

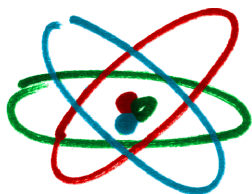
Sociedade Brasileira de Química - SBQ

A QUÍMICA PERTO DE VOCÊ

**EXPERIMENTOS DE
BAIXO CUSTO PARA A SALA DE AULA DO
ENSINO FUNDAMENTAL E MÉDIO**

1ª edição

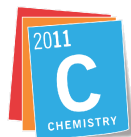




**A Química Perto de Você: Experimentos de
Baixo Custo para a Sala de Aula do
Ensino Fundamental e Médio**



Sociedade Brasileira de Química - SBQ



International Year of
CHEMISTRY
2011

QUÍMICA PARA UM MUNDO MELHOR

São Paulo | Sociedade Brasileira de Química | 2010

**Projeto Comemorativo da Diretoria e Conselho da Sociedade Brasileira de Química
Ano Internacional da Química-2011 (AIQ-2011)**

Editores-chefes

Claudia Moraes de Rezende e Hugo Tubal Schmitz Braibante

Revisores

Núbia Moura Ribeiro, César Zucco, Maria Joana Zucco, Hugo T. S. Braibante e
Claudia M. Rezende.

Arte gráfica e editoração

Cabeça de Papel Projetos e Design LTDA (www.cabecadepapel.com)

Ilustrações

Henrique Persechini (henriquepersechini@gmail.com)

Ficha Catalográfica

Wanda Coelho e Silva (CRB/7 46) e Sandra Beatriz Goulart da Silveira (CRB/7 4168)
Universidade do Estado do Rio de Janeiro

S678q Sociedade Brasileira de Química (org.).

**A química perto de você: experimentos de baixo custo para a sala de aula do ensino
fundamental e médio.** / Organizador: Sociedade Brasileira de Química. – São Paulo:
Sociedade Brasileira de Química, 2010.

146p. il.

ISBN 978-85-64099-00-5

1. Química (Ensino fundamental). 2. Química (Ensino médio). 3. Química - Experiências.
4. Prática de ensino. I. Título.

CDD 540

CDU 54(076)

Todos os direitos reservados – É proibida a reprodução total ou parcial, de qualquer forma ou por outro meio.

A violação dos direitos de autor (Lei nº 5.988/73) é crime estabelecido pelo artigo 184 do Código Penal.

Os editores agradecem à equipe da
Universidade Federal de Santa Maria
pelo apoio na realização
dos experimentos, em especial a:

Cristina V. dos Santos

Ediane M. Wollmann

Giovanna Stefanello

Marcele Cantarelli Trevisan

Maurícus Selvero Pazinato

Leandro da Silva Friedrich

Vinicius Benedetti

Caros leitores

O Ano Internacional da Química-2011 (AIQ-2011) veio para celebrar a Química em todas as partes do planeta: seus grandes feitos e os enormes benefícios que trouxe à humanidade.

Sabemos que a Química nos cerca, por dentro e por fora. Às vezes não entendemos bem como se dá isso, tantos nomes e fórmulas de difícil alcance... Ah, deixa para lá!

Mas deixar para lá e não apreciá-la? Quem sabe possamos fazê-lo numa outra linguagem, com menos formalismo científico. Ou, talvez, observando melhor as coisas ao nosso redor, aguçando a curiosidade e parando alguns minutinhos para ver melhor... Olhe só, tudo tão belo!

Partículas se movimentando alucinadamente, moléculas interagindo umas com as outras, tudo isso para oferecer o espetáculo que observamos a cada segundo. Um desses exemplos é a própria natureza. Vejamos a comunicação entre os insetos. Formigas que vão umas atrás das outras, param, “se olham de frente”, parecem conversar e continuam seu caminho. Papo de formiga? Claro que não, são as substâncias químicas atuando nessa conversa, os chamados “feromônios”! E, por dentro deles, os elementos químicos, os átomos, os elétrons... Não os vemos isoladamente, mas sim o todo, que é a formiga, o formigueiro, seus odores, o efeito da picada e o medicamento para anestesiá-la.

Apesar de ser mais complicado observar fenômenos tão detalhados fora do laboratório, existem inúmeros experimentos, muito simples, que podem ser realizados e nos levam a compreender as tantas coisas que nos cercam.

Assim, é com grande satisfação que apresentamos esta compilação de experimentos temáticos, para que nossos jovens leitores possam desfrutar da Química um pouco mais perto de si.

A idéia foi colher experimentos de baixo custo, fácil operação e seguros, que gerassem a menor quantidade de resíduos, de modo que pudessem ser realizados até mesmo na sala de aula. Em comemoração ao AIQ-2011, a Sociedade Brasileira de Química fez uma chamada aberta à sociedade, convidando todos a enviar experimentos com tais características, o que resultou nesta primeira compilação.

Através de um olhar mais aprofundado e conceitual, os experimentos são aplicáveis ao ensino médio. Numa observação generalizada e curiosa, podem ser inseridos no contexto do ensinamento inicial das ciências, sendo perfeitamente aplicável ao ensino fundamental.

Desejamos que façam bom uso do material, este que é o início da compilação de uma série de experimentos químicos que virão por aí.

Um ótimo Ano Internacional da Química-2011 para todos!!

Os Editores

Prefácio

Este livro traz um série de experimentos de baixo custo e fácil execução, os quais, em sua maioria, podem ser preparados com materiais encontrados no ambiente doméstico. Essas características favorecem o uso destes experimentos como instrumentos pedagógicos para professores que buscam reformular sua prática docente.

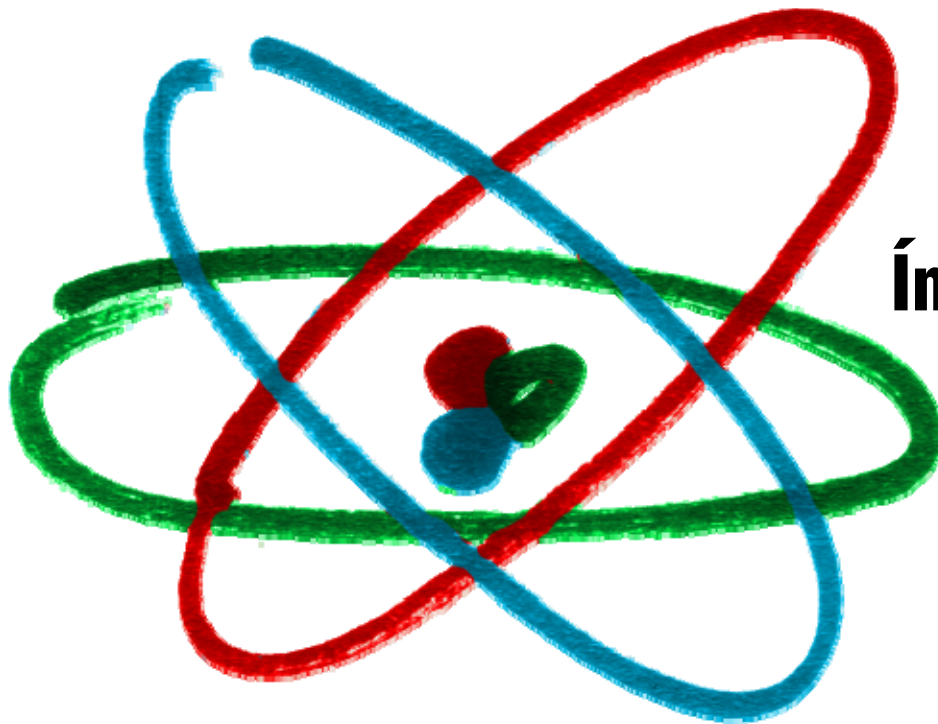
Figuram no livro temas como saúde, alimentos, metais, água, energia, sabões e detergentes, polímeros; há, também, conceitos químicos essenciais como reatividade, separação de substâncias, energia, estequiometria, moléculas da vida, dentre outros. Educadores dos diversos níveis escolares encontrarão, nesta malha temática e conceitual, experimentos que podem enriquecer o planejamento e a prática de ensino, e, se assim o desejarem, poderão criar pontos de articulação com temas e conceitos presentes nas diretrizes curriculares oficiais.

Finalmente, há de se considerar que os experimentos foram selecionados dos repertórios das sociedades científicas químicas do Brasil e do Reino Unido, e foram testados e submetidos ao crivo de especialistas da área de ensino de ciências. O leitor encontrará, ainda, remissão aos artigos originais, indicando, assim, caminho venturoso para extrapolar o repertório do próprio livro.

Guilherme Andrade Marson

Instituto de Química

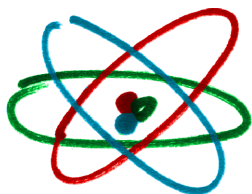
Universidade de São Paulo



Índice

1. Construindo um extintor de incêndio	13
2. À procura da vitamina C	21
3. Separação de corantes presentes em doces comerciais.....	29
4. Jogo pedagógico que explora a propriedade indicadora de pH de extratos de antocianinas de espécies brasileiras.....	35
5. Preparando um indicador ácido-base natural de açaí (<i>Euterpe oleracea</i>).....	45
6. Quanto ar é usado na oxidação do ferro?	51
7. Descontaminação da água por eletrofloculação.....	57
8. A esponja de aço contém ferro ?	65
9. Experimentos com hidrogéis: gel de cabelo e fraldas descartáveis	71

10. Fractais químicos.....	79
11. Remoção de cor e de odor de materiais com o uso do carvão ativado	85
12. Cola derivada do leite.....	91
13. Extraindo ferro de cereais matinais.....	97
14. Cal + água com gás: conhecendo os óxidos	103
15. Tensão superficial – Será que a agulha afunda?	111
16. Corrida brilhante.....	117
17. O que sobe e o que desce?	121
18. A bolinha que quica	127
19. Ovo engarrafado	133
20. Utilizando uma luminária do tipo “Lava-Luz” para o ensino de densidade, dilatação térmica e transformações de energia.....	139



1

Construindo um extintor de incêndio

Contribuição de Marcelo Delena Trancoso

Colégio Brigadeiro Newton Braga, Ilha do Governador, Rio de Janeiro- RJ, Brasil

marcelodt@uol.com.br

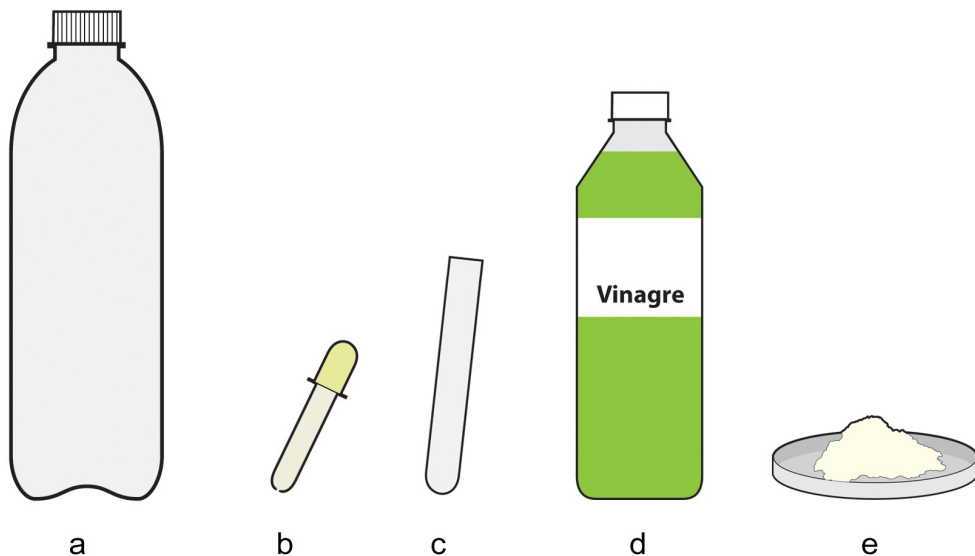
Palavras-chave: extintor, bicarbonato de sódio, vinagre.

Objetivo

O experimento tem por objetivo a construção de um extintor de incêndio caseiro, que visa mostrar aos estudantes a importância da Química em sua vida prática.

Além disso, o experimento permite apresentar aos alunos conceitos sobre reações químicas entre ácidos e bases, empregando reagentes de seu cotidiano, como o vinagre e o bicarbonato de sódio.

Material utilizado



a- 1 frasco de refrigerante de 600 mL

b- 1 tubo de conta-gotas

c- 1 tubo de ensaio de 35 mL

d- 450 mL de vinagre

e- bicarbonato de sódio (NaHCO_3)

Experimento

1. Com o auxílio de um estilete, fure a tampa do frasco de refrigerante de 600 mL, no mesmo diâmetro do tubo do conta-gotas que será utilizado. A seguir, introduza o tubo do conta-gotas no orifício criado na tampa do frasco de refrigerante, como mostra a Figura 1. O furo feito na tampa deve permitir que

o tubo do conta-gotas passe o mais justo possível, visando evitar vazamentos que podem prejudicar o experimento, devido à perda de reagentes. O tubo do conta-gotas pode ser mais bem fixado com o uso de uma fita de teflon ao seu redor, antes de inseri-lo na tampa.

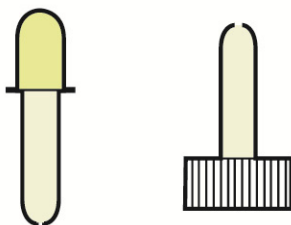


Figura 1- Tampa do frasco com conta-gotas adaptado.

2. No frasco de refrigerante, coloque 450 mL de vinagre comum e, no tubo de ensaio, adicione o bicarbonato de sódio de modo que o vinagre fique 2 cm abaixo da borda do tubo (como mostra a Figura 2).

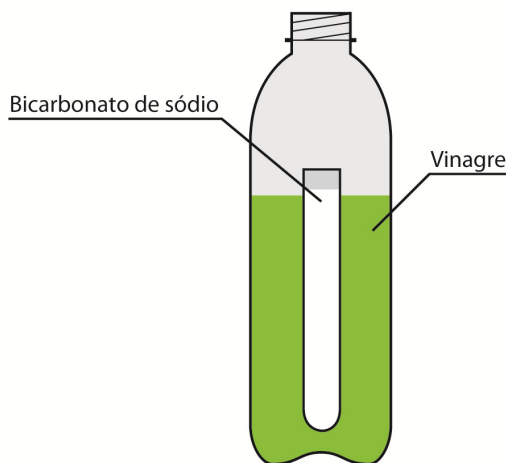


Figura 2- Frasco de refrigerante com vinagre e tubo de ensaio com bicarbonato de sódio.

Tenha cuidado para que o bicarbonato de sódio não entre em contato com o vinagre, pois isso dará início imediato à reação química. Em seguida, feche o frasco de refrigerante com a tampa, mostrada na Figura 1, apertando-a bem.

3. Para o extintor entrar em funcionamento, tampe o furo de saída do contagotas com o dedo indicador e sacuda vigorosamente o extintor, no intuito de provocar a reação química entre o vinagre e o bicarbonato de sódio.

4. Em seguida, incline o extintor para baixo, dirigindo-o para a região que você deseja atingir e tire o dedo da tampa, liberando assim a saída do líquido.

A mistura de água e etanoato (acetato) de sódio será “expulsa” do extintor devido à pressão provocada pela formação do dióxido de carbono (CO_2). Para as quantidades de vinagre e bicarbonato de sódio utilizadas, o jato inicial do líquido emitido pelo extintor terá um alcance aproximado de três metros de distância. Mantendo-se o extintor inclinado para baixo, como mostra a Figura 3, o líquido continuará a ser expelido durante aproximadamente 30 segundos.

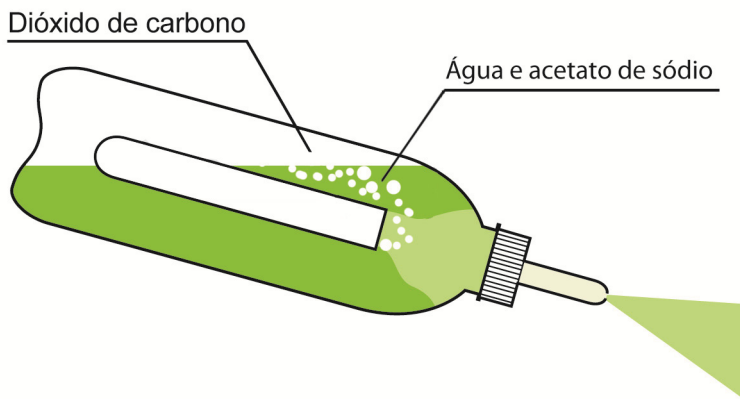
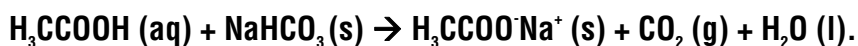


Figura 3- Utilização do extintor de incêndio.

Entendendo o experimento

Reações ácido-base fazem parte do nosso cotidiano. Entre vários exemplos, podemos citar: os aspectos relacionados à higiene, como a eliminação dos resíduos ácidos, deixados pelos alimentos em nossa boca, pelas pastas de dentes que possuem caráter básico; na ação dos antiácidos, tais como os hidróxidos que são usados contra a acidez estomacal e na correção da acidez do solo, para fins agrícolas.

A equação química responsável pelo jato observado produz etanoato de sódio (acetato de sódio) e ácido carbônico, o qual se decompõe em água e dióxido de carbono (gás carbônico, CO_2):



O gás produzido na reação aumenta a pressão interna do extintor e, sendo esta maior do que a pressão externa, a água e o sal formados na reação são expelidos para fora do extintor. O extintor só pode ser empregado quando o fogo estiver em um nível inferior ao do frasco com a mistura reacional, pois é necessário que o gás carbônico “empurre” a água e o sal formados na reação para fora do extintor.

Visando mostrar a importância do experimento, podemos comentar sobre as classes de incêndio: A (materiais que queimam em profundidade e superfície, como madeira, papel, etc.); B (líquidos que queimam na

superfície, como gasolina, álcool, etc.); C (aparelhos elétricos e eletrônicos energizados, como computadores, etc.) e D (materiais que requerem extintores específicos, como sódio, magnésio, etc.). Este extintor é exclusivo para a classe A, mas pode ser empregado na classe C desde que os aparelhos incendiados não estejam ligados à rede elétrica.

Pode-se também orientar os estudantes quanto à importância da prevenção de incêndios, como a criação de brigadas de incêndios, colocação de sensores de fogo em ambientes e recomendações quanto aos cuidados sobre a evacuação de locais fechados em casos de incêndios.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum. As garrafas de plástico (PET) devem ser encaminhadas para a reciclagem.

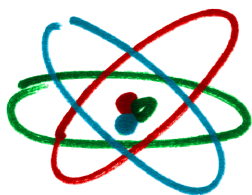
Referências

- *Reeko's Mad Scientist Lab*. Disponível em:

<http://www.spartechsoftware.com/reeko/experiments/ExpFireExtinguisher.htm>.

Acesso em 23/10/10.

- Ferreira, L. H., Hartwig, D. H., Rocha-Filho, R. C. Algumas experiências simples envolvendo o princípio de Le Chatelier. Química Nova na Escola, v.5, p.28, 1997.
- Tolentino, M., Rocha-Filho, R. C., Silva, R. R. O azul do planeta: um retrato da atmosfera terrestre. São Paulo: Ed. Moderna, Coleção Polêmica, 1995, 119p.



2

À procura da vitamina C

Experimento adaptado do periódico Química Nova na Escola

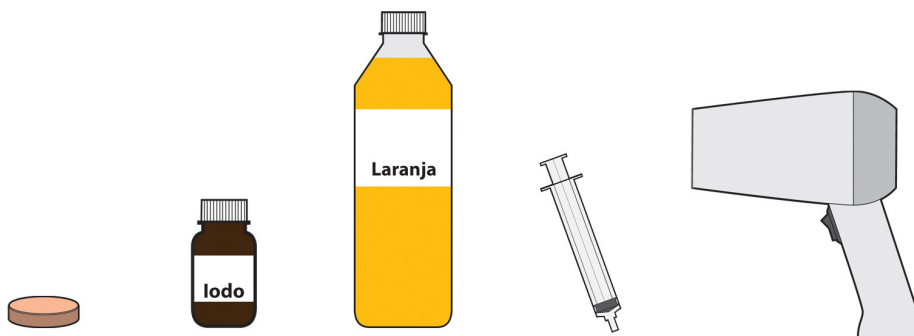
<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/exper1.pdf>

Palavras-chave: ácido ascórbico, vitamina C, óxido-redução.

Objetivo

Com este experimento procura-se desenvolver um procedimento simples para a verificação da presença de vitamina C em sucos de frutas variados.

Material utilizado



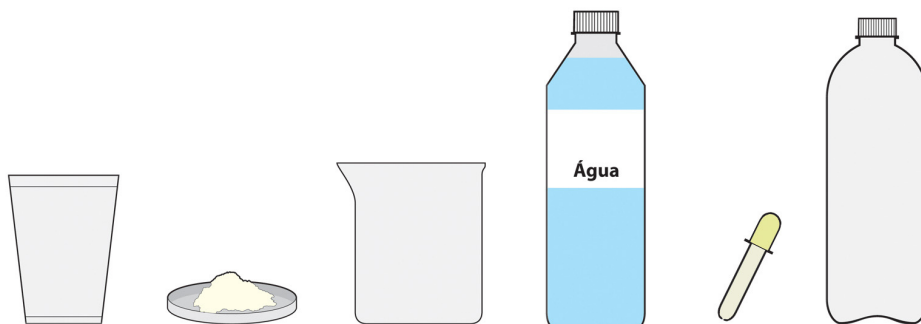
a

b

c

d

e



f

g

h

i

j

k

a- 1 comprimido efervescente de 1 g de vitamina C

b- tintura de iodo a 2% (comercial)

c- sucos de frutas variados (por exemplo: limão, laranja, maracujá e caju)

d- 5 pipetas de 10 mL (ou seringas de plástico descartáveis)

e- 1 fonte para aquecer a água (aquecedor elétrico ou secador de cabelo)

f- 6 copos de vidro

g- 1 colher de chá de farinha de trigo ou amido de milho

h- 1 béquer de 500 mL ou frasco semelhante

i- água filtrada

j- 1 conta-gotas

k- 1 garrafa de refrigerante de 1 L

Experimento

1. Coloque 200 mL de água filtrada em um béquer de 500 mL. Em seguida, aqueça o líquido até uma temperatura próxima a 50 °C, cujo acompanhamento poderá ser realizado com um termômetro ou com a imersão de um dos dedos da mão (nessa temperatura é difícil a imersão do dedo por mais de 3 s). Em seguida, coloque uma colher de chá cheia de amido de milho (ou farinha de trigo) na água aquecida, agitando sempre a mistura até atingir a temperatura ambiente.

2. Em uma garrafa de refrigerante de 1 L, contendo aproximadamente 500 mL de água filtrada, dissolva um comprimido efervescente de vitamina C e complete o volume até 1L.

3. Escolha 6 frutas cujos sucos você queira testar, e obtenha o suco dessas frutas.

4. Deixe à mão a tintura de iodo a 2%, comprada em farmácias.

5. Numere seis copos de vidro, identificando-os com números de 1 a 6. Coloque 20 mL da mistura (amido de milho + água) em cada um desses seis copos de vidro numerados. No copo 1, deixe somente a mistura de amido e água. Ao copo 2, adicione 5 mL da solução de vitamina C; e, a cada um dos copos 3, 4, 5 e 6, adicione 5 mL de um dos sucos a serem testados. Não se esqueça de associar o número do copo ao suco escolhido.

6. A seguir pingue, gota a gota, a solução de iodo no copo 1, agitando constantemente, até que apareça uma coloração azul. Anote o número de gotas adicionado (neste caso, uma gota é geralmente suficiente).

7. Repita o procedimento para o copo 2. Anote o número de gotas necessário para o aparecimento da cor azul. Caso a cor desapareça, continue a adição de gotas da tintura de iodo até que ela persista, e anote o número total de gotas necessário para a coloração azul persistir.

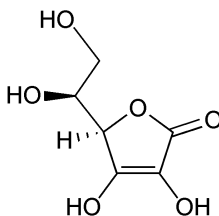
8. Repita o procedimento para os copos que contêm as diferentes amostras de suco, anotando para cada um deles o número de gotas empregado.

A partir desse experimento, algumas questões podem ser propostas aos alunos:

- Em qual dos sucos houve maior consumo de gotas de tintura de iodo?
- Através do ensaio com a solução do comprimido efervescente é possível determinar a quantidade de vitamina C nos diferentes sucos de frutas?
- Procure determinar a quantidade de vitamina C em alguns sucos industrializados, comparando-os com o teor informado no rótulo de suas embalagens.

Entendendo o experimento

A vitamina C, também conhecida como ácido *L*-ascórbico (**1**), foi isolada pela primeira vez sob a forma de um pó cristalino branco, em 1922, pelo pesquisador húngaro Szent-Györgi. Por apresentar comportamento químico fortemente redutor atua, numa função protetora, como antioxidante; na acumulação de ferro na medula óssea, baço e fígado; na produção de colágeno (proteína do tecido conjuntivo); na manutenção da resistência às doenças bacterianas e virais; na formação de ossos e dentes, e na manutenção dos capilares sanguíneos, dentre outras.



Ácido *L*-ascórbico (1)

Segundo a literatura, as principais fontes naturais de ácido ascórbico estão no reino vegetal, representadas por vegetais folhosos (berतालha, brócolis, couve, nabo, folhas de mandioca e inhame), legumes (pimentões amarelos e vermelhos) e frutas (cereja-do-pará, caju, goiaba, manga, laranja, acerola, etc.). Entre esses, quais contêm a maior quantidade de vitamina C? Ao se cozinhar um alimento há perda de vitamina C? Existe diferença entre a quantidade da vitamina quando uma fruta está verde ou madura?

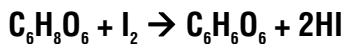
Essas e outras perguntas poderão ser facilmente respondidas realizando-se a experiência acima proposta.

Este tema poderá também ser objeto de pesquisa a ser realizada pelos alunos e seu levantamento apresentado e discutido em sala de aula ou exposições de ciências.

A adição de iodo à solução amilácea (água + farinha de trigo ou amido de milho) provoca uma coloração azul intensa no meio, devido ao fato de o iodo formar um complexo com o amido.

Graças a sua bem conhecida propriedade antioxidante, a vitamina C promove a redução do iodo a iodeto (I^-), que é incolor quando em solução aquosa e na ausência de metais pesados. Dessa forma, quanto mais ácido ascórbico um alimento contiver, mais rapidamente a coloração azul inicial da mistura amilácea desaparecerá e maior será a quantidade de gotas da solução de iodo necessária para restabelecer a coloração azul.

A equação química que descreve o fenômeno é:



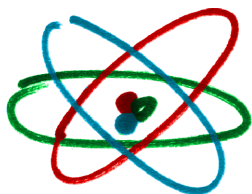
(ácido ascórbico + iodo → ácido deidroascórbico + ácido iodídrico)

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum. As garrafas de plástico (PET) devem ser encaminhadas para a reciclagem.

Referências

- Conn, E. E., Stumpf, P.K. Introdução à Bioquímica. Trad. Lélia Mennucci, M. Julia M. Alves, Luiz J. Neto *et al.* São Paulo: Edgard Blücher, 1975, p.184-185.
- Experimento 09. Determinação do teor de vitamina C em comprimidos. Disponível em: http://www.catalao.ufg.br/siscomp/sis_prof/admin/files/sil-freitas/data23-04-2009-horas13-50-41.pdf. Acesso em 23/09/10.
- Silva, R R, Ferreira, G.A.L., Silva, S L. À Procura da Vitamina C. Química Nova na Escola, n.2, p.1, 1995.



3

Separação de corantes presentes em doces comerciais

Experimento adaptado da Royal Society of Chemistry

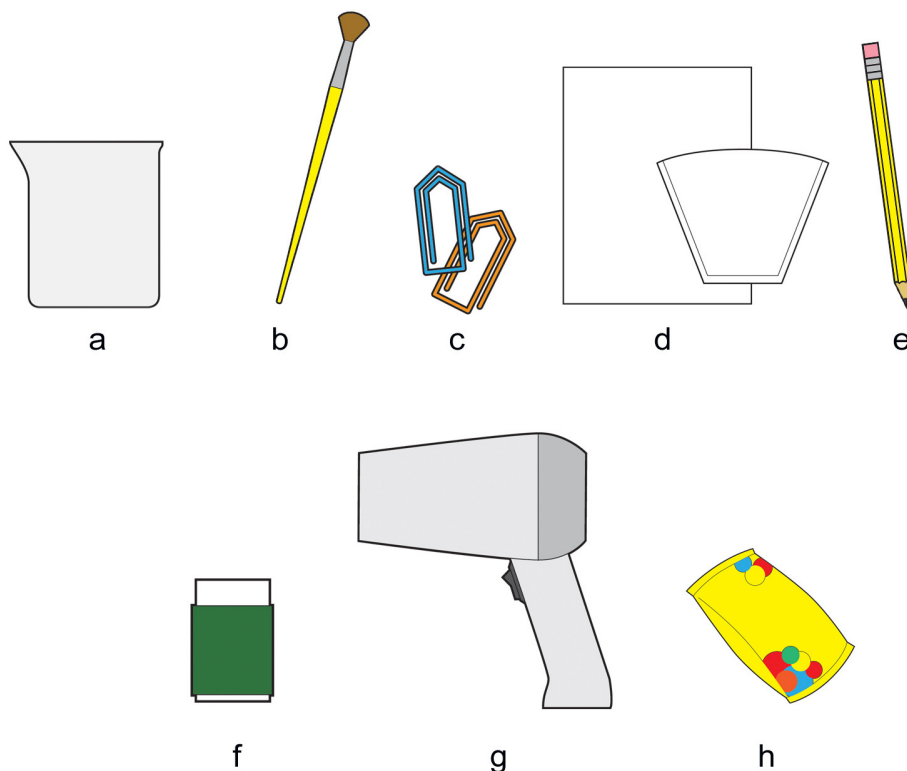
<http://www.practicalchemistry.org/experiments/chromatography-of-sweets,194,EX.html>

Palavras-chave: cromatografia, corante, métodos de análise.

Objetivo

Com o experimento pretende-se apresentar aos estudantes uma técnica de análise rotineira usada em laboratórios de análise e, paralelamente, abordar aspectos que facilitem o entendimento da natureza dos aditivos que são empregados em alimentos, a exemplo dos corantes.

Material utilizado



a- béquer de 100 mL

b- pincel pequeno com ponta arredondada

c- 2 clips de plástico

d- papel para cromatografia (pode ser usado um papel de filtro qualitativo ou papel de coador de café; nesse caso a separação das substâncias fica menos nítida)

e- 1 lápis

f- 1 borracha

g- 1 secador de cabelo (opcional)

h- 1 saquinho de balas coloridas, de preferência da marca *M&M'S*, conforme a referência original.

Experimento

Para obter resultados melhores neste experimento, recomenda-se o uso de papel de filtro qualitativo, próprio para laboratório. Caso não se tenha acesso a esse tipo de papel, é aceitável o uso de papel de coador para café.

No procedimento original, foi sugerido o uso do confeito *M&M'S*, que possui em torno de 6 a 7 cores. Outros confeitos ou corantes podem ser usados, inclusive corantes líquidos para bolos.

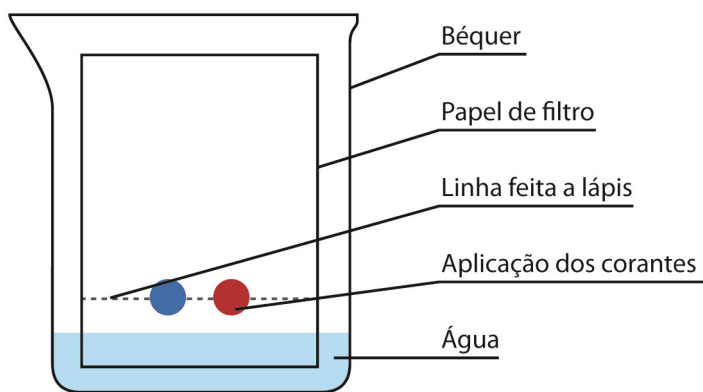
1. Corte um pedaço de papel de filtro, na forma de um retângulo, que caiba num béquer de 100 mL, de modo que o retângulo cortado fique afastado das laterais do béquer em 1 cm de cada lado e 1 cm da borda. Em seguida, marque com um lápis uma linha na horizontal que esteja afastada 1,5 cm da base do papel.
2. Use um pincel umedecido para remover a cor do confeito *M&M'S* e faça, com esse pincel, um círculo pequeno na linha traçada sobre o papel.
3. Lave o pincel e aplique outra cor, da mesma forma, mantendo os círculos afastados em pelo menos 0,5 cm, até preencher a linha com várias cores.
4. Anote com lápis o nome da cor embaixo de cada círculo (não use caneta!).

5. Ponha água no béquer, de modo que seu fundo seja preenchido com um pequeno volume de água (a quantidade de água deve preencher cerca de 0,5 cm).

6. Leve o papel com os círculos coloridos ao béquer. O papel deve ficar com sua borda inferior mergulhada na água, porém sem que a água toque nas manchas coloridas. A base do papel deve ser deixada o mais reta possível para que, com a passagem da água, as manchas se movimentem ao mesmo tempo e não borrem.

7. Deixe a água subir pelo papel. Quando ela chegar próximo ao topo do papel, remova-o do béquer.

8. Marque a altura final que a água alcançou no papel.



9. Deixe o papel secar ao ar ou seque-o com um secador de cabelos.

Entendendo o experimento

Este experimento trata de uma das técnicas de separação mais empregadas em Química, a cromatografia, amplamente utilizada em laboratórios, na pesquisa ou no controle de qualidade nas áreas de alimentos, farmacêutica, dentre outras. Aqui, ela é usada para separar corantes presentes em doces usualmente apreciados pelos estudantes. Além disso, conceitos como solubilidade, partição e adsorção podem ser introduzidos. Aspectos gerais sobre corantes alimentícios também podem ser discutidos.

A cromatografia é um método físico-químico de separação, onde ocorre a migração dos componentes de uma mistura entre uma fase estacionária (no caso, o papel) e uma fase móvel (no caso, a água).

É possível empregá-la tanto na análise de misturas simples quanto complexas, o que a torna uma técnica de grande utilidade.

O termo cromatografia foi criado, em 1906, por um botânico russo que trabalhava com a separação de constituintes químicos presentes em plantas. Por ter sido observada a separação de cores na análise, o termo dado ao processo foi cromatografia (*chrom* = cor e *graphie* = escrita). Mas a técnica é empregada para diversos tipos de amostras, muitas das quais incolores e que precisarão do auxílio de um agente revelador para que se possa observar o resultado da separação.

Algumas perguntas que poderão servir de guia aos estudantes:

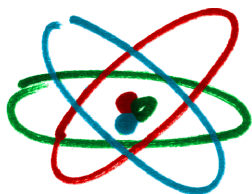
- a) Por que alguns corantes mantêm uma única cor durante o processo cromatográfico e outros se desdobram em várias cores?
- b) Por que alguns corantes se movimentam mais, ficando mais próximos do topo do papel que os outros?
- c) Verifique se, no rótulo do confeito, está descrito quais corantes foram usados e tente associar essa informação ao seu resultado.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum.

Referências

- Fonseca, S.F., Gonçalves, C.C.S. Extração de pigmentos do espinafre e separação em coluna de açúcar comercial. Química Nova na Escola, v.20, p.55, 2004.
- Ribeiro, N.M., Nunes, C. R. Análise de pigmentos de pimentões por cromatografia em papel. Química Nova na Escola, v.29, p.34, 2008.
- Silva, S. L. A., Ferreira, G. A. L., Silva, R. R. À procura da Vitamina C. Química Nova na Escola, n.2, p.1, 1995.



4

Jogo pedagógico que explora a propriedade indicadora de pH de extratos de antocianinas de espécies brasileiras

Contribuição de: Acácia Adriana Salamão, Adriana Vitorino Rossi*, Aline Seemann Alves, Gustavo Giraldi Shimamoto, Martha Maria Andreotti Favaro e

Thaís Blume Coelho

GPQUAE - Instituto de Química – UNICAMP, Campinas-SP, Brasil

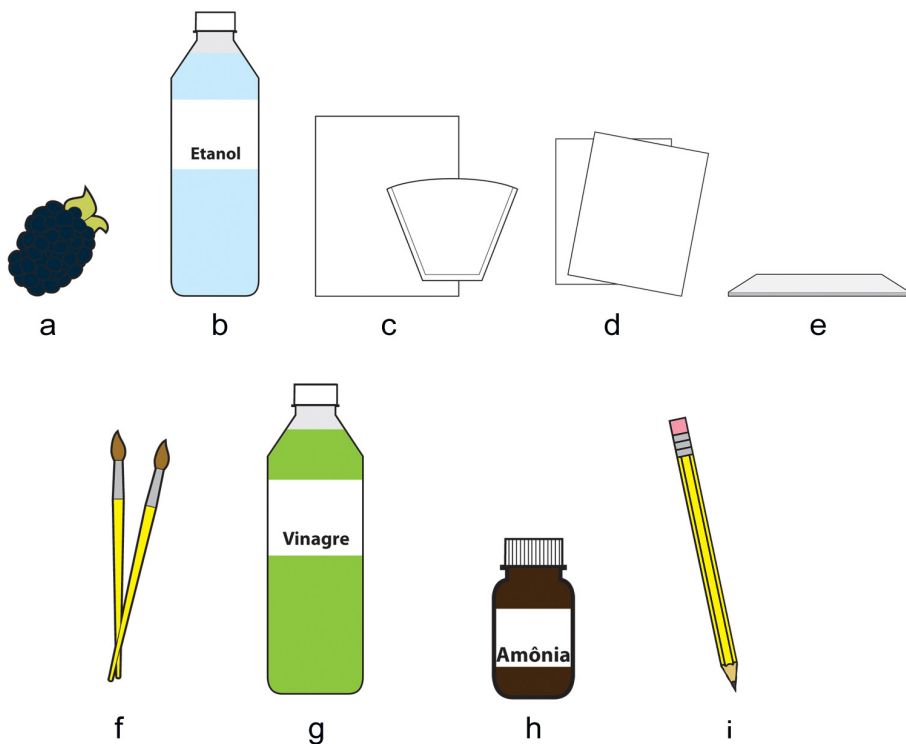
**adriana@iqm.unicamp.br*

Palavras-chave: extratos de frutas, antocianinas, indicador de pH, ácido/base

Objetivo

O experimento faz uso de extratos de antocianinas (ACiS) de espécies vegetais típicas do Brasil (ou mesmo nativas), explorando sua capacidade tintorial para desenvolver aplicação gráfica. O objetivo é criar um *kit* lúdico-pedagógico barato, de fácil acesso e manipulação, sem envolver reagentes tóxicos nem gerar resíduos que precisem ser tratados, explorando a característica corante e a propriedade de indicador de pH das ACiS.

Material utilizado



A quantidade descrita a seguir é suficiente para cerca de 40 cartelas.

a- 30 g de fruta que contenha antocianinas, de acordo com a disponibilidade da região e sazonalidade. Sugestões: amora, jussara, uva, jabuticaba e jabolão

b- 90 mL de etanol de uso doméstico (92,6 °GL)

c- papel de filtro ou coador de papel e funil, para a filtração do extrato

d- folhas de papel *sulfite* para produzir as cartelas do jogo

e- superfície impermeável (placa de vidro ou granito) para a secagem das cartelas

Observação: ao ser usada na secagem das folhas, a superfície pode ficar manchada.

f- 2 pincéis pequenos que podem ser substituídos por pena de ave ou pena de nanquim

g- 20 mL de solução ácida: tampão de pH 3 (ácido acético / acetato de sódio) ou vinagre

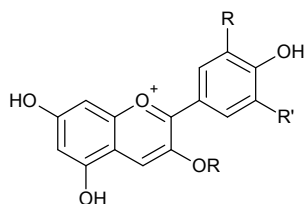
h- 20 mL de solução alcalina: solução tampão de pH 10 (amônia / cloreto de amônio) ou limpador doméstico tipo multiuso

i- lápis para desenhar as cartelas ou impressora

Observações:

O desenvolvimento do experimento pode ser facilitado, pois é possível fazer adaptações caso algum material não esteja disponível e para atender às regionalidades, como na escolha da fonte de ACiS. Além disso, o experimento dispensa infraestrutura laboratorial, podendo ser ajustado para mínima disponibilidade de recursos.

Experimento



Antocianina	Grupo R	Grupo R'	Grupo R''
Cianidina-3-glicosídeo	OH	H	glicose
Cianidina-3-galactosídeo	OH	H	galactose
Cianidina-3-rutinosídeo	OH	H	rutinese
Delfinidina-3-glicosídeo	OH	OH	glicose
Pelargonidina-3-glicosídeo	H	H	glicose
Malvidina-3-glicosídeo	OCH ₃	OCH ₃	glicose
Peonidina-3-glicosídeo	OCH ₃	H	glicose

Figura 1- Corantes naturais do grupo das antocianinas.

Com este experimento, foi desenvolvido um jogo de cartela, a ser preenchida pelos participantes e no estilo de ligar pontos, para explorar a propriedade corante de ACiS, com estrutura genérica ilustrada na Figura 1. O jogo criado foi nomeado “SHIMAGAME” e também aproveita a propriedade

das ACiS como indicador de pH. O extrato é adequado para diferenciar as soluções ácidas de alcalinas, pois se torna vermelho em meio ácido e azul em meio alcalino.

1. Os extratos de ACiS são obtidos por imersão das fontes (qualquer fruta ou vegetal que seja rico em ACiS como jussara, amora, uva, jabolão ou jabuticaba) em etanol, levemente aquecido em banho-maria, na proporção aproximada 1:3 fruta/solvente (m/v), por 30 minutos. Em seguida, o extrato é filtrado em papel de filtro ou coador de café, com o auxílio de um funil. O PREPARO DOS EXTRATOS DE FRUTAS EM ETANOL DEVE SER REALIZADO FORA DA SALA DE AULA E COM ACOMPANHAMENTO DO RESPONSÁVEL, POIS EMPREGA AQUECIMENTO DE MATERIAL INFLAMÁVEL.

2. Para produzir o jogo, uma folha de papel *sulfite* é mergulhada no extrato de ACiS e colocada sobre a superfície plana e impermeável (placa de vidro), para secar à temperatura ambiente. Depois, no papel tratado com ACiS, imprimem-se (impressoras comerciais) ou desenham-se (a lápis, de preferência) pontos sequenciais separados por, no mínimo, 2,0 cm, formando uma tabela com aproximadamente 10 linhas por 10 colunas de pontos, como apresentado na Figura 2.

3. Em cada folha de *sulfite* cabem 2 cartelas. São necessários 2 pincéis (substituíveis por pena de ave ou pena de nanquim) e 2 soluções, sendo uma ácida e outra alcalina, para funcionar como as canetas do jogo. Podem-se

Química perto de você | 40

está ganhando, pois foram formados dois quadrados completos de cor azul, contra apenas um quadrado vermelho (coloração obtida com o uso da solução ácida).

Entendendo o experimento

Na natureza, existem diversas fontes de corantes naturais, dentre elas frutas e flores típicas do Brasil, que apresentam coloração característica devido a alguns compostos orgânicos como as antocianinas (ACiS). Atualmente, sabe-se que as ACiS são responsáveis por cores que variam entre laranja, rosa, vermelha, violeta e azul em flores, frutas, folhas e raízes. Uma das principais funções das ACiS nas flores e frutas é atrair agentes polinizadores e dispersores de sementes. As antocianinas (ACiS) são formadas estruturalmente por duas partes, uma sacarídica e outra conhecida como aglicona, neste caso chamada de antocianidina.

O fato de soluções de ACiS apresentarem diferentes cores, dependendo do pH do meio, faz com que essas soluções possam ser utilizadas como indicadores de pH. Diversos autores têm estudado a propriedade indicadora de pH das ACiS para aplicações didáticas, como a determinação do pH de materiais domésticos e a indicação do ponto final de titulações ácido/base, dentre outras.

O experimento proposto permite introduzir, ilustrar e demonstrar conceitos como acidez, basicidade, indicadores de pH, dentre outros. Além disso, o uso de extratos obtidos a partir de frutas permite abordar outros aspectos relacionados com a composição e a disponibilidade de espécies vegetais, sua ocorrência e uso popular, além de expandir a discussão para questões interdisciplinares, possibilitando abordar aspectos relacionados com a biodiversidade e a ecologia (já que espécies em extinção, como a jussara, podem ser utilizadas de forma sustentável). Isto contribui para articular estratégias interdisciplinares, contextualizadas, que favorecem o desenvolvimento de habilidades e competências importantes para a formação do cidadão.

A partir desta abordagem, a conceituação de ácidos, bases e pH é favorecida, sendo associada aos sistemas reais e acessíveis, como a importância do pH controlado do sangue para a saúde; as faixas de pH de solos adequados para crescimento das plantas, com desdobramentos sociais e econômicos; a acidez ou basicidade de diversos produtos de limpeza e materiais de uso doméstico e o efeito destacado do pH em fenômenos de impacto ambiental, como a chuva ácida.

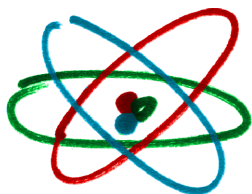
O gosto das frutas pode indicar a presença de ácidos ou bases: limão e laranja contêm ácido cítrico, enquanto a banana verde tem sabor adstringente característico de substâncias alcalinas, mas não se deve levar à boca qualquer substância para testar sua acidez ou basicidade; para isso servem os indicadores de pH.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados no experimento não envolvem soluções de compostos tóxicos e nem condições drásticas de pH, de forma que podem ser descartados na pia. As cartelas de papel impregnadas com extrato e usadas nos jogos podem ser levadas para a reciclagem.

Referências

- Antunes, M., Adamatti, D. S., Pacheco, M. A. R., Glovanela, M. pH do solo:determinação com indicadores ácido-base no ensino médio. Química Nova na Escola, v.31, p.283, 2009.
- Cortes, M.S., Ramos, L.A., Cavalheiro, E.T.G. Titulações espectrofotométricas de sistemas ácido-base utilizando extrato de flores contendo antocianinas. Química Nova, v.30, p.1014, 2007.
- Huizinga, J. Homo Ludens: O Jogo como elemento da Cultura. 5ª Edição. São Paulo: Editora Perspectiva, 2004.
- Terci, D. B. L., Rossi, A. V. Indicadores naturais de pH: usar papel ou solução? Química Nova, v.25, p.684, 2002.
- Terci, D. B. L. Aplicações analíticas e didáticas de antocianinas extraídas de frutas. Tese de Doutorado. Instituto de Química – UNICAMP. Campinas, São Paulo, 2004.



5

Preparando um indicador ácido-base natural de açaí (*Euterpe oleracea*)

Contribuição de: Adriana Marques de Oliveira*, Nilcéa de Fátima Silva
de Jesus e Lubervânia Carvalho Balieiro

Laboratório de Química, Universidade Federal do Pará, Breves-PA, Brasil

**adrianamarqs@gmail.com*

Adaptado de:

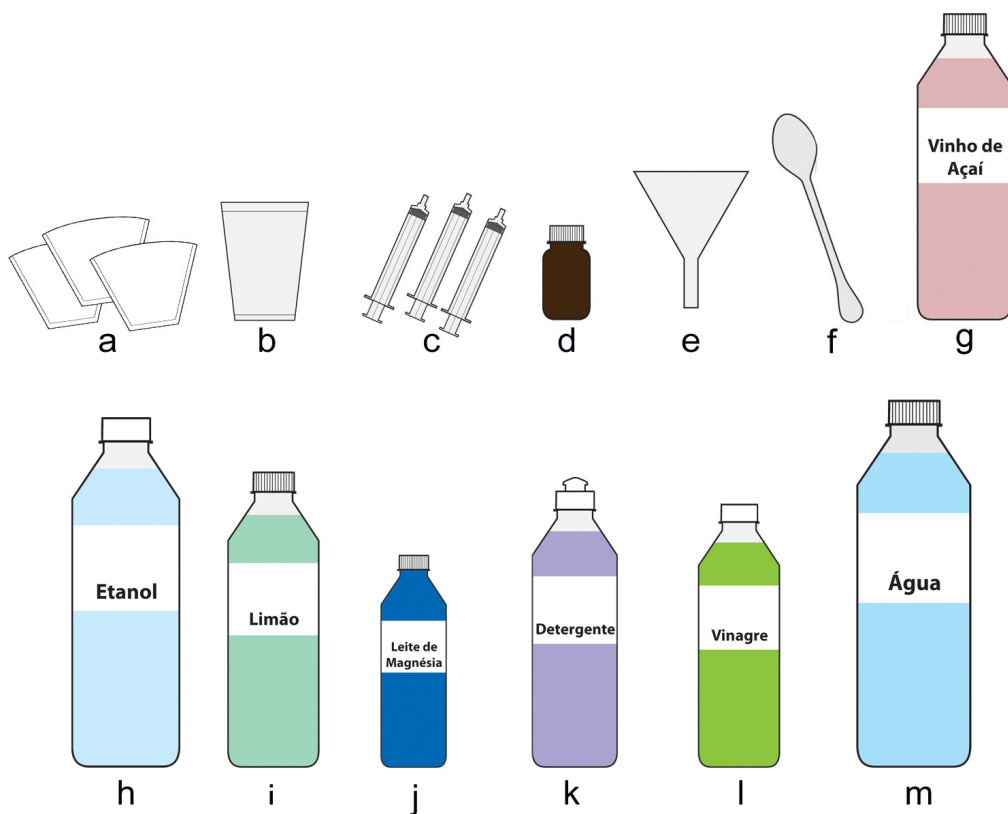
[http://www.prp.ueg.br/06v1/conteudo/pesquisa/indic-
cien/eventos/sic2005/arquivos/exatas/aplicacao_extrato.pdf](http://www.prp.ueg.br/06v1/conteudo/pesquisa/indic-cien/eventos/sic2005/arquivos/exatas/aplicacao_extrato.pdf)

Palavras-chave: açaí, antocianinas, acidez, basicidade, indicador de pH

Objetivo

Este experimento tem como finalidade utilizar o açaí como indicador natural para classificar substâncias ácidas e básicas. Trata-se de uma atividade que atende ao conteúdo de funções inorgânicas (ácidos e bases), trabalhados atualmente na nona série do ensino fundamental.

Material utilizado



- a- 3 unidades de filtros de papel para café nº102
- b- 5 copos (de vidro ou plástico) de 200 mL
- c- 3 seringas descartáveis (2 de 5 mL e 1 de 10 mL)
- d- 1 vidro de cor marrom (âmbar) de 100 mL
- e- 1 funil ou coador de café
- f- 1 colher de sopa
- g- 50 g de “vinho” de açaí ou polpa de açaí
- h- 100 mL de álcool etílico a 70%
- i- 5 mL de suco de limão
- j- 5 mL de hidróxido de magnésio (leite de magnésia)
- k- 5 mL de detergente
- l- 5 mL de vinagre
- m- 30 mL de água.

Experimento

O experimento compreende dois procedimentos:

1. Preparo do extrato do açaí: dissolva 50 g do vinho ou polpa do açaí em 100 mL de álcool etílico a 70 %. Agite várias vezes usando uma colher. Com auxílio de um funil, filtre a mistura para um dos copos de 200 mL. Em seguida, armazene o filtrado no vidro âmbar. ESTA ETAPA DEVE SER

PREPARADA FORA DA SALA DE AULA POR MANUSEAR MATERIAL INFLAMÁVEL.

2. Realizando o experimento com o indicador natural de açaí: numere quatro copos de 200 mL de 1 a 4. Utilizando seringas descartáveis, meça e adicione no copo N° 1 o volume de 5 mL de suco de limão, 10 mL de água e 5 mL de extrato de açaí; no copo N° 2, adicione 5 mL de hidróxido de magnésio (leite de magnésia), 10 mL de água e 5 mL de extrato de açaí; no copo N° 3, adicione 5 mL de detergente, 10 mL de água e 5 mL de extrato de açaí; e, no copo N° 4, adicione 5 mL de vinagre, 10 mL de água e 5 mL de extrato de açaí, respectivamente. Observe o que acontece em cada recipiente e promova com os alunos uma discussão sobre o comportamento de cada material adicionado ao extrato de açaí.

Entendendo o experimento

O “vinho” ou polpa do açaí, cuja espécie botânica é conhecida como *Euterpe oleracea*, é um alimento presente na refeição da maioria dos paraenses da região amazônica. Estudos indicam que o açaí pode ser utilizado como energético. Por isso, está sendo amplamente comercializado em todo Brasil.

Além disso, o açaí contém antocianinas (ACiS), substâncias responsáveis pelas colorações nos tons de azul, vermelho e arroxeado em

diversos tecidos vegetais, especialmente em flores e frutos. As ACiS mudam sua coloração conforme a acidez ou basicidade do meio em que se encontram. Isso faz com que o extrato de açaí possa atuar como um indicador ácido-base, tornando-se um exemplo interessante para ser utilizado em aulas de Ciências e introduzir os conceitos de acidez e basicidade.

As frutas são abundantes em todas as regiões geográficas brasileiras, tornando-se um material alternativo importante para experimentos simples. O extrato do açaí, por exemplo, torna-se avermelhado em soluções ácidas ($\text{pH} < 7$); esverdeado em soluções básicas ($\text{pH} > 7$) e roxo claro em soluções neutras ($\text{pH} 7$).

Como sugestão, após a realização da atividade, o aluno deve ser indagado quanto ao comportamento dos materiais usados, como por exemplo:

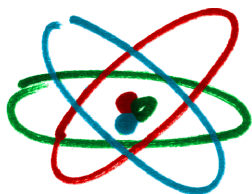
- A) O que você observou quando adicionou extrato de açaí ao suco de limão? Ao vinagre? Ao leite de magnésia? Ao detergente? B) Após sua observação, diga em que copo há substâncias ácidas, básicas ou neutras?

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum.

Referências

- Ribeiro, G.D. Açaí-solteiro, Açaí-do-Amazonas, uma boa opção de exploração agrícola em Rondônia. Ambiente Brasil. 2005. Disponível em: www.ambientebrasil.com.br/agropecuário/artigos/acaisolteiro.html. Acesso em 24/09/10.
- Sardella, A. Química- Série Novo Ensino Médio. Volume Único. Rio de Janeiro: Ed. Ática, 2003.
- Terci, D. B. L., Rossi, A.V. Indicadores naturais de pH: usar papel ou solução? Química Nova, v.25, p.684, 2002.
- Aplicação de extrato de açaí no ensino de química. Disponível em: http://www.prp.ueg.br/06v1/conteudo/pesquisa/indic-cien/eventos/sic2005/arquivos/exatas/aplicacao_extrato.pdf . Acesso em 24/09/10.



6

Quanto ar é usado na oxidação do ferro?

Experimento adaptado da Royal Society of Chemistry

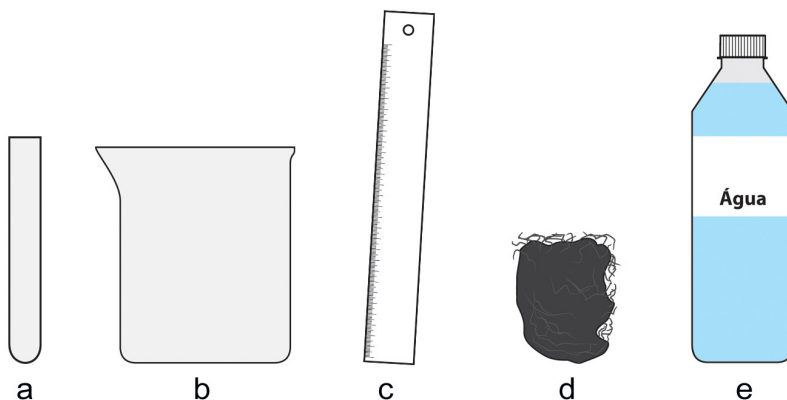
<http://www.practicalchemistry.org/experiments/intermediate/oxidation-and-reduction/how-much-air-is-used-during-rusting.208.EX.html>

Palavras-chave: oxidação, ferro, ferrugem

Objetivo

Este experimento tem como finalidade apresentar aos estudantes os conceitos básicos relativos à oxidação que ocorre nos metais, tão presente no nosso cotidiano. Visa introduzir aspectos gerais sobre os processos de oxidação no dia a dia.

Material utilizado



a- 1 tubo de ensaio

b- 1 béquer

c- 1 régua

d- fios de ferros ou palha de aço (como usadas na limpeza de panelas)

e- água filtrada

Experimento

1. Coloque aproximadamente 3 cm de fios de ferro ou palha de aço no fundo do tubo de ensaio e umedeça com água.

2. Adicione água em um béquer como demonstrado na Figura 1. Inverta o tubo de ensaio contendo o fio de ferro e coloque-o no béquer com água,

conforme mostrado na Figura 1. Meça a altura da coluna de ar dentro do tubo com a régua.

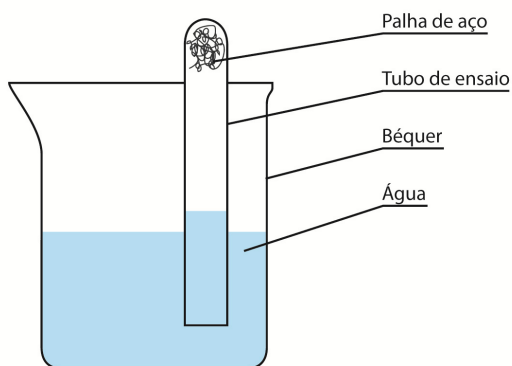


Figura 1 - Demonstração do experimento

3. Deixe o material descansar por uma semana.
4. Após esse período, sem retirar o tubo da água, meça novamente a coluna de ar dentro do tubo.

Entendendo o experimento

O processo de corrosão provoca inúmeros prejuízos à indústria, e traz muitos transtornos no nosso dia a dia, a exemplo dos estragos provocados pela ferrugem nos aparelhos eletrônicos, eletrodomésticos e mesmo nos brinquedos.

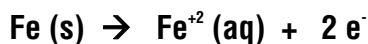
Grande parte dessa perda se deve à corrosão do ferro e do aço (uma liga metálica formada basicamente por ferro (Fe) e carbono (C)), embora muitos outros metais também sofram corrosão.

Em relação ao ferro, a gravidade dos prejuízos deve-se muito ao fato de que seu óxido, formado na sua oxidação, não se adere à superfície do metal que sofreu a oxidação, e assim descama facilmente. Isto provoca fraqueza estrutural e desintegração do metal.

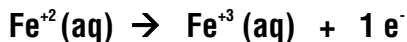
A corrosão ocorre na presença da umidade. Quando o ferro é exposto ao ar umedecido, ele reage com o oxigênio formando a ferrugem, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$.

A quantidade de água complexada com o óxido de ferro (III) (Fe^{3+}) varia, como é indicado pelo “x” na fórmula anterior. Essa quantidade também determina a cor da ferrugem, que pode variar de preto a amarelado, chegando ao laranja escuro.

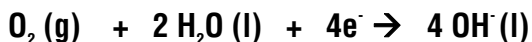
A formação da ferrugem é um processo complexo, que envolve inicialmente a oxidação de $\text{Fe}(0)$ a $\text{Fe}(\text{II})$:



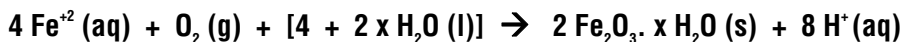
Para as próximas etapas, tanto a água quanto o oxigênio são necessários. Os íons de Fe(II) são novamente oxidados, agora a Fe(III):



Os elétrons liberados nesses processos são usados para reduzir o oxigênio:



Os íons férricos Fe(III) se combinam com o oxigênio para formar o óxido férrico que é, então, hidratado, variando com a quantidade de água presente. A equação global de formação da ferrugem a partir do Fe (II) pode ser descrita como:



A presença de água acelera a formação da ferrugem, o que justifica que as ferrugens se tornem muito mais presentes em metais expostos aos ambientes mais úmidos do que nos secos.

Além da umidade, muitos outros fatores afetam a taxa de corrosão. Por exemplo, a presença de sal acelera a oxidação de metais. Isso se deve ao fato de que o sal, em contato com a água, aumenta a condutividade da solução aquosa formada na superfície do metal, aumentando a taxa de

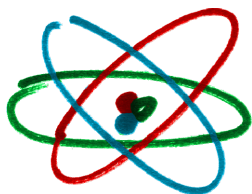
corrosão. Por isso materiais de ferro tendem a corroer muito mais rapidamente quando expostos ao sal (como o usado para derreter a neve ou gelo nas estradas) ou ao ar salgado úmido perto do mar.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados nesse experimento podem ser descartados no lixo comum.

Referências

- Bocchi, N., Ferracin, L.C., Biaggio, S.R. Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental. Química Nova na Escola, v.11, p.3, 2000.
- Merçon, F., Guimarães, P. I. C., Mainier, F. B. Corrosão: um exemplo usual de fenômeno químico. Química Nova na Escola, v.19, p.11, 2004.



7

Descontaminação da água por eletrofloculação

Contribuição de: Sidney Aquino Neto* e Adalgisa Rodrigues de Andrade

Departamento de Química, Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de

Ribeirão Preto, Universidade de São Paulo, Ribeirão Preto - SP, Brasil

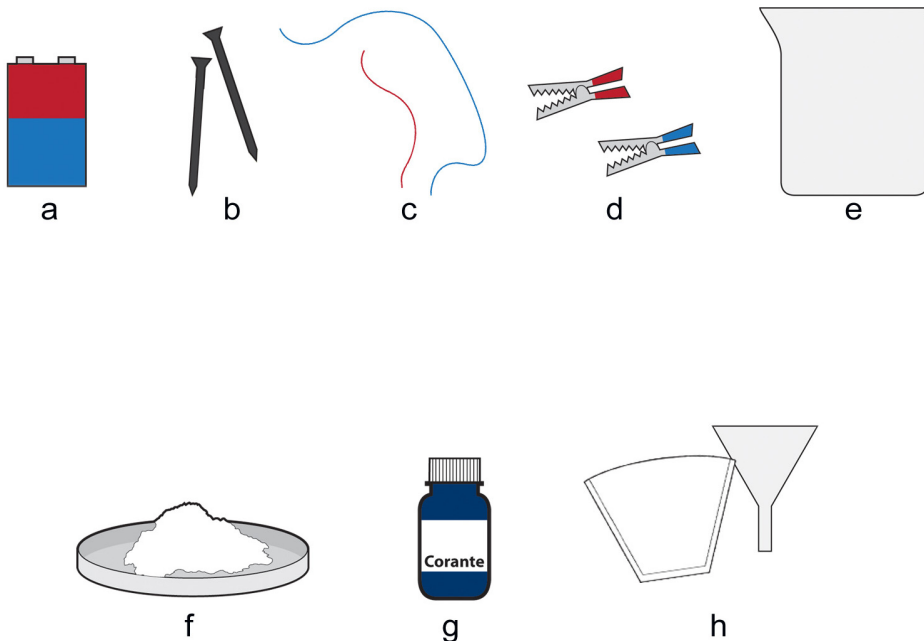
**netoaquino@pg.ffclrp.usp.br*

Palavras-chave: eletrofloculação, tratamento de resíduos, educação ambiental

Objetivo

A proposta desse experimento é demonstrar aos estudantes que a descontaminação da água pode ser realizada por eletrofloculação, por meio de um desenvolvimento prático simples. Para uso em aulas do Ensino Fundamental ou Médio, visa alertar e despertar os alunos às questões ambientais, introduzindo uma postura mais crítica quanto ao tema.

Material utilizado



a- bateria de 9 V

b- 2 pregos comuns

c- 2 fios de cobre (aproximadamente de 20 cm comprimento)

d- garras do tipo “jacaré”

e- 1 béquer de 50 mL

f- cloreto de sódio (sal de cozinha)

g- corante alimentício, café ou refrigerante de cola

h- filtro de papel de poro fino e coador (do tipo para café)

Experimento

1. Adicione aproximadamente 30 mL de H_2O em um béquer (ou um pequeno copo 1): Adicione aproximadamente 30 mL de H_2O em um béquer (ou um pequeno copo de vidro) de 50 mL, contendo cerca de 100 mg (1 colher de café) de sal de cozinha (NaCl) (que atua como eletrólito ou “carregador dos elétrons”) e algumas gotas de corante alimentício, café ou refrigerante de cola.
2. Monte o sistema como demonstrado na Figura 1, de forma que os dois pregos fiquem completamente imersos na solução em lados opostos.

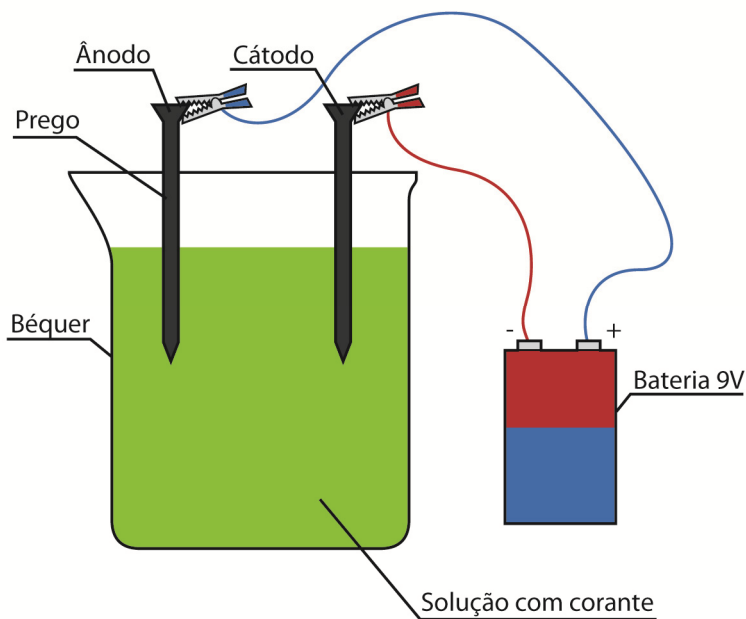


Figura 1 - Esquema experimental para a realização do experimento de eletrofloculação.

3. Os pregos serão, a seguir, conectados a uma fonte de corrente contínua (DC, uma bateria de 9 V ou 3 pilhas em série), por meio de fios de cobre comuns utilizando garras do tipo “jacaré”. Os pregos não devem ser tocados para impedir a ocorrência de um curto-circuito. A partir desse momento, o anodo da célula começa a ser lentamente dissolvido por oxidação, enquanto é possível observar bolhas de hidrogênio sendo produzidas sobre o catodo.

4. O corante imediatamente começará a mudar de cor ao redor do catodo e uma espécie de lama (contendo hidróxido de ferro, como descrito acima) começará a se formar. Dentro de poucos minutos haverá lama suficiente para absorver a maior parte do corante e o experimento poderá ser encerrado. Agite bem a célula e seu conteúdo; então, derrame a solução em um funil contendo filtro de papel de poro fino (coador de café) e colete o filtrado.

Entendendo o experimento

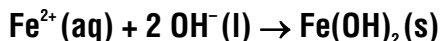
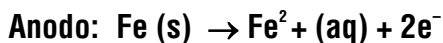
A atividade humana, sobretudo em ambientes industriais, é uma grande agente geradora de resíduos, com sérias consequências ambientais. Além disso, por muitos anos, os seres humanos vêm utilizando de maneira insensata os mais variados recursos naturais. Esses fatores tornam a problemática ambiental uma questão de extrema urgência, que exige bastante conscientização por parte da população mundial. A educação ambiental tem

um papel fundamental na formação daqueles que, num futuro próximo, arcarão com as consequências deste modo de vida.

Em vista da escassez dos recursos hídricos estão sendo desenvolvidas, atualmente, diversas alternativas e tecnologias para o tratamento de águas residuais. Dentre os conhecidos “processos verdes”, uma das técnicas mais utilizadas para o tratamento de poluentes é a eletrofloculação, também chamada de eletrocoagulação ou eletroflotação.

O método de eletrofloculação é caracterizado por instrumentação e operação simples, num curto tempo, apresentando boa eficiência na remoção de poluentes de águas residuais. Os currículos dos cursos de Ciência no Ensino Fundamental pouco mostram sobre os métodos de tratamento de efluentes e, conseqüentemente, poucas são as proposições de experimentação.

Neste experimento, para a remoção de corantes, um eletrodo de ferro (prego) é usado para fornecer íons metálicos para a formação de hidróxido de ferro (II ou III), pouco solúvel, que absorverá o corante presente na solução. Adicionalmente, bolhas de gás são produzidas no outro eletrodo, que arrastam alguns dos flocos formados pelo hidróxido e ajudam no estágio de separação (eletroflotação). Os corantes são de uso alimentício, facilmente obtidos no comércio.



A partir deste experimento, busca-se alertar os estudantes sobre como o ser humano vem utilizando e se apropriando do mundo natural, levando a discussão para a dimensão das perturbações na hidrosfera provocadas pela ação humana e possíveis ações preventivas ou corretivas de maneira individual ou coletiva. Além disso, temas específicos relacionados à Química (como a destilação, decantação, filtração, e conceitos como potencial eletroquímico e transporte de elétrons) e tratamento de esgoto também devem ser abordados.

Este experimento abre ainda a possibilidade de trabalhar conteúdos da escala macro para a microscópica, temática bastante discutida em disciplinas pedagógicas de Licenciatura.

Após a aplicação desse experimento, anteriormente realizado em sala de aula, foram feitas entrevistas e aplicados questionários de opinião com os alunos. Para todos os alunos entrevistados, o experimento enriqueceu a sua formação pessoal, além de estimular bastante a atuação como cidadão. Os principais aspectos positivos citados pelos alunos foram as relações feitas entre os temas apresentados com as atividades do dia a dia como o

tratamento de água, o descarte de efluentes por indústrias, o custo da água, a poluição de rios, o consumismo, etc.

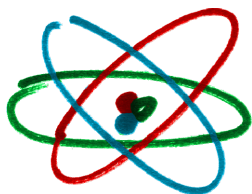
Esse trabalho foi realizado em escolas da rede pública de Ribeirão Preto – São Paulo, no estágio da disciplina “Atividades Integradas de Estágio”, do curso de Licenciatura em Química da FFCLRP-USP.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum.

Referências

- Crespilho, F. N., Rezende, M. O. O. Eletroflotação: Princípio e Aplicações. São Carlos: Rima, 2004.
- Ibanez, J. G. Saneamento ambiental por métodos eletroquímicos. Química Nova na Escola, v.15, p.45, 2002.
- Ibanez, J. G., Tellez-Giron, M., Alvarez, D., Garcia-Pintor, E. [Laboratory Experiments on the Electrochemical Remediation of the Environment. Part 6: Microscale Production of Ferrate](#). Journal of Chemical Education, v. 81, p.251, 2004.



8

A esponja de aço contém ferro?

Contribuição de: Elton Simomukay

Colégio Estadual Professor João Ricardo Von Borell,

Ponta Grossa – PR, Brasil

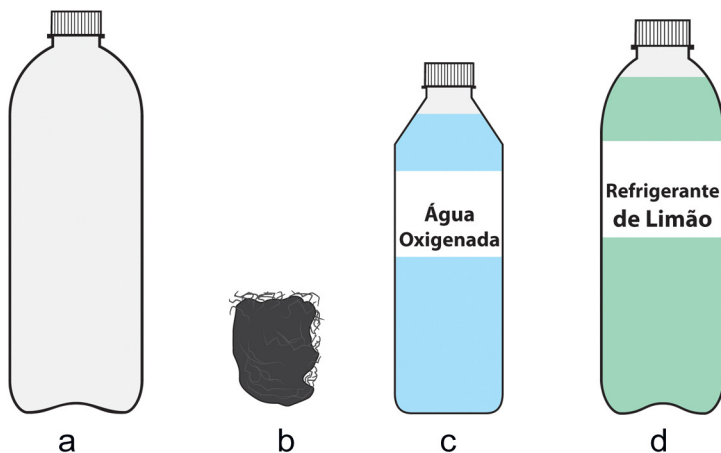
cositas@ig.com.br

Palavras-chave: matéria e suas propriedades, ligas metálicas, soluções e reações químicas

Objetivo

Com este experimento propõe-se discutir a constituição da matéria e a formação de substâncias a partir de reações de oxidação, introduzindo aspectos relativos ao cotidiano.

Material utilizado



a- 2 garrafas PET

b- 1 esponja de aço

c- água oxigenada 10 volumes (podem ser usada outras concentrações)

d- 1 garrafa de refrigerante de limão

Experimento

1. Lave bem 2 garrafas PET e adicione em cada uma delas pedaços de esponjas de aço.

2. Preencha a primeira com água suficiente para cobrir a esponja, feche a tampa da garrafa e agite por alguns instantes. Observe o que ocorre e anote os resultados.

3. Em seguida, repita o procedimento anterior adicionando à segunda garrafa PET o refrigerante de limão, até cobrir totalmente a esponja de aço. Feche a garrafa e agite bem por alguns minutos. Deixe repousar e observe a coloração que se forma. Você pode decantar a solução para frasco transparente. Os alunos deverão anotar a mudança que ocorre.

4. Abra a garrafa e despeje uma pequena quantidade de água oxigenada. Novamente tampe a garrafa e agite por alguns minutos. Você pode decantar a solução para um frasco transparente para melhor observação. Verifique o que ocorre após deixar repousar. Observe a mudança da coloração da solução.

Observação:

Os estudantes devem pesquisar sobre a composição química do aço e as cores dos íons de ferro em soluções ácidas. Depois, devem responder se, de acordo com as observações, pode-se concluir que a esponja contém ferro.

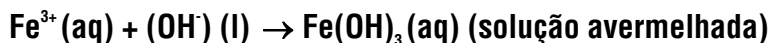
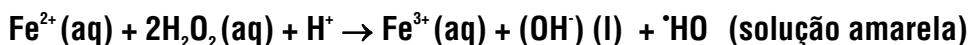
Entendendo o experimento

A curiosidade natural fez do homem um explorador do mundo que o cerca. Observar, analisar, perceber e descobrir, através da experimentação, constitui uma formação fundamental na explicação do porquê das coisas e

contribui para o crescimento do saber científico e educacional. Muitos desses conhecimentos são usados para melhoria da qualidade de vida.

Neste experimento vamos identificar se a composição de uma esponja de aço contém ferro e o que ocorre com ela na presença de determinados produtos.

Em meio ácido (refrigerantes de limão contém ácido cítrico) ocorre a dissolução de íons ferro. Com a adição da água oxigenada (H_2O_2), os íons ferro passam para íons Fe^{3+} o que é indicado pela coloração amarelada. Se adicionarmos soda cáustica à solução, esta irá adquirir tonalidade avermelhada pois os íons Fe^{3+} passarão a hidróxido de ferro.



O professor pode trabalhar inicialmente com assuntos referentes à matéria e sua composição, formação de substâncias e seus constituintes. No cotidiano do aluno podem-se inserir informações referentes à presença de íons ferro na água, suas influências e efeitos na saúde humana.

Algumas questões importantes sobre este experimento que devem ser instigadas:

- 1-Por que só ocorreu mudança de coloração na solução com refrigerante?
- 2-Por que se adiciona a água oxigenada?
- 3-Qual a diferença entre os íons de ferro existentes?
- 4-O que é oxidação?

Resíduos, tratamento e descarte

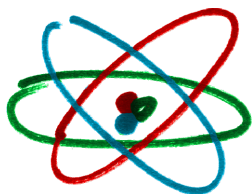
As garrafas de plástico (PET) devem ser encaminhadas para descarte.

O experimento proposto não gera resíduos agressivos ao meio ambiente, podendo, então, ser utilizado de forma segura.

Ainda assim, as soluções formadas poderão ser encaminhadas à estação de tratamento de água e efluentes da sua cidade para que sejam dados os devidos fins de tratamento. É também uma ótima oportunidade dos alunos visitarem uma estação onde a água é tratada.

Referências

- Masterton, W.L., Slowinski, E.J., Stanitski, L.C. Princípios de Química. Trad. J.S. Peixoto. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1990.
- Palma, M. H. C., Tiera, V. A. O. Oxidação de metais. Química Nova na Escola, v.18, p.52, 2003.



9

Experimentos com hidrogéis: gel de cabelo e fraldas descartáveis

Experimento adaptado da Royal Society of Chemistry

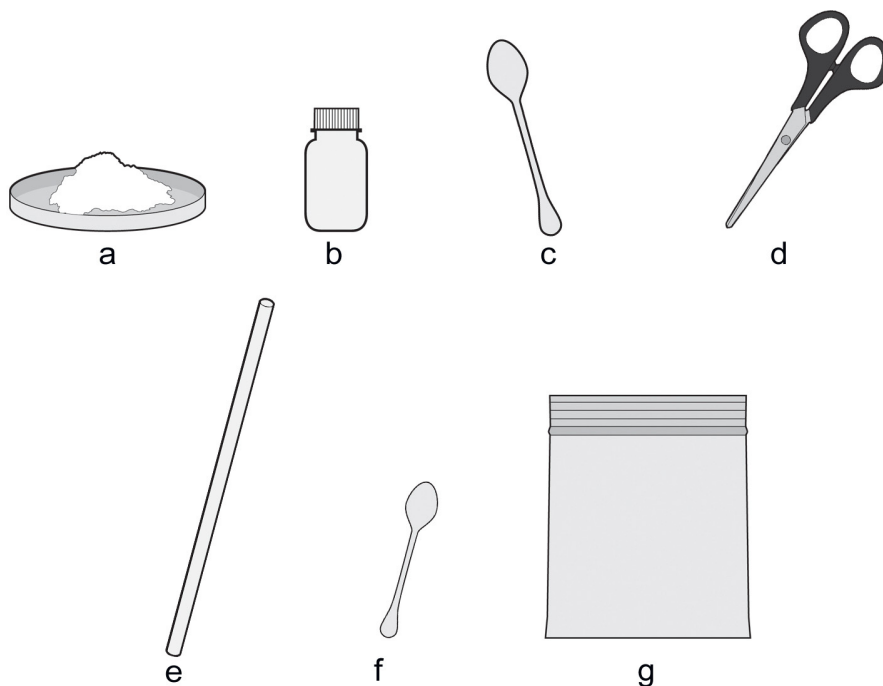
<http://www.practicalchemistry.org/experiments/experiments-with-hydrogels-hair-gel-and-disposable-nappies.143.EX.html>

Palavras-chave: hidrogel, polímero

Objetivo

Com este experimento, busca-se mostrar ao estudante a natureza química do gel e do hidrogel, suas aplicações e comportamento em condições variadas, de modo a enriquecer o conteúdo sobre materiais menos convencionais no dia a dia.

Material utilizado



Para o gel de cabelo (1 tubo pequeno):

a- sal de cozinha (cloreto de sódio, NaCl)

b- 1 pote de vidro pequeno, de preferência daqueles mais resistentes à quebra

c- 1 colher de chá ou 1 espátula

Para a fralda descartável (1 pacote pequeno ou mesmo uma fralda do tipo ultra-absorvente):

d- 1 tesoura

e- 1 bastão de agitação

f- 1 colher de sobremesa

g- 1 recipiente plástico grande, com capacidade mínima de 600 mL

Experimento

Gel de cabelo:

1. Coloque a medida de 1 colher de chá do gel de cabelo no pote de vidro.
2. Salpique gentilmente o sal de cozinha, com a espátula, sobre o gel.
3. Observe o que ocorre.

Fralda descartável:

1. Corte a fralda ao meio e busque especialmente a parte que é designada para absorver a urina do bebê (normalmente há indicações na embalagem externa). Descarte as outras partes.
2. Desfragmente o material separado da fralda e que se presta à absorção da urina. Poderão ser observados pequenos grãos esbranquiçados, que deverão ser separados. Colete, com a colher, quantos grãos conseguir. Faça essa operação delicadamente para evitar o levantamento de material particulado e de pós. É aconselhável o uso de uma máscara simples para pó.

3. Descarte toda a parte que não interessa da fralda, ficando somente com os grãos.
4. Ponha numa proveta ou qualquer frasco que permita medir o volume e estime o volume dos grãos.
5. Coloque os grãos na vasilha, com aproximadamente 100 mL de água (preferencialmente destilada).
6. Vá adicionando água até perceber que não está ocorrendo mais absorção por parte dos hidrogéis. Agite a cada adição de água. Meça o volume final do hidrogel.
7. Adicione 2 colheres de chá de sal, agite e observe.

Entendendo o experimento

O estudo dos géis traz uma proposta interessante, na qual o estudante tem a possibilidade de observar o comportamento físico dos materiais de uma forma menos convencional que a divisão entre sólido, líquido e gasoso.

O gel é aparentemente sólido, de consistência gelatinosa, onde o material que se dispersa está no estado líquido e o meio dispersante está no estado sólido. Um de seus exemplos é a gelatina. Naqueles usados na higiene, como os hidratantes, e em contato com a pele, o gel se liquefaz e deixa uma camada fina não-gordurosa.

Géis são obtidos de misturas de materiais naturais ou sintéticos, na água ou em mistura de solventes. São muito usados para enrijecer os cabelos.

Os hidrogéis, por sua vez, são polímeros que podem reter muitas vezes seu próprio peso em água. São considerados um exemplo de material inteligente, porque mudam de forma quando há mudança em seu ambiente – nesse caso, a mudança é resultante da alteração na concentração dos íons.

Essa atividade pode ser usada para aprofundar o ensino da ligação iônica e covalente.

O hidrogel (também chamado aquagel) é uma rede de cadeias de polímeros, insolúveis em água. Algumas vezes, é encontrado como um gel coloidal, em que a água é o meio de dispersão. Hidrogéis são altamente absorventes.

Em geral, hidrogéis são polímeros de ácidos carboxílicos que se ionizam em água, deixando o polímero com várias cargas negativas ao final da cadeia (Figura 1). Isso tem dois efeitos: em primeiro lugar, as cargas negativas se repelem e o polímero é forçado a se expandir; em segundo lugar, as moléculas de água, polares, são atraídas para as cargas negativas. Isso aumenta ainda mais a viscosidade da mistura resultante, a cadeia polimérica passa a ocupar mais espaço e causa resistência ao fluxo de moléculas de solvente em torno dele.

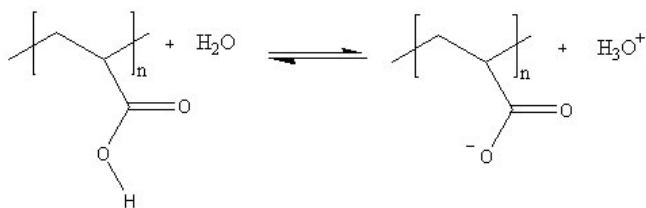


Figura 1- Ilustração da ionização de um polímero de hidrogel.

O polímero do hidrogel fica em equilíbrio com a água que o envolve, equilíbrio esse que pode ser perturbado com o aumento da força iônica, por exemplo, com a adição de sal. Nessa situação, os íons positivos do Na^+ irão neutralizar as cargas negativas do polímero, que irá colapsar.

Muitos hidrogéis são sensíveis ao pH, às mudanças de temperatura e às diferentes concentrações iônicas. A mistura de diferentes monômeros pode criar hidrogéis com propriedades específicas.

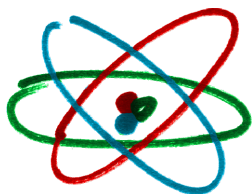
Hidrogéis são usados em curativos, em sistemas de liberação prolongada, em biossensores e em lentes de contato, entre outras várias aplicações.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum.

Referências

- Curativo de nova geração utiliza pele de rã. Jornal da Ciência. Disponível em: <http://www.jornaldaciencia.org.br/Detalhe.jsp?id=11542>. Acesso em 24/09/10.
- Hydrogels. Disponível em: <http://thesis.library.caltech.edu/1774/1/Chapter1.pdf>. Acesso em 24/09/10.
- Curi, D. Polímeros e interações moleculares. Química Nova na Escola, v.23, p.19-22, 2006.
- Marconato, J. C., Franchetti, S. M. M. Polímeros superabsorventes e as fraldas descartáveis: um material alternativo para o ensino de polímeros. Química Nova na Escola, v.15, p.42-44, 2002.



10

Fractais Químicos

Contribuição de Elton Simomukay

Colégio Estadual Professor João Ricardo Von Borell,

Ponta Grossa – PR, Brasil

cositas@ig.com.br

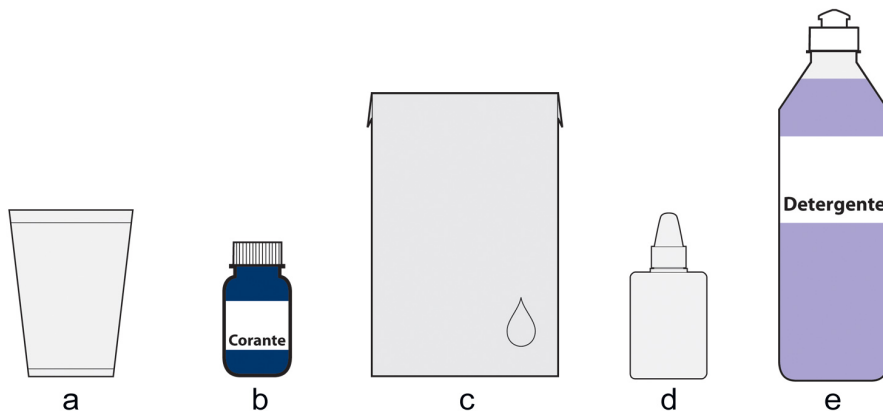
Palavras-chave: fractais, tensão superficial, misturas, colóides

Objetivo

Este experimento tem como objetivos apresentar os conceitos químicos de misturas e demonstrar que o leite faz parte de uma classe de misturas conhecidas como sistemas coloidais. Com ele, pode-se demonstrar como os detergentes afetam a tensão superficial e a solubilidade de

compostos. Além disso, visa ilustrar conceitos gerais sobre fractais, usando os resultados de demonstrações artísticas.

Material utilizado



a- copos plásticos

b- corante líquido orgânico de várias cores

c- leite

d- cola branca tipo PVA

e- detergente líquido

Experimento

1. Preencha a metade de um copo plástico com leite.

2. Adicione lentamente gotas do corante de modo que se formem padrões geométricos, como triângulos, quadrados, círculos, entre outros.
3. Pingue gotas do detergente líquido, de preferência incolor, para não alterar as cores formadas.
4. Observe o que acontece. Tente reconhecer se fractais foram formados.
5. Agora, em vez de utilizar leite, tente usar cola branca para comparar os resultados.
6. Tire foto dos padrões formados. Use diversas cores e mostre-os em aulas de artes. Ao usar cola, espere endurecer e depois corte os padrões geométricos formados.

Entendendo o experimento

Essa proposta tem como objetivo a elaboração de um projeto interdisciplinar para o ensino dos conceitos químicos de mistura no Ensino Fundamental, baseado na formação de padrões matemáticos chamados fractais e na concepção artística do que é um objeto de arte.

Temos como pressuposto que os conceitos químicos devem e podem ser introduzidos nesse nível de ensino, através de experimentos interativos e

contextualizados na sua rotina de vida, seja caseira ou escolar, possibilitando o acesso às explicações científicas acerca do ambiente em que está inserido.

A articulação interdisciplinar é aprender a ensinar, com uma visão global e unificada de conhecimentos, que se interligam através do dia a dia de uma pessoa. Compreender um fenômeno é uma contextualização crítica de um resultado obtido, é reconhecer-se como parte integrante de um mundo em que os significados começam a fazer sentido e são entendidos por meio de um conhecimento científico obtido.

Um fractal é um objeto que não perde a sua definição formal à medida que é ampliado, mantendo a sua estrutura idêntica à original. Existem duas categorias de fractais: os fractais geométricos, que repetem continuamente um padrão idêntico, e os fractais aleatórios.

Nessa experiência, é possível interagir conceitos químicos de misturas e suas propriedades de miscibilidade e tensão superficial com a matemática e as artes.

O estudante será instigado a entender como a constituição do leite, dos corantes e dos detergentes influencia nas suas interações. O leite de bovino é uma mistura heterogênea que apresenta dois sistemas coloidais:

- a) uma suspensão em que as proteínas se encontram suspensas com a água;
- b) uma emulsão da gordura com a água.

Deve-se ainda citar a presença dos minerais e hidratos de carbono.

Ao olho nu, o leite é uma mistura homogênea, mas vendo o leite através de um microscópio, pode-se observar minúsculas gotículas de gordura suspensas em água.

O corante alimentício usado neste experimento é um composto orgânico polar, que não se mistura ao leite devido à inexistência de compostos polares na gordura do leite. A adição do detergente modifica a tensão superficial e permite que o corante se espalhe e interaja com a água, resultando na formação de micelas coloidais.

Um colóide micelar é um sistema formado por partículas denominadas micelas, que são aglomerados de átomos, moléculas ou íons. Como as moléculas do corante são polares e as moléculas da água também, interagem umas com as outras e se reorganizam. A sua reorganização cria um aspecto artístico no leite.

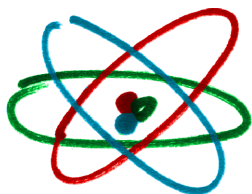
Agora, o estudante deverá tentar compreender se os padrões se formam segundo o conceito de fractais. Pode ser necessária a realização de vários experimentos e o uso de diversas formas geométricas para que este objetivo seja alcançado.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum.

Referências

- Fractal. Wikipédia. Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Fractal>. Acesso em 24/09/10.
- Experiência “Arte com leite”. Disponível em: <http://quimicaparacrianças.blogspot.com/2009/05/experiencia-arte-com-leite.html>. Acesso em 24/09/10.
- Colóide. Wikipédia. Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Coloide>. Acesso em 24/09/10.
- Silva, R. C. da; Escobedo, J. P., Gioielli, L. A.. Comportamento de cristalização de lipídios estruturados por interesterificação química de banha e óleo de soja. Química Nova, vol.31, p. 330-335, 2008.



11

Remoção de cor e de odor de materiais com o uso do carvão ativado

Experimento adaptado da Royal Society of Chemistry

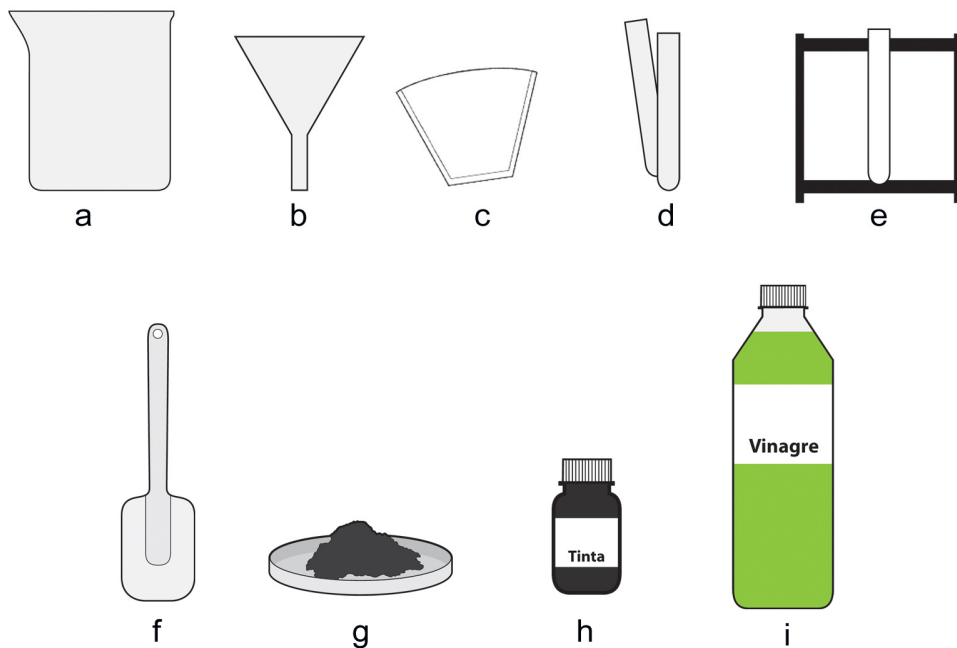
<http://www.practicalchemistry.org/experiments/decolourising-and-deodorising.198.EX.html>

Palavras-chave: carvão ativado, adsorção, odor, cor

Objetivo

Com este experimento pretende-se mostrar ao estudante operações e materiais utilizados em laboratório e que fazem parte de sua rotina, aqui exemplificados pela desodorização de geladeiras e pela purificação de água com o uso de filtros recheados.

Material utilizado



a- 1 béquer de 100 mL

b- 1 funil simples

c- papel de filtro (do tipo usado para coar café)

d- 2 tubos de ensaio

e- 1 suporte para tubos

f- 1 espátula

g- carvão ativado (serão usadas 10 pontas de espátula cheias)

h- tinta para caneta tinteiro, de preferência lavável (1 gota)

i- vinagre (100 mL)

Experimento

1. Coloque o papel de filtro num funil, apoiado no suporte em que se encontra o tubo de ensaio (Figura 1).
2. Adicione 5 pontas de espátula de carvão ativado no papel de filtro, que já se encontra no funil.
3. Coloque 1 gota da tinta em 100 mL de água no béquer.

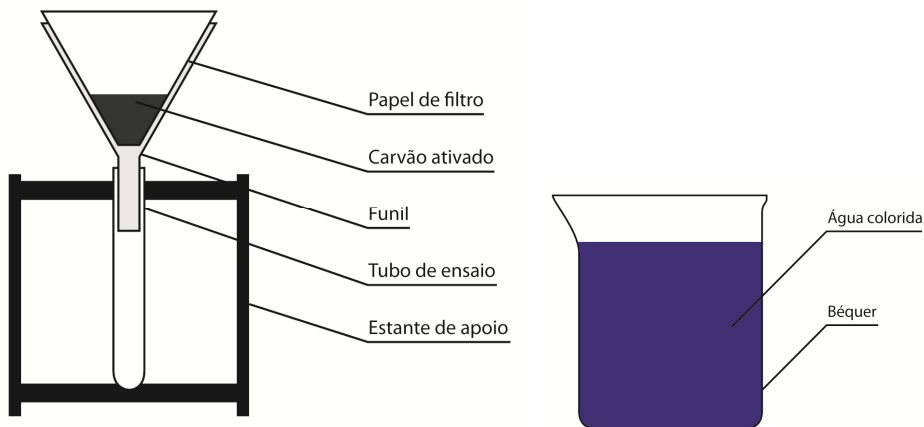


Figura 1- Ilustração da montagem do experimento.

4. Verta a água colorida sobre o carvão, que se encontra no funil. Compare a cor que sai após a filtração com a cor original da solução.

5. Repita a operação usando vinagre com corante em vez de água, numa outra aparelhagem semelhante. Compare os cheiros antes e após a filtração no carvão ativado.

Entendendo o experimento

Este experimento auxilia na compreensão inicial de fenômenos como a adsorção e a absorção. Facilita a introdução dos conceitos de área superficial e introduz aspectos gerais sobre as ligações químicas na matéria.

O aquecimento da madeira a uma temperatura muito elevada, na ausência de ar, produz o carvão vegetal. Quando esse aquecimento ocorre a uma temperatura ainda mais alta - cerca de 930 °C – ocorre a remoção das impurezas e forma-se o carvão ativado.

O carvão ativado é uma forma de carbono altamente poroso, capaz de remover materiais coloridos e substâncias voláteis presentes em misturas, pelo processo de adsorção. Tem ampla aplicação em laboratórios de Química e na indústria, especialmente para a remoção de gosto e odores desagradáveis da água potável.

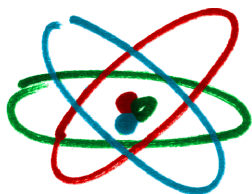
O processo de adsorção do carvão ativado também é usado para remover resíduos no escapamento dos carros, gases nocivos no ar e cores não desejadas em determinados produtos, bem como odores desagradáveis em geladeiras (ele é o recheio dos desodorizadores comerciais de geladeiras).

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum.

Referências

- Mimura, A. M. S., Sales, J. R. C., Pinheiro, P. C. Atividades experimentais simples envolvendo adsorção sobre carvão. Química Nova na Escola, v.32, p.53, 2010.
- Decolourising and deodorising. Disponível em:
<http://www.practicalchemistry.org/experiments/decolourising-and-deodorising,198,EX.html>. Acesso em 24/09/10.



12

Cola derivada do Leite

Contribuição de Erika Fernanda Lucas*, Patrícia Franchini Morilo** e

Rubens Francisco Ventríci de Souza

Instituto Federal de São Paulo, Campus Sertãozinho,

Jardim Canaã, Sertãozinho - SP, Brasil

Adaptado de <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc06/exper2.pdf>

* erika_fernandafl@hotmail.com ** paty_fm@hotmail.com

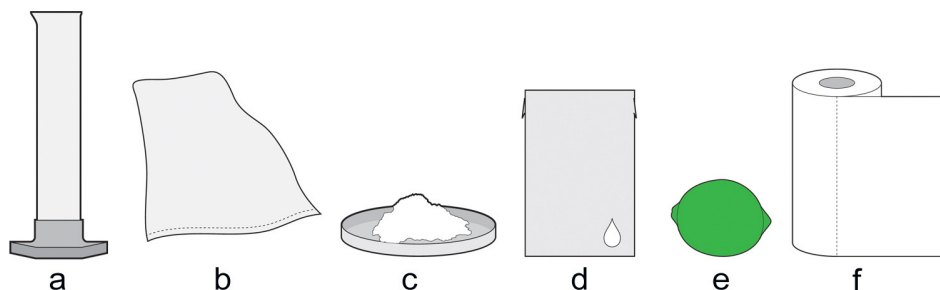
Palavras-chave: caseína, leite, cola

Objetivo

Com este experimento, pretende-se demonstrar o preparo de uma cola, de forma bem simples, utilizando o leite como matéria-prima. Pode ser

utilizado para implementar a discussão sobre materiais poliméricos presentes nos alimentos, como a caseína, e suas propriedades físico-químicas.

Material utilizado



a- 1 proveta de 50mL ou seringa plástica

b- 2 pedaços de pano de aproximadamente 30 x 30 cm (malha de algodão fornece bons resultados).

c- 1 g de bicarbonato de sódio (NaHCO_3)

d- 100 mL de leite desnatado

e- 1 limão

f- papel toalha

Experimento

1. Esprema o limão e coe o suco utilizando um pedaço de pano.

2. Adicione 30 mL do suco de limão a 100 mL de leite desnatado e agite bem.
3. Sobre um segundo recipiente, coloque o outro pedaço de pano e coe mistura de caseína e soro obtida. Adicione pequenas quantidades da mistura, sempre com a posterior retirada da caseína. As porções de caseína retiradas (quase secas) podem ser colocadas sobre um pedaço de papel toalha, para que seja reduzida a umidade da massa obtida.
4. Após a separação da caseína, que deverá ter aparência semelhante a um queijo cremoso, adicione o bicarbonato de sódio e misture bem até que a mistura se torne homogênea.
5. Acrescente 20 mL de água e agite até que toda a massa seja dissolvida. A reação do ácido restante (do limão) com o bicarbonato de sódio deverá produzir uma pequena quantidade de espuma, que em pouco tempo se desfará.
6. Utilize pequenos pedaços de papel para testar a sua cola. O resultado poderá ser observado em algumas horas.

Entendendo o experimento

As colas são utilizadas há milhares de anos para várias aplicações. As principais matérias-primas utilizadas no seu preparo eram de origem animal ou vegetal. Algumas das colas produzidas apresentam alto poder de adesão e a cola de carpetes, por exemplo, apesar de ser eficaz, pode apresentar problemas para a saúde por eliminar substâncias orgânicas voláteis.

A caseína é a principal proteína presente no leite (aproximadamente 3% em massa), sendo um polímero natural muito solúvel em água por se apresentar na forma de um sal de cálcio. É utilizada para a fabricação de adesivos à base de água.

As formulações de caseína são solúveis em soluções alcalinas e em água, porém sua solubilidade é afetada pela adição de ácidos que, pela diminuição do pH, reduz a presença de cargas na molécula, fazendo com que a sua estrutura terciária seja alterada, levando-a à precipitação. Com a redução do pH, ocorre a perda do cálcio na forma de fosfato de cálcio, que é eliminado no soro.

A formação do caseinato de sódio ocorre com a adição de bicarbonato de sódio e possui propriedades adesivas. Na indústria, a precipitação da caseína é favorecida pela adição de ácido clorídrico ou ácido sulfúrico ou ainda pela adição da renina, que é uma enzima presente no estômago de bovinos. Quando a precipitação da caseína visa à produção de alimentos, como o queijo, são utilizados microrganismos que produzem ácido láctico, a partir da lactose.

Com esta atividade os alunos podem observar que é possível produzir, eficientemente, produtos a partir de matérias-primas naturais, obtendo-se resultados comparáveis aos produtos industrializados.

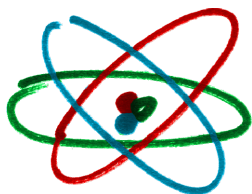
A interdisciplinaridade também deve ser ressaltada nesse experimento, para explicar os processos químicos e suas reações bem como os processos biológicos, de uma maneira simples e interligada.

Resíduos, tratamento e descarte

O experimento não gera resíduos nocivos ao meio ambiente. As garrafas de plástico (PET) devem ser encaminhadas para reciclagem.

Referências

- Linhares, S., Gewandsznajder, F. Biologia. 1ª Ed. São Paulo, Ed. Ática, 2005.
- Nóbrega, O. S., Silva, E. R., Silva, R. H. Química. 1ª Ed. São Paulo, Ed. Ática, 2005.
- Ferreira, L. H., Rodrigues, A. M. G. D., Hartwig, D. R., Derisso, C. R. Qualidade do leite e cola da caseína. Química Nova na Escola, v.6, p.32, 1997. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc06/exper2.pdf>. Acesso em 24/09/10.



13

Extraíndo ferro de cereais matinais

Experimento adaptado da Royal Society of Chemistry

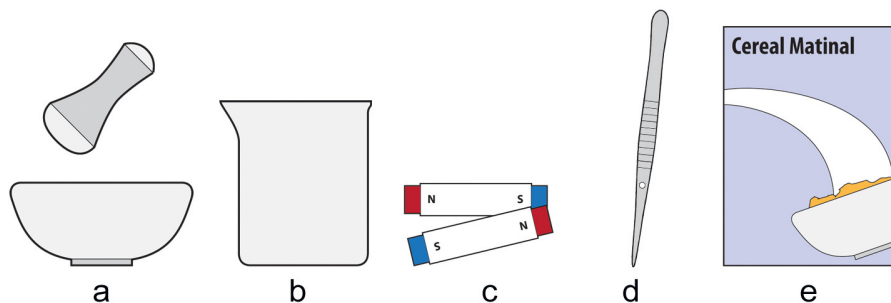
<http://www.practicalchemistry.org/experiments/extracting-iron-from-breakfast-cereal.222.EX.html>

Palavras-chave: cereal matinal, ferro, nutrientes

Objetivo

Por meio de um experimento simples, propõe-se interligar conceitos químicos e físicos e ligá-los à área de nutrição, demonstrando, assim, aspectos importantes relativos à interdisciplinaridade das ciências no nosso cotidiano.

Material utilizado



a- gral e pistilo de tamanho suficiente para macerar 50g de cereal matinal (pode ser usado um pilão)

b- béquer de 1 mL

c- barras magnéticas recobertas por plástico, de preferência com teflon branco. Os ímãs mais potentes são os de neodímio, presentes em sucatas de computadores e em fones de ouvido mais modernos

d- pinça longa

e- cereal matinal contendo ferro, de preferência com teor aproximado de 14 a 20% de ferro (veja o item Entendendo o experimento)

Experimento

1. Coloque de 5 a 15 flocos de cereais numa mesa limpa.

2. Mantenha a barra magnética ou o magneto próximo aos flocos e veja se eles se movimentam na direção do magneto ou mesmo se aderem a ele.
3. Reduza a fricção dos flocos colocando-os num béquer com água. Aproxime o magneto e veja se há aproximação ou movimentação dos flocos.
4. Reduza o tamanho dos flocos secos triturando-os no gral ou pilão. Espalhe o pó num papel limpo.
5. Coloque o magneto por baixo do papel e movimente o papel por cima do magneto. Observe se há movimentação do pó dos flocos. Não coloque o magneto diretamente em contato com o pó.

Observação:

Olhando-se atentamente, sobretudo quando é testado o pó do gral, pode-se observar que algumas partículas acinzentadas de $\text{Fe}(0)$ se deslocam do pó do cereal, seguindo na direção do movimento do ímã.

Entendendo o experimento

Diversos cereais matinais contêm ferro como suplemento mineral. O ferro metálico [Fe(0)] pode ser extraído desses cereais com o uso de um magneto.

Magnetos são usados para atrair ou repelir diversos tipos de materiais metálicos, e esse conceito pode ser introduzido para discutir aspectos da matéria em nível atômico e suas propriedades, até chegar às observações no cotidiano.

Outro ponto interessante refere-se à nutrição e aos sais minerais. Os estudantes podem ser esclarecidos sobre sua importância na alimentação e no funcionamento do organismo humano, inclusive esclarecendo o papel da hemoglobina no sangue.

De acordo com o experimento original, a melhor indicação sobre o cereal a ser usado é o *Kellogg's 'Special K'*, que possui o maior teor de ferro entre os cereais citados, ao redor de 20 mg/ 100 g de flocos. Como este cereal não é facilmente encontrado no Brasil, foi feita uma consulta ao conteúdo do *site* dessa empresa e verificou-se que o teor mais alto de Fe está no produto *Froot Loops*, com 14 mg/100g. Recomenda-se que seja verificada a composição de ferro em outras marcas de cereais oferecidas no mercado.

É pouco provável que os estudantes consigam observar a movimentação dos flocos de cereal inteiro, já que o atrito com a madeira do tampo da mesa é alto. Submetê-lo à floculação na água reduzirá o atrito, mas o movimento ainda poderá ser dificultado. A melhor forma é,

então, reduzir as partículas a pó, onde é possível separar o ferro acinzentado do pó do cereal.

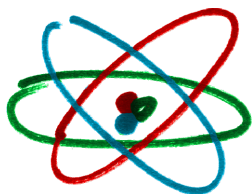
O ferro é adicionado a vários produtos alimentícios, inclusive às farinhas. Caso os estudantes desejem confirmar quimicamente a presença do ferro, é possível adicioná-lo a uma solução de hexacianoferrato de potássio (III) para gerar uma cor intensa de azul prussiano (esta operação deverá ser realizada, de preferência, em laboratório, seguida de descarte adequado).

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum.

Referências

- Magnetismo e eletricidade. Ciência Hoje das Crianças. Disponível em: <http://chc.cienciahoje.uol.com.br/noticias/fisica-e-quimica/magnetismo-e-eletricidade/>. Acesso em 24/09/10.
- Magnetismo, farmacologia e medicina. Ciência Hoje. Disponível em: <http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/do-laboratorio-para-a-fabrica/magnetismo-farmacologia-e-medicina>. Acesso em 24/09/10.



14

Cal + Água com Gás: Conhecendo os Óxidos

Contribuição de Nilcimar dos Santos Souza

LCQUI-UENF, Laboratório de Ciências Químicas, Universidade Estadual do

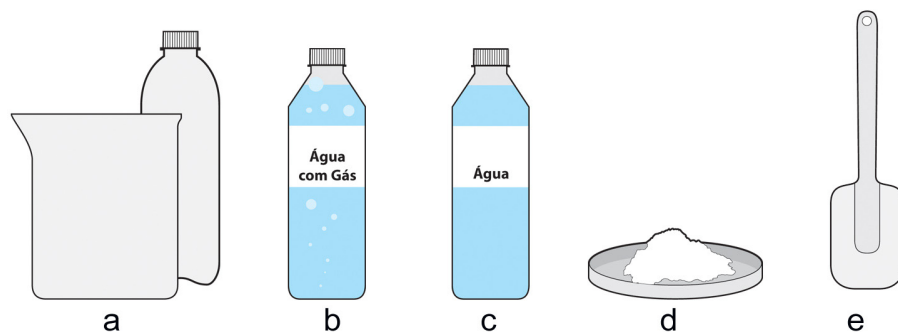
Norte Fluminense Darcy Ribeiro, Campos dos Goytacazes-RJ, Brasil

nilcimars@yahoo.com.br

Palavras-chave: água com gás, cal, óxidos

Esse experimento permite ao professor trabalhar o conceito dos óxidos que, via de regra, encerra o estudo das funções inorgânicas nos anos finais do ensino fundamental. Conceitos pertinentes ao eixo temático *Vida e Ambiente*, como solubilidade, filtração, lei de conservação das massas e reações de síntese e de neutralização também poderão ser abordados.

Material utilizado



a- 2 frascos de vidro ou de plástico transparentes, longos e com capacidade entre 100 e 300 mL. Podem-se utilizar frascos vazios de azeitona, pimenta, azeite, alcaparras, etc.

b- água comercial com gás suficiente para encher uma das garrafas utilizadas (evite abrir o frasco antes de iniciar o experimento, evite também utilizar água gaseificada com sabor)

c- água sem gás para encher uma das garrafas utilizadas (pode-se utilizar água de torneira)

d- cal virgem de pintura (encontrado em lojas de material de construção; para cada 100 mL de água será usado 0,5 g de cal)

e- espátula

Experimento

1. Com o auxílio de uma espátula, adicione em cada frasco 0,5 g de cal (para cada 100 mL de água será utilizado 0,5 g de cal).
2. Abra a garrafa de água com gás, verta a água na quantidade relativa ao cal adicionado no item 1 e tampe-o rapidamente.
3. Faça o mesmo no segundo frasco, usando água sem gás ou da torneira e tampe-o. Procure executar esse procedimento logo após o anterior.
4. Agite os frascos até que seja observada uma solução homogênea de aparência leitosa.
5. Concluída a homogeneização e observação das soluções formadas, deixe em repouso por cerca de 10 minutos.
6. Verifique se algo mudou nas soluções e o porquê dessas mudanças.

Observação:

Após os 10 minutos determinados, pode-se verificar que a solução do frasco que continha água com gás estará praticamente transparente.

Haverá uma grande quantidade de um precipitado branco, ao passo que a solução do frasco que continha água sem gás se manterá com a mesma aparência leitosa observada inicialmente (Figura 1).



Figura 1 - Frascos contendo água com gás (à esquerda) e água sem gás (à direita), após 10 minutos de repouso.

Entendendo o experimento

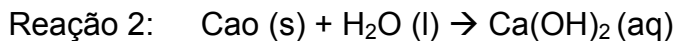
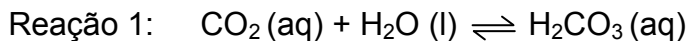
As relações entre ciência, tecnologia, sociedade e ambiente estão cada vez mais presentes em nossas vidas. Minérios, chuva ácida, cerâmicas, calagem do solo, aquecimento global e metalurgia, por exemplo, são alguns dos assuntos frequentes nas notícias que lemos, vemos, ouvimos e discutimos com naturalidade. Ao investigar cada um desses assuntos com

lentes mais científicas, perceberemos a presença de um tipo característico de substância: os óxidos.

Os óxidos são substâncias formadas pela combinação de um ou mais átomos de oxigênio com um ou mais átomos de um outro elemento menos eletronegativo que o oxigênio. Duas das mais importantes classificações dos óxidos são: óxidos ácidos e óxidos básicos. Ambos possuem grande inserção em nosso cotidiano, mas revestidos de outros significados, como, por exemplo, a “cal”, a “ferrugem”, o “gás do refrigerante”, dentre outros.

Uma discussão mais profunda sobre os óxidos deve ser feita, deixando claro o conceito de óxidos básicos e óxidos ácidos, de acordo com o grau de compreensão dos estudantes. Nesse momento, pode-se identificar o gás presente na água com sendo o óxido ácido CO_2 (dióxido de carbono) e a cal como o óxido básico CaO (óxido de cálcio).

Para melhor compreensão do fenômeno ocorrido, pode-se iniciar a discussão sobre as reações químicas que envolvem óxidos ácidos e básicos. Dessa forma, considerando que tanto o CO_2 quanto o CaO estão em meio aquoso, a reação 1 (exclusivamente no frasco com água com gás) e a reação 2 (em ambos os frascos) ocorrem.



Ainda é possível discutir reações de neutralização, envolvendo ácidos e bases, que servirão de suporte para a conclusão de que, no frasco onde ocorreram as reações 1 e 2, houve também a reação 3.



Ao término da discussão, os estudantes concluirão que ao adicionar óxido de cálcio à água ocorre a formação de hidróxido de cálcio, substância solúvel em água e utilizada para caiar paredes.

Por outro lado, ao dissolver CO_2 em água, ocorre a formação do ácido carbônico, substância utilizada em bebidas gaseificadas e que à temperatura ambiente é instável, sendo logo decomposta de volta à água e ao dióxido de carbono (bolhas que saem da água com gás e refrigerantes). Quando presentes no mesmo meio, o ácido carbônico e o hidróxido de cálcio reagem formando carbonato de cálcio e água. Por ser insolúvel em água, o carbonato de cálcio precipita e, à medida que isso acontece, vai tornando a solução

mais clara. Neste contexto, o assunto solubilidade pode aparecer naturalmente.

Por fim, pode-se proceder a uma filtração com filtro de papel com o objetivo de reter o carbonato de cálcio.

Segundo Krasilchik, a partir da década de 1990 iniciou-se uma tendência em adotar um modelo de ensino de ciências em que *“os alunos passam a estudar conteúdos científicos relevantes para sua vida, no sentido de identificar os problemas e buscar soluções para os mesmos”*. Adotando esse posicionamento, o professor poderá utilizar o conceito de óxido ácido para tratar, por exemplo, do SO_2 , SO_3 , NO e NO_2 , substâncias responsáveis pela chuva ácida, além de vários outros problemas ambientais. Ainda no bojo das relações entre óxidos ácidos e o meio ambiente, há o CO e o CO_2 , sendo este último o gás mais abundante produzido e liberado na atmosfera pelo homem.

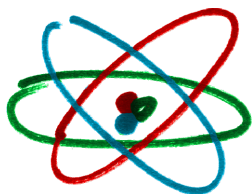
Ao trabalhar o conceito de óxido básico poderá se falar sobre os minérios, a metalurgia em geral e a calagem dos solos utilizados na agricultura.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum.

Referências

- BRASIL. Ministério da Educação e do Desporto. Secretaria de Educação Fundamental. Parâmetros curriculares nacionais: ciências naturais. Brasília, DF: MEC/ SEF, 1999.
- Krasilchik, M. Reformas e realidade: o caso do ensino das ciências. São Paulo em Perspectiva, v.14, p.1, 2000.
- Silva. L. L., Stradiotto, N, R. Soprando na água do cal. Química Nova na Escola, v.10, p.51, 1999.



15

Tensão superficial – Será que a agulha afunda?

Contribuição de Cristiane Freitas de Almeida*, Alessandra Ramos Lima, Amandha Kaiser da Silva, Iulle Costa Sanchez, Ernane Simões Carbonaro, Jéssica Verger Nardelli, Shara Rodrigues da Silva, Tiago Andrade Chimenez, Teodoro de Carvalho, José Francisco Vianna e Eduardo José de Arruda
Faculdade de Ciências Exatas e Tecnologia - FACET / Química, Universidade Federal da Grande Dourados – UFGD, Dourados-MS, Brasil

*[*kristhiane.freitas@hotmail.com](mailto:kristhiane.freitas@hotmail.com)*

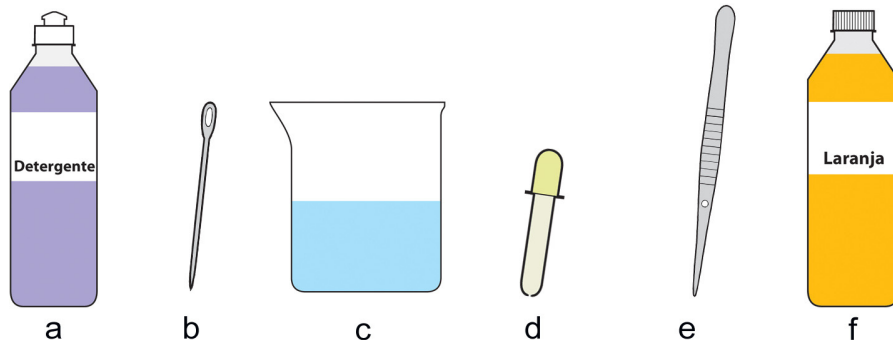
Palavras-chave: forças intermoleculares, tensão superficial, molhabilidade

Objetivo

Esta proposta tem como foco discutir a tensão superficial e as forças intermoleculares em líquidos, ligando os conceitos básicos ao raciocínio

dedutivo dos estudantes por meio de aulas demonstrativas com experimentos simples.

Material utilizado



a- 20 mL de detergente

b- 1 agulha ou 1 alfinete

c- recipiente com água

d- 1 conta-gotas

e- 1 pinça

f- suco, usado como corante, para uma melhor visualização da agulha nas imagens, ou pó artificial para refresco

Experimento

1. Encha um recipiente com água e adicione um corante (por exemplo, pó artificial para refresco).

2. Pegue a agulha pelo meio com a pinça metálica.
3. Coloque a agulha cuidadosamente no centro do recipiente com água, deixando-a boiar.
4. Observe o comportamento da agulha sobre a superfície líquida.
5. Pingue, com o conta-gotas, algumas gotas de detergente no canto do recipiente e observe a dissolução do detergente. Verifique o que ocorre com a agulha algum tempo depois.
6. Registre os resultados, discuta o comportamento da agulha sobre a superfície do líquido antes e depois da adição do detergente.

Entendendo o experimento

A origem da tensão superficial se encontra nas interações intermoleculares, que resulta na formação de uma membrana elástica na superfície do líquido. É dependente do líquido, das moléculas ou dos íons presentes e da temperatura.

A tensão superficial reflete-se sobre a habilidade dos líquidos molharem ou não as superfícies. A molhabilidade se explica pela diferença entre as interações resultantes das forças de atração do líquido entre si (força de coesão) e das forças de atração do líquido pelo sólido em contato (força de adesão). Pode ser quantificada pela formação das gotas, onde os líquidos com maior tensão superficial tendem a formar gotas maiores.

O efeito é intenso na água e mercúrio, podendo ser percebido e até estimado pela capilaridade. Quando for permitido ao líquido entrar num tubo capilar, a atração entre as moléculas do líquido e a parede do tubo podem ser maiores ou menores que a força de coesão interna do líquido. A formação da concavidade ou convexidade no líquido é percebida devido à tensão superficial.

A tensão superficial é responsável pela forma quase esférica das gotas de água que pingam da torneira ou mesmo da água derramada na superfície. Esta tensão é ainda percebida no caso de gotas de mercúrio colocadas sobre uma superfície, onde pequenas esferas não molham a superfície.

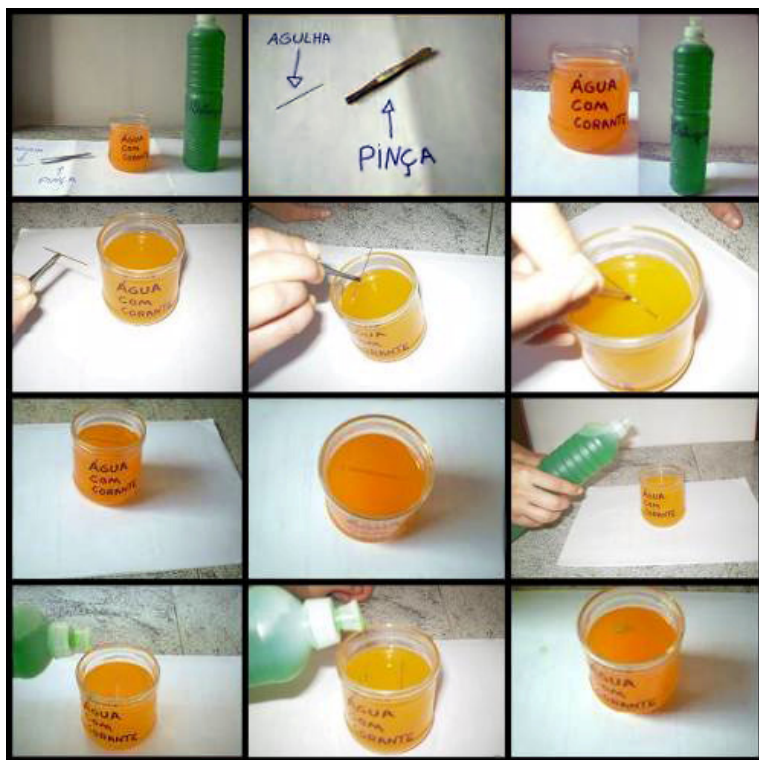


Figura 1- Etapas demonstrativas do experimento de tensão superficial.

Para que um objeto afunde na água, primeiro ele precisa romper a superfície. Por causa da tensão superficial, a superfície da água fica mais resistente e a agulha flutua. Quando adicionamos o detergente à água, inserimos moléculas que interagem diferentemente, o que resulta no enfraquecimento das interações originais. O resultado faz com que a superfície do líquido não suporte a massa da agulha e a agulha acaba por afundar.

Os fenômenos complexos podem ser analisados a partir de fenômenos simples se organizados de modo adequado. A contextualização do conceito de

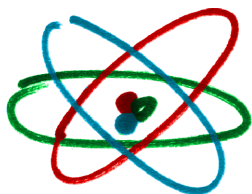
tensão superficial e forças intermoleculares legitimam os esforços para o estímulo às aulas demonstrativas e à visualização, motivando o aprendizado.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum. A agulha (ou alfinete) pode ser seca e reutilizada em outras aulas demonstrativas e não deve ser jogada no lixo devido ao risco de acidentes.

Referências

- Gugliotti, M. Tensão superficial nos pulmões. Química Nova na Escola, v.16, p.3, 2002.
- Behring, J.L., Lucas, M., Machado, C., Barcellos, I.O. Adaptação no método do peso da gota para determinação da tensão superficial: um método simplificado para a quantificação da CMC de surfactante no ensino da química. Química Nova, v.27, p.492, 2004.



16

Corrida brilhante

Contribuição de: Erika Pereira*, Leonice Coelho e Rubéns Francisco Ventrice

Instituto Federal de São Paulo, Campus Sertãozinho, Jardim Canaã,

Sertãozinho - SP, Brasil

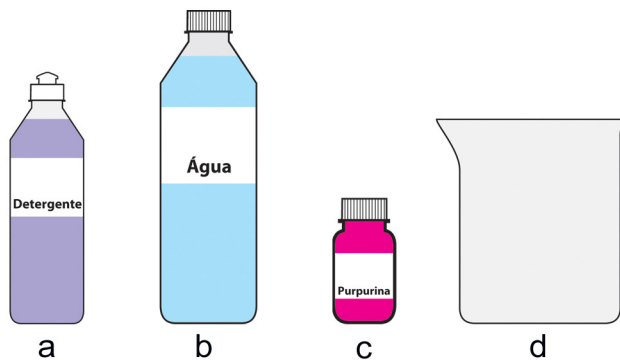
*[*epereiralink@yahoo.com.br](mailto:epereiralink@yahoo.com.br)*

Palavras-chave: tensão superficial, densidade e detergentes.

Objetivo

Este experimento serve para demonstrar ao aluno, de forma simples e divertida, como funciona a tensão superficial da água e o que ocorre quando essa tensão é quebrada em contato com o detergente.

Material utilizado



a- detergente concentrado

b- água

c- purpurina

d- recipiente transparente grande

Experimento

1. Coloque a água em um recipiente transparente para melhor visualização do experimento.
2. Coloque a purpurina aos poucos.
3. Pingue o detergente no lugar onde há maior quantidade de purpurina. Peça aos estudantes que descrevam o que observam.

Entendendo o experimento

Por suas características físico-químicas, as moléculas da água são fortemente atraídas umas pelas outras. Essa atração forma, na superfície da água, uma membrana chamada tensão superficial.

A tensão superficial é uma força capaz de manter a água unida, ou coesa, como se uma capa a cobrisse. Objetos leves, como folhas, purpurina e alguns insetos, não conseguem romper essa membrana. Por essa razão não afundam e, às vezes, nem se molham. O detergente, porém, é capaz de romper esta película que se forma na superfície da água, "quebrando" a tensão superficial.

Neste experimento podemos ver o detergente quebrando a tensão superficial da água pelo movimento da purpurina, que é menos densa do que a água.

Trata-se de um projeto simples que possibilita mostrar ao aluno que a Química está presente em várias atividades do seu cotidiano, como, por exemplo, lavar a louça. Pode-se explicar ao aluno a finalidade do detergente, como ele atua, qual a sua composição química e questões de higiene, remetendo aos sabões e sabonetes.

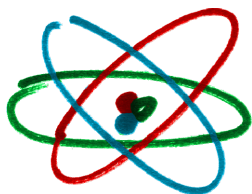
No experimento anterior – “Tensão superficial – Será que a agulha afunda?” – estão sendo discutidas algumas questões mais detalhadas sobre a conceituação da tensão superficial.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum. As garrafas de plástico (PET) devem ser encaminhadas para a reciclagem.

Referências

- Arte com leite. Disponível em: <http://pontociencia.org.br/experimentos-interna.php?experimento=208&ARTE+COM+LEITE#top>. Acesso em 24/09/10.
- Importância e propriedades da água. Disponível em: <http://educacao.uol.com.br/ciencias/ult1686u69.jhtm>. Acesso em 24/09/10.



17

O que sobe e o que desce?

Contribuição de Erika Pereira* e Leonice Coelho

Instituto Federal de São Paulo, Campus Sertãozinho, Jardim Canaã,

Sertãozinho - SP, Brasil

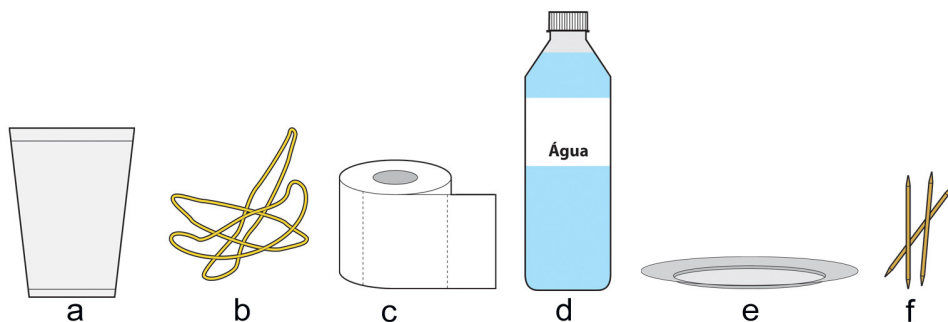
*[*epereiralink@yahoo.com](mailto:epereiralink@yahoo.com)*

Palavras-chave: densidade, forças intermoleculares, tensão superficial

Objetivo

Este experimento tem como finalidade demonstrar aos estudantes, de uma forma prática e simples, as diferenças entre a densidade dos materiais e a força das interações entre as moléculas de água.

Material utilizado



a- 1 copo ou béquer de 300 mL, transparente

b- 3 elásticos de borracha látex

c- 1 metro de papel higiênico, ou rolo de papel toalha

d- 200 mL de água

e- 1 prato raso

f- 3 palitos de dentes

Experimento

1. Coloque 200 mL de água no copo.

2. Retire duas folhas, nas dimensões de 20 x 20cm, de um rolo de papel toalha. Sobreponha as folhas e dobre duas vezes até que formem um quadrado de aproximadamente 10 x 10cm.

3. Coloque o papel dobrado na boca do copo.
4. Prenda o papel toalha na boca do copo usando um elástico de borracha látex.
5. Com o prato raso já disposto, vire o copo de boca para baixo.
6. Transpasse pelo papel os palitos, um a um, e depois os empurre para dentro do copo. Dessa forma, mesmo com o papel furado, a água não escapará e o palito que entrou no copo flutuará (nesse momento o aluno irá perceber importância da densidade).

Observação:

Deve ser mostrado ao estudante que, apesar de vazar um pouco de água porque o papel ensopou, não sairá água onde o palito furou (e neste momento o aluno irá entender como funciona a tensão superficial).

Neste experimento, serão enfocadas as forças intermoleculares, responsáveis por manter as moléculas unidas na formação das diferentes substâncias. Existem diversos tipos de interações intermoleculares e, neste experimento, poderão ser especialmente focadas as ligações de hidrogênio, aqui ocorrendo entre as moléculas de água.

Outro tema a ser trabalhado é a densidade. A densidade é a relação entre a massa de um material e o volume por ele ocupado. O cálculo da densidade é feito pela seguinte expressão: $\text{Densidade} = \text{massa} / \text{volume}$.

A densidade determina a quantidade de matéria que está presente em uma unidade de volume. Por exemplo, o mercúrio possui maior densidade do que o leite, isso significa que num dado volume de mercúrio há mais matéria que em uma mesma quantidade de leite.

Com este experimento o estudante perceberá que a água, uma substância tão presente em nossas vidas, é um ótimo modelo para o estudo das propriedades físico-químicas da matéria.

No experimento “Tensão superficial – Será que a agulha afunda?” estão sendo discutidas algumas questões mais detalhadas sobre a conceituação da tensão superficial.

Resíduos, tratamento e descarte

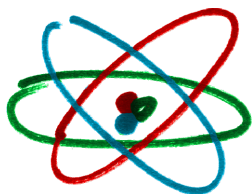
Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum. As garrafas de plástico (PET) devem ser encaminhadas para a reciclagem.

Referência

- Tipos de forças intermoleculares. Disponível em :

<http://www.brasilecola.com/quimica/tipos-forcas-intermoleculares.htm>. Acesso em 21/05/2010.

- Gugliotti, M. Tensão superficial nos pulmões. Química Nova na Escola, v.16, p.3, 2002.



18

A bolinha que quica

Contribuição de Aldo Roggers de Oliveira Júnior*, Guilherme Palhares

Bertolini, Gustavo Ferrari de Moraes¹

Colégio Brasília, São Paulo, SP; ¹Indústrias Nucleares do Brasil S/A – INB,

Poços de Caldas- MG, Brasil

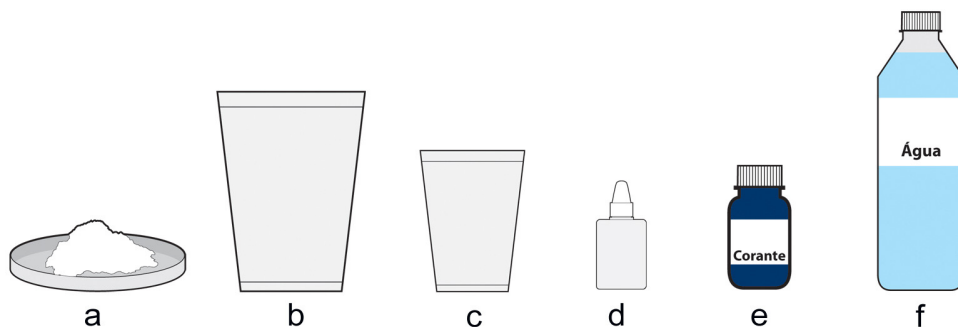
**aroggers@gmail.com*

Palavras-chave: reação química, bola de borracha, bórax

Objetivo

O objetivo deste experimento é confeccionar, com a utilização de materiais simples, uma bola de borracha, através de uma reação química conhecida como polimerização.

Material utilizado



a- 1 béquer de 200 mL ou 1 copo grande

b- 1 béquer de 50 mL ou 1 copo

c- bórax (tetraborato de sódio, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)

d- cola branca

e- corante

f- água

Experimento

1. Coloque 50 mL de água no copo ou béquer.

2. Coloque a mesma quantidade de cola no copo, adicionando algumas gotas de corante.

3. Mexa bem, adicione a solução de bórax (preparada anteriormente na proporção de 1 colher de sobremesa para 100 mL de água). Agregue a mistura e retire a parte sólida.

4. Molde com as mãos a sua bolinha.

Entendendo o experimento

Fenômenos químicos podem ser definidos como aqueles que alteram as propriedades físicas das substâncias, transformando-as em outras. Aqui faremos um experimento que evidencia uma reação química para a síntese de polímeros, formando uma bolinha fantástica.

Os polímeros são feitos através da combinação de muitas unidades individuais chamadas de monômeros, formando uma unidade maior. Ao se adicionarem, os monômeros podem produzir polímeros com distintas propriedades físico-químicas e mecânicas, que se diferenciam pela sua composição química e pelo modo como foram preparados. Existem polímeros naturais, como o látex, amido ou celulose e polímeros sintéticos, como o politereftalato de etila (PET), polietileno (PE) ou poliestireno (PS), entre outros. Os polímeros são empregados nos mais diversos campos devido às diferenças em suas propriedades térmicas, óticas, mecânicas, elétricas, etc.

A cola escolar é formada por poliacetato de vinila (PVA) e água. O bórax é um sal (tetraborato de sódio decaidratado, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) e o PVA, um polímero. Quando as soluções de bórax e PVA são misturadas, formam-se cadeias tridimensionais que podem se movimentar pela interação com moléculas de água, formando um gel. Quanto mais bórax, maior o grau de cruzamento entre as cadeias poliméricas e maior seu enrijecimento.

Na verdade, quando a solução de bórax é dissolvida em água, alguns íons de borato se formam e dão origem a pontes, que ligam as cadeias de acetato de polivinila da cola umas às outras.

Este experimento traz a oportunidade de discutir a grande importância dos polímeros no cotidiano. Um exemplo importante pode ser dado com os materiais esportivos e seus avanços, muitos dos quais intimamente ligados ao desenvolvimento dos polímeros e dos novos materiais.

O experimento serve para ilustrar uma reação química. Também pode servir como exemplo de reação de polímeros. Além do fato de criar uma bolinha que é divertida!

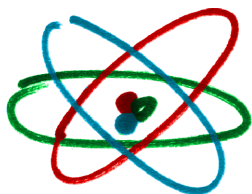
Resíduos, Tratamento e Descarte

Não existem resíduos perigosos a serem descartados. Eventuais resíduos de bórax podem ser lavados com água e descartados normalmente.

Para o descarte de maior quantidade, deve haver consulta à literatura especializada.

Referências

- Descobrindo polímeros. Laboratório de química. Disponível em: www.sejaetico.com.br/novo/professor/em/laboratorio/ver/10672. Acesso em 24/09/10.
- Experiências do bórax. Disponível em: www.worldlingo.com/ma/enwiki/pt/BORAX_experiments. Acesso em 24/09/10.
- Boro. Disponível em: www.mspc.eng.br/quim1/quim1_005.asp. Acesso em 24/09/10.
- Make a bouncing polymer ball. Disponível em: <http://chemistry.about.com/od/demonstrationsexperiments/ss/bounceball.htm>. Acesso em 24/09/10.



19

Ovo Engarrafado

Contribuição: Iulle Costa Sanchez*, Alessandra Ramos Lima, Amanda Kaiser da Silva, Cristiane Freitas de Almeida Ernane Simões Carbonaro, Jessica Verge Nardeli, José Eduardo Arruda, Shara Rodrigues da Silva, Tiago Andrade Chimenez

Faculdade de Ciências Exatas e Tecnologia - FACET / Química, Universidade Federal da Grande Dourados – UFGD, Dourados-MS, Brasil

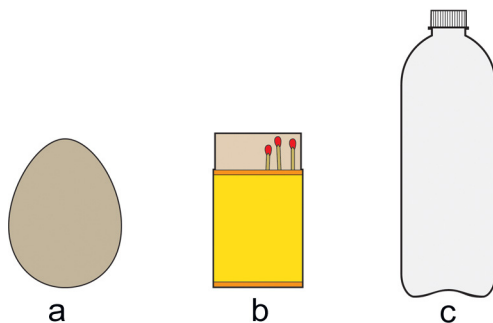
**lulle_sanchez@hotmail.com*

Palavras-chave: pressão, temperatura e gases, ovo engarrafado

Objetivo

Com este experimento, objetiva-se demonstrar a ação da pressão atmosférica sobre um sistema, pelo comportamento de um gás com a mudança de temperatura sofrida pelo meio.

Material utilizado



a- 1 ovo cozido

b- 1 caixa de fósforos

c- 1 frasco erlenmeyer de 250 mL; ou 1 garrafa de plástico* cujo gargalo tenha um diâmetro aproximado ao diâmetro do ovo. (**ver Cuidados no experimento*)

Experimento

1. Cozinhe o ovo por cerca de vinte minutos. Para a realização desse experimento é de extrema importância que o ovo esteja devidamente cozido. ESTA ETAPA DEVE SER REALIZADA PREVIAMENTE, FORA DA SALA DE AULA.

2. Acenda cerca de quatro fósforos e coloque dentro do frasco erlenmeyer (*Atenção a esta etapa: se usar garrafa de plástico tome cuidado, pois envolve fogo). Mantenha os estudantes afastados. Não deverá haver nenhum material combustível próximo ao local.

3. Coloque o ovo descascado no gargalo da garrafa. O gargalo do frasco deve sustentar o ovo. No entanto, ele deve ter um diâmetro próximo ao maior diâmetro do ovo.



Figura 1- Passo a passo do experimento.

Entendendo o experimento

A matéria pode ser encontrada em três estados físicos: sólido, líquido ou gasoso. O gás pode ocupar qualquer forma ou espaço e é conveniente imaginá-lo como um conjunto de moléculas (ou átomos) em movimento permanente e aleatório, com velocidades médias que aumentam quando a temperatura se eleva. Um gás se difere de um líquido e de um sólido pelo fato de ter suas moléculas muito separadas umas das outras.

A pressão pode ser entendida como uma força aplicada em uma área. Quanto maior a força que atua em uma determinada área, maior a pressão exercida nessa área. Quando um sistema possui uma pressão interna atuando

com a mesma intensidade de força que a pressão externa (pressão do meio ou pressão atmosférica), diz-se que este sistema está em equilíbrio.

Ao queimar, o fósforo libera fumaça, e esta fumaça é composta pelo gás CO_2 , que ocupa todo o recipiente da garrafa. Quando um gás é aquecido, ele tende a ocupar um volume maior do que o inicial. Ao tampar o gargalo do frasco com o ovo, obtém-se um sistema fechado. Quando a temperatura interna da garrafa começar a decair, as moléculas de gás se contrairão, aproximando-se umas das outras, fazendo com que a pressão interna do frasco diminua. Neste momento, o ovo será empurrado para dentro da garrafa pela pressão externa do sistema, a fim de minimizar a diferença dessas pressões.

Para a compreensão desta experiência tome, por exemplo, o comportamento da água em relação à temperatura: a água, em temperatura ambiente, possuiu suas moléculas afastadas o suficiente para se encontrar no estado líquido. Com o abaixamento da temperatura, as moléculas tendem a se aproximar, interagem mais fortemente e a água passa para o estado sólido. Algo parecido ocorre quando as moléculas de gás são obrigadas a se aproximarem umas das outras. Entretanto, para que isto ocorra, há um forte efeito da pressão além da temperatura.

Aprender Química exige a assimilação de muitos conceitos e desenvolvimento de habilidades analíticas. A dificuldade para compreender conceitos básicos é um fator que diminui o interesse pelo tema e desmotiva o

aluno no estudo da Química, cujos conceitos podem ser encarados como algo impossível e sem aplicabilidade no cotidiano.

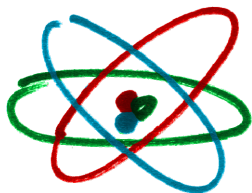
Por meio deste experimento, podem-se utilizar figuras ou exemplos para introduzir o conceito de elétron, próton, nêutron e átomos, formando a matéria e as diferenças dos estados físicos da matéria. Pode-se, ainda, explicar o efeito da pressão dos gases em determinados meios.

Resíduos, tratamento e descarte

Os resíduos gerados neste experimento podem ser descartados no lixo comum. As garrafas de plástico (PET) devem ser encaminhadas para a reciclagem.

Referências

- Atkins, P. Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente Tradução: Ricardo Bicca de Alencastro. 3ª edição. Porto Alegre: Bookman, 2006.
- Russel, J.. Química Geral. Tradução: Márcia Guekezian, Márcia Cristina Ricci, Maria Elizabeth. 1ª ed. São Paulo: Pearson Markon Books, v.1, 1994.
- O ovo engarrafado. Disponível em:
<http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/bitstream/handle/mec/11151/ovoengarrafado.pdf?sequence=1> . Acesso em 24/09/10.



20

Utilizando uma luminária do tipo “Lava-Luz” para o ensino de densidade, dilatação térmica e transformações de energia

Experimento adaptado do periódico Química Nova na Escola

<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a13.pdf>

Palavras-chave: densidade, dilatação térmica, transformações de energia

Objetivo

Propõe-se o uso de uma luminária do tipo “lava-luz” como recurso motivador no ensino da variação de densidade com a temperatura,

envolvendo uma discussão sobre os processos de transferência e transformação de energia.

Material utilizado

Há vídeos interessante no *You tube* ensinando como fazer sua própria luminária. As luminárias dessa natureza devem ser confeccionadas com o auxílio do professor e podem ser uma proposta interessante para as Feiras de Ciências.

Para maior facilidade, sugere-se que o material seja adquirido no comércio (há diversos modelos a preços bastante acessíveis).

Experimento

A luminária do tipo “lava-luz” aqui exemplificada, de acordo com a referência original, é da marca Solar, sendo constituída pelas seguintes partes (Figura 1):

- (a) base de alumínio contendo soquete e uma lâmpada de 25 W;
- (b) corpo, identificado como “refil” na Figura 1, constituído por uma garrafa de vidro cheia de água e uma parte sólida, composta de derivados da parafina, com corante. No fundo desse corpo encontra-se um pedaço de fio metálico enrolado como uma mola e uma camada sólida, constituída de material de baixo ponto de fusão que, a temperatura ambiente, apresenta

densidade superior à da água, sendo imiscível nesse líquido. O corpo pode ser adquirido com a fase aquosa de diferentes cores, estando também disponíveis diferentes cores para o material de fundo;

(c) um topo, também de alumínio. Ao acender a luminária observa-se, após alguns minutos, que a porção colorida sólida, situada no fundo da garrafa, começa a fundir. Após 30 a 60 minutos de funcionamento da luminária, a parte colorida, inicialmente sólida, já se encontra totalmente líquida, iniciando-se um fenômeno realmente belo: o desprendimento de grandes “gotas” da parte colorida líquida do fundo, que se elevam até a parte superior da garrafa, retornando ao fundo, em seguida. Esse fenômeno repete-se então incessantemente (ver sequência de fotos mostrada na Figura 2).

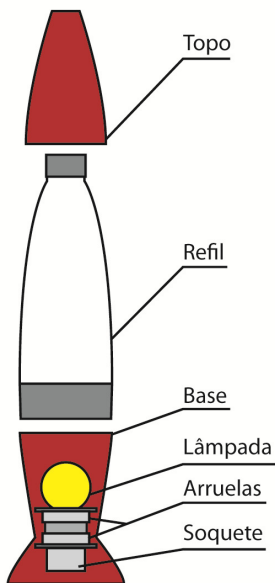


Figura 1- Luminária tipo “lava-luz”.

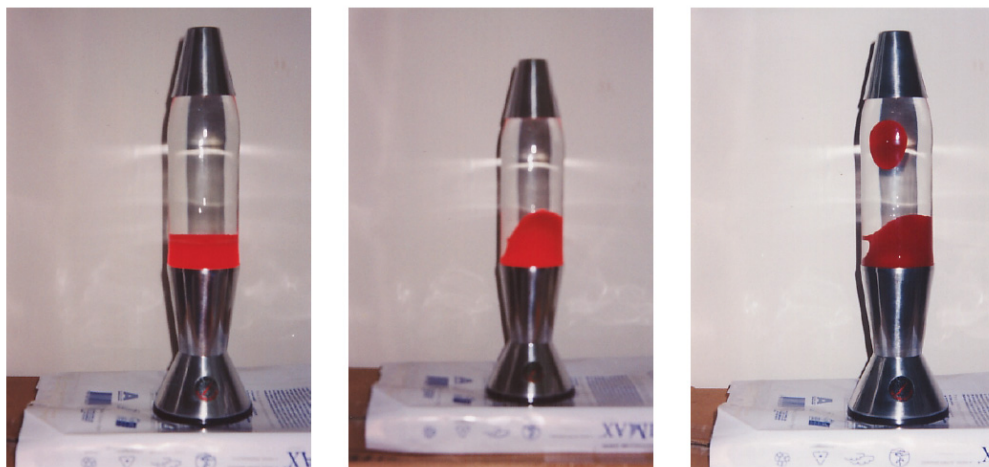


Figura 2- Sequência de fotos mostrando o funcionamento da luminária utilizada: a) logo após ser ligada; b) após 15 minutos de funcionamento; c) após 40 minutos de funcionamento, podendo-se observar a subida de uma “gota”.

Entendendo o experimento

Em qualquer *shopping* das grandes cidades existe todo um conjunto de objetos que apresentam mudança de cores, movimento, etc., e que, por conta disso, apresentam um elevado apelo lúdico, aguçando a curiosidade das pessoas.

Neste experimento, propõe-se o uso de uma luminária do tipo “lava-luz” como elemento lúdico para o ensino integrado dos seguintes conteúdos:

(a) variação da densidade com a temperatura; (b) dilatação térmica de materiais; (c) flutuabilidade de um material imerso em um fluido e (d) transformações e transferência de energia.

Apesar deste conteúdo fazer parte fundamentalmente do conteúdo do ensino médio, os jovens estudantes têm a percepção desses fenômenos no seu cotidiano e podem perfeitamente ser inseridos no contexto, em seus aspectos introdutórios, que favorecerão o aprendizado futuro.

O material sólido colorido, inicialmente situado no fundo da garrafa, é constituído por derivados da parafina, e apresenta baixo ponto de fusão. Com o calor fornecido pela lâmpada, o material sofre fusão. Uma vez fundido, e com a continuação do aquecimento, o material liquefeito sofre também um aumento de volume. A natureza desse material sólido remete à questão dos produtos da cadeia do petróleo e se presta à discussão dos estados físicos da matéria.

O fato de a massa do material permanecer constante implica a diminuição de sua densidade, resultando no efeito visualmente perceptível de “gotas” que se desprendem da massa no fundo da garrafa e flutuam na água. Em seguida, ao atingir a parte superior da garrafa, menos aquecida que a parte inferior (uma vez que está mais distante da lâmpada e resfria-se em contato com o meio ambiente), a “gota” sofre uma diminuição de temperatura, com consequente diminuição de volume, tornando-se então mais densa do que a água, motivo pelo qual afunda.

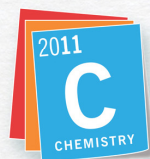
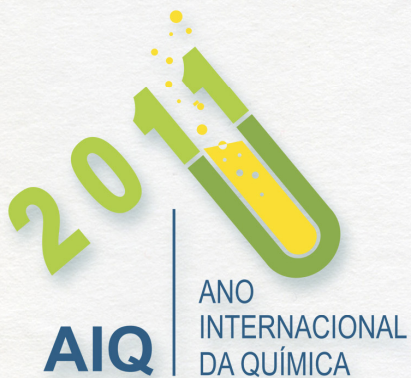
Alguns conceitos sobre empuxo e transferência entre diferentes formas de energia são pertinentes mas, devido a sua complexidade, o experimento pode ser usado principalmente para fins de observação, enquadramento dos conceitos até então apresentados e que servirão, num futuro próximo, para novas conceituações.

Resíduos, tratamento e descarte

Quando se tratar de uma luminária, não há resíduos gerados. No caso do material ser inutilizado, as partes da luminária deverão ser descartadas de acordo com sua natureza, já que muitas de suas partes são recicláveis.

Referências

- Faria, R. F. Utilizando uma *luminária* do tipo “*Lava-Luz*” para o ensino de densidade, dilatação térmica e transformações de energia. Química Nova na Escola, v.19, p.43-45, 2004. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a13.pdf>. Acesso em 24/09/10.
- Valadares, E.C. Física mais que divertida. Belo Horizonte: Editora da UFMG, p.81, 2000.



International Year of
CHEMISTRY
2011

QUÍMICA PARA UM MUNDO MELHOR

www.quimica2011.org.br