efervescência e desgaste mais perceptível do material carbonático.

Explicação química: íons H^+ reagem com carbonatos, podendo produzir dióxido de carbono, água e espécies dissolvidas. Na atmosfera, chuva ácida está principalmente associada à formação de ácidos a partir de óxidos de enxofre e nitrogênio. O vinagre apenas representa, de forma segura e acelerada, a ação de um meio ácido sobre carbonatos.

Questões para discussão: Por que o vinagre não deve ser chamado de 'chuva ácida'? Quais poluentes atmosféricos estão relacionados ao fenômeno real? Como monumentos carbonáticos podem ser afetados ao longo do tempo?

Variação investigativa: comparar soluções de vinagre com diferentes diluições, mantendo tamanho das amostras semelhante, e registrar qualitativamente a intensidade da efervescência.

Segurança: usar pequenas quantidades, evitar contato com os olhos e manter os recipientes abertos devido à liberação de gás.

Descarte: as pequenas quantidades contendo água, vinagre e carbonato de cálcio podem seguir a rotina local quando não houver outros componentes.

Prática 47 Derramamento de óleo em água: testando estratégias de contenção

Conteúdo abordado: poluição hídrica, densidade, imiscibilidade, adsorção/absorção e remediação ambiental em modelo.

Objetivos de aprendizagem: comparar estratégias simples de remoção física de óleo da superfície da água e discutir limitações de processos de remediação.

Tempo estimado: 35 a 45 minutos.

Materiais: bacias pequenas; água; pequena quantidade de óleo vegetal; colheres; algodão, papel absorvente, serragem limpa ou outros materiais seguros escolhidos pelo professor.

Preparação prévia: usar volumes mínimos de óleo e proteger a bancada. Definir previamente quais materiais de contenção serão comparados.

Procedimento: adicione pequena quantidade de óleo à superfície da água. Teste separadamente materiais de remoção, registrando quanto óleo parece ser retirado, quanta água também é retida e a facilidade de recolhimento do material contaminado.

O que observar: o óleo permanece predominantemente na superfície e diferentes materiais apresentam capacidades distintas de retenção e remoção.

Explicação química: óleo e água são pouco miscíveis e apresentam propriedades diferentes. Materiais porosos podem reter óleo por diferentes mecanismos físicos. Em acidentes reais, a escolha de técnicas de contenção e remediação depende do tipo de óleo, ambiente, escala e impactos secundários; a prática é apenas um modelo.

Questões para discussão: Qual material removeu mais óleo visualmente? Ele também retirou muita água? Para onde deve ir o material contaminado depois da remoção? Remover o óleo visível significa recuperar completamente o ambiente?

Variação investigativa: criar critérios de avaliação - eficiência visual, facilidade de recolhimento e geração de resíduo - e comparar as estratégias em uma tabela.

Segurança: não usar combustíveis, solventes ou óleo automotivo. Utilizar exclusivamente óleo vegetal e limpar derramamentos imediatamente.

Descarte: recolher óleo e materiais impregnados; não despejar óleo na pia. Destinar conforme a rotina local para resíduos oleosos ou sólidos contaminados.

Fechamento do capítulo

A investigação ambiental exige mais do que observar aparência. Água transparente pode não ser potável, um filtro simples não remove todos os contaminantes e testes naturais de pH não substituem métodos padronizados. Ao trabalhar com modelos de turbidez, filtração, solo, chuva ácida e derramamento de óleo, o estudante aprende simultaneamente conceitos químicos e uma competência

científica essencial: reconhecer o que os dados permitem concluir - e o que não permitem.

14 PRÁTICAS INVESTIGATIVAS E PROPOSTAS PARA FEIRAS DE CIÊNCIAS

Uma feira de Ciências ganha valor pedagógico quando o estudante não apenas reproduz uma demonstração, mas formula uma pergunta, propõe uma hipótese, define variáveis, registra dados e sustenta uma conclusão. As propostas deste capítulo transformam práticas anteriores em pequenas investigações. O resultado esperado não é um efeito visual específico, e sim um percurso experimental documentado e cientificamente defensável.

Prática 48 Qual material filtrante reduz mais a turbidez?

Conteúdo abordado: separação de misturas, qualidade da água, planejamento experimental e análise de dados.

Objetivos de aprendizagem: comparar diferentes configurações de filtros simples, estabelecendo critérios de avaliação e reconhecendo que redução de turbidez não significa potabilidade.

Tempo estimado: 2 a 3 aulas, incluindo planejamento, execução e análise.

Materiais: garrafas PET preparadas pelo professor; filtros de café ou algodão; areia limpa; cascalho; outros materiais seguros selecionados; água com solo limpo; recipientes transparentes; tabela de registro.

Preparação/questão investigativa: os grupos devem definir uma pergunta comparável, por exemplo: qual combinação de camadas produz o filtrado visualmente menos turvo sob as mesmas condições?

Procedimento: manter semelhante o volume e a composição da água inicial. Alterar apenas a configuração do filtro. Coletar o mesmo volume de filtrado, registrar tempo de passagem e comparar a turbidez por um critério previamente definido.

O que observar: configurações diferentes podem alterar a retenção de partículas e a velocidade de filtração.

Explicação científica: a investigação combina propriedades físicas dos materiais com princípios de filtração. O desempenho depende de granulometria, espessura,

compactação e vazão. Nenhum resultado autoriza afirmar que a água se tornou potável.

Questões para discussão: Qual foi a variável independente? Quais variáveis precisaram ser controladas? O filtro que produziu água mais transparente foi necessariamente o melhor em todos os critérios?

Variação investigativa: construir um índice simples que considere turbidez visual, tempo de filtração e quantidade de material utilizado.

Segurança: não ingerir o filtrado; usar apenas solo conhecido e garrafas preparadas por adulto.

Descarte: reter sólidos e seguir a rotina local para os materiais utilizados.

Prática 49 O que retarda mais o escurecimento da maçã?

Conteúdo abordado: oxidação, atividade enzimática, pH, controle de variáveis e registro temporal.

Objetivos de aprendizagem: investigar como diferentes tratamentos alimentares seguros alteram a velocidade aparente de escurecimento de uma fruta cortada.

Tempo estimado: 1 a 2 aulas, com observações em intervalos definidos.

Materiais: maçã; água; suco de limão; solução diluída de sal de cozinha; pratos; etiquetas; cronômetro; câmera opcional para registro.

Preparação/questão investigativa: padronizar tamanho e espessura das fatias. O corte deve ser realizado pelo professor.

Procedimento: separar uma amostra controle e aplicar tratamentos diferentes às demais. Fotografar ou classificar o escurecimento nos mesmos intervalos de tempo, mantendo iluminação e posição tão semelhantes quanto possível.

O que observar: as amostras podem escurecer em velocidades diferentes, permitindo construir uma sequência comparativa.

Explicação científica: o escurecimento enzimático depende do contato entre substratos, enzimas e oxigênio. pH, composição do meio e outras condições podem

modificar a atividade enzimática. A comparação visual é semiquantitativa e deve ter critérios definidos.

Questões para discussão: Como tornar a avaliação de cor menos subjetiva? Qual é a função do controle? Uma amostra menos escura prova que não ocorreu oxidação?

Variação investigativa: usar fotografias padronizadas e uma escala visual de 0 a 5 definida antes da coleta de dados.

Segurança: não ingerir as amostras; o professor realiza os cortes.

Descarte: resíduo orgânico, quando não houver materiais incompatíveis.

Prática 50 Quais condições aceleram a corrosão do ferro?

Conteúdo abordado: eletroquímica, corrosão, eletrólitos, variáveis experimentais e séries temporais.

Objetivos de aprendizagem: planejar uma investigação de vários dias sobre fatores que modificam a corrosão do ferro.

Tempo estimado: montagem em uma aula e observações por 3 a 7 dias.

Materiais: pregos de ferro semelhantes; recipientes; água; água com sal; condição seca; óleo vegetal para uma condição de barreira, se desejado; etiquetas.

Preparação/questão investigativa: escolher uma variável principal e manter as demais condições semelhantes. Fotografar as amostras no início.

Procedimento: montar as condições, identificar os recipientes e registrar diariamente alterações superficiais usando o mesmo critério de observação.

O que observar: as condições com água e eletrólitos tendem a favorecer processos corrosivos; barreiras físicas podem reduzir o contato com componentes do meio.

Explicação científica: a corrosão envolve processos de oxidação e redução. A investigação mostra que a velocidade observada depende do ambiente, mas aparência visual não fornece diretamente potencial eletroquímico nem massa exata de metal oxidado.

Questões para discussão: Como medir corrosão de maneira mais objetiva? Qual condição funciona como controle? Por que a presença de sal pode modificar o processo?

Variação investigativa: se houver balança adequada, o professor pode discutir por que medir massa antes e depois exige procedimentos de limpeza e secagem padronizados e não é trivial.

Segurança: cuidado com pontas e metais corroídos; não utilizar metais tóxicos ou peças desconhecidas.

Descarte: recolher soluções que ficaram em contato com metais conforme a rotina institucional.

Prática 51 Qual isolante térmico conserva melhor a temperatura?

Conteúdo abordado: transferência de calor, materiais isolantes, temperatura, gráficos e eficiência.

Objetivos de aprendizagem: comparar materiais acessíveis usados como isolamento térmico e construir uma interpretação baseada em medidas ao longo do tempo.

Tempo estimado: 40 a 60 minutos.

Materiais: copos iguais; água morna em temperatura segura; termômetros; materiais externos de revestimento como papel, tecido, papelão ou plástico-bolha; cronômetro.

Preparação/questão investigativa: preparar recipientes com o mesmo volume de água e temperaturas iniciais tão próximas quanto possível. Um copo sem revestimento deve funcionar como controle.

Procedimento: medir a temperatura inicial e repetir as medidas em intervalos regulares. Registrar os dados e construir gráfico de temperatura versus tempo para cada condição.

O que observar: os recipientes podem apresentar diferentes taxas de resfriamento.

Explicação científica: materiais isolantes reduzem determinados mecanismos de transferência de energia, mas nenhum isolamento real elimina completamente as

trocas térmicas. A comparação depende de espessura, montagem, área exposta e condições ambientais.

Questões para discussão: Qual variável foi medida? Como comparar as curvas? O material com maior temperatura final foi necessariamente melhor em todos os instantes?

Variação investigativa: calcular a variação total de temperatura no intervalo e discutir uma classificação de desempenho.

Segurança: usar somente água morna segura; manter líquidos longe de tomadas e equipamentos.

Descarte: água limpa pode ser reutilizada; materiais secos podem ser reaproveitados.

Prática 52 Projeto livre orientado: da pergunta à apresentação científica

Conteúdo abordado: método científico, planejamento experimental, comunicação científica, ética e segurança.

Objetivos de aprendizagem: elaborar um projeto investigativo simples a partir de uma das práticas do livro, com pergunta, hipótese, variáveis, dados, conclusão e comunicação dos resultados.

Tempo estimado: 2 a 4 semanas, conforme o projeto.

Materiais: definidos após aprovação do professor, priorizando materiais de baixo custo e baixa periculosidade.

Preparação/questão investigativa: cada grupo escolhe um fenômeno já estudado e transforma a prática em uma pergunta investigável. O professor avalia previamente viabilidade, segurança e descarte.

Procedimento: 1) formular pergunta; 2) propor hipótese justificável; 3) definir variável independente, variável dependente e controles; 4) escrever procedimento; 5) executar e registrar dados; 6) organizar tabelas ou gráficos; 7) discutir limitações; 8) elaborar pôster ou apresentação.

O que observar: não existe resultado obrigatório. Resultados diferentes da hipótese também são cientificamente úteis quando o procedimento foi adequado e os dados foram registrados com rigor.

Explicação científica: um projeto científico escolar não deve ser avaliado pela confirmação da hipótese, mas pela coerência entre pergunta, método, dados e conclusão. Repetição, controle de variáveis e transparência sobre limitações aumentam a qualidade da investigação.

Questões para discussão: A conclusão responde à pergunta inicial? Os dados sustentam a afirmação? O grupo diferenciou observação de interpretação? Quais limitações deveriam ser apresentadas ao público?

Variação investigativa: produzir um resumo de até uma página contendo título, pergunta, hipótese, método, principais resultados, conclusão e referências utilizadas.

Segurança: nenhum projeto pode utilizar substâncias desconhecidas, misturas de produtos de limpeza, chama aberta sem infraestrutura apropriada, recipientes pressurizados ou materiais biológicos de risco. Toda proposta deve ser aprovada pelo professor antes da execução.

Descarte: definir o descarte ainda na fase de planejamento; um experimento sem destinação segura de resíduos não deve ser executado.

Roteiro para apresentação em Feira de Ciências

Para evitar que a feira se transforme apenas em exposição de experimentos, cada grupo deve apresentar: problema ou pergunta investigada; justificativa; hipótese, quando pertinente; variáveis e controles; materiais e método; dados em tabela, gráfico ou registro fotográfico; interpretação dos resultados; conclusão compatível com os dados; limitações do estudo; cuidados de segurança e descarte; e referências consultadas. A apresentação deve deixar claro o que foi observado diretamente e o que corresponde à interpretação dos estudantes.

Fechamento do capítulo

Investigar é diferente de apenas demonstrar. Uma prática investigativa começa com uma pergunta que pode ser respondida por evidências, exige controle de variáveis e termina com uma conclusão proporcional aos dados obtidos. Ao transformar experimentos simples em projetos, a escola pode desenvolver raciocínio

científico mesmo com infraestrutura limitada, sem abrir mão de segurança, rigor conceitual e responsabilidade ambiental.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

A experimentação com materiais alternativos pode ampliar o acesso às práticas de Química, mas seu valor pedagógico depende do planejamento e da interpretação. Ao longo das cinquenta e duas propostas, o experimento é tratado como instrumento para observar, comparar, formular hipóteses, controlar variáveis e argumentar a partir de evidências, e não como demonstração isolada ou receita.

Em contextos com pouca infraestrutura, a adaptação de materiais pode ser especialmente útil quando acompanhada de critérios de segurança, conhecimento da composição dos produtos e destinação adequada dos resíduos. A expectativa é que o professor utilize as práticas como ponto de partida, ajustando-as à realidade da escola e transformando atividades guiadas em investigações progressivamente mais autônomas.

REFERÊNCIAS

ANTUNES, Márjore; ADAMATTI, Daniela S.; PACHECO, Maria Alice R.; GIOVANELA, Marcelo. pH do solo: determinação com indicadores ácido-base no Ensino Médio. **Química Nova na Escola**, v. 31, n. 4, p. 283-287, 2009.

BRASIL. Ministério do Trabalho e Emprego. **Norma Regulamentadora nº 6 (NR-6): Equipamento de Proteção Individual - EPI**. Última modificação: Portaria MTE nº 57, de 16 de janeiro de 2025. Brasília, DF: Ministério do Trabalho e Emprego. Disponível em: https://www.gov.br/trabalho-e-emprego/pt-br/acesso-a-informacao/participacao-social/conselhos-e-orgaos-colegiados/comissao-tripartite-partitaria-permanente/normas-regulamentadora/normas-regulamentadoras-vigentes/norma-regulamentadora-no-6-nr-6. Acesso em: 7 out. 2026.

BRASIL. Ministério do Trabalho e Emprego. **Norma Regulamentadora nº 26 (NR-26): Sinalização de Segurança**. Última modificação: Portaria MTE nº 704, de 28 de maio de 2015. Brasília, DF: Ministério do Trabalho e Emprego. Disponível em: https://www.gov.br/trabalho-e-emprego/pt-br/acesso-a-informacao/participacao-social/conselhos-e-orgaos-colegiados/comissao-tripartite-partitaria-permanente/normas-regulamentadora/normas-regulamentadoras-vigentes/norma-regulamentadora-no-26-nr-26. Acesso em: 7 out. 2026.

FRANCISCO JR., Wilmo E.; FERREIRA, Luiz Henrique; HARTWIG, Dácio Rodney. Experimentação problematizadora: fundamentos teóricos e práticos para a aplicação em salas de aula de Ciências. **Química Nova na Escola**, n. 30, p. 34-41, 2008.

GALIAZZI, Maria do Carmo; GONÇALVES, Fábio Peres. A natureza pedagógica da experimentação: uma pesquisa na licenciatura em Química. **Química Nova**, v. 27, n. 2, p. 326-331, 2004. DOI: 10.1590/S0100-40422004000200027.

GIORDAN, Marcelo. O papel da experimentação no ensino de Ciências. **Química Nova na Escola**, n. 10, p. 43-49, nov. 1999.

GUIMARÃES, Cleidson Carneiro. Experimentação no ensino de Química: caminhos e descaminhos rumo à aprendizagem significativa. **Química Nova na Escola**, v. 31, n. 3, p. 198-202, 2009.

HODSON, Derek. Hacia un enfoque más crítico del trabajo de laboratorio. **Enseñanza de las Ciencias**, v. 12, n. 3, p. 299-313, 1994. DOI: 10.5565/rev/ensciencias.4417.

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY (IUPAC). **Compendium of Chemical Terminology** (the Gold Book). 5. ed. Online version 5.0.0. 2025. DOI: 10.1351/goldbook. Disponível em: https://goldbook.iupac.org/. Acesso em: 7 out. 2026.

SOCIEDADE BRASILEIRA DE QUÍMICA. **A Química perto de você**: experimentos de baixo custo para a sala de aula do Ensino Fundamental e Médio. São Paulo: Sociedade Brasileira de Química, 2010. 146 p. ISBN 978-85-64099-00-5.

UNITED NATIONS. **Globally Harmonized System of Classification and Labelling of Chemicals (GHS)**. 10th rev. ed. New York; Geneva: United Nations, 2023. ST/SG/AC.10/30/Rev.10. ISBN 978-92-1-117304-8.

A simplicidade dos materiais não deve significar simplificação do conhecimento químico.

Práticas Experimentais para o Ensino de Química com Materiais Alternativos reúne atividades de baixo custo voltadas ao Ensino Médio e à formação de professores. O livro articula conceitos químicos, investigação escolar, segurança e descarte, oferecendo alternativas para contextos com pouca infraestrutura laboratorial.

14
capítulos temáticos

52
práticas experimentais

Da separação de misturas à eletroquímica e à química ambiental

CADA PRÁTICA APRESENTA

- objetivos
- materiais
- preparação
- procedimento
- observações esperadas
- explicação química
- questões para discussão
- variação investigativa
- segurança
- descarte

EDITORA MANUAL

ISBN 978-65-83121-35-6

9 786583 121356

www.editoramanual.com.br