

ASSOCIAÇÃO JUVENIL DE CIÊNCIA

CIÊNCIA

Número 29/30 Set-Dez 2002 Distribuição Gratuita



Inclui suplemento

Cientista Marado

com todas as experiências desde o nº 1

Editorial

por Duarte Valério

Índice

deste número

Com este número da CiênciaJ edita-se um suplemento que contém todas as experiências publicadas na secção *Cientista Marado*, desde o primeiro número da revista. Esta secção, que marca desde então — Janeiro de 1998 — uma presença regular nestas páginas, tem tentado divulgar de forma amena e acessível aquilo que é a fonte do conhecimento científico: a experimentação. Talvez o mais importante nem sejam os resultados curiosos, a divulgação de factos pouco conhecidos, a explicação de outros sobejamente sabidos: talvez o mais importante seja mostrar que a Ciência fala de coisas *reais*, fala daquilo que *existe*; que a Ciência *funciona* e se isso não acontecesse não seria Ciência.

A experimentação pode ser algo de frustrante. No mundo das ideias as coisas podem ser complicadas (há ideias e raciocínios tortuosos, é certo), mas nós podemos *idealizar* aquilo que nos aprouver. Os gregos de outros tempos conceberam inúmeros argumentos quer para provar quer para refutar a existência de átomos. Mas isso era um mero exercício intelectual. Não havia naqueles tempos qualquer razão experimental para se aderir a uma escola de pensamento ou a outra; era uma questão de opinião.

Pelo contrário, experimentar é aquilo que permite transformar meras hipóteses em teorias fundamentadas. Quando se experimenta nem sempre se obtêm os resultados que se quer, e por isso é que disse que pode ser algo de frustrante. É que ainda por cima há experiências delicadas, cujos factores não conseguimos controlar; há sempre erros experimentais, ruídos, imprecisões; e quando se tem à frente um conjunto de resultados — isto seja em que Ciência for: tanto pode ser em Física como em Ciências Sociais... — a sua interpretação nem sempre é certa.

Seja como for, experimentar pode ser também divertido. E dado que é necessário experimentar para fazer Ciência, mostrar esse lado divertido também é uma tarefa meritória. Espero que este suplemento sirva para todos os fins que referi.



Capa	1
Editorial	2
Agenda	3
Humor	3
Geologia	4
Sobre a região de Sines.	
História com Ciência	6
Já pensaste em como a fotografia é algo de recente?	
AJC não pára	8
Cientista Marada	11
Sobre combustões, oxidações, reduções...	
Um conto enredado	14
Bolas e cruzes.	
Contracapa	16

Este número duplo da CiênciaJ inclui o suplemento «**Cientista Marado**», que não pode distribuir-se separadamente.

Associação Juvenil de Ciência — Contactos

Sede — Contactos do Núcleo Regional de Lisboa — ajc@ajc.pt

Núcleo Regional de Lisboa
R. dos Baldaques 17 s/c
1800-083 LISBOA
Tel. 218 162 507/8
Fax 218 162 509
nlisboa@ajc.pt

Núcleo Regional do Porto
R. Alexandre Herculano 203 - 1º
4000-054 PORTO
Tel. 222 086 236
Fax 222 086 205
nporto@ajc.pt

Núcleo Regional de Coimbra
E. C. Universidade (Coimbra)
Apartado 3007
3001-401 COIMBRA
ncoimbra@ajc.pt

Núcleo Regional de Braga
Rua dos Chãos 70, 2º andar, sala 4
4710-230 BRAGA
Tel. e Fax 253 615 238
Telem. 966 657 296
nbraga@ajc.pt

Ficha Técnica

Edição / Propriedade

Associação Juvenil de Ciência

Director

Duarte Valério

Colaboraram neste número, entre outros...

António «Pardal» Correia, Duarte Valério, Hélder Alvalade, Luís Belerique, Rita Ramos, Rudolf Appelt, Rui Duarte, Vanessa Fonseca e Equipa ECO, Núcleo Regional de Braga e Núcleo Regional de Lisboa da AJC

Edição Internet

<http://www.ajc.pt/cienciaj/>

Redacção e Produção

CiênciaJ
Associação Juvenil de Ciência
R. dos Baldaques, 17 s/c
1800 - 083 LISBOA
Tel.: 218 162 507/8
Fax: 218 162 509
e-mail: cienciaj@ajc.pt

Periodicidade

Bimestral

Tiragem

3100 exemplares

Impressão



Editorial do Ministério da Educação
Estrada de Mem Martins, 4
2726-901 MEM MARTINS

Depósito Legal

n.º 119965 / 98

Conferência Internacional GLOBALIZAÇÃO - CIÊNCIA, CULTURA E RELIGIÕES

Data: 2002-10-15 a 2002-10-16
Local: Fundação Calouste Gulbenkian
Telefone: 217 823 000
Fax: 217 823 021
Correio Electrónico: info@gulbenkian.pt
Página WWW: www.gulbenkian.pt

European Science Week

Data: 2002-11-4 a 2002-11-10
Fax: +322 296 702 4
Correio Electrónico: Stephen.Parker@cec.eu.int
Página WWW: http://www.cordis.lu/scienceweek/home.htm

International Conference on Information and Communication Technologies in Education: ICTE 2002

Data: 2002-11-20 a 2002-11-23
Local: Aula Magna - Facultad de Ciencias Económicas y
Empresariales - Universidad de Extremadura - Badajoz
Telefone: +346 208 056 49
Correio Electrónico: secretariat@formatex.org
Página WWW: http://www.formatex.org/ict2002.html

IADIS International Conference www/Internet 2002

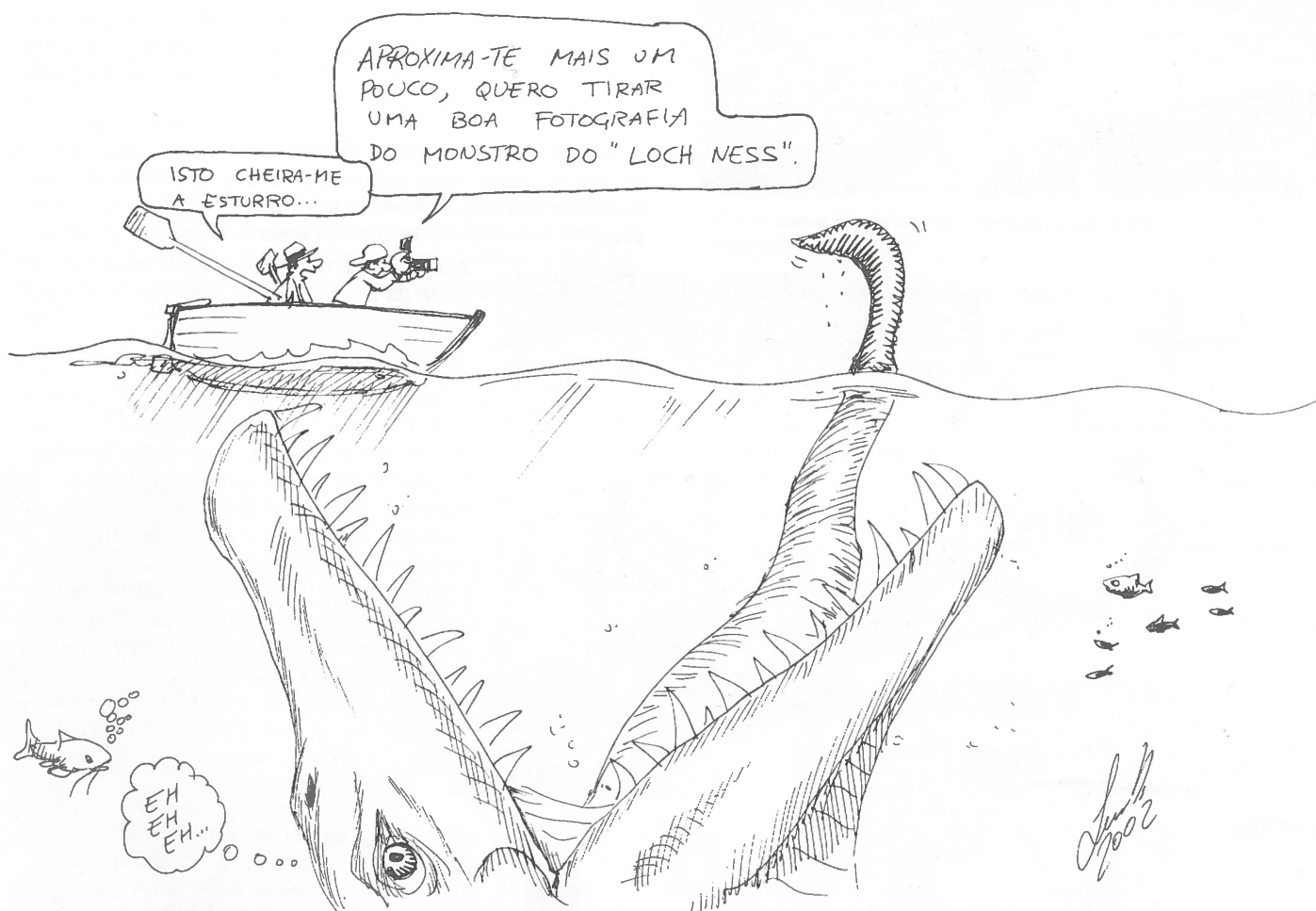
Data: 2002-11-13 a 2002-11-15
Local: Lisboa
Correio Electrónico: secretariat@iadis.org
Página WWW: http://www.iadis.org/icwi2002

II Congresso Internacional sobre a Situação da Rede Natura 2000 nos Países Mediterrânicos

Data: 2002-12-5 a 2002-12-8
Local: Lisboa
Telefone: 217 780 097
Fax: 217 783 208
Página WWW: http://lpn.natureza@mail.telepac.pt

3º Simpósio de Meteorologia e geofísica da APMG/4º Encontro Luso-Espanhol de Meteorologia

Data: 2003-02-10 a 2003-02-13
Local: Aveiro
Organização: Associação Portuguesa de Meteorologia e
Geofísica, Instituto de Meteorologia, Rua C do Aeroporto de
Lisboa, 1749-077 Lisboa
Fax: 218 462 169
Correio Electrónico: Sergio.Barbosa@meteo.pt,
Fernando.Carrilho@meteo.pt
Página WWW: http://www.apmg.4mg.com



A Terra dinâmica ao longo da Praia do Norte (Sines)

1 - Introdução

A Terra é um minúsculo ponto num enorme Universo de estrelas, galáxias e espaço vazio. Mas é suficientemente grande para que a percepção que temos dela seja bastante elementar.

A geologia nasceu com a compreensão de que a fascinante história da Terra está registada nas rochas da crosta terrestre.

Se vírmos a Terra como uma laranja, a vida só existe na casca. E ao que se sabe, o nosso planeta é o único lugar do Universo onde existem seres vivos.

Torna-se cada vez mais claro que o conhecimento da Terra e do modo como funciona pode ser vital para a nossa sobrevivência,



Figura 1 - Vista geral da Praia do Norte em Sines

pois, sem uma melhor compreensão deste planeta, podemos eventualmente destruir a base da vida que nele existe.

A zona de Sines é um laboratório natural para as ciências naturais, onde podem ser observados aspectos de: Petrologia, Sedimentologia, Geologia Estrutural, Geologia do Ambiente, Cartografia, Fauna e Flora da Costa Vicentina.

2 - Geologia da Zona de Sines

A área estudada situa-se na região litoral do Baixo Alentejo. Está representada na carta geológica de Portugal (Folha 42-C Santiago do Cacém), dos Serviços Geológicos de Portugal, (Figura 2). A geomorfologia da região em estudo é constituída por uma planície litoral com uma largura que varia de 4 a 14 km, que desce gradualmente desde a cota 90-150m, junto à zona da Serra de Grândola até ao mar (Inverno C. *et al.*).

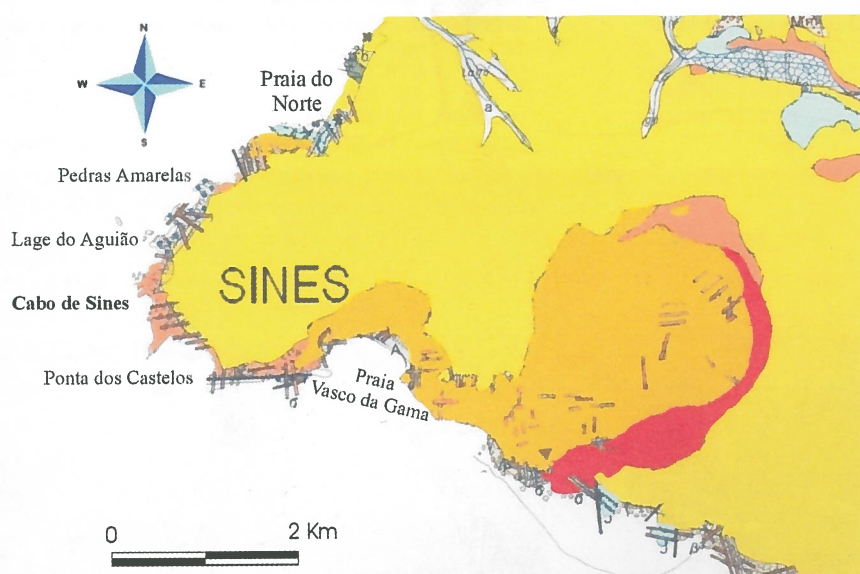
A planície litoral é constituída por terrenos na sua maioria de idade Plio-quadernária (Cenozóico), mas existem pequenos retalhos de Paleozóico, em toda a costa a sudeste de Sines e ao longo das linhas de água mais meridionais. Trata-se de uma plataforma de abrasão marinha do Plistocénico (Calabriano), observando-se actualmente a acumulação de areias de idade quadernária. Nesta zona existe ainda um relevo constituído pelas rochas eruptivas do maciço ígneo de Sines.

A costa litoral é um areal que se estende para Norte da Praia da Lagoa. Em toda a região do Cabo de Sines existem falésias com algumas ilhotas ao largo, que correspondem a rochas do maciço. A Sul de Sines, a costa é também de falésia com pequenas praias intercaladas, nomeadamente, a praia de S. Torpes e Vieirinha. Estas praias, possuem pequenos retalhos de dunas consolidadas do Plistocénico - Holocénico.

O **Maciço Ígneo de Sines** encontra-se alinhado com os maciços de Sintra e Monchique, segundo uma direcção NNW-SSE. Tal como os outros maciços, também o maciço de Sines está alongado segundo a direcção E-W. A parte emersa do maciço eruptivo de Sines tem cerca de 5 x 2,3 km, mas a maior parte da zona ocidental está coberta por dunas de idade Holocénica.

As **litologias** dominantes no maciço correspondem a rochas granulares como gabros e dioritos, que foram intruídas por sienitos posteriores e que são cortados por brechas eruptivas. Os gabros-dioritos contactam a Este e Sudeste com rochas de idade carbónica da formação de Mira, que por metamorfismo de contacto desenvolvem corneanas pelíticas. A Norte, na praia da Lagoa o contacto com os calcários do Jurássico dão origem a corneanas cálcicas (mármore s.l.), enquanto as areias e cascalheiras do Plistocénico cobrem parte das rochas existentes no maciço. A Geocronologia absoluta e o enquadramento geológico do maciço indicam que estas rochas datam do Cretácico Superior, início do Cenozóico.

A **História geológica e tectónica do maciço de Sines** (Canilho, 1972) refere que a instalação do maciço de Sines terá ocorrido em quatro fases sucessivas, justificadas pelas relações nos contactos: instalação do gabro-diorito; instalação do sienito e microsienito; formação de brecha vulcânica com algumas



LEGENDA



Figura 2 - Mapa geológico da zona de Sines. Adaptado da carta geológica de Portugal, folha 42-C Santiago do Cacém.

Vê o glossário na página 10.



Figura 3 - Contacto entre rochas do maciço (gabros e dioritos), com rochas do Jurássico.

massas de basalto; instalações dos filões ácidos e básicos.

Os minerais presentes numa rocha ígnea estão condicionados quer pelo quimismo do magma quer pelas condições de pressão e temperatura a que este cristalizou. Foi criado um modelo que ficou conhecido como **séries de Bowen** (Figura 7). Esse modelo é apresentado segundo uma sequência de cristalização que está associada à diminuição da temperatura. Assim os primeiros minerais a formar-se seriam olivinas e plagioclases cálcicas. De seguida com o progressivo abaixamento de temperatura formar-se-iam em vez de olivinas e piroxenas, podendo mesmo as olivinas previamente formadas reagir com o líquido magmático envolvente e elas também se transformarem em piroxenas. As plagioclases com o abaixamento da temperatura passariam a ser progressivamente mais sódicas. A sequência segue até ao esgotamento de todos os componentes do magma, cristalizando no final o quartzo. A figura 7 esquematiza a sequência de reacções propostas por Bowen.

De um modo geral, no maciço, a diferenciação ocorreu no sentido de um enriquecimento das rochas em sílica (ver séries de Bowen).

A instalação do maciço subvulcânico gabróico de Sines, com todas as apófises filonianas a ele associadas que acabam por cortar a série sedimentar de idade Mesozóica, ocorre durante o final do Cretácico, contemporânea da rotação da Península Ibérica, ligada à abertura do Golfo da Biscaia.

Em relação aos **recursos geológicos**, mais concretamente, aos recursos minerais metálicos na praia de S.Torpes, a Sul de Sines, ocorrem nas areias de praia pequenas concentrações de ilmenite



Figura 5 - Filões ácidos no maciço ígneo de Sines, cortando gabros.

(óxido de ferro e titânio) e magnetite (óxido de ferro), de formação aluvionar possivelmente relacionada com a desagregação das rochas do maciço de Sines (Monteiro, 1984).

Em relação a **recursos minerais não metálicos** a região é rica em areias de dunas e areias Plio-quaternárias siliciosas utilizadas na construção civil e obras públicas. Os gabros e rochas afins são rochas básicas, abundantes na região, exploradas para construções portuárias (ex: Porto de Sines) e tapetes rodoviários.

A **hidrogeologia** da região aponta para uma predominância de formações de grande permeabilidade, nomeadamente em areias de aluviões e em dunas. Das Eras Terciária e Quaternária, apenas pontualmente ocorrem formações de média e reduzida permeabilidade, como é o caso do grés do Cretácico e Jurássico, que na área em estudo surgem a Norte de Sines nas rochas intrusivas do maciço eruptivo de Sines e dos xistos e grauvaques do Devónico e carbónico que se prolongam para o interior, correspondendo ao maciço Paleozóico.

Face às características das formações com maior interesse hidrogeológico, importa conduzir a exploração dos caudais disponíveis de uma forma cautelosa, evitando os riscos de uma possível invasão pela água salgada.

4 - Geologia do ambiente (Região de Sines)

O estudo da interacção do Homem com o ambiente geológico denomina-se por **Geologia do Ambiente**. Este estudo inclui a superfície terrestre mas também os seus processos internos. A indústria concentra-se na zona de Sines, onde existe um complexo industrial fundamentalmente petroquímico e um

Figura 4 (à esquerda) - Aspecto alterado dos Gabros e Dioritos do Maciço Ígneo de Sines.

Figura 6 (ao fundo) - Filões ácidos (sienitos) inter cruzando-se.



Sorri e... clique!

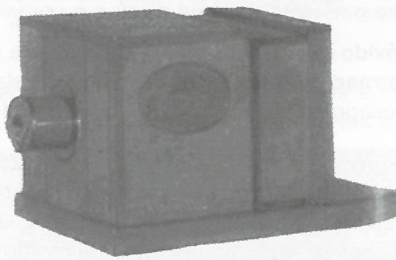
Parte 1

Eis a expressão habitual ao tirares uma fotografia — uma acção tão comum, que já nem sequer pensamos nela. Porém, a fotografia é uma das realizações mais extraordinárias do génio humano. Pega-se na pequena «caixa» e eterniza-se uma imagem que outros terão imenso prazer em admirar. Que seria das revistas e jornais sem a fotografia?...

Aristóteles em 300 a.C., Hassan Ibn Hassan — um árabe experimentador do século 10 — e muitos mais enunciaram, na sua era, projectos de protótipos da fotografia. Mas, a primeira verdadeira fotografia foi criada há pouco mais de cem anos!

A câmara escura

Pegas numa caixa preta (de cartão, por exemplo), e fazes um orifício num dos lados. À frente do orifício pões um objecto bem iluminado, um pouco



Câmara escura

afastado. Na face interior oposta ao orifício aparecerá uma imagem invertida desse objecto. Se substituíres a tal face oposta por papel translúcido, poderás observar a imagem reflectida. Isto é uma **câmara escura** elementar (portátil), muito usada desde tempos remotos. A inclusão de uma lente no lugar do orifício, movendo-se paralelamente ao seu eixo, permite focar o objecto — uma excelente forma de os antigos desenhadores copiarem os pormenores. Este aperfeiçoamento surgiu em 1588, numa nova edição de *Magia naturalis*, apresentado por Giambattista Porta.

Sensibilidades

Mas... e se fosse possível retirar o alvo da caixa, transportando-o para outro lado, sem que desaparecesse a imagem nele projectada? Uma fantasia demasiado utópica, pensavam alguns! Seria necessária uma placa coberta com alguma substância que se modificasse em função das tonalidades da luz.

Cerca de 1770, o químico sueco Scheele (1742-1786; descobriu o cloro) observou e estudou o fenómeno causado pelo sol sobre o cloreto de prata, por se alterar rapidamente sob a acção de uma fonte luminosa¹. Em 1777, descobre que a substância é mais sensível aos raios azuis e violetas do que aos verdes e vermelhos. Após Scheele, outros cientistas avançaram o conhecimento sobre o cloreto de prata, por este se revelar sistematicamente mais adequado. Bérard (químico francês; 1779-1869) descobre em 1812 algo deveras interessante: os compostos de prata escurecem na mesma proporção que a ordem das cores no arco-íris. À medida que as cores variam, desde o violeta até ao vermelho, a acção de enegrecimento varia em igual modo, desde o mais forte ao mais fraco (em períodos iguais de tempo). É por esta razão



Primeira fotografia

que os gabinetes fotográficos, quando não absolutamente escuros, têm iluminação vermelha durante a revelação!

A primeira heliografia

O primeiro homem a conseguir gravar uma imagem num alvo de uma câmara escura foi o francês Joseph

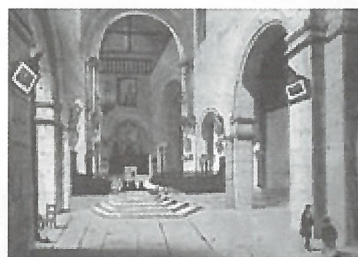
Nicéphore Niépce (1765-1833). Motivado pela recente descoberta da litografia (do grego: impressão pela pedra), e sendo de grande espírito inventivo, começou a pensar no assunto por volta de 1813, aos 43 anos de idade. Porém, só a partir de 1816 é que estudou o assunto profundamente. Nos seis anos seguintes, Niépce lutou pela descoberta de uma substância mágica que se alterasse com a luz, e que mantivesse a imagem projectada — de notar que não conhecia as propriedades do cloreto de prata. A substância encontrada foi o *betume da Judeia* (asfalto natural), o constituinte principal na preparação da placa de vidro ou metal a ser exposta na câmara escura. A luz, ao incidir sobre o betume, torna-o quase branco, e endurece-o, deixando de ser solúvel pelo petróleo. Porém, nas partes em que a luz actuou fracamente, há dissolução com maior ou menor eficácia, dependendo da quantidade de luz que o material recebeu. Assim, após a exposição, a placa era imersa em petróleo, obtendo-se uma reprodução a preto e branco — podendo ficar exposta à luz sem receio de se alterar!

A primeira *heliografia* (do grego: impressão pelo sol), como Niépce lhe chamou, data de 1822: uma placa de vidro com a representação da casa que habitava e o respectivo jardim². (www.niepce.com)

No entanto, estas fotografias tinham dois grandes inconvenientes: 1) exigiam, pelo menos, 10 horas de exposição à luz (!!); e 2) apresentavam fraco contraste entre claros e escuros. Além disso, a heliografia era em relevo, pois apenas era retirado o betume correspondente às partes escuras. Niépce esforçou-se por melhorar estes defeitos. Depois de ensaiar vários materiais, reconheceu que uma placa de cobre, coberta com uma fina camada de prata, proporcionava uma tonalidade mais viva e brilhante.

Posteriormente, tirando proveito das propriedades do iodo (descoberto em 1811, por Curtois, 1777-1838), expunha a placa após a lavagem com petróleo aos vapores de iodo que atacavam a prata a descoberto. Uma lavagem adicional com álcool dissolvia o betume esbranquiçado, sem alterar o restante. Na heliografia final, os claros eram dados pelo metal prateado, e os escuros pela prata atacada pelo iodo. A chapa fotográfica melhorara consideravelmente!

O Diorama de Daguerre



O diorama de Daguerre

No mesmo ano em que era obtida a primeira fotografia, inaugurava-se em Paris um divertimento novo: o diorama de Louis-Jacques-Mendès Daguerre (1787-1851). Daguerre pintava paisagens de ambos os lados de telas de grandes dimensões, feitas de tecido bastante transparente. Ao expor essas telas perante o público, movia um grande espelho

(escondido) acima da tela, redirigindo a luz vinda do exterior (por uma janela). (www.midleykent.fsnet.co.uk/diorama/Diorama_Wood_1_1.htm) Esse deslocamento permitia, à vista do público, mutações de panoramas que a todos assombrava. A combinação com outros truques faziam do diorama um espectáculo único, que o público acompanhou com muito interesse durante 17 anos!! (O diorama acabou em 1839, apenas por ter sido destruído pelo fogo.)

¹ Na realidade, cem anos antes, o sábio italiano Fabricius (1537-1619) teria observado as propriedades do cloreto de prata. No entanto não chegou a ter consciência que a mudança de cor se devia à acção da luz.

² A palavra 'fotografia' foi criada pelo alemão Madler só em 1839. Deriva do grego: photo = imagem + grafia = impressão => fotografia = impressão pela imagem.

Niépce — Daguerre

Durante todo esse tempo, Daguerre procurou métodos para fixar as belas paisagens que lhe apareciam na sua câmara escura, em alternativa ao método utilizado para o diorama. Manteve-se, então, a par de todos os avanços científicos nessa área, principalmente através de uma loja de Óptica (de Charles Chevalier — micro.magnet.fsu.edu/primer/museum/chevalierhorizontal.html) de grande renome em Paris. Foi através dessa loja que tomou conhecimento das experiências de Niépce — este apresentara aí os seus resultados, ao querer comprar melhor equipamento. De imediato, Daguerre tentou entrar em contacto com Niépce no intuito de vir a saber mais. Este, por sua vez, hesitou diversas vezes em responder às cartas recebidas, receando revelar a sua grande invenção. Porém, ao fim de algum tempo celebraram a sociedade Niépce-Daguerre — conforme o contrato, esta tinha, por objectivo, desenvolver a descoberta «inventada pelo Sr. Niépce e aperfeiçoada pelo Sr. Daguerre». Só então expuseram os seus resultados, sem rodeios. Daguerre pouco tinha a acrescentar à heliografia rudimentar de Niépce.

Estava-se neste momento a voltar uma das mais belas e importante páginas da Ciência!

Parte 2

A imagem latente

Os desenvolvimentos de Daguerre sobre a invenção de Niépce levaram à substituição do betume por uma lâmina de cobre coberta com uma camada de iodeto de prata (prata exposta a vapores de iodo), muito sensível à luz. Era, por isso, necessário trabalhar em ambiente adequadamente escuro.

A placa precisava agora de uma exposição bem mais curta, apresentando reproduções incomparavelmente melhores do que as de Niépce. No entanto, não era possível manter a reprodução, já que o iodeto a escurecia ao ser exposto à luz!

Um dia, Daguerre colocou uma destas novas placas na câmara escura, mas, por algum impedimento, apenas a expôs à luz por breves momentos - ao contrário do que seria desejado. Retirando a placa, notou que esta obviamente ainda estava inalterada, e arrumou-a num armário escuro, onde guardava vários frascos de substâncias químicas.

No dia seguinte, quando voltou a pegar na placa, não pode reprimir uma exclamação de espanto: a placa apresentava, com nitidez, a imagem que pretendia fotografar no dia anterior! Perante semelhante mistério, repetiu o processo nas mesmas condições: exposição curta — verificação de imagem inexistente — guardar no armário — esperar pelo dia seguinte. Lá estava a imagem, outra vez! Abismado, mas mantendo o espírito científico, repetiu a experiência, retirando, de cada vez, um dos frascos do armário. Tirou o primeiro, depois o segundo, depois... finalmente retirou o último. A imagem continuava a aparecer!! E agora??

Examinando minuciosamente o armário, encontrou algumas gotas de mercúrio. Preparou então uma nova placa fotográfica, colocando-a de imediato sobre o mercúrio... O resultado foi sensacional: após alguns minutos fazia a sua aparição! (A imagem já existia antes, mas ainda invisível. O mercúrio actuava sobre o iodeto atacado pela luz, em proporção à intensidade desta.) Daguerre acabara de



Daguerre



Niépce



Talbot



Eastman

descobrir a imagem latente; estava-se em 1835. As dez horas de luz incidente indispensáveis para Nicéphore Niépce estavam reduzidas a pouco mais de um quarto de hora!! (Infelizmente, Niépce não podia assistir a tal glória, por ter falecido dois anos antes.)

Este grande passo fora fundamental. Mas ainda faltava o último: fixar a imagem permanentemente — lembra-te que os restos de iodeto existentes escureciam mal vissem luz. Só em 1837, 2 anos depois, Daguerre descobre que a água salgada e quente faz desaparecer o iodeto não atacado, pondo a prata a descoberto, e fixando a permanentemente imagem (www.daguerre.org).

O Daguerrotipo

Estava terminada a evolução, ainda que contendo alguns pequenos defeitos; começa a comercialização dos **daguerreótipos**. Daguerre e o filho de Niépce — para o qual transitara o contrato após a morte do pai — procuraram formas de obter somas avultadas pela sua invenção. Assim, após infrutíferas tentativas, foi-lhes proporcionada a venda da sua ideia ao governo francês. Este ir-lhes-ia pagar uma pensão anual vitalícia a cada um deles e às suas potenciais futuras viúvas, a título de recompensa nacional.

No dia 19 de Agosto de 1839, a sala de sessões da Academia das Ciências de Paris regurgitava de público que ia assistir à consagração do daguerreótipo. O interesse gerado foi tanto que, em poucos meses, se alastrou como uma epidemia pelo mundo inteiro. As evoluções técnicas, científicas, e artísticas da fotografia não se fizeram esperar desde então...

O negativo de Talbot

Aquele que decerto sofreu maior comoção ao receber aquela notícia foi o inglês William-Henry-Fox Talbot (1800-1877).


Um filólogo e notável arqueólogo, investigava, nas horas vagas, como fixar em papel as imagens obtidas na câmara escura. Pessoalmente, realizara a sua descoberta, enveredando por caminhos diferentes e independentes de Niépce e Daguerre. Ainda que os seus resultados gerassem uma imagem fixa, esta apresentava-se em falsa cor (com os tons trocados). Seguindo caminho, chegou a um resultado importantíssimo: o **calótipo** (patenteado em 1841), mais conhecido por

negativo! Em oposição ao daguerrotipo, é possível fazer várias cópias positivas — o que acontece actualmente.

Na essência, para se obter um positivo, coloca-se o negativo (este em papel translúcido) sobre uma outra folha de papel opaco (o futuro positivo), coberto de cloreto de prata, e pondo o conjunto à luz do Sol.

(www.foxtalbot.arts.gla.ac.uk/intro.html)

O futuro...

A tecnologia da Fotografia foi evoluindo em muitos sentidos, juntando as descobertas feitas por Talbot e Daguerre (www.rleggat.com/photohistory). Talvez a mais importante tenha sido o desenvolvimento da película fotográfica em tira comprida de celulósida em 1884, por George Eastman (1851-1932; fundador da empresa Kodak; www.top-biography.com/9128-George%20Eastman%20Kodak/), e W. H. Walker. Essa invenção proporcionou as tão singulares máquinas fotográficas, que hoje evoluíram para a era digital... 

Núcleo Regional de Braga, o Regresso!

Caros Leitores (Sócios/Não Sócios/Outros):

Depois das merecidas férias, e do inevitável regresso às aulas, é tempo de pôr mãos à obra outra vez!

A primeira referência vai para todos aqueles jovens que participaram em mais um inesquecível Encontro Juvenil de Ciência (o Xis Xis!), e que decerto estão ansiosos por mais actividades... pois bem, estamos mesmo à vossa espera! A associação em geral precisa que cada novo (ou «velho») sócio contribua, ajude, participe nas nossas actividades... (não queiras ser «o elo mais fraco... adeus!»).

Bem, mas quanto ao Núcleo de Braga, neste momento estamos a renovar completamente o nosso *website*. As novidades são muitas, mas destaco a galeria multimédia (com fotos e vídeos) e ainda a utilização da tecnologia Flash, que torna a visita ao nosso site muito mais simpática e agradável.

Bem, e o resto vocês já sabem! Votos de um bom ano lectivo e saudações AJCianas.

P. S. - É sempre bom receber o *feedback* dos nossos leitores, por isso aqui fica uma saudação especial para uma leitora que não perde um único artigo do nosso Núcleo... estou a falar da Rita, de Manteigas, claro!!!



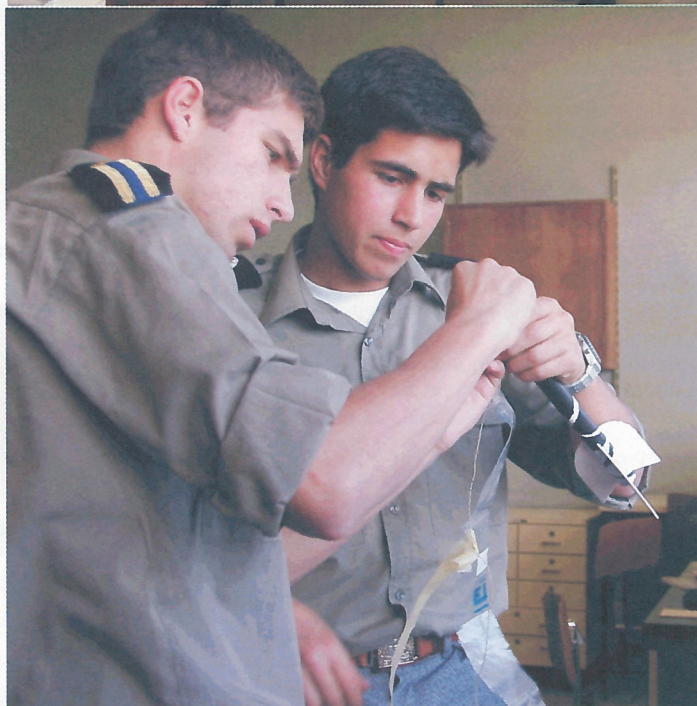
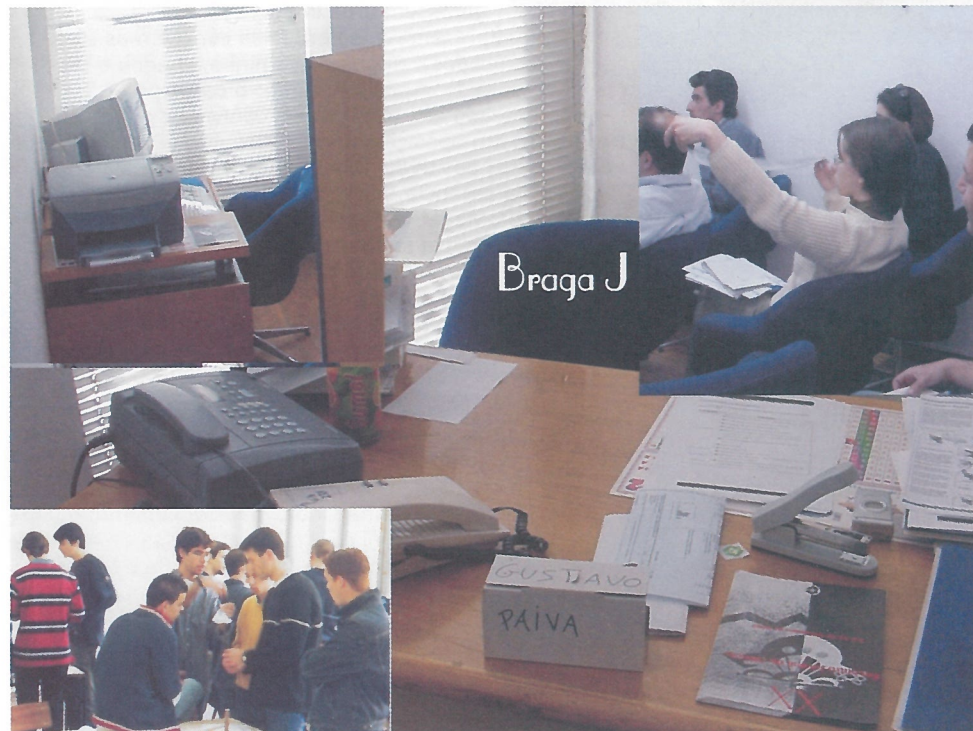
Núcleo Regional de Lisboa

Jovem Cientista:

Quando leres este pequeno artigo, já o épico XX EJC abalou todos os pessimistas e maldizentes da Ciência em Portugal! Pelo menos é para isso que trabalhámos dia e noite...

Mas o NRLx não se fica por aqui:

Ao lado: imagens do curso de construção de microfoguetes no Colégio Militar, em Lisboa. Em baixo: a sede do Núcleo Regional de Braga e algumas das suas actividades.



- Temos uma página nova (www.ajc.pt/nrlisboa) com as informações essenciais sobre o que andamos a fazer.
- Estivemos no dia 15 de Maio no Colégio Militar para um Curso de Construção de Micro-Foguetes, em colaboração com o Grupo de Técnicas Aeroespaciais da AJC.

Se nos queres ver na tua Escola ou Associação, já sabes onde nos encontrar ou como nos contactar!

Conhece as árvores do Parque!

Eis o balanço francamente positivo da última actividade em educação ambiental - *Conhece as árvores do Parque!* - promovida pela Equipa Eco - EE durante o passado mês de Junho.

A Ideia

Conhece as árvores do Parque! foi

Continua na página 13.

CIENTISTA MARADO

Duarte Valério * Vanessa Fonseca



ASSOCIAÇÃO JUVENIL DE CIÊNCIA

Palavra prévia

Origem

A CiênciaJ, revista da Associação Juvenil de Ciência, surgiu em Janeiro de 1998 com o fim de ser «uma publicação séria (mas não sisuda), de qualidade (mas não profissional)», destinada a «o maior número possível de jovens (ou, generalizando, malta J) interessados em Ciência», conforme consta do Editorial desse número, assinado pelo primeiro director, o Nuno Delicado.

A rubrica «Cientista Marado» marcou nela o seu lugar, desde o número 1 ao número 12, com textos de Duarte Valério. A partir do número 13, os textos passaram a ser de Vanessa Fonseca, e o nome da secção foi, portanto, alterado para «Cientista Marada».

Objectivos

Esta coluna foi apresentando, ao longo dos sucessivos números em que foi sendo publicada, experiências científicas de realização simples, envolvendo material facilmente acessível. Embora o aspecto lúdico tenha sempre estado presente, quer na selecção das experiências quer na sua explicação, não se descurou a interpretação teórica dos resultados nem a sua fundamentação com o rigor possível dadas as limitações de espaço, de conhecimentos dos destinatários e de grau de dificuldade impostas pelo carácter recreativo da secção.

A finalidade sempre foi a de mostrar o que está na base de todo o conhecimento científico: a experiência. E mostrar que por vezes há fenómenos surpreendentes que nos rodeiam sem que nós nos demos conta deles, e que a Ciência nos pode ajudar a conhecer e perceber melhor o mundo que nos rodeia.

Utilização

As experiências podem ser levadas a cabo quer individualmente por uma pessoa, quer perante uma audiência com fins demonstrativos.

Quanto ao uso individual, por exemplo, ambos os autores sentem que aprenderam muito ao realizar eles próprios as experiências que iam descrevendo para elaborar os textos, tendo descoberto coisas que ignoravam e tendo-se também divertido com o processo.

Quanto ao uso perante uma audiência, muitas destas experiências foram já usadas em público, por exemplo na mostra de Ciência Galileu que decorreu em 1999 na Figueira da Foz, ou integradas na participação da Associação Juvenil de Ciência na Semana da Juventude da Câmara Municipal de Lisboa de 1999.

A presente edição

Entendeu-se que poderia ser conveniente recolher num único volume todas as experiências que foram vindo a lume nas páginas da CiênciaJ. Elas acham-se aqui ordenadas por assunto. A divisão segue a ordem Física — Química — Biologia, mas é claro que as fronteiras entre as matérias não são estanques, havendo experiências que poderiam ter sido consideradas de outra secção que aquela em que se encontram, e textos que descrevem mais que uma experiência de natureza claramente diferente.

Os textos foram retocados em muito poucos casos, e nenhum deles afecta o sentido do original. Foram, por exemplo, alteradas as referências às outras experiências (onde se lia «no último número» da revista, passou a ler-se «na experiência da página...»), e as referências a moedas de escudos foram substituídas por referências a moedas de euros.

Porque o estilo literário em que esta despreziosa publicação se insere vem já de há vários séculos, referem-se por vezes algumas obras que serviram de inspiração para esta ou que têm particular interesse de entre as do seu género. A lista, claro, é muito reduzida e tem em conta o público específico a que se destina.

Esperamos ter conseguido e continuar a conseguir, ainda que de forma imperfeita, atingir os objectivos a que nos propusemos.

Os autores

Ficha técnica

Esta publicação é um suplemento que faz parte do número duplo especial 29/30 da revista CiênciaJ, e não pode ser distribuída separadamente.

Título: Cientista Marado

Autores: Duarte Valério, Vanessa Fonseca

Capa: Cartaz de propaganda à revista Paciência, a primeira revista da Associação Juvenil de Ciência (editada de Setembro de 1993 a Maio de 1996).

Algumas ilustrações foram desenhadas pelo António «Pardal» Correia, a quem os autores agradecem.

Revista CiênciaJ:

Edição, propriedade, redacção e produção — Associação Juvenil de Ciência — R. dos Baldaques, 17 s/c, 1800 - 083 LISBOA;
Telefone: 218 162 507/8, Fax: 218 162 509; Endereço electrónico: cienciaj@ajc.pt; Página na Internet: <http://www.ajc.pt/cienciaj/>

Director — Duarte Valério

Impressão — Editorial do Ministério da Educação — Estrada de Mem Martins, 4, 2726- 901 MEM MARTINS

Depósito Legal — 119965 / 98

Tiragem do número 29/30 da CiênciaJ — 3100 exemplares



Índice

	Página	Publicado na CiênciaJ nº
Física		
A tensão superficial	4	2
Moedas que voam e feijões	5	7
Experiências que metem água	6	8
O fósforo voador, ou: Como dar cabo duma caixa de fósforos.....	7	6
Objectos voadores completamente identificados	8	11
Pressão atmosférica e ovos cozidos	9	16/17
O que esconde a luz branca?! (parte 1)	10	20
Afinal, de que cor é o cavalo Branco de Napoleão?! (parte 2).....	11	22
Mudança de fase.....	12	10
Açúcar, areia e sal	13	12
Como gastar umas quantas pilhas num instante	14	9
Central eléctrica «lilimonada».....	15	13
Nada nas mangas... ..	16	25
Química		
Experiências com velas.....	17	1
A que temperatura arde o papel?	18	3
Reduções e oxidações.....	19	29/30
Reduções e oxidações 2.....	20	29/30
Cristaliza o que quiseres!	21	15
Ovos fora da casca!.....	22	18
A química da cozinha.....	23	4
Química na cozinha 2, a vingança do coador de arame!	24	5
Biologia		
Os pintores de flores	25	16/17
A luz ao fundo do túnel.....	26	23/24
As voltas da Terra.....	27	23/24
O tamanho não é tudo!.....	28	19
Há vida no interior da terra!	29	27
Há vida no interior da terra! 2	30	28

A tensão superficial

Embora o título seja homófono daquilo que o pessoal às vezes tem nas aulas, esta secção dedica-se hoje a falar dum fenómeno físico (não psicológico) que aparece muitas vezes no dia a dia sem que demos por ele. Talvez já tenhas dado conta que a água dentro dum recipiente de vidro tem alguma tendência para subir as paredes. O recipiente de vidro deve estar bem limpo, sobretudo desengordurado. Se arranjares uma placa de vidro horizontal (podes tirar uma janela dos gonços, ou então, se achares mais conveniente, arranjar um copo de vidro com o fundo liso e virá-lo de pernas para o ar), também bem limpa, e deitares uma gota de água sobre ela, verás que tende a espalhar-se pela sua superfície (ficando consequentemente mais fina). Suja a superfície (podes por exemplo engordurá-la com óleo de máquina, ou de fritar batatas, tudo serve) e deita outra vez uma gota de água. Ainda se espalha assim tanto?

O ângulo feito entre o vidro e a superfície da gota de água depende das atracções moleculares entre as moléculas de água e as moléculas das outras duas substâncias: o vidro e o ar. (Sim, o ar também conta! Claro que normalmente os casos que se encontram para aí são no meio do ar, mas...) Neste caso a atracção entre a água e o vidro excede a

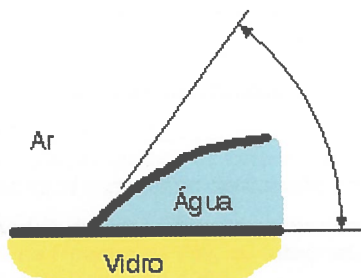


Figura 2 — Ângulo feito entre o vidro e a superfície da gota de água

atracção interna da água. Se o vidro estiver mesmo bem limpo e desengordurado o ângulo tende para zero (isto é, a gota espalha-se tanto quanto pode). Se não estiver limpo, o ângulo já é maior.



Copos de vidro



Figura 2 — Concavidade da superfície livre dos líquidos em copos de vidro

O exemplo clássico oposto é o mercúrio. Como geralmente não há para aí assim mercúrio para a gente andar a deitar gotas em placas de vidro e ver que a gota fica toda junta, ou encher um copo de vidro e ver que ele foge das paredes — e ainda bem, porque o mercúrio é venenoso —, o melhor é olhares para um termómetro (pode ser um clínico, daqueles que a gente usa para ver se tem febre). O tubo de vidro é muito estreito, mas ainda deve dar para veres que o mercúrio como que foge das paredes. Isto, claro, se o termómetro for de mercúrio...

Bom, a tensão superficial está envolvida em montes de fenómenos à nossa volta (por exemplo, as

bolas de sabão, com que certamente já te deparaste no decorrer da tua existência), mas aqui vamos ver dois particularmente sugestivos. Enche um copo ou outro recipiente, bem raso, com água. Depois vai deitando objectos, como moedas ou botões, lá para dentro, com jeito. (Não os atires! Leva-os até à superfície e larga-os.) Faz, antes de começares, uma estimativa de quantos botões ou moedas é que vais ter de deitar para a água vir por fora. Olha que o número é maior do que se poderia pensar à primeira vista (depende, claro, do tamanho do recipiente) porque a água vai subindo e faz uma superfície bojuda no cima. Podes tentar fazer apostas com os teus amigos que não tenham o

privilegio de ler a revista CiênciaJ, da Associação Juvenil de Ciência: a maioria deles com certeza que falhará por defeito.

A outra coisa que podes fazer para ver a tensão superficial em acção é abrir na parede duma lata ou garrafa três furos próximos, na mesma horizontal. (Tenta com uma garrafa de plástico: acende um fósforo, apaga-o e espeta-o rapidamente contra a superfície da garrafa; se fores rápido, o fósforo ainda está quente e abre um furo fininho e bem redondo.) Enche o recipiente de água: sairão esguichos



Figura 5 — Esguichos de água que saem por furos na parede de um recipiente

perpendiculares à parede. Junta-os com os dedos, perto da parede; eles ficarão juntos mesmo depois de os largares. É a tensão superficial que os mantém assim.

E, já agora, se os furos forem estreitos (os do fósforo servem), hás-de reparar que a água deixa de sair pelos furos antes de a superfície de líquido chegar lá: quando o líquido deixa de sair, é porque a pressão que ele exerce entre os furos e a superfície compensa a tensão superficial.

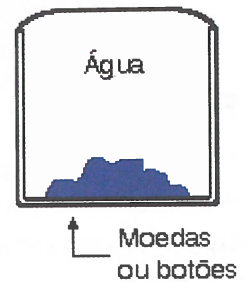


Figura 4 — Moedas ou botões dentro de água



Figura 3 — Termómetro

Moedas que voam

e feijões

A lei de Arquimedes (que é uma lei, não um princípio, porque quando o Arquimedes a descobriu ainda ninguém a tinha demonstrado, mas hoje em dia já), que toda a gente conhece, diz que «um corpo imerso num fluido recebe uma impulsão, de baixo para cima, igual ao peso do fluido que desloca». É essa lei que permite resolver o seguinte problema:

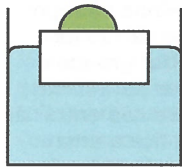


Figura 1 — Objecto em cima de um flutuador

Coloca uma coisa qualquer a boiar em água, por exemplo um bocado de madeira. (Convém que não sobre muito espaço até às paredes, senão não vais conseguir ver nada.) Pousa-lhe um objecto em cima, por exemplo, uma dúzia de moedas de um euro (menos que isso e também não deves ver nada... e além disso é preciso que seja mais denso que o flutuador - outro pedaço de madeira não vale). Marca o nível da água na parede.

Tira o objecto de cima do flutuador, e mete-o dentro de água. O nível da água baixou ou subiu em relação ao inicial?

Bem, se fizeres a experiência vês que baixou. Quando o objecto está dentro de água, está a deslocar um volume de água igual ao seu próprio volume. Mas quando o objecto estava em cima do pedaço de madeira (ou da outra coisa qualquer que tu puseste para lá a flutuar), estava a deslocar um volume de água igual ao volume de madeira (ou outra coisa qualquer) que tinha o seu peso. Por isso é que o objecto tem de ser mais denso que a madeira: assim, o tal volume de madeira que tem o mesmo peso é maior que o volume do objecto.

Claro que se usares um objecto menos denso que a madeira deves ver o resultado oposto: o nível de água no recipiente sobe. Porque é que a experiência então usa um objecto mais denso que a madeira? Bem, é claro que se fosse menos denso que a madeira te ia custar mais a metê-lo dentro de água, porque ele vinha ao cimo como a madeira! E isto também é por causa do princípio, perdão, da lei de Arquimedes: a tal impulsão de cima para baixo é maior que o peso, de modo que o objecto vai subindo, passa a deslocar menos água, e só pára quando a impulsão é igual ao peso. Uma maneira pouco usual de verificares isto é usando um recipiente com areia grossa, grão de bico ou feijões. (!)

Põe lá dentro um objecto mais denso que a areia ou o grão ou os feijões (o feijão branco tem uma densidade média, contando com o ar entre os feijões, de mais ou menos 0,9 gramas por centímetro cúbico — média, é claro, porque aquilo é tudo menos homogéneo!).

Depois agita bem o recipiente, sobretudo para os lados. O recipiente deve ser mais largo do que alto porque senão é difícil que os grãos (ou feijões) do fundo sejam agitados. A agitação faz com que aquilo fique parecido com um fluido, e o objecto vai ao fundo.

Outra lei muito interessante para fazer experiências com resultados estranhos é a lei de Bernoulli. É uma lei que tem uma equação matemática (rigorosa) associada, e que diz (duma forma pouco rigorosa) que quando aumenta a velocidade a que um fluido está a fluir diminui a pressão, e vice-versa. É óbvio que se puseres uma folha de papel A4 à frente da boca e sugares ar a folha não cai — enquanto não tiveres os pulmões cheios. Esta lei mostra que se soprases a folha também não cai — enquanto não tiveres os pulmões vazios. Põe-na assim como na figura, com a mão entre a boca e a folha, abre um bocadinho de espaço entre dois dedos e sopra com *muita* força: larga a folha nesse instante e, durante um bocadinho, a folha não cai... O ar sai com muita velocidade entre a tua mão e a folha, de modo que a pressão baixa, e a

folha é sugada, tal como se tivesses aspirado em vez de soprar.

Eis duas variações sobre este mesmo tema. A primeira é prenderes duas folhas (por exemplo A5, ou seja, duas metades duma A4) a duas varetas

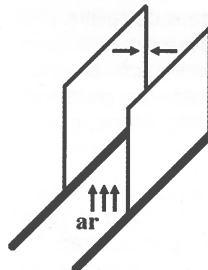


Figura 4 — As duas folhas aproximam-se

(podes colar as folhas com fita gomada a quatro esferográficas, duas em cada folha) e segurá-las na vertical como mostra a figura. Se arranjares maneira de soprar com força por baixo durante muito tempo (podes usar uma ventoinha, ou, melhor, um aspirador — lembra-te que ele aspira por um lado, mas deita o ar fora pelo outro!), hás-de ver que as folhas se juntam no cimo. Uma vez mais, o ar vai com velocidade, logo a pressão baixa, e as folhas juntam-se.

A segunda variação consiste em pousar uma moeda numa mesa e soprar horizontalmente. A moeda há-de levantar, com um bocado de jeito. Não é porque o ar entre por baixo da moeda. É porque o ar que passa por cima da moeda vem com velocidade, logo a pressão baixa e a moeda dá um salto. Convém que uses uma moeda grande, por exemplo de dois euros, para ter área suficiente para que a diferença de pressão a faça levantar.



Figura 3 — Tens mesmo de soprar com muita força!



Figura 5 — A moeda voadora

Estes princípios, bem como muitos outros, estão na base do voo dos aviões (que fazem um bocadinho melhor que dar saltos como a moeda ou ficar agarrados um segundo ou dois como a folha) e da flutuação dos navios e dos submarinos (que também têm de flutuar, senão iam ao fundo, não saíam de lá e não serviam para nada). Um livro interessante (entre muitos outros) sobre isto, e ainda por cima em banda desenhada, é *O sonho de voar*; o autor chama-se Jean-Pierre Petit e foi editado pela D. Quixote.



Figura 2 — Verificação experimental da lei de Arquimedes

Experiências que metem água

Desta vez vamos ter aqui experiências sobre vários assuntos de mecânica dos fluidos que têm em comum meterem água e ar. Esses dois são os fluidos mais comuns por aí assim (lembras-te de mais algum?) e têm a característica de que um é líquido e outro gasoso, de modo que chegam para fazer umas brincadeiras.

A primeira experiência, além de água e de ar, precisa duma mangueira. A mangueira pode ser uma qualquer desde que consigas enrolá-la com pelo menos algumas voltas. Deixa-a estar pousada no chão, levanta-lhe uma ponta e deita-lhe água lá para dentro (sem prender a mangueira a uma torneira — segura-a um pouco abaixo da torneira, ou usa um recipiente para deitar a água). Como era de esperar, passado um bocado a água começa a sair pelo outro lado... Ena, que grande experiência.

O que pode parecer mais estranho é que, se esvaziáres muito bem a mangueira de toda a água que lá tem dentro, a tornares a enrolar e também lhe deitares água por uma ponta, mas agora com o rolo da mangueira na vertical, a água não sai pelo outro lado... Como não desaparece, começa a transbordar pelo lado onde a estás a verter. Até parece que há lá uma rolha dentro.

Se a tua mangueira for transparente, já deves ter visto que a rolha está mesmo lá. Mas não é de cortiça, é de ar! Quando comesças a deitar água, ela acumula-se no fundo da primeira volta e vai subindo. Quando chega ao cimo da segunda volta, começa a escorrer para o fundo da segunda volta. Mas nessa altura forma-se uma bolha de ar entre a água que está na primeira volta e a que está na segunda volta... Ora o ar é um fluido muito

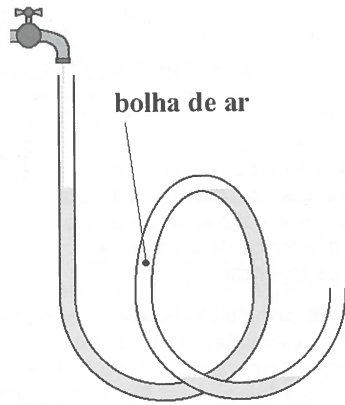


Figura 1 — A rolha na mangueira

compressível. Podes verificar isso facilmente com uma seringa (aquela demonstração que se costuma fazer nas escolas): tapas a ponta com o dedo (se for uma seringa clínica tira primeiro a agulha - se for de bolos não há crise) e empurras o êmbolo: o êmbolo ainda avança um bocado mesmo que nenhum ar saia pela ponta da seringa. (O mesmo não acontece se a seringa tiver água.)

E o que é que isso tem a ver? É que à medida que vamos deitando a água pela ponta da mangueira o peso dessa água não é todo usado para empurrar a bolha de ar: parte dele serve para comprimir a bolha de ar. Se a ponta da mangueira pela qual estás a deitar a água for muito comprida, talvez o peso da água chegue para empurrar o suficiente e encher mais uma volta de água. Mas forma-se outra bolha, e mais tarde ou mais cedo o mais provável é que o ar das bolhas absorva tanto o peso da água que estás a verter que ela não tem outro remédio senão transbordar. (Repara que se a mangueira estivesse presa a uma torneira, era como se a ponta por onde a água está a entrar incluisse toda a canalização até ao depósito de água - o que deve ser mais do que suficiente para vencer todas as bolhas de ar até ao fim da mangueira.)

Uma experiência interessante se a tua mangueira for transparente é ver qual o comprimento da ponta necessário para que a água vença uma, duas, três voltas... Como é fácil de perceber isso depende também do diâmetro das voltas - quanto mais pequeno, mais adiante chegará a água.

A segunda experiência requer um copo ou uma garrafa e um pedaço de cartão um pouco maior que a boca ou o gargalo do copo ou da garrafa (respectivamente). Enche o recipiente com água quase até ao cimo, tapa-o com o cartão, segura no

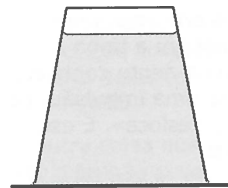


Figura 2 — A água não cai

cartão, vira tudo de pernas para o ar, e larga o cartão... Se tudo correr bem ele não cai e a água também não (para o caso da história correr mal não faças isto no meio de casa).

O que acontece é que a água no interior desce um bocadinho (advinha só... por acção da gravidade). Se o cartão for flexível e a boca do copo for grande o cartão também se encurva para baixo com o peso da água ajudando a essa descida. Se não entrar ar nenhum lá para dentro, o que já lá se encontra fica a uma pressão inferior à pressão que há cá fora. Essa diferença de pressão impede a água de sair. Mas não te esqueças de reparar que existe sempre uma frestazinha entre o bordo do copo (ou da garrafa) e o cartão... pela qual a água não sai por causa da tensão superficial (ainda te lembras do que é, ou tens de reler a experiência da página 4?).

Última experiência, que requer além do material da anterior mais uma palhinha de refresco: corta-a em dois e põe as duas metades na disposição da figura. Convém para começar que a distância h seja aí de um centímetro ou dois. Depois sopra pelo troço horizontal. Pode levar algumas tentativas até descobrires a melhor posição da palhinha horizontal ou até te convenceres que é preciso soprar mesmo com muita força. Quando tudo funcionar, a água vai ser sugada do copo, sobe pela palhinha, e ao chegar à corrente de ar do teu sopro vai ser projectada para a frente (de modo que não faças isto ao pé dalgum sítio que não se deva molhar).

Como tens de soprar com força, já deves estar mesmo a ver que isto é por causa do mesmo princípio que na página 5 aguentava uma folha no ar quando lhe sopravas e juntava duas folhas quando lhes sopravas por baixo... Claro, é a lei de Bernoulli. Ao encontrar o obstáculo que é o tubo, o sopro tem de acelerar para conseguir passar e baixa de pressão, e uma vez mais é essa diferença de pressão que faz a água subir na palhinha.

O esquema é igualzinho ao duma chaminé. A diferença neste caso é que o ar é muito menos denso que a água, de modo que a chaminé pode ter mais que um ou dois centímetros: pode ter muitos metros, que o ar que está dentro de casa é sugado à mesma.

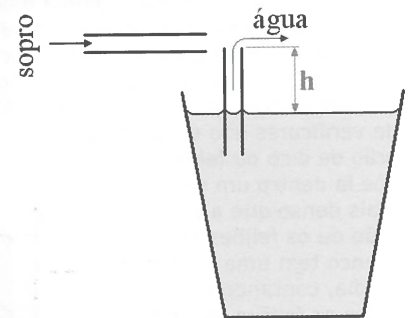


Figura 3 — Método de espalhar água por todo o lado

No livro *Virar o mundo do avesso*, de Robert Ehrlich, editado pela Gradiva, estas duas últimas experiências (bem como outras experiências publicadas em outros números da revista *Ciência*) são descritas com mais pormenor. Nomeadamente, quanto à última experiência, mostra-se como se pode calcular a velocidade do sopro. Mas isso é muita conversa para esta página.

O fósforo voador

ou: Como dar cabo de uma caixa de fósforos num instante

Uma experiência bastante simples que se pode fazer com um fósforo é envolver a cabeça num pouco de papel de alumínio e depois aquecê-la. O calor faz arder a cabeça do fósforo; os gases da combustão, ao escaparem-se, impulsionam o fósforo para a frente e ele voa como um foguete em miniatura.

Eis alguns pormenores adicionais sobre como podes fazer esta experiência. Deves embrulhar a cabeça do fósforo de modo que os gases se escapem para trás (não para diante, senão ele voava ao contrário!). Podes embrulhar a cabeça muito bem e depois abrir um furinho ou dois com um alfinete na parte de trás, ou deixar o papel um pouco mais solto em volta do pauzinho do fósforo. Depois, para que ele comece o voo numa posição em que não vá logo empancar nalguma coisa, podes improvisar uma espécie de rampa de lançamento com um clipe aberto ao meio como na figura, prendendo a parte de

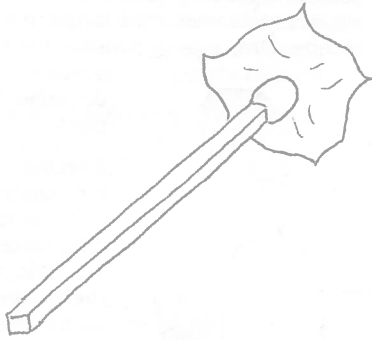


Figura 1 — Como embrulhar o fósforo em papel de alumínio

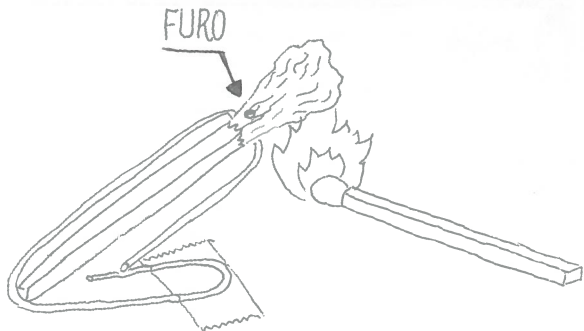


Figura 2 — Como lançar o projectil

fósforo, como na figura. De qualquer modo, toma muito cuidado com o que fazes! Levar com um projectil destes na cara *não* é pouco perigoso. Pensa sobretudo que uma coisa a voar que está a arder pode *pegar fogo* a várias coisas que estão longe... O alcance é pequeno (o voo não deve durar sequer um segundo, embora isso dependa do tamanho do fósforo e doutras coisas ainda), mas não será nada má ideia tirar tudo o que possa arder do sítio da experiência, num raio de pelo menos um metro. (Num raio, sim, porque às vezes aquilo ainda pode lembrar-se de andar no sentido errado...) Para variar vem o aviso do costume: a CiênciaJ não tem culpa se não tiveres cuidado nenhum e tiveres de recorrer ao serviço dos bombeiros.

O último conselho útil é: tem muita paciência. Isto depende do tamanho dos fósforos, mas a grande maioria das vezes aquilo não vai dar nada! O fósforo arde no sítio do lançamento e não voa...

Isto acontece não porque um fósforo seja pesado, mas porque a potência do motor também não é grande coisa, como imaginas... Claro que há várias maneiras de tentar resolver o problema.

A primeira é quebrar a cabeça doutro fósforo e embrulhá-la juntamente com a cabeça do fósforo que vai voar. Isto às vezes até resulta (tem o dobro da potência), mas por outro lado também pode acontecer que arde uma cabeça de cada vez e não dá nada (o foguetozito ainda é mais pesado que no caso anterior...). Claro que com três e mais cabeças dá exactamente o mesmo.

A segunda maneira é vermo-nos livres da parte mais pesada

do fósforo, que é o pau, e que ainda por cima não está lá a fazer nada. Quer dizer, até está a fazer uma coisa útil, que é a dar estabilidade, mas dá tanta estabilidade que aquilo a maior parte das vezes nem voa... Que o pau está a dar estabilidade, é algo que podes verificar tentando fazer voar só a cabeça dum fósforo. Provavelmente voa numa direcção qualquer imprevisível, ou então não dá nada.

De modo que é preciso alguma coisa como que a servir de cauda. Uma primeira hipótese é tentar adaptar este motor a um avião de papel. Claro que tem de ser um avião de papel pequeno... pouco mais comprido que um fósforo, e com a largura em proporção. Prende o motor à frente da maneira que te parecer melhor. A fita gomada encaracola com o calor, e algumas colas são combustíveis... faz como melhor conseguires. Ainda assim, se o motor arrancar e voar e o avião ficar no seu sítio, também não te admires que não é nenhuma coisa do outro mundo...

Já agora, pensa: porque é que deves pôr o motor à frente do avião e não atrás? E porque é que não há-de pôr um em cada asa? A solução vem no fundo da página.

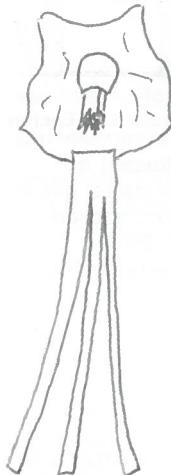


Figura 3 — Como adicionar um estabilizador de papel ao projectil

A solução mais satisfatória (grande percentagem de sucessos — a única em toda esta página!!!) é cortar três tirinhas de papel, aí do tamanho do pau do fósforo, e prendê-las ao motor (por exemplo embrulhando-as um pouco no papel de alumínio). O foguete é leve, estável (este feito é usado em pára-quadras de micro-foguetes) e — melhor de tudo — a maior parte das vezes voa mesmo.

Por último, lembra-te de que quem brinca com o fogo faz chichi na cama. De modo que pensa já em mudar os lençóis.

Solução das perguntas sobre aviões de papel:
 1) Conforme explica o João Alves, do Grupo de Técnicas Aeroespaciais da Associação Juvenil de Ciência, num artigo publicado no mesmo número da revista CiênciaJ que esta experiência:
 «Se bem nos recordamos, o centro de massa (CM) é o ponto onde se equilibram todas as forças gravíticas aplicadas a um corpo, no seja, e o o ponto onde podemos considerar estarem todas aplicadas.
 Um centro de pressão (CP) é um ponto semelhante ao CM, com a diferença de que neste se consideram aplicadas as forças aerodinâmicas. Ao passo que o CM depende da massa de cada uma das partes do corpo, o CP depende da forma, textura e área de cada parte.
 (...)
 Mas, onde é que devem ficar o CP e o CM para que o nosso foguete seja estável? Se olharmos para o binário da força motora e componente normal aerodinâmica, rapidamente podemos concluir que o CP deve ficar posicionado atrás do CM. Devemos ter em atenção ao construir o foguete, para "puxar" sempre que possível os elementos mais pesados para junto do nariz. Depois, conforme a posição do CM, colocamos as alhetas de modo a posicionar o CP atrás (se repararmos nos foguetes aerodinâmico, o que se faz é puxar as partes mais pesadas, o motor, para cima).»
 2) Claro que podes pôr uma cabeça de fósforo em cada asa. É boa ideia. Mas quem é que te garante que comecem a arder ao mesmo tempo?

Objectos voadores

completamente identificados

Para não fugir muito ao tema deste número da Ciência¹, desta vez vão ser objecto de atenção alguns objectos que voam, mas que há muito tempo se sabe porquê. Trata-se dos mais leves que o ar, que voam precisamente pela razão que o seu nome sugere. «Voam» não é a palavra exacta: melhor se dirá que flutuam, como uma rolha na água. E, já agora, «leves» também não é a palavra exacta; o que se pretende dizer é: menos densos que o ar. Na verdade, a diferença de densidades é que faz com que eles flutuem — lembras-te ainda da lei de Arquimedes, de que falámos na página 5?

O ar é mais leve que ele próprio

Os dirigíveis usam gases, como o hidrogénio ou o hélio, que são, à temperatura ambiente, mais leves (perdão, menos densos!) que o ar. Mas como o primeiro arde (há um desastre famoso, com o dirigível alemão Hindenburg, que ardeu em 1937) e o segundo é muito caro, uma solução muito mais usada é aquecer o ar, para que a sua densidade desça. A generalidade dos balões funciona assim.

Uma maneira fácil de ver que a densidade do ar desce com a temperatura é pôr um balão (daqueles que se dão às criancinhas e se enchem para as festas) no gargalo duma garrafa e aquecendo-a (em banho-maria, que é para a garrafa não se partir). O balão enche-se um bocado: o ar é o mesmo, mas passa a ocupar mais espaço. Este ar quente ainda não é suficiente para permitir que o balão fique a flutuar sozinho no ar.

Versão melhorada

Os balões que voam são versões melhoradas do balão da garrafa. Como um balão desses a sério é grande e caro e precisa de muito ar quente, o melhor é usares em vez dele um saco de plástico, daqueles vulgares que dão no supermercado. (Uma desvantagem de usares um saco de plástico em vez dum balão é que ele não aguenta contigo.) Para o encheres de ar quente podes usar um fogão a gás.

Atenção! Certos plásticos *ardem*! Mesmo que o plástico não arda, *deteriora-se com o calor*! Em qualquer caso, pode ficar tão quente que *queima*! Por isso, não aproximes o saco da chama do fogão a menos de uns vinte centímetros! A Ciência] não pode ser responsável pelos disparates que fizeres se não tiveres cuidado com o lume!

Abre o saco com a boca para baixo e deixa-o por cima da chama. Ele ficará cheio de ar quente e subirá sozinho. Provavelmente, há-de desviar-se de cima da chama; logo, há-de arrefecer e cair. Toma cuidado para, ao cair, não se aproximar demais da chama, não vá arder ou deteriorar-se.

Se o saco não conseguir aguentar-se sozinho no ar, tenta aumentar a chama — mas toma cuidado para o plástico não pegar fogo! Tenta também usar um saco de plástico muito fino. Hoje em dia, os supermercados dão sacos de plástico muito leve e fino (é mais barato para eles!), mas alguns sacos de plástico mais antigos ou mais resistentes são já tão pesados que não conseguem voar — apesar de terem o mesmo tamanho! Isto porque a impulsão já não é suficiente para vencer o maior peso do saco. (Em rigor, porque a diferença entre a impulsão e o peso do ar quente já não chega para vencer o peso do saco.)

O que é que voa melhor?

Uma pergunta que faz todo o sentido é querer saber o que é

que voa melhor: se um balão pequeno, se um grande. Podes experimentar uma vez mais com vários sacos de plástico de diferentes tamanhos! Para a experiência ser rigorosa devem ser todos do mesmo plástico e ter a mesma espessura.

Hás-de ver que, quanto mais pequeno o saco de plástico, menos voa. Os muito pequenos nem sequer voam nada. Isto acontece porque, quando tu diminuis o tamanho dum balão, ele fica mais leve, mas também diminui a impulsão que ele recebe. Ora, o peso diminui menos que a impulsão. Ou, se

quiseres, quando aumentas o tamanho do balão a impulsão cresce mais que o peso.

É fácil demonstrares isto para o caso em que o balão é esférico (os balões são, na maioria, quase esféricos). O peso depende do volume de material do balão; se a espessura for sempre a mesma depende da área, e a área duma esfera depende do seu raio ao quadrado. Ora, quer o impulso quer o peso do ar quente dentro do balão dependem do volume dele, que varia com o raio ao cubo.

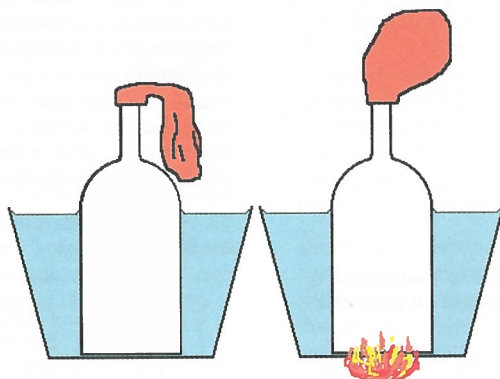


Figura 1 — Encher um balão com ar quente

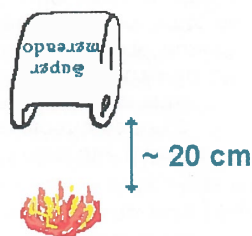


Figura 2 — Saco de plástico voador

¹ Esta experiência foi publicada num número dedicado ao fenómeno dos objectos voadores não-identificados.

Pressão atmosférica

e ovos cozidos!!! (Tem tudo a ver... Não acham?)

Como podem adivinhar pelo título sugestivo, o que vos proponho neste número é um pouco invulgar, mas os resultados são bem interessantes.

Vamos ao que interessa! O que é então a pressão atmosférica? Bom, podemos defini-la como a força exercida pela atmosfera (ou respectivos gases que a constituem) sobre cada unidade de superfície (incluindo os corpos à superfície). Apesar de não nos apercebermos da sua existência, o corpo humano suporta em média, uma força resultante da pressão exercida (nos vários sentidos) de cerca de 15 toneladas — pouca coisa!!!

Uma célebre experiência sobre a pressão atmosférica data de 1654, na cidade de Magdeburgo, após a descoberta da máquina pneumática, em que, utilizando a recente descoberta, removeram o ar do interior de dois «hemisférios de cobre» que ajustavam perfeitamente pela união de dois anéis de couro — o material não era lá muito sofisticado — e para os separar foram necessários 16 cavalos, 8 de cada lado. Além do espectáculo proporcionado, a experiência permitiu concluir a existência de pressão atmosférica em todas as direcções, que actuava nos hemisférios selando-os, dado que não havia pressão no interior (vácuo) que igualasse a pressão exterior. Deste modo, só a força «bruta» de 16 cavalos conseguiu a proeza de separar os hemisférios de Magdeburgo (figura 1).

É ainda neste século que um outro cientista, de seu nome Torricelli (um ilustre discípulo do não menos ilustre físico italiano Galileu), construiu o primeiro aparelho de medição da pressão atmosférica — o barómetro de mercúrio.

Também vocês podem construir um barómetro «caseiro», só que não com mercúrio, já que é um metal altamente poluente e tóxico, e o meu objectivo não é despachar ninguém para o hospital... Para o barómetro precisas de: 3 lápis compridos, uma garrafa de plástico pequena (sem rótulo e com o mínimo de cola possível), fita adesiva, três pedaços de plasticina, uma taça e um corante ou mesmo aguarela (para dar um toque colorido). Primeiro devem fixar com a fita adesiva os três lápis à garrafa, de forma a que a possam suportar — género tripé; depois colocam os pedaços de plasticina no fundo da taça, com a mesma distância a que se encontram os lápis na garrafa. Após encherem a taça e a garrafa com água corada até metade, devem virar a garrafa rapidamente para o interior da taça sem entornar o líquido, tapando o gargalo com os dedos. Então é só fixar os lápis na plasticina, e marcar uma escala na garrafa, que vos permita verificar subidas ou descidas do líquido, consoante a variação da pressão atmosférica (figura 2).

Tal como no barómetro de Torricelli, o princípio de medição é o mesmo, em que o peso da coluna de líquido é igual à força da pressão que a atmosfera exerce sobre uma superfície do líquido na tina. A utilização do mercúrio, por ser um líquido de densidade elevada, permitiu a Torricelli estabelecer a pressão atmosférica padrão no valor de 1 atm (atmosfera) que suporta exactamente uma coluna de mercúrio de 760 mm de altura. O

nosso barómetro, não sendo de avaliação quantitativa, permite-nos apenas avaliar modificações mais ou menos significativas da pressão atmosférica.

Agora vamos aos ovos cozidos. Para esta experiência apenas precisam de um ovo cozido (talvez dois... só para precaver), uma garrafa de vidro com tampa e cujo gargalo se ajuste ao ovo (eu utilizei uma garrafa de molho de tomate), um recipiente para aquecer água, e água. Após ferver

um pouco de água — cerca de 1/4 da capacidade da garrafa — transfere-se, com cuidado, essa água para a garrafa de vidro e sela-se com a tampa por pouco tempo. Depois retira-se a água e rapidamente coloca-se o ovo no gargalo (com a parte mais redonda e mais larga do ovo para cima) — figura 3. Finalmente é só aguardar que o ovo entre suavemente na garrafa.

Como foi possível que o ovo entrasse, até porque depois não o consegues retirar, a não ser pelo mesmo processo? A

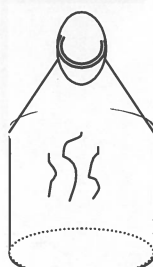


Figura 3 — Esquema de montagem

explicação para este fenómeno reside na mudança de fase que ocorre com o vapor de água. À medida que vai arrefecendo a temperatura o vapor de água passa à fase líquida, ou seja, ao preencher o interior da garrafa com o vapor de água a pressão desse vapor impedia que o ovo entrasse, pois essa pressão igualava a pressão exterior. No entanto, a temperatura ambiente provoca a condensação do vapor de água e a diminuição da pressão deste, e, conseqüentemente, a pressão atmosférica — ao exercer uma força de cima para baixo que não é contrabalçada — provoca a entrada do ovo na garrafa.

O ovo antes não entrava na garrafa porque a pressão do ar no seu interior igualava a pressão exterior.

Curiosidades:

Mais ovos cozidos... Imaginem que acabaram de subir ao alto de uma montanha com cerca de 4000 m e para retemperar forças decidiram cozer um ovo e comê-lo. Para vosso espanto a água até ferve mais rapidamente que o habitual, mas ao fim dos supostos 10 minutos de cozedura o ovo continua cru. Era um bocado «chato», especialmente se fosse o único ovo que tivessem! Como explicar esta situação? Bom, as camadas mais elevadas da atmosfera são menos densas e aí o ar é mais rarefeito, logo a pressão atmosférica é menor. A esta altitude aquela seria de cerca de 0,6 atm. Como não é a ebulição que é responsável pela cozedura do ovo mas sim a quantidade de calor que ele absorve e que é proporcional à temperatura da água, com este baixo valor de pressão, a água entra em ebulição a uma temperatura inferior à normal (100 °C). Logo seriam necessários +/- 30 minutos para o ovo cozer.

De modo inverso, a grande dificuldade da exploração marítima consiste nas elevadas pressões que se fazem sentir nas águas profundas — a 50 m a pressão exterior é de 6 atm, devido à pressão hidrostática. Nestas condições, a respiração de ar de uma garrafa de ar comprimido introduziria 6 vezes mais oxigénio nos pulmões e conseqüentemente conduziria a um envenenamento em O₂ e excesso de azoto que funcionaria como um narcótico. Por isso, as garrafas contêm ar diluído em hélio, que é menos solúvel no sangue — só que altera a voz, «efeito do pato Donald».

A subida de um mergulhador à superfície também não pode ser muito rápida, porque a diminuição brusca da pressão apresenta dois graves problemas:

- a ruptura dos pulmões devido à rápida expansão do ar neles contido;
- a formação de bolhas de ar no sangue, embolia, devido à referida expansão e à diminuição de solubilidade do ar no sangue, por causa da diminuição da pressão.

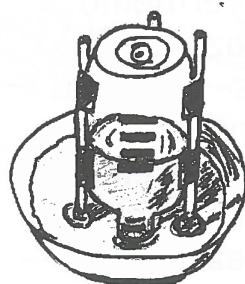


Figura 2 — O barómetro caseiro

O que esconde a luz branca?

Parte 1

Nesta experiência vamos falar da composição da luz branca ou luz solar. Certamente já observaste um arco-íris, ou o aparecimento de uma banda de cores em bolas de sabão ou em manchas de óleo. Estes fenómenos têm por base a policromia da luz branca, traduzindo o facto de a luz ser constituída por várias cores.

Agora um pouco de cultura: quem em primeiro lugar conseguiu fundamentar uma explicação para esta característica da luz foi o famoso físico Isaac Newton, no ano de 1666 (com apenas 24 anos) e a primeira experiência que vos sugiro consiste na reprodução da experiência do Sr. Newton.

Assim, para esta experiência, necessitas de um feixe de luz branca ou apenas luz solar, e um prisma óptico. Se fizeres incidir o feixe luminoso sobre o prisma consegues visualizar a decomposição da luz solar nas diferentes radiações, isto é, o espectro solar (as sete cores do



Figura 1 — Sir Isaac Newton (1642-1727)

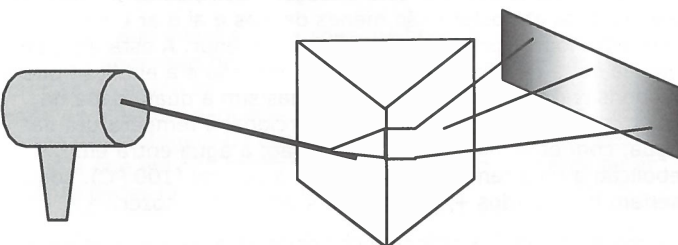


Figura 2 — Esquema da decomposição da luz branca, por um prisma óptico que origina o espectro da luz branca no visível

arco-íris). A decomposição da luz solar ocorre porque a luz ao atravessar a superfície de separação entre o ar e o vidro sofre uma refração, e além disso, as diferentes radiações monocromáticas que a constituem têm diferentes velocidades de propagação e diferentes ângulos de refração ao atravessar o vidro do prisma, daí separarem-se. Ao saírem do prisma, há nova refração, surgindo assim as diversas cores. É o que acontece na natureza com o fenómeno já mencionado do arco-íris, que resulta da refração da luz solar nas gotas de água das nuvens (figura 2).

Newton baptizou um outro instrumento, que permitiu mostrar que a luz branca era como a «soma», ou melhor, sobreposição de radiações de diferentes cores — o disco de Newton. Este disco consiste simplesmente num círculo de cartolina branca onde são pintadas ou as sete cores do arco-íris (vermelho, laranja, amarelo, verde, azul, anil e violeta) ou apenas as cores

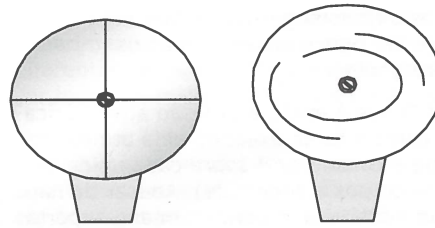


Figura 3 — Disco de Newton.

primárias relativamente à luz (vermelho, verde e azul), repetidamente, em cada 1/4 do disco. Depois, se o suspenderes com um grampo ou pionés e o fizeres girar intensamente (sem o rasgar, óbvio)

observarás uma cor branca (ou quase... depende da coloração certa das cores iniciais). Para um efeito mais aperfeiçoado, podes incorporar um pequeno motor, com uma pilha que faça girar o disco independentemente do teu fôlego (figura 3).

Para uma outra experiência, no mesmo seguimento das anteriores, precisas de: três lanternas, três elásticos, e papel de celofane de três cores diferentes: azul, vermelho e outro verde (as cores devem ser o mais próximo possível da realidade), de tamanho ligeiramente superior ao diâmetro da lanterna para poder cobrir a lente da mesma. Deste modo, seguras os plásticos em volta da lanterna e prendes com os elásticos. Em seguida, deves escurecer a sala onde te encontras e sobrepor a luz das diferentes lanternas, que se projectam sobre uma parede branca.

Ao sobrepores as três cores obténs o branco, enquanto que se as sobrepuerest duas a duas, obténs outras três cores: verde + vermelho = amarelo; azul + vermelho = magenta; e verde + azul = azul ciano (figura 4).

Outro aspecto que advém da policromia da luz branca são as cores dos objectos que nos rodeiam, fazendo surgir neles tantas cores diferentes. Será que a camisola azul que trazes vestida é mesmo azul? Qual será afinal a cor do cavalo branco de Napoleão? Não percas os próximos episódios...

Curiosidades

Na pintura, inversamente à óptica, as cores primárias e secundárias invertem-se, ou seja, por mistura de tintas magenta e azul ciano obtemos o azul, por mistura de tintas azul ciano e amarelo obtemos o verde e assim sucessivamente.

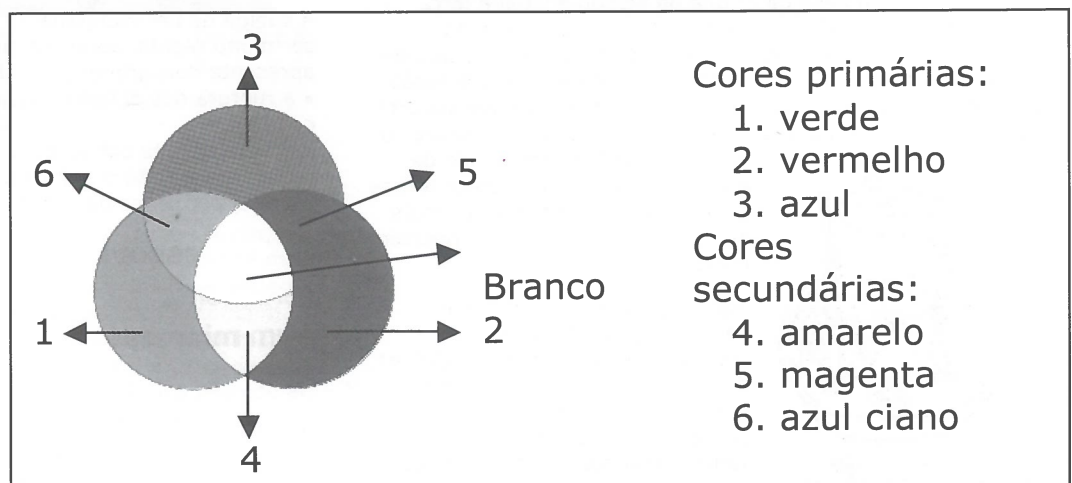


Figura 4 — Diagrama de sobreposições (a cores na contracapa).

Afinal, de que cor

É o cavalo branco de Napoleão? (Parte 2)

Se pensas que a camisola que tens vestida é azul porque era essa a cor dos fios, ou que a maçã que comeste ao almoço é vermelha por acção dos pigmentos dessa cor que estão presentes na casca, então desengana-te. O que eu quero dizer é que a cor não é uma propriedade intrínseca dos objectos, mas sim que depende da luz ou conjunto de radiações que incidem sobre os objectos.

Como demonstrar esta «barbaridade» que acabei de escrever? Talvez realizando algumas experiências...

Na página anterior abordou-se a decomposição da luz branca nas cores primárias: vermelho, verde e azul, entre outros conceitos que nos serão muito úteis. Na presente experiência vamos averiguar como é que a luz interacciona com os objectos que nos rodeiam.

Para que um objecto seja visível é necessário que sobre ele incida luz, seja ela monocromática (feixe de uma só cor) ou policromática (feixe com radiações de várias cores). Assim, o material necessário consiste numa lanterna, uns pedaços de papel celofane de várias cores (eu utilizei vermelho, azul e verde), elásticos para fixar os papéis na lanterna, uns objectos coloridos como um limão bem amarelo e um tomate bem maduro (vermelho), ou outros quaisquer. As experiências requerem ainda uma sala escura, por forma a garantir que apenas a luz da lanterna incide nos objectos — mas também não abusem senão não vêem um palmo à frente do nariz! Atenção às cores dos papéis, que funcionam como filtros¹: devem ser o mais reais possível de modo a que os resultados também o sejam, logo mais fáceis de interpretar.

Começando então por iluminar o tomate com luz branca vemos-o vermelho (esta era difícil!), mas ao incidirmos uma luz azul ou verde este apresentará a cor preta, enquanto que se o iluminarmos com cor vermelha este permanecerá vermelho. Depois de conferirem estes resultados, segue-se a substituição do objecto. O limão é amarelo sobre luz branca, apresenta a cor vermelha quando sobre ele se incide uma luz vermelha, apresenta a cor verde sobre uma luz também verde, e vemo-lo

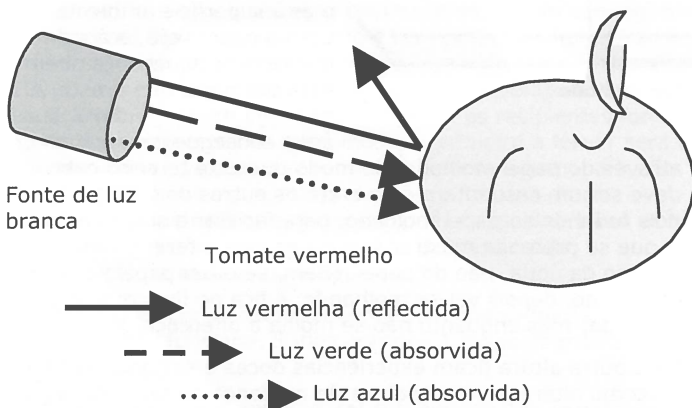


Figura 1 — Radiações absorvidas e reflectidas por um tomate vermelho e um limão amarelo quando sobre eles incide uma luz branca.

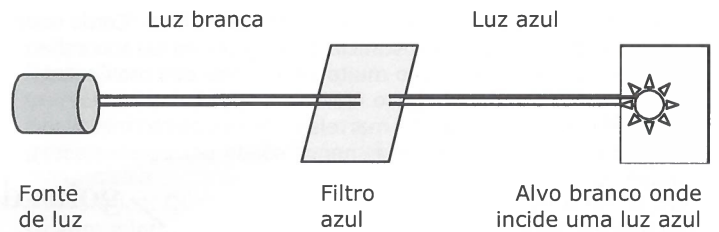
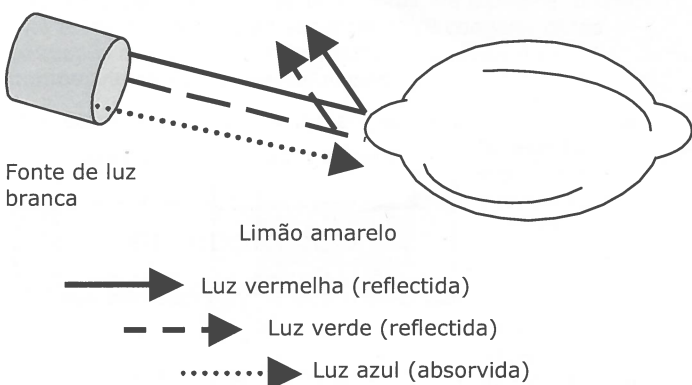


Figura 2 — A acção de um filtro azul numa luz branca.

preto se sobre ele incidir uma luz azul (figura 1).

A explicação para este facto reside no facto de a cor que um dado objecto apresenta corresponder à radiação que o mesmo reflecte (absorvendo as restantes no caso de um feixe policromático). Ou seja, se os objectos apresentam cores diferentes quando sobre eles incide luz branca, é porque na sua constituição existem substâncias que absorvem diferenciadamente as cores do espectro visível reflectindo as restantes. As cores que percebemos são então radiações reflectidas (para corpos opacos, porque para corpos transparentes, como um vitral, algumas cores são absorvidas e as restantes são transmitidas — atravessam o corpo).

É então a sobreposição das várias cores reflectidas ou transmitidas pelos corpos que confere a cor aos objectos. Reflectindo agora sobre os exemplos experimentais podemos afirmar que o tomate absorve as radiações azul e verde; assim, quando estas incidem, a cor obtida é o preto ou ausência de cor (nada é reflectido); e também podemos concluir que reflecte o vermelho. No caso do limão, verificamos que este apenas absorve a radiação azul, reflectindo as cores verde e vermelha, que sobrepostas originam a cor amarela (figura 1). Neste momento, vocês estão aptos a produzir os vossos próprios protocolos tendo sempre atenção à fiabilidade das cores e à adição das mesmas de acordo com o diagrama apresentado na página anterior. E afinal qual é a cor do cavalo branco...

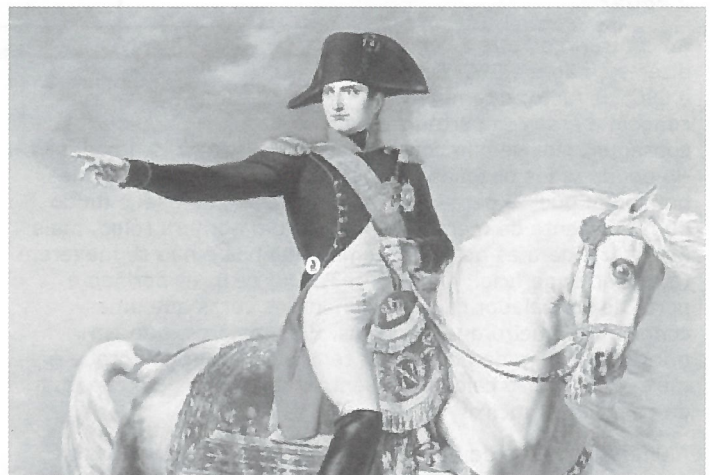


Figura 3 — Napoleão Bonaparte (1769-1821), Primeiro Cônsul da França (1799-1804), Imperador dos Franceses (1804-1814; 1815)

¹ Os filtros funcionam como seleccionadores das radiações pretendidas, uma vez que absorvem as cores «indesejáveis» e reflectem apenas aquelas que queremos. Por exemplo, um filtro azul absorve as cores verde e vermelha e transmite a cor azul (figura 2).

Mudanças de fase

Hoje o assunto da moda vai ser a mudança de fase. Como toda a gente sabe, qualquer substância pode estar no estado sólido (em que há uma arrumação muito perfeita das moléculas, de tal modo que custa imenso fazer o conjunto mudar de forma — claro que uma boa martelada num objecto metálico lhe muda a forma, e ele não é menos sólido por causa disso!), líquido ou gasoso (grande desarrumação molecular, que faz com que o conjunto tenha forma e volume extremamente variáveis). (Esta classificação algo simplista deixa de fora o estado de plasma, isto é, de gás ionizado, que em virtude da temperatura elevada é o estado da matéria nas estrelas.)

Ora desde que a pressão seja suficientemente baixa qualquer substância tem uma mudança de fase bem definida. O que seja uma pressão baixa depende do que estamos a considerar: o iodo acha que a pressão atmosférica é tão baixa que nem se dá ao trabalho de passar pela fase líquida, e sublima! A água já passa pelas três em circunstâncias normais. Mas se lhe subires a pressão duzentas e vinte e uma vezes a transição de líquido para gás deixa de ser bem definida (o que é que será bem definido àquela pressão?...), e a uma pressão umas cento e setenta vezes abaixo da atmosférica também sublima como o iodo.

A que temperatura congela a água?

Ao contrário do que é costume dizer-se, não é a 0°C! Derrete a 0°C, de facto; e também congela a essa temperatura se conseguir. Mas se não conseguir não congela; e isso podes vê-lo pondo umas dezenas de gotas de água numa superfície horizontal que dê para levar ao congelador. Eu usei o fundo dum recipiente de metal, besuntado com gordura (óleo, mais uma vez!) para as gotas ficarem quietinhas e não se mexerem (a tensão superficial, lembra-te?). Ora se fores abrindo a porta do congelador cada cinco minutos verás que umas congelam primeiro que as outras. E as maiores, que em princípio deviam demorar mais tempo a arrefecer, porque é mais difícil tirar o calor lá de dentro, são muito bem capazes de congelar primeiro!

A diferença não é de temperaturas. É que as moléculas da água, para congelar (para ficarem mais arrumadas), precisam de alguma coisa em volta da qual se possam ordenar. Pode ser um grão de areia, uma bolha de ar, umas quantas moléculas da própria água que por acaso ficaram juntas o tempo suficiente... Quanto mais pequena a gota, menor probabilidade há de que contenha um núcleo. Uma experiência interessante é esperar que quase todas as gotas tenham congelado, sobrando só uma ou duas heroicamente líquidas. Toca-lhes então com jeitinho, com o dedo ou com um objecto, e vais ver que quase de certeza congelam logo. Aquilo com que lhes tocaste é que serviu de núcleo.

A água ao ferver aumenta de volume

E isto porque como as moléculas ficam mais soltas conseguem chegar mais longe e ocupar mais espaço. Podes ver isso, mas ao contrário, com uma lata de refrigerante. Ao contrário,

porque o que vais ver é que ao condensar diminui de volume. Basta pões uma lata ao lume com dois ou três centímetros cúbicos de água; quando ela ferver bem, estando portanto a lata cheia de vapor de água, pegas nela (olha que está quente... eu usei um daqueles lindos garfos duplos da salada para lhe pegar) e mete-la de pernas para o ar num prato com

água (o melhor é ser um prato metálico, que com o calor ainda se parte a loiça). A água em vapor condensa, e de duas uma: se a boca da lata não estiver bem

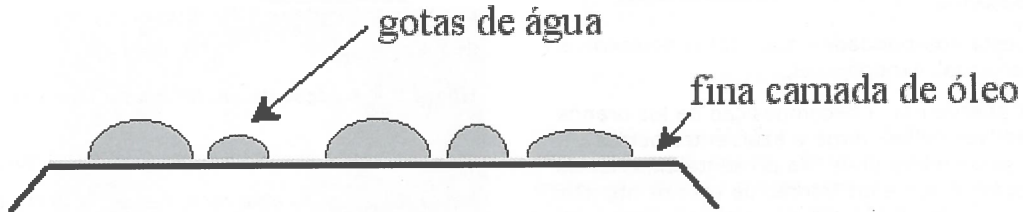


Figura 1 — Como verificar que a água não congela toda ao mesmo tempo

vedada, forma-se só um vácuo parcial, e é preciso fazer um bocado de força para tirar a lata da água; mas se o fundo do prato for bem liso é mais divertido, porque nada entra para dentro da lata e a diferença de pressão é tanta entre o interior (o vapor encolheu!) e o exterior que a lata se amolga sozinha (com um estoiro ensurdecador — cuidado com quem sofre do coração).

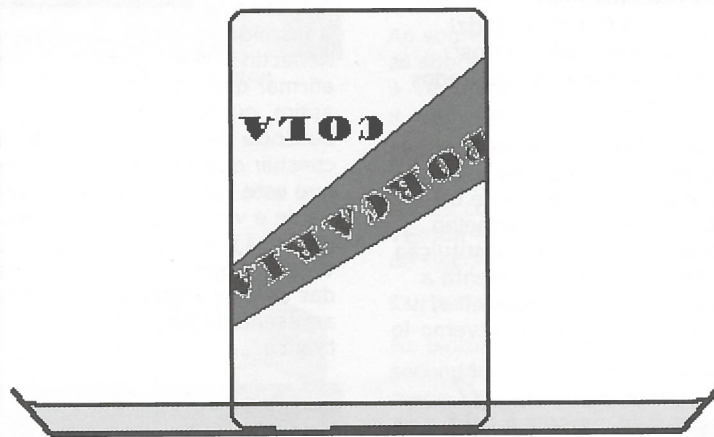


Figura 2 — Lata que implode

A água impede-se de derreter

É o que acontece se envolveres um cubo de gelo em papel. Demora mais tempo a derreter do que um cubo de gelo embrulhado em papel molhado ou um cubo de gelo sem mais nada. Porque quando o gelo derrete sem mais nada, a água recém-derretida vai-se embora e a camada superficial do gelo está sempre em contacto com o ar à superfície ambiente. Com o papel seco, a água fica lá e tem de aquecer também (usa um papel que preste, e não seja muito fininho!). E a água consegue passar melhor

através do papel molhado, de modo que este terceiro cubo deve ser um caso intermédio entre os outros dois. Podes abrir dois furinhos no papel molhado, para facilitar a saída da água. O que se pretende mostrar é que a grande diferença vem mesmo da água, não do papel. (Bem, se o teu papel seco for muito fino, depois vai-se molhando, e fica no fim como o papel molhado; mas enquanto não se molha a diferença vê-se.)

Para outra altura ficam experiências doces e salgadas acerca de como alterar a temperatura de mudança de fase. Por agora ficas com estas, algumas das quais vêm em *Nuvens numa caneca de cerveja*, de Craig Bohren, editado em Portugal pela Gradiva.

Açúcar, areia e sal

É este, por ordem alfabética, o material de que precisas para fazer as experiências de hoje, que ficaram prometidas na página anterior.

Como dificultar a congelação da água

É mais ou menos do conhecimento geral que o sal dificulta a congelação da água. Quando Daniel Fahrenheit quis arranjar um zero para uma escala de temperaturas, escolheu a mais baixa que conseguiu fixar no laboratório dele, com gelo e sal (a -32°C). Podes verificar tu mesmo isso: basta que ponhas no congelador alguns recipientes, o primeiro com água, o seguinte com água e um pouco de sal, o outro com mais um bocadinho de sal que o anterior... Vai abrindo a porta do congelador (aí cada cinco minutos) e verás que o primeiro a congelar é o que tem água, depois congela o que tem menos sal, e por assim adiante. (Olha que estar sempre a agitar um líquido dificulta a congelação.)

Porque é que isto acontece? Porque, como talvez te lembres da experiência da página anterior, um sólido tem todas as suas moléculas ordenadas. Claro que custa mais à água organizar-se numa estrutura arrumadinha (cristalina, se preferires) quando tem lá pelo meio moléculas de sal que não encaixam bem no cristal.

Podes repetir a mesma experiência com açúcar! O efeito é semelhante, dificultando também a congelação da água. Com areia é que já não funciona tão bem, porque não se dissolve.

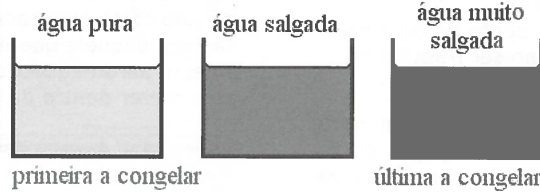


Figura 1 — Congelação da água salgada

Como dificultar a evaporação da água

Dado o efeito do sal sobre a congelação da água, poderias esperar que facilitasse a ebulição... porque também aumenta a desordem das moléculas, que é o que caracteriza um gás. Mas não! De facto, as moléculas da água são atraídas pelo sal e têm de vencer essa prisão adicional para se libertarem e a água passar a vapor.

Podes verificar isso aquecendo dois recipientes, um com água e outro com água salgada. Como é provável que não tenhas um termómetro que dê para medir temperaturas por volta dos 100°C , não deves conseguir medir que a temperatura de ebulição da água salgada é maior. Mas se os recipientes forem iguais e os aqueceres de igual modo, o primeiro a ferver será o que tem água pura. Os recipientes têm de ser iguais para não acontecer que um aqueça depressa e o outro não. Para aqueceres os dois do mesmo modo, podes usar dois bicos dum fogão, que sejam iguais, com o botão do gás (ou do termostato) na mesma posição.

Já agora, aquecer os dois recipientes em banho-maria, como na figura, não funciona. Sabes porquê? A resposta está ao fundo da página.

Um caso em que a areia, o sal e o açúcar são iguais

Talvez te lembres de que, para uma gota de água congelar, precisa de alguma coisa em torno da qual as moléculas se possam organizar. (Se não te lembras, vê a página anterior.) Isto vinha a propósito de ser mais difícil congelar gotas pequenas que gotas grandes, porque naquelas é mais improvável encontrar um tal núcleo.

Ora, outra coisa para que servem os núcleos é para ajudar a libertar gases em excesso. Há bebidas (como a cerveja, os refrigerantes com «bolhinhas» e a água mineral gaseificada, por ordem crescente de salubridade)

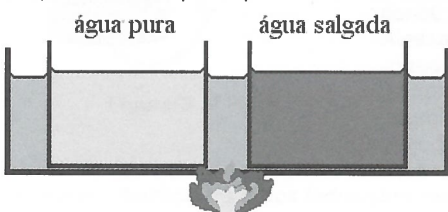


Figura 2 — Não funciona!!!

que têm dióxido de carbono dissolvido. Dentro das latas ou garrafas, esse dióxido de carbono dissolvido está a uma pressão maior que a atmosférica. Quando se abre a lata ou a garrafa, tem por isso tendência a soltar-se. Mas, para isso, precisa de fazer uma «bolhinha», e para uma «bolhinha» se formar é preciso qualquer coisa que sirva de núcleo — por exemplo, uma impureza, um grão de pó, um risco no vidro do recipiente, outra «bolhinha»... Lançar sal, areia ou açúcar para dentro duma das bebidas em questão acelera — e muito! — a libertação das ditas «bolhinhas». O problema é que a bebida

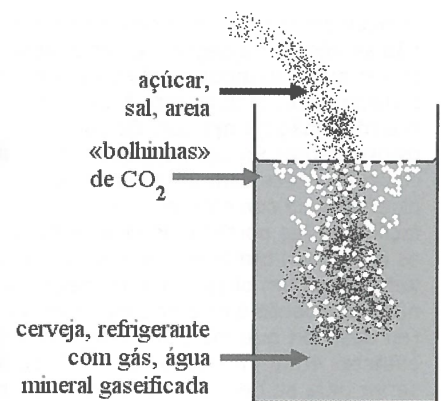


Figura 3 — Bolhinhas

no fim não fica boa para beber, de modo que este não é um bom modo de evitar o incómodo que o gás em excesso pode causar ao teu sistema digestivo.

Alguns destes assuntos são tratados com mais pormenor num livro com centenas de experiências, chamado *O Grande Circo da Física*, de Jearl Walker, editado em português pela Gradiva.

Resposta à questão do banho maria: Aquecer os dois recipientes em banho-maria é uma boa ideia, porque assim estão sempre os dois à mesma temperatura. Mas é uma boa ideia que não funciona, porque a água do banho não passa dos 100°C . Como há sempre alguma perda de energia, o mais provável é que o conteúdo de nenhum dos recipientes chegue aos 100°C . Assim, nem a água pura ferve, quanto mais a água salgada.

Como gastar umas quantas pilhas

num instante

O electromagnetismo trata de coisas que não se vêem: consegue-se ver a água a correr numa mangueira mais ou menos transparente, mas quanto à corrente eléctrica, não há nenhum fio condutor transparente! Só se vêem os efeitos, tal como acontece com uma corrente de ar. Se os efeitos da corrente de ar se sentem com facilidade (as portas e as janelas batem!), os dum íman também. Além de servir para verificar se um objecto é paramagnético ou não, consoante é atraído pelo íman ou não (eu descobri que mais de metade dos alfinetes em minha casa *não são*), pode servir para se descobrir quais os materiais que são mais ou menos permeáveis ao campo magnético. Isso é fácil de ver, e só são precisos uns quantos clips e um íman. Um íman é uma coisa que existe em muitos lados, e se não tiveres um íman à solta serve muito bem um daqueles que há nas portas dalguns armários ou nos fechos dalgumas malas. Atraindo um clips com o íman, a ponta dele pode atrair outro... até um certo limite que depende de o íman ser fraquito ou forte.

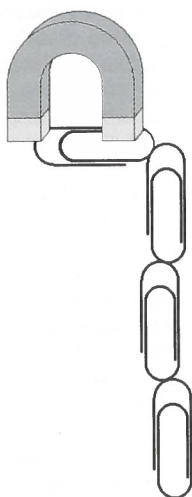


Figura 1 — Íman e cadeia de clips

Entre o íman e o primeiro clips podes pôr uma placa de vidro, ou de plástico, ou ainda umas quantas folhas de papel, ou de cartão, ou outro material qualquer que te apetecer. O que vai acontecer é que o comprimento máximo da cadeia vai diminuir: o(s) último(s) clips que puseste quando não havia nada entre o íman e o primeiro clips não deve(m), agora, aguentar-se no sítio. Se os diferentes materiais tiverem todos a mesma espessura (se, por exemplo, o vidro tiver três milímetros de espessura, vais ter de juntar umas dezenas de folhas de papel) e o íman for forte, podes tentar comparar a permeabilidade magnética dos diferentes materiais pelo número de clips que caem. (Se o íman for fraquinho, a cadeia de clips é tão pequena que não há diferença nenhuma quando se muda o material.)

Deves tomar atenção, porque há uma coisa que pode falsear a verificação anterior: mexer num clips com um íman pode magnetizá-lo mesmo depois de tirar o íman. (Ao mexer nos alfinetes, eu consegui sem querer com que os alfinetes paramagnéticos depois se atraíssem uns aos outros.) Se os clips estiverem magnetizados, a cadeia pode conseguir ficar mais comprida do que seria no caso contrário. Por isso, antes de juntar um clips, verifica se ele não está magnetizado (se atrair outro clips, é porque está).

Se prenderes os clips uns aos outros podes ainda fazer outra experiência, para a qual precisas ainda duma pilha e duma lâmpada.

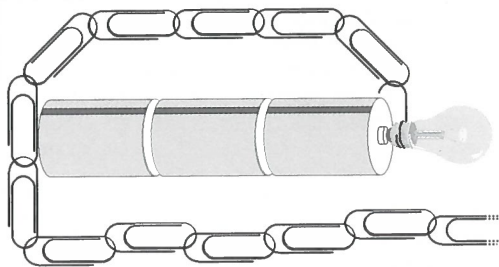


Figura 2 — Como verificar a resistência (eléctrica) de uma cadeia de clips

Quanto à lâmpada, serve uma duma lanterna qualquer (desde que consigas desenroscá-la ou desencaixá-la e tornar a pô-la no fim). As lâmpadas grandes, dos candeeiros que ligamos à corrente, têm uma resistência tão grande que só mesmo com os 220 Volt da rede é que dão luz, pelo que não servem. Quanto à pilha, tanto serve uma daquelas paralelepípedicas, em que os pólos são duas linguetas metálicas, como servem as cilíndricas, mais vulgares. Como estas são mais fracas, és capaz de precisar de mais do que uma: tens de as juntar, pólo positivo com pólo negativo, e para manter aquilo tudo junto

podes usar fita gomada. Para esta experiência eu só precisei de 4,5 Volt (o que se consegue com três pilhas de 1,5 Volt, que são as mais vulgares). Enrola à volta do casquilho da lâmpada um clips, e prende-lhe a cadeia de clips. Pousa o fundo do casquilho num dos pólos da tua pilha, e vai tocando no outro pólo com o primeiro clips da cadeia, depois com o segundo, o terceiro... (Uma cadeia com uns trinta clips ou mais é capaz de dar jeito.) Hás-de ver que, à medida que a corrente eléctrica tem de dar um passeio maior, cada vez mais fraca é a luz da lâmpada. Cada clips tem uma certa resistência eléctrica, e a certa altura a resistência dos clips todos juntos já é tanta que a lâmpada mal deve acender.

E, por fim, a clássica experiência que prova a ligação da electricidade com o magnetismo: fazer um electro-íman. Para isso é preciso mais tensão: eu usei 10,5 Volt (com pilhas de 1,5 Volt já vamos em sete pilhas só para esta brincadeira... mas outra tensão é capaz de servir — experimental!). Depois é preciso uma bobina (ou solenóide), o que se pode arranjar enrolando fio eléctrico à volta duma caneta, por exemplo, prendendo aquilo bem para não se soltar (fita gomada serve, mais uma vez), e tirando a caneta no fim. Se não tiveres fio eléctrico, tenta usar outro fio metálico revestido (eu consegui a mesma coisa com cabo de estendal de roupa — evidentemente *não* era daquele que é só feito de corda). Depois precisas dum objecto paramagnético (já sabes: se for atraído pelo íman...) para meter dentro da bobina: por exemplo, um prego grande,

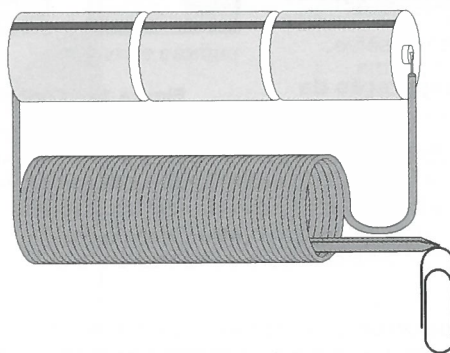


Figura 3 — Electro-íman

ou uma daquelas peças que servem para prender as folhas num dossier (se não for de plástico). Liga a bobina aos dois pólos da pilha. (Repara que, como agora a tensão é maior, e o fio da bobina é comprido, se deve começar a sentir aquilo tudo a aquecer um bocadinho. É assim que funciona um aquecedor

eléctrico vulgar, mas em larga escala. Quando eu fiz a experiência o calor foi tanto que começou a derreter a fita gomada em certos sítios... Toma cuidado, e faz a experiência longe de tudo o que arda.) Mete o prego (ou outro objecto eleito para o fim em vista) dentro da bobina, e ele deve começar a atrair clips como um íman... Hoje sabemos que uma carga eléctrica em movimento cria um campo magnético; ora numa corrente eléctrica o que não falta são cargas eléctricas em movimento. O fio da bobina está enrolado porque assim o prego está o sofrer o efeito do mesmo campo magnético muitas vezes, e fica magnetizado (tal como os clips ou os alfinetes na presença do íman).

Se te interessares por este assunto podes encontrar mais experiências (algumas das quais, contudo, requerem mais material que estas) no livro *Física para o povo*, de Rómulo de Carvalho. Esse livro foi recentemente reeditado pela Relógio de Água com o título (mais modernaço) de *A Física no dia-a-dia*.

Central eléctrica «limonada»

Nesta experiência vamos falar um pouco de electricidade, de geradores ou baterias e de... limões. Então vamos lá ao que interessa...

Hoje em dia, por certo, não consegues imaginar a tua vida sem electricidade, de tal forma que em frequentes gestos do teu dia a dia «recorres» a este fluxo ordenado de electrões por um meio condutor, que vulgarmente se designa por corrente eléctrica.

A experiência que te vou apresentar consiste na construção de um dispositivo que transforma energia potencial química em energia potencial eléctrica utilizando, claro está, limões! Assim, necessitas de 4 limões (talvez mais), uma lâmpada ou mesmo um LED (díodo emissor de luz), duas placas condutoras de metais diferentes — uma de alumínio e outra de ferro — (por cada limão utilizado), fio de cobre condutor e um casquilho.

Em primeiro lugar deves abrir os limões ao meio e amassar ligeiramente o seu conteúdo de forma a obteres uma solução condutora ou electrolítica com o ácido cítrico dos limões. Seguidamente inseres as duas placas (de alumínio e de ferro) na mesma metade de cada limão,

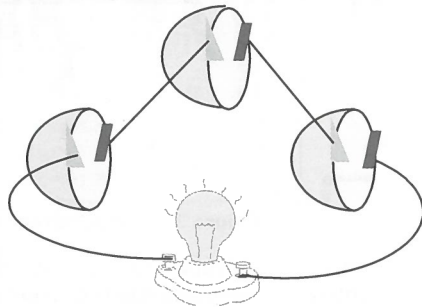


Figura 1 — Circuito eléctrico

ligando a cada uma um fio condutor. É importante que as placas estejam bem mergulhadas nos limões, para haver uma maior superfície de contacto entre estas e a solução electrolítica, facilitando a produção de corrente eléctrica.

alumínio



ferro



LED



Figura 2 —
Legenda da
Figura 1

Por fim, para associar os vários limões em série deves ligar a placa de alumínio de um dos limões à placa de ferro de outro limão e assim sucessivamente, tendo o cuidado de os fios condutores que estabelecem os contactos com a lâmpada estarem ligados a placas metálicas diferentes. Pode ser necessário ligar mais limões em série, de modo a transformarem e fornecerem mais energia ao circuito e acender a lâmpada.

Porque é que as placas metálicas têm de ser diferentes? A capacidade que os metais apresentam para ceder ou atrair electrões é diferente, sendo que, neste caso, o alumínio cede electrões e o ferro recebe. Ocorrem portanto reacções químicas na presença da solução electrolítica capazes de conduzir a corrente eléctrica, dando origem a um movimento orientado de cargas eléctricas ao longo do circuito: electrões no circuito exterior e iões na solução.

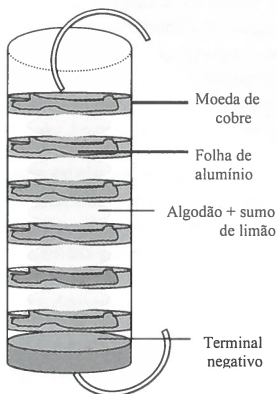


Figura 3 — Pilha

Uma experiência algo semelhante consiste na adaptação da primeira pilha construída, em 1799, por Alessandro Volta, utilizando moedas de cobre em contacto com folhas de alumínio, alternadas com algodão embebido em sumo de limão (solução ácida). Tudo isto é envolvido por um tubo de cartolina, forrado num dos lados com papel de alumínio — constituindo o terminal negativo.

Depois é só ligares a pilha a um LED.

Da próxima vez que tiveres um corte de electricidade e não tenhas velas em casa, podes sempre recorrer aos limões, e, mesmo na quadra natalícia, se quiseres algo de original, em vez do célebre pinheiro de Natal, podes sempre iluminar um limoeiro, se tiveres material suficiente e, se calhar, uns limões extra!



Nada nas mangas...

Eis mais duas experiências extremamente fáceis de realizar. Vamos fazer magia, ou melhor, algo que para pessoas menos informadas possa parecer uma ilusão. Contudo é preciso ter em mente um conceito básico — a composição da matéria. Toda a matéria é constituída por átomos e estes, por sua vez, por neutrões, prótons e electrões (quarks..., entre outros). Os dois primeiros formam o núcleo, e os electrões circulam em redor deste. Os três tipos de partículas têm diferentes cargas e tamanhos; assim, os prótons apresentam carga positiva, os electrões não têm carga e os electrões têm carga negativa. A partir do início do século 19, vários modelos de estrutura foram propostos: o primeiro, por John Dalton (físico e químico inglês); ao qual se seguiram muitos outros. No entanto, já os gregos, na antiguidade clássica, falavam em elementos indivisíveis: é aliás do grego de onde deriva a própria palavra átomo.

Tendo isto em mente passemos à acção (que a conversa já vai longa). Desta forma, para a primeira experiência necessitam do seguinte material: um balão, uma folha de papel e um furador de papel. Com o furador fazem-se vários círculos de papel sobre uma mesa (sem toalha) e enche-se o balão de modo a que se consiga agarrar com uma mão. Depois esfrega-se o balão no cabelo (seco e limpo de preferência) e, segurando-o perto dos papéis, mas sem lhes tocar, os círculos de papel são atraídos ao balão por uma «força misteriosa» (figura 1).

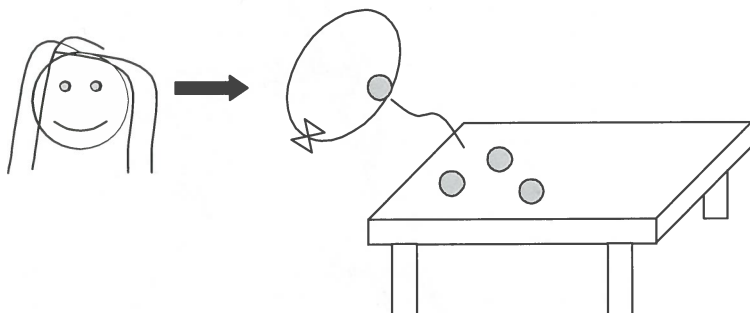


Figura 1 — Montagem da primeira experiência

Para a segunda experiência utiliza-se um novo balão, um copo de plástico transparente, uma moeda (de 0,10 € é suficiente) e um fósforo utilizado ou um palito plano. Para preparar a montagem coloca-se a moeda em pé e equilibra-se o palito em cima da moeda e por fim coloca-se o copo invertido cobrindo a moeda e o palito, com cuidado. Mais uma vez esfrega-se o balão no cabelo e segurando-o perto do copo de plástico é possível mover o palito, sem truques, sem fios transparentes, só o cabelo e o balão (figura 2). Na verdade ambas as experiências nada têm a ver com ilusionismo. A explicação é deveras simples: o balão é um material não-condutor que atrai facilmente electrões quando esfregado no cabelo, ficando carregado negativamente na sua superfície. A carga negativa do balão é então suficiente para atrair os núcleos positivos tanto do papel como do palito, se bem que na realidade as

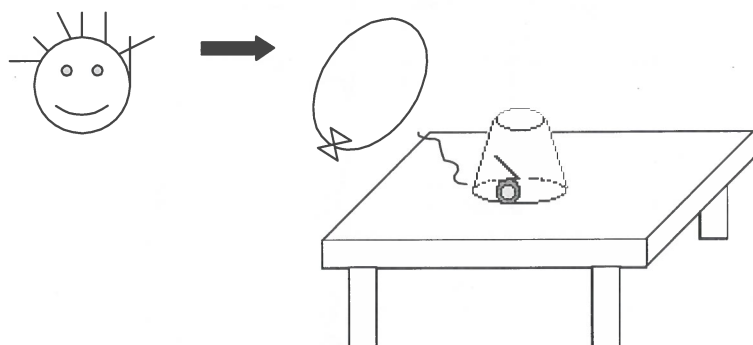


Figura 2 — Montagem da segunda experiência.

cargas positivas que são atraídas na segunda experiência não são do palito, mas sim da moeda, já que a madeira não é eletrizada, mas dificilmente se consegue mover a moeda. Ou seja, tudo não passa da acção de uma «força eléctrica» entre partículas de cargas opostas que se atraem mutuamente.

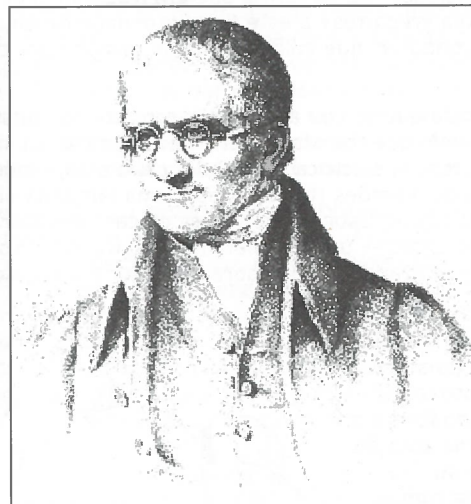


Figura 3 — John Dalton (1766-1844)

Certamente já repararam que os cabelos são atraídos para pentes quando estes são friccionados em algum tecido (normalmente ganga), e este fenómeno, tal como os apresentados, é explicado com base na electricidade estática. Está relacionado com a electricidade que se acumula num corpo por fricção ou influência eléctrica, e ainda com o estudo físico do equilíbrio das forças que actuam sobre os corpos. Em jeito de conclusão, estas experiências são só uma forma mais visual e divertida de descrever um fenómeno comum.

Experiências simples com velas

para fazer em casa

Uma vela (uma daquelas coisas vulgaríssimas que fazem as vezes da EDP quando falta a luz, embora sejam sobressalentes um pouco deficientes) é uma coisa muito mais complicada do que parece à primeira vista. O que é que arde na vela? É o pavio (aquele cordel, ou fio, que está lá no meio)? Então para que é que serve a cera? (Hoje em dia as velas são feitas em geral de estearina, mas como é também uma matéria orgânica, e é feita sobretudo de átomos de carbono e hidrogénio, vamos acomodá-los ao hábito de continuar a chamar cera ao invólucro branco-amarelado da vela.)

Para saberes para que é que serve a cera, tenta arrancar um bocado do pavio à vela (aí um centímetro ou dois) e depois chega-lhe o lume.

Atenção! Como é do conhecimento geral, se brincares com o lume podes queimar-te! Realiza as experiências com cuidado ou vais sentir na pele como é a vida do pavio! A Associação Juvenil de Ciência, a revista CiênciaJ e o autor destas singelas linhas recusam toda e qualquer responsabilidade, moral ou civil, explícita ou implícita, real ou imaginária, pelos incêndios decorrentes duma displicente execução destas experiências!

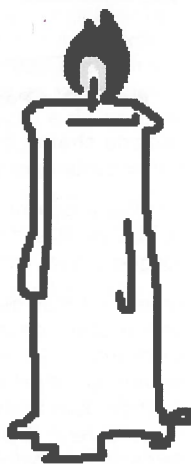


Figura 1 — Vela

Verás que arde num instante! Ou, pelo menos, bastante mais rapidamente do que arderia se ainda estivesse confortavelmente escudado pela cera. Pega agora num bocadinho dum palito ou dum fósforo (aí meio centímetro). Acende a vela durante um pouco de tempo, apaga-a, enterra o palito muito bem na cera mole e pega-lhe fogo. Se tudo correr bem, há-de demorar mais tempo a arder do que se o tivesses queimado cá fora.

De modo que já sabes que a cera serve para retardar a combustão do pavio. Na verdade, para derreter, precisa de roubar energia da combustão que doutro modo ia servir para queimar mais o pavio.

E será que a cera não arde? Bom, de facto, parte da cera derretida embebe o pavio e liberta gases combustíveis que também ardem (e depois o resto vai escorrendo...). Não é por acaso que as velas novas costumam ter o pavio revestido duma camada fina de cera.

Para veres esses ditos gases faz o seguinte: apaga a vela soprando. Um fumo branco começará a libertar-se. Esse fumo ao fim dalgum tempo cessará. Trata-se dos tais gases que, como tu apagaste a vela, não chegaram a arder. Agora acende outra vez a vela e acende também um fósforo (ou então tem um isqueiro à mão). Apaga a vela subitamente, soprando. Chega depressa o fósforo ao tal fumo branco, mas sem tocar no pavio. Se fores suficientemente rápido a vela acende-se outra vez! Conseguiste pegar fogo aos tais gases, os quais por sua vez tornaram a pegar fogo ao pavio.

Existe mais uma coisa que podes fazer. Deixa a vela acesa um bom bocado. Há-de começar a deitar um fumo preto. Se puseres uma folha de papel branco por cima (não muito perto, que senão pegas fogo ao papel!) fica logo preta. Apaga a vela e corta rente o pavio. Ainda há fumo preto? E a folha fica preta assim depressa?

O que se passa é que o combustível da vela é feito sobretudo de carbono e hidrogénio. Como os átomos de hidrogénio são mais pequenos, desenrascam-se logo a achar oxigénio para arderem. Os de carbono são mais pesados e lentos... Se tiveres o pavio muito comprido, há muito combustível a libertar-se em cada momento; e os átomos de carbono não chegam a ter tempo de arder: os de hidrogénio apanham o oxigénio todo e quando os de carbono arranjam oxigénio já estão tão longe da vela que está já muito frio e não

conseguem arder. De modo que se vão embora assim, e ao depositar-se na folha formam negro de fumo (o nome é mesmo este).

A conclusão é óbvia: se o pavio for muito comprido, estás a arranjar uma fumarada do caraças, e estás a gastar a vela muito depressa sem que ela deite mais luz ou calor. De modo que mantém o pavio da vela curto. (Se o cortares mesmo muito rente, claro que a chama fica tão pequena que nem se vê quase nada... Também não exageres.)

Poupa energia!



A que temperatura arde o papel?

A resposta é que arde aí a uns duzentos e trinta graus Celsius. (Até há um livro de ficção científica dos anos 50 chamado *451 Fahrenheit* — e mais tarde fizeram um filme baseado nesse livro — por ser essa a temperatura em questão.) Isto tem algumas consequências interessantes que podes constatar se começares por arranjar três caixas de papel como mostra a figura 3. (Não faças as caixas com cola ou fita gomada porque só estamos interessados no papel mesmo.) Usa papel resistente e pouco absorvente (aquele que a gente costuma ter

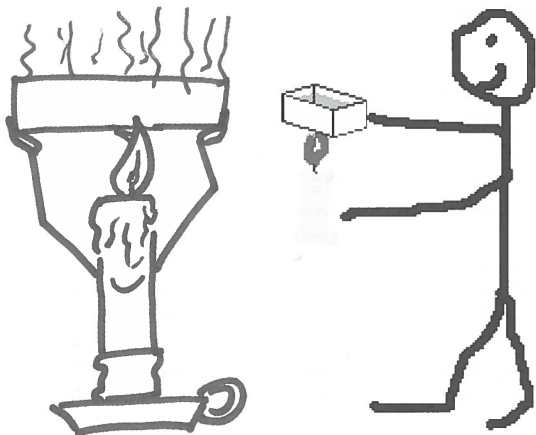


Figura 1 — Duas ilustrações sobre como aquecer as caixas de papel com a chama de uma vela

nos cadernos, aí de uns 80 g/m², deve servir).

Enche o primeiro de água (por isso é que o papel não deve ser absorvente) e põe-no ao lume, em cima dum isqueiro ou duma vela, durante meio minuto ou um minuto. Toma cuidado para não te queimares, porque o papel é que não queima de certeza. Desde que não chegues o lume às zonas da caixa onde dobraste o papel, ele não arde. O fundo da caixa por fora é bem capaz de ficar cheio de negro de fumo (se já não te lembras do que é, relê o texto «Experiências simples com velas para fazer em casa», na página anterior), mas ela não

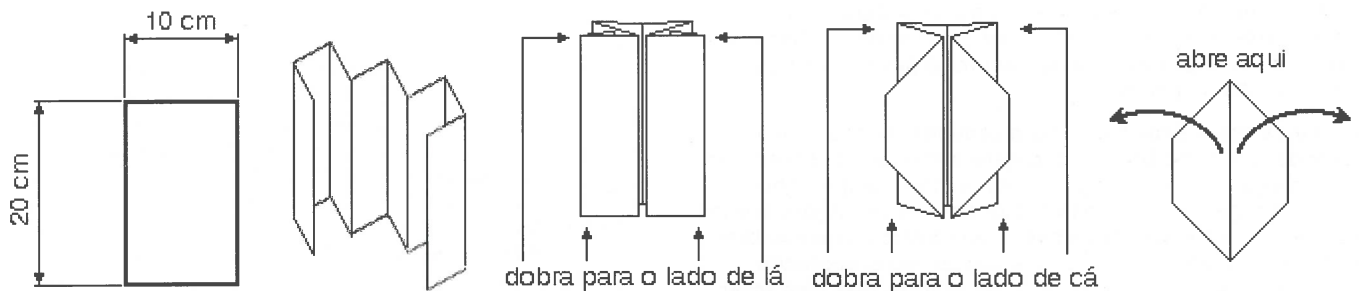


Figura 3 — Como fazer uma caixa de papel

arde — o fundo da caixa por dentro não fica sequer chamuscado.

Estranho? Não é se pensares que tanto o papel como a água são bons condutores de calor, de modo que todo o calor da chama vai para a água. E como a água ferve a cem graus Celsius só depois de ela evaporar toda é que o papel arderia. Geralmente não consegues que a água evapore porque ao fim dalgum tempo o papel amolece e aquilo desfaz-se tudo, mas se o papel for bem resistente podes tentar a tua sorte (e a tua paciência). Mas, se chegares a chama aos lados da caixa onde o papel está dobrado, aí a parte de fora não contacta com a água, contacta com o ar que está entre as dobras do papel, de modo que as bordas podem arder.

Agora enche a segunda caixinha com areia. Leva-a ao lume durante o mesmo tempo que a outra, aí meio minuto ou um minuto uma vez mais. Tira-a de cima da chama: o fundo é capaz de ter o mesmo aspecto, com negro de fumo. Mas se

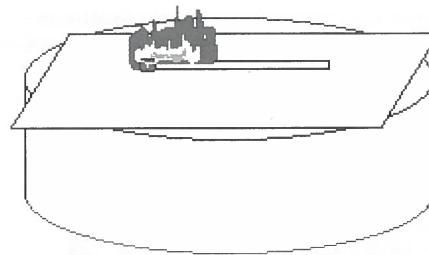


Figura 2 — Panela, papel e fósforo

deitares a areia fora verás que o fundo da caixa, por dentro, está chamuscado, se é que não ardeu mesmo. O papel é o mesmo, de modo que a diferença está na areia. A areia conduz mal o calor, de modo que lhe custa a absorver o

calor da chama que o papel lhe transmite. O papel chega acima da temperatura de que precisa para arder, e arde. A terceira caixinha enche-a de alfinetes e faz-lhe o mesmo que às outras. Hás-de ter sorte se aquilo chegar ao meio minuto, porque provavelmente até arde antes.

Espera lá! Mas os alfinetes são de metal, e o metal conduz bem o calor, de modo que devia ser capaz de absorver o calor da chama... Se queres saber se é mesmo, espalma bem um bocado de papel igual contra uma superfície metálica (pode ser o fundo dum tacho ou duma panela) e chega-lhe um isqueiro ou uma vela. O papel não arde (se tudo correr bem). Aliás, se deitares um fósforo a arder sobre ele, o fósforo só arde por cima, e a parte de baixo, junto ao papel, não arde.

Então qual é a diferença? A diferença está em que os alfinetes, atirados a monte para a caixa, têm montes de ar pelo meio. A superfície do metal tem de estar em bom contacto com o papel para absorver o calor, porque senão o ar, que não é assim tão bom condutor, não dá conta do recado, deixa o papel aquecer e acontece aquilo que toda a gente esperava.

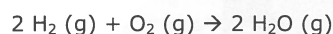
Nota: Para a eventualidade improvável de as tuas facilidades intelectuais não terem alcançado a forma exacta de construir a caixa de papel, considera que deves começar por dobrar o rectângulo em oito partes, sendo as dobras alternadamente dum lado para o outro; salvo os lados, que são para o mesmo sentido que as adjacentes. Dobra o papel pelos vícios, salvo pelo do meio; este do meio deve ficar para trás. Agora dobra os cantinhos que tens à frente para trás, isto é, na direcção do fundo da caixa; e os cantinhos de trás para a frente, isto é, na direcção do topo da caixa. Agora há-de haver uma ranhura onde deves meter os dedos e puxar os bordos; tens de dar um jeitinho às espumas da caixa para os lados; ficarem direitinhos. E se depois destas explicações ainda não conseguires, sente-te à vontade para contactar um núcleo da Associação Juvenil de Ciência onde concerta a tua ajuda. Encontrar alguém cheio de boa vontade que muito folgará em auxiliá-lo...

Reduzindo e oxidando

Parte 1

Olá «cientistas marados»; neste artigo, um pouco mais extenso, vamos abordar as reacções de oxidação-redução, «amigavelmente» denominadas por reacções redox. O que é isto? Bom, é apenas um nome pomposo para um fenómeno muito comum na vida humana, como por exemplo a produção de corrente eléctrica por baterias, a combustão de combustíveis fósseis, a obtenção de elementos metálicos e não-metálicos a partir dos respectivos minerais, a acção da lixívia, assim como alguns processos vitais como a respiração e a digestão de alimentos. Basicamente estas reacções químicas consistem na transferência de electrões entre as substâncias envolvidas, ocorrendo os processos de oxidação e de redução em simultâneo. Isto é, verifica-se a oxidação de uma espécie ao ceder electrões a uma outra espécie, que os aceita, ocorrendo então a redução; portanto, a espécie que cede electrões é o redutor, e a espécie que recebe os electrões é o oxidante. Confusos? Vamos a um exemplo!

Na combustão do hidrogénio (H_2) para formar a água (H_2O na forma de vapor):



na espécie H_2O os electrões acham-se todos quase sempre de roda do átomo de oxigénio. Embora não chegue a haver dissociação em iões¹ H^+ e O^{2-} , podemos dizer que em grande medida os átomos de hidrogénio cederam os electrões ao átomo de oxigénio. Logo, ocorreu a oxidação do H, sendo o hidrogénio a espécie redutora (que cedeu electrões); e reciprocamente a redução do oxigénio, sendo o oxigénio a espécie oxidante (que recebeu electrões). Aliás inicialmente as palavras oxidação e redução tiveram origem na participação do oxigénio nestas reacções de transferência de electrões, em que oxidação correspondia à associação deste elemento a outros elementos como o zinco ou o hidrogénio (reacção já descrita), e a redução à diminuição do teor de oxigénio num composto. Contudo, nem todas as reacções redox incluem a participação de oxigénio.

Após este «breve» apontamento teórico, passemos à acção. É importante referir que as experiências que vos proponho, apesar de muito simples, terão de ser executadas num laboratório, não só pela toxicidade de alguns dos reagentes bem como de alguns produtos das reacções, como também pela dificuldade em obter a maioria dos reagentes necessários. Contudo, todos eles se encontram facilmente em qualquer laboratório escolar, e, com a colaboração de um «prof», talvez vos deixem explodir a escola... estava só a brincar!!! O material tóxico é para ser manuseado com todo o cuidado e todas as regras de segurança em laboratórios devem ser respeitadas, exceptuando talvez o mandamento de «não esguicharás o parceiro do lado»... (mas certifiquem-se primeiro que o único líquido dentro do esguicho é água destilada).

Assim, a primeira experiência que vos proponho consiste na realização de duas reacções de oxidação-redução, cujos resultados são muito ilustrativos. Para tal, num copo ou gobelé de vidro devem preparar uma solução de um sal de cobre (II) como o sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$), bastante concentrada (ou seja, diluir muito deste sal em água no gobelé), colocar no interior uma placa de zinco, e aguardar pelo resultado, que deve ser semelhante à figura 1.

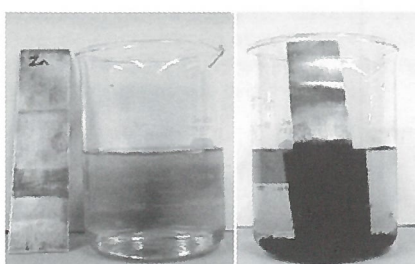
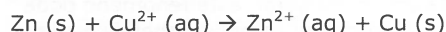


Figura 1 — Reacção do cobre (II) com zinco metálico.

Observa-se a formação de um depósito negro sobre a placa de zinco. Esse depósito consiste no cobre que é reduzido de Cu^{2+} para Cu (sólido) sendo portanto a espécie oxidante (recebe electrões). De igual forma, o zinco é oxidado de Zn a Zn^{2+} , e como cede dois electrões ao cobre é o agente

reductor. Simples, não é!? A reacção que esta experiência ilustra é então:



tendo em atenção que o ião sulfato presente na solução não interfere na reacção redox.

A próxima reacção que podem preparar tem o nome sugestivo de árvore de prata ou

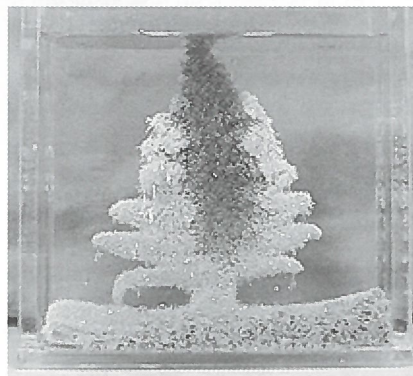


Figura 2 — Reacção do cobre (II) metálico com a prata.

de natal. Mais uma vez prepara-se uma solução bastante concentrada de nitrato de prata ($AgNO_3$) num gobelé e mergulha-se no seu interior uma folha de cobre recortada com a forma de um pinheiro de natal. O resultado será igual à figura 2.

Este «lindo» resultado é também ilustrativo de uma reacção redox, em que se formam cristais de prata sobre a folha de cobre, enquanto a solução aquosa adquire

uma coloração azul resultante da presença do ião Cobre (II) (Cu^{2+}). Ou seja, de acordo com a equação da reacção:



Neste caso o oxidante é a prata, que recebe electrões cedidos pelo cobre, o agente redutor. Assim, os iões Ag^{2+} presentes na solução, ao sofrerem redução, depositam-se sobre a forma de Ag metálico, e alguns iões Cu^{2+} encontram-se consequentemente na solução. É ainda de referir que também nesta reacção não houve influência do ião nitrato, resultante da solubilização do sal inicial (nitrato de prata).

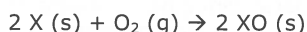
Se repararmos o cobre teve dois desempenhos opostos nas duas reacções referidas; ou seja, na primeira comportou-se como oxidante, e na segunda como espécie redutora. Este facto evidencia que os metais têm uma tendência crescente para se oxidarem, ou seja, consoante o outro composto metálico presente na reacção assim se poderá prever o sentido e os produtos finais da reacção. Por este motivo foi possível estabelecer uma lista ordenada desta crescente tendência de oxidação dos metais designada por série electroquímica. Muito inteligente, não é?

¹ Ião — espécie com carga, resultante do ganho ou da perda de um ou mais electrões por um átomo neutro ou conjunto de átomos; por exemplo, o ião sódio Na^+ e o ião prata Ag^+ .

Reduzindo e oxidando

Parte 2

Numa segunda parte deste artigo, abordaremos um outro tipo de reacções de oxidação-redução: a combustão de compostos metálicos. Como tal, de um modo geral, este fenómeno pode descrever-se como a reacção de um composto metálico com o oxigénio atmosférico na presença de uma fonte de energia — a chama. Uma equação geral representa este fenómeno, em que X é o elemento metálico:



obtendo-se sempre como produto da reacção o respectivo óxido do composto metálico, em que a espécie redutora é o metal que cede electrões à espécie receptora e como tal oxidante, o oxigénio.

Estas reacções são muito fáceis de realizar em laboratório, apesar de ser necessário realizá-las numa hote para evitar a inalação de fumos tóxicos, assim como é necessário cuidado a manusear os reagentes mais instáveis. Este facto assume maior importância quando se verifica que a chama adquire diferentes colorações consoante os metais utilizados, isto é, é uma característica identificativa dos diferentes compostos metálicos, utilizada em química analítica, em que se pesquisa a composição das substâncias químicas. A série de ensaios realizados designa-se por «via seca». Os átomos ou iões são excitados pela chama e emitem as diferentes radiações ou luz visível.

A sugestão que apresento consiste na utilização de um bico de Bunsen com a chama ajustada para a cor azul; no interior de uma hote, fazer incidir sobre a chama diferentes compostos metálicos, em pó, numa colher de combustão, nomeadamente sódio (Na), bário (Ba), lítio (Li) ou estrôncio (Sr), potássio (K) e fita de magnésio (Mg — com uma pinça). Atenção: utilizar pequenas quantidades e não utilizar a mesma colher de

combustão para os diferentes elementos para não mascarar a cor da chama.

Os resultados que deverão obter são os que estão ao fundo da página (e aparecem outra vez na contracapa, mas a cores).

Pois é, isto não vos lembra nada, talvez algo que faça «pum» e que ilumine de forma esplendorosa os céus nocturnos... já acertaram, não foi? Exactamente o fogo de artifício, que tem como base estas reacções; daí as diferentes cores de um bom fogo de artifício¹.

¹ Sobre esse assunto podes ler um artigo que foi publicado na secção Avulso da CiênciaJ n.º 16 (Novembro / Dezembro de 1999).



Figura 1 — Fogo de artifício, resultante da combustão de diferentes metais.

Metal	Cor da chama	
Sódio (Na)	Amarelo / laranja	
Bário (Ba)	Verde	
Lítio (Li) ou Estrôncio (Sr)	Vermelho	
Potássio (K)	Azul / violeta	
Magnésio (Mg)	Branco	

Cristaliza o que quiseres!

Desta feita a experiência que vos proponho é deveras simples, mas os resultados são bem coloridos e cristalinos! Vamos fazer cristais!

A matéria sólida pode ser de dois tipos: amorfa (como o vidro) ou cristalina (como o gelo). Um cristal caracteriza-se por possuir, a nível microscópico, elevado grau de ordenação dos corpúsculos constituintes (átomos, moléculas, iões...), num género de rede cristalina muito regular (figura 1). A nível macroscópico esta ultra organização corpuscular, resulta num sólido com formas geométricas bem definidas. Contrariamente a estes, existem os sólidos amorfos que não têm um arranjo ordenado das suas partículas.

Consoante as partículas que formam um sólido cristalino este pode ser de vários tipos: *cristal metálico*, se o sólido for de ferro ou qualquer outro elemento metálico; *cristal molecular*, em que são moléculas que constituem a estrutura cristalina, como o gelo (H_2O) e o gelo seco (dióxido de carbono — CO_2 — sólido); *cristal covalente*, como o diamante, a grafite e o quartzo, composto por átomos (de carbono e de óxido de silício — SiO_2 —, respectivamente) ligados entre si por ligações covalentes¹; e por fim os *cristais iónicos*, formados por iões ou partículas com carga negativa e positiva que se atraem, como qualquer sal que conheças, até o de cozinha. Estes últimos são os que iremos preparar.

Desta forma, para produzires cristais iónicos de sulfato de cobre ($CuSO_4$), precisas do seguinte material: o sulfato de cobre, que podes comprar em qualquer droguaria, um recipiente de *pirex* (para que possa ser aquecido), outro recipiente (tipo copo ou tigela) para os cristais cristalizarem, uma lamparina, uma vareta ou mesmo uma colher para misturar, papel de filtro, um funil preferencialmente de vidro, e água destilada (também se possível).

O processo que vais utilizar designa-se por cristalização, e geralmente é utilizado — sem ser na brincadeira — para separar e purificar sólidos. Para esta cristalização, começamos por dissolver a quente o sulfato de cobre em água destilada, adicionando bastante reagente até sobressaturar a solução, ou seja, até que não consigas dissolver mais o sulfato de cobre e este forme um pequeno depósito no fundo do recipiente — este processo tem por objectivo certificarmo-nos que no final temos alguns cristais grandes. Em seguida, filtra-se a solução quente, colocando o papel de filtro no funil, e recolhendo o líquido filtrado no segundo recipiente (figura 2). Com esta filtração pretende-se retirar o excesso de reagente e as impurezas insolúveis. Em seguida é só deixar o filtrado ao ar até a cristalização estar completa (figura 3).

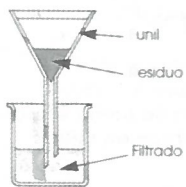


Figura 2 — Filtração

Deves ter em atenção que quanto maior for o período de secagem, maiores serão os cristais, portando deixa-os secar durante cerca de uma semana. Depois, retira o excesso de solvente e seca os cristais com papel de filtro com cuidado.

Se os teus cristais ficaram pequenos, então deves repetir o processo, com a seguinte variante: adicionas no recipiente final de cristalização os primeiros cristais formados, de forma a que os novos cristais cristalizem sobre os primeiros, obtendo-se cristais de maiores dimensões.

Podes ainda adicionar uma concha, um búzio, uma pedra, ou qualquer outro material rugoso, aquando da cristalização, para que os cristais formados recubram e adiram à superfície



Figura 3 — Cristalização

do material.

Assim, como usaste o sulfato de cobre que forma cristais azuis, podes usar outros reagentes para variáres a cor dos teus cristais, como por exemplo açúcar, nitrato de potássio, cloreto de bário, cloreto de sódio, entre outros.

É óbvio que o material acima indicado é para realizares a experiência em casa. Se tiveres a possibilidade de a realizar num laboratório, é só alterar este material para o existente no laboratório, e podes mesmo utilizar outras técnicas de secagem (estufa, exsiccador) ou de filtração (a quente ou por vácuo).

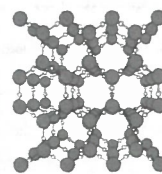


Figura 4 — Gelo

Curiosidades:

Porque é que o gelo é menos denso que a água, e por isso flutua?

Como já referi, os cristais de gelo são do tipo molecular, em que a molécula de água H_2O permite estabelecer várias ligações de hidrogénio², do que resulta uma estrutura cristalina com apreciáveis espaços vazios, razão pela qual o gelo é menos denso que a água líquida (figura 4).

Qual é o segredo para transformar a grafite dos lápis de carvão em diamante?

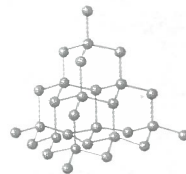


Figura 5 — Diamante

Isso também eu queria saber!!! De facto, tanto a grafite como o diamante são constituídos por estruturas cristalinas de átomos de carbono — C — apenas diferindo na estrutura que apresentam. Desta forma, no diamante cada átomo de carbono está ligado covalentemente a outros quatro átomos de carbono, originando uma estrutura rígida a três dimensões (é dos materiais mais duros que se conhece) (figura 5), enquanto que na grafite os átomos de carbono ligam-se a outros três, formando camadas (dá a potencialidade deste material para se lascar) (figura 6).

De qualquer modo, podem sempre experimentar — muitos já o fizeram — e se conseguirem, não se esqueçam da simbólica recompensa à AJC e a mim que fiz a sugestão!

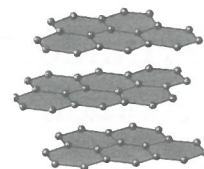


Figura 6 — Grafite

¹ Ligação covalente é uma «treta química» que diz que dois átomos estão ligados entre si por partilha de electrões.

² Ligação de hidrogénio é uma ligação entre um átomo de hidrogénio e outro átomo fortemente electronegativo e de reduzidas dimensões, como o de oxigénio ou o de flúor. Assim, estes, por serem muito electronegativos e possuírem electrões de valência não compartilhados, têm tendência a atrair e estabelecer ligações com o átomo de hidrogénio, que está deficitário em electrões.

Ovos fora da casca!

Nesta experiência vamos utilizar (ou inutilizar) alguns ovos para experiências que envolvem o fenómeno da osmose.

A osmose é um processo corrente que ocorre no teu corpo e em qualquer outro ser vivo. Está intimamente relacionado com as membranas biológicas, que compartimentam as células, e as trocas de água entre o meio intracelular e o espaço extra-celular.

Este fenómeno foi verificado pela primeira vez em 1830, por um médico naturalista francês de seu nome Dutrochet, que utilizou como modelo membranas naturais tais como parede intestinal ou bexiga de porco, entre outras.

E o que é a osmose, perguntam vocês? Pois bem, a osmose consiste no movimento das moléculas de solvente, a partir de um solvente puro ou de uma solução mais diluída, para outra mais concentrada, através de uma membrana semipermeável ou selectiva. Traduzindo: quando num recipiente com água (solvente) ou com uma solução diluída (com muita água e pouco soluto) colocas uma membrana que no seu interior contenha uma solução mais concentrada (que a do exterior), a água tem tendência a passar para o interior da membrana. Isto acontece devido a dois factores: o primeiro é um gradiente ou diferença de concentração que existe entre os dois meios — dentro e fora da membrana. Como a tendência deste sistema é que as duas soluções fiquem com concentrações iguais — isotónicas —, a água entra. O outro factor é a semi-permeabilidade da membrana, que, pelo facto de possuir poros de pequenas dimensões, só permite a passagem de moléculas de água (e de alguns iões de pequenas dimensões).

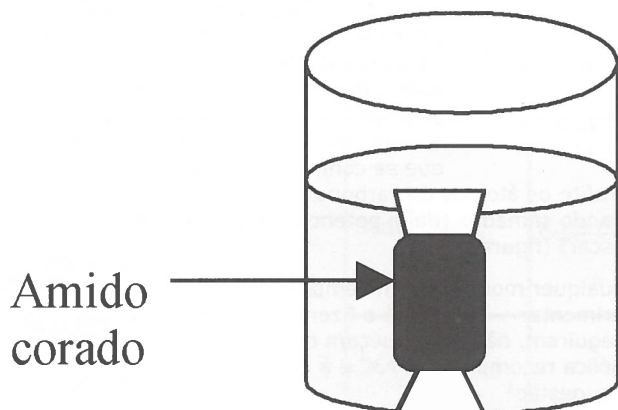


Figura 1 — Solução de amido em água iodada

Assim, na primeira experiência que vos proponho é possível verificar de um modo inequívoco que não vos estou a aldrabar. Precisam então de: uma membrana de diálise sintética (que como calculam é fácil de arranjar!!! — experimentem propor esta experiência a um professor vosso, ou pedir-lhe o material — como eu fiz — ou tentar encontrá-las à venda!... ou ainda podem ser mais tradicionais e utilizar um pouco da parede intestinal de um porco...); um pouco de amido ou uma batata; tintura de iodo; água e um frasco. Em primeiro lugar deves preparar uma solução de amido (3 a 5 colheres de amido para 1 copo pequeno de água) de modo a que este se dissolva totalmente, mas sem que fique uma solução muito «aguada». Caso não encontres amido, podes sempre macerar um pouco de batata crua e sem casca com água, e esta será a tua solução (atenção, não muito diluída) de amido¹! Após dares um nó numa das extremidades da membrana colocas a solução de amido no seu interior e fechas a outra extremidade, deixando o mínimo de ar dentro da membrana, para esta não flutuar assim que a introduzires no frasco com água. Ainda nesse frasco colocas algumas gotas de tintura de iodo, e depois é só esperar algum tempo (cerca de 40 minutos, depende da concentração em amido no interior da membrana) — figura 1.

O que observas? Donde vem a cor azul-escura que apresenta agora o interior da membrana? Pois bem, a resposta é simples — osmose. A tintura de iodo é um indicador da presença do amido, isto é, em presença deste altera a sua cor acastanhada para azul-escuro (ou violeta-escuro se preferires). Como a solução no interior da membrana contém elevada concentração de amido (solução hipertónica), a água iodada do exterior tem tendência a penetrar no meio interior, ou seja, o amido vai reagir com a tintura de iodo, daí a coloração do interior da membrana.

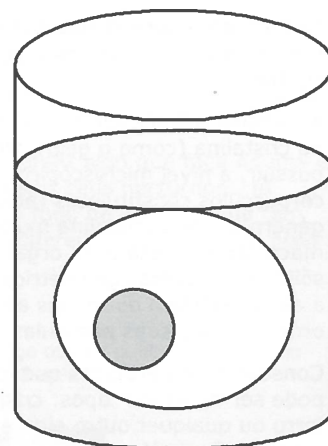


Figura 2 — Ovo descalcificado em água

Uma segunda experiência consiste em colocar um ovo num frasco com água e vinagre (cerca de 95% de vinagre) e aguardar cerca de 72 horas. Verás que a casca simplesmente desaparece! Não é bem uma outra forma de descascar o ovo, já que esta é atacada por um misterioso ácido — o ácido acético, vulgarmente conhecido por... vinagre — que reage com o carbonato de cálcio (ou calcário). É um exemplo de uma reacção que ocorre em escala bastante inferior relativamente àquela com que ocorre nos monumentos (com calcário na sua constituição) por causa das chuvas ácidas (um «pouco» mais fortes). No entanto, a membrana externa que envolve o ovo fica intacta, e as pequenas bolhinhas que estiverem na sua interface serão de dióxido de carbono, um produto da reacção de descalcificação já referida. Quanto ao ovo propriamente dito, além de «nu», terá aumentado explicitamente de volume, já que a água passará a membrana por osmose (figura 2).

Uma terceira experiência, utilizando o ovo anterior, que deve ser removido com muito cuidado (ou terás uma omeleta na mão), consiste em colocar o referido ovo (ou outro qualquer sem casca — pelo processo anterior — de proporções inferiores), num outro frasco, desta vez contendo xarope de milho (com muito pouca água). Após uma hora, aproximadamente, observarás que o teu ovo teve um «súbito ataque de frio», pois diminuiu drasticamente de volume, ficando todo encolhido (figura 3). Ora, mais uma vez ocorreu osmose, como sempre da solução menos concentrada (neste caso o ovo), para a de maior concentração (a solução exterior).

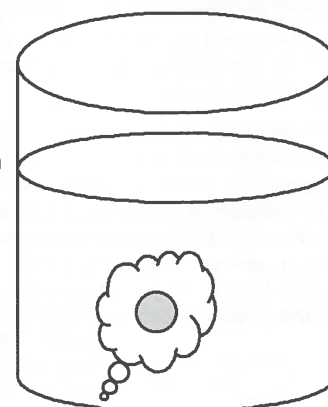


Figura 3 — Ovo descalcificado numa solução de xarope de milho

Apesar da simplicidade do fenómeno de osmose, é nele que se baseia uma importante técnica laboratorial, a diálise, que permite a «filtração» de determinadas substâncias ou mesmo a purificação de outras (como, por exemplo, proteínas).

¹ Ou então usa o método da página seguinte...

Química na cozinha

Hoje vamos alargar os nossos temas de experimentação por forma a incluírem a cozinha. Na tua cozinha ou despensa e na farmácia de tua casa deves ter com certeza montes de coisas que dão para fazer experiências que nem imaginas (a menos que já as tenhas visto na escola, claro...).

Atenção! Lá por haver montes de coisas na cozinha, isso não quer dizer que a cozinha seja o melhor sítio para fazeres as experiências! O melhor é *ires para o ar livre*, porque em várias se podem libertar *gases pouco recomendáveis para a saúde*. Além disso muitas coisas de que vamos precisar não são propriamente de ingestão recomendável, de modo que o melhor é *não usares recipientes da comida para fazer as experiências*. A CiênciaJ não pode ser responsável de nenhum modo pelos disparates que resultarem de não seguirem este conselho!

Em primeiro lugar, deves saber já que na composição da farinha entra amido, que é um glícido (isto é, é da família dos açúcares). O tal amido pode separar-se do resto da farinha (nomeadamente das proteínas) com água. Pega num bocado de farinha que caiba na tua mão e mistura-lhe água pouco a pouco até fazer uma massa muito viscosa. Aperta essa pasta bem nas mãos por cima dum recipiente, e há-de cair uma água leitosa, que é água com amido em suspensão. Tem cuidado para não deixares cair bocados da massa para dentro da água com amido, e deita algumas gotas de água, pouco a pouco e devagar, sobre a massa, amassando sempre. Há-de continuar a cair a tal água de amido, enquanto que a papa viscosa e mole que fica nas tuas mãos (sim, o aspecto é mesmo muito mau) é essencialmente constituída por glúten (uma proteína). Provavelmente não deves conseguir tirar o amido todo porque antes disso começa a desfazer-se a massa, mas desde que arranjes uns centímetros cúbicos já chega.

Ora se tirares um bocadinho dessa água para uma lata ou outra coisa que possas levar ao lume e lhe deitares uma gota de tintura de iodo (aquela cena que se põe nas feridas), a tintura passa de castanho a azul escuro. (Nos laboratórios costuma usar-se outra mistura com iodo, mas a tintura também serve.) Se aqueceres um bocado de modo a que a mistura coza (olha que nessa altura custa a despegar do fundo), a cor desaparece.

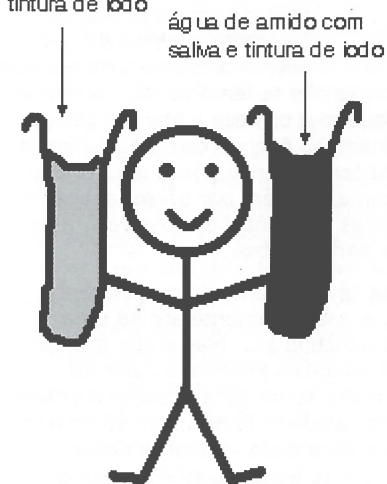


Figura 2 — Reacções da água de amido

Podes também fazer a clássica experiência de verificar que a saliva destrói o amido juntando um pouco das duas substâncias referidas e aquecendo levemente (o ideal seria não passar da temperatura do corpo, mas não é recomendável conspurcar um termómetro metendo-o numa misturada dessas). Se

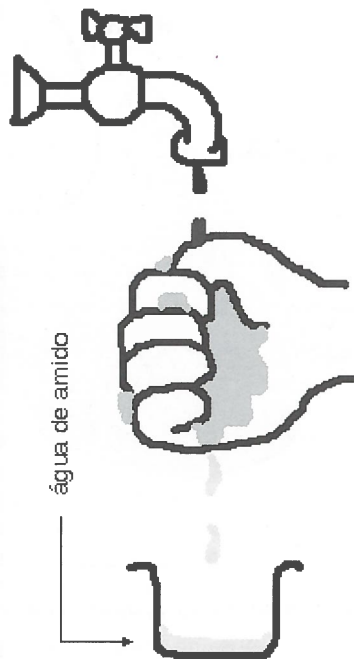


Figura 1 — Água de amido

agora juntares a mesma gota de tintura de iodo, verás que não fica azul, ou pelo menos que fica muito menos azul. Isto porque a saliva dá cabo das moléculas do amido partindo aquilo noutros glícidos (é por isso que quando mastigas pão por muito tempo acaba por ficar doce).

Há de facto algumas substâncias no corpo que têm propriedades químicas interessantes. Uma outra é uma enzima qualquer que há no fígado (e cujo nome não interessa a ninguém). Uma enzima é um catalisador orgânico, isto é, uma cena capaz de acelerar ou atrasar uma reacção química. Neste caso essa enzima consegue acelerar a decomposição da água oxigenada em água vulgar e oxigénio. Como o nome diz, a água oxigenada (H_2O_2) tem mais oxigénio que a água (H_2O) e está sempre a libertar oxigénio e a tornar-se água normal. É por isso que a água oxigenada velha já não faz nada às feridas, mas a reacção é muito lenta, e é por isso que os frascos ainda se aguentam muitos anos. Ora, se deitares um bocado de fígado na água oxigenada verás logo uma data de bolhinhas a libertarem-se, que são de oxigénio (mais ou menos como quando a água oxigenada «ferve» numa ferida). Como te deve ser difícil usar o teu próprio fígado o melhor é usares o dum animalinho qualquer. Podes então entreter-te a usar vários copos com água oxigenada e verificar por ti próprio quando é que a reacção é mais forte: é quando o fígado vai inteiro ou quando vai aos bocadinhos? é quando vai à temperatura ambiente ou quando vai congelado?

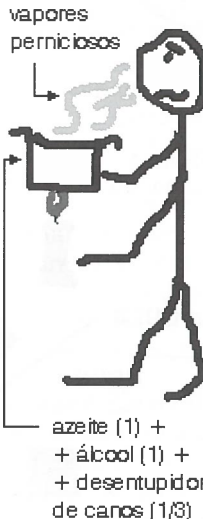


Figura 3 — Saponificação

Por último, pode parecer estúpido que se consiga arranjar sabão, que é uma coisa que serve para nos vermos livres da gordura, a partir da própria gordura, mas a verdade é que isso é possível. Junta num recipiente qualquer que não tenhas pena de deitar fora no fim alguns centímetros cúbicos de azeite com outro tanto de álcool, e um pouco de soda cáustica. Como não deves arranjar soda cáustica por aí assim aos pontapés, podes usar um desentupidor de canos que tenha soda cáustica (lê a composição no rótulo — 20% de soda cáustica serve perfeitamente).

Atenção! A soda cáustica *ataca a pele* e os desentupidores de canos também! Toma muito cuidado para *não deixares chegar nada disso as mãos* (e ao resto do corpo também)! Mantém sempre o frasco fechado para não se entornar e *não respires o vapor!* Mais vale não fazeres a experiência do que *ires parar ao hospital!* A CiênciaJ não pode ser responsável se não seguirem

estes bons conselhos e fizeres porcaria com os produtos químicos!

Voltando ao sabão: o volume de desentupidor pode ser um quarto a um terço do volume de álcool. (Estas proporções são mais ou menos a modos que um pouco vagamente aproximadas.) Aquece brandamente a mistura e vai-a mexendo sempre.

Atenção! Não te *queimes!* Não *entornes* a mixórdia! Não respires os vapores ou ainda te *lixas!* A CiênciaJ não pode etecetera, etecetera!

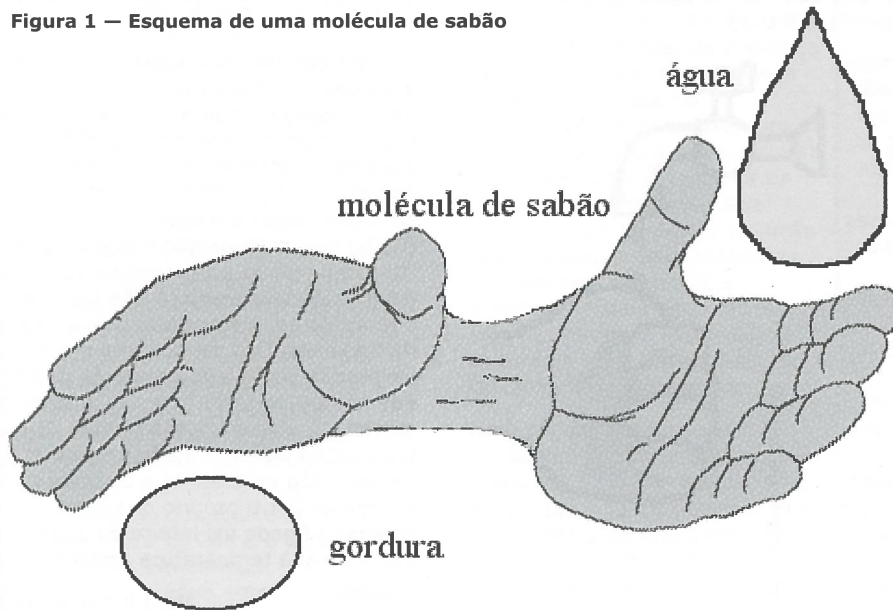
Ao fim duns cinco ou dez minutos, se tudo correr bem, deves ter no fundo ou a boiar umas coisas com aspecto de massa. Deixa a mistura arrefecer e tira-os de lá (*não metas os dedos!*). Se a reacção de saponificação (isto é, transformação em sabão) for completa, esses bocados de massa já não largam gordura se forem deitados na água. Mas de qualquer maneira essa massa tem propriedades de sabão. Experimenta sujar um trapo em carvão (negro de fumo serve — ainda te lembras do que é? — se aqueceste a mistura ao lume há sempre algum no fundo do recipiente, e se não te lembras do que é, lê o texto da página 17) e lavar um bocado só com água e outro bocado com água e esse sabão caseiro.

Química na cozinha 2

A vingança do coador de arame!

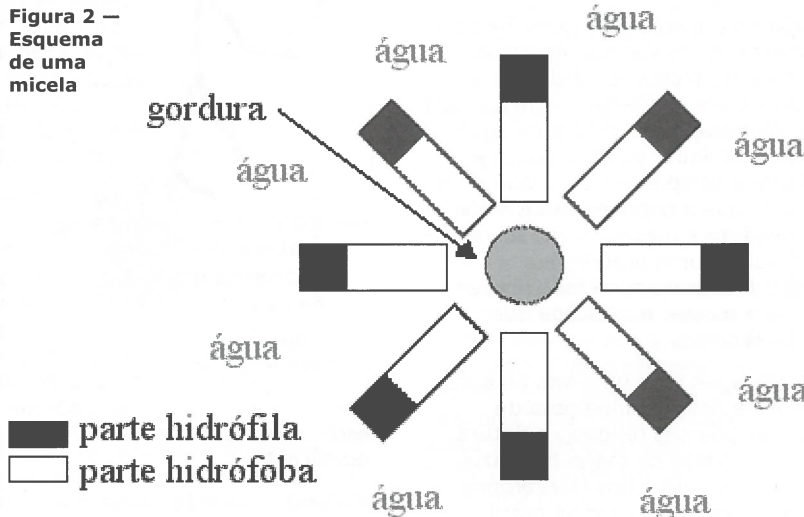
No texto «Química na cozinha», na página anterior, falámos de como poderias conseguir fazer sabão — essencialmente aquecendo uma gordura (naquele caso azeite, mas podes tentar usar manteiga, margarina, óleo das batatas...) com um hidróxido (naquele caso o hidróxido de sódio — soda cáustica — que há geralmente nos desentupidores de canos, mas também podia ter sido por exemplo hidróxido de potássio — potassa), mexendo sempre, de preferência até à fervura. Se chegaste a fazer a experiência, já deves ter deitado o sabão que conseguiste fora, mas não faz mal, porque podes ou fazer mais um bocadinho (uma vez mais, cuidado com os produtos corrosivos!) ou usar sabão comercial (o sabão comercial, diga-se de passagem, consegue-se mais ou menos da mesma maneira, mas com processos de fabrico menos artesanais — e claro está que não se usa desentupidor de canos!).

Figura 1 — Esquema de uma molécula de sabão



Deita água num copo. Depois, com cuidado e devagar, deita um pouco de óleo (das batatas, por exemplo) por cima, de modo a formar uma bolha de gordura à superfície. Podes tentar (por exemplo mexendo na bolha com jeitinho com uma colher, um garfo, um arame, um pau de fósforo...) cindir essa bolha em várias; e depois tornar a juntá-las. Se tudo correr bem verás que as bolhas se juntam facilmente, e que a água que possa estar entre elas é como que expulsa para fora do óleo. Isso acontece porque as moléculas da água são polares (logo atraem-se umas às outras) e as do óleo não são, de modo que têm tendência a ficar separadas.

Figura 2 — Esquema de uma micela



Mas se agora deitares um pouco de água com sabão ou um pouco de detergente verás (se continuares a separar o óleo com jeitinho, servindo-te dum dos instrumentos atrás enunciados) que o óleo tem mais tendência para se separar em bolhas diferentes, que essas bolhas já não se juntam como se juntavam dantes e que até conseguem acomodar gotas de água lá pelo meio. É claro que a diferença está no sabão ou no detergente. As moléculas desses utilíssimos agentes de limpeza são feitas de duas partes, uma polar — que se agarra bem às moléculas de água, e por isso se chama parte hidrófila — e uma apolar — que consegue agarrar-se às do óleo, mas não às de água, pelo que se chama parte hidrófoba. De modo que assim essas moléculas conseguem formar uma película a separar a água do óleo. Nomeadamente formam-se umas estruturas mais ou menos arredondadas que no seu interior contêm óleo, assim como na figura 2, e é desse modo que o óleo consegue formar muitas bolhas pequenas e ir-se dispersando

pela água — ou, se preferires, é assim que o óleo é emulsionado. Quando lavas a louça — ou quando pões uma máquina de lavar louça a lavar: é igual — a gordura que estava na louça sai de onde estava e vai parar ao meio dessas estruturas arredondadas — que, já agora, se chamam micelas — e depois é arrastada quando a água de lavagem vai fora. Se não houvesse sabão ou detergente nunca se conseguiria dispersar pela água e não saía de onde estava.

Só por curiosidade, a diferença entre um sabão e um detergente está no feitio da parte hidrófoba, que no caso dos detergentes permite que o detergente se dissolva mesmo na presença de algumas substâncias que não deixam que isso aconteça ao sabão — mas o melhor é falar

disso noutra altura, quando houver mais tempo.

E, para continuar a nossa pesquisa de algumas coisas interessantes que se podem descobrir com material da cozinha, podes ver se arranjas um coador de arame velho — o que

interessa é que se trate duma rede metálica: além dos coadores de arame também pode servir por exemplo a rede que se usa para impedir os pássaros de fazer ninhos nas chaminés. Também precisas dum isqueiro (o que *não* é de modo algum um incitamento a que comeces a fumar) e de fósforos.

Coloca o isqueiro por baixo do coador e acende-o. Se chegares o coador suficientemente perto da chama verás que a chama não passa para o outro lado da rede e que se começa a libertar um fumo branco (ainda te lembras do que acontece a uma vela quando

o pavio está grande demais?... se não te lembras, lê o texto da página 17). Apaga então o isqueiro e começa a libertar gás por baixo do coador (sem fazer chama). Acende com um fósforo o gás acima do coador. A chama também não passa para o lado de baixo. Podes acender a chama também por baixo, apagar a chama por cima, e fazer todas as combinações possíveis, mas a chama nunca passa dum lado para o outro.

O gás está lá (é o tal fumo de cor diferente, mais clara), e aparentemente até há uma chama para o incendiar... Mas o que acontece é que a rede metálica absorve o calor da chama que podia servir para acender a chama do outro lado (ainda te lembras de como uma superfície metálica pode impedir o papel de arder?... se não te lembras, relê o texto da página 18). E sem calor para a acender não há chama.

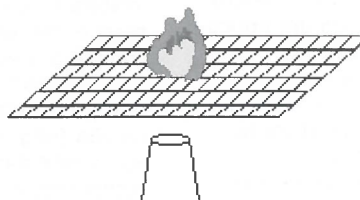


Figura 3 — Chama e rede metálica

Os pintores de flores!!!

Certamente já reparaste na diversidade botânica que te rodeia: as diferentes plantas com flores e sementes; árvores de enorme envergadura e copas frondosas; as mais persistentes «ervas daninhas» e até várias plantas carnívoras. Pois bem, apesar de toda esta enorme biodiversidade, existe uma organização estrutural comum, com regras básicas e obrigatórias que encontrares em cada um destes organismos vivos, que lhes permite nascer, crescer, reproduzir-se e morrer. É nesta ordem no meio do «caos» que reside a beleza da vida e, por conseguinte da Ciência que estuda a vida, não só na sua diversidade como também na sua ordenação.

Por agora deves estar a questionar se eu não estudo Biologia... — acertaste — mas também não era muito difícil!!!

Bom, em relação à experiência que te proponho, vou subdividi-la em duas partes, ou seja, duas formas diferentes de pintares diversas flores.

Para a primeira parte necessitas apenas de copos altos e estreitos, água, corantes ou tintas, solúveis em água, de várias cores (por exemplo: azul, vermelho, verde), uma tesoura e alguns lírios ou cravos brancos. Deves então aparar, com a tesoura, o caule dos lírios (ou cravos), ficando estes cerca de 5 cm mais altos do que os copos, e encher cada copo com água e corante até metade da sua capacidade. Em seguida, colocas as flores dentro dos copos, e deixas em repouso algumas horas numa sala quente. O resultado será várias flores inicialmente brancas coradas de diferentes cores. Podes, inclusive, fazer um corte longitudinal num caule de uma flor branca, de modo a poderes inserir cada metade do caule em diferentes copos com corantes diferentes (por exemplo um azul e o outro vermelho), e obterás uma flor a duas cores.

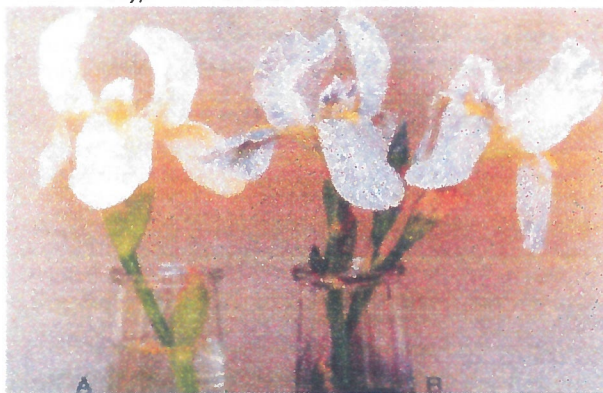


Figura 1 — Lírios coloridos

Obviamente sabes que as plantas necessitam de água, e através dos corantes consegues determinar o percurso da água desde a sua absorção nas raízes (neste caso a partir dos caules) até às flores. Como será possível que em árvores de vários metros de altura a água consiga atingir os órgãos mais altos, contrariando a força da gravidade? Várias experiências e várias hipóteses foram consideradas, e a partir daí formulou-se a teoria actualmente em vigor — a Teoria da coesão-adesão-tensão. Esta teoria baseia-se em pressupostos físicos e químicos e também na estrutura interna das plantas. Efectivamente, ao longo da evolução biológica da Terra, novos órgãos e novas adaptações foram surgindo, e, pelas vantagens que traziam, foram sendo seleccionados. Uma das adaptações foi o aparecimento de vasos condutores nas plantas — o xilema para transporte de água e nutrientes minerais, e o floema para transporte de nutrientes orgânicos para todo o organismo vegetal. Assim, a teoria da coesão-adesão-tensão considera a estrutura rígida e oca do xilema, que é composto por numerosas células mortas, com deposição de lenhina (material que confere enorme rigidez), dispostas topo a topo, ou seja, formando longos tubos — os traqueídeos (mais pequenos) e as traqueias (de maior diâmetro), que percorrem toda a planta. Deste modo, a água consegue contrariar a força da gravidade devido à existência da

força de tensão — gerada no topo das plantas pela perda de água, principalmente por transpiração — puxando a água desde as raízes até aos órgãos que mais transpiram, as folhas. É nas folhas que ocorre a fotossíntese, que nos fornece o oxigénio que respiramos e a matéria orgânica que consumimos, logo onde ocorrem as trocas gasosas, que levam à transpiração — perda de água. Só a força de coesão entre as moléculas de água e a sua adesão às paredes do xilema permitem que se forme uma coluna de água que resista à enorme tensão gerada e que consiga ascender vários metros. Obviamente que a pressão interna nos vasos de xilema é enorme, e só uma estrutura realmente resistente poderia suportar tal força.

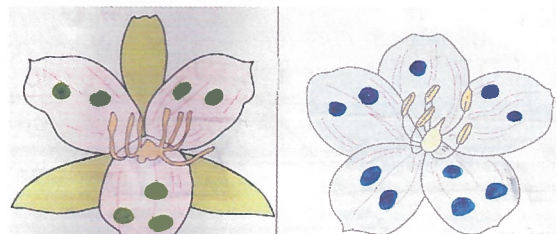


Figura 2 — Exemplo das obras de arte que podes criar

É através destes tubos que a água corada ascende até às flores, e, se observares cuidadosamente, consegues visualizar várias «nervuras», que correspondem aos vasos condutores por onde circula a água.

Nesta segunda parte experimental os materiais também são facilmente acessíveis, bastando algumas flores coloridas, que podes recolher num jardim (não público), como papoilas vermelhas, lírios roxos, ou qualquer outra flor (podes experimentar, mas nem todas adquirem outras cores!); um cigarro¹ ou uma lupa (esta só mesmo em dia de sol!!). Em seguida basta encostar o cigarro aceso a uma pétala para observares a variação de cor. Normalmente, as flores vermelhas ficam com manchas verdes, as brancas com manchas amarelas, as roxas com manchas azuis (figura 2). Geralmente esta experiência realiza-se com um cigarro; no entanto, se não fumas, podes recorrer a uma lupa, mas tem muita atenção para não incinerares o material!!!

Porque é que o calor provoca esta alteração de cor nas pétalas? O que caracteriza a cor das flores são os seus pigmentos: tal como nós, também os têm, mas são quimicamente diferentes dos nossos. Os pigmentos das plantas mais comuns são: as clorofilas, que além da sua importância para a fotossíntese, dão coloração verde à planta; os carotenóides dão coloração vermelha, amarela ou laranja às flores e folhas; e os flavonóides, como as antocianinas — os mais importantes na coloração floral.

Estes últimos são moléculas um pouco complexas, e que, a nível celular, se encontram no interior dos vacúolos. Os vacúolos são organitos membranares que ocupam bastante volume celular. Nesta «vesícula» encontram-se várias substâncias, entre as quais alguns pigmentos cujo pH é relativamente baixo, sendo a acidez significativa. Neste caso particular, encontram-se no seu interior, como já foi referido, as antocianinas, na sua maioria pigmentos de cor vermelha e azul, que, com a alteração da acidez do meio, podem mudar de cor. A acção do calor a nível celular provoca o rompimento da membrana do vacúolo — o tonoplasto —, expondo o seu conteúdo ao restante conteúdo celular, onde o meio era mais básico. Deste modo a alteração do pH do meio conduz à alteração da cor exibida pelas pétalas na zona onde se incidiu a fonte de aquecimento. Desta forma, podes produzir as flores mais foleiras ou mesmo verdadeiras obras de arte muito originais.

Nota: A cor não é uma característica intrínseca dos objectos: ela depende da luz que incide sobre o objecto, mas isso está na experiência da página 11.

¹ Relê o antepenúltimo parágrafo da página anterior...

A luz ao fundo do túnel

Imaginem-se num labirinto escuro com obstáculos aparentemente intransponíveis, e a única saída é uma escassa luz ao fundo... como alcançar a saída poderia ser uma tarefa árdua para qualquer pessoa, ou mesmo para um animal, e definitivamente impossível para uma planta... ou talvez não!

Pois é, neste artigo vamos sujeitar um feijoeiro a uma verdadeira «prova de fogo», testando a sua apetência para ultrapassar algumas adversidades, nomeadamente a falta de luz e barreiras físicas que dificultam a saída de um pequeno labirinto.

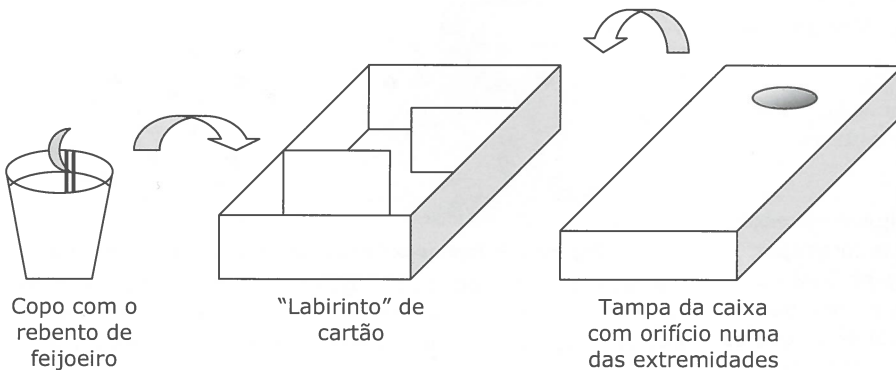


Figura 1 — Esquema de montagem da experiência

Para realizar esta experiência necessitamos de materiais muito simples de obter, tais como: uma caixa de sapatos com a respectiva tampa, algum cartão, uma tesoura e fita adesiva, um copo de plástico, um pouco de terra para vasos e cerca de três feijões catarino. Em primeiro lugar é essencial deixar os feijões germinarem, utilizando o copo de plástico com terra apropriada onde se semeiam os feijões mantendo a terra húmida (mas não encharcada) e o copo num sítio onde incida luz solar. Ao fim de 5 a 7 dias devem ser observáveis os rebentos de feijoeiro. Também é possível separar os três feijões em copos diferentes, mas não é muito importante, só é essencial plantar mais do que um feijão para garantir que pelo menos um germine. Só agora iniciaremos a nossa experiência propriamente dita. Utilizando dois pedaços de cartão que se ajustem à altura da caixa mas que lateralmente deixem algum espaço (ou seja, que tenham cerca de 8 centímetros a menos relativamente à largura da caixa), podemos construir um pequeno labirinto fixando cada um dos pedaços de cartão a cada um dos lados da caixa com alguma distância entre ambos conforme indicado na figura 1. Seguidamente, faz-se um buraco numa das extremidades da tampa da caixa, coloca-se o copo com os pequenos rebentos de feijoeiro no interior da caixa na extremidade oposta ao orifício da tampa e, em seguida, cobre-se a caixa com a mesma (figura 1).

Atenção: a ideia é experimentar a reacção de uma planta, neste caso de um feijoeiro, à ausência não total de luz, daí ser

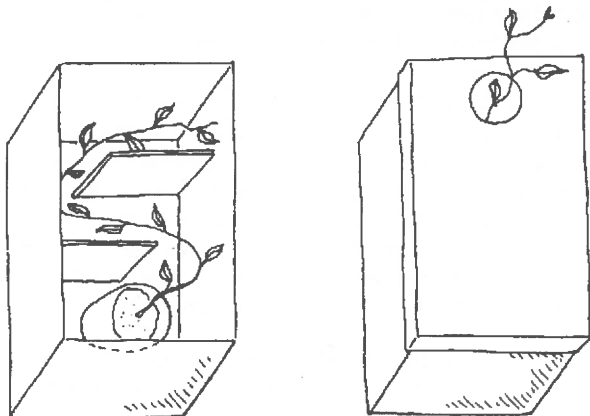


Figura 2 — Resultados finais

necessário que não falte água ao feijoeiro em crescimento devendo-se diariamente retirar a tampa e regá-lo, se necessário, acompanhando o desenvolvimento da planta pelo labirinto.

O resultado, passado algum tempo (pode variar substancialmente de planta para planta), é algo surpreendente, uma vez que o feijoeiro contornou os obstáculos e emergiu pelo orifício na tampa (figura 2).

Como podemos explicar que a planta «soubesse» o caminho? Será que os feijões eram mágicos?

Bom, na realidade as plantas não têm sistema nervoso para interpretar o ambiente que as rodeia, mas conseguem integrar as alterações ambientais e têm também um código genético que lhes proporciona diferentes respostas que se podem mostrar vantajosas face a meios mais adversos. Outro factor importante nas plantas é a existência de determinados compostos químicos denominados hormonas, relativamente semelhantes às hormonas do reino animal. De um modo generalista, as hormonas vegetais funcionam como reguladores do crescimento vegetal e também como parte de um sistema de resposta a estímulos do ambiente e desenvolvimento de respostas.

Em relação a esta experiência, o fenómeno de crescimento dos feijoeiros em direcção à luz designa-se por fototropismo; decompondo a palavra, *foto* refere-se a luz e *tropismo* a movimento. Este fenómeno resulta da acumulação de auxinas, que são hormonas vegetais, nas células caulinares no lado oposto à exposição da luz, isto é, do lado que recebe menos luz. A acumulação de auxinas nessas células conduz a um alongamento maior das mesmas obrigando o caule a dobrar-se em direcção à luz. Este fenómeno é facilmente observado em muitas outras plantas, que se «contorcem» para obter uma melhor exposição solar; isto porque a luz solar é a fonte energética para a produção fotossintética das plantas, logo indispensável à vida.

No próximo texto continuaremos a falar de tropismos, e preparem-se para mais fenómenos imprevisíveis das plantas.

Já agora, se possível não destruam os feijoeiros no final da experiência: comecem a vossa horta ou dêem-nos a alguém que possa aproveitar os futuros e certamente deliciosos feijões.

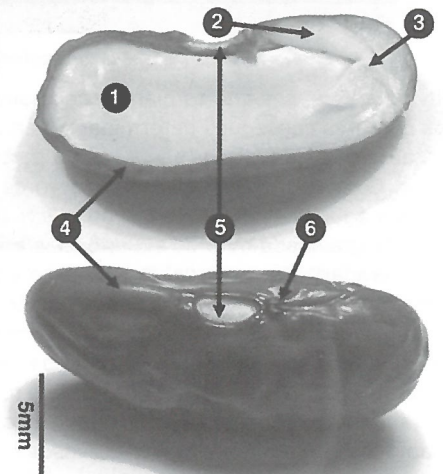


Figura 3 — Feijão (1 — cotilédono, contendo as reservas da semente; 2 — radícula, que corresponderá à raiz; 3 — gémula, de onde se desenvolverão as folhas; 4 — tegumento, que reveste a semente; 5 — hilo, cicatriz do pedúnculo; 6 — micrópilo, orifício por onde sairá a raiz)

As voltas da Terra

Na continuação da página anterior, aqui se segue mais um artigo sobre tropismos e plantas. Por muita dificuldade que tenham em imaginar qualquer forma de movimento associado a plantas, na realidade ele existe, não no sentido lato de deslocação, como nos animais, mas como resposta coordenada das plantas face às suas condições ambientais. Trocando por miúdos, o movimento que vos descrevo neste artigo consiste no crescimento de uma planta, no sentido ascendente, aparentemente contrariando a força da gravidade — o geotropismo — e outras curiosidades...

Passando à acção, necessitam do seguinte material para a primeira parte experimental: uma planta caseira qualquer, nem muito grande nem ainda por germinar — e já agora uma planta que não seja a mais estimada na vossa casa — e alguns livros ou qualquer outro objecto mais ou menos rectangular e menos educativo! Em seguida, é só inclinar a planta sobre os livros (figura 1), e cuidar muito bem dela com exposição solar e água suficientes. Não convém que a planta e respectivo vaso fiquem totalmente horizontais senão a água de rega pode não chegar igualmente ou em quantidade suficiente a algumas partes da raiz.

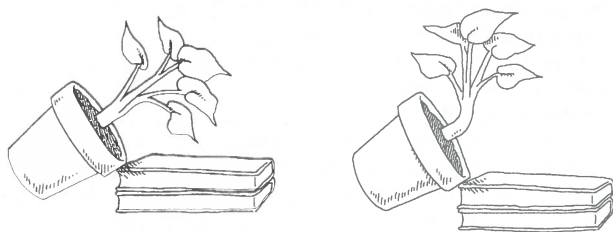


Figura 1 — Resultado final da inclinação da planta

Ao fim de uma semana já se deve observar algum resultado (figura 1), senão aguardem mais algum tempo — a vida de um cientista é de muita paciência! O que certamente observaram é que a parte aérea da planta — o caule e as folhas — se viraram para cima, no sentido contrário à força de gravidade. Será magia? Não exactamente: o que aconteceu foi a «intervenção» de uma hormona vegetal, mais uma vez uma auxina, que se acumulou na zona inferior do caule pela acção da força da gravidade, induzindo um alongamento das células desse lado. Na realidade somente verificamos o geotropismo positivo, isto é, o crescimento ascendente da parte aérea de uma planta, ocorrendo o alongamento na zona de acumulação da hormona. Quanto à reacção radicular, é considerada um geotropismo negativo, ou seja as hormonas acumulam-se de um lado da raiz e o maior crescimento das células ocorre no lado oposto. Este fenómeno ainda não está clarificado, havendo inúmeras hipóteses... Assim que eles se decidirem eu informo-vos...

Numa segunda experiência, verificarão um fenómeno ainda mais curioso. Para tal precisam de um copo ou frasco de vidro, fita adesiva, um guardanapo de papel, dois ou três feijões catarino por germinar ou alguns já germinados mas não muito grandes. Seguidamente, há que fazer germinar os feijões no copo, colocando-os entre o vidro e o guardanapo de papel, regando-os sempre que necessário e permitindo uma boa exposição solar. Deves ainda fixar às paredes do copo, com fita adesiva, os lápis

próximos dos feijões. Após alguns dias observa-se o crescimento dos jovens feijoeiros em volta dos respectivos lápis (figura 2).

Há aqui dois factores a considerar: o enrolamento e o sentido do enrolamento dos caules dos feijoeiros. Em primeiro lugar o enrolamento ocorre porque a parte do caule que está em contacto com o lápis, que funciona como suporte, não cresce à mesma velocidade que o lado exterior do caule. À medida que a parte exterior do caule cresce vai «obrigando-o» a enrolar-se em qualquer objecto, mais uma vez por acumulação de uma hormona na zona interior ou de contacto do caule. Este é um fenómeno que ocorre em qualquer planta trepadeira. O outro aspecto curioso é o sentido de enrolamento do caule que, como verificarão, ocorre no sentido contrário ao movimento dos ponteiros de relógio. Se observarem outras plantas trepadeiras constatarão que o sentido de enrolamento é sempre este... nas plantas do hemisfério norte, uma vez que as plantas do hemisfério sul que produzem enrolamento em torno de algum suporte fazem-no no sentido do movimento dos ponteiros do relógio. Pensa-se que a explicação reside no movimento de rotação da Terra em torno de si própria e no respectivo ângulo de rotação que induzirá as plantas a enrolarem-se em diferentes sentidos. Quando fizerem uma viagem mais a sul lembrem-se de verificar pessoalmente.

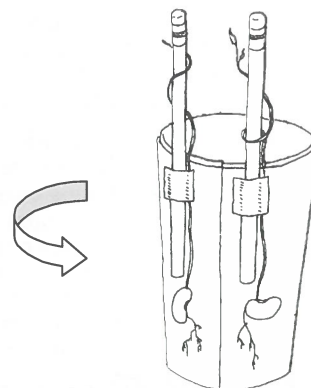


Figura 2 — Esquema da montagem experimental e sentido de enrolamento do caule

Como curiosidade há que referir que também as correntes oceânicas têm sentidos inversos no dois hemisférios terrestres. Deste modo, e contrariamente ao que verificamos com as plantas, no hemisfério norte o sentido das correntes corresponde ao movimento no sentido dos ponteiros do relógio, enquanto que, no hemisfério sul, corresponde ao sentido contrário (figura 3). Este fenómeno também se deve ao movimento rotacional da Terra e aos ventos oceânicos que produzem estas correntes de superfície.

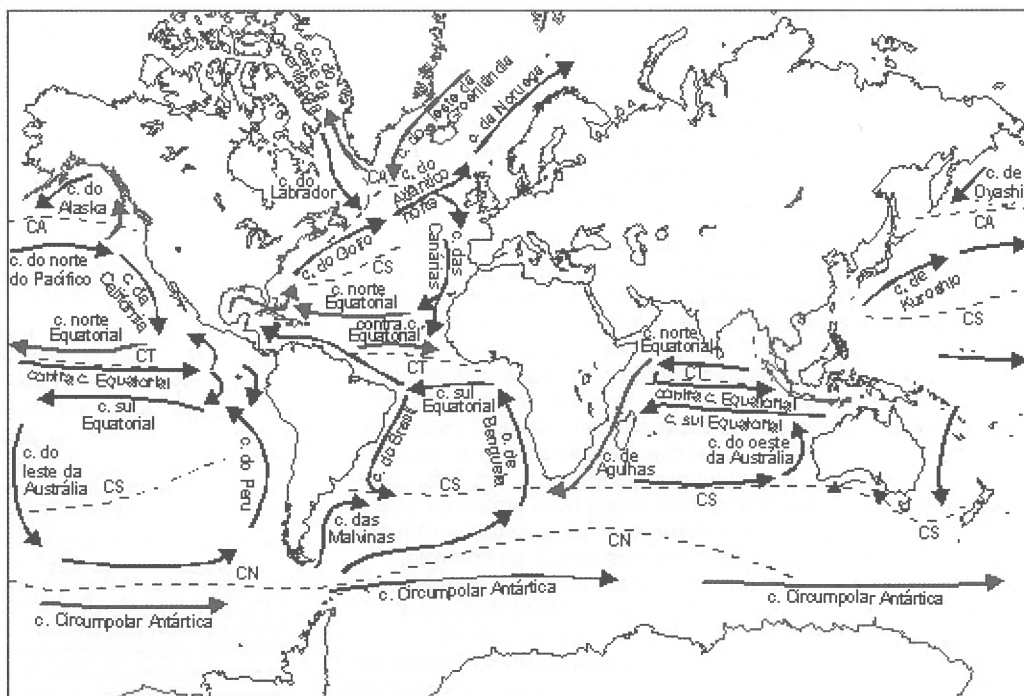


Figura 3 — Correntes oceânicas

O tamanho não é tudo!

Pelo título sugestivo podem depreender que o assunto deste artigo é relativamente pequeno mas que nem por isso deixa de ser importante. Pois bem, vamos experimentar no ramo da ciência microscópica, mais precisamente com bactérias.

Certamente já ouviste falar de bactérias e a primeira ideia que te ocorre são as inúmeras doenças que estes microorganismos provocam e não os seus benefícios para o Homem (sim, espantosamente são vários). Estes procariotas¹ são dos organismos mais simples e também mais antigos à face da Terra. Existem em todo o lado e em quantidades quase «absurdas» de tão numerosas que são. Têm muitas formas: alguns são redondos (*coccus*) ou em forma de bastonete, outros ainda são espiralados (figuras 1 e 2).



Fig. 1 – Fotografia de uma espécie de *Streptococcus* (vários *coccus* agregados)

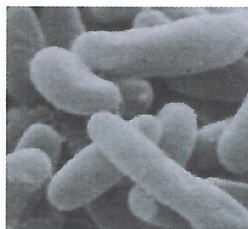


Fig. 2 – Fotografia de células em bastonete.

As células bacterianas foram observadas pela primeira vez por Antoni van Leeuwenhoek no ano de 1684 após a construção de um microscópio muito primitivo. No entanto, a primeira vacina — a da varíola — surgiu somente no século seguinte (1798), tendo sido descoberta por Edward Jenner. Desde então os progressos na microbiologia têm acompanhado a evolução dos microscópios. Bom, já chega de história e prossigamos com a parte experimental.

Relativamente às experiências que te proponho: são muito simples e só requerem alguma paciência para analisar os resultados.

Para a primeira experiência necessitas apenas de leite, dois frascos e um frigorífico. Deves então deitar igual quantidade de leite em ambos os frascos e fechá-los. O primeiro colocas no frigorífico e o segundo num local quente. Depois é só observar cada frasco diariamente ao longo de 7 dias. Ou seja, basicamente esta experiência baseia-se em deixar azedar o leite, experiência que provavelmente já todos nós realizámos. Agora como justificar os resultados: o leite do frigorífico continuou pronto para consumo, enquanto que o leite exposto a uma temperatura mais elevada formou grumos brancos e espessos e cheira pessimamente. Bom, as bactérias presentes no leite multiplicam-se muito bem a temperaturas relativamente altas (neste caso à temperatura ambiente), alimentando-se deste meio muito nutritivo. No entanto a temperaturas muito baixas as suas enzimas (entidades proteicas) estão inactivas ou muito pouco reactivas, e como tal o crescimento bacteriano é retardado (assim, se o leite ficar tempo demais no frigorífico também se estragará).

Para uma segunda experiência vamos verificar o efeito de conservantes no crescimento das colónias de bactérias. Precisas de sal de mesa, vinagre branco, 1 caldo de galinha, 3 copos de vidro e etiquetas. Primeiro deves dissolver o caldo de galinha em cerca de 2,5 dl de água quente e distribuir esta solução pelos 3 copos. Seguidamente num dos copos colocas uma colher de chá de sal, noutra uma colher também de chá de vinagre e o último deixas estar só com o caldo e este será o copo de controlo — com o qual compararás os outros dois. Por fim, coloca etiquetas devidamente identificadas em cada copo e em seguida é só guardar os três copos num ambiente quente durante cerca de dois dias e observares os resultados. Deverás identificar uma solução mais turva que será a de controlo, seguindo-se-lhe a solução com sal e por último a solução com vinagre que se apresentará mais límpida. Como explicar a turvação? A intensidade da turvação é uma medida do crescimento bacteriano, ou seja, a solução com mais bactérias será a solução controlo, em que estes microorganismos tinham as condições propícias para se multiplicarem, enquanto que as

restantes soluções apresentavam meios mais agrestes já que um era excessivamente salino e o outro excessivamente ácido. Nestes meios mais extremos é menor o número de bactérias que consegue subsistir a estas condições (figura 3). Na natureza há, no entanto, verdadeiros recordes para as bactérias, já que se detectaram espécies que habitam nas crateras de vulcões, locais muito quentes e muito ácidos e outras que habitam os pólos gélidos.



Figura 3 – Resultados ao fim de dois dias

E agora, para que servem estes minúsculos seres vivos? Que terão eles de tão magnífico e simultaneamente de tão terrível?

Efectivamente as bactérias (não incluindo outros microorganismos como os vírus) são responsáveis por inúmeras doenças, como: a tuberculose, a pneumonia, a sífilis, a cólera, a febre tifóide, o tétano, a meningite, etc... (a lista negra continua). Mas há que considerar também todas as suas funções essenciais ao equilíbrio do nosso ecossistema, como a fixação de azoto no solo e a decomposição da matéria orgânica (ambas de vital importância para as plantas); e todo o proveito que o Homem tem vindo a tirar das bactérias com o desenvolvimento científico como: as estações de tratamentos de águas residuais, os vários produtos obtidos pela engenharia genética como a insulina, a vitamina B12, e até na indústria alimentar, na produção de iogurtes, alguns queijos e certas bebidas alcoólicas.

¹ Procariota é a designação científica para organismos unicelulares muito simples, que não têm membranas a envolver qualquer tipo de organitos celulares, como o núcleo que contém o material genético, ou mitocôndrias. Pelo contrário, os Eucariotas são organismos mais complexos, desde os fungos aos humanos, cujas células têm vários organelos celulares incluindo um núcleo bem individualizado.

Há vida no interior da terra!

Desta vez vamos explorar um mundo muito curioso: o mundo animal. Como tal, a primeira questão a ter em mente é respeitar o ser vivo que vamos estudar; nenhum cientista (ou aprendiz de cientista, por muito «marado» que seja) tem o direito de maltratar um ser vivo. Assim sendo, é óbvio que as experiências que podemos realizar com animais se baseiam essencialmente na observação. Não pensem que é uma forma menos científica ou menos criativa de experimentar pois as questões que podemos colocar e o modo pelo qual pretendemos responder às mesmas exige uma boa dose de inventividade. Por outras palavras, o que eu pretendo tornar óbvio é que podemos por exemplo manipular algumas variáveis ambientais e observar as reacções dos animais que estamos a estudar sem com isso prejudicar a vida dos nossos «bichinhos».

Neste artigo, vamos então debruçar-nos sobre uns organismos muito curiosos, que para algumas pessoas são viscosos, para outras importantes iscos para a pesca e também há quem os coma... sim, vamos falar de minhocas, ou mais cientificamente de anelídeos, nomeadamente a minhoca terrestre comum ou *Lumbricus terrestris*. As minhocas têm um papel biológico muito importante: pertencem ao grupo dos decompositores e são muito importantes no enriquecimento dos solos, nomeadamente na renovação dos nutrientes no solo. Para compreender melhor este papel podemos então recriar um ambiente propício à vida das minhocas. Para tal necessitam de 1 frasco de 1 litro (senão recorram a um frasco de 5 litros), cerca de 500 ml de terra e 250 ml de húmus (material orgânico em decomposição — comprado ou recolhido), cascas de maçãs, um elástico, um pedaço de cartolina preta (para cobrir o frasco) e por fim algumas minhocas (que podem comprar em lojas para artigos de pesca, ou recolher directamente de um terreno). Em seguida, coloca-se a terra e o húmus no frasco e molha-se a terra. Colocam-se as minhocas (não exagerando na densidade, cerca de 5 a 10) dentro do frasco e à superfície depositam-se as cascas de maçã. Por fim, fecha-se o frasco e tapa-se com a cartolina preta, fixando-a com um elástico (figura 1).

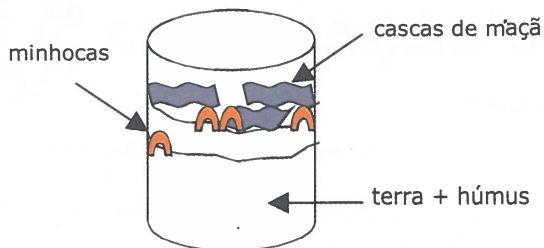


Figura 1 — Esquema de montagem experimental (excepto a cobertura com a cartolina)

Todos os dias se deve molhar a terra, e observar as galerias construídas pelas minhocas ao mesmo tempo que revolvem aproveitando o alimento orgânico existente no solo e respirando através da pele húmida. Criou-se então o ambiente ideal para as minhocas: substrato rico em matéria orgânica, humidade no solo de onde as minhocas retiram o oxigénio, e ausência de luz solar. Ao fim de uma semana todo o solo terá passado pelos tubos digestivos das minhocas, mas estas não possuem mandíbulas, mas sim um músculo que suga as partículas do solo para a boca (contudo há anelídeos que são predadores, e que possuem mandíbulas). Os dejectos destes animais, compostos por partículas do solo, elementos inorgânicos e matéria orgânica que estes não aproveitam, são depositados à superfície. Como é perceptível, as minhocas não só decompõem a matéria orgânica, produzindo nitratos e outros compostos inorgânicos que enriquecem o solo e podem ser utilizados pelas plantas, como revolvem o solo misturando as camadas mais profundas com as mais superficiais. Estudos recentes sugerem uma média de 125 minhocas por cada 10 m² de solo, «consumindo» cerca de um camião de terra por ano.

Introduzindo uma pequena nota histórica, desde Aristóteles

que é reconhecida a importância destes organismos no solo, que ele «carinhosamente» apelidava de «intestinos do solo». Também Charles Darwin, 22 séculos mais tarde, escreveu um tratado sobre a formação de matéria vegetal decomposta por acção das minhocas, tendo como reacção da restante comunidade científica o habitual descrédito.

Convém referir que as minhocas devem ser devolvidas ao meio natural; contudo não esqueçam o local, pois a próxima página promete mais... «minhoquices».

Há vida no interior da terra 2

Conforme prometido, este artigo será a continuação do estudo da minhoca terrestre comum — *Lumbricus terrestris*. Mais uma vez relembro o cuidado e respeito que todo o experimentador deve ter pelos seres vivos que estuda, pois o objectivo é fazer Ciência. Assim, vamos a mais minhociques: este anelídeo vive no interior do substrato e tem por isso algumas características especiais de um bichinho *underground*. Numa primeira experiência vamos tentar perceber como as minhocas reagem à luz; a resposta óbvia será: «não muito bem, senão não viviam no interior do solo», mas talvez essa resposta não seja assim tão linear. É necessário o seguinte material: uma caixa de sapatos com tampa, fita-cola, uma folha de papel branco, dois guardanapos, duas folhas de papel-celofane vermelho, uma lanterna e cerca de quatro minhocas (se fizeram a cultura de minhocas da experiência anterior podem aproveitar algumas delas, senão o campo mais próximo também serve...).

Primeiro devem fazer um buraco, na tampa da caixa, perto de uma das extremidades, de diâmetro ligeiramente inferior ao diâmetro da lanterna. Em seguida, constrói-se um pequeno compartimento na caixa, fixando verticalmente a folha de papel branco na tampa desta, mas deixando um pequeno espaço de cerca de 2,5 cm de altura no fundo da caixa. O compartimento deve ter cerca de 10 cm e situar-se na extremidade oposta ao orifício na tampa. É neste compartimento que se colocam os guardanapos humedecidos em água, sendo que as minhocas são colocadas na outra metade da caixa. Por fim, fecha-se a caixa e coloca-se sobre o orifício a lanterna ligada durante 30 minutos. Decorrido este intervalo de tempo observa-se se houve ou não deslocamento das minhocas (figura 1). Repete-se a experiência, mas desta vez cobre-se o orifício na tampa com cerca de quatro camadas de papel-celofane vermelho, e após os 30 minutos observam-

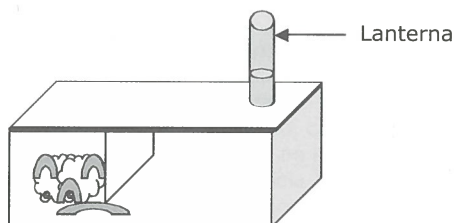


Figura 1 — Esquema de montagem com luz branca; note-se o pequeno espaço no fundo da caixa que não isola totalmente os compartimentos

-se os resultados.

Surpresa! Pois é, as minhocas da primeira experiência afastaram-se da luz, movimentando-se para o compartimento que oferecia algum resguardo desta. No entanto, na segunda experiência isso não se verificou, as minhocas praticamente não se mexeram (figura 2). Porquê? Não... a luz vermelha não as hipnotiza, mas se pensarmos que o papel celofane vermelho funciona como um filtro da luz branca, talvez isso seja uma justificação mais plausível. De facto, as minhocas não têm necessidade de se resguardar da luz vermelha simplesmente

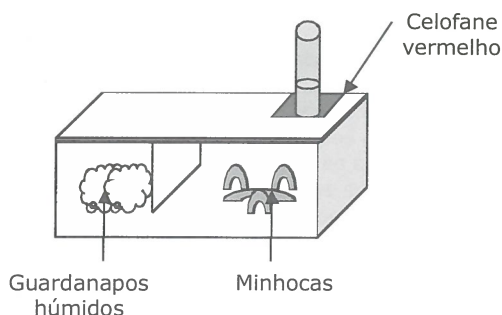


Figura 2 — Esquema da montagem com luz vermelha

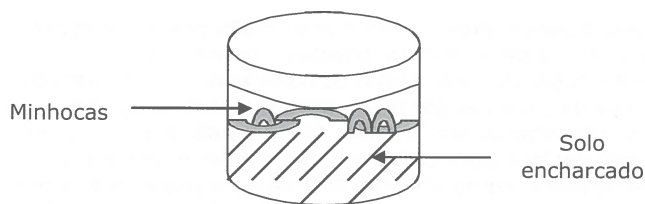


Figura 3 — Esquema da nossa «pequena inundação»

porque o seu sistema nervoso não é tão sensível a esse comprimento de onda. Sim, as minhocas também têm sistema nervoso, constituído por um gânglio anterior e dois cordões nervosos que percorrem todo o corpo, captando os estímulos do exterior em toda a extensão corporal. Os guardanapos húmidos seriam o ambiente mais favorável às minhocas, mas estas, não tendo necessidade de se abrigar da luz, nem se moveram. Daí estes animais serem considerados lucífugos (fogem da luz), emergindo frequentemente do solo à noite.

Outro fenómeno curioso ocorre quando há grandes chuvadas, e o solo fica encharcado, e as minhocas do solo emergem todas à superfície. Para testar este efeito só precisam de um pequeno recipiente com terra e algumas minhocas, e em seguida de encharcar a terra (figura 3). A início observa-se a libertação de bolhas de ar e logo depois as minhocas a saírem da terra. Agora já devem ter uma ideia do porquê! Exactamente, as minhocas emergem à superfície em busca de oxigénio, que se escapou do solo uma vez que a água ocupou todo o espaço livre entre as partículas do solo.

Por agora é tudo, mas não se esqueçam de no final das experiências libertarem as minhocas, ou continuar a tomar conta delas, alimentando-as muito bem e até dando-lhes carinho... :)



Figura 4 — *Lumbricus terrestris*

Associação Juvenil de Ciência

O que é a Associação Juvenil de Ciência?

Dizem os Estatutos:

A Associação Juvenil de Ciência, a seguir denominada AJC, é uma associação de âmbito nacional (...). [Artº 1º]

A sua finalidade é a promoção e difusão de actividades culturais, científicas e educacionais entre os jovens em geral e os sócios em particular. Pertencem às suas áreas de intervenção o ambiente, o património natural e construído e a conservação da natureza. Constituem também fins da AJC a cooperação e diálogo interculturais, desenvolvendo actividades que incluam países em desenvolvimento, especialmente os de língua oficial portuguesa. [Artº 2º]

A AJC não prossegue fins partidários, sindicais ou lucrativos para si ou para os seus associados e é alheia a qualquer preconceito político ou confessional. [Artº 3º]

O que é que a AJC faz?

Dizem os Estatutos:

Para a prossecução dos seus fins, pode a AJC:

- a) Realizar programas de educação para a ciência;
- b) Colaborar com organismos afins, de carácter público ou privado, nacionais ou estrangeiros;
- c) Organizar encontros, seminários, colóquios, conferências e congressos;
- d) Realizar ou promover trabalhos de investigação, sempre que os recursos da AJC o permitam;
- e) Elaborar, editar e divulgar estudos e publicações;
- f) Participar em programas existentes ou a criar;
- g) Desenvolver quaisquer iniciativas que venham de encontro aos seus objectivos. [Artº 4º]

O mais importante encontro promovido pela AJC é o Encontro Juvenil de Ciência, levado a cabo anualmente, sem interrupção, desde 1983. Trata-se de um encontro para jovens que apresentem um trabalho de carácter científico, e que no seu programa inclui sempre palestras sobre Ciência por cientistas conhecidos, visitas de estudo, grupos de trabalho e apresentação dos trabalhos dos participantes. Foi aliás o Encontro Juvenil de Ciência que deu origem ao Projecto Encontro Juvenil de Ciência, que se veio a transformar na AJC.

Quem é que pode ser sócio?

Dizem os Estatutos:

Podem ser sócios ordinários todos os indivíduos, sem discriminação de sexo, raça, credo religioso ou político. Não podem filiar-se indivíduos com idade superior a vinte e seis anos. O direito de ser sócio ordinário cessa automaticamente com a idade de trinta anos. [Artº 5º]

Os sócios devem pagar uma quota anual no valor de 5 € a partir do ano em que perfazem 18 anos.

Se quiseres tornar-te sócio, fotocopia e preenche a ficha abaixo, e envia-a, juntamente com 2 fotografias, para a morada da página 2.



ASSOCIAÇÃO JUVENIL DE CIÊNCIA

Ficha de inscrição para sócios

Nº

foto

Identificação

Nome completo

Data de nascimento

Sexo

 M F

Nacionalidade

BI nº

Data do BI

Local de emissão

Morada

Código postal

País

Telefone

Telemóvel

Correio electrónico

Estudante

 S N

Ano

Área/Curso/Habilitações literárias

Estabelecimento de ensino

Facultativo: Quero ser membro do(s) Núcleo(s) de Lisboa Porto Coimbra Braga

_____, ____ de ____ de ____
local dia mês ano assinatura do candidato a sócio

Data de admissão

A Direcção da AJC

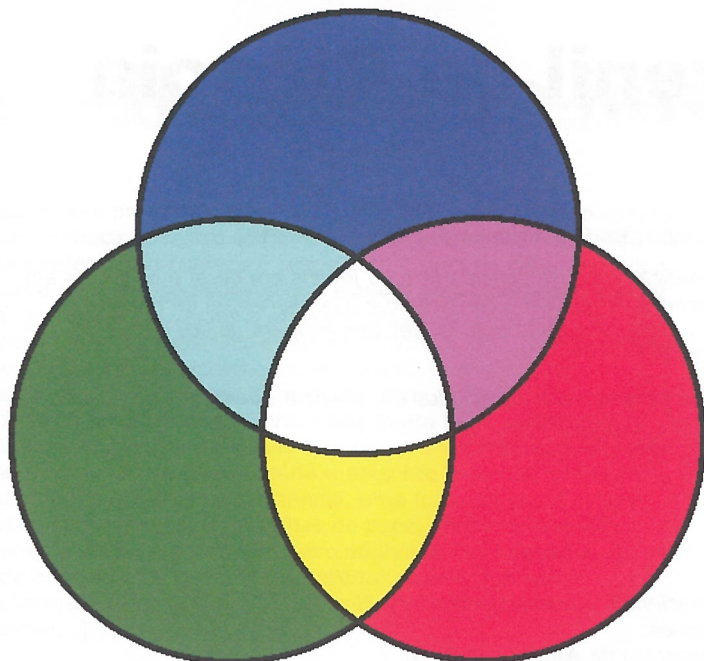


Figura 4 da página 10

Metal	Cor da chama
Sódio (Na)	Amarelo / laranja 
Bário (Ba)	Verde 
Lítio (Li) ou Estrôncio (Sr)	Vermelho 
Potássio (K)	Azul / violeta 
Magnésio (Mg)	Branco 

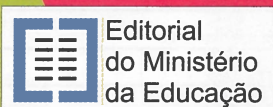
Uma publicação da revista **CiênciaJ** da

AJJC

Com o apoio de



Ministério da Ciência e da Tecnologia



FCT

Fundação para a Ciência e a Tecnologia
MINISTÉRIO DA CIÊNCIA E DA TECNOLOGIA

Apoio do Programa Operacional
Ciência, Tecnologia, Inovação
do Quadro Comunitário de
Apoio III



FUNDAÇÃO para a DIVULGAÇÃO
das TECNOLOGIAS de INFORMAÇÃO



Instituto
Português
da Juventude

SÉRIES DE BOWEN

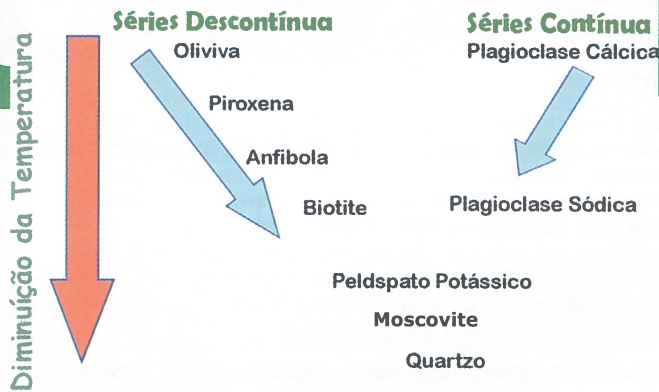


Figura 7 - Modelo das Séries Reaccionais de Bowen.

terminal oceânico. A plataforma industrial inclui uma rede de tubagens que liga o porto de Sines à refinaria e ao Complexo petroquímico, estas entre si e o segundo à Carbogal.

A indústria Petroquímica tem um grande impacto visual negativo no meio ambiente e paisagem natural, devido às longas e complexas tubagens, às instalações portuárias e às refinarias.

A concentração da indústria dá lugar a condições atmosféricas desagradáveis (contaminação do ar) e a falta de contacto com os elementos naturais (vegetação, água, etc).

O processo degradativo manifesta-se sobretudo nas modificações da geomorfologia, na destruição da cobertura vegetal com consequente agravamento nos processos de erosão, na poluição das águas superficiais, subterrâneas e marinhas, na poluição atmosférica (atingindo em certas zonas valores superiores aos máximos aceitáveis), na esterilização de extensas áreas por acumulação de detritos sólidos, na destruição dos sistemas de exploração agrícola e pecuária tradicionais, do equilíbrio das estruturas sociais, das condições de integração da população no seu meio, assim como das estruturas urbanas e paisagísticas.

Além da poluição do meio aquático, há ainda alterações provocadas pela ocupação dos terrenos marginais e dragagens (instalações portuárias). A agricultura, devido ao aumento do uso de fertilizantes, pesticidas e herbicidas, degrada a qualidade das águas, com os inevitáveis reflexos negativos na fauna piscícola e acréscimo de poluição e destruição dos habitats marinhos nas zonas estuarinas e costeiras.

Na região de Sines a poluição atmosférica, devido à actividade industrial, apresenta dimensões de uma certa gravidade. As pressões existentes e a necessidade de salvaguardar o valor ecológico das linhas de água tornam premente a adopção de medidas de controlo de lixos, esgotos domésticos e efluentes



Figura 9 - Refinaria da Petrogal em Sines.

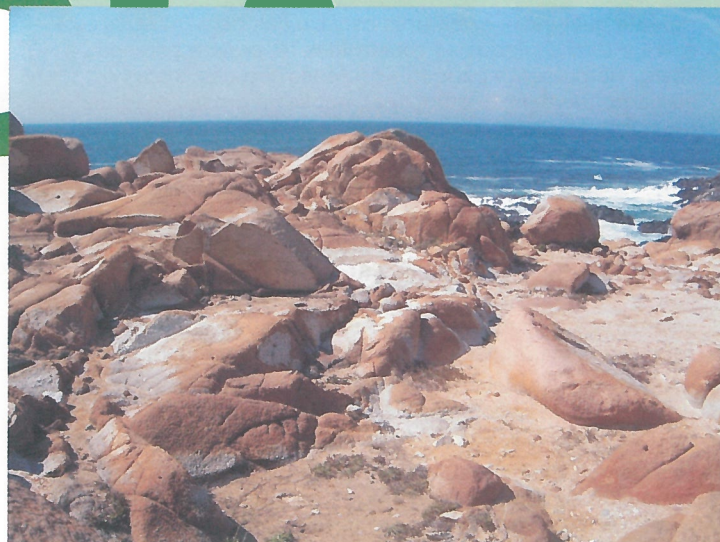


Figura 8 - Sienitos do Maciço Ígneo de Sines.

industriais no sentido de evitar a rápida poluição das águas e consequente contaminação dos aquíferos subterrâneos.

A estrutura geológica do território e a natureza dos depósitos de água subterrânea que costumam caracterizar toda a faixa ao longo do litoral recomendam uma constante vigilância sobre a eventual poluição que passa a contaminar os depósitos subterrâneos. O problema dos resíduos sólidos encontra-se relacionado com os empreendimentos industriais, nomeadamente a central termo-eléctrica (na área de Sines, para a deposição de resíduos industriais são necessários cerca de 760 ha).

De referir que, em relação ao Porto de Sines, se está a proceder ao seu alargamento substancial de um modo gigantesco, e virá no futuro a ser um dos principais portos marítimos da Europa.

5 - Problemática do Recuo da Costa

Em anos recentes, tem havido sucessivamente mais interesse por parte de geomorfólogos costeiros para com problemas de defesa da costa contra a erosão marinha. Eles têm recomendado novas aproximações para mitigar o recuo da margem. A sua visão é bastante diferente da visão da engenharia costeira que está tradicionalmente encarregada da protecção do litoral.

A resposta tradicional ao recuo da costa tem sido a estabilização



Figura 10 - Mapa do Parque Natural do Sudoeste Alentejano e Costa Vicentina (ICN).

rígida a qual inclui estruturas construídas perpendiculares à costa e também aquelas construídas na praia e paralelas à costa. No presente período de intenso uso das costas e aumento da atenção da opinião pública à erosão marinha, há um correspondente aumento na necessidade de paredões marítimos, os quais são a forma mais comum de protecção de uma linha de costa em erosão.

Há um consenso geral no facto de que os paredões protegem os edifícios, não as praias, uma vez que eles não são solução para as causas de erosão do litoral, nomeadamente, para o aumento do nível do mar e a diminuição no fornecimento de sedimentos. É também largamente admitido que este tipo de estabilização é indesejável, produz lixo, tornando a natação perigosa, e reduz o acesso à praia. Contudo, o principal problema é: será que os paredões aceleram e / ou intensificam a erosão?

Mesmo que muito continue por se conhecer sobre o impacto ambiental dos paredões, a grande maioria dos geólogos costeiros e geomorfólogos admitem que tais estruturas rígidas aumentam a degradação da praia na parte frontal da mesma:

- Primeiro, representam um obstáculo à troca de sedimentos entre a praia e as dunas, o qual é necessário para o equilíbrio do sistema;
- Um paredão também pode interferir negativamente com os processos costeiros locais, intensificando a dinâmica da zona de rebentação das ondas;
- A reflexão da onda energética é capaz de causar desgaste na frente da estrutura;
- À medida que as ondas interagem mais frequentemente com a parede, a erosão resultante aumenta; o paredão irá eventualmente projectar-se na zona de rebentação perturbando o transporte de sedimentos longe da margem, como um quebra-mar, tendo como consequência um flanqueamento do paredão na direcção da deriva litoral e erosão das margens adjacentes desprotegidas.

Actualmente, há geomorfólogos costeiros que preconizam outras soluções para lidar com a erosão marinha. O enchimento das praias, que envolve a colocação de grandes quantidades de areia para compensar o balanço negativo do transporte dos sedimentos, é fraco remédio para o recuo de uma linha de costa arenosa quando isto é técnica e economicamente exequível. Este método, que tem em conta as considerações ambientais, é neste momento muito utilizado em vários países do mundo. Considerando os seus elevados custos, não é provável que seja a melhor solução fora das linhas de costa altamente desenvolvidas, as quais têm a necessária base económica para justificar a estabilização. A recolocação de residências, estradas e outras instalações é uma terceira alternativa que vem ganhando fundamentação em áreas costeiras de baixa população. As decisões para recolocação dependem dos custos e das políticas, mas há uma forte resistência pública à rendição perante a natureza. A população deve ser informada acerca dos factores geomórficos, económicos e políticos da situação. Os geomorfólogos costeiros desempenham um papel importante analisando e sugerindo soluções para uma crise ambiental aguda com implicações práticas importantes e que impõe escolhas dispendiosas.

6 – A Sul de Sines: O Parque Natural do Sudoeste Alentejano e Costa Vicentina

Associado a todo e qualquer fenómeno geológico, de uma forma mais directa ou simplesmente como mero espectador, estará todo e qualquer ser vivo e de uma forma especial o Homem. Existe uma relação simbiótica entre o organismo vivo e o não vivo – não é verdade que somos nós uns dos principais agentes geológicos do nosso planeta? Não somos nós um dos principais agentes erosivos, tendendo, cada vez mais, a ter um papel mais activo no ciclo geológico? Mas também é inegável que para diferentes habitats apenas podem coexistir algumas espécies. Assim, não poderíamos deixar de mencionar o Parque Natural do Sudoeste Alentejano e Costa Vicentina como um local de interesse, não meramente turístico, mas também geológico e biológico.

Este mesmo parque abrange uma extensa faixa costeira virada ao Oceano Atlântico, entre S. Torpes e o Burgau, expandindo-

se depois por uma mancha de mar aberto com 2 km de largura paralela à costa. Corresponde a uma zona de interface mar-terra, que lhe imprime uma especificidade própria e uma variedade de habitats responsável pela sua riqueza florística e faunística.

Esta faixa rochosa foi sujeita a um processo de abrasão marinha – dando origem aos actuais excertos de costa alta e rochosa – acompanhado de fenómenos de deposição de materiais nas áreas de costa baixa, arenosa ou lodosa. O substrato geológico é basicamente arenoso ou arenoso-argiloso, em algumas zonas xistoso e calcário, exibindo interessantes séries estratigráficas expostas ao longo da costa pela erosão marinha, assim como afloramentos e formações que vão do Carbónico ao Quaternário.

Diferentes habitats, largamente dependentes do substrato rochoso e dos solos e influenciados pela vizinhança do mar, favorecem a existência de flora de grande valor científico, algumas mesmo raras: o samouco (*Myrica faia*) e a sorveira (*Sorbus domestica*). Detectadas apenas no promontório de Sagres, algumas associações de plantas são únicas no mundo.

A comunidade de vertebrados está bem representada incluindo espécies ameaçadas como a lontra, com uma interessante população marinha nas zonas de costa rochosa, e uma variada avifauna nidificante, em particular nas falésias costeiras – águia-pesqueira, penereiro-das-torres, falcão-peregrino, gralha-de-bico-vermelho, águia de bonelli, cegonha branca, garça-branca e garça boieira. Esta é uma área importante como zona de passagem e internagem para a avifauna migradora, devido a factores abióticos muito particulares, bem como à fraca humanização da paisagem.

Falésias marítimas, praias, dunas, matos litorais, charnecas e vales fluviais são alguns dos habitats onde ocorrem plantas e animais, cuja sobrevivência a nível nacional e internacional está dependente deste Parque Natural.

Agradecimentos

Estes vão para todos os participantes que estiveram presentes nos estágios de Ocupação Científica de Jovens nas Férias 2001 - Ciência Viva, porque sem o interesse deles não era possível alcançar o sucesso desta aventura. Agradeço ao Prof. Rui Dias o apoio para efectuar esta actividade, ao Dr. Pedro Madureira a ajuda na preparação das actividades de campo, ao Dr. Luís Lopes por ter cedido as ilustrações, e ao Carlos Alexandre Ribeiro e Dr. José Mirão a ajuda indispensável para a conclusão deste trabalho.

Bibliografia

ALLEGRE, Claude. *A Espuma da Terra*. Gradiva. 1988.

Continua na página 12.

Glossário

CORNEANA: Rocha de metamorfismo de contacto:

- Pelítica, quando o encaixante são rochas ricas em minerais de argila;
- Cálctica, quando o encaixante são calcários.

OLIVINA: Mineral do grupo dos nesossilicatos (caracterizados pela existência de grupos SiO_4^{4-} isolados), vulgar em rochas ígneas básicas e ultrabásicas, de cor verde, composto essencialmente por oxigénio, silício, ferro e magnésio.

PIROXENA: Mineral do grupo dos inossilicatos (caracterizados pela disposição dos grupos SiO_4^{4-} em cadeias) de composição complexa, que cristaliza nos sistemas ortorrómbico e monoclinico.

PAGIOCLASE CÁLCICA: Mineral do grupo dos feldspatos enriquecido em sódio e / ou cálcio na sua composição.

GABRÓICO: termo proveniente do gabro – rocha eruptiva, holocristalina e granular.

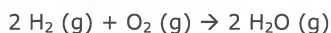
APÓFISE FILONIANA: Prolongamento da massa eruptiva que penetra na rocha encaixante.

GRAUVAQUE: Rocha sedimentar detrítica, composta por fragmentos de minerais e rochas numa matriz argilosa.

Reduzindo e Oxidando (Parte 1)

Olá «cientistas marados»; neste número, um pouco mais extenso, vamos abordar as reacções de oxidação-redução, «amigavelmente» denominadas por reacções redox. O que é isto? Bom, é apenas um nome pomposo para um fenómeno muito comum na vida humana, como por exemplo a produção de corrente eléctrica por baterias, a combustão de combustíveis fósseis, a obtenção de elementos metálicos e não-metálicos a partir dos respectivos minerais, a acção da lixívia, assim como alguns processos vitais como a respiração e a digestão de alimentos. Basicamente estas reacções químicas consistem na transferência de electrões entre as substâncias envolvidas, ocorrendo os processos de oxidação e de redução em simultâneo. Isto é, verifica-se a oxidação de uma espécie ao ceder electrões a uma outra espécie, que os aceita, ocorrendo então a redução; portanto, a espécie que cede electrões é o redutor, e a espécie que recebe os electrões é o oxidante. Confusos? Vamos a um exemplo!

Na combustão do hidrogénio (H_2) para formar a água (H_2O na forma de vapor):



na espécie H_2O os electrões acham-se todos quase sempre de roda do átomo de oxigénio. Embora não chegue a haver dissociação em iões¹ H^+ e O^{2-} , podemos dizer que em grande medida os átomos de hidrogénio cederam os electrões ao átomo de oxigénio. Logo, ocorreu a oxidação do H, sendo o hidrogénio a espécie redutora (que cedeu electrões); e reciprocamente a redução do oxigénio, sendo o oxigénio a espécie oxidante (que recebeu electrões). Aliás inicialmente as palavras oxidação e redução tiveram origem na participação do oxigénio nestas reacções de transferência de electrões, em que oxidação correspondia à associação deste elemento a outros elementos como o zinco ou o hidrogénio (reacção já descrita), e a redução à diminuição do teor de oxigénio num composto. Contudo, nem todas as reacções redox incluem a participação de oxigénio.

Após este «breve» apontamento teórico, passemos à acção. É importante referir que as experiências que vos proponho, apesar de muito simples, terão de ser executadas num laboratório, não só pela toxicidade de alguns dos reagentes bem como de alguns produtos das reacções, como também pela dificuldade em obter a maioria dos reagentes necessários. Contudo, todos eles se encontram facilmente em qualquer laboratório escolar, e com a colaboração de um «prof», talvez vos deixem explodir a escola... estava só a brincar!!! O material tóxico é para ser manuseado com todo o cuidado e todas as regras de segurança em laboratórios devem ser respeitadas, exceptuando talvez o mandamento de «não esguicharás o parceiro do lado»... (mas certifiquem-se primeiro que o único líquido dentro do esguicho é água destilada).

Assim, a primeira experiência que vos proponho consiste na realização de duas reacções de oxidação-redução, cujos resultados são muito ilustrativos. Para tal, num copo ou gobelé de vidro devem preparar uma solução de um sal de cobre (II)

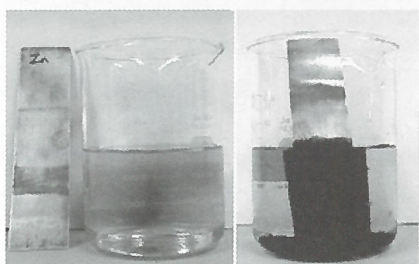
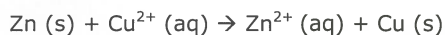


Figura 1 — Reacção do cobre (II) com zinco metálico.

como o sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$), bastante concentrada (ou seja, diluir muito deste sal em água no gobelé), colocar no interior uma placa de zinco, e aguardar pelo resultado, que deve ser semelhante à figura 1.

Observa-se a formação de um depósito negro sobre a placa de zinco. Esse depósito consiste no cobre que é reduzido de Cu^{2+} para Cu (sólido) sendo portanto a espécie oxidante (recebe electrões). De igual forma, o zinco é oxidado de Zn a Zn^{2+} , e como cede dois electrões ao cobre é o agente redutor. Simples, não é!? A reacção que esta experiência ilustra é então:



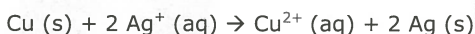
tendo em atenção que o ião sulfato presente na solução não interfere na reacção redox.

A próxima reacção que podem preparar tem o nome sugestivo de árvore de prata ou de natal. Mais uma vez prepara-se uma solução bastante concentrada de nitrato de prata ($AgNO_3$) num gobelé e mergulha-se no seu interior uma folha de cobre recortada com a forma de um pinheiro de natal. O resultado será igual à figura 2.



Figura 2 — Reacção do cobre (II) metálico com a prata.

Este «lindo» resultado é também ilustrativo de uma reacção redox, em que se formam cristais de prata sobre a folha de cobre, enquanto a solução aquosa adquire uma coloração azul resultante da presença do ião Cobre (II) (Cu^{2+}). Ou seja, de acordo com a equação da reacção:



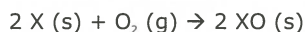
Neste caso o oxidante é a prata, que recebe electrões cedidos pelo cobre, o agente redutor. Assim, os iões Ag^{2+} presentes na solução, ao sofrerem redução, depositam-se sobre a forma de Ag metálico, e alguns iões Cu^{2+} encontram-se consequentemente na solução. É ainda de referir que também nesta reacção não houve influência do ião nitrato, resultante da solubilização do sal inicial (nitrato de prata).

Se repararam o cobre teve dois desempenhos opostos nas duas reacções referidas; ou seja, na primeira comportou-se como oxidante, e na segunda como espécie redutora. Este facto evidencia que os metais têm uma tendência crescente para se oxidarem, ou seja, consoante o outro composto metálico presente na reacção assim se poderá prever o sentido e os produtos finais da reacção. Por este motivo foi possível estabelecer uma lista ordenada desta crescente tendência de oxidação dos metais designada por série electroquímica. Muito inteligente, não é?

¹ Ião — espécie com carga, resultante do ganho ou da perda de um ou mais electrões por um átomo neutro ou conjunto de átomos; por exemplo, o ião sódio Na^+ e o ião prata Ag^+ .

Reduzindo e oxidando (Parte 2)

Numa segunda parte deste artigo, abordaremos um outro tipo de reacções de oxidação-redução: a combustão de compostos metálicos. Como tal, de um modo geral, este fenómeno pode descrever-se como a reacção de um composto metálico com o oxigénio atmosférico na presença de uma fonte de energia — a chama. Uma equação geral representa este fenómeno, em que X é o elemento metálico:



obtendo-se sempre como produto da reacção o respectivo óxido do composto metálico, em que a espécie redutora é o metal que cede electrões à espécie receptora e como tal oxidante, o oxigénio.

Estas reacções são muito fáceis de realizar em laboratório, apesar de ser necessário realizá-las numa hote para evitar a inalação de fumos tóxicos, assim como é necessário cuidado a manusear os reagentes mais instáveis. Este facto assume maior importância quando se verifica que a chama adquire diferentes colorações consoante os metais utilizados, isto é, é uma característica identificativa dos diferentes compostos metálicos, utilizada em química analítica, em que se pesquisa a composição das substâncias químicas. A série de ensaios realizados designa-se por «via seca». Os átomos ou iões são excitados pela chama e emitem as diferentes radiações ou luz visível.

Metal	Cor da chama	
Sódio (Na)	Amarelo / laranja	
Bário (Ba)	Verde	
Lítio (Li) ou Estrôncio (Sr)	Vermelho	
Potássio (K)	Azul / violeta	
Magnésio (Mg)	Branco	

A sugestão que apresento consiste na utilização de um bico de Bunsen com a chama ajustada para a cor azul; no interior de uma hote, fazer incidir sobre a chama diferentes compostos metálicos, em pó, numa colher de combustão, nomeadamente sódio (Na), bário (Ba), lítio (Li) ou estrôncio (Sr), potássio (K) e fita de magnésio (Mg — com uma pinça). Atenção: utilizar pequenas quantidades e não utilizar a mesma colher de combustão para os diferentes elementos para não mascarar a cor da chama.

Os resultados que deverão obter são os que estão ao fundo da página.



Figura 3 — Fogo de artifício, resultante da combustão de diferentes metais.

Pois é, isto não vos lembra nada, talvez algo que faça «pum» e que ilumine de forma esplendorosa os céus nocturnos... já acertaram, não foi? Exactamente o fogo de artifício, que tem como base estas reacções; daí as diferentes cores de um bom fogo de artifício¹.

¹ Sobre esse assunto podes ler um artigo que foi publicado na secção Avulso da Ciência] n.º 16 (Novembro / Dezembro de 1999). (Nota da Direcção)

Continuação da Bibliografia da secção Geologia iniciada na página 10.

- ALVALADE, Hélder; DIAS, Rui; GONÇALVES, Susana. *PANGEA'01 - II Jornadas Ibéricas de Jovens nas Geólogos*. Évora: S. Publicações Universidade de Évora. 2001.
- ALVALADE, Hélder; et al. *PANGEA'02 - III Jornadas Ibéricas de Jovens nas Geólogos*. Évora: S. Publicações Universidade de Évora. 2002, págs 147 – 154.
- CAMPIÃO, R.; FERNANDES, M. - *Roteiro Geoambiental de Santiago de Cacém – Sines* (trabalho de geologia do ambiente) não publicado. Universidade de Évora. 2000.
- DIAS, Rui. *Sebenta de Geologia Geral*. Universidade de Évora. (não publicado). 1998.
- FERREIRA, Adelaide; CAVACO, Patrícia. *ICN - Parque Natural do Sudoeste Alentejano e Costa Vicentina*. <http://www.terravista.pt/Guincho/2577/>. (2000) Instituto Geológico e Mineiro. *Litoteca de Portas Abertas*. IGM. 2001.
- LOESCHING, Louis. *Experiências Simples da Terra com Materiais Disponíveis*. Bertrand Editora. 1998.
- NOGUEIRA, Pedro. *Notas de Geologia I*; Edições CD-ROM; Universidade de Évora. 1999
- PONTE E SOUSA, J.; SILVA, J.; CLAUDIO, S.; BOLÉO, S. A *Problemática do Recuo da Costa (Foz do Rio Mira)* (trabalho de geologia do ambiente) não publicado.. Universidade de Évora. 1998
- PRESS, Frank. *Understanding Earth* (Third Edition). Freeman. 2000.
- REBELO, José Almeida. *As Cartas Geológicas ao Serviço do Desenvolvimento*. IGM. 1999.

Ciência

idealizada e planeada pelo grupo de educação ambiental da EE (Ana Torres, Eduarda Sarapicos, Sílvia Mesquita, Tiago Ferreira), decorreu no parque da cidade do Porto e esteve sediada nas estruturas da Escola de Arboricultura do Porto - FAPAS - Fundo para a Protecção dos Animais Selvagens.

A monitorização dos participantes foi da responsabilidade de cinco estagiários do curso de gestão ambiental da Escola Profissional Beira-Aguieira, coordenados pelo FAPAS.

A actividade

Logo à entrada os «pequenos naturalistas» foram divididos em pequenas equipas e convidados a realizar um percurso onde, com ajuda de um guia de campo, eram desafiados através de pequenos jogos a conhecer as espécies de árvores mais representativas do parque. Assim, foram descobrindo algumas texturas possíveis de ocorrer num tronco lenhoso, e como medir a altura de uma árvore por triangulação; discerniram algumas classes de frutos, quais os tipos de hábitos e copas mais

frequentes nos nosso jardins, e no final eram já capazes de estimar a idade de um árvore pelos seus anéis de crescimento.


O Desafio

Sabemos que nem tudo vai bem na educação ambiental. Apesar de uma grande mudança ter ocorrido nos últimos anos, continua ainda a faltar uma política verdadeiramente coerente, integrada e eficaz de educação ambiental no nosso País e na maioria das nossas autarquias. Ousar multidisciplinariedade é neste campo essencial, e isto exigirá sempre um compromisso entre o lazer, educação para a qualidade de vida, muitas doses de pragmatismo alimentado por algumas utopias e, acima de tudo, educação para a valorização do património natural. A cidadania ambiental é um esforço de todos, mas a Ecologia como Ciência é um veículo privilegiado na educação para o ecologismo, e este é, sem dúvida, uma ferramenta poderosíssima na divulgação de todas as ciências naturais junto da sociedade.

Conhece as árvores do Parque! envolveu a AJC, uma autarquia, uma ONGA (Organização Não Governamental para o Ambiente), uma escola profissional... Estarão trilhados os caminhos para uma nova forma de pensar?

O Futuro

Ao envolver 517 participantes (provenientes de 13 escolas do 1º ciclo do concelho do Porto) a iniciativa foi um sucesso e superou (todas) as expectativas iniciais, mesmo as mais optimistas. Não obstante, e porque o futuro não se coaduna com conformismos, a EE foi registando as críticas e sugestões das pessoas que ao longo de todo o mês participaram na actividade... Para que numa próxima, os resultados nos surpreendam ainda mais.

O núcleo de educação ambiental da EE agradece o empenho a todas as pessoas envolvidas e espera ter contribuído para solidificar uma cidadania ambiental na futura geração. Aos participantes um grande obrigado! 



Um conto enredado

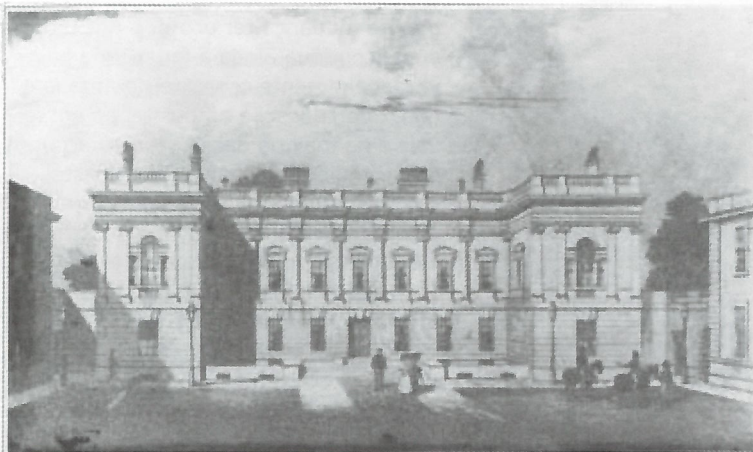
por Lewis Carrol (tradução de Duarte Valério)

Nó 5 — Bolas e cruces

Olha aqui para este quadro, e para este ¹

— E o que é que te fez escolher o primeiro comboio, pequerrucha? — disse Mad Mathesis, quando entravam para a carruagem. — Não conseguias contar melhor que *isso*?

— Tomei um caso extremo — foi a resposta chorosa. — A nossa excelente preceptora diz-nos sempre: «Quando tiverem dúvidas, minhas queridas, tomem um caso extremo». E eu *tinha* dúvidas.



Burlington House numa imagem do século 19, quando ainda não era sede da Real Academia das Artes

— Funciona sempre? — perguntou a sua tia.

Clara suspirou.

— Nem sempre — admitiu ela relutantemente. — E eu não consigo perceber porquê. Um dia ela estava a dizer às meninas pequenas (eles fazem um barulho enorme durante o lanche, sabe): «Quanto mais barulho fizerem, menos doce levam, e vice-versa». E eu pensei que elas não iam perceber o significado de «vice-versa»: de modo que lhes expliquei. Disse: «Se fizerem um barulho infinito, não levam doce nenhum: e se não fizerem barulho nenhum, levam uma quantidade infinita de doce». Mas a nossa excelente preceptora disse que esse não era um bom exemplo. Porquê? — concluiu ela, queixosa.

A tia dela fugiu à questão.

— É possível levantar algumas objecções — disse ela. — Mas como é que fizeste a conta para os comboios de metropolitano? Nenhum deles anda infinitamente depressa, acho eu.

— Chamei-lhes lebres e tartarugas — disse Clara, um pouco timidamente, porque tinha pânico de que se rissem dela. — E pensei que não podia haver tantas lebres como tartarugas na linha; por isso tomei um caso extremo: uma lebre e um número infinito de tartarugas.

— É de facto um caso extremo — comentou a tia dela com admirável gravidade — e um estado de coisas sumamente perigoso!

— E pensei, se eu fosse com uma tartaruga, haveria apenas uma lebre para encontrar: mas se fosse com a lebre... está a ver, haveria *montes* de tartarugas!

— Não era uma má ideia — disse a senhora de idade, quando saíram da carruagem, à entrada de Burlington House. — Vais ter outra hipótese hoje. Vamos fazer um jogo de classificar quadros.

Clara animou-se.

— Gostava mesmo muito de tentar outra vez — disse ela. — Vou tomar mais cuidado desta vez. Como é que se joga?

Mad Mathesis não respondeu a esta pergunta: estava ocupada a traçar linhas nas margens do catálogo.

— Vês — disse ela após um minuto —, tracei três colunas à frente dos nomes dos quadros na galeria principal, e quero que as preenchas com bolas e cruces: as cruces são o sinal bom e as bolas o mau. A primeira coluna é para a escolha do tema, a segunda para a disposição, a terceira para as cores. E as regras do jogo são estas: tens de dar três cruces a dois ou três quadros. Tens de dar duas cruces a quatro ou cinco...

— Quer dizer *apenas* duas cruces? — disse Clara. — Ou posso contar os quadros com três cruces entre os de duas cruces?

— Claro que podes — disse a tia dela. — Quem quer que tenha *três* olhos, pode-se dizer que tem *dois*, imagino?

Clara seguiu o olhar sonhador da sua tia para a galeria apinhada, com algum receio de descobrir que se via lá alguém com três olhos.

— E tens de dar uma cruz a nove ou dez.

— E quem é que ganha o jogo? — perguntou Clara, enquanto anotava essas regras numa página branca do seu catálogo.

— Quem marcar menos quadros.

— Mas e se marcarmos o mesmo número?

— Então é quem tiver mais marcas.

Clara raciocinou.

— Não acho que seja grande jogo — disse ela. — Vou marcar nove quadros, e dar três cruces a três deles, duas a mais dois, e um cruz a cada um dos restantes.

— Ah vais? — disse a tia dela. — Espera até teres ouvido todas as regras, minha filha impetuosa. Tens de dar três bolas a um ou dois quadros, duas bolas a três ou quatro, e uma bola a oito ou nove. Não quero que sejas *muito* dura para com os membros da Real Academia.

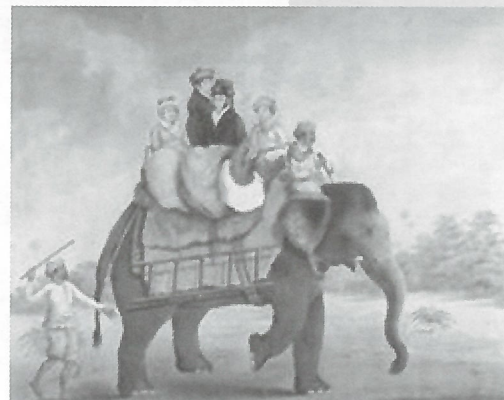
Clara suspirou enquanto escrevia todas estas novas regras.

— É bem pior que as dízimas infinitas periódicas! — disse ela. — Mas estou determinada a ganhar à mesma!

A tia dela sorriu severamente.

— Podemos começar *aqui* — disse ela, quando pararam à frente dum quadro enorme, que o catálogo informava ser o «Retrato do Tenente Brown, montado no seu elefante preferido».

— Parece horrivelmente orgulhoso! — disse Clara. — Não julgo que ele fosse o



«Lord Hastings's European Servants Travelling on an Elephant» (criados europeus de Lord Hasting viajando num elefante), aguarela por Sita Ram de 1814 que retrata uma cena habitual na Índia durante o domínio britânico

¹ William Shakespeare (1564-1616), *Hamlet, prince of Denmark*, acto 3, cena 4. (N. do T.)



A Real Academia das Artes foi fundada em 1768. Teve a sua primeira sede em Pall Mall. Em 1780 mudou-se para Somerset House. Em 1837 mudou-se para a ala leste da Galeria Nacional. Só em 1868 se mudou para as instalações de Burlington House (ao lado), que ainda ocupa.

Burlington House aparece referida em documentos do final do século 17, altura em que era uma residência particular, construída em alvenaria. Na década de 1720 foi reconstruída em estilo paladiano pelo terceiro Lord Burlington, e em 1815 foi novamente alterada por Samuel Ware para Lord George Cavendish. Em 1854 o governo comprou a casa, que se encontra arrendada por 999 anos à Real Academia das Artes por um preço simbólico. A casa sofreu então novas transformações pelo membro da Real Academia Sydney Smirke. Houve ainda alterações posteriores por E. M. Barry em 1876, por Norman Shaw em 1885, por Sir Thomas Jackson em 1899 e por Sir Norman Foster, membro da Real Academia, em 1991.

Tenente preferido do elefante. Que quadro tão horrível! E ocupa o espaço duns vinte!

— Olha o que dizes, querida! — interpôs a tia dela. — Foi pintado por um membro da Real Academia!

Mas Clara foi impiedosa.

— Não me interessa de quem é! — gritou. — E vou dar-lhe três marcas más.

Tia e sobrinha depressa se afastaram uma da outra na multidão, e durante a meia-hora seguinte Clara esteve atarefada com o trabalho, a pôr marcas e a apagá-las novamente, e à procura para cima e para baixo dum quadro bom. Ela achou isso a parte mais difícil de tudo.

— Eu *não* consigo encontrar aquilo que quero! — exclamou por fim, quase a chorar de vergonha.

— O que é que quer encontrar, minha querida? — A voz era estranha para Clara, mas tão doce e simpática que ela se sentiu atraída pela sua dona, mesmo antes de a ter visto; e quando se virou, e se deparou com os olhares sorridentes de duas senhoras de idade baixinhas, cujas caras redondas com covinhas, exactamente iguais, pareciam nunca ter conhecido uma preocupação, custou-lhe — como depois confessou à Tia Mattie — a não as abraçar a ambas.

— Estava à procura dum quadro — disse ela — sobre um bom assunto, com uma boa disposição, mas mal colorido.

As senhoras de idade baixinhas olharam uma para a outra com alguma preocupação.

— Acalme-se, querida — disse a que tinha falado —, e tente lembrar-se de qual era. Qual é que *era* o assunto?

— Seria um elefante, por exemplo? — sugeriu a outra. Onde estavam ainda se via o Tenente Brown.

— Na verdade não sei! — respondeu impetuosamente Clara. — Sabem, não interessa nada qual é o assunto, desde que seja bom!

Uma vez mais as irmãs trocaram olhares preocupados, e uma sussurrou qualquer coisa à outra, do qual Clara só apanhou a palavra «doida»¹.

«Estão a referir-se à tia Mattie, claro está», disse para ela mesma — imaginando, na sua inocência, que Londres era como a sua terra natal, onde toda a gente se conhecia.

Shaw em 1885, por Sir Thomas Jackson em 1899 e por Sir Norman Foster, membro da Real Academia, em 1991.

Para mais informações vê <http://www.royalacademy.org.uk>.

— Se estão a falar da minha tia — juntou ela em voz alta —, ela está *ali*, logo três quadros adiante do Tenente Brown.

— Ah, bom! Então o melhor é ir ter com ela, minha querida! — disse suavemente a sua nova amiga. — *Ela* há-de encontrar o quadro que procura. Adeus, querida!

— Adeus, querida! — ecoou a outra irmã. — Veja lá, não se perca da sua tia! — E o par afastou-se para outra galeria, deixando Clara bastante perplexa com o seu comportamento.

— São mesmo simpáticas! — disse para consigo mesma. — Porque é que seria que tinham assim pena de mim! — E continuou a andar, murmurando para ela própria — Tem de ter duas marcas boas, e...

Apêndice

— Um nó! — disse Alice — Oh, deixa-me desfazê-lo!²

Respostas ao nó 4

Problema — Há 5 sacos, dos quais os números 1 e 2 pesam 12 libras; os números 2 e 3 pesam 13 libras 1/2; os números 3 e 4 pesam 11 libras 1/2; os números 4 e 5 pesam 8 libras; os números 1, 3 e 5 pesam 16 libras. É pedido o peso de cada saco.

Resposta — 5 libras 1/2; 6 libras 1/2; 7 libras; 4 libras 1/2; 3 libras 1/2.

Solução — A soma de todas as pesagens, que é de 61 libras, inclui o saco número 3 *três vezes* e cada um dos outros *duas vezes*. Deduzindo duas vezes a soma da primeira e da quarta pesagens, obtemos 21 libras para o *triplo* do saco número 3, isto é, o saco número 3 pesa 7 libras. Portanto, a segunda e a terceira pesagens dão 6 libras 1/2 para o saco número 2 e 4 libras 1/2 para o saco número 4; e portanto a primeira e a quarta pesagens dão 5 libras 1/2 para o saco número 1 e 3 libras 1/2 para o saco número 5.

¹ Isto é, *mad*. (N. do T.)

² Lewis Carrol (1832-1898), *As Aventuras de Alice no País das Maravilhas*, capítulo 3. (N. do T.)

Uma publicação da



Associação Juvenil
de Ciência



Ministério da Ciência e da Tecnologia

FCT

Fundação para a Ciência e a Tecnologia

Apoio do Programa Operacional
Ciência, Tecnologia, Inovação
do Quadro Comunitário de
Apoio III

Com o apoio de



FUNDAÇÃO para a DIVULGAÇÃO
das TECNOLOGIAS de INFORMAÇÃO



Instituto
Português
da Juventude